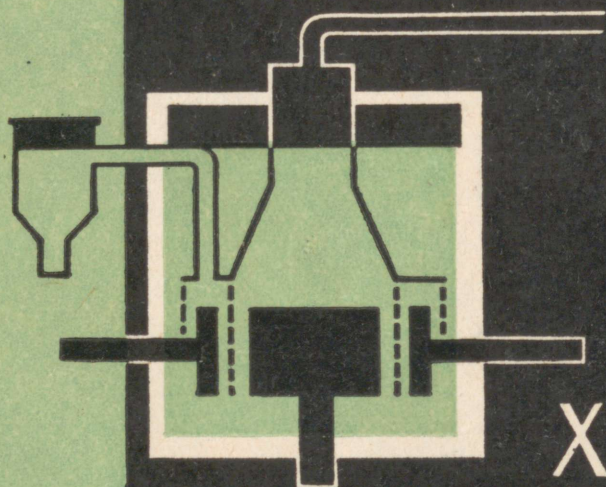


K. PRINKMAN

KEEMIA



X
KLASSILE

elementide perioodiline süsteem

mentide rühmad

VI		VII		VIII			0
		(H)					² _{4,003} He Heelium
⁸ _{16,0000} O Hapnik	⁹ _{19,00} F Fluor						¹⁰ _{20,183} Ne Neoon
¹⁶ _{32,066} S Väävel	¹⁷ _{35,457} Cl Kloor						¹⁸ _{39,944} Ar Argoon
²⁴ _{52,01} Cr Kroom	²⁵ _{54,94} Mn Mangaan	²⁶ _{55,85} Fe Raud	²⁷ _{58,94} Co Koobalt	²⁸ _{58,69} Ni Nikkel			
³⁴ _{78,96} Se Seleen	³⁵ _{79,916} Br Broom						³⁶ _{83,80} Kr Krüptoon
⁴² _{95,95} Mo Molibdeen	⁴³ ₍₉₉₎ Tc Tehneetsium	⁴⁴ _{101,1} Ru Ruteenium	⁴⁵ _{102,91} Rh Roodium	⁴⁶ _{106,7} Pd Pallaadium			
⁵² _{127,61} Te Telluur	⁵³ _{126,91} I Jood						⁵⁴ _{131,3} Xe Ksenoon
⁷⁴ _{183,92} W Volfram	⁷⁵ _{186,31} Re Reenium	⁷⁶ _{190,2} Os Osmium	⁷⁷ _{192,2} Ir Iriidium	⁷⁸ _{195,23} Pt Plaatina			
⁸⁴ ₍₂₁₀₎ Po Poloonium	⁸⁵ ₍₂₁₀₎ At Astaaf						⁸⁶ ₍₂₂₂₎ Rn Radoon
RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄					
RH ₂	RH						

n i i d i d

⁶⁵ _{158,93} Tb Terbium	⁶⁶ _{162,46} Dy Düsproosium	⁶⁷ _{164,94} Ho Holmium	⁶⁸ _{167,2} Er Erbium	⁶⁹ _{168,94} Tu Töulium	⁷⁰ _{173,04} Yb Üterbium	⁷¹ _{174,99} Lu Luteetsium
---	---	---	---	---	--	--

i i d i d

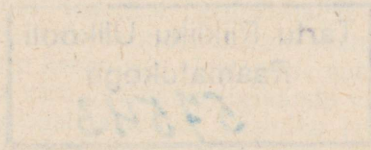
⁹⁷ ₍₂₄₉₎ Bk Berkelium	⁹⁸ ₍₂₄₉₎ Cf Kalifornium	⁹⁹ ₍₂₅₅₎ Es Einsteinium	¹⁰⁰ ₍₂₅₅₎ Fm Fermium	¹⁰¹ ₍₂₅₆₎ Md Mendelevium	¹⁰² ₍₂₅₃₎ No Nobeelium	103
--	--	--	---	---	---	-----

A-21006 III

KÄRL PRINKMAN

KEEMIA

X KLASSILE



EESTI RIIKLIK KIRJASTUS
TALLINN 1963

Kaane kujundus: G. Pant

Kinnitatud Eesti NSV Haridusministeeriumi poolt

2

Tartu Riikliku Ülikooli
Raamatukogu

57543

Прякман Карл Янович

ХИМИЯ ДЛЯ X КЛАССА

На эстонском языке

Обложка Г. Паньт

Эстонское Государственное Издательство
Таллин, Пярнуское шоссе, 10

Toimetaja I. Pikas

Kunstiline toimetaja H. Keigo

Tehniline toimetaja O. Laul

Korrektorid V. Põlde ja O. Kajando

Ladumisele antud 2. VII 1962. Trükkimisele antud 26. IX 1962. Paber 60×90, 1/16. Trükk-
pögnaid 11,25. Arvestuspögnaid 11,56. Trüklarv 5000. Tellimise nr. 5927. Hans Heidemann
nimeline trükkikoda, Tartu, Ülikooli 17/19. I

Hind 22 kop.

6-6

I peatükk.

SÜSINIKURÜHMA KEEMILISED ELEMENDID.

§ 1. Sissejuhatus.

D. I. Mendelejevi perioodilisuse süsteemi neljanda rühma tähtsamateks keemilisteks elementideks on süsinik (C) ja räni (Si). Nagu teada, kuulub süsinik kõikide elavate organismide koostisse, räni aga on maakoore koostise tähtsamaks keemiliseks elemendiks.

Neljanda rühma keemilistel elementidel on keskne asend perioodilisuse süsteemis. Perioodilisuse seaduse põhjal on meil teada, et keemiliste elementide metallilised omadused nõrgenevad perioodis suunaga vasakult paremale, s. t. esimeselt rühmalt seitsmenda rühmani, kuna mittemetallilised omadused nõrgenevad järk-järgult vastupidises suunas, s. t. seitsmendast rühmast esimese suunas.

Süsiniku ja räni asendist perioodilisuse süsteemis järgneb, et mainitud keemilistel elementidel on vahepealne asend teiste samasse perioodi kuuluvate keemiliste elementide suhtes. Järelikult peavad nii süsinik kui ka räni avaldama ligikaudu võrdsel määral metallilisi ja mittemetallilisi omadusi. Süsiniku ja räni aatomid võivad moodustada teiste keemiliste elementide aatomitega kovalentse seosega ühendeid.

Süsiniku ja räni kõrgeimate hapnikuühendite üldvalemiks on RO_2 , näiteks CO_2 ja SiO_2 . Need oksiidid on oma iseloomult hapete (süsihape — H_2CO_3 ja ränihape — H_2SiO_3) anhüdriidid.

Mittemetallidena võivad süsinik ja räni moodustada vesinikuga RH_4 -tüüpi ühendeid, näiteks CH_4 ja SiH_4 .

Peale selle on süsinikul ja ränil veel rida analoogilisi omadusi.

§ 2. Süsinik.

1. Süsinik — *Carboneum*.

Keemiline sümbol C (loe: tse); aatomkaal 12; järjenumbr 6.

Süsinikku tuntakse juba ammu puidusöe, tahma ja kivisöe näol.

Süsinik looduses. Süsinikku leidub looduses puhtalt ja rohkearvuliste ühendite kujul. Puhas süsinik on teemant ja grafiit. Ka kaevandatavad söed on peaaegu puhas süsinik.

Väga suurtes kogustes leidub süsinikku paljude mineraalide koostises. Mineraalidest, mis sisaldavad süsinikku kaltsiumkarbonaadi (CaCO_3) kujul, võib nimetada näiteks lubjakivi, kriiti ja marmorit, kuna mineraal dolomiit sisaldab süsinikku kaltsiummagneesiumkarbonaadi kujul ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$). Levinumateks nendest mineraalidest on lubjakivi, mis moodustab näiteks Nõukogude Eestis suure paksusega lademeid või muudes kohtades isegi terveid mägesid.

Looduslik vesi sisaldab alati süsihappegaasi (CO_2) ja mitmesuguseid süsihappe soolaseid. Ka õhus on süsinikku süsihappegaasi kujul (keskmiselt 0,03% ruumala järgi).

Nagu öeldud, on süsinik kõikide taimede, loomade ja inimeste kehade tähtsaimaks koostisosaks; selliseid süsinikku sisaldavaid aineid nimetatakse keemias orgaanilisteks aineteks. Ning lõpuks esineb süsinik suurtes kogustes ka nafta koostises (keskmiselt 85,5%). Seega on süsinik üheks kõige levinumaks keemiliseks elemendiks maakeral, kuigi teda leidub maakoos mitte üle 0,2%. Oma arvukate ühendite tõttu on süsinik teiste keemiliste elementide suhtes eri olukorras.

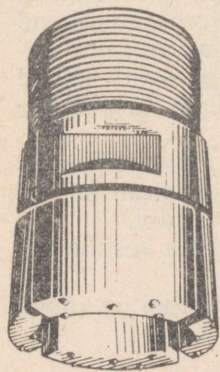
Süsiniku allotroopia. Nagu märgitud, tuntakse süsinikku kahes allotroopses teises: teemandi ja grafiidi kujul.

Teemant on värvuseta kristalne aine, erikaaluga 3,51. Ta murrab tugevasti valguskiiri.

Teemant on kõige kõvem kõikidest praegu tuntud ainetest. Olles väga kõva, on teemant samal ajal ka väga rabe. Teemandi erandlik kõvadus võimaldab tema kasutamist klaasilõikamisel, kõvade kivimite, metallide ning teiste materjalide töötlemisel. Teemantpuurimisel, mida tänapäeval rakendatakse väga laialdaselt naftatootmisel, kasutatakse torupuure, mille otsa on kinnitatud rida teemante (joonis 1).

Teemandipulbrit kasutatakse vääriskivide ja ka teemandi enda lihvimiseks.

Aastal 1814 põletasid inglise teadlased Davy (loe: deivi) ja Faraday (loe: färedi) teemanti hapniku atmosfääris. Põlema süüdatud teemant põles rahuliku, eredalt valge leegiga, kusjuures ainsa põlemissaadusena tekkis süsihappegaas. Selle katsega tõestasid teadlased, et teemant koosneb ainult süsinikust.



Joonis 1. Teemantpuur.

Teemante leidub looduses võrdlemisi harva, tavaliselt väikeste kristallidena, mis asetsevad kas kivimites või uhtliivas. Kõige suurem seni leitud teemant kaalub 620 g. Nõukogude Liidus avastati hiljuti teemandi leiukoht Jakuudi ANSV-s.

Veel harvem leidub looduses puhtaid ja värvuseta teemante, neid hinnatakse kõrgelt. Kõige sagedamini leidub kollase, roosa ja musta värvinguga teemante. Teemantidel ilmub pärast lihvimist ja poleerimist neile iseloomulik sära. Lihvitud korrapärase kujuga teemante nimetatakse briljantideks. Suure valguse murdmise ja sellest tingitud «värvide mängu» tõttu hinnatakse briljante ehteasjadena. Teemantide kaalu avaldatakse nn. karaatides. Üks karaat on ligikaudu 0,2 g.

Grafiit on tumehall, nõrga metalliläikega kristalne aine. Tema erikaal on 2,17 kuni 2,3. Õhu käes ei sütti grafiit isegi väga tugeval kuumutamisel, kuid hapnikus põleb ta süsihappegaasiks. Vastandina teemandile on grafiit väga pehme ja katsudes rasvane. Ta lõhestub kergesti väga õhukesteks libledeks. Kui tõmmata grafiiditükiga üle paberi, siis jätab ta tumeda jälje. Sellel põhineb grafiidi kasutamine pliiatsite valmistamisel, sest pliiatsi südamikud valmistatakse grafiidi ja savi segust, mille savisisalduse vähenemisega suureneb pliiatsi pehmus. Grafiidipulbrit tarvitatakse määrdeõlide asemel kõrgeil temperatuuridel töötavate masinaosade määrimiseks. Väga hea määrdeaine on õlis hõõrutud grafiit.

Grafiidi ja savi segust valmistatakse ka tulekindlaid tiigleid, mida kasutatakse metallide sulatamisel. Grafiit juhib hästi elektrit. Sellel omadusel põhineb grafiidi kasutamine elektrotehnikas elektroodide, liugkontaktide jm. valmistamisel.

Nõukogude Liidus leidub kvaliteetse grafiidi suuri lademeid Siberis, Ukrainas ja mujal. Käesoleval ajal valmistatakse söest või koksist kunstlikku grafiiti, mis kvaliteedilt ületab isegi loodusliku grafiidi.

Järsk erinevus teemandi ja grafiidi omadustes on seletatav nende sisemise ehituse erinevusega. Röntgenikiirte abil on õnnestunud kindlaks teha süsiniku aatomite paigutus teemandi ja grafiidi kristallides. Selgus, et teemandi kristallides asetsevad kõik süsiniku aatomid võrdsel kaugusel üksteisest. Seetõttu on ka kõik aatomitevahelised seosed teemandikristallides ühesuguse tugevusega (joonis 2).

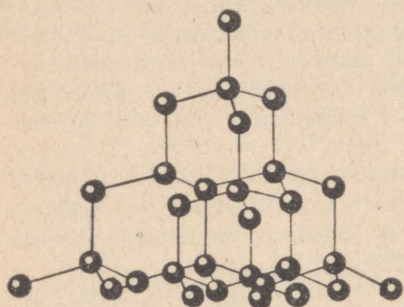
Hoopis teisekujuline ehitus on grafiidi kristallidel. Viimases asetsevad süsiniku aatomid korrapärase kuusnurga tippudes. Mainitud kuusnurgad paiknevad paralleelsetes kihtides (joonis 3). Ühtlasi on selgunud, et kaugus naabruses olevate kihtide vahel on suurem kui kuusnurgas asetsevate süsiniku aatomite vahel. Seetõttu on aatomitevahelised seosed kuusnurgas asetsevatel süsiniku aatomitel tugevamad kui aatomite kihtidevahelised seosed. Kihtidevahelise nõrga seosega ongi seletatav, mispärast grafiit lõheneb kergesti õhukesteks libledeks.

Süsi. Sõeks nimetatakse mitmesuguseid süsinikurikkaid tahkeid aineid, mida leidub vabalt looduses (näiteks kivisüsi) või saadakse kunstlikult orgaaniliste ainete söestamisel (näiteks puusüsi).

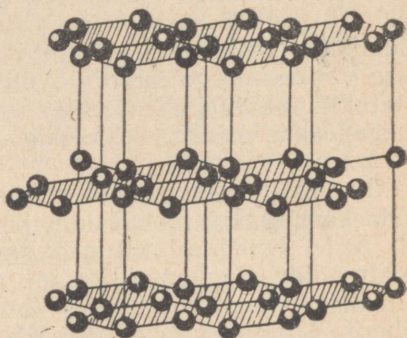
Süsi on musta värvusega aine, mis koosneb peamiselt süsinikust. Puhast sütt saadakse mitmesuguste süsinikku sisaldavate ainete (orgaaniliste ainete) kuumutamisel õhu juurdepääsuta või mittetäielikul põlemisel.

Orgaaniliste ainete kuumutamisel õhu juurdepääsuta (mida nimetatakse kuivdestillatsiooniks) lagunevad nad terveks reaks süsinikuühenditeks, mis eralduvad aurude ja gaaside kujul, kuna suurem osa aines sisalduvast süsinikust jääb järele söena.

Sõltuvalt kasutatud lähteainest tuntakse paljusid söeliike, näiteks puusütt, koksi, kondisütt, tahma jt. Kõikides söeliikides sisaldub suuremal või vähemal määral mitmesuguseid anorgaanilisi aineid, mis jäävad söe põlemisel tuhana järele.



Joonis 2. Süsiniku aatomite paigutus teemandi kristallis.



Joonis 3. Süsiniku aatomite paigutus grafiidi kristallis.

Kõige puhtam süsi on tahm ehk nõgi, mis eralduv tõrva, nafta ja teiste süsinikurikaste ainete mittetäielikul põlemisel. Tahma kasutatakse musta värvi ja tuši valmistamiseks, kummi täiteainena jne.

Süsi on väga raskesti sulav aine, tema sulamistemperatuur on ligi 3500°. Sulanud süsi muutub jahtumisel grafiidiks. Süsi ei lahustu tavalistes lahustites, lahustub aga paljudes sulametalides, näiteks rauas ja niklis.

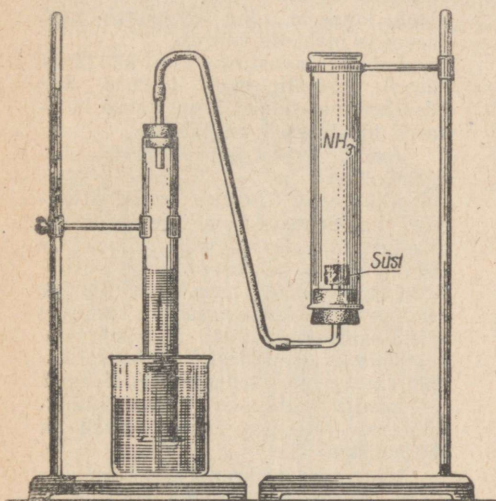
Puusüsi. Puusütt saadakse puidu kuivdestillatsioonil. Vanelmal ja lihtsamal puusöe valmistamise viisil — miilimisel — laotakse halud suurde kuhikusse, mis kaetakse mätastega. Õhu juurdevooluks jäetakse miilisse väiksemad avad. Miilimisel põleb osa puidust ära, kuid suurem osa muutub puusöeks. Tänapäeval söestatakse puitu suurtes raudretortides, mis võimaldavad kuivdestillatsioonil tekkivaid väärtuslikke produkte — puupiiritust, äädikhapet ja teisi kinni püüda.

Kuivdestillatsioonil saadud puusüsi säilitab puidu poorse struktuuri. Vette visatud puusöetükk ujub veepinnal, sest poori-

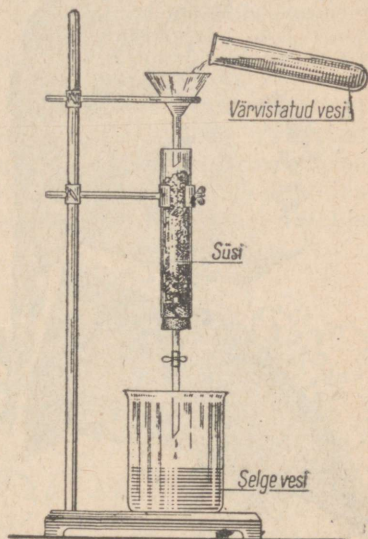
des olev õhk hoiab teda ülal. Kuid sama süsi pulbristatuna vajub kohe vee alla.

Adsorptsioon. Puusõe tähtsaimaks omaduseks on tema võime koondada ehk adsorbeerida enda pinnale gaase, aure ja paljusid lahustunud aineid. Selleks et jälgida gaasi adsorbeerimist sõe poolt, korraldame järgmise katse.

Täidame klaassilindri gaasilise ammoniaagiga ning suleme selle korgi abil, mida läbib gaasijuhtetoru. Enne silindri sulgemist asetame korgile paberist torbiku, millesse on paigutatud söepulbrit. Gaasijuhtetoru ühendame kummivooliku abil klaastoruga, mis on asetatud värvistatud vette (joonis. 4). Teatava aja möödumisel täheldame värvistatud veesamba tõusu torus.



Joonis 4. Ammoniaagi adsorbeerimine sõe poolt.



Joonis 5. Lahuse valastumine sõe toimel.

Sõe adsorbeerivat toimet lahusesse selgitab järgmine katse.

Võtame mingisuguse värvistatud lahuse (lakmuse, indigo või mõne teise aine lahuse) ja filtreerime seda läbi söekihi (katse korraldamine selgub jooniselt 5). Samasugust värvistatud lahuse valastumist võime täheldada ka nimetatud lahuse loksutamisel või soojendamisel peenestatud sõega.

Sõe omadust hoida enda pinnaga kinni gaase ja vedelikes lahustunud aineid, nimetatakse **adsorbeerimisvõimeks**, nähtust ennast aga **adsorptsiooniks** (ladinakeelsest sõnast *adsorbere* — kinni hoidma, ligi tõmbama).

Ainet, mis on võimeline enda pinnale koondama teist ainet, nimetatakse **adsorbendiks**.

Puusõe adsorbeerimisvõime avastas aastal 1785 vene akadeemik T. Lowitz, kes esimesena kasutas adsorbendina praktikas puusütt.

AKADEEMIK LOWITZ.

Tobias Lowitz (1757—1804) oli kuulsa vene teadlase M. V. Lomonosovi järglane Vene Teaduste Akadeemias.

Lõpetanud aastal 1783 ülikooli, asus Lowitz Peterburis tööle õukonna apteeki. Selle apteegi laboratooriumis avastas Lowitz puusõe adsorbeeriva toime vees lahustunud aineisse. See avastus andis temale aukoha keemia ajaloos.

Lowitz uuris sõe mitmekesist kasutamist adsorbendina, eriti sõe toimet püretatud vedelikesse. Ta avastas, et süsi puhastab mustusest iga-suguseid soolalahuseid, valastab värv-ainete lahuseid ning selgendab mee, siirupi ja mahlade värvust.

Lowitzi avastustel on ka tänapäeval määratu suur tähtsus. Sõe adsorbeerivat toimet kasutatakse laialdaselt tööstuses ja riigikaitstes.

Aastal 1793 valiti Lowitz akadeemikuks.

Akadeemik Lowitz uuris põhjalikult ka ainete kristalliseerumist. Ta avastas lahuste üleküllastumise ja allajahtumise nähtused ning kristallide kasvatamise menetluse. Lowitz esines ettepanekuga kasutada korduvat kristallisatsioonini ainet täielikuks puhastamiseks lisanditest. Tänapäeval kasutatakse seda menetlust laialdaselt.

Lowitz esitas esimesena külmutussegude retsepti, mis põhiliselt on säilinud tänapäevani.

Kasutades kristallisatsiooninähtuste uurimisel mikroskoopi, avastas Lowitz aastal 1798 soolade mikroskoopilise kiiranalüüsi soolakristallide kuju põhjal. Sellega rajas ta mikro-

skoopilise analüüsi, mida tööstuses hakati kasutama alles 100 aastat pärast Lowitzi.

Lowitzi eespool mainitud uurimused ununesid hiljem ja omistati teistele teadlastele.

Lowitzi tööd panid aluse paljudele füüsikalise keemia osadele, kusjuures mõningad nendest, sarnaselt Lomonosovi töödega, ennetasid tunduvalt tolleaegse teaduse.

Adsorbeerimisvõime on omane kõikidele tahketele kehadele ning sõltub tunduval määral adsorbendi välispinna suuruselt: peente pulbrite adsorbeerimisvõime on suurem kui sama aine suurtel kompaktsel tükkidel. Eriti suur on sõe adsorbeerimisvõime, kuna puusüsi omab puidu poorse struktuuri säilimise tõttu väga suurt välispinda.



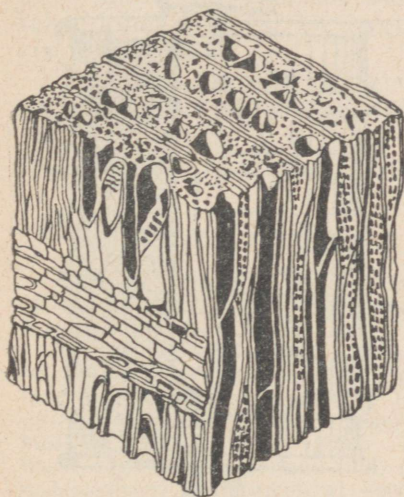
T. Lowitz (1757—1804)

Puitu läbib tavaliselt suur hulk mikroskoopilisi torukei ja kanaleid (joonis 6). Need torukesed ja kanalid säilivad söe struktuuris, olles seega söe poorsuse ja suure välispinna põhjustajateks, mistõttu süsi adsorbeerib hästi paljusid aineid.

Adsorptsiooni olemus seisneb selles, et adsorbendi, näiteks söe välispinnale tõmbuvad ligi ja kogunevad adsorbeeritava aine molekulid, moodustades sellel väga õhukese (ühe molekuli paksuse) välise kirmet.

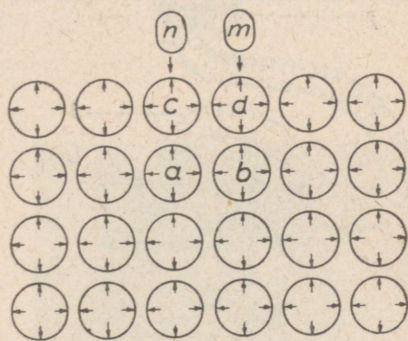
Adsorptsiooni võib seletada järgmiselt.

Kõik ained koosnevad osakestest — molekulidest, mille vahel mõjuvad külgetõmbejõud, mistõttu keha säilitab oma kuju ja ruumala. Leppeliselt kujutame neid molekule kerakestena (joonis 7). Tahke aine sisemuses olevate molekulide *a* ja *b* külgetõmbejõud on tasakaalustatud neid ümbritsevate naabermolekulide külgetõmbejõududega. Tahke keha välispinnal olevail molekulidel, näiteks *c* ja *d*, on külgetõmbejõud ainult osaliselt tasakaalustatud. Tasakaalustamata külgetõmbejõududega tahke keha pindmised molekulid, näiteks *c* ja *d*, võivad külge tõmmata ja kinni hoida nendega kokku puutuvaid gaasimolekule, näiteks *n* ja *m*.



Joonis 6. Puidu struktuur (suurendatult).

Söe adsorbeerimisvõime suurendamiseks tuleb vabastada tema välispind sellesse jäänud kuivdestillatsioonijääkidest, nagu tõrvast ja teistest ainetest.



Joonis 7. Adsorptsiooni skemaatiline kujutamine.

Kuivdestillatsioonijääkide kõrvaldamiseks tuleb puidusütt täiendavalt kuumutada ülekuumendatud veeauru voolus. Sel viisil veeauruga töödeldud söel suureneb poorsus ja seoses sellega ka adsorbeerimisvõime. Sellist sütt nimetatakse aktiveeritud söeks.

Aktiveeritud söe adsorbeerimisvõime on eriti suur. Näiteks adsorbeerib 1 cm³ aktiveeritud sütt hariliketes tingimustes ligikaudu 1500 ml kloori, kuna tavaline süsi adsorbeerib parimal juhul kuni 235 ml kloori. See on seletatav

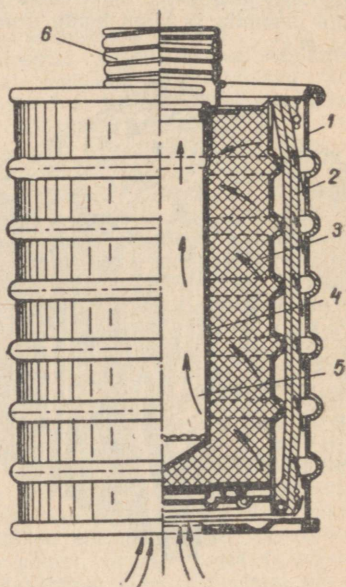
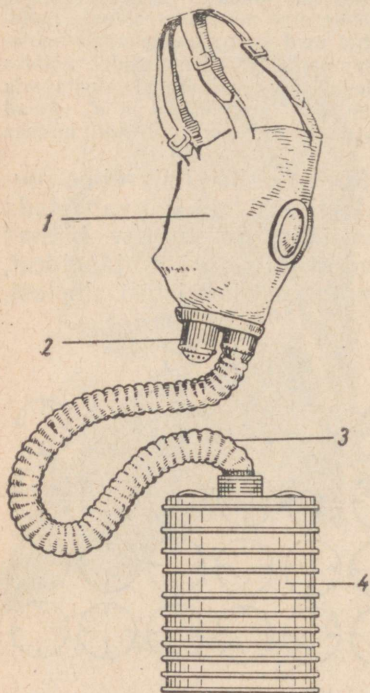
aktiveeritud söe suure välispinnaga. Nii näiteks on 1 g aktiveeritud söe üldpindala 300—1000 m².

Aktiveeritud sütt kasutatakse laialdaselt tööstuses. Filtreerimise läbi aktiveeritud söe kihi puhastatakse suhkrutööstuses suhkrulahus sellele kollast värvust andvatest ainetest.

Aktiveeritud söe abil adsorbeeritakse õhu ja gaaside segudest lenduvate vedelike aurusi, näiteks bensiini looduslikest gaasidest, mida naftarajoonides eraldub suurtes kogustes.

Peale selle kasutatakse aktiveeritud sütt joogivee, õlide, rasvade, toorpiirituse ja teiste ainete puhastamiseks ning katalüsaatorina mitmetes tööstustes.

Aktiveeritud sütt kasutatakse ka arstiteaduses mürgituste, näiteks kala- ja vorstimürgituste puhul ravimina.



Joonis 8. Gaasitorbik:

a — gaasitorbik: 1 — näokate, 2 — ventiilikarp, 3 — voltvoolik, 4 — kurn; *b* — gaasitorbiku kurn: 1 — kurna kest, 2 — suitsufilter, 3 — aktiveeritud söega võrksilinder, 4 — sisemine (väike) võrksilinder, 5 — tolmufilter, 6 — kurnakae!

Aktiveeritud söel on eriti suur tähtsus gaasikaitstes. Teda kasutatakse mürgainete adsorbendina gaasitorbikus. Esimene gaasitorbik leiutati aastal 1915 vene teadlase, akadeemik N. D. Zelinski poolt. Ühtlasi avastas akadeemik Zelinski parima meetodi aktiveeritud söe valmistamiseks. See menetlus seisneb selles, et tavalist kasesütt kuumutatakse ülekuumendatud veeauru voolus.

Aktiveeritud süsi adsorbeerib enamikku mürgiseid gaase ja aure, erandiks on süsinikoksiid ehk vingugaas (CO). Peale selle ei adsorbeerita pihustatud mürgiseid vedelikke ja tolmutaolisi mürkaineid.

Zelinski leiutatud gaasitorbik päästis Esimese maailmasõja ajal tuhandeid sõdureid piinarikkast ja koledast surmast.

Tänapäeva gaasitorbikud kaitsevad silmi ja hingamisteid mürgiste ja sööbivate aurude, gaaside, mürksuitsude ja radioaktiivse tolmu eest.

Gaasitorbik (joonis 8, a) koosneb kummist näokattest ja metallkarbist — gaasikurnast ehk respiraatorist. Gaasikurn (joonis 8, b) sisaldab aktiveeritud sütt, keemilist adsorbenti ning tolmu- ja suitsufiltrit. Sõjaliseks otstarbeks kasutatava mürkaine peamine kogus adsorbeeritakse aktiveeritud söe poolt. Viimase poolt nõrgalt adsorbeeritavad mürkained lagunevad keemilises adsorbendis. Tahked tolmutaolised mürkained ja radioaktiivne tolm peetakse kinni erilisest kartongist valmistatud suitsufiltris ja paberist tolmufiltris.

Tööstuses ja põllumajanduses kasutatakse erilise ehitusega gaasikurnasid juhtudel, kui õhku satuvad mürgised aarud, gaasid või tolmutaolised ained (näiteks värvide lahustid, põllumajanduslike kahjuritite tõrjevahendid jm.).

AKADEEMIK ZELINSKI.

Nikolai Dmitrijevitš Zelinski sündis aastal 1861 Ukrainas. 1884. aastal lõpetas ta Odessa ülikooli.

Aastal 1893 kutsuti Zelinski Moskva ülikooli professoriks. Algas tema intensiivne ja mitmekülgne teaduslik ja pedagoogiline tegevus. Moskva ülikooli juures jätkus Zelinski tegevus kuni aastani 1911, mil reaktioonilise haridusministri korraldusel vallandati Moskva ülikooli juhatus ebalojaalsuse pärast. Protesti märgina erustusid parimad ja eesrindlikumad professorid ja õppejõud. Nende hulgas oli ka Zelinski.

Siirdunud Peterburi, jätkas Zelinski pedagoogilist ja teaduslikku tööd polütehnilise instituudi juures. Esimese maailmasõja algul tegeles Zelinski ennastalgavalt gaasitorbiku valmistamisega. Aastal 1915 teatas Zelinski puusõest kui heast kaitsevahendist keemilise relva vastu.

Zelinski menetlusel valmistatud aktiveeritud süsi leidis suurepärase adsorbendi ja katalüsaatorina laialdast kasutamist ka tööstuses.



N. D. Zelinski (1861—1953).

Pärast Suurt Sotsialistlikku Oktoobrirevolutsiooni siirdus Zelinski jälle Moskvasse. Algas vilgas tegevus keemia alal. Valitsuse poolt toetatuna valmisid tema suurimad tööd. Zelinski avaidatud tööde arv ületab 500.

Kodusõja ja majandusliku laose ajajärgul valmistas ta esimesena sünteetilist bensiini.

Töötades naftakeemia alal, tegi Zelinski suuri avastusi kõrgekvaliteediliste õlide valmistamisel. Tema juhtimisel toimusid edukalt valkude uurimised.

Aastal 1929 valiti Zelinski NSV Liidu Teaduste Akadeemia tegevliikmeks. Nõukogude valitsus hindas akadeemik Zelinski teeneid kõrgeit, andes talle sotsialistliku töö kangelase nimetuse ja autasustades teda nelja Lenini ordeniga ning kahe Tööpunalipu ordeniga.

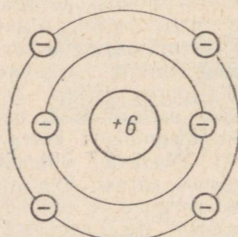
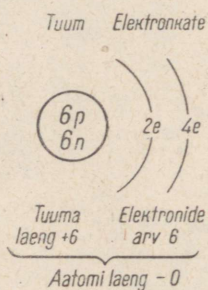
N. D. Zelinski suri 1953. aastal.

Kordamisküsimusi.

1. Jutustada süsiniku levikust looduses.
2. Loetleda a) teemandi, b) grafiidi omadusi ja kasutamisalaseid.
3. Kuidas on võimalik tõestada, et teemant, grafiit ja amorfne süsi koosnevad ühe ja sama keemilise elemendi, süsiniku aatomitest?
4. Võrrelda omavahel teemanti, grafiiti ja sütt. Milles sarnanevad ja milles erinevad nad üksteisest?
5. Kuidas saadakse amorfset sütt ning missugused on selle omadused?
6. Mida nimetatakse a) adsorptsiooniks, b) adsorbendiks? Kirjeldada adsorbentide tööstuslikku kasutamist.
7. Kuidas saadakse aktiveeritud sütt ning mispärast nimetatakse teda nõnda?
8. Kirjeldada gaasitorbiku ehitust.

2. Süsiniku keemilised omadused.

Süsinik on mittemetalliline keemiline element. Ta asetseb keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi IV rühma pea-allrühmas ja teises perioodis.



Süsiniku aatom

Tuumalaeng	+6
Kõikide elektronide laengute summa	-6
Aatomi laeng	0

Joonis 9. Süsiniku aatomi ehituse skeem

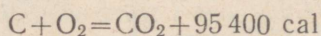
Süsiniku täisarvuni ümardatud aatomkaal on 12 ja tema järjenumbr on 6. Sellest lähtudes võib süsiniku aatomi ehitust

kujutada järgmiselt: aatomituum koosneb 6-st prootonist ja 6-st neutronist; tema elektronkate koosneb kahest kestast; sisemisel elektronkestal on kaks elektroni, kuna välisel elektronkestal on neli valentsielektroni (joonis 9).

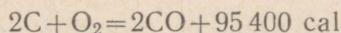
Harilikul temperatuuril ei lahustu vaba süsinik (teemant, grafiit ja amorfne süsi) üheski lahustis ega reageeri ühegi teise ainega. Kõrgel temperatuuril aga ühineb süsinik mitmete metallide ja mittemetallidega. See on seletatav süsiniku aatomite inert-susega, sest süsiniku aatomite vaheline seos teemandi- ja grafiidikristallides on madalal temperatuuril väga püsiv. Kõrgel temperatuuril, eriti elektrikaarleegi temperatuuril, suureneb süsiniku aatomite keemiline aktiivsus seetõttu, et nõrgeneb seos üksikute süsiniku aatomite vahel.

Sõe põlemisel õhus või puhtas hapnikus tekib reaktsiooni tingimustele vastavalt kas süsihappegaas (CO_2) või süsinikoksiid (CO).

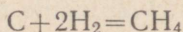
Sõe põlemisel, s. t. süsiniku ühinemisel hapnikuga, eraldub rohkesti soojust. Katsetega on kindlaks tehtud, et ühe gramm-aatomi süsiniku (12 g) täielikul põlemisel eraldub 95 400 cal soojust:



Hapniku vajakul tekib süsiniku mittetäielikul põlemisel süsinikoksiid ehk vingugaas (CO):

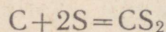


Vesiniku juhtimisel üle hõõguva sõe tekib katalüsaatori juuresolekul gaasiline aine metaan (CH_4):



Vesinikuga annab süsinik veel rea teisi ühendeid, millest nimetame näiteks etüleen (C_2H_4) ja atsetüleen (C_2H_2). Süsiniku ja vesiniku ühendeid nimetatakse keemias süsivesinikeks. Neid ühendeid käsitleme edaspidi.

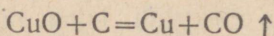
Väävliaurude juhtimisel üle hõõguva sõe tekib väävelsüsinik (CS_2):



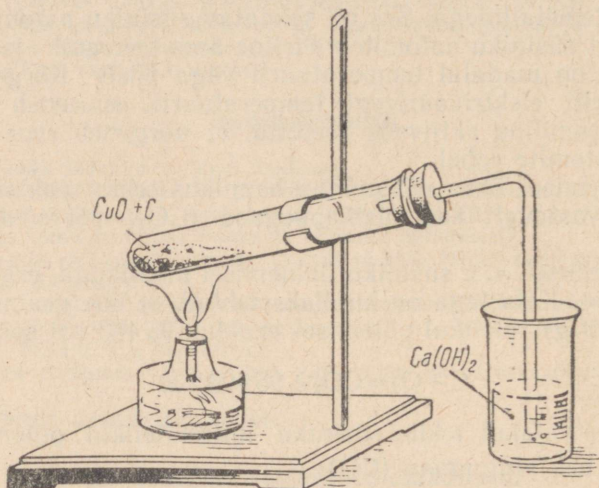
Väävelsüsinik on värvusetu, ebameeldiva lõhnaga vedelik. Ta on mürgine ja väga tuleohtlik. Väävelsüsinikku kasutatakse paljudes tööstustes lahustina ning põllumajanduses kahjurite hävitamiseks aitudes ja ladudes (teda tarvatakse ka muttide surmamiseks nende käikudes).

Kuna süsinik kõrgel temperatuuril ühineb kergesti hapnikuga, siis on ta võimeline ühinema ka paljude metallide oksiidides sisalduva hapnikuga, mistõttu ta osutub heaks redutseerijaks. Näiteks

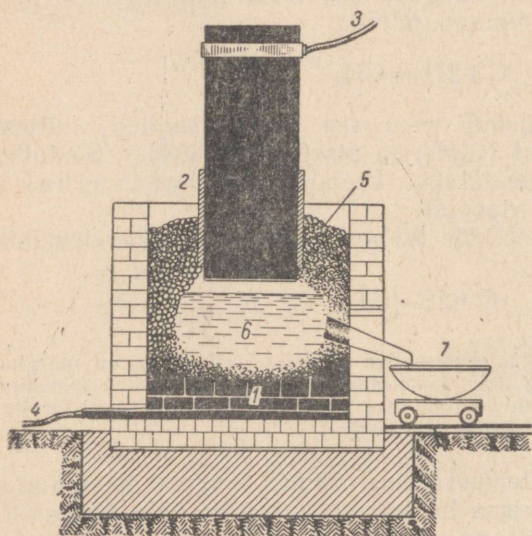
vask(II)oksiidi (CuO) ja söe segu kuumutamisel tekib metalliline vask ja eraldub süsinikoksiid (joonis 10):



Süsiniku redutseerivaid omadusi kasutatakse tööstuses laialdaselt metallide saamisel maakidest.



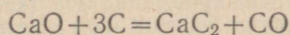
Joonis 10. Vase redutseerimine vask(II)oksiidist söe toimetel.



Joonis 11. Skemaatiline kujutis elektriahjust, mida kasutatakse kaltsiumkarbiidi saamiseks:

- 1 — ahju söeplaatidest põhi;
- 2 — ülemine elektrood; 3 ja 4 — elektrijuhtmed; 5 — kaltsiumoksiidi ja kooksi segu;
- 6 — sulanud kaltsiumkarbiid;
- 7 — vorm.

Väga kõrgel temperatuuril ühineb süsinik metallidega, moodustades seejuures ühendeid, mida nimetatakse karbiidideks. Näiteks kaltsiumi ühinemisel süsinikuga tekib kaltsiumkarbiid (CaC_2). Kaltsiumkarbiidi saadakse tööstuses koksi ja kaltsiumoksiidi segu kuumutamisel elektriahjus (joonis 11) kõrgel temperatuuril (3000°):



Kaltsiumkarbiidi kasutatakse põleva gaasi, atsetüleen (C_2H_2) saamiseks, viimast tarvitatakse metallide keevitamisel ja löikamisel nn. hapniku-atsetüleenileegiga ning samuti paljude orgaaniliste ainete sünteesil.

Kordamisküsimusi.

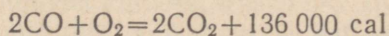
1. Jutustada süsiniku asetusest keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis ning süsiniku aatomi ehitusest.
2. Nimetada süsiniku keemilisi omadusi, millest on tingitud tema inertsus.
3. Missugune tähtsus on süsiniku ja hapniku ühinemisreaktsioonil ning kus seda kasutatakse?
4. Kuidas saadakse kaltsiumkarbiidi ning milleks seda kasutatakse?
5. Kui palju soojust eraldub 1,2 kg söe täielikul põlemisel?
6. Kuj palju pliid saab teoreetiliselt 1 tonni plii(II)oksiidi (PbO) redutseerimisel süsinikuga?

3. Süsinikoksiid CO.

Süsinikoksiid on värvusetu, lõhnata, õhust veidi kergem ja vees vähe lahustuv gaas. Ta on väga mürgine. Süsinikoksiidi lõhnatus teeb ta väga ohtlikuks, sest inimene ei tunne tema olemasolu õhus. Õhk, mis sisaldab ruumala järgi 0,06% CO, on juba mürgine; 0,15% CO-sisaldus on eluohtlik, kuna 1% CO-sisaldusega õhk mõjub surmavalt.

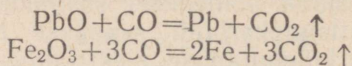
Süsinikoksiidi mürgisus seletub asjaoluga, et tema ühinemisel punaste vereliblede koostisse kuuluva hemoglobiiniga tekib püsiv ühend, mille tõttu veri kaotab kudedele hapniku edasiandmise võime. Värske õhu sissehingamisel laguneb tekkinud ühend järkjärgult ja hemoglobiin muutub jälle hapniku kandjaks. Süsinikoksiidiga mürgitatut tuleb esimeses järjekorras kanda värske õhu kätte (kuid mitte külma kätte). Raskematel juhtudel tuleb teha kunstlikku hingamist ja anda sisse hingata hapnikku.

Süsinikoksiid põleb sinaka leegiga, muutudes seejuures süsihappegaasiks. Süsinikoksiidi põlemisel eraldub palju soojust, mille põhinebki tema kasutamine tööstuses küttegaasina:

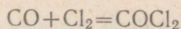


Kõrgel temperatuuril ühineb süsinikoksiid väga energiliselt hapnikuga, redutseerides seejuures paljusid metalle nende oksii-

didest. Süsinikoksiidi seda omadust kasutatakse metallurgias metallide saamiseks nende oksiididest, näiteks:

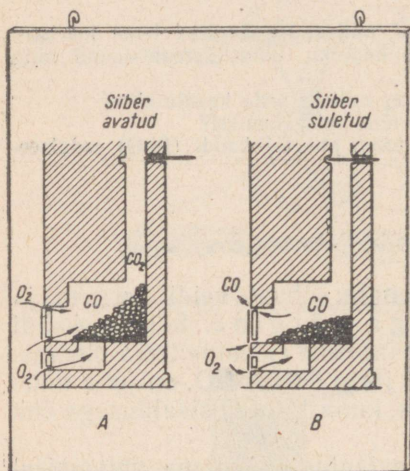


Süsinikoksiid ühineb teatud tingimustel kloori ja teiste keemiliste elementidega. Pääkesevalgusel või aktiveeritud söe (kui katalüsaatori) juuresolekul ühineb süsinikoksiid klooriga vahetult fosgeenis (COCl_2):



Fosgeen on värvusetu, lämmatav gaas, mida kasutati Esimeses maailmasõjas keemilise relvana. Tänapäeval tarvitatakse fosgeeni sünteetiliste värvainete valmistamisel.

Süsinikoksiid ei ühine veega ning ei reageeri aluste ega hapetega. Seega kuulub ta indiferentsete ehk ükskõiksete (soola mitte tekitavate) oksiidide hulka.



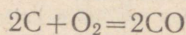
Joonis 12. Süsinikoksiidi ja süsihappegaasi tekkimine ahjus.

kui süte kohal pole enam näha siniseid leegikesi. Pärast kütmist tuntakse mõnikord (kui ahjus olevad põlemisproduktid pääsevad ahjusuudme sulgemisest hoolimata välja) toas erilist lõhna; sel puhul on tavaks öelda, et «lõhnab vingujärele». Kuid see ütlus pole õige, sest süsinikoksiidil ehk vingugaasil ei ole lõhna. Tuntakse vaid kütuse kuivdestillatsioonil põlemata jäänud produktide (tõrva ja teiste ainete) lõhna ning järelikult koos nendega ka süsinikoksiidi.

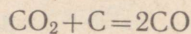
4. Tahke kütuse gaasistamine.

Süsinikoksiid kuulub paljude tööstustes kasutatavate küttegaaside koostisse. Tuntakse mitmesuguseid kunstlikke küttegaase. Neist tähtsamad on generaatorigaas ja vesigaas.

Süsinikoksiid tekib süsinikuühendite põlemisel hapniku (või õhu) vajakul:



või süsihappegaasi juhtimisel üle hõõgkuuma söe (temperatuuril üle 1000°):



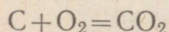
Kolletes, kus on rohkesti hõõguvaid süsi, tekib alati süsinikoksiidi. Ahjusiibri enneaegsel sulgemisel levib mürgine süsinikoksiid köetavasse ruumi (joonis 12).

Ahjusiibrit ei tohi sulgeda, kui ahjus leidub veel rohkesti heledalt hõõguvaid süsi, vaid tuleb hoida veidi avatuna, et süsinikoksiid saaks ära põleda ja korstna kaudu lahkuda. Ahjusiiber suletakse alles siis.

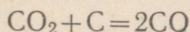
Generaatorigaas koosneb peamiselt süsinikoksiidist ja õhulämmastikust. Tema nimi on tuletatud erilisest ahjust — generaatorist, milles teda saadakse (joonis 13).

Gaasigeneraator on tulekindla voodriga kõrge ahi. Ahju kaanel oleva kolu kaudu täidetakse gaasigeneraator kütusega (koksi, kivisöe, puidu või isegi turbaga). Alt imetakse generaatorisse kütuse gaasitamiseks vajalik õhk. Generaatori ülemises osas on toru, millest tekkinud gaas väljub. Tuhk koguneb generaatori alumisse ossa, kust teda aeg-ajalt kõrvaldatakse.

Gaasigeneraatoris kulgevaid protsesse võib jaotada neljale generaatori tsoonile, milleks on põlemise, redutseerumise, gaasistumise (s. t. lenduvate ainete tekkimise) ja kuivamise tsoonid. Õhk imetakse gaasigeneraatori alumisse ossa, kus kütuse põlevad osad ühinevad õhuhapnikuga süsihappegaasiks ning vabaneb palju soojust. Selles tsoonis küünib temperatuur kuni 1400°-ni. Põlemise tsoonis toimuva reaktsiooni võrrand:



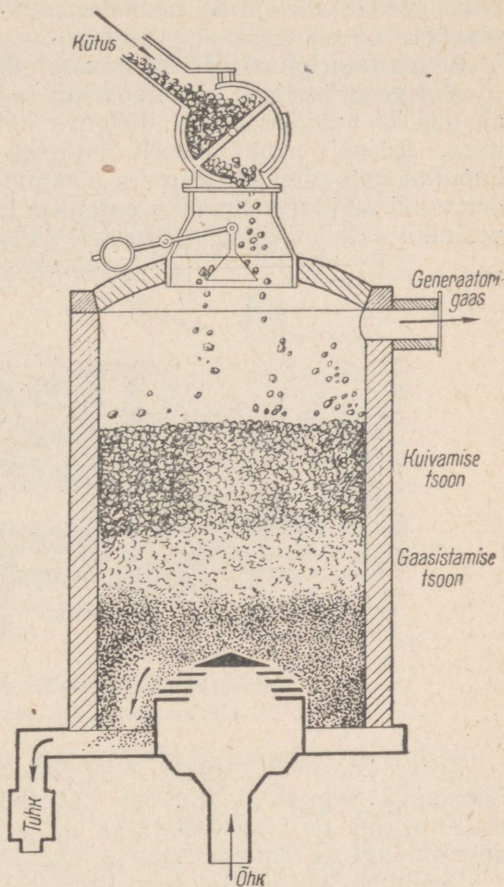
Süsihappegaasist ja õhulämmastikust koosnev gaasisegu läbib seejärel redutseerumise tsooni, kus ta annab osa oma soojusest ära ja paneb selles oleva kütuse hõõguma. Mainitud tsoonis redutseerub süsihappegaas hõõguvate süte toimetel süsinikoksiidiks:



Järgnevalt satub gaaside segu lagunemise tsooni, kus gaaside soojuse toimetel eralduvad gaasilised ained ja tõrv.

Pealmises tsoonis teostub kütuse kuivatamine teda läbivate kuumade gaaside poolt.

Tegelikult sisaldub generaatorigaasis peale süsinikoksiidi ja

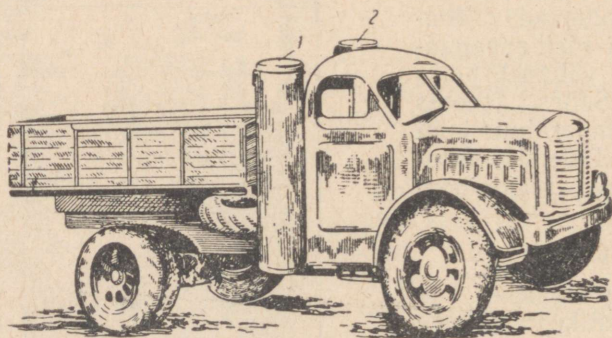
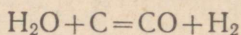


Joonis 13. Lihtsaim gaasigeneraator (lõikes).

õhulämmastiku sõltuvalt kütuse liigist veel teatud määral vesiniku, süsihappegaasi, õhuhapniku ja tõrvaineid. Generaatorigaas puhastatakse enne tarvitamist tõrvast ja tolmust. Generaatorigaasi kasutatakse näiteks klaasi ja terase sulatamisahjude kütmiseks, s. t. peamiselt niisugustes tööstustes, kus nõutakse põlevgaasilt erilist puhtust ja kus on tarvilik ühtlane kõrge temperatuur. Õhuga segatult põleb generaatorigaas auto- ja traktorimootorites, asendades seega kallist bensiini. Autod ja traktorid saavad sel puhul generaatorigaasi nendele monteeritud generaatoritest (joonis 14).

Generaatorigaasi kütteväärtus on 800—1100 kcal/m³.

Vesigaas koosneb süsinikoksiidi ja vesiniku segust. Vesigaasi saamiseks puhutakse läbi hõõguva koksi- või antratsiidikihi veeauru. Kõrgel temperatuuril laguneb vee molekul vesiniku ja hapniku aatomiteks. Kütuses sisalduvad süsiniku aatomid oksüdeeruvad seejuures hapniku aatomite toimel süsinikoksiidiks, kuna vesiniku aatomid ühinevad vesiniku molekulideks:



Joonis 14. Gaasigeneraatoriga veoauto:

1 — generaator; 2 — gaasipuhasti.

Seega koosneb vesigaas kahe põleva gaasi — vesiniku ja süsinikoksiidi segust. Vesigaasi kasutatakse edukalt küttegaasina metallurgias ja klaasitööstuses ning toorainena metüülalkoholi, ammoniaagi ja lämmastikhappe valmistamiseks.

Vesigaasi kütteväärtus on ligi 3000 kcal/m³ ja tema leegi temperatuur ligi 1800°.

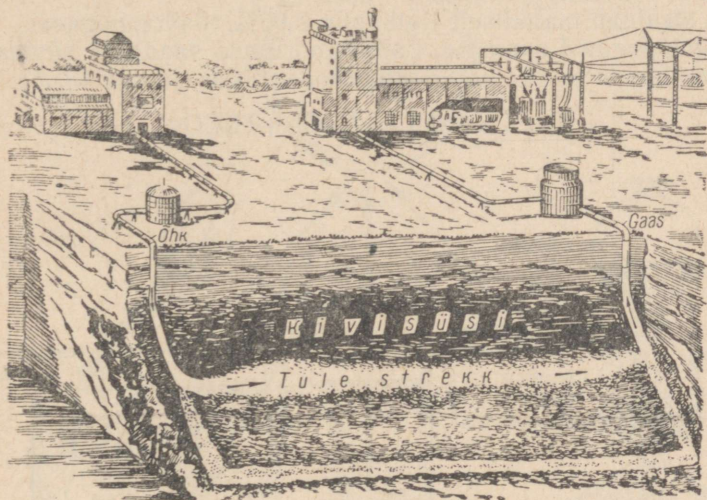
Kivisöe maa-alune gaasistamine. Kuna gaasilise kütusega on võimalik saavutada kõrge temperatuuriga puhas leeki ning tal puudub tuhk, siis on tahke kütuse gaasistamisel määratu suur tähtsus kaasaegses tööstuses. Gaasilise kütuse saamise üheks uueks menetluseks on kivisöe maa-alune gaasistamine.

Esimesena väljendas selle mõtte suur vene keemik D. I. Mende-

lejev aastal 1888. Ta kirjutas: «Arvatavasti tuleb ajastu, kus kivisütt enam ei kaevandata, vaid seda osatakse gaasistada maapõues ja saadud põlevaid gaase juhitakse torustike kaudu suurtele kaugustele.»

Kivisöe maa-aluse gaasistamise probleemile osutas V. I. Lenin eriti suurt tähtsust ning see lahendati Nõukogude Liidus.

Kivisöe maa-aluse gaasistamise põhimõte on väga lihtne. Kivisöekihini kaevatakse kaks šahti, mis maa all ühendatakse horisontaalse käiguga. Kivisöekiht süüdatakse. Ühe šahti kaudu juhitakse juurde õhku (või hapnikuga rikastatud õhku), kuna teist šahti mööda tõuseb tekkinud gaas maapinnale. Nii luuakse maa all nagu



Joonis 15. Kivisöe maa-aluse gaasistamise skeem.

mingi suur gaasigeneraator, milles kivisüsi muudetakse mittetäieliku põlemise teel põlevaks gaasiks (joonis 15). Kivisöe sellise kasutamise paremus seisab selles, et väheneb või kaob täiesti raske kaevuritöö, on võimalik ära kasutada õhukesi kivisöekihte, transport vabaneb kivisöe vedudest (sest gaas juhitakse edasi mööda torustikke), peale selle on niisugune gaas väga odav ja käepärane mitmesuguseks kasutamiseks.

Esimene tööstuslik seade kivisöe maa-aluseks gaasistamiseks rakendati tööle aastal 1937 Donbassis.

Kordamisküsimusi.

1. Missugustel tingimustel tekib süsinikoksiid?
2. Nimetada süsinikoksiidi omadusi.
3. Mispärast on süsinikoksiid redutseerija?

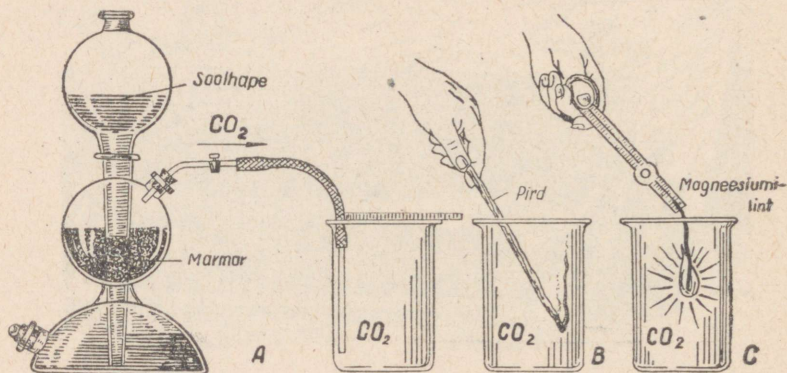
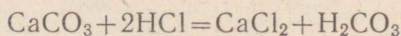
4. Mispärast põleb süsinikoksiid, süsinikdioksiid aga mitte?
5. Mida nimetatakse generaatorigaasiks? Kuidas saadakse generaatorigaasi ja milleks seda kasutatakse?
6. Missugust gaasi nimetatakse vesigaasiks? Kuidas saadakse vesigaasi?
7. Kuidas toimub kivisöe maa-alune gaasistamine?

5. Süsihappegaas ehk süsinikdioksiid.

Süsihappegaas looduses. Süsihappegaas tekib looduses hingamise, põlemise, kõdunemise ja paljude teiste protsesside puhul. Mõnedes kohtades eraldub teda maa seest. Samuti leidub süsihappegaasi ka mineraalallikate vetes.

Õhk sisaldab mahuliselt ligikaudu 0,03% süsihappegaasi.

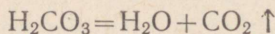
Süsihappegaasi saamine. Laboratooriumis saadakse süsihappegaasi soolhappe toimel kaltsiumkarbonaadisse (joonis 16, A):



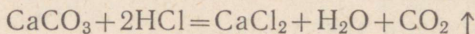
Joonis 16. Süsihappegaasi saamine ja tema omaduste demonstreerimine:

A — süsihappegaasi kogumine; B — põlev pird kustub süsihappegaasis; C — põleva magneesiumlint jätkab põlemist süsihappegaasis.

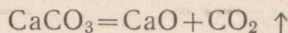
Kuna süsihape on ebapüsiv ühend, siis laguneb ta kohe süsihappegaasiks ja veeks:



Seepärast tuleks reaktsioonivõrrand kirjutada järgmiselt:



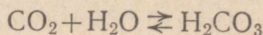
Tööstuses saadakse süsihappegaasi kõrvalainena süsihappe soolade kuumutamisel, peamiselt lubja tootmisel lubjakivist (CaCO_3):



Süsihappegaasi saadakse kõrvalainena orgaaniliste ainete kää-

vees väheneb temperatuuri tõusuga, näiteks ühes ruumalas vees lahustub temperatuuril 15° ainult 1 ruumala süsihappegaasi.

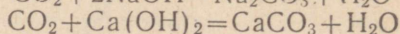
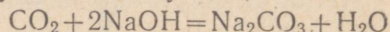
Süsihappegaasi vesilahusel on veidi hapukas maitse ning lakmusega on võimalik kindlaks teha tema happelist reaktsiooni. Seega sisaldub lahuses süsihapet (H_2CO_3), mis tekib osa süsihappegaasi ühinemisel veega:



See reaktsioon on pöörduv, sest süsihape on ebapüsiv ühend. Seepärast sisaldub süsihappe vesilahuses alati süsihappegaasi.

Kuna süsihappegaas moodustab veega süsihapet, siis nimetatakse teda ka süsihappe anhidriidiks.

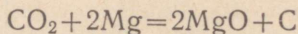
Happelise oksiidina reageerib süsihappegaas ehk süsinikdioksiid alustega, moodustades seejuures soola ja vee, näiteks:



Viimast reaktsiooni oleme juba varem kasutanud ühes või teises gaasis süsinikdioksiidi avastamiseks, sest süsinikdioksiidi juhtimisel läbi lubjavee tekib hägu, mis on tingitud vees lahustumatu kaltsiumkarbonaadi tekkimisest.

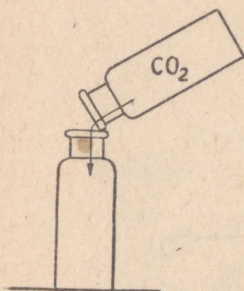
Süsinikdioksiid on väga püsiv ühend, tema molekul ei anna nii kergesti oma hapniku aatomeid ära. Seepärast ei põle tavaliselt põlevad ained süsinikdioksiidis edasi (joonis 16, B). Kuid mõned metallid, näiteks leelismetallid ja magneesium, on võimelised ühinema süsinikdioksiidi molekulis sisalduvate hapniku aatomitega. Põlemasüüdatud

magneesiumlint jätkab põlemist süsinikdioksiidis viimase molekulis sisalduva hapniku arvel, kusjuures tekib magneesiumoksiid, ja süsinik eraldub tahmana (joonis 16, C), tingituna magneesiumi suuremast sugulusest (afiinsusest) hapniku suhtes:



Süsinikdioksiid ei ole mürk, kuid esinedes õhus suuremates kogustes, mõjub ta siiski inimese ja looma organismile, põhjustades peapööritust, hingeldamist, kohinat kõrvades ja unisust. Tema suure sisalduse puhul õhus (üle 20%) hakkab inimene või loom hapnikupuudusel lämbuma.

Kaevudes, keldrites ja kaevustes võib mitmesugustel põhjustel koguneda suuremas koguses süsinikdioksiidi. Seepärast etievaatust sinna laskumisel! Kaevu või kaevusesse tuleb lasta esmalt põlev latern. Kui latern kustub, tuleb neid kohti enne allaminekut tuulutada, vastasel korral võib allalaskujat tabada surm.



Joonis 18. Süsihappegaasi ümbervalamine.

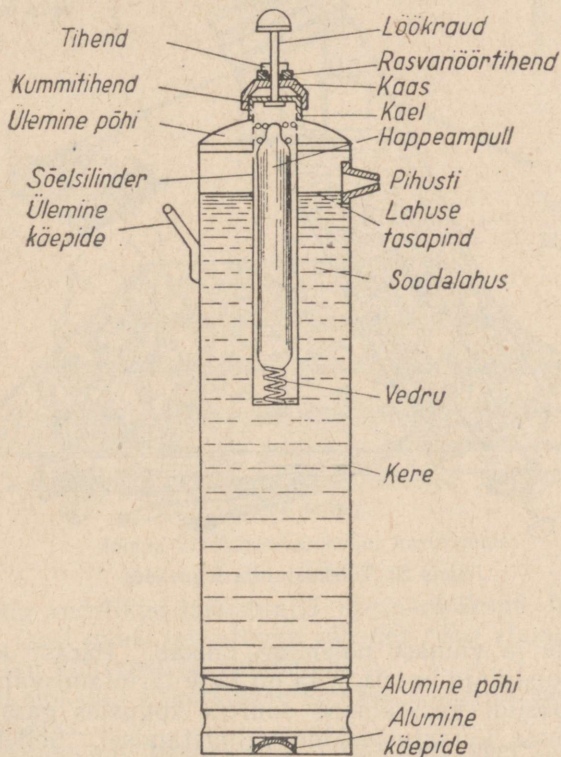
Süsinikdioksiid veeldub tavalisel temperatuuril ja 60 at rõhul. Vedelat süsinikdioksiidi hoitakse alal teraspudelites. Pudelist välja-
valamisel neelab vedel süsinikdioksiid aurustumisel niipalju soo-
just, et muutub tahheks lumetaoliseks massiks. Kokkupressitud
tahket süsinikdioksiidi nimetatakse «kuivaks jääks».

Viiimasel ajal kasutatakse «kuiva jääd» väga laialdaselt raud-
teel ja laevadel kiiresti riknevate toiduainete veol. Kuiv jää ei vaja
mingisuguseid spetsiaalseid seadmeid, sest ta asetatakse otse
kaubakastide vahele. Et kuiva jää aurustumisel ei teki mingisugust
vedelikku, siis pole karta kauba märjakssaamist. Kuiva jääd val-
mistavad meil Moskvas ja Leningradis asuvad tehased.

Süsinikdioksiidi kasutatakse ka tulekahjude kustutamiseks. On
olemas spetsiaalseid tulekustutajaid, mis koosnevad vedela süsini-
kdioksiidi balloonist ja seadisest gaasi kiirel aurustumisel tekkinud
«kuiva lume» paiskamiseks tulepesale.

Tulekahjude, peamiselt nafta, petrooleumi ja bensiini kustuta-
miseks kasutatakse ka gaasilist süsinikdioksiidi.

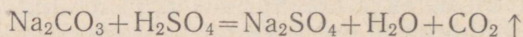
Tegelikus elus ei kasutata tavaliselt tulekahjude kustutamiseks



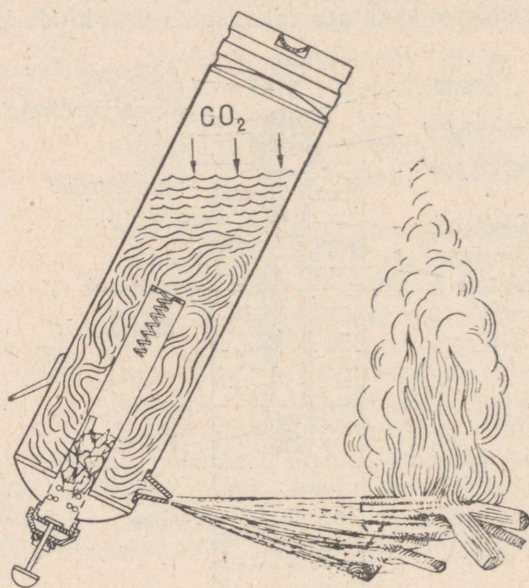
Joonis 19. Tulekustutaja (OP-1).

valmis süsinikdioksiidi, vaid viimast valmistatakse vajaduse momendil tulekustutamisaparaadis — tulekustutajas. Niisugune tulekustutaja koosneb sooda vesilahusega täidetud plekkanumast, mille ülemises osas olevas sõelsilindris on väävelhappeampull. Anum suletakse keermega varustatud kaanega, milles asetseb löökraud (joonis 19).

Tulekustutaja tegevusse rakendamiseks pööratakse ta ümber ja käepidemest kinni hoides lüüakse löökrauaga vastu mõnda kõva eset. Löökraud purustab happeampulli, millest väljavoolav hape reageerib soodalahusega:



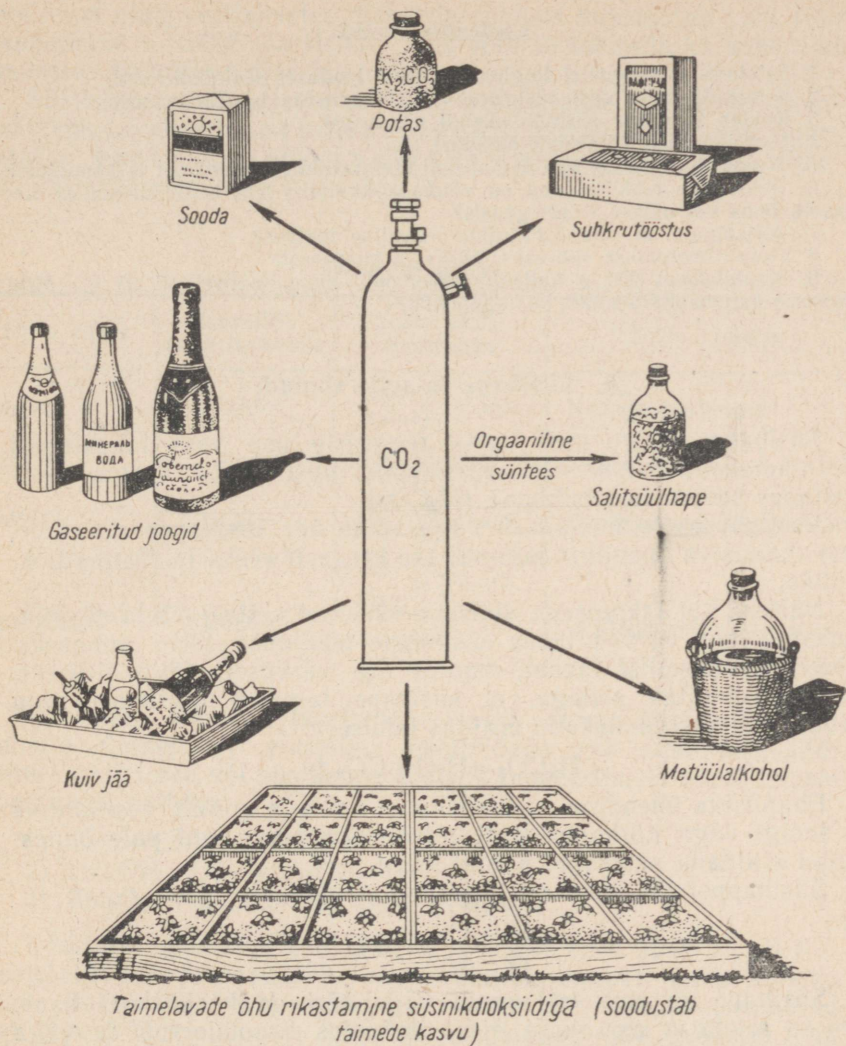
Lahusest ülespoole tõusev süsinikdioksiid rõhub vedeliku pinna ja kihisev, vahutav ning pidevalt süsinikdioksiidi eraldav vedelik paiskub tugeva joana tulekustutajast ning katab põlevat eset (joonis 20). Eralduv süsinikdioksiid tõkestab õhu juurde-



Joonis 20. Tulekustutaja tegevuses.

pääsu esemele ja viimase põlemine lakkab. Pärast kasutamist laetakse tulekustutaja uuesti ja ta on jälle tarvitamisvalmis.

Süsinikdioksiidi kasutatakse suurtes kogustes gaseeritud vee ja mitmesuguste karastusjookide valmistamisel. Selleks küllastatakse vastav jook kõrge rõhu all süsinikdioksiidiga. Niisuguse joogiga täidetud pudeli avamisel langeb rõhk pudelis atmosfäärsesse



Joonis 21. Süsinikdioksiidi kasutamine.

rõhuni ning vedelikus lahustunud süsinikdioksiid hakkab sellest eralduma (sest gaasi lahustuvus väheneb rõhu alanemisega), panes vedeliku kihisema ja vahutama.

Süsinikdioksiidi kasutatakse suurtes kogustes sooda (Na_2CO_3) valmistamiseks.

Süsinikdioksiidi kasutatakse laialdaselt veel suhkrutööstuses, keemiatööstuse mitmesugustes harudes ning igapäevases elus (joonis 21).

Kordamisküsimusi.

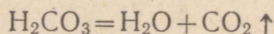
1. Seletada, missugustel tingimustel tekib looduses süsinikdioksiid.
2. Nimetada kolm viisi süsinikdioksiidi saamiseks laboratooriumis.
3. Kuidas saadakse süsinikdioksiidi tööstuses?
4. Loetleda süsinikdioksiidi omadusi.
5. Kuidas eristatakse süsinikdioksiidi lämmastikust, vesinikust ja hapnikust?
6. Missuguse reaktiivi abil on võimalik kindlaks teha süsinikdioksiidi olemasolu õhus või mõnes teises gaasis?
7. Missugune on süsinikdioksiidi praktiline tähtsus?
8. Mida nimetatakse «kuivaks jääks» ja mispärast?
9. Kaalukaotus 200 g kaltsiumkarbonaadi kuumutamisel oli 25 g. Mitu protsenti kaltsiumkarbonaati oli lagunened?

6. Süsihape ja selle soolad.

Süsihape. Nagu meil teada, reageerib osa vees lahustunud süsinikdioksiidist ehk süsihappe anhüdriidist (CO_2) veega, moodustades seejuures süsihappe (H_2CO_3).

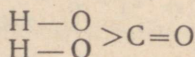
Vesilahuses leidub ainult väga väike arv süsihappe molekule, sest ebapüsiva ühendina laguneb see kergesti veeks ja süsinikdioksiidiks.

Näiteks kui lakmusega siniseks värvitud vette juhtida süsinikdioksiidi, siis värvub lahus süsihappe tekkimise tõttu punaseks. Keetes nüüd sellist lahust, muutub see värvuselt jälle siniseks. See on seletatav sellega, et süsihape laguneb keetmisel ning vabanenud süsinikdioksiid eraldus lahusest:



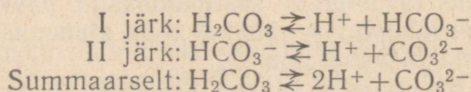
Ebapüsiva ühendina võib süsihape esineda ainult vesilahuses ja sealgi väga nõrkades kontsentratsioonides. Seni pole õnnestunud eraldada süsihapet puhtal kujul.

Süsihappel (H_2CO_3) on järgmine struktuurivalem:



Süsihape on oma iseloomult väga nõrk (väheaktiivne) hape. See on seletatav asjaoluga, et vesilahustes dissotsieerub ta väga vähesel määral ioonideks.

Elektrolüütilisel dissotsiatsioonil võivad süsihappe molekulid dissotsieeruda kahes järgus:



Süsihape dissotsieerub vesilahustes peamiselt esimese järgu kohaselt, s. t. ta moodustab ioone H^+ ja HCO_3^- ; dissotsiatsiooni teine järk on tähtsusetu ning CO_3^{2-} -ioone tekib tühiselt väikeses koguses.

Süsihappe soolad. Lähtudes sellest, et süsihape on kahealuse-line hape ning vesilahustes dissotsieerumisel moodustab kaht liiki happejääke — CO_3^{2-} ja HCO_3^- , siis võib ta tekitada ka kaht liiki soolasid: normaalseid ja happelisi.

Süsihappe normaalseid soolasid nimetatakse süsihappe sooiadeks ehk tavaliselt karbonaatideks, happelisi soolasid nimetatakse vesinikkarbonaatideks (nende vananenud nimetus on bikarbonaadid) (vt. tabel 1).

Tabel 1

Süsihappe soolad.

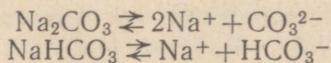
Soola valem	Happejääk soola molekulis	Soola struk- tuurivalem	Soola nimetus
Na_2CO_3	CO_3^{2-}	$\begin{array}{c} \text{Na}-\text{O} \\ \text{Na}-\text{O} \end{array} > \text{C}=\text{O}$	Naatriumkarbonaat
CaCO_3	CO_3^{2-}	$\text{Ca} < \begin{array}{c} \text{O} \\ \text{O} \end{array} > \text{C}=\text{O}$	Kaltsiumkarbonaat
NaHCO_3	HCO_3^-	$\begin{array}{c} \text{Na}-\text{O} \\ \text{H}-\text{O} \end{array} > \text{C}=\text{O}$	Naatriumvesinikkarbonaat
$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	HCO_3^-	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \\ \text{Ca} < \begin{array}{c} \text{O} \\ \text{O} \end{array} > \text{C}=\text{O} \\ \text{H}-\text{O} \end{array}$	Kaltsiumvesinikkarbonaat

Süsihappe soolasid (karbonaate) võib saada süsinikdioksiidi vahetul ühinemisel aluseliste oksiididega või süsinikdioksiidi toimel leelistesse või süsihappe soolade reageerimisel teiste hapete sooladega, näiteks:

- 1) $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$
- 2) $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{ZnSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{ZnCO}_3 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$

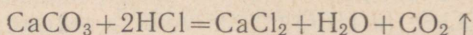
Kõikidest süsihappe sooladest lahustuvad vees hästi ainult leelismetallide karbonaadid ja ammooniumkarbonaat, kuna kõikide teiste metallide karbonaadid on vees praktiliselt lahustumatud (vt. lisa 1 õpiku lõpus). Seevastu lahustuvad vees peaaegu kõik vesinikkarbonaadid.

Süsihappe soolad dissotsieeruvad elektrolüütilisel dissotsiatsioonil ioonideks, kusjuures karbonaatide puhul tekib ioon CO_3^{2-} , vesinikkarbonaatide puhul aga ioon HCO_3^- , näiteks:



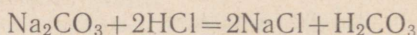
Süsinikdioksiidi eraldumine hapete toimel on kõikide süsihappe soolade iseloomustavaks tunnuseks. Süsihappe soolade sel-

lel omadusel põhineb ka süsinikdioksiidi laboratoorne saamisviis:

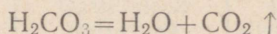


Hapete toimel süsihappe sooladesse eralduva süsinikdioksiidi põhjal on võimalik samuti kindlaks teha mis tahes karbonaadi esinemist soolade segus, näiteks:

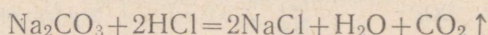
naatriumkarbonaadi reageerimisel soolhappesega tekib süsihappe järgmise võrrandi kohaselt:



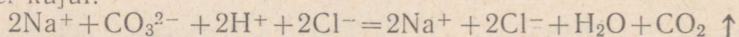
Ebapüsiva ühendina laguneb süsihappe järgmise võrrandi kohaselt:



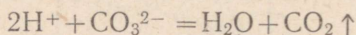
Mõlemate võrrandite liitmisel saame:



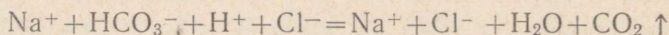
Reaktsiooni kulgemisel vesilahuses võime selle kirjutada ioonilisel kujul:



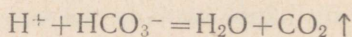
ehk taandatud kujul:



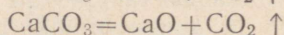
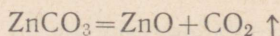
Analoogiliselt reageerib ka naatriumvesinikkarbonaat soolhappesega. Reaktsiooni võrrand ioonilisel kujul:



ehk taandatud kujul:

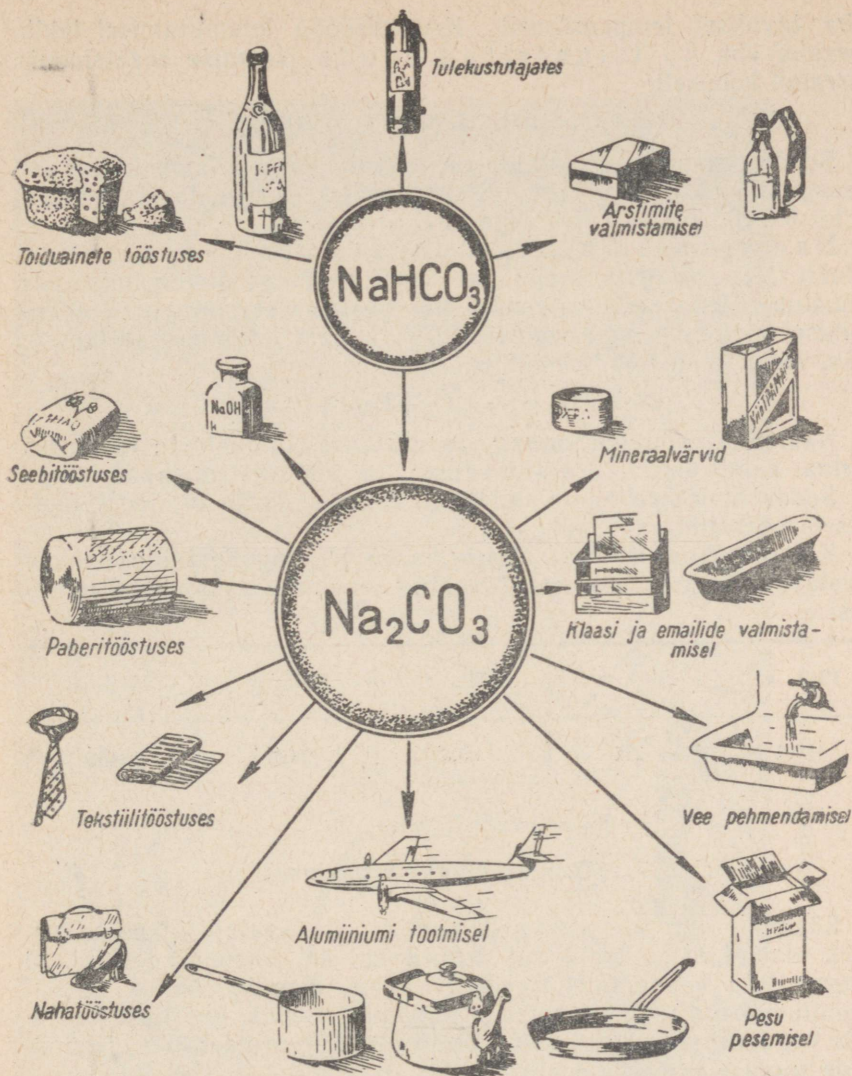


Süsihappe soolade (peale leelismetallide) teiseks iseloomustavaks tunnuseks (omaduseks) on nende lagunemine kuumutamisel. Seejuures tekib vastava metalli oksiid ja süsinikdioksiid. Näiteks:



Karbonaatide seda omadust kasutatakse tööstuses metalli oksiidide ja süsinikdioksiidi saamiseks, näiteks lubja saamiseks lubjakivi kuumutamisel.

Naatriumkarbonaat ehk sooda (Na_2CO_3). Looduslikku soodat leidub meil mõnede Siberi järvede (Kulunda stepis jm.) vees. Selliste soodajärvede vesi sisaldab niivõrd rohkesti soodat, et viimane sadestub talvel vee temperatuuri langemisel kristallidena järvede põhja. Viimasel ajal on alustatud soodajärvede tööstuslikku ekspuaterimist. Suurem osa soodat toodetakse aga keemiliste menetluste teel tehastes, kusjuures lähteaineteks on keedusool, süsinikdioksiid, vesi ja ammoniaak.

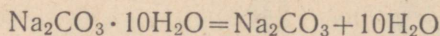


Joonis 22. Sooda kasutamine.

Naatriumkarbonaat ehk sooda on vees hästi lahustuv valge pulber. Sooda lahustumisel täheldatakse vedeliku küllalt tugevat soojenemist, mis on seletatav hüdraatide tekkimisega.

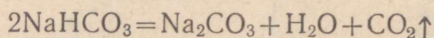
Vesilahustest kristalliseerub sooda kristallhüdraadina — $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, mida nimetatakse kristallsoodaks ehk pesusoodaks. Kristallsooda kaotab kergesti osa kristallveest

juba tavalisel temperatuuril. Kristallsooda kuumutamisel tekib veevaba ehk kaltsineeritud sooda järgmise reaktsiooni-võrrandi kohaselt:



Soodat kasutatakse laialdaselt koduses majapidamises ja mitmesugustes tööstusharudes, näiteks keemia-, seebi-, klaasi-, paberi- ja teistes tööstustes (vt. joonis 22).

Naatriumvesinikkarbonaat ehk söögisooda (NaHCO_3). Naatriumvesinikkarbonaat on valge pulber, mis vees lahustub märgatavalt halvemini kui naatriumkarbonaat. Soojendamisel laguneb naatriumvesinikkarbonaat naatriumkarbonaadiks, veeks ja süsinikdioksiidiks:



Naatriumvesinikkarbonaati kasutatakse toiduainete tööstuses (taina kobestamisel), arstiteaduses ja koduses majapidamises.

Sooda suure rahvamajandusliku tähtsuse tõttu on tema tootmisele pööratud suurt tähelepanu.

Kaltsineeritud sooda tootmise kasvu Nõukogude Liidus iseloomustavad järgnevad arvud (toodang on antud tuhandetes tonnides):

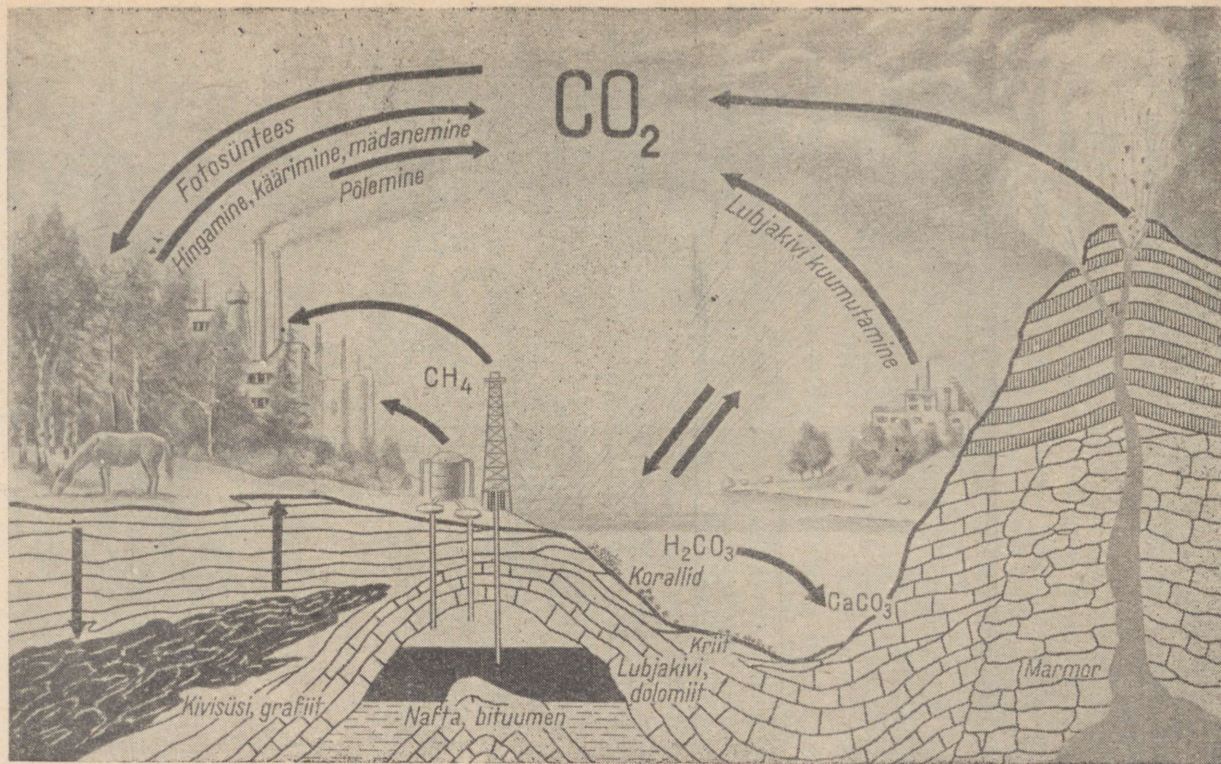
1913. a.	1940. a.	1958. a.	1960. a.	1965. a.
156,6	536	1608	2420	3498

7. Süsiniku ringkäik looduses.

Süsinik on elavate organismide hädavajalik koostisosa. Kõik elavad organismid, nii taimed kui ka loomad, tarvitavad hingamiseks hapnikku (O_2) ja eritavad süsinikdioksiidi (CO_2). Süsinikdioksiid tekib elavates organismides nende koostisse kuulivate orgaaniliste ainete oksüdeerimisel. See protsess on organismide soojuse ja energia allikaks.

Samuti tekib süsinikdioksiidi kütuse põlemisel, taimede ja loomade jäänuste mädanemisel ning eraldub suurtes kogustes atmosfääri maakera sisemusest vulkaanilistel pursetel. Nende protsesside tagajärjel peaks õhku kogunema süsinikdioksiidi tohutuis kogustes. Kuid õhk säilitab oma alatise koostise, tähendab, kusagil looduses peab toimuma vastupidine protsess — süsinikdioksiidi muundumise protsess.

Süsinikdioksiidi muundumise protsess leiab aset taimede lehtedes olevais klorofülliterakestes päikesevalguse ja vee osavõtul.



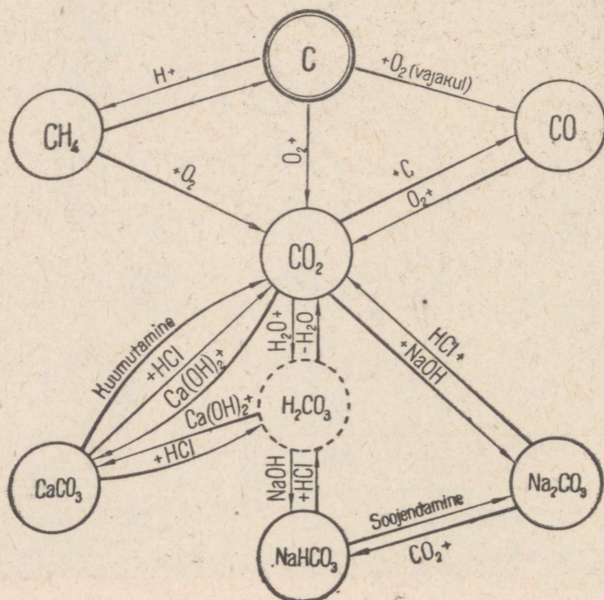
Joonis 23. Süsiniku ringkäik looduses.

Süsinikdioksiidi muundumisel tekivad taimede lehtedes mitmesugused orgaanilised ühendid (näiteks suhkur, tärklis ja teised, mis koosnevad peamiselt süsinikust, vesinikust ja hapnikust). Seejuures eritub hapnik. Seda protsessi nimetatakse fotosünteesiks ja selle avastajaks oli kuulus vene botaanik K. A. Timirjazev (1843—1920).

Loomad toituvad kas taimedest või teistest loomadest, kes omakorda on toitunud taimedest; seega satuvad taimede valmistatud orgaanilised ühendid loomade (ja ka inimese) organismi, kus mainitud ühendites sisalduv süsinik hingamisprotsessi kestel oksüdeerub süsinikdioksiidiks ja uuesti eritub atmosfääri.

Seega me näeme, et looduses esineb süsiniku ringkäik: taimed omastavad õhust süsinikdioksiidi ja muudavad selle (päikesevalguse kaasabil) orgaanilisteks ühenditeks. Viimased lagunevad hingamisprotsessi kestel taimedes või loomade (ja inimese) organismis ning süsinikdioksiid satub uuesti õhku. Sinna pöördub tagasi samal kujul ka põletatavas kütuses ja kõdunevates taimejäänustes sisalduv süsinik (joonis 23).

Koos süsiniku ringkäiguga leiab aset ka energia ringkäik. Süsinikdioksiid laguneb rohelistes taimedes päikesevalguse toimel. Päikesekiirte energia koguneb (akumuleerub) taimedesse ja nende poolt valmistatud orgaanilistesse toitainetes. Loomad (ja inimene), toitudes nendest, oksüdeerivad orgaanilisi aineid; seejuures kasutatakse vabanevat energiat keha temperatuuri alal-



Joonis 24. Süsiniku ja selle ühendite geneetilise seose skeem.

hoidmiseks ning füüsilise ja vaimse töö tegemiseks. Sama kogutud päikeseenergia vabaneb soojuse ja valguse kujul puidu, kivisöe, turba ja teiste kütuste põlemisel.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada süsihappe omadusi.
2. Kuidas nimetatakse süsihappe a) normaalseid, b) happelisi soolaid? Tuua näiteid.
3. Kirjutada süsihappe normaalsete ja happeliste a) kaaliumi, b) magneesiumi soolade valemid. Nimetada neid soolaid.
4. Nimetada karbonaatide saamise menetlused.
5. Missugust mõju avaldab süsihappe sooladesse a) lahustamine, b) kuumutamine, c) hapetega reageerimine? Tuua vastavate reaktsioonide võrrandid.
6. Missugusel viisil saab süsihappe soolaid eristada teiste hapete sooladest?
7. Missugusel keemilisel reaktsioonil põhineb tulekustutaja kasutamine?
8. Arvutada, mitu mooli süsinikdioksiidi reageerib lahusega, milles on üks mool naatriumhüdroksiidi, ning kui reaktsiooni tulemusena tekib a) normaalne, b) happeline sool.
9. Kui palju väävelhapet vajatakse süsinikdioksiidi eraldamiseks a) ühest moolist naatriumkarbonaadist, b) ühest moolist naatriumvesinikkarbonaadist?
10. Mispärast kasutatakse tulekustutaja laadimiseks sageli naatriumvesinikkarbonaati ja mitte naatriumkarbonaati?
11. On antud neli katseklaasi, millest esimeses on plii(II)nitraadi lahus, teises kaaliumkloriidi lahus, kolmandas kaltsiumhüdroksiidi lahus ja neljandas kaltsiumkloriidi lahus. Kõigile lahustele lisandati veidi sooda lahust. Missugustes katseklaasides võib täheldada keemilise reaktsiooni kulgemist? Kirjutada nende reaktsioonide võrrandid ioonilisel kujul.
12. Selgitada sooda tähtsust rahvamajanduses.
13. Koostada antud süsinikuühendite geneetilise seose skeemi (joonis 24) põhjal võrrandid vastavate reaktsioonide kohta, nimetada nende kulgemise tingimusi ja seejuures tekkivate ainete omadusi.

§ 3. Kütused ja kütmine.

1. Kütuse liigid. Kütused.

Kütuse liigid. Süsi ja paljud looduslikud süsinikuühendid etendavad meie maa rahvamajanduses väga tähtsat osa, sest neid kasutatakse nii kütusena kui ka keemiatööstuse toorainena.

Kütusena kasutatakse tahkeid, vedelaid ja gaasilisi aineid, mida põletatakse vastavais seadmes soojusenergia saamiseks.

Tootmise seisukohalt jaotatakse kütused looduslikeks ja sünteetilisteks (ehk kunstlikeks).

Kütuste klassifikatsioon on esitatud tabelis 2.

Kaevandatavad söed. Nõukogude Liidu kaevandatavate süte varusid arvatakse, 8700 miljardile tonnile, mis moodustab 57% maailma varudest. Kaevandatavate süte varude suhtes on Nõukogude Liidul esimene koht maailmas.

Tsaristlikul Venemaal oli kütusetööstus väga nõrgalt arenenud.

Tabel 2

Kütuse agregaatolek	Kütus	
	looduslik	sünteeiline
tahke	kivisüsi, pruunsüsi, põlevkivi, puit	koks, brikett
vedel	nafta ehk maaõli	bensiin, etüülalkohol, metüülalkohol (puupiiritus)
gaasiline	maagaas	generaatorigaas, vesigaas

Nii näiteks oli Venemaa kivisöe tootmises kuuendal kohal maailmas, mistõttu tuli kivisütt välismaalt sisse vedada. Suurem osa meie maa kaevandatava söe leiukohtadest on avastatud ja ekspluaatimisele võetud nõukogude võimu aastail.

Nõukogude võimu ajal on saavutatud kivisöe tootmise arendamisel väga suuri edusamme:

1913. a.	1940. a.	1958. a.	1960. a.	1965. a.
29,1	165,9	496,1	513,2	612 (plaan)

(Toodang on antud miljonites tonnides.)

Kivisöe tootmises on Nõukogude Liidul esimene koht maailmas.

Nagu teada, on kaevandatavad söed tekkinud kümneid või sadu miljoneid aastaid tagasi maapealse taimestiku jäänustest. Maismaataimede jäänused on muutunud aja jooksul turbaks. Tek-

kinud turbasood (ja mõnel juhul ka maismaataimed) on kattunud maakeral toimuvate protsesside tagajärjel kivimikihtidega. Maa-põue sattunud turbamassid (maismaataimed) on muutunud kõrge temperatuuri ja rõhu toimel kivisöeks. Seletatav on see sellega, et turbamassis (maismaataimedes) toimuva lagunemisprotsessi tagajärjel on hapnik ja lämmastik eraldunud turba (taimede) orgaanilise aine koostisest, kusjuures järelejäänud massi suhteline süsinikusisaldus on järk-järgult suurenenud. Nii on muutunud taimede jäänused aegamööda kõvaks süsinikurikkaks põlevaineks. Sõltuvalt taimede jäänuste lagunemisprotsessi kestusest liigitatakse kaevandatav süsi pruunsöeks, kivisöeks ja antratsiidiks.

Pruunsüsi on kõige noorem kaevandatav süsi. Tema nimeetus tuleneb söe pruunist või tumepruunist värvusest. Pruunsütt iseloomustab suur niiskuse- ja tuhasisaldus. Teda kasutatakse peamiselt kohaliku kütusena.

Kivisüsi on tihe must aine. Ta on pruunsöest vanem. Koostiselt ja omadustelt jaguneb ta mitmesse liiki. Kivisütt toodetakse ja kasutatakse väga suurtes kogustes.

Antratsiit on kaevandatavatest sütest kõige vanem. Ta on väga tihe, musta värvusega ning metalliläikega süsi. Antratsiidis on rohkem süsinikku kui teistes kaevandatavates sütes. Ta põleb lühikese leegiga ja peaaegu suitsuta.

Keemiliselt koostiselt on kaevandatavad söed-segaained, sest nad koosnevad orgaanilisest osast ja mineraalsetest lisanditest. Orgaanilise osa koostisse kuuluvad keemilised elemendid süsinik, hapnik, lämmastik ja väävel. Peamiseks koostisosaks on aga süsinik (vt. tabel 3).

Tabel 3

Tähtsamate kütuste orgaanilise osa koostis ja kütteväärtus.

Kütus	Keemiliste elementide sisaldus protsentides				Kütteväärtus kcal/kg
	C	H	O	N ja teised keemilised elemendid	
Puit	50	6	44	0	4500
Turvas	59	6	33	2	5400
Pruunsüsi	69	5	25	1	6700
Kivisüsi	81	5	13	1	8400
Antratsiit	95	2	3	0	8100
Põlevkivi	77	9	11	3	8400
Nafta	86	12	1	1	10500

Kaevandavataves sütes leiduvad mineraalsed lisandid tekivad põlemisel tuha. Peale selle sisaldub kaevandavataves sütes veel niiskust ja põlevaid gaase, peamiselt metaani (CH_4); viimast nimetatakse ka kaevandusgaasiks.

Kõikide kütuste orgaanilise osa põlevateks keemilisteks elementideks on süsinik ja vesinik. Tabelist 3 nähtub, et mida suurem on kütuse süsiniku- ja vesinikusisaldus, seda kõrgem on tema kütteväärtus.

Kütteväärtuseks nimetatakse soojuse kogust kilokalorites, mis eraldub 1 kg tahke või vedela ehk 1 m³ gaasilise kütuse täielikul põlemisel.

Turvas. Turvas on sootaimede jäänuste aeglase lagunemise saadus. Vee all toimival lagunemisprotsessil väheneb teatavasti taimejäänuste hapniku- ja lämmastikusisaldus, kuid suureneb nende suhteline süsinikusisaldus. Turba tekkimise protsess on üldjoontes analoogiline kivisöe tekkimise protsessiga. Turvas on taime söeksmuundumise esimene aste. Madalama lagunemisastme tõttu on tema süsinikusisaldus väiksem kui kivisöel. Turba tuhasisaldus on suhteliselt suur (võib ulatuda kuni 20%-ni). Ta on väga hügrokoopne, mistõttu temas võib sisalduda kuni 95% vett. Turvast kasutatakse peamiselt kohaliku kütusena.

Turbatööstus on Nõukogude Liidus kõige noorem kütuse tootmise haru. Turbavarude suhtes on Nõukogude Liidul esimene koht maailmas. Turvast ei kasutata ainult kütusena ja allapanuna põllumajanduses, vaid ka turbakoksi, turbatõrva, gaasi ja paljude muude ainete saamiseks, mis omavad rahvamajanduses suurt tähtsust.

Põlevkivi. Põlevkivi orgaaniline aine on tekkinud palju miljooneid aastaid tagasi järvede ja teiste seisvate veekogude põhja satunud veetaimede jäänuste keemilisel muundumisel. Põlevkivikihid vahelduvad lubjakivisetetest tekkinud lubjakivikihtidega.

Põlevkivi on kollakaspruuni kuni tumepruuni värvusega. Põlevkivi põleb tahmava leegiga. Suure tuhasisalduse tõttu on ta kasutatav kohaliku kütusena. Põlevkivi rahvamajanduslik tähtsus seisab aga selles, et tema termilisel töötlemisel on võimalik saada niisuguseid väärtuslikke aineid, nagu põlevkivigaasi, põlevkiviõlisid (bensiin, mootoripetrooleum, diiselkütus, bituumen jt.) ning palju muid saadusi.

Puit. Viimasel ajal on tööstuses puidu kasutamine kütusena pidevalt vähenenud. Seevastu suureneb puidu kasutamine keemiatööstuse toorainena, sest puidust on võimalik valmistada tselluloosi, paberit, kunstkiudu, etüülalkoholi ja muid tarvilikke aineid.

Nafta. Naftaks nimetatakse looduslikku õlitaolist põlevat vedelikku, mis koosneb süsiniku ja vesiniku mitmesuguste ühendite segust. Oletatakse, et nafta on tekkinud maapõues toimunud loomsete ja taimsete organismide lagunemisprotsessi tagajärjel. Nii naftat kui ka selle termilisel töötlemisel saadavaid aineid (bensiini,

petrooleumi, diiselõli jt.) kasutatakse tööstuses laialdaselt vedelkütusena. Seoses mooforihituse arenguga on arenenud ka nafta tootmine ja töötlemine. Nafta tootmise kasvu Nõukogude Liidus näitab järgmine tabel (toodang on antud miljonites tonnides):

1913. a.	1940. a.	1958. a.	1960. a.	1965. a.
9,2	31,1	113,2	147,9	240 (plaan)

Naftavarude poolest on Nõukogude Liit maailmas esimesel kohal.

Gaasiline kütus. Gaasilise kütuse hulka kuuluvad meile tuttavad generaatorigaas, vesigaas ja maagaas ning veel mõned teised põlevad gaasid, mida käsitleme lähemalt järgmise klassi keemias kursuses.

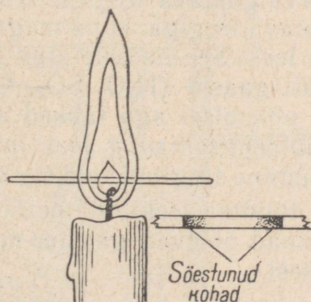
2. Leek ja selle ehitus.

Küünlaleegi vaatlemisel võime tähele panna, et see koosneb kolmest osast (joonis 25): sisemisest tumedast (*a*), mida ümbritseb keskmine helendav osa (*b*), ning välisest, vaevalt nähtavast kollakast osast (*c*).

Selleks et kindlaks teha, kas temperatuur küünlaleegi eri osades on ühesugune, asetame sellesse väheks ajaks tuletiku, nagu on kujutatud joonisel 26. Seejuures paneme tähele, et tuletikk söestub kõigepealt kohtades, mis asetsevad leegi välises helenda-



Joonis 25. Leegi ehitus.



Joonis 26. Tuletiku söestumine küünlaleegis.

vas osas, kuna leegi sisemises tumedas osas olev tuletiku osa on veel söestumata. Siit järgneb, et leegi välistes osades on temperatuur kõrgem kui sisemises tumedas osas.

Küünlaleegi sisemises osas olevate ainetega tutvumiseks asetame sinna klaastorukese (joonis 27). Selgub, et torukese ülemisest otsast hakkavad väljuma rasked valged aurud, mida on võimalik põlema süüdata. Siit järgneb, et küünlaleegi sisemises osas valitseva hapnikupuuduse tõttu ei toimu mingit põlemist, vaid küünalt moodustava aine (parafiini) aurustumine.



Joonis 27. Parafiini aurustumine leegi sisemises osas.

Vaatleme nüüd, millest koosneb leegi keskmine helendav osa. Selleks asetame sinna mõneks sekundiks mingi heleda külma eseme, näiteks portselantiiglikese. Leegist väljavõtmisel nähtub, et see on kattunud tahmaga. Järelikult on leegi helendavas osas söeosakesi. Nende tekkimine on seletatav asjaoluga, et küünlaleegi tumedas osas tekkinud parafiiniaurud lagunevad leegi helendavas osas keemilisteks elementideks (süsinikuks ja vesinikuks), mille ühinemisel hapnikuga vabaneb rohkesti soojust. Osa süsinikust, mis ei jõua hapnikuga ühineda, moodustab söekübemeid. Viimased kuumenevad leegi keskmisest osast vabaneva soojuse toimel hõõgumiseni ja helendavad.

Leegi välimises osas segunevad tekkinud ained õhuga ja põlevad hapniku toimel täielikult ära. Seetõttu on leegi temperatuur selles osas ka kõige kõrgem.

Mitmesuguste ainete põlemisel tekkiva leegi vaatlemisel selgub, et mõned ained põlevad valgustava leegiga, teised seevastu annavad väga vähe valgust. Nii näiteks põlevad vesinik ja väävel sinaka mittevalgustava leegiga. Küünal, puit ja õlid põlevad seevastu valgustava leegiga, kuna magneesiumi põlemisel tekib pimestavalt valge leek. See on seletatav järgmisega: kui aine põlemisel tekivad ainult gaasid (H_2O , SO_2 , CO_2), siis on leek mittevalgustav, tekivad põlemisel aga tahked aineosakesed (süsi, MgO), siis viimased kuumenevad ning leek muutub valgustavaks. Seega on leegi helendumine tingitud tahkete aineosakeste hõõgumisest.

Õppinud tundma leeki, võime öelda, et see pole midagi muud, kui hõõgkuumad põlevad gaasid, mis võivad sisaldada hõõguvaid tahkeid osakesi.

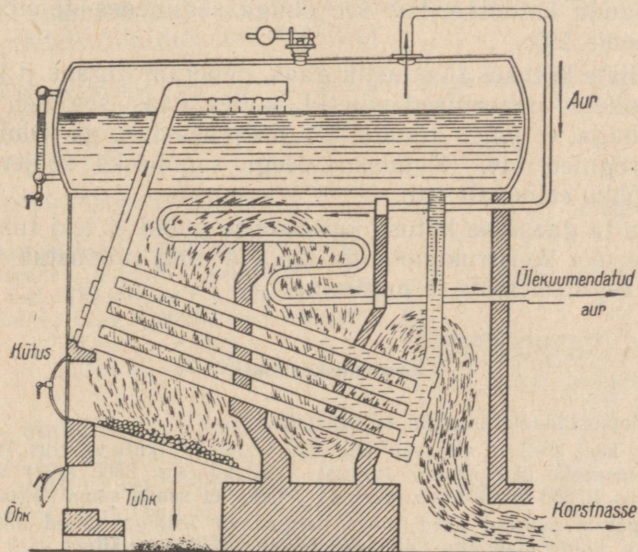
3. Tahke, vedela ja gaasilise kütuse põletamise viisid.

Tööstuslikes ettevõtetes ja elamutes põletatakse mitut liiki kütust. Maksimaalse soojusenergia kättesaamiseks tuleb kütust põletada oskuslikult ja ratsionaalselt. Meil kõigil on teada, et mõnede kütiste korstnatest eraldub musta suitsu. Seda põhjustab põlemata jäänud tahm, süsi ja õli, mis saastavad ümbruskonna õhku. Niisuguste kütiste kolletes põletatakse kütust ebaratsionaalselt ja valesti.

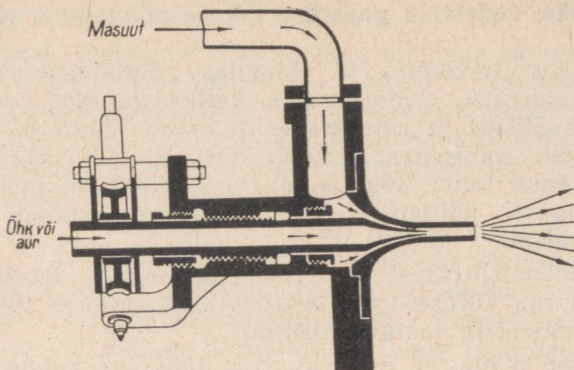
Kütuse põlemisprotsesse uurivad teadlased ja insenerid. On selgunud, et iga kütuseliigi põletamiseks vajatakse spetsiaalseid tehnilisi seadmeid ja vastavat režiimi.

Üldiselt on teada, et liiga suurtes tükkides koldesse viidud tahke kütus põleb väga halvasti. Halvasti põleb tavalises koldes ka tolmuks peenestatud tahke kütus. Vedelikena põletatavad vedelkütused põlevad koldes tugevasti tahmava leegiga, sest kiire aurustumise tõttu ei jõua nad täielikult ära põleda. Sel juhul väljub korstnast tahmahelbeid sisaldav paks must suits.

Samuti on teada, et õhu puuduliku juurdevoolu puhul koldesse jääb osa süsinikku põlemata, s. t. et põlemine on mittetäielik. Rohke õhu juurdevoolu puhul põleb kütus küll kiiresti, kuid liigne õhk jahutab ülemäära ahju või katlakollet. Siit järgneb, et nii põlemisprotsess kui ka kolderežiim vajavad reguleerimist.



Joonis 28. Restiga katlakolle.



Joonis 29. Kütteõlipihusti.

Nagu juba öeldud, vajab iga kütuseliik erilist kollet. Tükilist kütust põletatakse tööstuses restkolletes, millede puhul põlemiseks vajalik õhk läbib restil oleva kütusekihi (joonis 28). Tolmuna põlemise puhul puhutakse kuivatatud ja tolmpreeneks jahvatatud kütust põlemisõhuga segatuna koldesse, kus ta põleb enne koldepõrandale langemist täielikult ära. Tahma ei teki.

Vedela kütuse jaoks ettenähtud kollete puhul puhutakse kütteõli (nafta, masuut jm.) suruõhu või auru abil pihusti (nn. for-sunka) kaudu koldesse, kus see õhuga segunedes täielikult ära põleb (joonis 29).

Gaasiliste kütuste (looduslik gaas, generaatorigaas jt.) põletamiseks kolletes on erilised põletid, milles gaas seguneb sellisel määral õhuga, et põleb kuuma ja tahmavaba leegiga. Ohu juurdevool on reguleeritav. Kuumema leegi saamiseks soojendatakse gaasi ja õhku eelnevalt ette.

Vedela ja gaasilise kütuse kasutamise puhul ei teki tuhka, pole tarvis keeruka konstruktsiooniga koldeid ning lihtsustub põlemisprotsessi reguleerimine ja juhtimine.

Kordamisküsimusi.

1. Iseloomustada tähtsamaid kütuse liike.
2. Mitu kcal soojust vabaneb ühe tonni kiviõie (kütteväärtus 7000 kcal) täielikul põlemisel? Mitu tonni turvast (kütteväärtus 3500 kcal) või naftat (kütteväärtus 10 500 kcal) tuleb põletada selleks, et saada sama kogus soojust?
3. Mispärast põlevad ühed ained valgustava leegiga, teised mittevalgustava leegiga, kolmandad aga tahmavad põlemisel? Tuua näiteid.
4. Mispärast tahmab põlemasüüdatud petrooleumilamp, kui sellelt lambiklaas ära võetakse?

5. Seletada, mispärast on kütuse põletamine ebaratsionaalne õhu puuduliku ja samuti liiga ohtra juurdevoolu puhul?

6. Milles seisneb vedela ja gaasilise kütuse kasutamise paremus võrreldes tahke kütusega?

§ 4. Räni.

1. Räni — *Silicium*.

Keemiline sümbol Si (loe: siliitsium); aatomkaal 28; järjenumber 14.

Räni avastati 1823. a. rootsi teadlase J. Berzeliuse poolt.

Räni looduses. Hapniku järel on räni leviku poolest maakoore teisel kohal. Räni moodustab 26% maakoore kaalust. Paljud kivid, nagu graniit, basalt, gneiss jt., on räniühendid. Kõigile tuntud liiv, kvarts ja mäekristall on räni ja hapniku ühendid (SiO_2).

Süsinikdioksiidi ning vee mehhaanilisel ja keemilisel toimel kivimid murenevad. Selle murenemise saadused viib vesi merre ja sadestab need seal liiva ja savina, millest tekivad omakorda uued kõvad kivimid: liivakivi ja savikiltkivid.

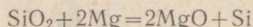
Räniühendid moodustavad maakoore põhilise massi; nende ühenditega toimuvad muundumised moodustavad maakoore keemilise ja füüsikalise elu aluse.

Räni on mineraalide riigi peamiseks keemiliseks elemendiks. Räniühendeid leidub mõningate taimede vartes, paljude infusooride kestades, lindude sulgedes, loomade karvades ja mujal.

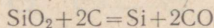
Räni saamine. Laboratoorselt saadakse räni tema hapnikuühenditest, näiteks rändioksiidist (SiO_2).

Selleks segatakse peenestatud räniliiv magneesiumipulbriga, asetatakse segu tiiglisse ja süüdatakse põlema magneesiumlindi abil, mis on otsapidi pistetud mõlema aine segusse (joonis 30).

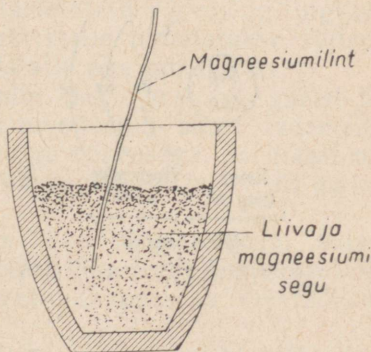
Reaktsiooni võrrand:



Magneesiumoksiid kõrvaldatakse reaktsiooniproduktide hulgast soolhappes lahustamise teel. Tööstuslikult saadakse vaba räni elektriühjus liiva kuumutamisel koksiga:



Räni omadused. Analooiliselt süsinikuga on ränil kaks allotroopset teisendit, milleks on amorfne ja kristalliline räni. Amorfne räni on pruun pulber, mis süttib tugeval kuumu-



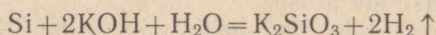
Joonis 30. Räni saamine.

tamisel ja põleb ränidioksiidiks. Räni kristallid on väga kõvad ja juhivad elektrit.

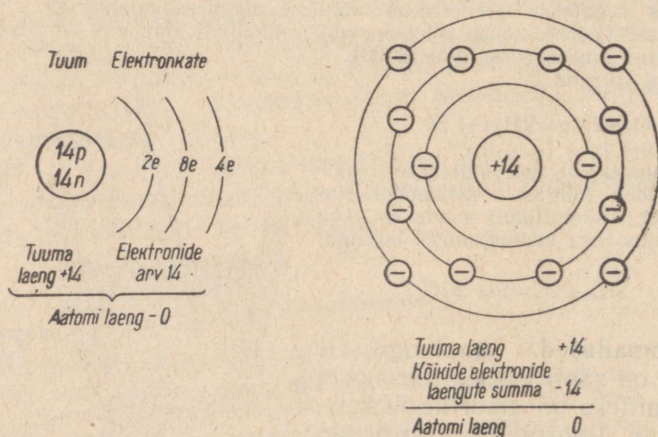
Räni sulab väga kõrgel temperatuuril (1415°). Oma olemuselt on räni mittemetalliline keemiline element. Ta asetseb Mendelejevi keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi IV rühma pea-allrühmas ja kolmandas perioodis.

Räni täisarvuni ümardatud aatomkaal on 28 ja järjenumber 14. Sellest lähtudes võib räni aatomi ehitust kujutada järgmiselt: räni aatomi tuum koosneb 14 prootonist ja 14 neutronist; tema elektronkate koosneb kolmest kestast: sisemisel elektronkestal on kaks elektroni, keskmisel elektronkestal — kaheksa elektroni ja välisel elektronkestal — neli valents elektroni (joonis 31). Kuna räni aatomi välisel elektronkestal on neli elektroni, siis on räni kõrgeimaks valentsiks hapniku suhtes neli ja valentsiks vesiniku suhtes samuti neli.

Tugeval soojendamisel süttib peenestatud räni õhu käes, tekitades ränidioksiidi (SiO₂). Seejuures, selgub, et amorfne räni on keemiliselt aktiivsem kui kristalliline räni, sest viimane ühineb hapnikuga raskemini kui amorfne räni. Samuti moodustab räni ühendeid halogeenide, lämmastiku ning väävliga. Happed (peale fluorvesinikhape) räniga ei reageeri. Seevastu leelised reageerivad räniga kergesti, mille juures tekib vastava metalli ränihappe sool ja eraldub gaasiline vesinik. Näiteks:



Ränidioksiidi ja söe segu tugeval kuumutamisel tekib ränikarbiid (SiC), mida tavaliselt nimetatakse karborundiks. Karborund on kristalliline aine, millesse ei mõju ka kõige kange-

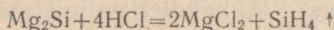


Joonis 31. Räni aatomi ehituse skeem.

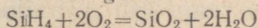
mad happed. Karborundi kasutatakse tema suure kõvaduse tõttu, mis on lähedane teemaüdi omale, lihvimismaterjalina ning käide valmistamiseks.

Liiva kuumutamisel söega raua juuresolekul tekib kristalliline mass, mis kujutab endast räni ja raua sulamit — ferrosiliitsiumi. Ferrosiliitsiumi kasutatakse malmi ja terase tootmisel. Erakordselt happekindla materjalina kasutatakse ferrosiliitsiumi keemiatööstuses tarvitatava aparatuuri valmistamiseks.

Räni ühendeid metallidega nimetatakse silitsiidideks, näiteks magneesiumsilitsiid (Mg_2Si), raudsilitsiid ($FeSi$, Fe_2Si) jt. Mõned metallide silitsiidid reageerivad hapetega, mille puhul tekivad räni vesinikühendid — nn. silaanid. Näiteks:



Silaan (SiH_4) on õhus isesüttiv gaas:



Kordamisküsimusi.

1. Jutustada räni levikust looduses.
2. Kuidas saadakse räni laboratooriumis?
3. Seletada, milles sarnanevad ja milles erinevad aatomi ehituselt süsinik ja räni.
4. Nimetada räni omadusi.
5. Nimetada räni hapniku-, metalli- ja vesinikuühendite omadusi.

2. Ränidioksiid ehk ränihappe anhüdriid.

Räni peamiseks hapnikuühendiks on ränidioksiid ehk ränihappeanhüdriid (SiO_2). See on looduses väga levinud nii kristallilisel kui ka amorfisel kujul.

Kristalliline ränidioksiid on kvarts ja mäekristall. Viimast esineb mitmes värvuses kristallidena. Mäekristalli värvus on tingitud lisanditest. Pruunika värvusega mäekristalle nimetatakse suitsutopasiks, roosaka värvusega mäekristalle aga ametüstiks.

Kvartsi esineb ka paljude kivimite, nagu graniidi, gneisi jt. koostises. Tavaline liiv, mis kohati moodustab suuri lademeid, koosneb kvartsist. Puhtana on liiv valge värvusega, harilikult on ta aga rauaühendite sisalduse tõttu värvunud kollaseks või punakaks.

Kristalliline ränidioksiid on väga kõva ning raskesti sulav aine, ta sulab ainult paukgaasi või elektrihaarleegi temperatuuril. Ränidioksiid lahustub ainult fluorvesinikhappes ja sulatamisel leelistes.

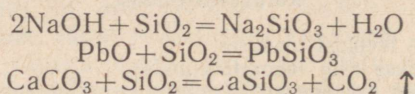
Elektriahjus sulatatud kvartsi jahtumisel saadakse klaasitaoline läbipaistev või poolläbipaistev mass, mis koosneb amorfsest ränidioksiidist ning mida tuntakse kvartsklaasi nime all. Täiesti puhtast kvartsist valmistatud kvartsklaas laseb läbi ultraviolet-

seid kiiri (kasutatakse kvartslampide valmistamiseks). Kvartsklaasist valmistatakse ka igasuguseid keemialaboratuurimis kasutatavaid nõusid (tiigleid, keeduklaase, kausse, kolbe jne.). Kvartsklaasi väga väikese termilise paisumise tõttu on võimalik punase hõõgumiseni kuumutatud kvartsklaasist nõu otsekohe asetada külma vette, ilma et ta seejuures puruneks.

Amorfset ränidioksiidi esineb looduses palju harvemini kui kristallilist. Amorfset ränidioksiidist koosnevad näiteks ränivetikate rakukestad, mis kohati moodustavad diatomiidi lademeid. Diatomiiti kasutatakse soojusisolatsiooni materjaliks, puhastuspulbrina jne.

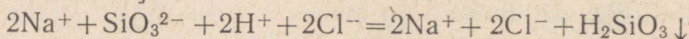
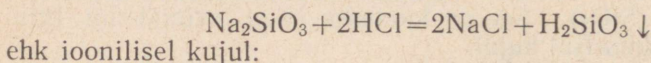
Mineraalid tulekivi ja ahhaat koosnevad amorfse ja kristallilise ränidioksiidi segust. Ahhaadist valmistatakse uhmeid, täpiskaalude prismaid jm.

Happelise oksiidina reageerib ränidioksiid kõrgel temperatuuril aluste, aluseliste oksiidide ja sooladega, moodustades seejuures ränihape soolasid — silikaate. Näiteks:



3. Ränihape ja selle soolad.

Kuna ränidioksiid on vees lahustumatu, siis pole võimalik saada ränihapet ränidioksiidi otsesel ühinemisel veega. Tavaliselt saadakse ränihapet teiste hapete toimel ränihappe vees lahustuvatesse sooladesse. Näiteks:

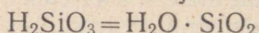


Kuna ränihape vesilahuses praktiliselt ioonideks ei dissotsieeru, siis sadestub ta vesilahusest sültja massina.

Ränihape on nõrk, keemiliselt väheaktiivne hape. Kuigi lakmuslahus värvub ränihappe toimel punaseks, puudub viimasel hapu maitse.

Ränihappe soola vesilahusest hapete toimel eralduv sültjas ränihappe sade sisaldab väga suurel määral vett, mis on kõrvaldatav soojendamiseega. Seega pole võimalik saada mingit püsiva koostisega ränihapet, mida saaks väljendada kindla keemilise valemiga. Ränihappe sademe kuumutamisel eraldub vesi täielikult ning ta muutub uuesti ränidioksiidiks (SiO_2).

Ränihappe valemist H_2SiO_3 nähtub, et ta on tekkinud ühe ränidioksiidi molekuli ja ühe veemolekuli liitumisel, seega on võimalik teda ka oksiidide ühendina kujutada:



Ränihappe soolaid nimetatakse silikaatideks. Silikaadid on raskesti sulavad ja enamikus vees lahustumatud ühendid. Vees lahustuvad nendest ainult naatriumsilikaat (Na_2SiO_3) ja kaaliumsilikaat (K_2SiO_3), mida tuntakse vesiklaasi nime all.

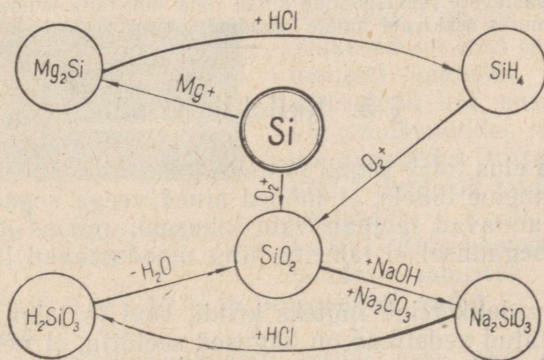
Naatriumsilikaat ja kaaliumsilikaat, mida saadakse ränidioksiidi sulatamisel vastavalt naatriumhüdrokksiidiga või kaaliumhüdrokksiidiga, on poolläbipaistvad klaasitaolised ja vees lahustuvad ained, millest tulenebki nende nimi — vesiklaas. Vesiklaasi kasutatakse paberitööstuses, maalritöös, seebitööstuses, paberiliimina ning puidu ja riie immutamiseks, et teha neid süttimiskindlaks ja vastupidavaks mädanemisele.

Looduses leidub suurel hulgal igasuguseid silikaate. Väga laialdaselt esineb looduses silikaate, mille koostises on ka alumiinium ning mida seetõttu nimetatakse alumosilikaatideks. Alumosilikaadid on näiteks vilgukivi, ortoklass jt. Enamik looduslikest silikaatidest on väga keeruka koostisega. Keemiliste valemite lihtsustamise eesmärgil kujutatakse neid sagedasti tinglikult oksiidide ühenditena, näiteks:

ortoklass	$\text{K}_2\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{16}$ ehk $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$
kaoliin	$\text{H}_4\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_9$ ehk $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
asbest	$\text{Mg}_3\text{CaSi}_4\text{O}_{12}$ ehk $3\text{MgO} \cdot \text{CaO} \cdot 4\text{SiO}_2$

Silikaadid kuuluvad terve rea kivimite koostisse, mis kohati moodustavad suuri mäeahelaid. Maapinnal ei püsi kivimid muutmatusena. Temperatuuri vahelduse, tuule, vee, süsinikdioksiidi ja teiste tegurite mõjul lagunevad kivimid peenemateks osadeks või muunduvad keemiliselt. Kivimite füüsikalist murenemist nimetatakse rabenemiseks ja keemilist murenemist — porsumiseks. Nii näiteks rabeneb graniit temperatuuri vahelduse, vee ja õhu toimel liivaks, päevakiviks ja vilgukiviks.

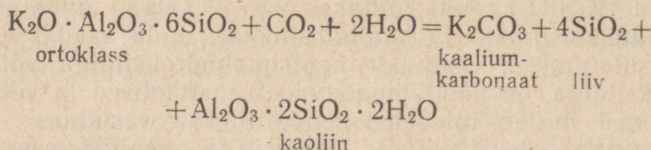
Eriti tähtis on päevakivide ja vilgukivide porsumine, s. t. lagu-



Joonis 32. Räni ja selle ühendite geneetilise seose skeem.

nemine vee ja süsinikdioksiidi toimel, mille tulemusena tekivad kaoliin, liiv ja kaaliumkarbonaat.

Ortoklassi porsumisprotsessi võib kujutada järgmiselt:



Samal viisil lagunevad ka paljud teised keeruka ehitusega sili-kaadid lihtsama ehitusega silikaatideks. Selle tagajärjel kogunevad maapinnale liiv, savi ja kaaliumisoolad. Kõik need ained koos orgaaniliste ainete jäänustega moodustavad mulla. Porsumisprotsessid on suure tähtsusega taimede elus. Taimed ei saa neile vajalikku kaaliumi omastada otse silikaatidest, sest viimased ei lahustu vees. Porsumisel lagunevad silikaadid, kusjuures tekivad vees lahustuvad kaaliumisoolad, mida taimed on võimelised ker-gesti omastama.

Kordamisküsimust.

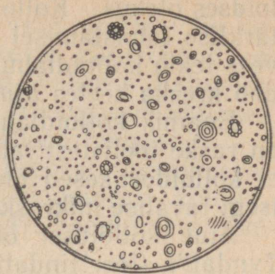
1. Nimetada teile tuntud ränidioksiidi teisendid.
2. Loetleda kvartsi füüsikalisi omadusi. Milleks kasutatakse kvartsi?
3. Nimetada ränidioksiidi keemilisi omadusi.
4. Missugused omadused on kvartsklaasil?
5. Kuidas saada ränihapet, lähtudes ränidioksiidist? Kirjutada reaktsiooni võrrand.
6. Milles seisab süsihappe ja ränihappe sarnasus ning nende erinevus?
7. On antud järgmised lahused: naatriumsulfiid, naatriumkarbonaat ja naatriumsilikaat. Missuguse reaktiivil abil on võimalik kindlaks teha igüht nendest lahustest? Kirjutada reaktsioonide võrrandid.
8. Mida nimetatakse vesiklaasiks? Milleks kasutatakse vesiklaasi?
9. Kuidas tekib looduses kaoliin?
10. Koostada antud räniiühendite geneetilise seose skeemi (joonis 32) põhjal võrrandid vastavate reaktsioonide kohta ning nimetada nende kulgemise tin-gimusi ja seejuures tekkivate ainete omadusi.

§ 5. Kolloidlahused.

Tegelikus elus tuleb sageli mitmesuguseid aineid segada veega. Seejuures paneme tähele, et mõned ained veega segamisel lahustu-avad ning annavad läbipaistvaid lahuseid, mõned teised ained aga veega segamisel ei lahustu ning moodustavad häguse vede-liku.

Hägune vedelik tekib näiteks kriidi, savi ja jahu veega sega-misel. Nimetatud vedelikud on hägused seetõttu, et nendes on hõl-juvas olekus tahke aine pisiosakesi. Niisuguseid häguseid vede-likke nimetatakse suspensioonideks.

Häguseid vedelikke võib saada ka kahe teineteises lahustumatu vedeliku segamisel, näiteks vee ja taimeõli segu tugeval loksutamisel. Saadud vedelik on hägune vees hõljuvate õlitilgakeste tõttu. Hägust vedelikku, mis sisaldab teise, vees lahustumatu vedeliku tilgakesi hõljuvas olekus, nimetatakse emulsiooniks. Loomuliku emulsiooni näiteks on tavaline piim, mis sisaldab piimaveses hõljuvaid rasvtilgakesi (joonis 35).

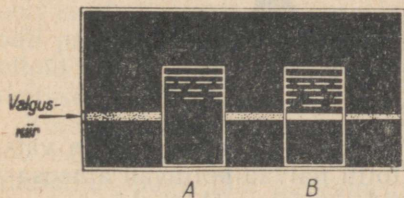


Joonis 33. Piim mikro-
skoobi atl.

Eespool nimetatud suspensioonide ja emulsioonide üheks tähtsamaks iseärasuseks on nende ebapüsivus, mis avaldub hõljuvate pisiosakeste väljasadestumises või kogunemises vedeliku pinnale. Niisugust kihistumist võime näiteks tähele panna kriidi ja vee segamisel saadud suspensiooni pikemaks ajaks seismajätmisel, mille puhul anuma põhja tekib kriidiosakestest koosnev sade, või piima seismisel, mille puhul rasvtilgakased kerkivad vedeliku pinnale.

Kihistumist ei täheldata aga selliste ainete, nagu keedusoola või väävelhappe segamisel veega saadavate lahuste puhul. Niisugused lahused võivad püsida muutumata olekus lõpmata kaua. Sel põhjusel nimetatakse ainete veega segamisel saadavaid läbi-
paistvaid ja püsivaid lahuseid tõelisteks lahusteks.

Katsetega on kindlaks tehtud, et vedelike püsivus sõltub segusse viidud aine peenestusastmest. Suspensioone ja emulsioone moodustavate aineosakeste mõõtmisel on selgunud, et nende läbimõõt on suhteliselt suur (10 ja 0,1 mikromeetri piirides). Tõelistes lahustes seevastu on lahustuv aine peenestatud kuni molekulideni või isegi ionideni. Seega võib öelda, et lahuse iseloomu määrab selles olevate aineosakeste suurus.



Joonis 34. Tyndall'i efekt.

On aga olemas ka selliseid vedelikke, milles olevad aineosakesed on küll suuremad kui tõelistel lahustel, kuid siiski väiksemad kui suspensioonidel või emulsioonidel, mistõttu need on avastatud ultramikroskoobi abil. Selliseid vedelikke nimetatakse kolloidlahusteks. Aine peenestatud olekut nendes lahustes nimetatakse kolloidseks olekuks ja aineosakesi endid — kolloid-
osakesteks.

Tuntakse väga palju lahuseid, milles aine võib esineda kol-

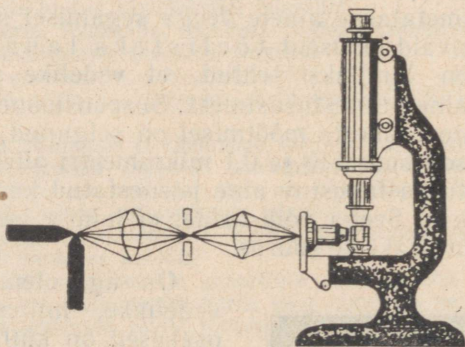
loidses olekus. Kolloidlahuseid saadakse näiteks liimi, želatiini ja tärglise lahustamisel kuumas vees. Ka munavalge lahustamisel vees tekib kolloidlahus. Nimi kolloid tuleb sõnast *colla*, mis tähendab kreeka keeles *liim*.

Enamik kolloidlahuseid on välimuselt läbipaistvad ning neid on raske tõelistest lahustest eraldada. See on seletatav asjaoluga, et kolloidosakesed on sedavõrd väikesed, et neid pole võimalik isegi tavalise mikroskoobi abil näha.

Aine kolloidset olekut lahuses on võimalik kindlaks teha Tyndall'i (loe: tindall) efekti abil. Selleks korraldame järgmise katse. Võtame kaks klaasi, milledest esimeses on mõni tõeline lahus (näiteks keedusoola lahus), teises aga mõni kolloidlahus [näiteks raud(III)hüdrosiidi lahus]. Seejärel juhime pimedas ruumis lahustesse tugeva valguskiirte vihu (päikesevalguse või elektrivalguse), nagu on kujutatud joonisel 34. Eest vaadates ei näe meie tõelises lahuses valguskiirte vihu teed, kolloidlahuses täheldame aga heledat koonust (nn. Tyndall'i efekt).

Heleda koonuse tekkimine on seletatav sellega, et vedelikus olevad aineosakesed hajutavad valgust, nad muutuvad nagu helen-davateks punktideks, mistõttu muutub ka kogu valguskiirte kimbu tee kolloidlahuses nähtavaks.

Kolloidosakesi on võimalik vaadelda ka ultramikroskoobi abil (joonis 35). Ultramikroskoobiga vaadeldavat vedelikku ei valgus-



Joonis 35. Ultramikroskoobi skeem.

tata alt, nagu tavalise mikroskoobi puhul, vaid küljelt peene valguskiirte vihuga. Valguse hajumise tõttu näivad hõljuvad aineosakesed palju suurematena ja muutuvad seetõttu nähtavaks.

On teada, et kui vedelikus on tahked aineosakesed läbimõeduga üle 0,1 mikromeetri, siis ei ole vedelik päris läbipaistev ja hõljuvaid aineosakesi on võimalik tavalise mikroskoobi abil kindlaks teha. Kui aineosakeste läbimõõt on tunduvalt väiksem kui 0,1 mikromeetrit, siis muutuvad üksikud aineosakesed nähtamatuks ka ultra-

mikroskoobis, märgatavaks jääb aga siiski valguskiirte vihu tee vedelikus. Lõpuks, kui peenestatud aineosakeste läbimõõdud on väiksemad kui üks millimikromeeter, siis on valguse hajumine niivõrd tühine, et ka Tyndall'i efekt kaob. Niisugused ühtlased vedelikud on näiteks mitmesuguste ainete tõelised lahused.

Seega võib öelda, et vedelikud jagunevad peenestatud aineosakeste suuruse järgi suspensioonideks ja emulsioonideks, kolloidlahusteks ning tõelisteks lahusteks (vt. tabel 4). Seejuures ei tohi

Tabel 4

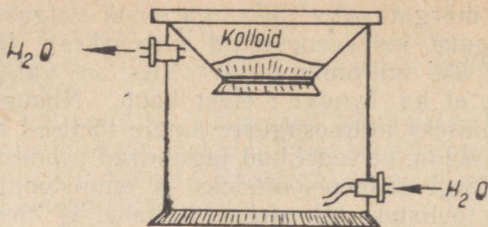
Iseloomustav tunnus	Vedelik		
	Suspensioon ja emulsioon	Kolloidlahus	Tõeline lahus
1. Välimus	Hägune	Läbipaistev	Läbipaistev
2. Aineosakeste nähtavus	Nähtavad palja silmaga või mikroskoobi abil	Nähtavad ultramikroskoobi abil	Pole nähtavad isegi kõige tugevaval suurendusel
3. Kihistumine	Kihistuvad suhteliselt kiiresti	Kihistuvad ainult pikaajalisel seisimisel	Ei kihistu
4. Filtreeritavus	Peetakse kinni tavalise filterpaberi pooride poolt	Tavalise filterpaberi poorid ei pea neid kinni, kuid nad ei pääse ultrafiltri pooridest läbi	Ei peeta kinni ei tavalise filterpaberi ega ultrafiltri pooride poolt
5. Aineosakeste suurus	Enam kui 0,1 mikromeetrit	0,1 kuni 0,001 mikromeetrit	Alla 0,001 mikromeetri

aga unustada, et kolloidlahuste ja tõeliste lahuste vahel ühelt poolt ja nende ning suspensioonide ja emulsioonide vahel teiselt poolt ei ole teravalt väljendatud piiri. 1869. a. selgitas Kiievi ülikooli professor I. G. Borštšov, et üks ja sama aine võib olla nii kolloid kui ka kristalloid (nii näiteks keedusool võib anda viinpiirituses kolloidlahuse).

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

Niisugust kolloidlahuse eristamist tõelisest lahusest nimetatakse dialüüsiks ja selleks kasutatavat seadet — dialüsaatoriks (joonis 36).

Teiseks kolloidlahuste iseärasuseks on nende omadus sadestuda



Joonis 36. Dialüsaator.

pikemaaege seismise järel (mõnikord mitme aasta jooksul). See iseärasus on omane kolloidlahustele, mitte aga tõelistele lahustele. Niisiis on kolloidlahuste oluliseks erinevuseks, võrreldes tõeliste lahustega, nende väike püsivus. Viimast saab seletada sellega, et kolloidlahuses olevad aineosakesed, nagu ka tõeliste lahuste osakesed, on alalises kaootilises liikumises, mis ei lase neid oma raskuse mõjul sadestuda. Selliselt liikudes põrkavad kolloidosakesed kokku teiste kolloidosakestega, kleepuvad nende külge ja moodustavad suuremaid agregate. Osakeste mõõtmete suurenemisel muutub kolloidlahus häguseks, tekivad silmaga nähtavad helbed, mis aeglaselt sadestuvad põhja. Kolloidosakeste järkjärgulist suurenemist lahuses nimetatakse koaguleerumiseks ehk kalgendumiseks. Koaguleerumist saab esile kutsuda ka soojendamisega (näiteks munavalge lahuse keetmisel) Paljud kolloidlahused koaguleeruvad hapete, aluste ja soolade lahuste toimel. Mõned kolloidlahused moodustavad koaguleerumisel sülditaolise massi, mida nimetatakse geeliks ehk tardeks. Sellist protsessi nimetatakse tavaliselt tarretumiseks. Üldtuntud tarretumise näiteks võib olla želatiini kolloidlahuse muutumine tarrendiks. Tarretumisel haaravad kolloidid lahusest enesega palju vett kaasa, nagu see näiteks leiab aset piima hapnemisel.

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

Paljude kolloidlahustes toimuvate nähtuste iseloom on väga keerukas ja seni lõplikult selgitamata.

Kolloididel on määratu suur praktiline tähtsus mitmesugustes tööstusharudes, nagu nahaparkimisel, värvimisel, seebikeetmisel, fototehnikas jm. Kolloidid etendavad määratut osa bioloogilistes protsessides. Loomade veri, samuti ka taimede mahlad on kolloidlahused. Kolloidsete süsteemide näitena võib nimetada veel taevas hõljuvaid pilvi (väikesed õhus hõljuvate veepiiskade moodustised), udu jne.

Kordamisküsimusi.

1. Mida nimetatakse suspensiooniks ja mida emulsiooniks? Tuua näiteid.
2. Mille poolest erineb suspensioon kolloidlahusest ja mille poolest tõelist lahusest?
3. Mille poolest erinevad kolloidlahused tõelistest lahustest?
4. Kuidas kindlaks teha, kas antud lahus on kolloid- või tõeline lahus?
5. Mis tingib kolloid- ja tõeliste lahuste erinevuse?
6. Mida nimetatakse koaguleerumiseks?
7. Kuidas on võimalik esile kutsuda aineosakeste koaguleerumist kolloidlahuses?
8. Nimetada teile tuntud looduslikke kolloidlahuseid.
9. Nimetada mõningaid teile tuntud protsesse, mis on rajatud kolloidlahuste omadustele.

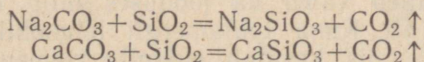
§ 6. Silikaadid ehitusmaterjalina.

Räniühenditel on ehitusmaterjalidena suur tähtsus rahvamajanduses. Ränidioksiid ja silikaadid on klaasi, keraamiliste toodete, portselani, fajansi, saviainete, ehituskivide ja teiste ehitusmaterjalide tooraineks.

1. Klaasitööstus.

Klaasi valmistamist tundsid juba vanad egiptlased. Tavaline klaas on leelis- ja leelismuldmetallide silikaatide ning ränidioksiidi (liiva) sulam. Tuntakse paljusid klaasiliike. Valmistatava klaasi liik sõltub valitud toorainetest. Nii saadakse tavalist akna- klaasi sooda ja kriidi segu sulatamisel koos valge liivaga (ränidioksiidiga). Niisuguse klaasi koostis on avaldatav järgmise ligikaudse valemiga: $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.

Aknaklaasi valmistamiseks koostatud sooda (Na_2CO_3), kriidi (CaCO_3) ja valge liiva (SiO_2) segu paigutatakse spetsiaalsesse vann-ahju, mida köetakse generaatorigaasiga. Temperatuuril 700° algab naatrium- ja kaltsiumkarbonaadi lagunemine naatrium- ja kaltsiumoksiidiks, süsinikdioksiidi eraldumine ning naatrium- ja kaltsiumsilikaadi tekkimine. Seejuures toimuvad järgmised reaktsioonid:



Reaktsioonil tekkinud silikaatidest ja vann-ahjus oleva ränidioksiidi liiast koosnev segu hakkab sulama ning muutub vedelaks klaasitaoliseks massiks. Ühtlase, läbipaistva ja gaasivaba klaasimassi saamiseks tõstetakse sulami temperatuur 1200 — 1260 kraadini ning hoitakse sellel, kuni gaasid on klaasimassist eraldunud. Seejärel lastakse klaasimassil jahtuda temperatuurini 700 — 800° , mil ta omandab töötlemiseks vajaliku sitkuse.

Puhta ja läbipaistva klaasi saamiseks tuleb kasutada rauaühenditest vabu tooraineid, sest viimaste esinemisel saadakse mitmesuguse värvusega klaase.

Värvilise klaasi valmistamisel lisandatakse sulanud klaasimassile vastavaid lisandeid. Nii näiteks värvub klaas kahevalentse raua ühendite toimel roheliseks, kolmevalentse raua ühendite toimel kollaseks, kahevalentse koobalti ühendite toimel siniseks, kolmevalentse kroomi ühendite ja kahevalentse vase ühendite toimel roheliseks ning ühevalentse vase ühendite toimel punaseks.

Klaasil ei ole kindlat sulamistemperatuuri. Et sulanud klaasimass muutub jahtumisel järk-järgult sitkemaks, siis on sellest kerge puhuda klaasnõusid, tõmmata torusid ja tahvleid, pressida igasuguseid klaastooteid jne. Tänapäeval valmistatakse paljusid klaastooteid spetsiaalsete masinate abil. Nii näiteks kasutatakse pudelite valmistamiseks pudelipuhumise masinaid, aknaklaasi valmistamiseks klaasitõmbamise masinaid jt.

Raskesti sulava klaasi valmistamisel tarvitatakse sooda (Na_2CO_3) asemel potast (K_2CO_3). Niisugusel klaasil on väiksem termiline paisumine ja kõrgem pehmenemise temperatuur. Seetõttu valmistatakse sellest laboratooriumides kasutatavaid klaasnõusid.

Klaasis oleva kaltsiumoksiidi (CaO) asendamisel plii(II)oksiidiga (PbO) saadakse täiesti värvusetu, ilusa läike ja kõlaga ning suure valguskiirte murdmisvõimega klaas, mida kasutatakse kristallklaasi, optilise klaasi ja elektrihoõglampide klaasi valmistamiseks.

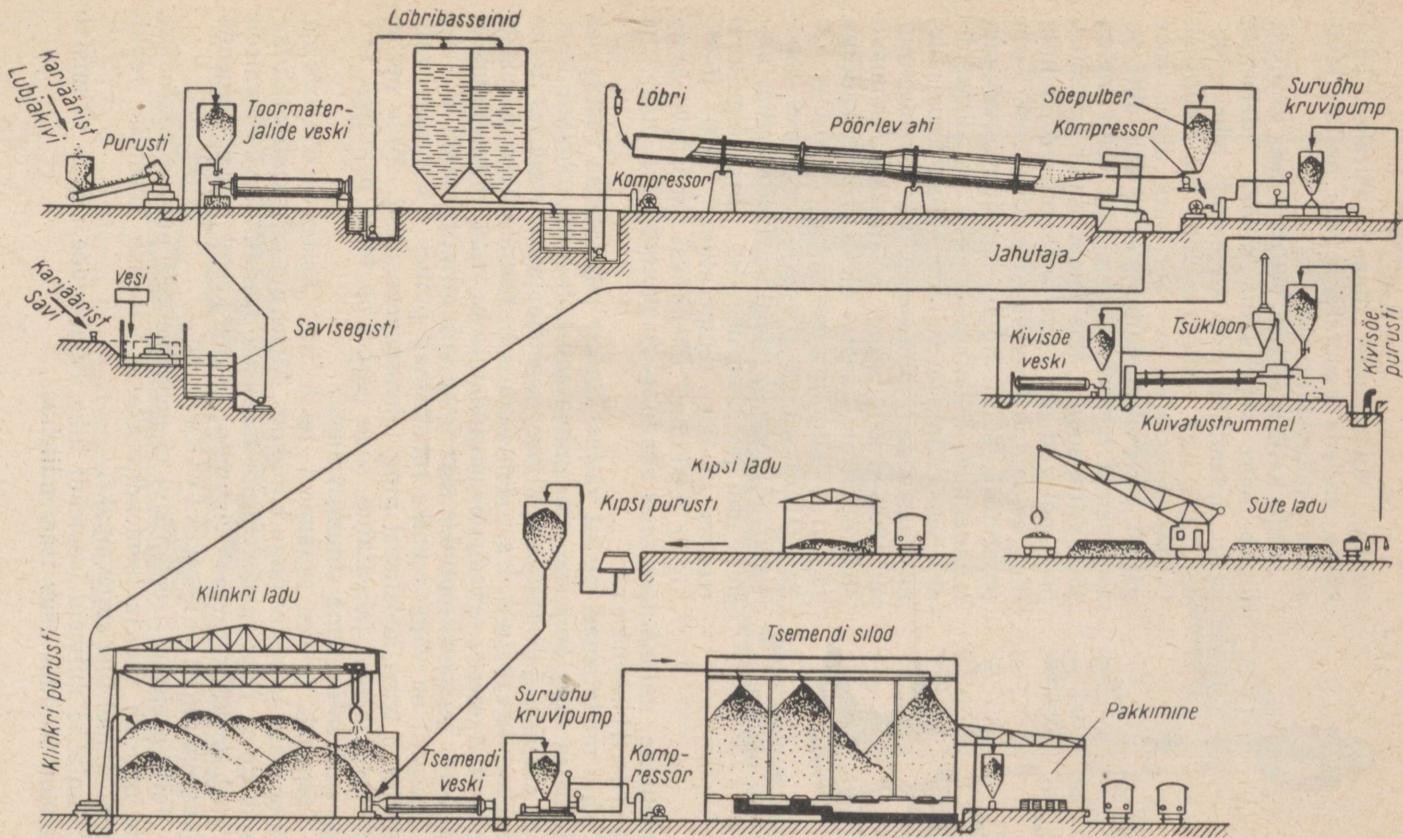
Tuleb tähendada, et klaasi tegelik koostis on väga keerukas, sest peale nimetatud põhiliste koostisosade sisaldab klaas veel palju lisandeid.

2. Tsemenditööstus.

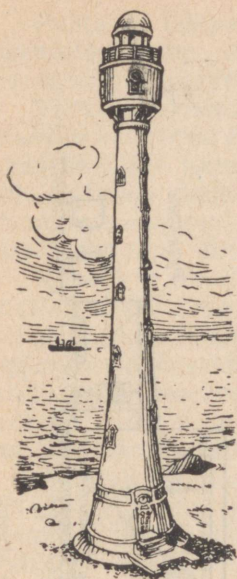
Tsement on tähtsamaid ehitusmaterjale, mida kasutatakse nii mörtide kui ka betoonide valmistamiseks.

Tsemendi valmistamiseks võetakse kolmest kaaluosast lubjakivist ja ühest kaaluosast savist koosnev segu. Niisuguse koostisega segu esineb vahel ka looduses ning tuntakse lubjamergli nime all. Kuna lubjamergli leukohti esineb looduses suhteliselt harva, siis kasutab enamik tsemenditehaseid lubjakivist ja savist valmistatud kunstlikke segusid.

Segu valmistamiseks peenestatakse lubjakivi ja savi hoolikalt ning segatakse veega nn. «lobriks». Erifiltrites osaliselt veest vabastatud lobri põletatakse järgnevalt spetsiaalsetes ahjudes. Suurtes tehastes teostub see enamasti kuni 150 m pikkustes ja kuni 4 m läbimõõduga aeglaselt pöörlevais silindrikujulistes längahjudes (vt. joonis 37), mille kõrgemast otsast lobri sisse



Joonis 37. Tsemenditootmise skeem.



Joonis 38. Raudbetoonist tule torn.

viiakse. Madalamast otsast juhitakse ahju kütus, millena kasutatakse kas naftat, kivi- söe- või põlevkivitoolmu.

Ahju kallakusest ja pöörlemisest tingitult liigub lobri ahju seina mööda tuleleegile vastu. Edasilikumisel kuumeneb lobri pidevalt ning teeb seejuures läbi rea muutusi. Lobris oleva niiskuse aurumine algab kohe pärast tema ahju viimist, s. o. kui lobri on soojenenud temperatuurini, mis veidi ületab 100° . Ahjutsoonis, kus temperatuur on $250-500^{\circ}$, põlevad ära lobri orgaanilised lisandid ning eemaldub keemiliselt seotud vesi. Temperatuuril 900° algab kaltsiumkarbonaadi lagunemine kaltsiumoksiidiks ja süsinikdioksiidiks, viimane eraldub ahjust koos põlemisgaasidega. Ahjutsoonis, kus temperatuur on $1200-1300^{\circ}$, algab tekkinud kaltsiumoksiidi ühinemine segus oleva ränidioksiidiga (SiO_2), alumiiniumoksiidiga (Al_2O_3) ja raud(III)oksiidiga (Fe_2O_3), kusjuures moodustuvad keeruka koostisega silikaadid, aluminaadid ja teised ühendid. Ahju kõige kuumemas tsoonis, temperatuuril $1400-1500^{\circ}$, algab tekkinud ühenditest koosneva segu

paakumine, mille tulemusena saadakse paakunud kõva mass, nn. tsemendiklinker.

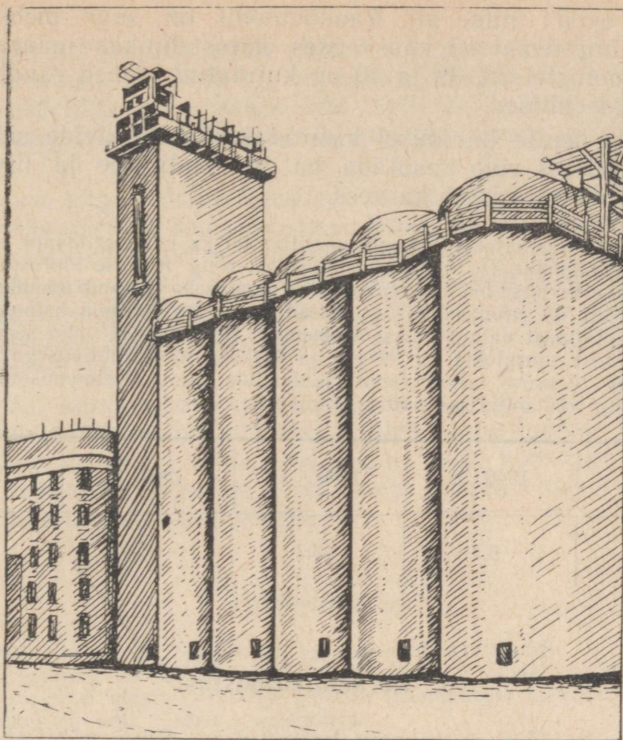
Ahju madalamast otsast väljuv klinker jahutatakse vastavates seadmetes ning hoitakse enne jahvatamist mõned nädalad laos. Alles seejärel jahvatatakse klinker spetsiaalsetes veskites tolmpeeneks tsemendiks. Jahvatamisel lisandatakse klinkrile saadava tsemendi omaduste parandamiseks veel mitmesuguseid lisandeid. Tsemenditootmise skeem on kujutatud joonisel 37.

Tsement on väga peenike rohekashall pulber. Tsemendi kvaliteet sõltub tema koostisest ning jahvatuspeensusest. Mida peenemaks on tsement jahvatatud, seda parem on tema kvaliteet, s. t. seda suurem on tema sidumisvõime.

Tsemendi ja vee segamisel tekib nn. tsemenditainas, mis on paks ja veniv nagu hapukoor. Mõne aja pärast muutub tsemenditainas tihedamaks, algab tsemendi tardumine. Tardumisele järgneb tsemenditaina kivistumine, mille kestel tahke tsemenditainas muutub tsemendikiviks.

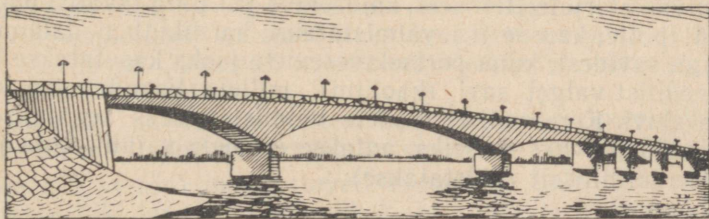
Vette asetatud tsemendikivi ei pehmine ega purune vee mõjul, vaid muutub vee ja tsemenditerakeste vahelise keemilise reaktsiooni toimele üha tugevamaks.

Tuntakse mitmeid tsemendi liike. Nõukogude Eestis valmistab tsementi Kundas asuv tsemenditehas.



Joonis 39. Raudbetoonist teraviljaelevaator.

Tsemendi, vee ja täiteaine (liiva, kruusa, killustiku jm.) segamisel saadakse segu, mis tsemendi kivistumisel muutub betooniks. Betoonist püstitatakse suuri ehitisi — hooneid, sildu, tamme jne. Betoonile suurema tugevuse andmiseks paigutatakse sellesse raudarmatuur. Niisugust armeeritud betooni tuntakse



Joonis 40. Raudbetoonist püstitatud sild.

raudbetooni nime all. Raudbetoonil on suur mehhaaniline tugevus ning temal on kaasaegses ehitustehnikas määratu suur tähtsus. Joonistel 38, 39 ja 40 on kujutatud mõned raudbetoonist valmistatud ehitised.

Hoonete seinte ladumisel kasutatakse ehituskivide sidumiseks mörti, milleks võib kasutada ka tsemendi, vee ja liiva segu. Niisugune mört kivistub ka vees.

Tänapäeval kasutatakse hoonete püstitamisel ka monteeritavaid betoonsuurplokkke, mis valmistatakse vastavates tehastes ning tuuakse ehitusplatsile valmiskujul. Kuna tavalise betooni olulisemaks puuduseks on suur mahukaal ja soojusjuhtivus, siis on viimasel ajal hakatud kasutama kergeid betoone, näiteks vahtbetooni. Viimast valmistatakse tsemendi¹, liiva, vee ja vahu segust. Niisugusest betoonist suurplokid on kerged ja väikese soojusjuhtivusega.

Tsemendi tootmise kasvutempot Nõukogude Liidus iseloomustab järgmine tabel (toodang on antud miljonites tonnides):

1913. a.	1940. a.	1958. a.	1960. a.	1965. a.
1,5	5,7	33,3	45,5	81 (plaan)

3. Keraamatööstus.

Keraamatööstuse tooraineks on savi. Savi põhilisteks omadusteks, millest on tingitud tema tööstuslik kasutamine, on plastilisus ja kõvastumine põletamisel. Savist vormitud tooted muutuvad pärast põletamist mehhaaniliselt tugevaks ning atmosfäärimõjudele vastupidavaks.

Sõltuvalt toodete liigist ja kasutatava savisegu koostisest jaguneb keraamika ehituskeraamikaks ja nõudekeraamikaks. Ehituskeraamika-toodete hulka kuuluvad ehitustellised, pottsepatooded, katusekivid, seinte katteplaadid jne. Nõudekeraamika-toodetest tuleks mainida fajansist ja portselanist lauanõusid, majapidamistarbeid, laboratooriuminõusid ja iluasju.

Ehitusmaterjale (telliseid, katusekive jt.) ning tavalisi pottsepatooteid (potte, kausse jt.) valmistatakse harilikult madalama kvaliteediga savidest, kuna portselanesemete jaoks kasutatakse kõrgekvaliteedilist valget savi (kaoliini), millele lisandatakse kvartsi ja päevakivi. Keraamiliste toodete valmistamiseks segatakse savi veega töödeldavaks massiks, antakse esemele vajalik kuju ja töödeldakse termiliselt (põletatakse).

¹ Nõukogude Eestis on hakatud tsemendi asemel kasutama jahvatatud põlevkivituhka (kukermiiti). *Toimetus.*

Tavalisi keraamikatooteid põletatakse allpool nende pehmene-
mistemperatuuri. Seetõttu on niisuguste toodete seinad urbsed ja
lasevad vedelikke ning gaase läbi. Selle ärahoidmiseks kaetakse
keraamikatoodete pind õhukese läbipaistva klaasitaolise glasuuri-
kihiga.

Tuntakse väga mitmesuguse koostisega glasuure. Glasuuri val-
mistamiseks võetava segu koostisse kuuluvad peamiselt päevakivi,
kaoliin, kriit, sooda, potas, booraks ja mõned teised ained. Glasuu-
risegu kantakse tootele enne põletamist. Portselan- ja fajansstoo-
detele kantakse glasuurisegu pärast põletamist ning seejärel põle-
tatakse teistkordselt. Sulav glasuurisegu katab tooteid ilusa läi-
kiva kaitsekihiga.

Odavaid keraamikatooteid (ahjupotte, savikause jt.) glasuuri-
ritakse tavaliselt keedusoola abil, milleks enne toodete põletamise
lõppu heidetakse ahju veidi keedusoola. Toote koostises olev räni-
dioksiid reageerib seejuures keedusoola auruga ning tekitab toote
pinnal klaasitaolise glasuurikihi.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada klaasi tootmiseks kasutatavaid tooraineid.
2. Missugused keemilised reaktsioonid kulgevad klaasi valmistamisel?
3. Missugusel klaasi omadusel põhineb klaastoodete valmistamine?
4. Nimetada teile tuntud klaastoeid.
5. Millest valmistatakse tsementi?
6. Missugused protsessid on tsemenditootmise aluseks?
7. Nimetada tsemendi omadusi.
8. Milleks kasutatakse tsementi?
9. Millel põhineb savitoodete valmistamine?
10. Mis on glasuur ning milleks kasutatakse teda keraamatööstuses?

§ 7. Süsinikurühma keemiliste elementide iseloomustus.

Käesolevas peatükis tutvusime süsiniku ja räni tähtsamate
omadustega ning nende lihtsamate ühenditega. Väliselt ja oma
ühenditeomadustelt on need kaks keemilist elementi teineteisele
üsna lähedased. Mõlemad keemilised elemendid esinevad mitmes
allotroopses teisendis.

Süsiniku- ja räniühenditest võib kõige iseloomulikumateks
lugeda nende hapniku- ja vesinikuühendeid. Vaatleme esimesi.

Süsinik ja räni moodustavad hapnikuga kaht liiki ühendeid.
Esimesse liiki kuuluvad süsinikoksiid (CO) ja ränioksiid (SiO),
milles süsinik ja räni on kahevalentsed. Teise liiki kuuluvad
süsinikdioksiid (CO_2) ja rändioksiid (SiO_2), mis on hapete anhü-
riidid ning milles süsinik ja räni on neljavalentsed. Mõlemad

anhüdriidid annavad analoogilisi happeid, mis oma iseloomult kuuluvad nõrkade hapete hulka.

Süsinikul ja ränil on nõrgalt avalduvad mittemetallilised omadused. Mõlemad keemilised elemendid annavad vesinikuga analoogilisi ühendeid: metaani (CH_4) ja silaani (SiH_4). Ka vesinikuühendites on süsinik ja räni neljavalentsed.

Sarnasuse kõrval võime täheldada ka olulisi erinevusi. Näiteks leidub süsinikku looduses vabas olekus, räni aga mitte. Süsinikdioksiid on tavalisel temperatuuril gaasiline aine, mis kõrgemal temperatuuril laguneb kergesti. Ränidioksiid on seevastu tahke aine, mis ei lagune ka kõige kõrgemal temperatuuridel. Süsihapet ei tunta vabas olekus, ränihapet aga küll, kuigi ta kergesti laguneb anhüdriidiks ja veeks. Tuntakse ainult üht süsihapet — H_2CO_3 , sest praktiliselt on olemas ainult selle soolad. Ränihappeid, arvestades nende soolade järgi, on suur hulk. Metaan on püsiv gaas, mis süttib alles kõrgel temperatuuril, kuna silaan süttib õhus iseenesest.

Peale selle on veel terve rida teisi erinevusi, kuid need süsiniku ja räni omaduste erinevused on siiski seaduspäraselt seotud nimetatud keemiliste elementide aatomkaaluga. Tabelis 5 on kõrvutatud mõned tähtsamad süsiniku ja räni füüsikalised ja keemilised omadused.

Halogeenide, hapniku-, lämmastiku- ja süsinikurühma kuuluvate keemiliste elementide omaduste võrdlemisel võib samuti leida seaduspäraselt sarnasust ja erinevust nende rühmade vahel. Kõik nimetatud rühmadesse kuuluvad keemilised elemendid on mittemetallid, mis moodustavad happeid. Tuleb aga tähendada, et need ühised omadused seaduspäraselt muutuvad nõrgenemise suunas, alates halogeenidest süsiniku ja räni poole. Nii näiteks moodustavad halogeenid keemiliselt kõige aktiivsemaid happeid, süsinik ja räni aga annavad üsna nõrku happeid. Halogeenid ühinevad teiste keemiliste elementidega väga energiliselt, süsinik ja räni seevastu väga raskelt. Hapniku- ja lämmastikurühma kuuluvad keemilised elemendid on nende vahel nagu keskses asendis.

Halogeenid on tüüpilised mittemetallid, mida aga ei saa ütelda süsinikurühma keemiliste elementide kohta. Kuigi viimased on mittemetallid, esineb neil nõrgalt ka metallilisi omadusi. Näiteks süsi ja räni juhivad elektrit, mis on metallide iseloomulikuks omaduseks.

Sellest järeldub, et keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis leidub niisuguseid keemilisi elemente, millel on nii metallide kui ka mittemetallide omadusi. Nad on nagu ülemineku-elementideks mittemetallidelt metallidele.

	Süsinik	Räni
Keemiline sümbol	C	Si
Aatomkaal	12,011	28,09
Erikaal	süsi — 1,86 teemant — 3,5 grafiit — 2,3	kristalliline — 2,35
Sulamistemperatuur (°C)	3500	1445
Keemistemperatuur (°C)	4000	2600
Agregaatolek	tahke	tahke
Valents vesiniku suhtes	4	4
Peaühend vesinikuga	CH ₄	SiH ₄
RH ₄ keemistemperatuur (°C)	— 161,4	— 112
RH ₄ sulamistemperatuur (°C)	— 184	— 185
Valents hapniku suhtes	2 ja 4	2 ja 4
Hapnikuühendid	CO ja CO ₂	SiO ja SiO ₂
RO ₂ keemistemperatuur (°C)	— 78,5	2590
RO ₂ sulamistemperatuur (°C)	— 57	1470 (kvarts)
Happed	* H ₂ CO ₃	H ₂ SiO ₃

II peatükk.

METALLID.

§ 1. Sissejuhatus.

Olles õppinud tundma tähtsamaid mittemetallilisi keemilisi elemente, nagu fluori, kloori, broomi, joodi, hapnikku, väävlit, süsinikku ja räni, alustame nüüd tähtsamate metalliliste keemiliste elementide käsitlesega. Metallide omadusi tuleb tundma õppida juba seepärast, et nad etendavad esmajärgulist ja väga tähtsat osa meie igapäevases elus. Meie teame, et metallidest valmistatakse igasuguseid masinaid, nii lihtsaid kui ka keerukaid. Masinad omakorda võimaldavad mehhaniseerida igasuguseid töid, mis tunduvalt kergendab inimese tööd ning tõstab tema tööviljakust.

§ 2. Metallide üldomadused.

1. Metallide asetus keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis ja nende aatomite ehitus.

Keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis asetsevad metallid I ja II rühmas (pea- ja kõrval-allrühmades), III rühmas (pea-allrühmas allpool boori ja kogu kõrval-allrühmas), V rühmas (pea-allrühmas allpool arseeni ja kogu kõrval-allrühmas), VII rühmas (ainult kõrval-allrühmas) ja VIII rühmas.

Kui vaadelda metalliliste keemiliste elementide asetust perioodides, siis selgub, et metalle leidub peamiselt perioodide alguses. I perioodis ei ole ühtegi metalli. II perioodi kaks esimest keemilist elementi on metallid (liitium ja berüllium), III perioodis on kolm esimest keemilist elementi metallid (naatrium, magneesium ja alumiinium), IV perioodis on 14 metalli ja ainult kolm mittemetalli, V perioodis on 15 metalli ja kaks mittemetalli, VI perioodis on 30 metalli ja üks mittemetall (astaat), kuna VII, veel lõpetamata periood koosneb ainult metallilistest keemilistest elementidest.

Seega tänapäeval tuntud 102 keemilisest elemendist on 80 metallid, kuna ülejäänud on mittemetallid ja inertgaasid. Mitte-

metallide ja inertgaaside asetust keemiliste elementide perioodilise süsteemis kujutab näitlikult tabel 6; tabeli täitmata ruutudes asetsevad metallilised keemilised elemendid.

Tabel 6.

Perioodid	Keemiliste elementide rühmad								
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	O
I	H	—	—	—	—	—	—	—	He
II			B	C	N	O	F		Ne
III				Si	P	S	Cl		Ar
IV					As	Se	Br	Metallid	Kr
V						Te	I		Xe
VI							At		Rn
VII	Metallid								?

Kui tõmmata keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi tabelis diagonaal vesinikust kuni uraanini, jättes seejuures välja metallidest koosneva VIII rühma, siis jäävad metallid vasakpoolsesse kolmnurka.

Vaadeldes keemiliste elementide asetust perioodilisuse süsteemis, leiame järgmisi seaduspärasusi metallide omaduste muutumises.

1. Iga perioodi esimesel kohal on teravalt avalduvate metalliliste omadustega leelismetallid. Perioodis leelismetallile järgnevatel keemilistel elementidel nõrgenevad metallilised omadused järk-järgult. See on seletatav sellega, et igas perioodis väheneb keemilise elemendi järjenumbri suurenemisega keemilise elemendi aatomi raadius ning suureneb tuumalaeng, mistõttu valentselektronid hoitakse tugevamini kinni.

Metalliliste keemiliste elementide aatomite suurtest raadiustest on põhjustatud valentselektronide nõrk külgetõmbamine aatomi-tuumaga poolt, mistõttu niisuguste metallide aatomid on võimelised kergesti kaotama valentselektrone, avaldades seejuures positiivset valentsi ja muutudes positiivselt laetud ioonideks.

2. Pea-allrühmades suurenevad keemiliste elementide metallilised omadused seoses järjenumbri suurenemisega. See on seletatav sellega, et pea-allrühmades asetsevate keemiliste elementide järjenumbri järkjärgulise kasvamisega suurenevad elementide aatomite raadiused. Järelikult nõrgeneb ka valentselektronide kinnihoidmine ning aatomid võivad kergemini kaotada valentselektrone.

Vaadeldes keemiliste elementide aatomite ehitust perioodide

järgi, leiame, et metallide aatomid erinevad oma ehituselt mittemetallide aatomitest. Tüüpiliste metallide aatomitel on väike arv valentselektrone (1, 2, 3). Metallide aatomite raadiused on tavaliselt suuremad kui keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis nendega samas reas asetsevatel mittemetallide aatomitel.

Näitena käsitleme II ja III perioodi keemiliste elementide aatomite raadiusi (tabel 7).

Toodud tabelist 7 nähtub, et keemiliste elementide aatomite raadiused vähenevad seaduspäraselt ja järk-järgult vasakult paremale, s. t. metallidelt mittemetallide suunas. On kergesti arusaadav, et niisugune keemiliste elementide aatomite raadiuste järkjärguline vähenemine perioodis toimub aatomituuma laengu suurenemise mõjul.

Tabel 7

Teine periood	Li	Be	B	C	N	O	F
Aatomituuma laeng	+3	+4	+5	+6	+7	+8	+9
Aatomi raadius ongströimides	1,56	1,11	0,89	0,77	0,74	0,73	0,72
Aatomi skeem (skeemil on kujutatud ainult valentselektronid)	<i>Li</i> 	<i>Be</i> 	<i>B</i> 	<i>C</i> 	<i>N</i> 	<i>O</i> 	<i>F</i>
Kolmas periood	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Aatomituuma laeng	+11	+12	+13	+14	+15	+16	+17
Aatomi raadius ongströimides	1,92	1,60	1,43	1,16	1,11	1,04	0,99
Aatomi skeem (skeemil on kujutatud ainult valentselektronid)	<i>Na</i> 	<i>Mg</i> 	<i>Al</i> 	<i>Si</i> 	<i>P</i> 	<i>S</i> 	<i>Cl</i>
<p>Aatomituuma laengu suurenemine</p> <p>Aatomi raadiuse vähenemine</p>							

Aatomituuma laengu suurenemine
Aatomi raadiuse suurenemine

2. Metallide leidumine looduses.

Tuletame meelde, et maakera koor koosneb peamiselt mittemetallilistest keemilistest elementidest. Teatavasti leidub maakera kooses 49% hapnikku ja 26% räni.

Maakera kooses enam levinud metalliks on alumiinium. Sellele järgnevad raud, kaltsium, naatrium, magneesium, titaan, mangaan ja teised ülejäänud metallid (vt. diagramme joonistel 41 ja 42). Tööstuses laialdaselt kasutatavaid metalle, nagu vaske, tsinki, tina ja teisi, leidub maakera kooses tähtsusetas kogustes.

Metalle leidub looduses tavaliselt ühendite (oksiidide, sulfaate, sulfiidide, karbonaatide, silikaatide, kloriidide jne.) näol. Ainult üksikuid metalle (kuld, plaatina) leidub ehedalt.

3. Metallide füüsikalised omadused.

Erinevalt mittemetallidest on metallidel teatud ühised omadused. Selliste ühiste omaduste hulka kuulub näiteks nn. metalliläige. Metalliläiget täheldame ainult siis, kui metall esineb sileda pinnaga kompaktsena. Pulbrina on enamik metalle hallid või mustad. Ainult mõned metallid, nagu magneesium ja alumiinium, säilitavad oma läike ka pulbrina.

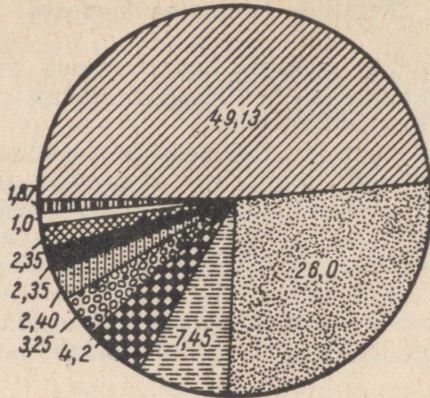
Enamiku metallide poleeritud pind on terashalli kuni hõbevalge värvusega. Mõnedel metallidel on ka teistsugune värvus, näiteks vask on punane, kuld kollane ja vismut punakas.

On tavaks tööstuses kasutatavaid metalle jaotada tinglikult kahte rühma — mustadeks ja värvilisteks metallideks. Mustade metallide rühma kuuluvad raud ja kõik raua sulamid (terasid ja malmid). Nimetus mustad metallid on tingitud sellest, et raud ja selle sulamid on töötlemata kujul kaetud musta oksiidikihi. Kõik ülejäänud metallid ja nende sulamid kuuluvad värviliste metallide rühma.

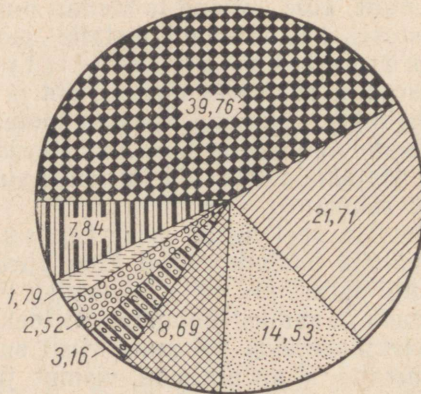
Metalle iseloomustab veel nende plastilisus, s. t. omadus muuta oma kuju väliste jõudude mõjul ilma purunemata ja säilitada muutunud kuju pärast jõu mõju lakkamist. Plastilisi metalle on võimalik sepistada, traadiks tõmmata, lattideks valtsida, vastava kujuga esemeteks pressida või muul viisil survega töödelda. Ainult väike arv metalle, nagu antimon, vismut ja mangaan, on haprad, s. t. neil puudub plastilisus ja nad pole survega töödeldavad. Antimoni on võimalik isegi portselanuhmris pulbriks hõõruda.

Metalle iseloomustavaks iseärasuseks on ka nende hea elektrijuhtivus. Parimad elektrijuhid on hõbe ja vask, hästi juhivad elektrit ka kuld, alumiinium ja raud; kõige halvemini juhivad elektrit aga plii ja elavhõbe (joonis 43).

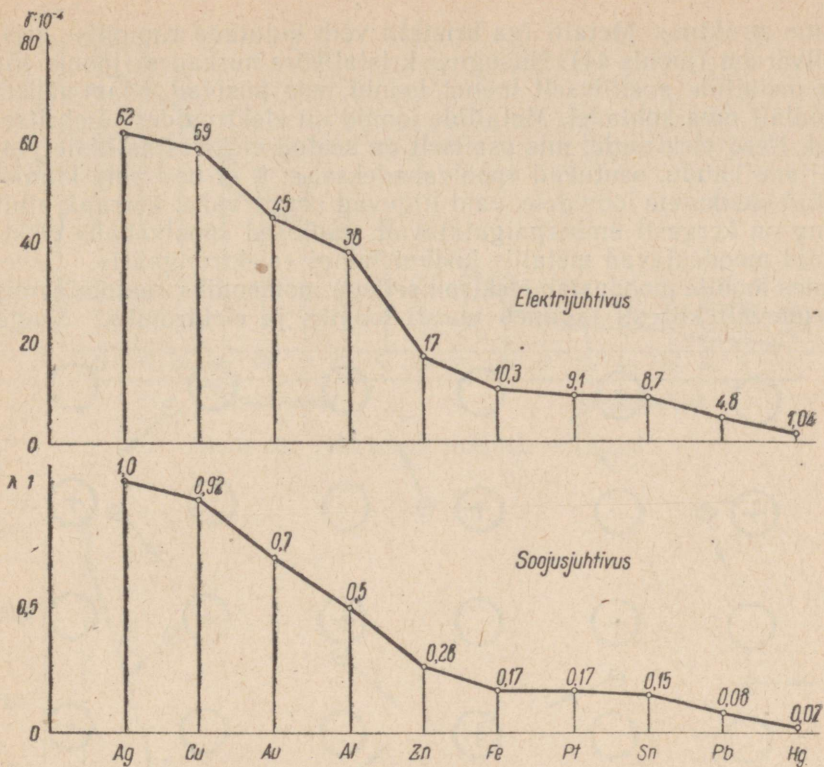
Metallide elektrijuhtivus on seletatav nende ehituse iseärasusega. Kaasaegse ettekujutuse põhjal on kõikidel metallidel kristal-



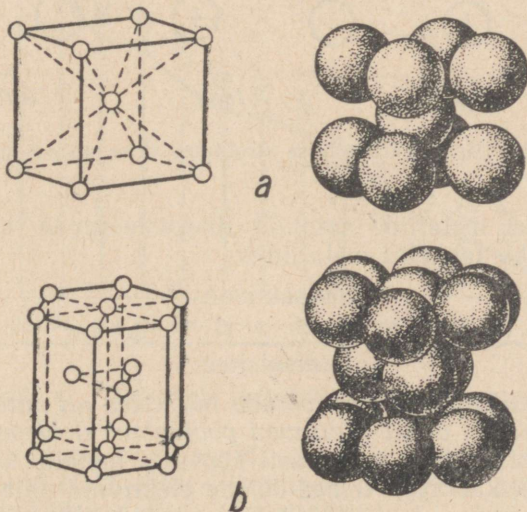
Joonis 41. Keemiliste elementide suhteline sisaldus maakera kooses (lito-, hüdro- ja atmosfääris).



Joonis 42. Keemiliste elementide suhteline sisaldus maakeras.

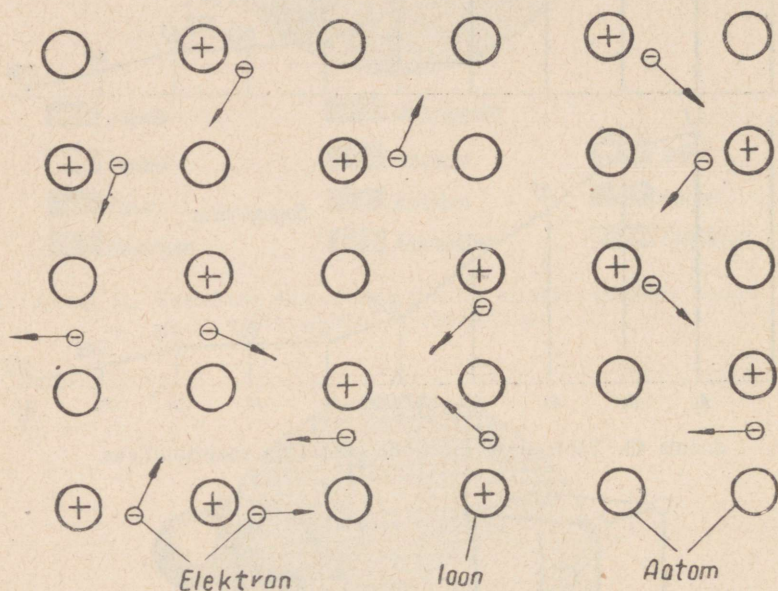


Joonis 43. Tähtsamate metallide elektri- ja soojusjuhtivus.



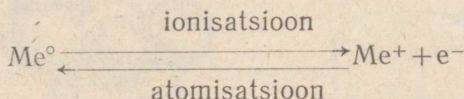
Joonis 44. Metallide kristallvõrede liike.

liline struktuur. Metalliga kristalli võib kujutada ruumilise kristallvõre (joonis 44). Niisuguse kristallvõre nurkades (joonis 45) on metallide positiivselt laetud ioonid, mis püsivad enam-vähem kindlalt oma kohtadel. Metallide ioonid on elektronidest ümbritsetud. Need elektronid, mis osaliselt on seotud elektrostaatiliste jõuväljade kaudu, osutuvad «poolvabadeks», s. t. et nad pole kinnistatud üksikutele ioonidele, vaid liiguvad nende vahel korrapäraselt ning on kergesti ümberpaigutatavad. Sellised «poolvabad» elektronid moodustavad metallis justkui mingi «elektrongaasi». Lähenedes ioonile moodustab elektron sellega momendiks «aatom», mis järgnevalt kiiresti laguneb uuesti iooniks ja elektroniks. Seega



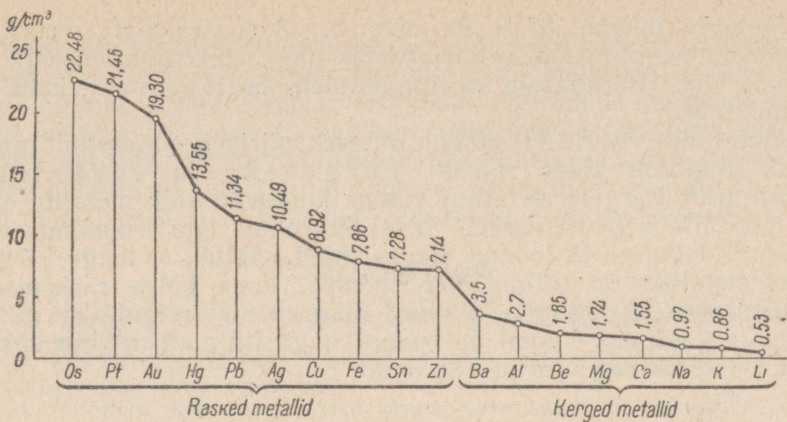
Joonis 45. Metalliga kristallilise struktuuri skemaatiline kujutus.

võime öelda, et metallide aatomid dissotsieeruvad ioonideks ja elektronideks ka tahketes metallides:

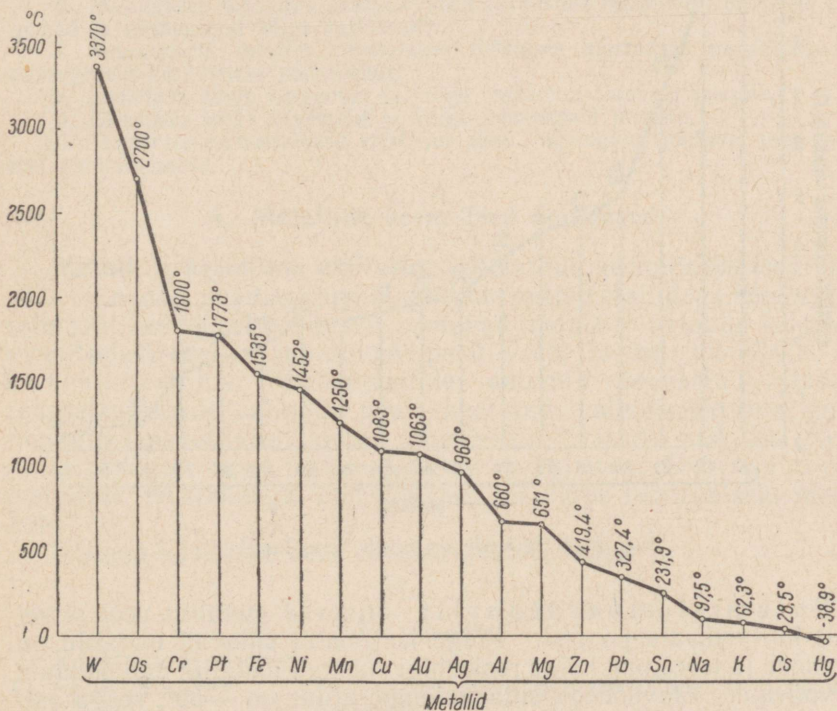


Seega on metallide kristallvõrede nurkades nii aatomid kui ka ioonid, kuna nende vahel asetsevad poolvabad elektronid.

Lülides juhtme (mis teatavasti koosneb metalli kristallidest) elektriahelasse, kaotavad temas olevad elektronid oma vaba liikumise ning omandavad suunatud liikumise. Elektronide liikumist



Joonis 46. Tähtsamate metallide erikaalud.

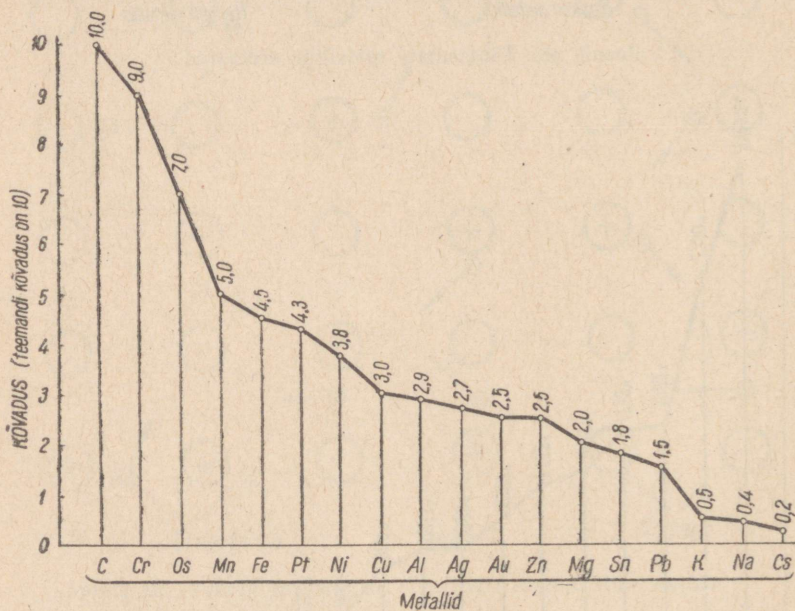


Joonis 47. Tähtsamate metallide sulamistemperatuurid.

juhtmes pidurdavad aga ioonid. Seejuures avaldavad erinevate metallide ioonid elektronide liikumisele isesugust takistust. Viimastest ongi tingitud metallide elektrijuhtivus.

Metallid juhivad hästi ka soojust. Soojusjuhtivuselt reastuvad metallid samas järjekorras nagu elektrijuhtivuse järgi (joonis 43). Parimateks soojusejuhtideks on hõbe, vask, kuld ja alumiinium.

Metallide erikaal kõigub suurtes piirides. Metallid jagatakse tinglikult kahte rühma: kergeteks ja rasketeks metallideks. Kergete metallide rühma kuuluvad kõik metallid erikaaluga alla 5 g/cm^3 , raskete metallide rühma aga erikaaluga üle 5 g/cm^3 . Joonisel 46 toodud diagrammist nähtub, et kõige kergemaks metalliks on liitium ($0,53 \text{ g/cm}^3$), kuna kõige raskemaks on osmium ($22,5 \text{ g/cm}^3$). Samast diagrammist selgub, et naatriumi ja kaaliumi erikaal on samuti nagu liitiumil väiksem kui veel, mistõttu nad ujuvad veepinnal.



Joonis 48. Mõnede metallide kõvadused.

Sulamistemperatuurilt erinevad metallid veel järsemalt kui erikaalu poolest. Kõige kergemini sulavad metallid on elavhõbe ja tseesium, kõige raskemini sulavad metallid aga osmium ja volfram. Elavhõbeda sulamistemperatuur on -39° , seega esineb ta tavalisel temperatuuril vedelas olekus, kuna volfram sulab alles temperatuuril 3370° . Metallide sulamistemperatuurid on toodud diagrammina joonisel 47. Diagrammist nähtub, et tööstusliku tähtsusega metallidest sulavad kõige kergemini tina ja plii.

Metallide tähtsaks omaduseks on veel k o v a d u s. Kõvaduseks

nimetatakse metalli omadust vastu panna teise kõvema keha sissetungimisele tema pinnasse. Mitmesuguste metallide kõvadus on väga erinev. Kõige kõvemad on kroom, volfram ja mangaan, pehmed metallid on seevastu kaalium, naatrium ja tseesium, mis on noaga kergesti lõigatavad. Tööstusliku tähtsusega metallidest on kõige pehmemad tina ja plii. Joonisel 48 on diagrammina kujutatud mõnede metallide kõvadus (aluseks on teemandi kõvadus).

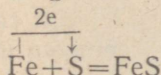
Kordamisküsimusi.

1. Milles on oluline erinevus metallide ja mittemetallide vahel elektroniteooria seisukohalt?
2. Kus kohas peaks keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis asetsema keemiliselt kõige aktiivsem metall?
3. Mispärast pole võimalik teha teravat vahet keemiliste elementide jaotamisel metallideks ja mittemetallideks?
4. Missugused füüsikalised omadused on iseloomustavad metallidele?
5. Nimetada kõige kergemaid ja kõige raskemaid metalle.
6. Missugused tööstuses kasutatavatest tavalistest metallidest on kõige kergemad ja missugused kõige raskemad?
7. Missuguseid metalle nimetatakse tööstuses mustadeks metallideks ja missuguseid värvilisteks metallideks?
8. Nimetada kõige kergemini ja kõige raskemini sulavaid metalle.
9. Nimetada kõige kõvema ja kõige pehmemaid metalle.
10. Mispärast valmistatakse elektri juhtmeid mõningatel juhtudel vase asemel alumiiniumist?

4. Metallide keemilised omadused.

Metallide keemiline aktiivsus. Metallide keemiliseks iseärasuseks on nende omadus ühineda paljude mittemetallidega. Seejuures toimival keemilisel protsessil kaotavad metallide aatomid kergesti valentselektrone ja muutuvad positiivselt laetud ionideks — katioonideks. Mittemetallide aatomid seevastu võtavad juurde metallide aatomite poolt kaotatud valentselektrone ning muutuvad negatiivselt laetud ionideks — anioonideks. Keemilisel reageerimisel tekkinud metallide katioonid ühinevad mittemetallide anioonidega, moodustades seejuures neutraalseid molekule.

Näitena käsitleme raua reageerimist väävliga:



Reaktsiooni olemus:

- 1) $\text{Fe} - 2e = \text{Fe}^{2+}$ raua aatom kaotab kaks valentselektroni ja muutub katiooniks
- 2) $\text{S} + 2e = \text{S}^{2-}$ väävli aatom liidab kaks valentselektroni ja muutub aniooniks
- 3) $\text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{FeS}$ katiooni ja aniooni ühinemisel tekib neutraalne molekul

Valentselektronide loovutamine ei avaldu kõikide metallide aatomitel ühesuguselt, ühete metallide aatomid kaotavad neid kerge-

mini, teistel aga raskemini. Valentselektronide kaotamise kerguse põhjal võib metallid reastada järgmisse ritta, mida nimetatakse metallide aktiivsuse reaks:

Neutraalsete aatomite keemilise aktiivsuse langemissuund →

K Na Ca Mg Al Mn Zn Fe Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au

←
Ioonide poolt elektronide liitmise võime langemissuund

Metallide aktiivsuse rea avastajaks oli kuulus vene keemik N. N. Beketov.

Rea algul seisavad aktiivsed leelismetallid kaalium ja naatrium, mille aatomid loovutavad valentselektrone väga kergesti. Nendele järgnevad kahevalentsed leelismuldmetallid kaltsium ja magneesium, mille aatomid kaotavad valentselektrone samuti kergesti, kuid raskemini kui kaaliumi ja naatriumi aatomid. Piki rida paremale liikudes väheneb metallide aatomite võime kaotada valentselektrone, s. t. suureneb metallide aatomite võime valentselektrone kinni pidada. Valentselektrone hoiavad kõige tugevamini kinni hõbeda, plaatina ja kulla aatomid.

Metallide aatomite võimest kaotada valentselektrone sõltub nende keemiline aktiivsus. Seega on keemiliselt kõige aktiivsemateks metallideks kaalium ja naatrium; keemiliselt kõige passiivsemateks metallideks on aga hõbe, plaatina ja kuld.

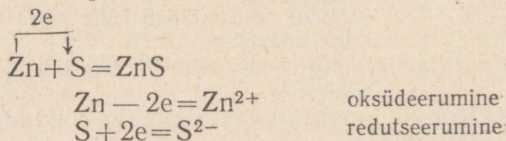
Metallide keemilisest aktiivsusest sõltub nende võime reageerida keemiliselt hapniku, väävli, halogeenide, vee, hapete ning sooladega.

Keemilisi elemente, mille aatomid loovutavad valentselektrone, nimetatakse redutseerijateks ehk taandajateks. Metallide redutseerimisvõime sõltub tema asetusest metallide aktiivsuse reas. Parimateks redutseerijateks metallidest on kaalium ja naatrium.

Keemilisi elemente, mille aatomid liidavad valentselektrone, nimetatakse oksüdeerijateks ehk hapendajateks. Head oksüdeerijad on hapnik ja halogeenid.

Reaktsioone, mille puhul keemilise elemendi aatomid kaotavad valentselektrone, nimetatakse oksüdeerimisreaktsioonideks. Näiteks raua ühinemisel väävliga kaotab raua aatom kaks valentselektroni, järelikult raud oksüdeerub.

Reaktsioone, mille puhul keemilise elemendi aatomid liidavad valentselektrone, nimetatakse redutseerimisreaktsioonideks. Näiteks tsingi ühinemisel väävliga liidab väävli aatom kaks valentselektroni, järelikult väävel redutseerub:



Elektronteooria seisukohalt on metallid need keemilised elemendid, mille aatomitel on omadus loovutada valentselektrone. Mittemetallid aga on keemilised elemendid, mille aatomitel on omadus peamiselt liita valentselektrone, kuid mis võivad ka loovutada valentselektrone.

Mida kergemini keemilise elemendi aatomid loovutavad oma valentselektrone, seda enam avalduvad tal metallilised omadused, seda keemiliselt aktiivsemaks metalliks on mainitud element.

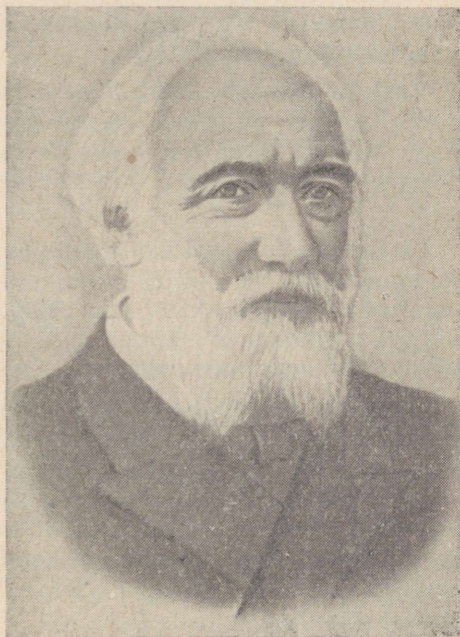
Tuleb aga tähendada, et Mendelejevi keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi mis tahes perioodis puudub terav piir enam metalliliste omadustega keemiliste elementide ja enam mittemetalliliste omadustega keemiliste elementide vahel, kuna igas perioodis leidub keemilisi elemente, millel võib täheldada kõiki üleminekuid mittemetallilistelt omadustelt metallilistele. Niisugused üleminekuelemendid asetsevad vastava perioodi keskkohas.

AKADEEMIK BEKETOV.

Nikolai Nikolajevitš Beketov sündis 1826. aastal. Pärast Kaasani ülikooli lõpetamist töötas Beketov samas silmapaistva vene keemiku, professor N. N. Zinini assistendina. Aastail 1859 kuni 1887 oli Beketov keemiaprofessoriks Harkovi ülikoolis.

Beketovi nimega on seotud rida väljapaistvaid avastusi. Beketov uuris põhjalikult hõbeda ja teiste metallide väljatõrjumist nende soolade vesilahustest. Oma uurimuste põhjal asetaski ta kõik tema poolt uuritud metallid ritta, mis ühtib täiesti meie tuntud metallide keemilise aktiivsuse reaga. Edasi uuris Beketov metallilise alumiiniumi redutseerivat toimet teiste keemiliste elementide oksiididesse. Seega kuulub metallide aluminotermilise saamise menetluse väljatöötamise au Beketovile. Beketovi avastus leidis edaspidi laialdast tööstuslikku rakendamist.

Beketovi nimega on seotud ka keemia ühe haru — füüsikalise keemia areng, sest aastal 1864 hakkas Beketov pidama füüsikalise keemia loenguid. Seega on Harkovi ülikool esimene maailmas, kus alustati selle, alles XIX sajandi lõpul laialdaselt väljaareneva keemiaharu süstemaatilise õpetamisega.



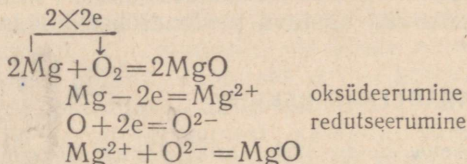
N. N. Beketov (1826—1911).

Oma teaduslike teenete eest valiti Beketov aastal 1886 akadeemikuks. Sellest ajast alates toimus tema teaduslik tegevus Peterburis.

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

Tuleb aga mainida, et Beketovi teaduslikud ideed said laialdase arengu osaliseks alles nõukogude võimu ajal ning nende arendamist jätkatakse edukalt.

Metallide ühinemine hapnikuga. Enamik metalle ühineb hapnikuga, moodustades seejuures oksiide. Keemiliselt kõige aktiivsemad metallid — kaalium ja naatrium — ühinevad õhuhapnikuga juba tavalistes tingimustes, mistõttu neid hoitakse petrooleumis. Kergesti oksüdeerub ka magneesium, mis õhu käes seistes kattub halli magneesiumoksiidi korraga:



Alumiinium, tsink ja plii oksüdeeruvad samuti õhuhapniku toimel, kattudes seejuures õhukese oksiidikihiga, mis neid edasise oksüdeerumise eest kaitseb.

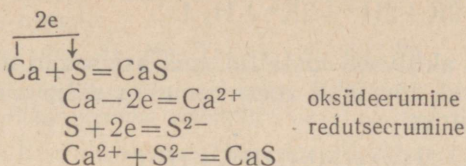
Vask ja elavhõbe ei oksüdeeru puhta õhu toimel tavalistes tingimustes, nad ühinevad hapnikuga ainult kuumutamisel õhus. Hõbe, kuld ja plaatina ei oksüdeeru õhus isegi kõrgetel temperatuuridel. Sel põhjusel nimetatakse viimaseid ka väärismetallideks.

Leelismetallid (näiteks kaalium ja naatrium) ning samuti ka leelismuldmetallid (näiteks kaltsium ja magneesium) võivad kuumutatult põleda õhu käes; raud, nikkel ja kroom põlevad soojendatult aga hapnikus; ülejäänud metallid, peale väärismetallide, oksüdeeruvad ainult kuumutamisel.

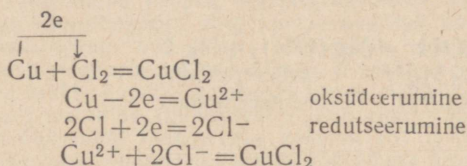
Metallide ühinemine väävliga. Kõik metallid peale kulla võivad ühineda väävliga. Ühinemine toostub erineva kiirusega, näiteks leelismetallid ning magneesium ja kaltsium ühinevad soojendamisel väävliga plahvatusega, moodustades seejuures sulfiide. Pulbriline tsink ja alumiinium ühinevad kuumutamisel väävliga järsu plahvatusega. Ülejäänud metallid reageerivad kuumutamisel väävliga aeglaselt. Isegi plaatina ühineb peene pulbrina kuumutamisel väävliga.

Metalliline kaltsium ühineb väävliga järgmise reaktsiooni-

võrrandi kohaselt:

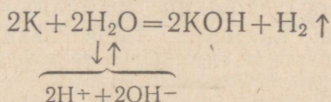


Metallide ühinemine halogeenidega. Kõik metallid ühinevad vahetult halogeenidega, isegi plaatina ja kuld. Kõige energilisemalt ühinevad metallid fluoriga, seejärel alanevas järjekorras kloori, broomi ja joodiga. Näiteks:

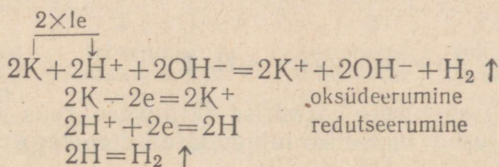


Metallide ühinemisel halogeenidega täheldame sama korda nagu nende ühinemisel hapniku ja väävliga, s. t. nad ühinevad metallide keemilise aktiivsuse rea kohaselt. Kõige aktiivsemalt ühinevad halogeenidega naatrium ja kaalium, vähem aktiivsemalt aga väärismetallid. Metallide reageerimisel halogeenidega tekivad fluoriidid, kloriidid, bromiidid ja jodiidid.

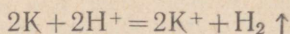
Metallide reageerimine veega ning lahjendatud hapetega. Metallid, mis asetsevad keemilise aktiivsuse reas vesinikust vasakul, tõrjuvad teda veest ja lahjendatud hapetest välja, paremal asetsevad metallid aga ei tõrju. Kõige aktiivsemad metallid, nagu kaalium ja naatrium, tõrjuvad vesiniku veest välja tavalistes tingimustes. Metalliline kaalium reageerib veega järgmiselt:



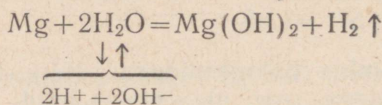
Keemilise reaktsiooni olemus seisneb elektronide üleminekus kaaliumi aatomitelt vesinikioonidele, mis tekivad vee dissotsieerumisel. Seejuures kaaliumi aatomid muutuvad katioonideks, kuna vesinikioonid muutuvad elektriliselt neutraalseteks vesiniku aatomiteks. Viimased ühinevad, moodustades molekuli:



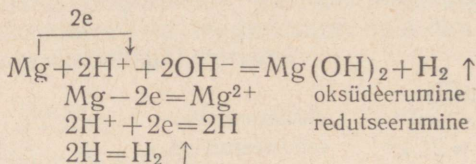
ehk taandatud kujul



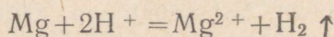
Keemiliselt vähem aktiivsed metallid, mis asetsevad aktiivsuse reas vesinikust vasakul, tõrjuvad veest vesiniku välja ainult kõrgel temperatuuril. Näiteks:



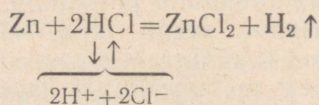
ehk ioonilisel kujul:



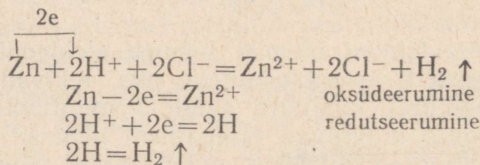
ehk taandatud kujul



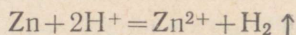
Täpselt samuti tõrjuvad keemiliselt vähem aktiivsed metallid vesiniku välja lahjendatud hapetest. Näitena toome reaktsiooni, mis kulgeb tsingi reageerimisel lahjendatud soolhappega:



Selle reaktsiooni olemus seisab tsingi aatomite reageerimises vesinikioonidega, mis tekivad soolhappe molekuli dissotsieerumisel vesilahuses. Seega võtavad vesinikioonid tsingi aatomitelt valentselektrone ära, kusjuures tsink oksüdeerub, vesinik aga redutseerub:



ehk taandatud kujul



Vastavalt metalli asetusele keemilise aktiivsuse reas reageerivad ka teised aktiivsed metallid lahjendatud hapetega (näiteks

vävelhappe, soolhappe, fosforhappe ja teiste hapete vesilahustega), ja nimelt:

K	Na	Ca	Mg	Al	Mn	Zn	Fe	Ni	Sn	Pb	H	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
asendavad lahjendatud hapetes (HCl, H ₂ SO ₃ , H ₂ SO ₄ , H ₃ PO ₄) vesiniku aatomeid											ei asenda lahjendatud hapetes vesiniku aatomeid					

Keemilise aktiivsuse reas vesinikust paremal asetsevad metallid ei tõrju vesiniku aatomeid ei veest ega lahjendatud hapetest välja, sest nad hoiavad valentselektrone suurema jõuga kinni kui vesiniku aatomid.

Metallide reageerimine kontsentreeritud hapetega. Kuna kontsentreeritud happed praktiliselt ei dissotsieeru ioonideks, siis reageerivad nad metallidega teisiti kui lahjendatud happed. Näitena käsitleme metallide reageerimist kontsentreeritud vävelhappes ja kontsentreeritud lämmastikhappes.

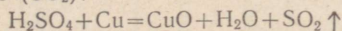
Kontsentreeritud vävelhappe oksüdeerib soojendamisel peaaegu kõiki metalle. Tema reageerimisel metallidega ei eraldu vesinikku, sest happe osalisel lagunemisel tekib hapnik oksüdeerib happe molekulis oleva vesiniku veeks.

Sõltuvalt metallide aktiivsusest võivad vävelhappe molekulid redutseeruda kuni väveldioksiidini (SO₂), vaba vävlini (S) ja isegi kuni vävelvesinikuni (H₂S). Kõige sagedamini redutseerub vävelhappe kuni väveldioksiidini.

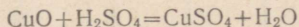
Kontsentreeritud vävelhappe toimet metallidesse kujutab järgmine skeem:

K	Na	Ba	Ca	Mg	Al	Zn	Fe	Sn	Pb	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
Eraldub H ₂ S				Eraldub SO ₂							Ei lahustu kontsentreeritud H ₂ SO ₄ toimel			
soojendatud kontsentreeritud vävelhappe toimet														

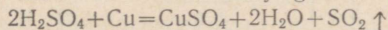
Vaatame vase reageerimist kontsentreeritud vävelhappes soojendamisel. Vävelhappe molekul oksüdeerib vase esmalt vask(II)oksiidiks, redutseerudes ise väveldioksiidiks (SO₂):



Tekkinud vask(II)oksiid lahustub vävelhappe ülehulgas, seejuures tekivad sool ja vesi:



Summaarsel kujul on reaktsioonivõrrand järgmine:



Lämmastikhappe reageerimisel metallidega ei eraldu samuti vesinikku, mis on seletatav lämmastikhappe tugevate oksüdeerivate omadustega (vesinik oksüdeerub veeks). Reageerimisel redutseerub lämmastikhappe molekul kuni lämmastidioksiidini (NO₂), lämmastikoksiidini (NO), diämmastikoksiidini (N₂O) ja isegi ammoniaagini (NH₃). Lämmastikhappe redutseerumise aste sõltub nii lämmastikhappe kontsentratsioonist kui ka metallide aktiivsusest. Õeldut aitab selgitada järgmine skeem:

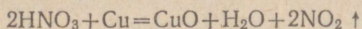
K	Na	Ba	Ca	Mg	Al	Zn	Fe	Sn	Pb	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
↓			↓				↓			↓				
lahustuvad lahjendatud lämmastikhappes, kusjuures eraldub NH ₃			lahustuvad kontsentreeritud lämmastikhappes, kusjuures eraldub N ₂ O				lahustuvad lahjendatud lämmastikhappes, kusjuures eraldub NO			lahustuvad soojendamisel kontsentreeritud lämmastikhappes, kusjuures eraldub NO ₂			ei lahustu lämmastikhappes	

Metallide aktiivsuse rida.

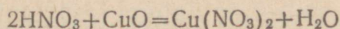
Tabel 8

Metallide rida	K	Na	Ba	Ca	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H	Cu	Hg	Ag	Pt	Au						
Aatomite võime valentsielektroone ära anda (metalli oksüdeeritavus, tema aktiivsus redutseerijana)	väheneb →																									
Ioonide võime elektrone juurde võtta (metalli redutseeritavus)	suureneb →																									
Metallide oksüdeeruvus õhuhapniku toimel	Oksüdeeruvad kiiresti					Oksüdeeruvad harilikul temperatuuril										—	Oksüdeeruvad kuumutamisel	Ei oksüdeeru								
Metallide toime veesse	Tõrjuvad veest vesiniku välja harilikul temperatuuril					Tõrjuvad soojendamisel veest vesiniku välja										—	Ei tõrju veest vesiniku välja									
Metallide toime hapetesse	Tõrjuvad hapetest vesiniku välja (tekib sool ja eraldub vesinik)																				—	Ei tõrju hapetest vesiniku välja				
																					—	Oksüdeeruvad HNO ₃ ja kontsentreeritud H ₂ SO ₄ toimel	Ei oksüdeeru HNO ₃ ja kontsentreeritud H ₂ SO ₄ toimel			
Leidumine looduses	Ainult ühenditena																				—	Ühenditena ja puhtal kujul	Puhtal kujul			
Tööstuslikud meetodid metallide saamiseks maakidest	Sulatatud ühendite elektrolüüs					Redutseerimine süsinikuga, aluminotermia või vesilahuste elektrolüüs										—	Lihtsal kuumutamisel	—								
Metallide rida	K	Na	Ba	Ca	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H	Cu	Hg	Ag	Pt	Au						

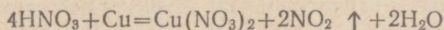
Näitena käsitleme kontsentreeritud lämmastikhappe reageerimist vasega. Reageerimisel oksüdeerub vase aatom esmalt vask(II)oksiidiks, kuna lämmastikhape ise redutseerub lämmastikdioksiidiks (NO₂):



Seejärel reageerib tekkinud vask(II)oksiid lämmastikhappe ülehulgaga, kusjuures tekivad sool ja vesi:

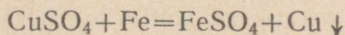


Reaktsioonivõrrand summaarsel kujul:

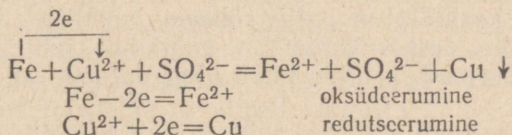


Nii kontsentreeritud väävelhappe kui ka kontsentreeritud lämmastikhappe reageerivad kõikide metallidega peale kulla ja plaatina. Tuleb tähendada, et raud ja alumiinium ei reageeri külma kontsentreeritud lämmastikhappe ja väävelhappega. See on seletatav sellega, et mainitud metallide pinnal tekib väga õhuke oksiidikiht, mis kaitseb metalle happe edasise toime eest.

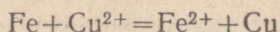
Metallide reageerimine sooladega. Iga metall tõrjub soolade vesilahustest välja mis tahes teise metalli, mis asetseb keemilise aktiivsuse reas temast paremal. Näiteks:



ehk ioonilisel kujul:



ehk taandatud kujul:



Metallide omadusi iseloomustavad andmed on koondatud tabelisse 8.

Kordamisküsimusi.

1. Milles on oluline vahe metalliliste ja mittemetalliliste keemiliste elementide aatomite üleminekul ioonideks?
2. Millega on aatomite ehitusõpetuse seisukohalt seletatav ühtede metallide suurem keemiline aktiivsus võrreldes teiste metallide aktiivsusega?
3. Mida näitab metallide keemilise aktiivsuse rida? Tuua näiteid.
4. Mida nimetatakse: a) oksüdeerumiseks, b) redutseerumiseks, c) oksüdeerijaks, d) redutseerijaks, e) oksüdeerumis-redutseerumisreaktsiooniks? Tuua näiteid.
5. Missuguseid keemilisi elemente nimetatakse elektronteooria seisukohalt metallisteks ja missuguseid mittemetallilisteks?
6. Missugused metallid ühinevad vahetult hapnikuga?
7. Missugused metallid ühinevad hapnikuga ainult soojendamisel (kuumutamisel)?

8. Missugused metallid ei ühine hapnikuga?
9. Iseloomustada metallide toimet väävliisse ja halogeenidesse.
10. Missugused metallid reageerivad veega? Nimetada reaktsiooni kulgemise tingimused ja seejuures tekkinud reaktsioonisaadused.
11. Kuidas reageerivad metallid hapetega?
12. Kas kõikide metallide reageerimisel hapetega eraldub gaasiline vesinik? Põhjendada vastus.
13. Mispärast kulgeb metallide reageerimine hapetega energilisemalt kui reageerimine veega?
14. Kuidas reageerivad metallid soolade vesilahustega? Tuua näiteid.
15. Mispärast ei eraldu tsingi reageerimisel kloorvesinikuga gaasiline vesinik, küll aga soolhappega reageerimisel?
16. On antud üks g-atom kaltsiumi ja üks g-atom alumiiniumi. Kumbi metalli koguse oksüdeerumiseks vajatakse rohkem hapnikku ja mitu korda?

§ 3. Sulamid.

1. Sulamite liigid.

Tööstuses kasutatakse nii puhtaid metalle kui ka sulameid. Puhtad metallid on niisugused, mis ei sisalda endas lisanditena mingisuguseid teisi metalle või mittemetalle. Sulamid seevastu on liitained või segud, mis saadakse kahe või mitme metalli segamisel. Sulamite koostisse võivad kuuluda ka mittemetallid.

Tööstuses kasutatakse palju rohkem metallide sulameid kui puhtaid metalle, sest sulamid on enamikul juhtudel puhastest metallidest kõvemad ja tugevamad ning paremate tehniliste omadustega.

Sulami omadused sõltuvad mitte ainult keemilisest koostisest, vaid ka sulami sisemisest ehitusest, nn. struktuurist. Sulameid võib nende struktuuri põhjal jaotada homogeenseteks ja heterogeenseteks. Enamik metallide sulameid on heterogeensed.

Homogeensed sulamid kujutavad endast kas koostismetallide keemilist ühendit või homogeenset segu. Esimesel juhul on sulami koostis avaldatav keemilise valemi abil. Metallide valents niisugustes ühendites ei vasta tavalisele valentsile, mida need metallid avaldavad ühendites mittemetallidega. Näitena olgu toodud mõned niisuguste sulamite keemilised valemid: AuZn , AuZn_3 , Au_3Zn_5 või NaSn , NaSn_2 , Na_4Sn jt. Homogeensetel segudel on seevastu muutuva keemiline koostis ning neid nimetatakse tavaliselt tahketeks lahusteks. Tahkete lahuste hulka kuuluvad näiteks kulla ja hõbeda sulamid, raua ja süsiniku sulamid jt.

Heterogeensed sulamid kujutavad endast koostismetallide puhastest või segakristallidest koosnevat mehhaanilisi segusid. Heterogeense sulami koostisse võib seega kuuluda ka tahke lahus. Niisugused sulamid on näiteks tina ja plii, antimoni ja plii ning paljude teiste sulamid.

2. Sulamite omadused.

Sulami omadused on hoopis teistsugused (tavaliselt palju paremad) kui sulamit moodustavail puhastel koostismetallidel. Ainult sulami erikaalu suurus on enam-vähem lähedane sulami koostismetallide erikaalude keskmisele suurusele.

Sulami sulamistemperatuur on enamikul juhtudel koostismetallide sulamistemperatuuridest madalam. Sulam, mis koosneb 63%-st tinast (sulamistemperatuuriga 232°) ja 37%-st pliiist (sulamistemperatuuriga 327°), sulab juba temperatuuril 182°. Eriti madal sulamistemperatuur on Wood'i (loe: vuudi) sulami nimetuse all tuntud sulamil. Niisugune sulam koosneb 4-st kaaluosast pliiist, 2-st kaaluosast tinast, 8-st kaaluosast vismutist ja 2-st kaaluosast kaadmiumist. Wood'i sulam sulab juba kuumas vees ja nimelt temperatuuril 68°, seega tunduvalt madalamal temperatuuril kui tema koostisse kuuluv madalama sulamistemperatuuriga koostismetall — plii (sulamistemperatuuriga 327°).

Sulami värvus erineb samuti tema koostismetallide värvusest. Nii näiteks on sulamil, mis on saadud punase värvusega vase ja kollaka värvinguga valge metalli nikli kokkusulamisel, peaaegu valge värvus, mitte aga, nagu oleks võinud oodata, kollakas-punane värvus. Nimetatud sulamist valmistatakse näiteks vahetusraha.

Samuti muutuvad sulamites ka koostismetallide teised omadused. Alumiinium näiteks on pehme metall, väikese vasekoguse (4%) lisamine aga suurendab tunduvalt tema kõvadust. Puhas raud on samuti suhteliselt pehme metall, väikese süsinikukoguse (0,2%) lisamisel tõuseb sulami — terase tugevus enam kui kahekordseks. Raud roostetab tavaliselt kergesti, kuid krooni ja nikli lisamisel saadakse juba roostekindel sulam, nn. roostevaba teras.

3. Tähtsamad sulamid.

Tutvume nüüd mõnede tehniliselt tähtsamate sulamitega.

Malm on raua ja süsiniku (1,7—5%) sulam, mis sisaldab peale selle veel räni, mangaani, fosforit ja väävlit. Malm on kõva, habras ja hästi valatav.

Teras on raua ja süsiniku (0,1—1,7%) sulam, mis peale selle võib sisaldada veel teisi metalle ja mittemetalle. Teras on taotav, tugev ja sitke.

Duralumiinium on alumiiniumi sulam, mis sisaldab vähesel määral vaske, mangaani, räni ja magneesiumi. Seda kergelt ja tugevat sulamit kasutatakse näiteks lennukite valmistamiseks.

Pronks on tavaliselt vase ja tina sulam, kuid tina defitsiitsuse tõttu on tööstuses viimasel ajal hakatud kasutama uusi pronksisorte, mis ei sisalda tina. Pronksid on tugevad ja korro-

slooni-kindlad sulamid ning neid kasutatakse seetõttu masinaosade, aparaatide, kujude jne. valmistamiseks.

Messing (ehk valgevask) on vase ja tsingi sulam, mis sisaldab kuni 50% tsinki. Tuntakse messingeid, mis peale selle sisaldavad ka vähesel määral tina, pliid ja teisi metalle. Et messingid on koostismetallidest tunduvalt tugevamad, kasutatakse neid laialdaselt masinaosade, aparaatide, majapidamistarvete jne. valmistamiseks.

Joodised on sulamid, mida kasutatakse kahe metalliosa ühendamiseks. Pehmejoodised on peamiselt tina ja plii sulamid, nende sulamistemperatuur on 182—300° piires. Kõvajoodised on tavaliselt vase ja tsingi sulamid, mis sulavad temperatuuril 800—900°.

Kõvasulamid koosnevad tavaliselt volframkarbiidist ja titaankarbiidist ning koobaltist, mis ühendab volfram- ja titaankarbiidi terakesi. Kõvasulamitel on erakordselt suur kõvadus (mis on lähedane teemandi kõvadusele) ja suur sitkus. Kõvasulamitest lõiketerade kasutamine võimaldab mitmekordselt tõsta metallilõikepinkide tootlikkust. Peale selle kasutatakse neid kõvade kivimite puurimiseks ja kõvade metallide töötlemiseks.

Amalgaam on elavhõbeda ja mõne muu metalli sulam. Amalgaame saadakse tavaliselt metalli lahustamisel elavhõbedas. Elavhõbeda seda omadust kasutatakse näiteks kulla ja hõbeda eraldamiseks kivimitest; saadud amalgaamist kõrvaldatakse elavhõbe destilleerimise abil.

Käesoleval ajal on välja töötatud tohutu hulk mitmesuguseid sulameid, mis rahuldavad tööstuse kõige mitmekesisemaid nõudeid. Kaasaegse masinaehituse, auto-traktorihituse ja relvätööstuse edu on tihedas seoses ikka uute ja paremate omadustega sulamite väljatöötamisega.

Kordamisküsimusi.

1. Missugustel tingimustel saadakse sulameid?
2. Missuguseid sulameid nimetatakse tahketeks lahusteks?
3. Loetleda sulamite füüsikalisi omadusi, nimetada tähtsamaid sulameid ja nende koostis (ilma arvudeta).
4. Jutustada sulamite tähtsusest kaasaegses tehnikas.

III peatükk.

KEEMILISTE ELEMENTIDE PERIOODILISUSE SÜSTEEMI I RÜHMA METALLID.

§ 1. Sissejuhatus.

Perioodilisuse süsteemi tabelist nähtub, et esimesse rühma kuuluvad keemilised elemendid on omaduste erinevuse tõttu (mis on tingitud eelviimase elektronkesta struktuurist) jaotatud kahte allrühma: pea-allrühmaks (nn. leelismetallide rühm) ja kõrval-allrühmaks (nn. vase allrühm).

Leelismetallide rühma kuuluvad keemilised elemendid liitium (Li), naatrium (Na), kaalium (K), rubiidium (Rb), tseesium (Cs) ja frantsium (Fr). Selle rühma keemiliste elementide nimetus «leelismetallid» on tingitud nende hüdroksiidide tugevatest leelisestest omadustest. Seni oleme tutvunud juba leelismetallide naatriumi ja kaaliumi omadustega ning paljude ühenditega. Käesolevas paragrahvis käsitleme ainult leelismetallide rühma kuuluvaid keemilisi elemente ja nende ühendeid elektronteooria seisukohalt.

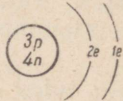
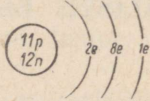
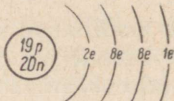

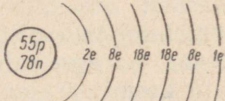
§ 2. Leelismetallid.

1. Leelismetallide asend keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis ja nende aatomite ehitus.

Leelismetallid asetsevad keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi esimese rühma pea-allrühmas. Olles iga perioodi esimeseks keemiliseks elemendiks, on leelismetallidel tüüpiliste metallide omadused.

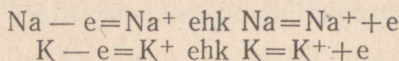
Põhiandmed üksikute leelismetallide aatomite ehituse kohta on toodud tabelis 9.

Tabelist 9 nähtub, et kõikide leelismetallide aatomite välises elektronkihis on ainult üks valentselektron. Leelismetallide aatomite tuumalaengu suurenemisega suureneb ka elektronkestade arv aatomis, seoses sellega suurenevad ka aatomite raadiused. Sellest tingituna nõrgeneb aatomituuma ja valentselektroni seos. Vasta-

Periood	Keemiline element	Aatomkaal	Tuumalaeng	Aatomi ehituse skeem
II	Li	6,940	+3	
III	Na	22,991	+11	
IV	K	39,100	+19	
V	Rb	85,48	+37	
VI	Cs	132,91	+55	
VII	Fr	(223)	+87	

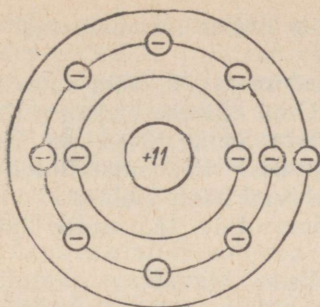
valt sellele suureneb leelismetallide aatomite võime kaotada valentselektroni, suureneb nende keemiline aktiivsus ja võime oksüdeeruda.

Ainukese valentselektroni kaotamisel keemiliste reaktsioonide puhul muutuvad leelismetallide aatomid positiivselt laetud ioonideks. Näiteks:



Naatriumi ja kaaliumi aatomite muutmist ioonideks on skeemaaliselt kujutatud joonistel 49 ja 50.

Kokku võttes võime öelda, et leelismetallide aatomid on keemilistes ühendites alati positiivselt ühevalentsed ning neil puudub võime elektrone juurde võtta, mistõttu nad ei moodusta negatiivse valentsiga ioone.

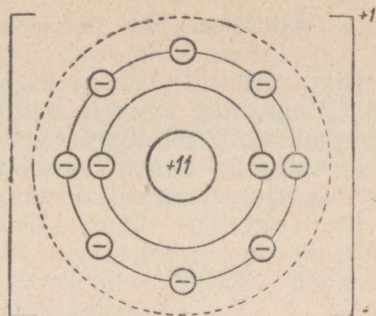


Naatriumi aatom

Tuumalaeng +11

Kõikide elektronide
laengute summa -11

Aatomi laeng 0



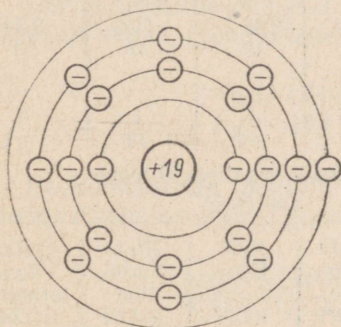
Naatriumioon

Tuumalaeng +11

Kõikide elektronide
laengute summa -10

Iooni laeng +1

Joonis 49. Naatriumi aatomi ja naatriumiooni ehituse skeem.

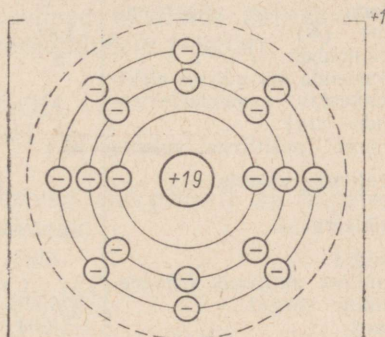


Kaaliumi aatom

Tuumalaeng +19

Kõikide elektronide
laengute summa -19

Aatomi laeng 0



Kaaliumioon

Tuumalaeng +19

Kõikide elektronide
laengute summa -18

Iooni laeng +1

Joonis 50. Kaaliumi aatomi ja kaaliumiooni ehituse skeem.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada leelismetallide asetus keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis. Teha järeldusi!
2. Joonestada naatriumi ja kaaliumi aatomite ehituse skeemid.
3. Mis toimub naatriumi ja kaaliumi aatomite üleminekul ioonideks?
4. Kuidas seletada aatomite ehituse teooria põhjal leelismetallide suurt reageerimisvõimet?
5. Millega seletada, et kaalium on naatriumist keemiliselt aktiivsem element?

2. Leelismetallide ja nende ühendite üldine iseloomustus.

Leelismetallid on hõbevalged pehmed metallid. Neid saab lõigata noaga ning muljuda nagu vaha. Oma väikese erikaalu tõttu kuuluvad leelismetallid kergete metallide hulka. Nad on veest kergemad ning ujuvad seepärast veepinnal. Leelismetallidel on madal sulamistemperatuur ning nad juhivad hästi elektrit.

Leelismetallide rühma keemiliste elementide tähtsamad omadused on kõrvutatud tabelis 10.

Tabel 10

Leelismetallide tähtsamad omadused.

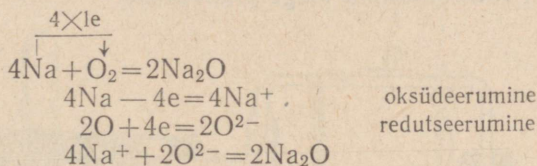
	Liitium (Li)	Naatrium (Na)	Kaalium (K)	Rubiidium (Rb)	Tseesium (Cs)
Aatomkaal	6,940	22,991	39,100	85,48	132,91
Erikaal	0,53	0,97	0,86	1,53	1,90
Sulamistemperatuur (°C)	186	97,5	62,3	38,5	28,5
Keemistemperatuur (°C)	1336	880	760	700	670
Aatomi raadius ongströimides (Å)	1,57	1,92	2,36	2,53	2,74
Järjenumber	3	11	19	37	55
Elektronide arv välises elektronkestas (valentselektronide arv)	1	1	1	1	1
Kõrgeim positiivne valents	+1	+1	+1	+1	+1
Negatiivne valents	Ei moodusta negatiivseid ioone				
Oksüdeeruvus	Suureneb				
Oksiidid	Li ₂ O	Na ₂ O	K ₂ O	Rb ₂ O	Cs ₂ O
Keemiline aktiivsus (reageerimine veega)	Rahulik	Energiline	Üsna energiline	Tormiline	Väga tormiline
Alused	LiOH	NaOH	KOH	RbOH	CsOH
Leeliseste omaduste tugevus	Suureneb				
Annavad põletileegile järgmise värvuse	Vaarik-punase	Kollase	Lilla	Punakaslilla	Sinise

Leelismetallid asetsevad metallide keemilise aktiivsuse rea alguses, seetõttu on nad keemiliselt väga aktiivsed metallid. Keemiliste reaktsioonide puhul annavad leelismetallide aatomid kergesti ära oma ainukese valentselektroni teiste keemiliste elementide aatomitele. Seetõttu oksüdeeruvad leelismetallid kergesti, olles samal ajal tugevad redutseerijad ehk taandajad. Leelismetallide oksüdeeruvus kasvab vastavalt nende aatomituuma laengu suurenemisele. Näiteks liitium oksüdeerub suhteliselt aeglaselt, kuna rubiidium ja tseesium süttivad ise õhus. Seetõttu ei tohi leelis-

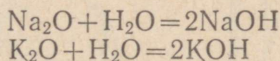
metalle hoida lahtiselt õhu käes, vaid neid tuleb hoida hapnikuvabades vedelikes (näiteks veevabas petrooleumis, bensiinis jt.).

Leelismetallid ja nende ühendid värvivad värvusetut piirituslambi- või gaasileeki, kui neid sellesse leegisse asetada. Saadav leegi värvus on iseloomustav võetud leelismetallile. Näiteks värvivad liitium ja selle ühendid leegi vaarikpunaseks, naatrium ja selle ühendid kollaseks, kaalium ja selle ühendid — lillaks jne. (tabel 10).

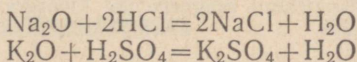
Leelismetallid põlevad õhus väga energiliselt, moodustades seejuures vastavaid oksiidide ja peroksiide. Näiteks hapendub naatrium järgmise reaktsioonivõrrandi kohaselt:



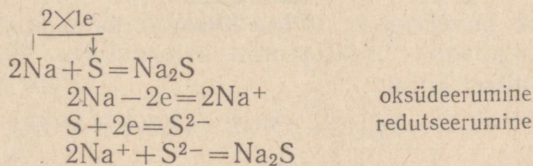
Leelismetallide oksiidid on aluselised oksiidid, mis ühinevad vahetult veega, moodustades seejuures aluseid (leelisi):



Leelismetallide oksiidid reageerivad energiliselt ka hapetega, moodustades seejuures soolaseid; näiteks:

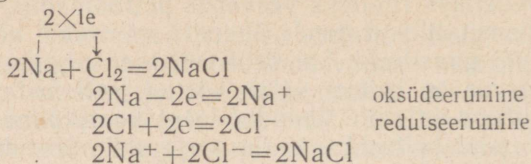


Leelismetallid ühinevad vahetult paljude mittemetallidega. Näiteks, kui uhmrisse asetada väävlipulbrit ja lisada sinna väike tükk naatriumi, siis juba nuiaga segamisel ühineb naatrium väävliga, moodustades seejuures naatriumsulfiidi:

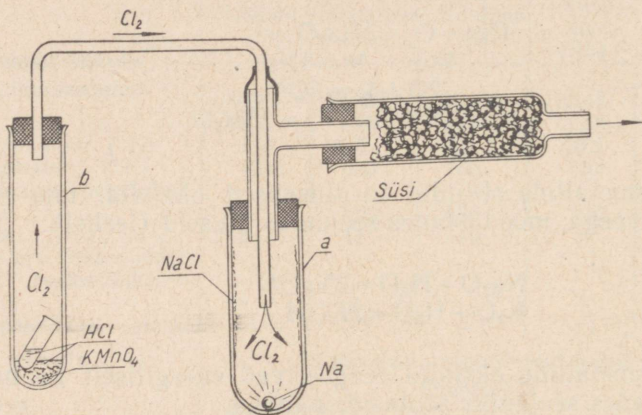


Leelismetallid ühinevad energiliselt ka halogeenidega, moodustades seejuures soolaseid (joonis 51). Näiteks reageerib naat-

rium klooriga järgmise võrrandi kohaselt:

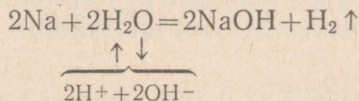


Leelismetallide ühinemisel halogeenidega ning samuti ka mõnede teiste mittemetallidega vabaneb rohkesti soojust; väga kiiresti ja energiliselt kulgev ühinemisreaktsioon võib üksikudel juhtudel esile kutsuda isegi plahvatuse.

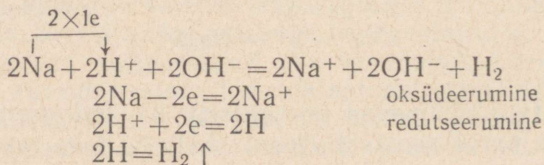


Joonis 51. Naatriumi reageerimine klooriga.

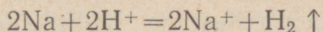
Leelismetallid reageerivad energiliselt veega, seejuures eralduv vesinik ja tekib vastava metalli hüdroksiid, mis lahustub vees (joonis 52). Reaktsiooni võrrand:



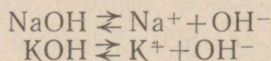
ehk ioonilisel kujul:



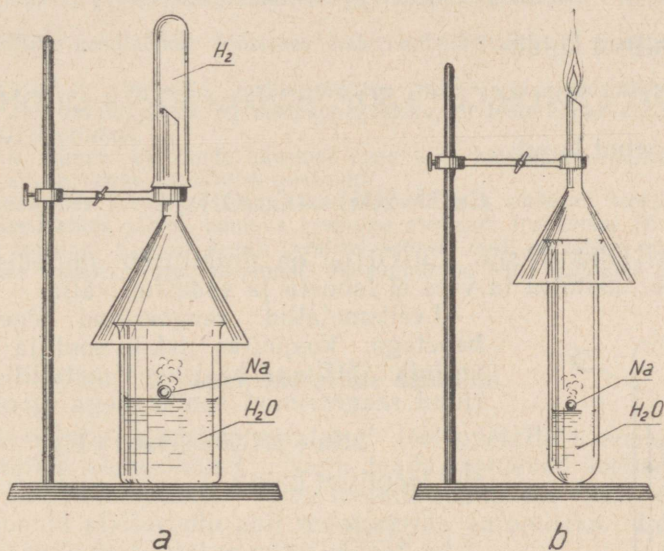
ehk taandatud kujul:



Leelismetallide hüdroksiidid lahustuvad väga hästi vees, seejuures nende molekulid dissotsieeruvad kergesti ioonideks:



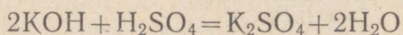
Leelismetallide hüdroksiidide heast dissotsieerumisest vesilahuses ongi tingitud nende vesilahuste tugevad leelised omadused.



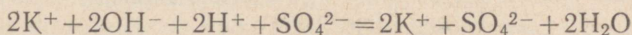
Joonis 52. Naatriumi reageerimine veega.

Tugevate alustena (leelistena) reageerivad leelismetallide hüdroksiidid energiliselt paljude ainetelega. Nii näiteks:

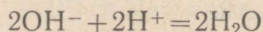
1) neutraliseerimisreaktsioonide puhul reageerivad leelismetallide hüdroksiidid vesilahustes silmapilkselt hapetega, andes seejuures soola ja vee:



ehk ioonilisel kujul:

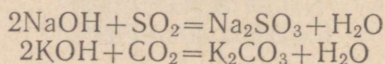


ja taandatud kujul:

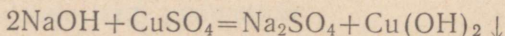


Neutraliseerumisreaktsiooni momentaansus on tingitud ioonide suurest liikumiskiirusest ja hüdroksiidi molekuli tugevast dissotsieerumisest;

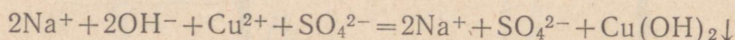
2) leelismetallide hüdroksiidid reageerivad kergesti hapete anhüdriididega, moodustades seejuures soola ja vee:



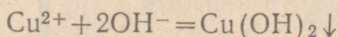
3) leelismetallide hüdroksiidid reageerivad paljude sooladega, tekitades seejuures uue soola ja uue aluse:



ehk ioonilisel kujul:

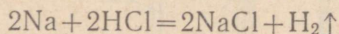


ja taandatud kujul:

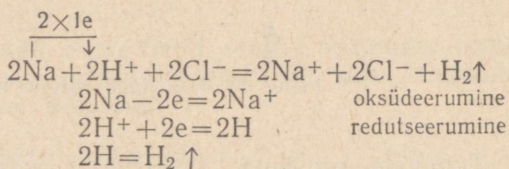


Vask(II)hüdroksiid $[\text{Cu}(\text{OH})_2]$ on praktiliselt mittedissotsieeruv aine, mis tõttu ta vees ei lahustu ja sadestub välja.

Leelismetallid reageerivad energiliselt hapetega, kusjuures tekib sool ja eraldub vesinik. Näitena käsitleme metallilise naatriumi reageerimist soolhappega (joonis 53):



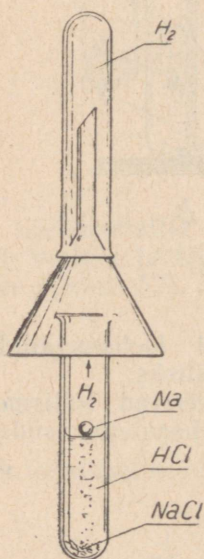
ehk ioonilisel kujul:



Oma suure keemilise aktiivsuse tõttu leidub leelismetalle looduses eranditult ainult väga püsivate ühendite koostises, näiteks kloriididena, sulfaatidena ja teiste sooladena.

Kordamisküsimusi.

Korrata keemia VIII ja IX klassi õpikutes toodud vastavaid osasid ning vastata esitatud küsimustele.



Joonis 53. Naatriumi reageerimine soolhappega.

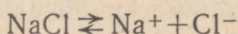
1. Nimetada naatriumi ja kaaliumi iseloomulikud füüsikalised omadused ning öelda, mille poolest naatrium ja kaalium erinevad teineteisest.
2. Missugune on naatriumi ja kaaliumi keemiline aktiivsus ning missugusel kohal asuvad need metallid keemilise aktiivsuse reas?
3. Nimetada naatriumi ja kaaliumi iseloomulikke keemilisi omadusi ning öelda, mille poolest erinevad naatrium ja kaalium teineteisest.
4. Mispärast nimetatakse naatriumi ja kaaliumi leelismetallideks? Millistest omadustest on see nimetus tingitud?
5. Mispärast hoitakse naatriumi ja kaaliumi hermeetiliselt suletavates nõudes?
6. Missugused ained tekivad metallilise naatriumi või kaaliumi pinnal, kui neid hoida lahtiselt õhu käes?
7. Kirjutada võrrand reaktsioonile, mille järgi naatrium reageerib fosforhappega. Mis ühist on naatriumi reageerimisel veega ning hapetega?
8. Missuguseid hapnikuühendeid annavad naatrium ja kaalium?
9. Nimetada naatriumhüdrosiidi ja kaaliumhüdrosiidi iseloomulikke omadusi.
10. Milleks kasutatakse tööstuses naatriumhüdrosiidi ja kaaliumhüdrosiidi?
11. Kirjutada võrrandid reaktsioonidele, mille järgi naatriumhüdrosiid reageerib a) väävelhappega, b) süsihappegaasiga, c) fosforhappe anhüdriidiga, d) raud(III)kloriidiga.
12. Mis toimub, kui hoida kauemat aega käes katseklaasi, milles petrooleumikihi all on tüki metallilist tseesiumi?
13. Kasutades keemiliste elementide perioodilise süsteemi tabelit, kirjeldada leelismetallide rühma kuuluva keemilise elemendi frantsiumi (Fr, aatomkaal 223) omadusi. Kas see metall tavalisel temperatuuril on tahkes või vedelas olekus? Kas frantsium ujub veepinnal? Missugune on tema keemiline aktiivsus?

3. Leelismetallide saamine.

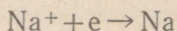
Leelismetalle saadakse sulatatud leelismetallide soolade või hüdrosiidide elektrolüüsil. Nagu teada, esinevad leelismetallid oma ühendites ioonidena. Vaba metalli saamiseks tuleb leelismetallide ioonid alalisvoolu abil redutseerida aatomiteks. Leelismetallide saamiseks tuntakse mitut menetlust.

Järgnevalt vaatleme üht tööstuslikku menetlust metallilise naatriumi saamiseks. Selleks kasutatava seadme skeem on kujutatud joonisel 54. Elektrolüüsivann koosneb teraskerest, mis on seest vooderdatud tulekindlate tellistega (šamott-tellistega) 1. Keset vanni on grafiit-anood 2, mida ümbritseb rõngakujuline raudkatoode 3. Anood ja katood on pealt kaetud kupliga 4, kuhu eraldi teineteisest kogunevad elektrolüüsamise saadused. Kupli all on võrgukujuline diafragma 5, mis ümbritseb katoodi. Elektrolüüdiks on naatriumkloriid, millele on lisandatud kergesti sulav segu, mis koosneb naatriumfluoriidist (NaF) ja kaaliumkloriidist (KCl).

Elektrolüüsitakse alalisvooluga temperatuuril 610—650°. Sulanud segus dissotsieerub naatriumkloriid ioonideks:

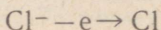


Katsoon naatrium (Na^+) liigub katoodile, kus ta võtab juurde elektroni ja redutseerub vabaks naatriumi aatomiks:

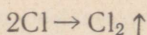


Metalliline naatrium koguneb rõngakujulise katoodiruumi ülemisse ossa, kus ta valgub toru 6 kaudu kogujasse 7.

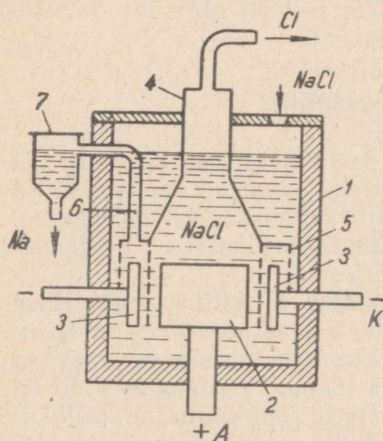
Anioon kloor liigub anoodile, kus annab ära oma elektroni ja oksüdeerub vabaks kloori aatomiks:



Kloori aatomid ühinevad paarikaupa ja moodustavad vaba kloori molekuli:

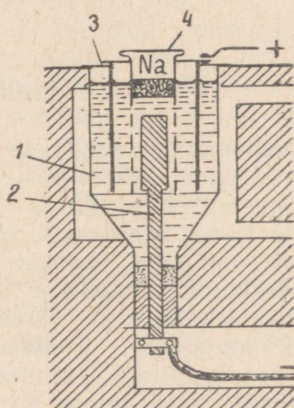


Eralduv gaasiline kloor koguneb kupli 4 alla ja suundub torustiku kaudu kogujasse edasiseks kasutamiseks keemiatöötuses.



Joonis 54. Sulanud naatriumkloriidist metallilise naatriumi saamiseks kasutatava elektrolüüsiseadme skeem:

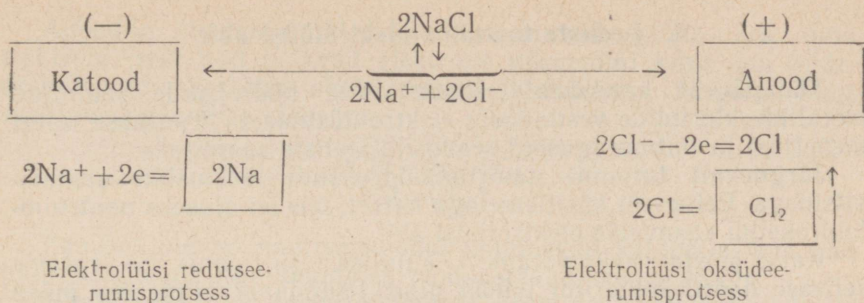
1 — vanni teraskere (vooderdatud tulekindlate tellistega); 2 — grafiit-anood; 3 — raudkatood; 4 — kuppel; 5 — võrgukujuline diafragma; 6 — toru; 7 — koguja.



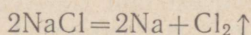
Joonis 55. Sulanud naatriumhüdrosiidist metallilise naatriumi saamiseks kasutatava elektrolüüsiseadme skeem:

1 — raudanum; 2 — katood; 3 — anood; 4 — raudsilinder võrgu ja kaanega.

Naatriumkloriidi elektrolüüsi on võimalik näitlikult kujutada järgmise skeemi abil:

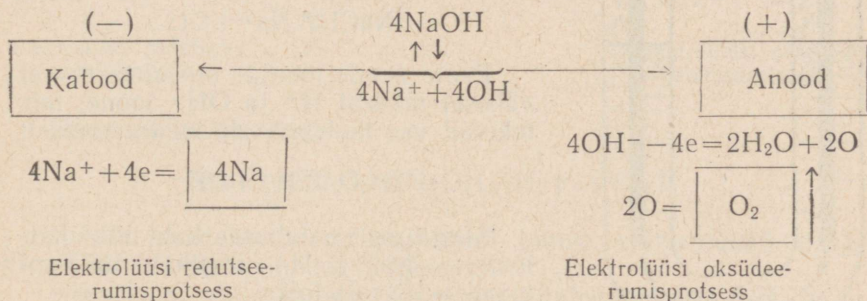


Summaarne reaktsioonivõrrand:

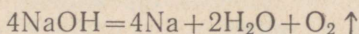


Käesoleval ajal saadakse metallilist naatriumi sulanud naatriumhüdrokksiidist spetsiaalsetes tööstuslikes elektrolüüsvannides (joonis 55). Kuna naatriumhüdrokksiid sulab madalamal temperatuuril kui naatriumkloriid, siis vajatakse esimese soojendamiseks ja sulatamiseks ka vähem energiat. Naatriumhüdrokksiidi soojendamiseks kasutatakse kuumi suitsugaase, mida saadakse kütuse põletamisel.

Oksüdeerimis-redutseerumisprotsess kulgeb elektrolüüsil järgmise skeemi kohaselt:



Summaarne reaktsioonivõrrand:



Arvesse võttes, et naatriumhüdrokksiid on naatriumkloriidist kallim, siis kasutatakse seda menetlust siiski harvem.

Kordamisküsimusi.

1. Kuidas saadakse metallilist naatriumi?
2. Missugused paremused ja puudused on sulatatud naatriumhüdrokksiidist metallilise naatriumi saamise menetlusel, võrreldes naatriumkloriidi kasutamisega?
3. Kuidas saada metallilist kaaliumi, lähtudes kaaliumkloriidist? Kirjutada vastav redutseerimis-oksüdeerumisprotsessi võrrand.

4. Leeliste tootmine elektrolüüsi abil.

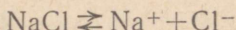
Tänapäeval saadakse leelismetallide hüdroksiide mainitud metallide kloriidide vesilahuste elektrolüüsimisel. Tuntakse mitut menetlust ja mitmesuguseid seadmeid leeliste saamiseks.

Järgnevalt tutvume naatriumhüdroksiidi tööstuslike saamisviisidega. Eelnevalt käsitleme aga katset, mis on aluseks naatriumhüdroksiidi saamisele elektrolüüsi abil.

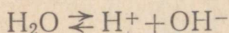
Katse teostamiseks võtame U-kujulise toru (joonis 56), valame selsse naatriumkloriidi lahust ning lisandame viimasele mõne tilga fenoolftaleiinilahust. Seejärel asetame torusse kaks söe-elektroodi ning juhime lahusest läbi alalisvoolu.

Mõne aja pärast võime tähele panna, et katoodil värvub lahus roosaks, anoodil jääb aga värvusetuks. Sellest järeldub, et katoodil on tekkinud leelis — NaOH, mille olemasolust on tingitud ka fenoolftaleiini värvus. Anoodil eraldub kloor, mida on võimalik kindlaks teha lõhna järgi. Katoodil eralduvad aga gaasilise vesiniku mullikesed.

Elektrolüüsi protsessi olemus seisab järgmises. Vesilahuses dissotsieeruvad naatriumkloriidi molekulid ioonideks:



Peale nende ioonide on lahuses veel vähesel määral H^+ ja OH^- ioone, mis tekivad vee molekuli dissotsieerumisel:

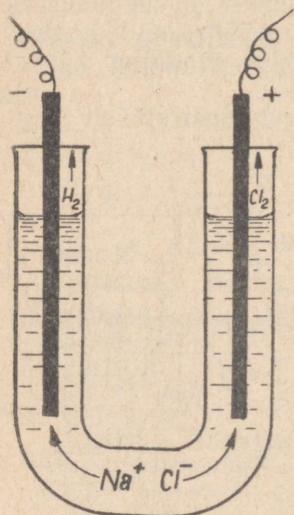
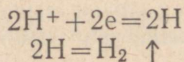


Seega on vesilahuses kaht liiki katioone — Na^+ ja H^+ ning kaht liiki anioone — Cl^- ja OH^- .

Vesilahuses olevad katioonid ja anioonid on alalises kaootilises liikumises.

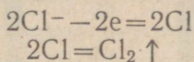
Kui alalisvool läbib naatriumkloriidi vesilahust, suunduvad katoodile ioonid Na^+ ja H^+ , kuna anoodile suunduvad ioonid Cl^- ja OH^- .

Katsel selgub, et elektrolüüsi antud tingimustel siirduvad katoodilt elektronid vesinikioonidele, sest need tõmbavad elektrone külge tugevamini kui naatriumioonid. Selle tagajärjel redutseeruvad vesinikioonid kergesti ning eralduvad katoodil gaasilise vesinikuna:



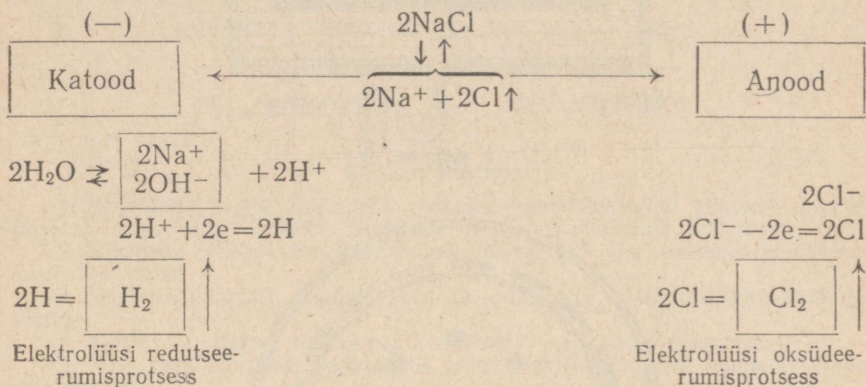
Joonis 56. Naatriumhüdroksiidi saamine laboratooriumis.

Anoodile siirdunud kloorioonid annavad sellele ära oma elektroni, sest nad hoiavad elektrone nõrgemini kinni kui hüdroksiidioonid. Seetõttu oksüdeeruvad kloorioonid kergesti ning eralduvad gaasilise kloorina:

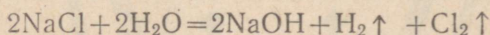


Lahuses olevad naatriumioonid kogunevad katoodile, kus nad hüdroksiidione ligi tõmmates moodustavad leelise NaOH.

Naatriumkloriidi elektrolüüsamise protsessi on võimalik kujutada järgmise skeemi abil:



Summaarne võrrand:

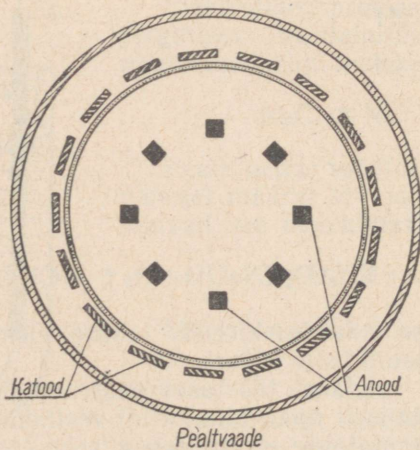
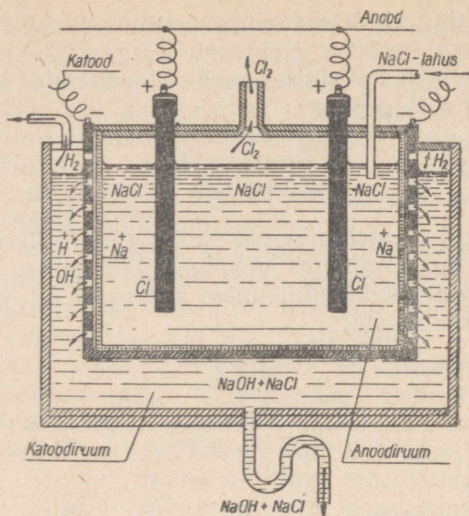


Niiviisi saadakse naatriumkloriidi lahuse elektrolüüsil naatriumhüdroksiidi, vesiniku ja kloori.

Käesoleval ajal saadakse tööstuses naatriumhüdroksiidi, nagu eespool öeldud, peamiselt naatriumkloriidi vesilahuse elektrolüüsimisel. Tööstuses kasutatakse elektrolüüsamiseks spetsiaalseid aparate, nn. elektrolüüsivanne. Üks niisuguseid elektrolüüsivanne on kujutatud joonisel 57.

Elektrolüüsivann kujutab endast terassilindrit, millel on betoonist põhi ja kaas. Vanni asetatakse silindriline katood, mis on valmistatud aukudega teraslehest või terasvõrgust. Tihedalt vastu katoodi sisekülge on asetatud asbestriidest diafragma. Viimane eraldab anoodiruumi katoodiruumist ning takistab reaktsiooniproductide segunemist. Teatud kaugusel diafragmast asetsevad ringjoonel grafiitvardad, mis on anoodiks.

Konsentreeritud ja puhastatud ning temperatuurini 70° soojendatud naatriumkloriidi lahus juhitakse pideva vooluna anoodi-



Joonis 57. Naatriumhüdrosiidi saamiseks kasutatava elektrolüüsi-vanni skeem.

ruumi, kus kulgeb kloori ionide oksüdeerumine ning gaasilise kloori eraldumine. Järgnevalt imbub soolalahus läbi diafragma pooride katoodiruumi, kus kulgeb vesinikioonide redutseerumine ja gaasilise vesiniku eraldumine.

Katoodiruumis jäävad soolalahusesse Na^+ ja OH^- ioonid ning osa NaCl . Naatriumioonid reageerivad hüdroksiidioonidega ning moodustavad leelise — NaOH .

Katoodiruumist valgub naatriumhüdroksiidi lahus ühes lagundamata naatriumkloriidiga pideva joana sifooni kaudu välja.

Naatriumhüdroksiidi eraldamiseks aurustatakse naatriumhüdroksiidi ja naatriumkloriidi sisaldav lahus. Seejuures sadetub esimesena raskemini lahustuv naatriumkloriid. See eraldatakse lahusest ning kasutatakse uuesti elektrolüüsil. Saadud naatriumhüdroksiidi vesilahust kasutatakse kas valmistootena või aurutatakse kuivaks. Viimasel juhul saadakse tahke kristalliline naatriumhüdroksiid.

Naatriumhüdroksiidi toodangu kasvu Nõukogude Liidus iseloomustab alljärgnev tabel (tuhandetes tonnides):

1913. a.	1940. a.	1958. a.	1960. a.
55,1	190,4	670	1000

Kordamisküsimusi.

1. Kirjeldada katset, mille abil saadakse naatriumkloriidi lahusest elektrolüüsi abil naatriumhüdroksiid. Nimetada seejuures saadavaid tooteid.

2. Käsitleda keedusoola vesilahuse elektrolüüsi oksüdeerumis-redutseerimisreaktsioonina.

3. Seletada lühidalt, kuidas saadakse tööstuses naatriumhüdroksiidi ja kloori.

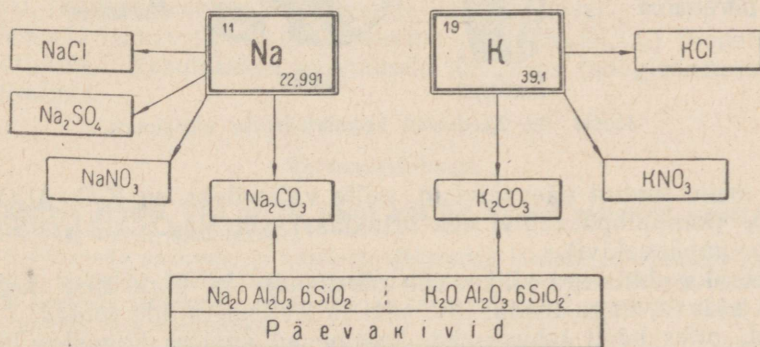
4. Milleks vajatakse diafragmat keedusoola vesilahuste elektrolüüsil?

5. Mispärast juhitakse keedusoola lahus elektrolüüsivanni soojana? Anda seletus.

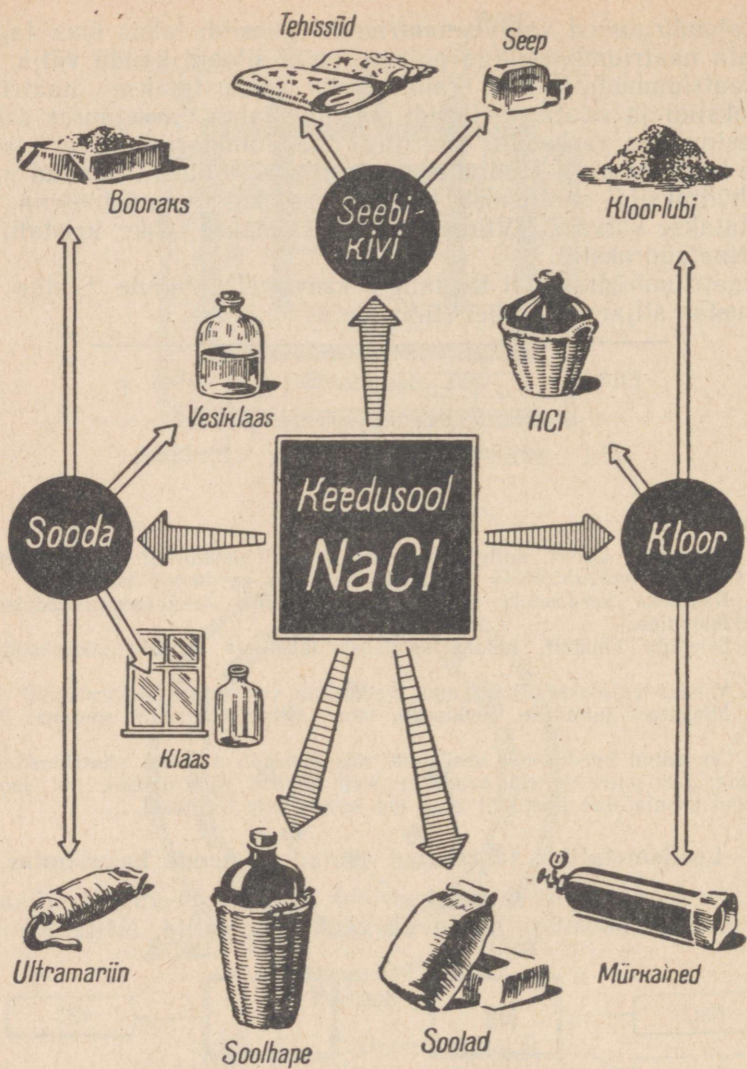
6. On antud keedusoola vesilahus, mis sisaldab 1 tonni naatriumkloriidi. Arvutada, kui palju aineid saadakse selle lahuse elektrolüüsil, kui lahuses olev sool kasutatakse täielikult ning kui soolas pole lisandeid.

5. Leelismetallide tähtsamad soolad ja nende kasutamine.

Nagu teada, koosneb maakoor ehk litosfäär peamiselt silikaatidest, millede koostisse kuuluvad ka leelismetallid. Näitena nime-



Joonis 58. Leelismetallide tähtsamad ühendid.



Joonis 59. Keedusool keemiatööstuse toorainena.

tame meile tuntud päevakivisid, mille valemiteks on $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ (kaaliumpäevakivi ehk ortoklass) või $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ (naatriumpäevakivi).

Keeruka ehitusega silikaatide rabenemise ja porsumise tagajärjel tekivad, nagu teada, liiv, savi ja leelismetallide soolad. Viimased, olles hästi lahustuvad, kogunevad suurtes kogustes looduslikes vetes, peamiselt merevees.

Eraldatud merelahtede või järvede kuivamisel vihmavaeses kliimas sadestuvad kaaliumi- ja naatriumisoolad välja ning moodustavad suuri lademeid.

Leelismetallide tähtsamad ühendid on toodud joonisel 58.

Naatriumkloriidi ehk keedusoola (NaCl) leidub looduses kivisoolalademetenä ja mere- ja soolajärvede vees. Keedusoola kasutatakse laialdaselt keemiatööstuses kloori, soolhape, naatriumhüdrosiidi, soola ja teiste naatriumisoolade saamise odava toorainena (joonis 59).

Naatriumkloriidi toodetakse 1,5 miljonit tonni aastas, mis rahuldab täiel määral toiduainete- ja keemiatööstuse vajadused.

Kaaliumkloriidi (KCl) leidub looduses tunduvalt harvem kui naatriumkloriidi. Ta kuulub karnalliidi, sülviniidi ja teiste mineraalide koostisse. Suuri kaaliumisoolade lademeid leidub meil Uraalis, Kesk-Aasias ja Ukrainas.

Kaalium on tähtsaks taimede toitelemendiks. Seepärast toodetakse kaaliumisoolasid suurtes kogustes mineraalväetiste valmistamiseks.

Naatriumsulfaati (Na_2SO_4) leidub suurtes kogustes merevees, eriti Kaspia mere (Kara-Bogazi lahe) vees. Kasutatakse peamiselt keemiatööstuses. Meditsiinis tarvitatakse lahtistina (glaubrisool).

Naatriumnitraati ehk naatriumsalpeetrit (NaNO_3) leidub looduses väga harva (ainult Tšiilis). Kasutatakse mineraalväetisena.

Kaaliumnitraati ehk kaaliumsalpeetrit (KNO_3) leidub looduses väga harva (Kesk-Aasias). Valmistatakse kunstlikult. Kasutatakse mõnede kombineeritud mineraalväetiste koostisosana.

Naatriumkarbonaati ehk soodat (Na_2CO_3) leidub looduses samuti harva (mõnede Siberi järvede vees). Toodetakse suurtes kogustes tehastes. Kasutatakse klaasi-, seebi- ja teistes tööstustes.

Kaaliumkarbonaati ehk potast (K_2CO_3) leidub taimede tuhas. Toodetakse kunstlikult. Kasutatakse raskesti sulava klaasi, roheline seebi ja teiste ainete valmistamisel.

Naatriumvesinikkarbonaati (NaHCO_3) toodetakse kunstlikult. Kasutatakse toiduainete tööstuses (söögisoodana) ja meditsiinis.

Kordamisküsimusi.

Korrata keemia VIII ja IX klassi õpikutes toodud vastavaid osasid ning vastata järgmistele küsimustele.

1. Nimetada naatriumi ja kaaliumi tähtsamaid looduslikke ühendeid (nende nimed ja valemid) Näidata maakaardil naatriumi- ja kaaliumisoolade leiukohad.

2. Loetleda tähtsamate naatriumi- ja kaaliumisoolade omadused ning nimetada, milleks neid kasutatakse.

3. Missuguseid naatriumi- ja kaaliumisoolasid toodetakse kunstlikult?

IV peatükk.

KEEMILISTE ELEMENTIDE PERIOODILISUSE SÜSTEEMI II RÜHMA METALLID.

§ 1. Sissejuhatus.

Keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi tabelist nähtub, et teise rühma keemilised elemendid jagunevad oma keemiliste omaduste poolest kahte allrühma: pea-allrühmaks (nn. berülliumi allrühm) ja kõrval-allrühmaks (nn. tsiingi allrühm). Pea-allrühma, mida tavaliselt nimetatakse berülliumi allrühmaks, kuuluvad keemilised elemendid berüllium (Be), magneesium (Mg), kaltsium (Ca), strontsium (Sr), baarium (Ba) ja raadium (Ra). Selle allrühma keemilistest elementidest tuntakse kaltsiumi, strontsiumi ja baariumi juba möödunud sajandi algusest leelismuldmetallide üldnimetuse all. Nimetus «leelismuldmetallid» on tingitud asjaolust, et mainitud kolme keemilise elemendi vees vähelahustuvad oksiidid (tolleaegse nimetuse järgi «muldad») annavad veele leelise reaktsiooni.

Käesolevas peatükis tutvume berülliumi allrühma kuuluvate keemiliste elementide asetusega perioodilisuse süsteemis, nende aatomite ehitusega ning üldise iseloomustusega. Põhjalikult käsitleme selle allrühma keemilistest elementidest ainult leelismuldmetalli kaltsiumi.

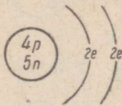


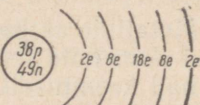

§ 2. Berülliumi allrühm.

1. Berülliumi allrühma keemiliste elementide asend perioodilisuse süsteemis ja nende aatomite ehitus.

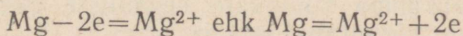
Berülliumi allrühma kuuluvad keemilised elemendid asuvad perioodilisuse süsteemi teise rühma pea-allrühmas ning on iga perioodi teiseks keemiliseks elemendiks. Järgnedes seega perioodis leelismetallidele, avaldavad berülliumi allrühma kuuluvad keemilised elemendid metallilisi omadusi, kuigi nõrgemal määral kui leelismetallid.

Tabelis 11 on toodud põhiandmed berülliumi allrühma keemiliste elementide aatomite ehituse kohta.

Tabel 11

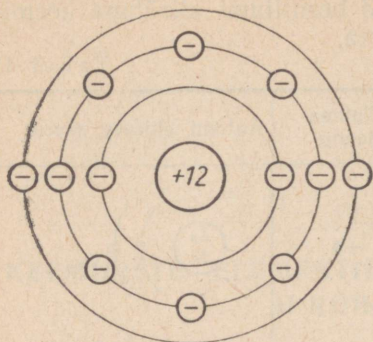
Periood	Keemiline element	Aatomkaal	Tuumalaeng	Aatomi ehituse skeem
II	Be	9,013	+4	
III	Mg	24,32	+12	
IV	Ca	40,08	+20	
V	Sr	87,63	+38	
VI	Ba	137,36	+56	
VII	Ra	226,05	+88	

Berülliumi allrühma elementide aatomite välises elektronkestas on kaks valentselektroni, mistõttu need keemiliste reaktsioonide puhul moodustavad positiivselt kahevalentseid ioone (joonis 60). Näiteks:



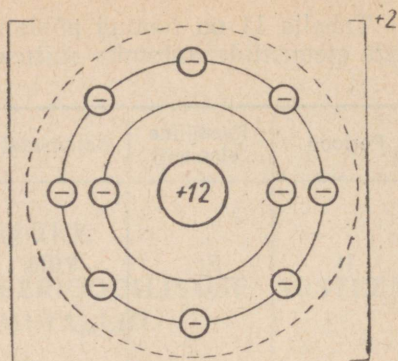
2. Berülliumi allrühma keemiliste elementide ja nende ühendite üldine iseloomustus.

Berülliumi allrühma kuuluvad keemilised elemendid on kõik kerged ja hõbevalge läikega metallid, mis sulavad ja keevad kõrgematel temperatuuridel kui leelismetallid. Puhtal kujul on need metallid leelismetallidest kõvemad.



Magneesiumi aatom

Tuumalaeng	+12
Kõikide elektronide laengute summa	-12
Aatomi laeng	0



Magneesiumiooni

Tuumalaeng	+12
Kõikide elektronide laengute summa	-10
Iooni laeng	+2

Joonis 60. Magneesiumi aatomi ja magneesiumiooni skeem.

Metallide aktiivsuse reas asetsevad berülliumi allrühma keemilised elemendid selle rea vasakul pool leelismetallide järel. Seega on nad keemiliselt küllalt aktiivsed, kuid leelismetallidest vähem aktiivsed. See on tingitud berülliumi allrühma elementide suuremast tuumalaengust, mistõttu nende valentselektronid on tuumaga tugevamini seotud kui leelismetallide aatomite valentselektronid.

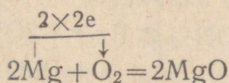
Kuid berülliumi allrühma elementide aatomite tuumalaengu suurenemisega berülliumilt radiumini suureneb ka elektronkeskete arv aatomis ning seoses sellega ka aatomite raadius. Järelikult suureneb ka berülliumi allrühma elementide aatomite võime loovutada valentselektrone ning seega ka nende keemiline aktiivsus ja võime oksüdeeruda samas järjestuses. Seetõttu oksüdeeruvad berülliumi allrühma elemendid suhteliselt kergesti, olles samal ajal tugevalt redutseerijad.

Berülliumi allrühma kuuluvate keemiliste elementide tähtsamad omadused on kõrvutatud tabelis 12.

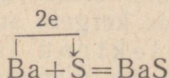
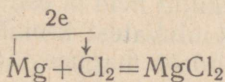
Berülliumi allrühma elemendid (metallid) ühinevad vahetult hapnikuga, seejuures ilmneb nende erinev oksüdeerumisevõime. Nii näiteks oksüdeeruvad berüllium ja magneesium õhu käes seistes aeglaselt juba tavalistes tingimustes, kattudes sel puhul tiheda oksiidikihiga, mis kaitseb neid edasise oksüdeerumise eest. Mis puutub aga kaltsiumisse, strontsiumisse ja baariumisse, siis oksüdeeruvad nad palju kiiremini, mistõttu tuleb neid hoida kas hermeetiliselt suletud nõus või veevabas petrooleumis.

	Berüllium (Be)	Magneesium (Mg)	Kaltsium (Ca)	Strontium (Sr)	Baarium (Ba)
Aatomkaal	9,013	24,32	40,08	87,63	137,36
Erikaal	1,9	1,74	1,54	2,6	3,5
Sulamistemperatuur (°C)	1285	651	851	770	704
Keemistemperatuur (°C)	2970	1107	1440	1370	1540
Tuumalaeng	+4	+12	+20	+38	+56
Aatomi raadius ongströimides (Å)	1,13	1,60	1,97	2,16	2,25
Elektronide arv välises elektronkestas (valentselektronide arv)	2	2	2	2	2
Kõrgeim positiivne valents	+2	+2	+2	+2	+2
Negatiivne valents	Ei moodusta negatiivseid ioone				
Oksüdeerimisvõime ja keemiline aktiivsus	Suureneb →				
Oksiidid	BeO	MgO	CaO	SrO	BaO
Hüdroksiidid	Be(OH) ₂	Mg(OH) ₂	Ca(OH) ₂	Sr(OH) ₂	Ba(OH) ₂
Aluseliste omaduste tugevus	Suureneb →				

Berülliumi allrühma kuuluvad metallid süttivad õhu käes pärast eelnevat soojendamist ning põlevad energiliselt. Seejuures tekivad vastavate metallide oksiidid. Näiteks:

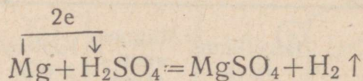


Samuti ühinevad need metallid vahetult ka halogeenidega ning väävliga, moodustades seejuures püsivaid keemilisi ühendeid. Näiteks:

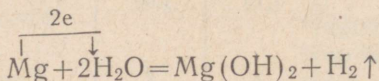


Berülliumi allrühma elemendid reageerivad hästi lahjendatud hapetega, mille puhul tekib happele vastav sool ja eraldub gaasiline vesinik.

Näiteks:

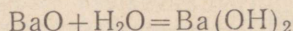


Mainitud metallid reageerivad ka veega, tõrjudes sel puhul veest vesiniku välja. Seejuures selgub, et berüllium ja magneesium reageerivad veega väga aeglaselt, kuna mainitud metallide pinnale tekib tihe hüdroksiidikiht, mis lahustub vees väga raskesti. Tuleb aga tähendada, et reageerimine veega kulgeb soojendamisel palju energilisemalt, kuna berüllium- ja magneesiumhüdroksiidi lahustuvus suureneb sel puhul märgatavalt.

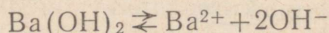


Berülliumi allrühma metallide reageerimine veega suureneb tunduvalt berülliumilt baariumile, sest samas järjestuses suureneb mainitud keemiliste elementide hüdroksiidide lahustuvus vees.

Berülliumi allrühma kuuluvate keemiliste elementide põlemisel saadakse alati RO-tüüpi oksiide, mis ühinevad vahetult veega, moodustades seejuures R(OH)₂-tüüpi aluseid. Näiteks:



Nagu öeldud, suureneb berülliumi allrühma kuuluvate metallide hüdroksiidide lahustuvus berülliumilt baariumile. Samas järjestuses muutub ka mainitud metallide hüdroksiidide aluseline iseloom. Be(OH)₂ ja Mg(OH)₂ on nõrgad alused, Ca(OH)₂ on keskmise tugevusega alus, kuna Ba(OH)₂ on väga tugev alus, sest ta dissotsieerub vees hästi ionideks:



Enamik berülliumi allrühma metallide soolaid lahustub raskesti vees. Hästi lahustuvad ainult kloriidid ja nitraadid. Sulfaadid, karbonaadid ja fosfaadid on vees enamasti lahustumatud.

Berülliumi allrühma metalle saadakse nende sulanud soolade elektrolüüsimisel. Mainitud allrühma metalle leidub looduses ainult ühenditena, puhtal kujul neid ei esine.

Berülliumi allrühma kuuluvatest keemilistest elementidest on kõige levinumateks metallideks magneesium ja kaltsium. Mainitud metallidest on kõige suurema tähtsusega magneesium. Viimast kasutatakse suurtes kogustes kergete sulamite saamiseks. Eriti väärtuslikuks sulamiks on elektron (sisaldab ligi 90% magneesiumi, jääk on alumiinium, tsink, mangaan ja mõned teised metallid). Elektroni kasutatakse tema väikese erikaalu (1,8 g/cm³) ja suure tugevuse tõttu laialdaselt lennuki- ja autotööstuses. Kuna magneesiumi põlemine toimub suure valgusefektiga, kasutatakse teda fotograafias (välkvalgus) ja sõjaasjanduses.

Kordamisküsimusi.

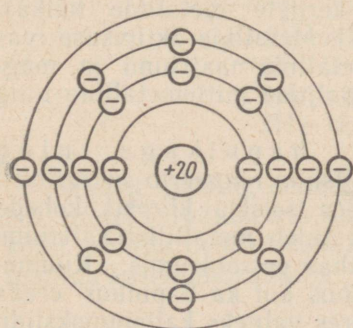
1. Mida võib öelda leelismuldmetallide asetuse kohta keemiliste elementide perioodilise süsteemis?
2. Mis on ühist leelismuldmetallide aatomite ehituses?
3. Millega määratakse elektronteooria seisukohalt kindlaks berülliumi allrühma elementide keemilised omadused?
4. Nimetada berülliumi allrühma elementide iseloomulikke keemilisi omadusi.
5. Kas berülliumi allrühma kuuluvate elementide keemilised omadused avalduvad ühesugusel määral?
6. Milles seisab mainitud keemiliste elementide aatomite ehituse põhiline erinevus?
7. Kõrvutada a) naatriumi ja magneesiumi ning b) kaaliumi ja kaltsiumi füüsikalisi ja keemilisi omadusi.
8. Tuginedes keemiliste elementide asetusele perioodilise süsteemis nimetada, missugused teise rühma pea-allrühma metallide hüdroksiidid on kõige tugevamad ja missugused kõige nõrgemad alused.
9. Kasutades soolade ja aluste lahustuvuse tabelit, võrrelda esimese ja teise rühma pea-allrühmadesse kuuluvate metallide tekitatud soolade ja aluste lahustuvust vees. Missuguseid järeldusi võib teha võrdluse põhjal?

§ 3. Kaltsium — *Calcium*.

Keemiline sümbol Ca (loe: kaltsium); aatomkaal 40;
järjenumbr 20.

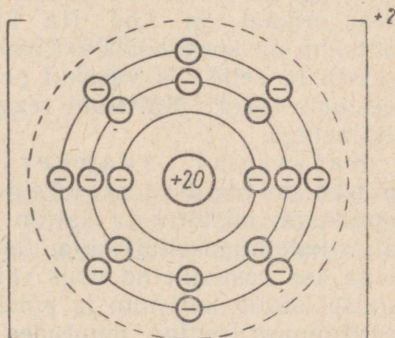
1. Kaltsiumi asend keemiliste elementide perioodilise süsteemis ja kaltsiumi aatomi ehitus.

Kaltsium asetseb keemiliste elementide perioodilise süsteemi teise rühma pea-allrühmas ja neljandas perioodis. Et kaltsiumi



Kaltsiumi aatom

Tuumalaeng	+20
Kõikide elektronide	
laengute summa	-20
Aatomi laeng	0



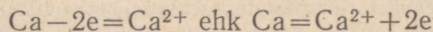
Kaltsiumioon

Tuumalaeng	+20
Kõikide elektronide	
laengute summa	-18
Iooni laeng	+2

Joonis 61. Kaltsiumi aatomi ja kaltsiumiooni ehituse skeem.

järjenumber on 20 ja täisarvuna ümardatud aatomkaal 40, siis järgneb sellest, et tema aatomi tuum koosneb 20-st prootonist ja 20-st neutronist ning et tuuma ümber ringleb 20 elektroni. Kaltsiumi aatomi elektronkate koosneb neljast elektronkestast; sisemisi elektronkestal on kaks elektroni, teisel elektronkestal kaheksa elektroni, kolmandal samuti kaheksa elektroni ja neljandal elektronkestal jälle kaks elektroni (joonis 61).

Kaltsiumi aatomi välise elektronkesta kaks valentselektroni asetsevad suhteliselt kaugel tuumast, mistõttu need on aatomi-tuumaga nõrgalt seotud. Keemilisel reageerimisel kaotab kaltsiumi aatom kergesti oma valentselektronid ja muutub kaltsiumiooniks (joonis 61):



Kõikides oma ühendites on kaltsium alati positiivselt kahevalentne. Negatiivse valentsiga kaltsiumioone ei tunta.

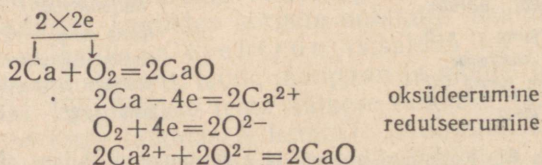
Kordamisküsimusi.

1. Iseloomustada kaltsiumi asetust keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis ning joonestada kaltsiumi aatomi ja kaltsiumiooni ehituse skeem.
2. Mitmevalentne on kaltsium ja mis toimub kaltsiumi aatomi üleminekul iooniks?

2. Kaltsiumi omadused.

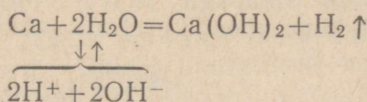
Kaltsiumi füüsikalised ja keemilised omadused. Kaltsium on hõbevalge ja võrdlemisi kõva metall (ligikaudu vase kõvadusega). Tema erikaal on 1,54 (ta kuulub kergeste metallide hulka). Kaltsium on keemiliselt aktiivne metall. Metallide aktiivsuse reas asetseb ta selle rea vasakul poolel metallide naatriumi ja magneesiumi vahel. Kaltsium reageerib paljude mittemetallide ning liitainetega.

Kaltsiumi reageerimine hapnikuga ning teiste mittemetallidega. Kaltsium reageerib energiliselt hapnikuga, mistõttu ta kattub õhu käes seistes kiiresti koheda valge kaltsiumoksiidkihiga. Seepärast tuleb metallilist kaltsiumi hoida kas hästisuletud nõus või veevabas petrooleumis. Kuumutamisel süttib kaltsium ja põleb nii õhus kui ka hapnikus ereda oranžpunase leegiga, muutudes seejuures valgeks kaltsiumoksiidipulbriks:

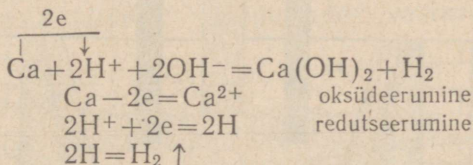


Peale selle ühineb kaltsium vahetult halogeenidega ning kuumutamisel väävliga, lämmastikuga, vesinikuga ning süsinikuga.

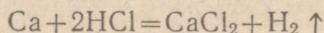
Kaltsiumi reageerimine liitainetega. Kaltsium reageerib veega juba tavalisel temperatuuril, tõrjudes seejuures veest vesiniku välja ning moodustades kaltsiumhüdroksiidi:



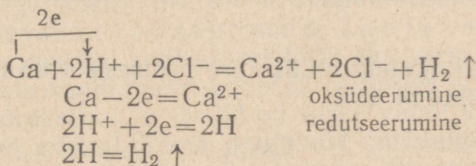
ehk ioonilisel kujul:



Kaltsium reageerib energiliselt hapetega, ka sel puhul eraldub vesinik ning tekib vastava happe sool. Näiteks:



ehk ioonilisel kujul:



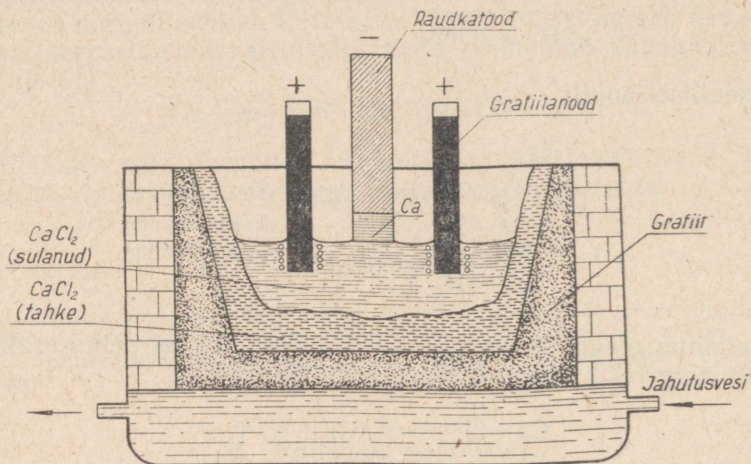
Õeldust nähtub, et metalliline kaltsium on tugev redutseerija. Nii näiteks redutseerib kaltsium kõrgel temperatuuril peaaegu kõiki metalle nende oksiididest, kusjuures ta ise oksüdeerub ning muutub kaltsiumoksiidiks.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada kaltsiumi iseloomulikke füüsikalisi omadusi.
2. Nimetada kaltsiumi keemilisi omadusi.
3. Kuidas reageerib kaltsium veega? Kirjuta reaktsiooni võrrand.
4. Kuidas reageerib kaltsium lahjendatud hapetega? Kirjutada reaktsioonide võrrandid.
5. Seletada, mispärast on metalliline kaltsium redutseerijaks.

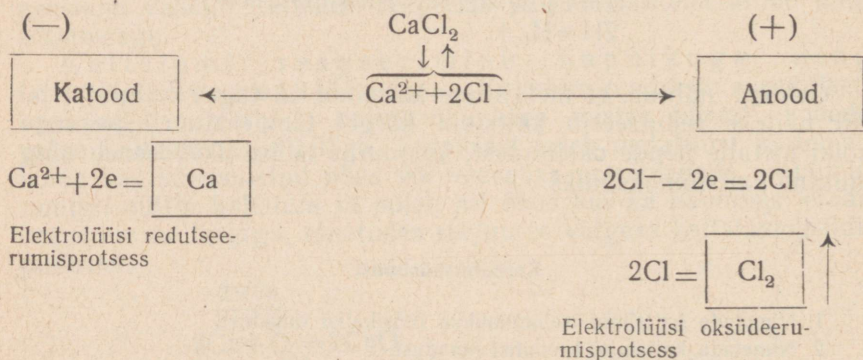
3. Metallilise kaltsiumi saamine ja kasutamine.

Metallilist kaltsiumi saadakse tööstuses veevaba sulatatud kaltsiumkloriidi (CaCl_2) elektrolüüsimisel. Elektrolüüsivanni, mis on kujutatud joonisel 62, lisatakse kaltsiumkloriidi sulamistemperatuuri madaldamiseks sulapagu (CaF_2). Metalliline kaltsium eraldub raudkatoodil, kuna anoodil eraldub gaasiline kloor.



Joonis 62. Elektrolüüsivann metallilise kaltsiumi saamiseks.

Kaltsiumkloriidi elektrolüüsamise protsessi võib näitlikult kujutada järgmise skeemi abil:



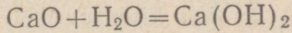
Metallilist kaltsiumi kasutatakse keemialaboratuurimeis. Tehnikas kasutatakse kaltsiumi ja plii sulamit laagrimetallina, kuna sulam vähendab hõõrdumist.

Kordamisküsimusi.

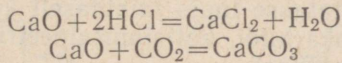
1. Kuidas saadakse metallilist kaltsiumi? Anda elektrolüüsi skeem.
2. Missugusel elektroodil eraldub metalliline kaltsium kaltsiumkloriidi elektrolüüsil? Määrata, kus leiab aset ionide oksüdeerumine ja kus nende redutseerumine.

4. Kaltsiumoksiid ja kaltsiumhüdroksiid.

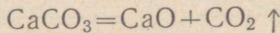
Kaltsiumoksiid (CaO) on valge tahke aine, mis sulab väga kõrgel temperatuuril. Ühineb energiliselt veega, muutudes seejuures kaltsiumhüdroksiidiks:



Aluselise oksiidina ühineb kaltsiumoksiid hästi hapetega ning hapete anhüdriididega, moodustades vastavaid soolaid. Näiteks:

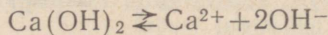


Tööstuses nimetatakse kaltsiumoksiidi kustutamata lubjaks. Tööstuslikult saadakse teda lubjakivi põletamisel (õigemini küll kuumutamisel) vastavates ahjudes. Kõrgel temperatuuril laguneb lubjakivi (s. t. kaltsiumkarbonaat) kaltsiumoksiidiks (kustutamata lubi) ja süsinikdioksiidiks:

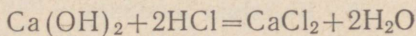


Valades kustutamata lubjale vett, imbib see esmalt lubjatükki-desse ning alles seejärel reageerib viimasega. Seda toimingut nimetatakse lubja kustutamiseks ja saadud ainet kaltsiumhüdroksiidiks ehk tavaliselt kustutatud lubjaks. Lubja kustutamisel eraldub rohkesti soojust, mistõttu osa veest aurustub, saadud kaltsiumhüdroksiidi massi kobedaks pulbriks muutes.

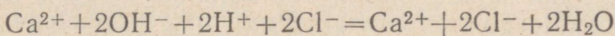
Kaltsiumhüdroksiid $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ on tahke valge aine, mis lahustub vees vähesel määral. Tema vesilahust nimetatakse lubjaveeks, viimasel on leelisene reaktsioon. Tugeva alusena dissotsieerub kaltsiumhüdroksiid vesilahuses ioonideks:



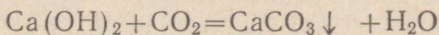
Alusena reageerib kaltsiumhüdroksiid kergesti hapetega, andes seejuures soola ja vee. Näiteks:



ehk ioonilisel kujul:



Kaltsiumhüdroksiid reageerib kergesti ka süsinikdioksiidiga, moodustades vees lahustumatu kaltsiumkarbonaadi (CaCO_3):



Seda reaktsiooni kasutatakse keemias uuritavas gaasis, näiteks kopsudest väljahingatud õhus, süsinikdioksiidi olemasolu avastamiseks. Nagu teada, muutub lubjavesi süsinikdioksiidi läbijuhtimisel sogaseks, kuna tekib vees lahustumatu kaltsiumkarbonaat.

Ehituse alal kasutatakse kustutatud lupja juba vanast ajast sideainena kiviehitiste püstitamisel. Kustutatud lubja, liiva ja vee segu nimetatakse mördiks ning tarvitatakse sideainena müüride ladumisel (lubjamört) ja seinte krohvimisel (lubjakrohv). Kustutatud lubja kasutamine sideainena põhineb kaltsiumhüdroksiidi omadusel aegamööda õhus oleva süsinikdioksiidiga ühineda, kusjuures tekkiv kaltsiumkarbonaat kivistab kogu mördi- või krohvimassi. Lubjamördi või -krohvi kivistumisel eraldub vesi; viimase aurustumise tõttu on värskelt krohvitud ruumid alati niisked. Nii-suguste ruumide kuivamise kiirendamiseks soovitatakse nendesse paigutada lahtisi, koksiga köetavaid ahje.

Peale selle kasutatakse lupja laialdaselt keemiatööstuses, näiteks sooda, kaltsiumkarbiidi, kaltsiumsalpeetri, kloorlubja ja paljude teiste ainete tootmisel.

Põllumajanduses kasutatakse kustutatud lupja happeliste muldade «lupjamiseks» ning taimehaguste ja -kahjurite tõrjevahendina.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada kaltsiumoksiidi omadusi.
2. Kuidas saadakse tööstuses kaltsiumoksiidi ja milleks teda kasutatakse?
3. Missugune on kaltsiumoksiidi tööstuslik nimetus?
4. Nimetada kaltsiumhüdroksiidi omadusi. Kirjutada tema tekkimise reaktsiooni võrrand.
5. Mida nimetatakse kustutatud lubjaks ja kuidas seda saadakse?
6. Milleks kasutatakse kustutatud lupja?
7. Missugune keemiline protsess kulgeb lubjakrohvi kivistumisel?
8. Kustutamata lubi sisaldab sageli kaltsiiti. Kuidas on võimalik avastada kaltsiidi olemasolu?
9. Seletada, mispärast märguvad seinad värskelt krohvitud majas esialgu, pärast sinna elama asumist.
10. Ülehulgas võetud soolhappe toimele 10 g lubjakivisse eraldus kaks liitrit süsinikdioksiidi. Kui palju kustutatud ja kui palju kustutamata lupja võib ühest tonnist niisugusest lubjakivist saada?

5. Kaltsium looduses.

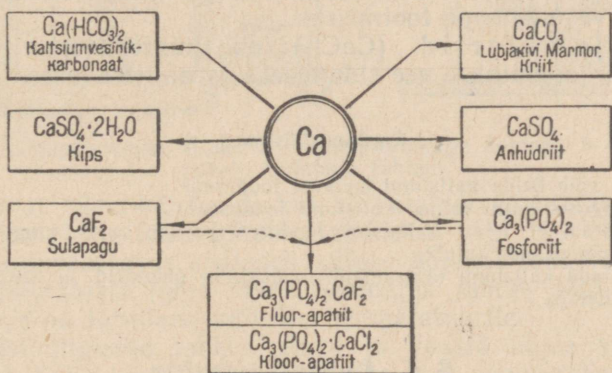
Nagu eespool öeldud, oksüdeerub kaltsium kergesti teiste keemiliste elementidega (mittemetallidega) ning liitainetega reageerimisel, mistõttu teda looduses vabal kujul ei leidu. Kaltsiumi esineb looduses peamiselt süsihappe, väävelhappe ja fosforhappe sooladena, mis on mineraalide ja kivimite kujul looduses laialt levinud.

Looduses leiduvatest kaltsiumisooladest on kõige tähtsamad

kaltsiumkarbonaat (CaCO_3), kips ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), apatiit ja fosforiit [$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$], sulapagu (CaF_2) jt. (vt. skeemi joonisel 63).

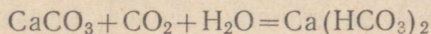
Peale selle sisaldub kaltsiumiühendeid looduslikes vetes kaltsiumkloriidi (CaCl_2) ja kaltsiumvesinikkarbonaadi [$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$] kujul. Mitmesuguseid kaltsiumiühendeid esineb ka taimsetes ja loomsetes organismides, näiteks sisaldub kontides rohkesti kaltsiumfosfaati.

Kaltsiumkarbonaat (CaCO_3) moodustab looduses lubjakivina (kaltsiidina, paekivina), marmorina ja kriidina suuri lademeid. Lubjakivi kasutatakse ehituskividena ning tähtsate sideainete — lubja ja tsemendi toorainena. Marmorit kasutatakse skulptuurtöödeks, elektriyaotustahvlite valmistamiseks ja hoonete välisvooderdiseks. Kriiti kasutatakse maalrivärvina ning hambapulbri ja lihvimisainete valmistamisel.



Joonis 63. Tähtsamad looduslikud kaltsiumiühendid.

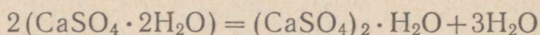
Kaltsiumkarbonaat on vees praktiliselt lahustumatu aine, kuid süsinikdioksiidi toimele muutub ta vees kergemini lahustuvaks aineks — kaltsiumvesinikkarbonaadiks [$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$]:



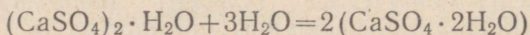
Looduses kulgeb mainitud reaktsioon jõevete ja maa-aluste vete osavõtul. Maa sügavustes voolavad süsinikdioksiidiga küllastatud veed muudavad kaltsiumkarbonaadi vees osaliselt lahustuvaks kaltsiumvesinikkarbonaadiks ja kannavad selle lahustunud olekus edasi. Sajandite jooksul võivad sel viisil lubjakivilademetesse tekkida hiiglasuured maa-alused koopad, jõed ning järved.

Kaltsiumsulfaat (CaSO_4) on vees raskesti lahustuv valge kristalliline aine. Teda leidub looduses mineraal kipsi ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) ja anhüdrüüdi (CaSO_4) kujul.

Soojendamisel temperatuurini 150—170° kaotab kips kolmveerand keemiliselt seotud veest ja muutub nn. ehituskipsiks:



Niisuguse «poolpõletatud» kipsi segamisel veega saadud püdel tainas muutub lühikese aja pärast jälle kaht vee molekuli sisaldavaks kipsiks, seejuures kõvastub mass vastupidise reaktsiooni tõttu:



Ehituskipsi selle omaduse tõttu kasutatakse teda krohvitöödel ja mitmesuguste kipsvalandite valmistamisel. Kipskrohvi ja kipsist tooteid saab kasutada ainult kuivades kohtades.

Kaltsiumfluoriid (CaF_2) on vees raskesti lahustuv aine. Teda esineb looduses sulapaona. Sulapagu kasutatakse metallurgias peamiselt aherainete sulamistemperatuuri madaldamiseks ning fluorvesinikhape tootmiseks.

Kaltsiumkloriid (CaCl_2) on hügrokoopne kristalne aine, mida kasutatakse vee sidumiseks ja arstiteaduses.

Kordamisküsimusi.

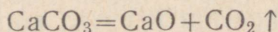
1. Mida võib öelda kaltsiumi levikust looduses?
2. Missugusel kujul esineb kaltsiumi looduses?
3. Mispärast ei leidu kaltsiumi looduses puhtal kujul ning samuti ka oksiidid või hüdroksiidid kujul?
4. Nimetada kaltsiumi tähtsamaid looduslikke ühendeid ja nende leiukohti Nõukogude Eestis.

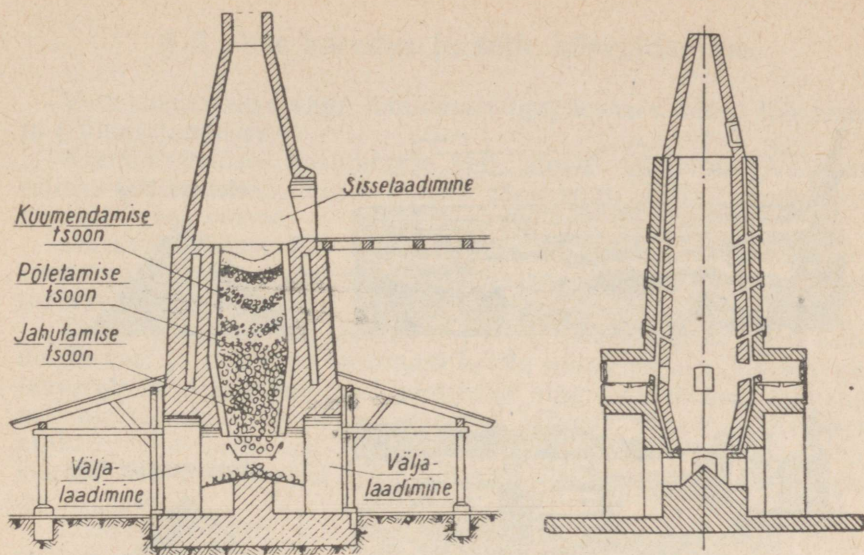
§ 4. Lubja tootmine.

Nagu juba öeldud, saadakse ehitustel laialdaselt kasutatavat lubja suurtes kogustes lubjakivi või kriidi põletamisel spetsiaalses ahjudes.

Tuntakse mitut tüüpi lubjapõletamise ahje. Kõige otstarbekohasemad on sisepõlemisega šahtahjud (joonis 64, a), kuhu lubjakivi laotakse kütusega (koks või antratsiit) vahelduvate kihtidena nõnda, et pealt on võimalik lisandada lubjakivi ja kütust, alt aga pidevalt kõrvaldada valminud toodet. Joonisel 64, b on kujutatud väljaulatuvate kolletega šahtahi, mida kasutatakse pikaleegilise kütuse (põlevkivi) puhul.

Ahju ülemises osas kuivatatakse ja soojendatakse lubjakivi ja kütus tõusvate kuumade gaaside poolt. Ahju keskmises osas leiab aset kütuse põlemine ning tekitatakse lubjakivi lagundamiseks vajalik optimaalne temperatuur (1100—1200°). Niisugustes tingimustes laguneb lubjakivi kustutamata lubjaks (CaO) ja süsinikdioksiidiks (CO_2):





Joonis 64. Lubjapõletamise ahjud: a — sisepõlemisega šahtahi; b — väljaulatuvate kolletega šahtahi.

Eralduvat süsinikdioksiidi kui kõrvalainet kasutatakse sageli sooda, kuiva jää ja teiste ainete saamiseks.

Ahju alumises osas soojeneb kütuse põletamiseks vajalik õhk kuuma kustutamata lubja arvel. Seejuures jahtub lubi temperatuurini, mis on lähedane välisõhu temperatuurile.

Sel viisil liiguvad tahked ained ja gaasid ahjus vastuvoolu põhimõttel. Selle tagajärjel leiab ahjus aset soojusvahetus reaktsiooni saaduste ja lähteainete vahel. Niisuguse soojusvahetuse kasutamine lubjapõletamise ahjus vähendab tunduvalt kütuse kulutust lubja tootmisel.

Lubja tootmise kasvu Nõukogude Liidus iseloomustab alljärgnev tabel (toodang on antud tuhandetes tonnides):

1928. a.	1940. a.	1958. a.	1960. a.
526	3006	8385	9562

Kordamisküsimusi.

1. Kirjeldada lubjapõletamise ahjude ehitust. Seletada, kuidas nendes lubja põletatakse.

2. Missuguseid keemiatööstuse üldisi põhimõtteid rakendatakse lubja põletamiseks?

3. Kui palju kustutamata lubja saadakse ühest tonnist lubjakivist, mis sisaldab 10% lisandeid?

4. Kui palju kustutatud lubja saadakse ühest tonnist kustutamata lubjast, mis sisaldab 88% CaO?



Merevees 35 kg



Kaevuvees kuni 35 kg



Allikavees kuni 20 kg



Jõevees kuni 1,6 kg



Vihmavees kuni 50 g



Joonis 65. Kuivaine sisaldus ühes tonnis looduslikus vees.

§ 5. Vee karedus ja selle kõrvaldamine.

Vett kasutatakse väga laialdaselt igapäevases elus, tööstuses ja põllumajanduses.

Keemiatööstuses kasutatakse vett ainete lahustina. Vesi on selleks keskkonnaks, milles kulgeb väga suur arv mitmesuguseid keemilisi reaktsioone.

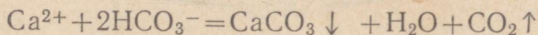
Sõltuvalt sellest, kas vett kasutatakse joogiveena, katlatoiteveena või tööstuses ainete lahustamiseks, peab ta olema teatud määrani vaba lisanditest.

Tuleb tähendada, et looduses ei leidu täiesti puhast vett. Looduslik vesi puutub oma teekonnal kokku mitmesuguste kivimitega, lahustab nendest mõningaid koostisosi ning kannab neid lahustunud olekus edasi. Seepärast erinevad järvede, jõgede, merede ja allikate veed üksteisest nii koostise kui ka lahustunud ainete koguse sisalduse poolest (joonis 65). Kõige puhtam looduslik vesi on vihmavesi.

Looduslikku vett, mis sisaldab 1 kuni 5% lahustunud mineraalaineid, nimetatakse mineraalveeks, sellest väiksema sisaldusega aga mageveeks.

Magevesi sisaldab eneses alati dissotsieerunud olekus kaltsiumi ja magneesiumi kloriide, sulfaate ja vesinikkarbonaate. Järelikult esinevad selles Ca^{2+} ja Mg^{2+} katioonid ning Cl^- , SO_4^{2-} ja HCO_3^- anioonid. Vett, mis sisaldab palju kaltsium- ja magneesiumioone, nimetatakse karedaks veeks, vähe või üldse mitte kaltsium- ja magneesiumioone sisaldavat vett aga pehmeks veeks. Loodusliku vee karedus on väga suurtes piirides kõikum. Eristatakse mööduvat, jäävat ja üldist karedust.

Mööduvaks kareduseks nimetatakse karedust, mis on tingitud vees lahustunud kaltsiumvesinikkarbonaadist ja magneesiumvesinikkarbonaadist. Mööduv karedus on kõrvaldatav vee keetmisega, sest vesinikkarbonaadid on ebapüsivad ühendid, mis lagunevad keetmisel:



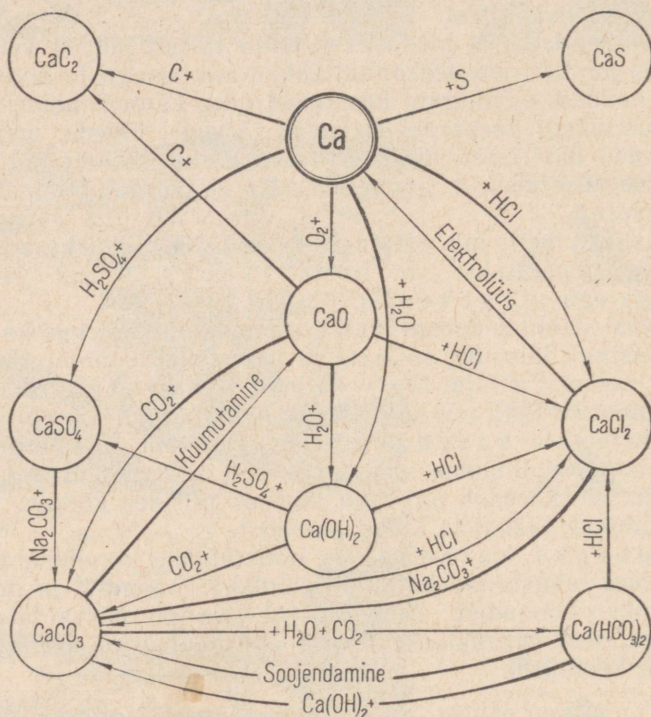
Tekkinud kaltsiumkarbonaat (või magneesiumkarbonaat) on vees lahustumatu ning sadestub keedunõu põhja ning seintele, tekitades seal nn. «katlakivi» kihi.

Jäävaks nimetatakse niisugust karedust, mis on tingitud vees lahustunud kaltsiumi või magneesiumi sulfaatidest või kloriididest, sest see pole vee keetmisega kõrvaldatav. Vee jääv karedus on kõrvaldatav ainult spetsiaalsete veepehmemdamise menetluste abil või vee destilleerimisel.

Mööduv ja jääv karedus kokku moodustavad vee üldise kareduse.

Vee karedus on ebasoovitav nähtus. Nii koduses majapidamises

kui ka tööstuslikeks otstarveteks on kare vesi vähe kõlblik. Kare-
 das vees vahutab seep halvasti, sest kaltsium- ja magneesium-
 ioonid moodustavad seebi koostisse kuuluvate rasvhapetega vees
 lahustumatuid ühendeid, mis helvestena tõusevad veepinnale või
 sadestuvad pestavatele esemetele. Väga karedas vees ei kee peh-
 meks liha ega aedvili. Kare vesi ei kõlba ka tee ja kohvi keetmi-
 seks. Väga kare vesi on joomiseks kahjulik. Kehtval kareda vee
 kasutamisel kattuvad aurukatla seinad ja torud katlakivi kihiga. Et



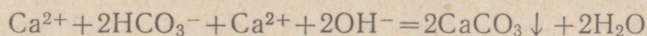
Joonis 66. Kaltsiumi ja selle ühendite geneetilise seose skeem.

katlakivi on halb soojusejuht, siis suureneb seetõttu esmajoones-
 kütusekulu. Peale selle soodustab katlakivi aurukatelde seinte ja
 torude sööbimist ning katlapleki tugevat ülekuumenemist, mis
 omakorda võib põhjustada kardetavaid katlalõhkemisi.

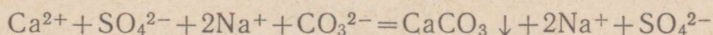
Selleks et vältida karedast veest tingitud pahesid, tuleb töös-
 tuses kasutatav vesi vabastada karedust põhjustavatest ainetest
 ehk nagu öeldakse, vesi tuleb pehmemdada. Vee pehmemdamiseks
 kasutatakse mitmesuguseid menetlusi. Väga lihtsaks ja odavaks
 menetluseks on kareda vee pehmemdamine lubja ning soodaga.

Karedale veele kustutatud lubja lisamisel muutub selles olev

kaltsiumvesinikkarbonaat vees lahustumatuks kaltsiumkarbonaadiks, näiteks:



Karedale veele lisatava sooda toimel muutub vees lahustunud kaltsiumsulfaat vees lahustumatuks kaltsiumkarbonaadiks, näiteks:



Tekkinud kaltsiumkarbonaat sadestub ja vesi pehmeneb. Seega lubjaga käsitlemisel vabanesime mööduvast karedusest ja soodaga käsitlemisel jäävast karedusest.

Käesoleval ajal kasutatakse vee pehendamiseks täiuslikumaid menetlusi, näiteks vee pehendamist naatriumpermutiidiga, mis on saadud kunstlikult kaoliini, kvartsi ja sooda kokkusulatamisel ning mis on regenereeritav.

Kordamisküsimusi.

1. Missugust vett nimetatakse karedaks veeks? Missugune karedus on mööduv ja missugune jääv?
2. Missugune looduslik vesi on kõige pehmem ja missugune kõige karedam?
3. Kuidas saab kõrvaldada vee mööduvat karedust?
4. Kuidas saab kõrvaldada korraga vee mööduvat ja jäävat karedust?
5. Nimetada vee karedusest tingitud pahesid.
6. Juhindudes joonisel 66 toodud skeemist, koostada vastavate reaktsioonide võrrandid.

V peatükk.

KEEMILISTE ELEMENTIDE PERIOODILISUSE SÜSTEEMI III RÜHMA METALLID.

§ 1. Sissejuhatus.

Keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi tabelist nähtub, et ka kolmandasse rühma kuuluvad keemilised elemendid jaotatakse omaduste põhjal kahte allrühma. Käesolevas peatükis tutvume ainult pea-allrühma kuuluva keemilise elemendi alumiiniumiga, sest alumiinium kuulub looduses kõige levinumate keemiliste elementide hulka ning on tööstuses laialdaselt kasutatavaks metalliks.

§ 2. Alumiinium — *Aluminium*.

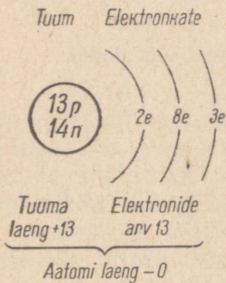
Saadi esmakordselt 1827. a. Wöhleri poolt.

Keemiline sümbol Al (loe: alumiinium); aatomkaal 27; järjenumbr 13.

1. Alumiiniumi asetus keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis ja alumiiniumi aatomi ehitus.

Alumiinium asetseb keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi kolmanda rühma pea-allrühmas ja kolmandas perioodis. Et alumiinium asetseb metall magneesiumi ja mittemetall räni vahel, siis ei ole alumiiniumil mitte ainult metallilised, vaid ka mittemetallilised omadused. Seega on alumiiniumil kahesugused omadused ehk, teisiti öeldult, tal on amfoteersed omadused.

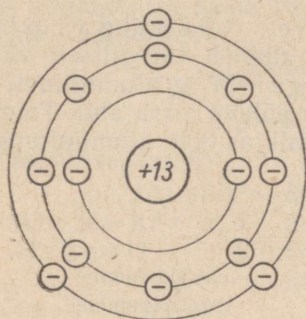
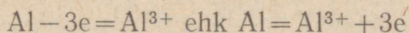
Et alumiiniumi järjenumbr on 13 ja täisarvuni ümardatud aatomkaal 27, siis järgneb sellest, et alumiiniumi aatomi tuum koosneb 13-st prootonist ja 14-st neutronist ning et tuuma ümber ringleb 13 elektroni. Alumiiniumi aatomi elektronkate koosneb kolmest elektronkestast: sisemisel elektronkestal on kaks elektroni, teisel elektron-



Joonis 67. Alumiiniumi aatomi ehituse skeem.

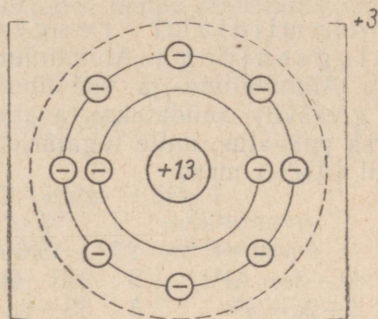
kestal kaheksa elektroni ning välisel elektronkestal kolm valents-
elektroni (joonis 67).

Alumiiniumi aatomi välise elektronkesta kolm valentselektroni
asetsevad suhteliselt kaugel tuumast, mistõttu nad on aatomituu-
maga nõrgalt seostatud. Keemiliste reaktsioonide puhul kaotab
alumiiniumi aatom kergesti oma valentselektronid ja muutub
positiivselt kolmevalentseks iooniks (joonis 68):



Alumiiniumi aatom

Tuumalaeng	+13
Kõikide elektronide laengute summa	-13
Aatomi laeng	0



Alumiiniumioon

Tuumalaeng	+13
Kõikide elektronide laengute summa	-10
Ioni laeng	+3

Joonis 68. Alumiiniumi aatomi ja iooni skeemid.

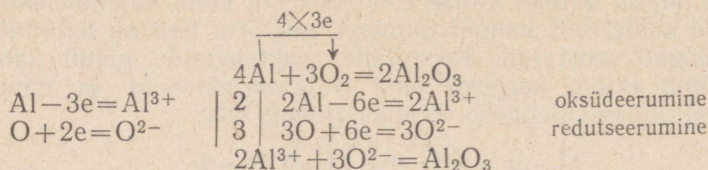
2. Alumiiniumi omadused.

Alumiiniumi füüsikalised omadused. Alumiinium on hõbevalge kerge metall. Tema erikaal on 2,7, sulamistemperatuur 659° ja keemistemperatuur 2100°. Alumiinium on väga plastiline ja survega hästi töödeldav, seega saab alumiiniumi kergesti traadiks tõmmata ja õhukesteks lehtedeks valtsida. Puhas alumiinium juhib hästi elektrit, mistõttu temast valmistatakse elektrijuhtmeid.

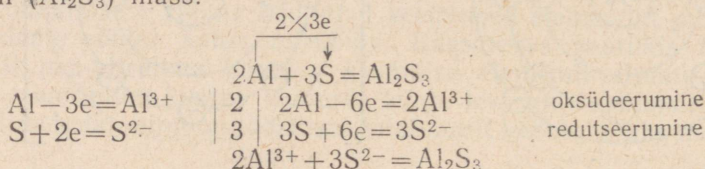
Alumiiniumi keemilised omadused. Alumiiniumi reageerimine hapnikuga. Alumiinium on keemiliselt aktiivne metall. Metallide keemilise aktiivsuse reas asetseb alumiinium selle rea vasakul poolel, magneesiumi ja mangaani vahel. Ohu käes kattub alumiinium kiiresti väga õhukese ja tiheda oksiidikihiga, mis kaitseb teda edasise oksüdeerumise eest. Sellest tingituna on alumiiniumtoodete pind alati kergelt tuhm.

Kui vigastada alumiiniumitüki alumiiniumoksiidist kaitsekihti, siis võib alumiiniumitükk õhu käes täielikult oksüdeeruda.

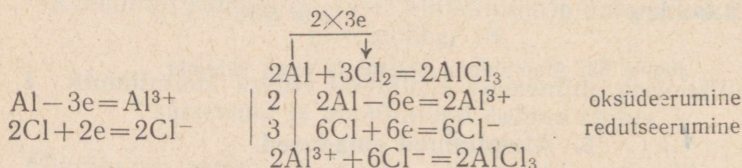
Alumiiniumipulber põleb energiliselt õhu käes, kusjuures tekib alumiiniumoksiid ja vabaneb palju soojust:



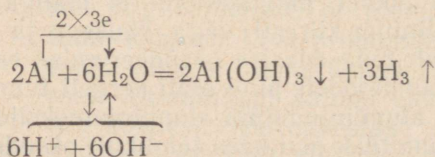
Alumiiniumi reageerimine väävliga ning halogeenidega: Alumiiniumipulber ühineb energiliselt väävliga. Alumiiniumi- ja väävlipulbrite segu (27 g alumiiniumi ja 48 g väävlit) süüdatakse tavaliselt pika põleva pirru abil. Toimub järsk pahvatus, mille tagajärjel tekib valkjas-hele alumiiniumsulfiidi (Al_2S_3) mass:



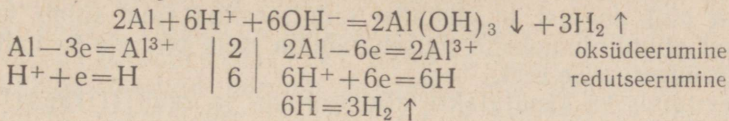
Alumiinium reageerib kloori ja broomiga tavalisel temperatuuril, joodiga aga soojendamisel:



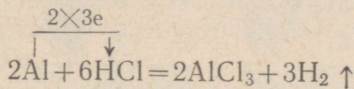
Alumiiniumi reageerimine veega. Alumiinium säilib teda katva alumiiniumoksiidist kaitsekihi tõttu vees muutumatusena. Sel põhjusel on võimalik alumiiniumnõudes keeta vett, ilma et alumiiniumi ja vee vahel toimuks mingit reaktsiooni. Kui aga asetada vette alumiiniumese, millelt see kaitsekiht on kas kõrvaldatud või osaliselt vigastatud, hakkab alumiinium reageerima veega, tõrjudes vee molekulidest vesiniku aatomeid välja ning muutudes alumiiniumhüdrosiidiks:



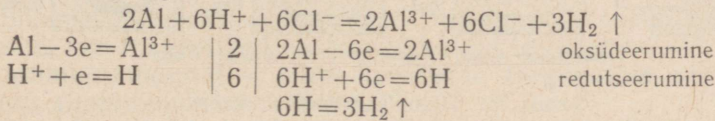
ehk ioonilisel kujul:



Alumiiniumi reageerimine hapetega ning leelistega. Alumiinium reageerib energiliselt soolhappega ning lahjendatud väävelhappega, tõrjudes happe molekulist välja vesiniku aatomeid:



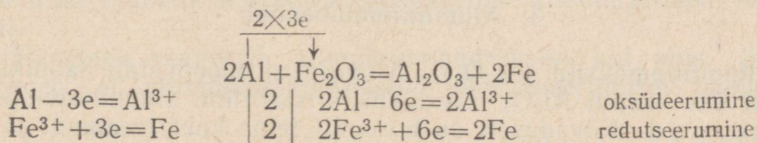
ehk ioonilisel kujul:



Alumiinium ei lahustu külmas kontsentreeritud lämmastikhappes, vaid, vastupidi, muutub lämmastikhappe toimel passiivseks. Alumiiniumi passiivsus on tingitud sellest, et tema pinda kattev kaitsekiht ei lagune lämmastikhappe kui energilise oksüdeerija mõjul.

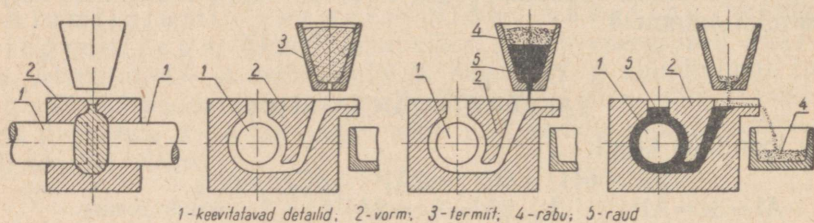
Alumiiniumi reageerimist tugevate leeliste — naatriumhüdrosiidi ja kaaliumhüdrosiidi vesilahustega käsitleme edaspidi.

Alumiiniumi reageerimine metallide oksiididega. Aluminotermia. Alumiiniumi ühinemisel hapnikuga eraldub suur hulk soojust, mis on märksa suurem kui teiste metallide ühinemisel hapnikuga. Tuletame meelde, et alumiiniumil on omadus ühineda kõrgele temperatuuril metallide oksiidide koostisse kuuluvate hapniku aatomitega, tõrjudes seejuures vähemaktiivsed metallid oksiidide molekulidest välja (vt. metallide aktiivsuse rida). Ka nendel reaktsioonidel vabaneb nii suur hulk soojust, et väljatõrjutud metall sulab. Sellel alumiiniumi omadusel põhineb Beketovi poolt avastatud (1859) ja hiljem aluminotermiaks nimetatud menetluse kasutamine raskesti sulavate metallide (kroomi, volframi jt.) saamiseks nende oksiididest ning väga kõrgete temperatuuride tekitamiseks. Kui näiteks süüdata alumiiniumi- ja raud(III)oksiidipulbrite segu magneesiumilindi abil, siis kulgeb järgmine energiline reaktsioon:



Mainitud reaktsioon kulgeb väga kiiresti ja selle puhul vabaneb nii suur hulk soojust, et oksiidist redutseeritud raud sulab, kuna tekkinud alumiiniumoksiid tõuseb rübuna raua pinnale ja kaitseb seda oksüdeerumise eest.

Keevitamiseks kasutatakse alumiiniumi- ja raud(II)raud(III)-oksiidi ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$) pulbrite segu, mida nimetatakse termiidiks. Termiidi abil keevitamist nimetatakse termiitkeevitamiseks.



Joonis 69. Termiitkeevitamise skeem.

Termiitkeevitamine toimub tavaliselt järgmiselt: masinat lahti monteerimata ümbritsetakse murdunud koht tulekindlast savist vormiga. Seejärel valatakse vormi spetsiaalses tiiglis termiidist saadud sulanud raud. Sulanud raua kõrge temperatuuri (2000°) mõjul keevitub ta parandatavate osadega, liites need üheks tervikuks (joonis 69). Pärast jahtumist kõrvaldatakse liigne raud.

Termiiti kasutatakse ka sõjanduses süütepommide valmistamiseks.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada alumiiniumi asetus keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis.
2. Joonestada alumiiniumi aatomi ehituse skeem.
3. Nimetada alumiiniumi iseloomulikke füüsikalisi omadusi.
4. Iseloomustada alumiiniumi keemilisi omadusi.
5. Seletada alumiiniumi katva oksiidist kaitsekihi mõju alumiiniumi keemilisele aktiivsusele.
6. Kirjutada võrrand alumiiniumi reageerimise kohta veega molekulaarsel ja ioonilisel kujul.
7. Kirjutada võrrand alumiiniumi reageerimise kohta sool- ja väävelhappega molekulaarsel ja ioonilisel kujul.
8. Vasksulfaadi (CuSO_4) lahusesse asetati alumiiniumlehe riba. Kirjutada sel puhul kulgeva reaktsiooni võrrand ning nimetada, missugune metall oksüdeerub ja missugune redutseerub.

3. Alumiiniumiühendid.

Alumiiniumoksiid (Al_2O_3). Alumiinium moodustab hapnikuga ainult ühe oksiidi Al_2O_3 . Looduslik kristalliline alumiiniumoksiid on korund. Kõvaduselt on korundil teine koht teemandi järel.

Selle omaduse tõttu kasutatakse korundi lihvimiskäiade ja mitmesuguste teiste lihvimisvahendite valmistamiseks.

Korundi esineb ka looduses läbipaistvate värviliste kristallidena: punase värvusega korundi nimetatakse rubiiniks, sinise värvusega korundi safiiriks. Safiir ja rubiin on vääriskivid.

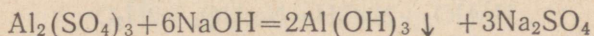
Läbipaistmatuid korundi kristalle, mis sisaldavad rohkesti lisandeid, nimetatakse smirglikks ja kasutatakse smirgelriide (smirgelpaberi) valmistamiseks.

Tänapäeval valmistatakse selliseid vääriskive nagu rubiin ja safiir ning samuti ka tavalist korundi kunstlikult looduslikust alumiiniumoksiidist. Kunstlik korund, mida nimetatakse alundumiks, on omadustelt looduslikust parem ning seetõttu kasutatakse teda suure tulekindlusega tiiglite, lihvimiskäiade ja kellamehhanismide valmistamiseks.

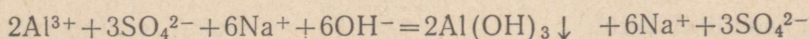
Alumiiniumoksiid reageerib nii hapetega kui ka leelistega ning kuulub seega amfoteersete oksiidide hulka. Amfoteerseteks oksiidideks nimetatakse teatavasti niisuguseid soola tekitavaid okside, mis reageerivad nii hapete kui ka leelistega.

Alumiiniumoksiid ei ühine tavalistes tingimustes veega ega muutu alumiiniumhüdrosiidiks.

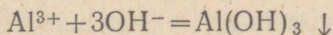
Alumiiniumhüdrosiid $[Al(OH)_3]$. Alumiiniumhüdrosiid on valge tahke pulbritaoline aine, mis lahustub vees väga vähesel määral. Alumiiniumhüdrosiidi saadakse leeliste reageerimisel alumiiniumsoolade lahustega:



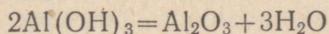
ehk ioonilisel kujul:



ehk taandatud kujul:



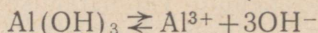
Vees praktiliselt lahustumatu ühendina sadestub alumiiniumhüdrosiid valge mahuka sülditaolise sademena. Kuumutamisel laguneb alumiiniumhüdrosiid, kusjuures eraldub vesi ja tekib alumiiniumoksiid:



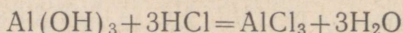
Alumiiniumhüdrosiid on amfoteersete omadustega, sest ta reageerib nii hapete kui ka leelistega. Tema amfoteerset iseloomu on võimalik seletada elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria abil.

Hapetega reageerib alumiiniumhüdrosiid kui alus. Sellest järgneb, et alumiiniumhüdrosiidi dissotsieerumisel happelises

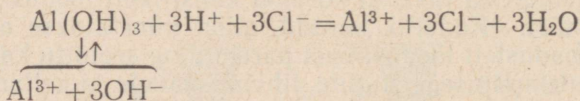
keskkonnas tekivad alumiiniumioonid ja hüdroksiidioonid:



Alumiiniumhüdroksiidi kui aluse reageerimist hapetega aitab selgitada järgmine reaktsioon:

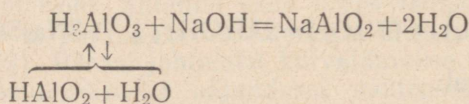


ehk ioonilisel kujul:

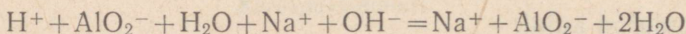


Leelistega reageerib alumiiniumhüdroksiid aga kui hape. Et alumiiniumhüdroksiidi dissotsieerumisel leeliseses keskkonnas tekivad vesinikioonid, siis on otstarbekohasem alumiiniumhüdroksiidi molekuli valem Al(OH)_3 kirjutada vastavalt hapete valemitele — H_3AlO_3 .

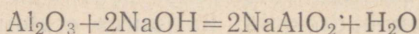
Alumiiniumhüdroksiidi kui happe reageerimist leeliste vesilahustega aitab selgitada järgnevalt toodud reaktsioonivõrrand (seejuures tuleb aga silmas pidada, et alumiiniumhüdroksiidi leelistega reageerimisel eraldub esmalt tema molekulist vee molekul: $\text{H}_3\text{AlO}_3 = \text{HAIO}_2 + \text{H}_2\text{O}$):



ehk ioonilisel kujul:

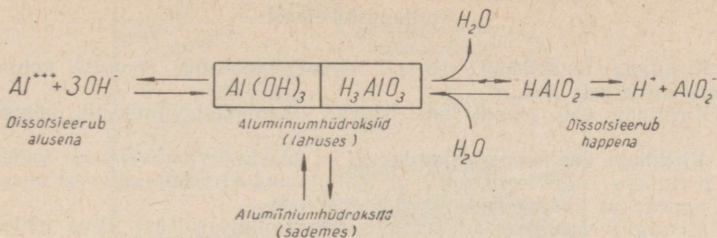


Ühendit NaAlO_2 nimetatakse naatriummetaaluminaadiks. Viimast on võimalik saada ka kuival teel veevaba alumiiniumoksiidi tahke leelisega sulatamisel:



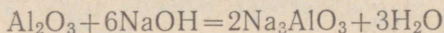
Alumiiniumhüdroksiidi molekulide dissotsieerumise kahesugust iseloomu on võimalik avaldada järgmise, joonisel 70 toodud skeemi abil, mis graafiliselt kujutab alumiiniumhüdroksiidi amfootersust.

Alumiiniumühend H_3AlO_3 on alumiiniumhape, mille soolased nimetatakse ortoaluminaatideks, näiteks naatriumortoaluminaat (Na_3AlO_3). Ühend HAIO_2 on metaalumiiniumhape, selle happe soolased nimetatakse, nagu eespool öeldud, metaaluminaatideks.

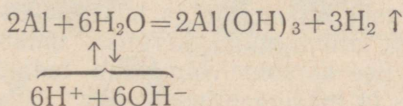


Joonis 70. Alumiiniumhüdroksiidi amfoteersuse graafiline kujutamine.

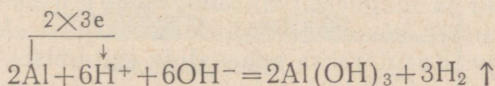
Nüüd on kohane käsitleda alumiiniumi reageerimist leeliste lahustega. Alumiinium tõrjub leeliste lahustega reageerimisel viimaste molekulidest välja vesiniku aatomid. Reaktsioon kulgeb kahes järgus. Esmalt lahustub leeliselahuses alumiiniumi kattev alumiiniumoksiidist kaitsekiht:



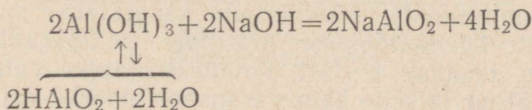
Seejärel reageerib kaitsekihist vabastatud alumiinium veega, moodustades alumiiniumhüdroksiidi ja eraldades vesiniku:



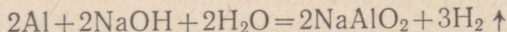
ehk ioonilisel kujul:



Tekkinud alumiiniumhüdroksiid reageerib omakorda leeliselega:



Kahe viimase võrrandi liitmisel saame reaktsiooni summaarse võrrandi:



Nimetatud reaktsiooni kasutatakse mõnikord vesiniku saamiseks.

Kordamisküsimusi.

1. Kirjutada reaktsiooni võrrand alumiiniumoksiidi saamise kohta kahe isesuguse menefluse abil.
2. Kirjutada üles ioonid, mis tekivad alumiiniumhüdrosiidi lahustumisel vees.
3. Kirjutada kaaliummetaaluminaadi ja kaaliumortoaluminaadi valemid.
4. Kirjutada reaktsiooni võrrand alumiiniumhüdrosiidi reageerimise kohta väävellapplega ja kaaliumhüdrosiidiga.
5. Missuguseid hüdrosiide nimetatakse amfoteerseteks? Tuua näiteid.
6. Kas saab alumiiniumkastrulis valmistada tuhaleotist? Põhjendada.
7. Kirjutada võrrand alumiiniumi reageerimise kohta veega molekulaarsel ja ioonilisel kujul.
8. Kas võib alumiiniumesemeid pesta soodalahusega?

4. Alumiiniumi kasutamine.

Alumiiniumi ja selle sulameid kasutatakse tööstuses laialdaselt nende kerguse, mehhaanilise tugevuse ning suure vastupidavuse tõttu atmosfääri, mageda vee ja mõnede teiste ainete sööbivale toimele (joonis 71).

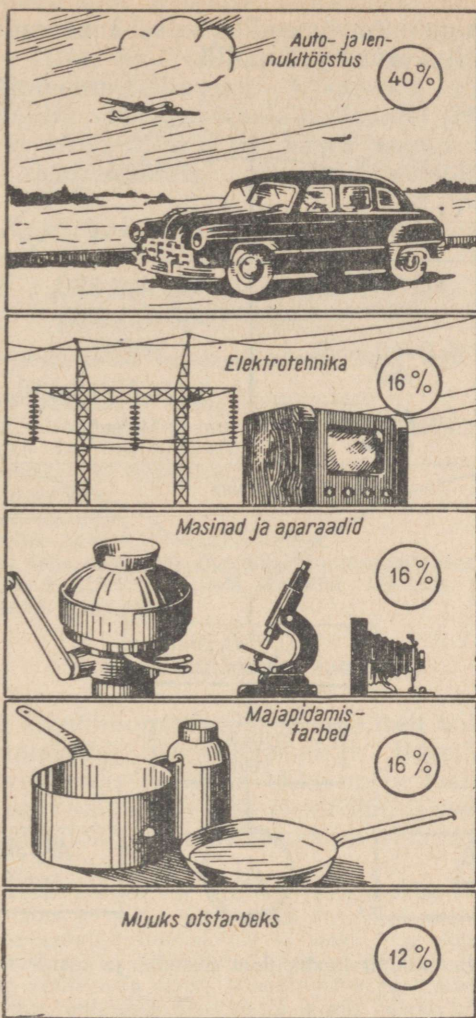
Tähtsamad alumiiniumisulamid on duralumiinium, silumiin ja magnaalium. Eriti väärtuslike tehniliste omadustega on duralumiinium. See sulam sisaldab peale alumiiniumi (94%) vähesel määral vaske, mangaani ja teisi metalle. Duralumiinium, peaaegu säilitades alumiiniumi kerguse, omab pehmete terasesortide tugevust. See asjaolu võimaldab teda edukalt kasutada lennuki-, mootori- ja masinaehituses.

Alumiiniumi ja räni sulamit silumiini kasutatakse mitmesuguste masinaosade valmistamiseks.

Alumiiniumi ja magneesiumi sulam magnaalium on puhtast alumiiniumist kõvem ja tugevam, kergesti töödeldav ning hästi poleeritav. Kasutatakse aparaatide ehitamisel.

Alumiiniumi kasutatakse laialdaselt elektrotehnikas kaablite ja juhtmete valmistamiseks, kuna tema elektrijuhtivus on tunduvalt suurem kui teistel metallidel (ainult hõbedal ja vasel on see suurem kui alumiiniumil). Alumiiniumi kasutatakse suure sööbimiskindluse tõttu keemiatööstuse masinate ja aparaatide ehitamiseks, näiteks tehakse temast lämmastikhappe valmistamisel tarvitatav aparaatuur ja selle happe transportimiseks vajalik taara. Laialdaselt kasutatakse alumiiniumi toiduainete tööstuses ja igapäevases elus, näiteks toiduainete pakkimiseks (purgid ja foolio), lusikate, kastrulite ja teiste majapidamistarvete ning isegi mööbli valmistamiseks.

Alumiiniumi kasutatakse veel termiidi valmistamiseks, raskesti sulavate metallide tootmisel, lõhkeainete (amonaali) valmistamisel ja paljudeks teisteks otstarveteks.

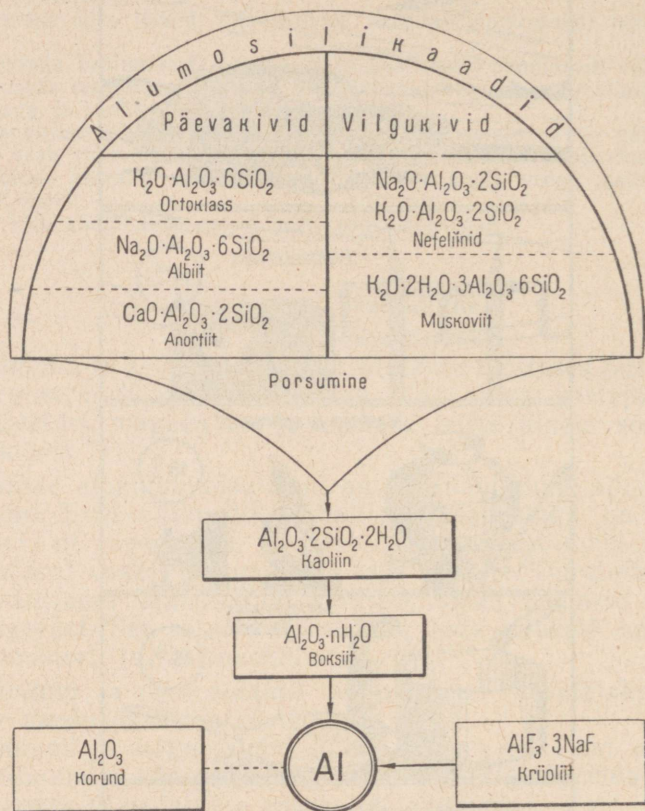


Joonis 71. Metallilise alumiiniumi ja selle sulamite kasutamine.

5. Alumiinium looduses.

Alumiinium on maakoos kõige enam levinud metall. Ta moodustab ligi 7,5% maakoore kaalust. Keemiliselt aktiivse metallina ei leidu alumiiniumi looduses vabas olekus. See-eest kuulub ta paljude mineraalide koostisse. Akademiik Fersmani andmeil tunatakse ligikaudu 250 mineraali, mille koostises esineb alumiinium.

Looduslike alumiiniumiühendite hulka kuuluvad alumosilikaadid, savid, boksiit, korund ja krüoliit.



Joonis 72. Alumiiniumi looduslikud ühendid ja nende muundumine.

Alumiiniumiühendid. Teatavasti esineb looduses väga laialdaselt silikaate, mille koostises on ka alumiinium ning mida seetõttu nimetatakse alumosilikaatideks. Viimased moodustavad kohati suuri lademeid. Alumosilikaatide porsumise saadusteks on, nagu eespool öeldud, kaoliin, liiv ja leelismetallide soolad ($K_2CO_3 \cdot Na_2CO_3$).

Kaoliin ($Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$) on savide peakoostisosaks. Puhas kaoliin on nn. valge savi ehk portselansavi. Raua ja mangaani okside sisaldavat kaoliini nimetatakse tavaliseks saviks.

Boksiit ($Al_2O_3 \cdot nH_2O$) on vett sisaldav alumiiniumoksiid. Tekib alumosilikaatidest. Sisaldab 40–60% alumiiniumoksiidi.

Boksiit on alumiiniumi tootmise tooraineks. Suuri boksiidilade-
meid leidub Uraalis, Siberis ja Leningradi oblastis.

Nefeliin [(Na, K)₂O·Al₂O₃·2SiO₂] on suure tehnilise täht-
susega alumiiniumimetallurgias. Akadeemik Fersman avastas
rikalikud nefeliini leiukohad Koola poolsaarel (Hibiinides).

Krüoliit (AlF₃·3NaF) on harva esinev mineraal. Seda
kasutatakse elektrolüüdina alumiiniumoksiidist alumiiniumi
tootmisel.

Korund (Al₂O₃) on kristalliline alumiiniumoksiid (vt. alu-
miiniumoksiidi).

Kordamisküsimusi.

1. Loetleda alumiiniumi omadusi, millede tõttu teda kasutatakse tööstu-
ses.
2. Nimetada tähtsamaid alumiiniumisulameid.
3. Nimetada, missugustel omadustel põhineb alumiiniumi kasutamine:
 - 1) lennuki- ja autotööstuses;
 - 2) teiste metallide metallurgias;
 - 3) elektrotehnikas;
 - 4) aparaadiehituses;
 - 5) keemilise aparatuuri valmistamisel.
4. Nimetada teile tuntud looduslikke alumiiniumiühendeid.
5. Juhindudes joonisel 72 toodud skeemist, seletada üldjoontes looduslike
alumiiniumiühendite muundumist.

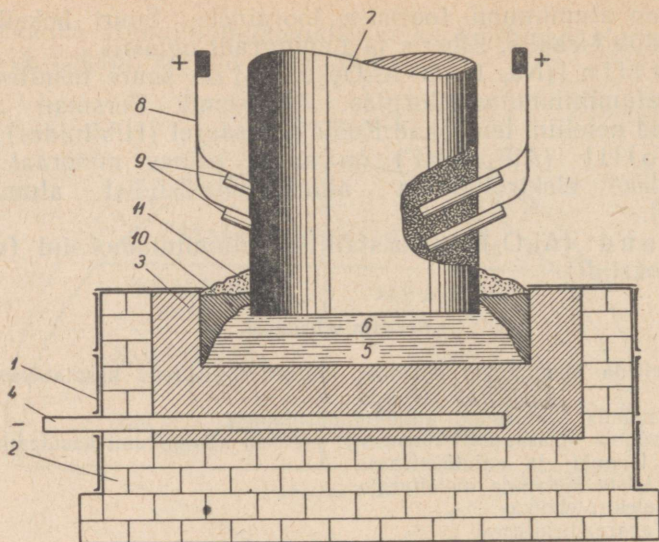
6. Alumiiniumi saamine.

Metallilist alumiiniumi saadakse tavaliselt boksiidist valmista-
tud alumiiniumoksiidi elektrolüüsimisel. Boksiidist alumiinium-
oksiidi valmistamiseks tuntakse mitut menetlust. Et alumiinium-
oksiid on raskesti sulav aine, siis elektrolüüsitakse teda koos krüo-
liidiga, mis madaldab alumiiniumoksiidi sulamistemperatuuri.

Elektrolüüsivann (joonis 73) koosneb kastikujulisest teraskerest 1, mille
pikkus on 7 m, laius 2,5 m ja sügavus 0,5 m. Vann asetseb isoleeritud alusel
ning on seest vooderdatud tulekindlate kividega 2 ja söeplaatidega 3. Katoo-
diks on vanni põhi, mille söeplaatidesse on paigutatud paks metallist latt 4,
mis ühendatakse alalisvoolu allika miinuspoolusega. Anoodiks on massiivne
süsielektrood 7, mis asetatakse ülalt vanni ja mis anoodi pressitud terasvarraste
9 ja painduvate juhtmete 8 kaudu on ühendatud vooluallika plusspoolusega.

Alumiiniumi saamise protsess on järgmine. Vanni tegevusse
rakendamiseks puistatakse sellesse esmalt koksi, lastakse süsi-
anood alla ja lülitatakse elektrivool sisse. On vann kuumenenud,
paigutatakse sinna krüoliiti, mis elektrikaarleegis sulab. Seejärel
tõstetakse anood järk-järgult üles. Nüüd puistatakse vanni alu-
miiniumoksiidi, mis lahustub sulanud krüoliidis. Saadud alu-
miiniumoksiidi lahus krüoliidis ongi elektrolüüdiks.

Alumiiniumoksiidi elektrolüüsimisel tekkinud sula alumiinium
5 koguneb vanni põhja, kust ta perioodiliselt (kord 2—4 päeva



Joonis 73. Alumiiniumi elektrolüüsivann:

1 — vanni teraskere; 2 — tulekind'ad kivid; 3 — söeplaadid; 4 — metallist latt (katood);
 5 — sulat alumiinium; 6 — elektrolüüt; 7 — süsielektrood (anood); 8 — juhtmed; 9 — teras-
 vardad; 10 — tardunud elektrolüüdi koorik; 11 — alumiiniumoksiidi kiht.

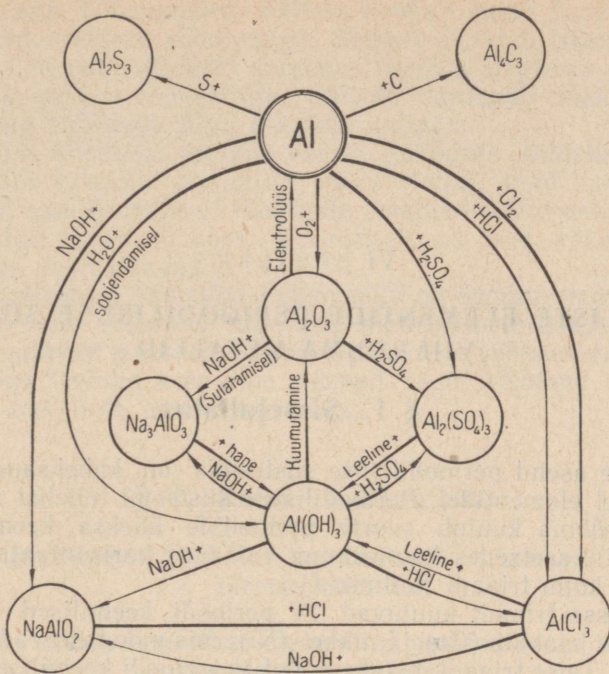
järel) spetsiaalse ava kaudu välja lastakse. Anoodil eralduva hapniku toimel põleb süsi, kusjuures esmalt tekib süsinikoksiid, mis järgnevalt põleb süsinikdioksiidiks.

Vanni iseärasuseks on pideva toimega süsianood, mis (rippedes tugevatel terastrossidel) alumise osa ärापõlemise võrra laskub automaatselt allapoole. Sel viisil ei suurene katoodi ja anoodi vahekaugus ega vanni pinge.

Nüüdisaegsed alumiiniumi elektrolüüsivannid töötavad volu- tugevusega 50 000—60 000 ja enam amprit. Elektrolüüsivann (50 000 A) annab ligikaudu 15 kg alumiiniumi tunnis. Elektri- energia kulu ühele tonnile alumiiniumile on 17 000 kuni 19 000 kWh ja alumiiniumoksiidi kulu 1,9—1,95 tonni.

Seega näeme, et alumiiniumi tootmine on seotud suure elektri- energia kulutusega ning seda on võimalik edukalt arendada ainult odava elektrienergia allika olemasolu puhul. Selliseks allikaks on esimeses järjekorras voolava vee energia, mis käitab hüdroelektri- jaamade turbiine.

Tutvume nüüd alumiiniumitööstuse arenguga Nõukogude Li- dus. Enne Suurt Oktoobrirevolutsiooni meil alumiiniumitööstust ei olnud. Alles 1932. aastal lasti käiku esimene alumiiniumitehas



Joonis 74. Alumiiniumi ja selle ühendite geneetilise seose skeem.

Leningradi lähedal, mis töötab Volhovi hüdroelektrijaama baasil. Kaks aastat hiljem lasti käiku Dnepropetrovski alumiiniumitehas. 1935. aastal oli Nõukogude Liit alumiiniumi tootmise alal kolmandal kohal maailmas.

Kuuendal viisaastakul suurenes alumiiniumi tootmine ligi 2,7-kordseks. Seda võimaldas Volgal, Dnepril, Angaral ja mujal ehitatud uute võimsate hüdroelektrijaamade võrk.

Käesoleval seitseaastakul suureneb alumiiniumi tootmine veel kuni 3 korda.

Kordamisküsimusi.

1. Missuguseid looduslikke alumiiniumiühendeid kasutatakse metallilise alumiiniumi saamiseks?
2. Millega koosneb alumiiniumi tootmiseks kasutatav elektrolüüt?
3. Kirjeldada alumiiniumi elektrolüüsivanni.
4. Kuidas teostub alumiiniumoksiidi elektrolüüsimine?
5. Millega sõltub alumiiniumitööstuse areng Nõukogude Liidus ning missugused on selle arengu perspektiivid?
6. Joonisel 74 toodud skeemi põhjal koostada võrrandid alumiiniumiühendite tekkimise reaktsioonide kohta, nimetada nende kulgemise tingimusi ja seejuures tekkivate ainete omadusi.

VI peatükk.

KEEMILISTE ELEMENTIDE PERIOODILISUSE SÜSTEEMI VIII RÜHMA METALLID.

§ 1. Sissejuhatus.

Eriline asend perioodilisuse süsteemis on kaheksanda rühma keemilistel elementidel. Perioodilisuse süsteemi tabelist nähtub, et sellesse rühma kuulub suurte perioodide üheksa keemilist elementi, mis, asetsedes kolmekaupa vastavas horisontaalreas, moodustavad kolm triaadi (kolmikut).

Esimesse triaadi kuuluvad IV perioodi keemilised elemendid raud (Fe), koobalt (Co) ja nikkel (Ni), mis moodustavad nn. rauaallrühma. Teise triaadi moodustavad V perioodi keemilised elemendid ruteenium (Ru), roodium (Rh) ja pallaadium (Pd), mis kuuluvad nn. kergete plaatinametallide allrühma. Kolmandas triaadis on keemilised elemendid osmium (Os), iriidium (Ir) ja plaatina (Pt), mida tuntakse raskete plaatinametallide allrühma nime all.

Kaheksanda rühma keemilised elemendid moodustavad ülemineku suurte perioodide paarisarvuliste ridade keemilistelt elementidelt paaritute ridade keemilistele elementidele (tabel 13).

Tabel 13

Periood	Paarisarvulise rea lõpp		VIII rühm	Paaritu arvulise rea algus	
	VI rühm	VII rühm		I rühm	II rühm
IV	Cr	Mn	Fe Co Ni	Cu	Zn
V	Mo	Tc	Ru Rh Pd	Ag	Cd
VI	W	Re	Os Ir Pt	Au	Hg

Kaheksanda rühma keemilised elemendid sarnanevad omadustelt enam oma vahetus naabruses olevate keemiliste elementidega kui triaadides nendest ülal- või allpool asetsevate keemiliste

elementidega. Nii sarnaneb näiteks koobalt enam raua ja nikliga kui allpool asetseva roodiumiga. Samuti avaldab triaadi viimane keemiline element lähedast sarnasust temale järgneva paaritu rea esimese keemilise elemendiga, näiteks sarnaneb nikkel vasega, pallaadium hõbedaga ning plaatina kullaga.

Plaatina-allrühma metalle esineb looduses suhteliselt harva. Neid leidub peaaegu eranditult ehedal kujul, kuid harva puhasena, sest oma keemiliselt lähedaste omaduste tõttu esinevad plaatinametallid tavaliselt koos. Keemiliselt on nad vähe aktiivsed ning väga vastupidavad.

Raua-allrühma keemilised elemendid on samuti omavahel väga sarnased, kuid erinevad tugevasti plaatinametallidest. Raua-allrühma kuuluvad metallid on suure praktilise tähtsusega, eriti looduses väga levinud keemiline element raud. Viimane on kõikide mustade metallide põhikoostisosaks.

§ 2. Raud — *Ferrum*.

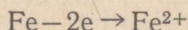
Keemiline sümbol Fe (loe: ferrum); aatomkaal 56; järjenumbr 26.

1. Raua asetus keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis ja raua aatomi ehitus.

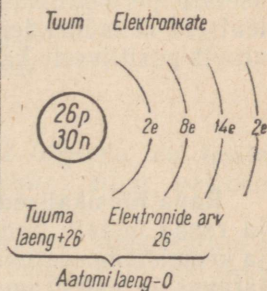
Raud oli tuntud juba vanal ajal.

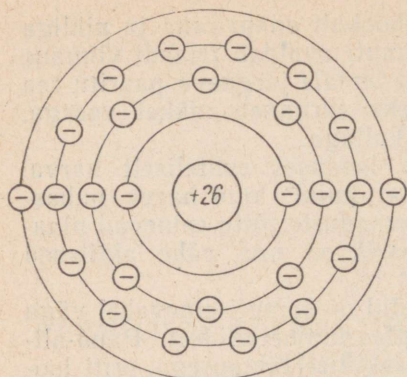
Raud asetseb keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi kaheksandas rühmas ja neljandas perioodis. Kuna raua järjenumbr on 26 ja täisarvuni ümardatud aatomkaal 56, siis järgneb sellest, et raua aatomi tuum koosneb 26-st prootonist ja 30-st neutronist ning et tuuma ümber ringleb 26 elektroni. Raua aatomi elektronkate koosneb neljast elektronkestast: sisemisel elektronkestal on kaks elektroni, teisel elektronkestal kaheksa elektroni, kolmandal (lõpetamata) elektronkestal neliteist elektroni ja välisel elektronkestal kaks elektroni (joonis 75).

Raua aatomi välises elektronkestas on kaks valentselektroni, mis ta keemilisel reageerimisel teiste elementide aatomitega kergesti kaotab, muutudes seejuures positiivselt kahevalentseks raudiooniks (joonis 76):



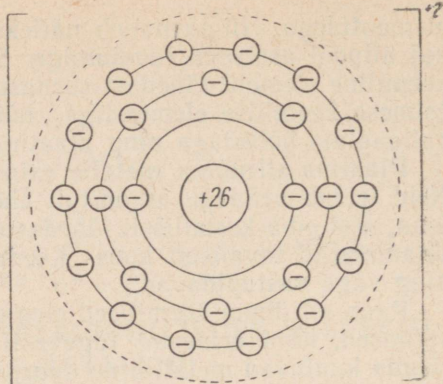
Tugevate oksüdeerijate toimel kaotab raua aatom suhteliselt kergesti ka kolmanda elektroni eelviimasest elektronkestast, muu-





Raua aatom

Tuumalaeng	+26
Kõikide elektronide laengute summa	-26
<hr/>	
Aatomi laeng	- 0

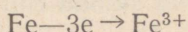


Raudioon

Tuumalaeng	+26
Kõikide elektronide laengute summa	-24
<hr/>	
Iooni laeng	+ 2

Joonis 76. Raua aatomi ja iooni ehituse skeemid.

tudes sel juhul positiivselt kolmevalentseks raudiooniks:



Raua aatom võib eelviimasest elektronkestast loovutada ka enam kui ühe elektroni. Oksüdeerumis-redutseerumisreaktsioonide eri tingimustel võib raua aatom oksüdeeruda kuni positiivselt kuuevalentse ioonini. Tuleb täheldada, et kuuevalentse raua ühendid on ebapüsivad ning muutuvad kolmevalentseks. Kuigi raud asetseb perioodilisuse süsteemi VIII rühmas, ei tunta kaheksavalentseid rauaühendeid. Tavalistes tingimustes tuleb tegemist teha ainult positiivselt kahe- ja kolmevalentsete rauaühenditega.

2. Raua omadused.

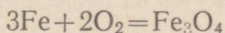
Raua füüsikalised omadused. Puhas raud on hallikasvalge kõva ja raske metall. Tema erikaal on 7,86, sulamistemperatuur 1535° ja keemistemperatuur 3000°. Puhtal raual on hea plastilisus (sepsitatavus ja valtsitavus) ning väga head magnetilised omadused.

Raua keemilised omadused. Raua reageerimine hapnikuga. Tavalistes tingimustes ei oksüdeeru (roosteta) puhaskuiv raud kuivas õhus. Niiskes õhus kattub raud roostekihiga, mille ligikaudset koostist on võimalik avaldada valemiga $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Et rooste on koheda ja poorse ehitusega, siis ei kaitse

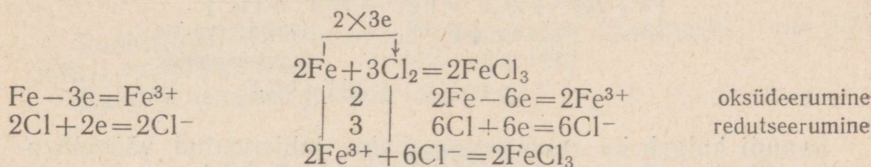
metalli pinnal tekkinud roostekiht raua edasise oksüdeerumise eest. Roostetamine on raua suurimaks hävitajaks. On arvatud, et iga aasta hävib roostetamise läbi ligikaudu veerand kogu rauatoodangust.

Puhas raud on roostetamisele väga vastupidav. Tuleb tähendada, et mida vähem lisandeid on rauas, seda vastupidavam on ta roostetamisele. Täiesti puhas raud ei roosteta ega reageeri hapetega.

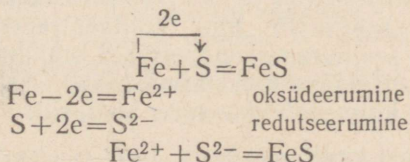
Kõrge temperatuurini kuumutatuna põleb raud hapnikus ja õhus, muutudes raud(II)raud(III)oksiidiks (Fe_3O_4 ehk $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$). Sama aine tekib ka hõõgkuuma raua sepiistamisel (rautagi). Reaktsiooni võrrand:



Raua reageerimine klooriga. Raud reageerib energiliselt klooriga, kuid see reaktsioon kulgeb ainult niiskuse kui katalüsaatori juuresolekul. Reaktsiooni võrrand:

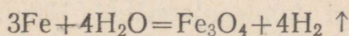


Raua reageerimine väävliga. Raud reageerib väävliga ainult soojendamisel. Soojendada tuleb ainult kuni reaktsiooni alguseni; edasi kulgeb see juba reaktsioonil eralduva soojuse toimel. Reaktsiooni võrrand:



Peale selle võib raud kõrgel temperatuuril ühineda ka teiste mittemetallidega, näiteks süsiniku, räni, fosfori ning paljude teistega.

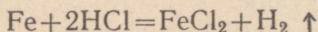
Raua reageerimine veega. Tavalisel temperatuuril raud ei tõrju vesinikku veest välja. Kõrgedel temperatuuridel seevastu toimib raud lagundavalt vee molekulidesse, mille tagajärjel vesinik redutseerub, raud aga oksüdeerub:



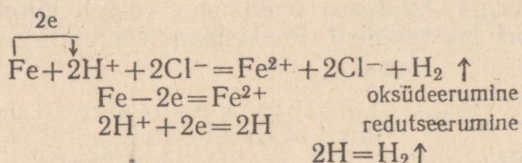
Seda reaktsiooni kasutatakse tööstuses mõnikord vesiniku saamiseks (raua-veeauuru meetod).

Raua reageerimine hapetega. Raud asetseb metallide keemilise aktiivsuse reas enne vesinikku, tsingi ja koobalti vahel. Seetõttu kuulub raud keskmise aktiivsusega metallide hulka ja reageerib lahjendatud hapetega, tõrjudes neist välja vesinikku ning moodustades kahevalentse raua soolasisid. Nimetatud reaktsioonide olemus seisneb elektronide üleminekus raua aatomitelt hapete dissotsieerumisel tekkivatele vesinikioonidele, kusjuures vesinikioonid etendavad oksüdeerija, raua aatomid aga redutseerija osa.

Vaatleme raua reageerimist soolhappega; reaktsiooni võrrand molekulaarsel kujul oleks järgmine:



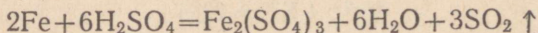
ioonilisel kujul aga järgmine:



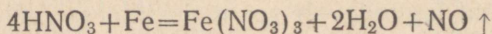
Samuti kulgeb ka raua reageerimine lahjendatud väävelhappega, mille tagajärjel tekib raud(II)sulfaat (FeSO_4).

Kontsenteeritud väävelhape (üle 93% H_2SO_4) ei reageeri tavalistes tingimustes rauaga, kuna oksüdeerumise tagajärjel tekib raua pinnal õhuke oksiidikiht, mis kaitseb rauda edasise oksüdeerumise eest. Seetõttu on võimalik kontsenteeritud väävelhapat raudtsisternides transportida ja raudvaatides hoida.

Soojendamisel reageerib aga kontsenteeritud väävelhape rauaga, avaldades seejuures oksüdeerivaid omadusi ja redutseerudes raua toimel kuni vääveldioksiidini (SO_2). Sel puhul oksüdeerub raud ja annab kolmevalentse raua soolasisid:



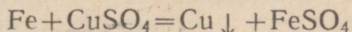
Raud reageerib energiliselt lahjendatud lämmastikhappega. Tugeva oksüdeerijana oksüdeerib lämmastikhape raua kolmevalentse raua soolani, redutseerudes ise seejuures raua toimel kuni lämmastikoksiidini (NO):



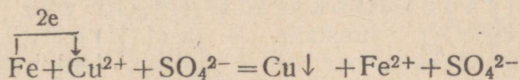
Raud ei reageeri kontsenteeritud lämmastikhappega (eriti suitseva lämmastikhappega). See on tingitud sellest, et raua pind kattub tiheda õhukese oksiidikihiga, mis kaitseb metalli edasise oksüdeerumise eest. Selline raua passiivsus on suure tehnilise

tähtsusega, sest see võimaldab kontsentreeritud lämmastikhapet transportida raudsisternides.

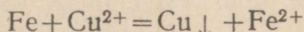
Raua reageerimine sooladega. Raua reageerimisel temast vähem aktiivsete metallide sooladega tõrjub raud niisugustest soolalahustest metalli aatomid välja, muutudes ise seejuures positiivselt kahevalentseks raudiooniks. Võrrand raua reageerimise kohta vasksulfaadiga:



ehk ioonilisel kujul:



ehk taandatud kujul:



Reaktsiooni olemus seisab elektronide üleminekus raua aatomitelt vaskioonidele.

Raud ei reageeri leeliste lahustega.

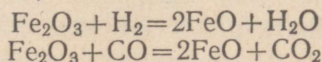
Kordamisküsimusi.

1. Jutustada perioodilisuse süsteemi VIII rühma iseloomulikkudest omadustest.
 2. Nimetada raua asetus keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis. Teha järeldusi.
 3. Joonestada raua aatomi ehituse skeem.
 4. Mitmevalentne on raud?
 5. Loetleda puhta raua füüsikalised omadused.
 6. Kirjeldada raua keemilisi omadusi, s. t. tema reageerimist a) veega, b) mitmet metallidega, c) hapetega ja d) sooladega.
- Kirjutada reaktsioonide võrrandid ioonilisel kujul.

3. Rauaühendid.

Raua oksiidid. Tähtsamad raua oksiidid on raud(II)oksiid (FeO) ja raud(III)oksiid (Fe₂O₃).

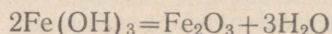
Raud (II) oksidi (FeO) saadakse raud(III)oksiidi reduktsioonil vesinikuga või süsinikoksiidiga nõrgal soojendamisel:



Raud(II)oksiid on musta värvusega kristalliline aine, mis vees ei lahustu. Aluselise oksiidina lahustub ta hästi lahjendatud hapetes, moodustades seejuures positiivselt kahevalentseid

radioone sisaldavaid soolasid. Praktiliselt tähtsust raud(II)oksiidil ei ole.

Raud (III) oksiid (Fe_2O_3) on aluseline oksiid, mis saadakse raud(III)hüdrokxiidi või raud(II)sulfaadi (FeSO_4) kuumutamisel:



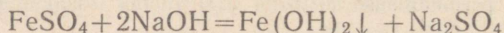
Raud(III)oksiid on punakaspruuni värvusega; teda leidub looduses punase rauamaagi ja pruuni rauamaagi koostises.

Raud(III)oksiidi kasutatakse rauamenniku, ookri ja muumia nime all punase maalripigmendina.

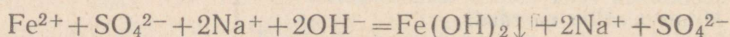
Raud (II) raud (III) oksiidi (Fe_3O_4) võib vaadelda kui rauashappe (HFeO_2) rauasoola — raud (II) ferritit [$\text{Fe}(\text{FeO}_2)_2$]. Ta on püsivamaid raua oksiide. Looduses leidub teda magnet-rauamaagina ehk magnetiidina. Raud(II)raud(III)oksiidi saadakse raua põlemisel ja veeaurude toimel rauasse. See on musta värvusega kristalliline aine. Raua pinda kattev õhuke raud(II)-raud(III)oksiidi kiht kaitseb metallilist rauda roostetamise eest, mistõttu raudesemete pinnale tekitatakse tahtlikult selline kiht (raua mustaks oksüdeerimine).

Raua hüdrokxiidid. Tuntakse kaht raua hüdrokxiidi: raud(II)-hüdrokxiid [$\text{Fe}(\text{OH})_2$] ja raud(III)hüdrokxiid [$\text{Fe}(\text{OH})_3$].

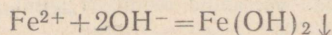
Raud (II) hüdrokxiidi [$\text{Fe}(\text{OH})_2$] saadakse leeliste toimel kahevalentse raua sooladesse, näiteks raud(II)sulfaadi vesilahusesse:



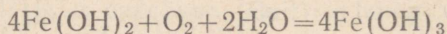
ehk ioonilisel kujul:



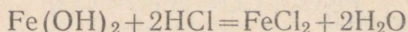
ehk taandatud kujul:



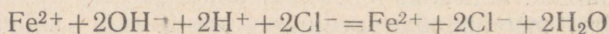
Raud(II)hüdrokxiid langeb välja valge värvusega sademena. Õhuhapniku toimel oksüdeerub raud(II)hüdrokxiid kiiresti, värvudes algul roheliseks ja lõpuks pruuniks, kusjuures ta muutub raud(III)oksiidiks:



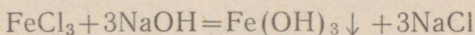
Raud(II)hüdrokxiid on aluseliste omadustega. Reageerib hapetega, moodustades seejuures soolasid. Näiteks:



ehk ioonilisel kujul:



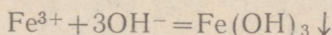
Raud (III) hüdroksiidi $[\text{Fe}(\text{OH})_3]$ saadakse leeliste toimel kolmevalentse raua soolade lahustesse, näiteks raud(III)-kloriidi lahusesse:



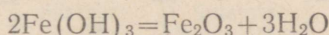
ehk ioonilisel kujul:



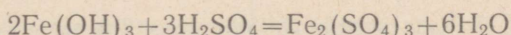
ehk taandatud kujul:



Raud(III)hüdroksiid eraldub lahusest pruuni värvusega sademena. Tekkinud sade laguneb kuumutamisel, kusjuures eraldub vesi ja tekib raud(III)oksiid:



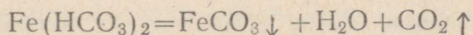
Raud(III)hüdroksiid on nõrkade aluseliste omadustega. Ta lahustub kergesti hapetes, moodustades seejuures vastava happe soola. Näiteks:



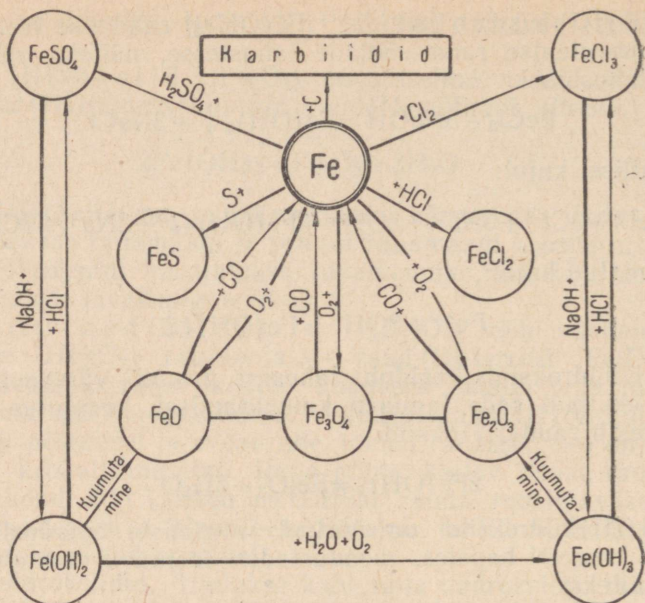
Aluseliste omaduste kõrval avaldab raud(III)hüdroksiid ka väga nõrgalt happelisi omadusi, mistõttu on võimalik tema valemil kirjutada ka H_3FeO_3 või HFeO_2 kujul, sarnaselt alumiiniumhüdroksiidiga. Rauashappele (HFeO_2) vastavaid soolasid nimetatakse ferrititeks, näiteks naatriumferrit (NaFeO_2). Eespool on öeldud, et raua oksüüdi Fe_3O_4 võib vaadelda kui rauashappe soola $\text{Fe}(\text{FeO}_2)_2$.

Raua soolad. Positiivselt kahevalentset raua sisaldavatest sooladest omab tööstuslikku tähtsust raud(II)sulfaadi kristallhüdraat ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), mida tavaliselt nimetatakse rauavitrioliks. Rauavitrioli saadakse rauamurru lahustamisel lahjendatud väävelhappes. Rauavitriol on mürgine ning teda kasutatakse seetõttu põllumajanduslike kahjuritõrjeks ja puidu konserveerimiseks; peale selle kasutatakse teda veel villa värvimiseks ning tindi ja värvainete valmistamiseks.

Looduses esineb ka raud(II)karbonaati (FeCO_3). Viimane on vees peaaegu lahustumatu, lahustub aga süsinikdioksiidi sisaldavas vees, muutudes seejuures raud(II)vesinikkarbonaadiks $[\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2]$. Looduslik kare vesi sisaldab sageli raud(II)vesinikkarbonaati, mis keetmisel sadestub välja raud(II)karbonaadina (FeCO_3):



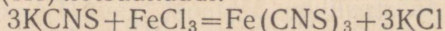
Positiivselt kolmevalentset raua sisaldavatest sooladest omab



Joonis 77. Raua ja selle ühendite geneetilise seose skeem.

praktilist tähtsust raud(III) sulfaat $[\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3]$, mida kasutatakse värvimisel.

Analüütilises keemias kasutatakse positiivselt kolmevalentsete raudioonide tõestamiseks tiotsüanaatvesinikhappe (HCNS) soolaid, näiteks kaaliumtiotsüanaati või ammoniumtiotsüanaati, mis kolmevalentse raua sooladega reageerimisel annavad veripunase värvusega raud(III) tiotsüanaadi:



Kordamisküsimusi.

1. Missuguseid oksiide moodustab raud? Kuidas saadakse raua oksiide ning millised on nende omadused?
2. Nimetada raua hüdroksiide. Kuidas saadakse raua hüdroksiide ning millised on nende omadused?
3. Missuguseid kaht rida soolaid moodustab raud?
4. Loetleda tähtsamad kahe- ja kolmevalentse raua soolad ning kirjutada nende valemid.
5. Kuidas saab kindlaks teha, kas on tegemist kahe- või kolmevalentse raua sooladega?
6. Joonisel 77 toodud skeemi põhjal koostada võrrandid raua ühendite tekkimise reaktsioonide kohta ning nimetada nende kulgemise tingimusi ja seejuures tekkivate ühendite omadusi.

4. Rauasulamid.

Raud moodustab paljude metallide ning mõnede mittemetalidega rea sulameid. Suurima praktilise tähtsusega rauasulamiteks on malm ja teras. Malm ja teras on raua ja süsiniku sulamid, mis peale selle sisaldavad veel räni, mangaani, väävlit, fosforit ja mõningaid teisi elemente. Väävel ja fosfor, mis sisalduvad rauasulamites sajandikes ja tuhandikes protsentides, on kahjulikud lisandid.

Malm ja teras erinevad teineteisest peamiselt süsinikusalduse poolest. Malm on rauasulam, mis sisaldab rohkem kui 1,7% süsinikku, terases on süsinikku aga vähem kui 1,7%. Seega muudavad rauas sisalduvad lisandid tunduvalt tema omadusi, mille selgitamiseks on toodud tabel 14.

Tabel 14

Raua-süsinikusulami nimetus	Süsinikusisaldus %-des	Sulamis-temperatuur °C	Teised omadused
Elektrolüütiline raud (puhas raud)	0,004	1539	Hästi taotav, pehme.
Teras:			
pehme teras	0,1—0,25	~1520	hästi keevitav, taotav, sitke, tugev;
keskmise kõvadusega teras	0,25—0,5	~1500	taotav, tugev, sitke;
kõva ja väga kõva teras	0,5—1,7	~1450	taotav, tugev, elastne, hea löikevõime, karastatav.
Malm	Üle 1,7	~1200	Kõva, habras, hästi valatav.

Tabelist 14 nähtub, et raua-süsinikusulami omadused muutuvad tunduvalt tema süsinikusisalduse suurenemisega. Malm on kõva ja habras ning puruneb löökide toimel tükkideks. Pehme teras seevastu on pehme, sitke ning hästi sepistatav ja keevitav.

Kõvadatel terastel on nagu vahepealne asend malmi ja pehme terase vahel, nad on viimasest kõvemad, halvemini sepistatavad ja keevitavad, kuid see-eest on nad elastsemad ja tugevamad ning mitte nii haprad kui malm.

Kõva terase väärtuslikuks omaduseks on tema karastatavus. Kui kuumutada terast kuni punase hõõguseni ja siis asetada kiiresti külma vette, muutub teras väga kõvaks ja hapraks. Seda menetlust nimetatakse terase karastamiseks. Kui karastatud terast uuesti ettevaatlikult kuumutada kuni temperatuurini 100—650° ja siis jahutada enam-vähem kiiresti, väheneb karastatud terase kõvadus ning suureneb sitkus. Sellist operatsiooni nimetatakse noolutamiseks.

Terase töödeldavuse ja karastatavuse tõstmiseks kuumutatakse teda algul kuni helepunase hõõguseni ja lastakse siis ühes ahjuga aeglaselt jahtuda. Sellist operatsiooni nimetatakse lõõmutamiseks ning selle eesmärgiks on anda terasele suurim pehmus, sitkus ja venivus. Lõõmutatud terasest valmistatakse tööriistu, masinate detaile, vedrusid ja teisi tooteid, mida vajaduse järgi karastatakse kas üleni või osaliselt ning seejärel noolutatakse vajaliku kõvaduse ja elastsuse saamiseks. Lõõmutatud terast on kerge töödelda karastatud terasest tööriistade abil. Terase omadus karastuda teeb tema kõige mitmekesisemal kasutamisel asendamatuks materjaliks.

Peale tavalise süsinikterase kasutatakse tööstuses käesoleval ajal laialdaselt veel nn. eriteraseid ehk legeeritud teraseid, mille koostisse on tahtlikult viidud mitmesuguseid teisi metalle, nagu mangaani, niklit, kroomi, volframit, molübdeeni, vanaadiumi, titaani ja teisi, mis annavad terasele ühtesid või teisi väärtuslikke omadusi. Nii näiteks suurendab kroom terase tugevust, kõvadust ja karastatavust; nikkel suurendab terase tugevust ja sitkust; nikkel koos kroomiga suurendab terase mehhaanilisi omadusi veel enam. Legeeritud terasest valmistatakse mitmesuguseid löögi- ja löikeriistu, sõjalaevade ja tankide soomuskatteid, suurtükimürske, masinate detaile jm.

Terased, mis sisaldavad 12—18% kroomi, muutuvad rooste-kindlaks. Selline teras on eriti vastupidav hapete toimele ning teda kasutatakse keemiatahaste aparatuuri valmistamiseks, samuti valmistatakse ka igasuguseid majapidamistarbeid (lusikaid, nuge, kahvleid jm.).

Kordamisküsimusi.

1. Missuguseid rauasulameid kasutatakse tööstuses?
2. Missugust mõju avaldab rauale a) süsiniku, b) väävli, c) fosfori lisand?
3. Missugust rauasulamit nimetatakse malmiks ja missugust teraseks?
4. Mida nimetatakse sepistatavaks rauaks?
5. Missuguste omadustega on a) karastatud teras, b) noolutatud teras?
6. Missuguseid teraseid nimetatakse legeeritud terasteks?

5. Raud looduses.

Peale alumiiniumi on raud looduses kõige levinum metall, ta moodustab 4,2% maakera koore uuritud osast. Puhtal kujul leidub rauda ainult Maale langenud meteoriitides. Rauaühendeid leidub Maal seevastu väga palju.

Looduses väga laialdaselt leiduvat püriiti (FeS_2) kasutatakse ainult väävelhappe tootmisel, sest püriidis sisalduv väävel raskendab raua väljasulatamist ning halvendab malmi kvaliteeti. Viimasel ajal on hakatud malmi tootmisel kasutama ka väävelhappe-tööstuse jäätmeid — püriidiräbu.

Tööstuslikuks raua (malmi ja terase) saamise lähtematerjaliks on rauamaagid. Tähtsamad rauamaagid on järgmised: magnet-rauamaak ehk magnetiit (Fe_3O_4), punane rauamaak (Fe_2O_3), pruun rauamaak ($2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) ja sideriit (FeCO_3).

Rauamaagid sisaldavad tavaliselt mitmesuguseid lisandeid, nn. aherainet. Niisugusteks lisanditeks on rauamaakides leiduv liiv, savi, lubjakivi jt.

Nõukogude Liidus on määratu suured kõrgeväärtuslike rauamaakide varud. Suuri magnetrauamaagi lademeid leidub Uraalis, punase rauamaagi lademeid Ukrainas ning pruuni rauamaagi lademeid Krimmis ja Uraalis. Suured rauamaagilademed on veel Kurski läheduses, nn. «Kurski magnetilise anomaalia» piirkonnas.

Viimaste aastate jooksul on avastatud suuri rauamaagilademeid Koola poolsaarel, Lääne- ja Ida-Siberis ning Kaug-Idas.

Käesoleval ajal on 41% kogu maailma rauamaagi varudest Nõukogude Liidus.

Rauamaagi tootmise kasvu Nõukogude Liidus iseloomustavad järgmised arvud (toodang on antud miljonites tonnides):

1913. a.	1940. a.	1958. a.	1960. a.	1965. a.
9,2	29,8	88,8	106,0	160 (plaan)

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada tähtsamaid rauamaake ja nende leiukohti Nõukogude Liidus.
2. Arvutada rauasisaldus (protsentides) teile teada olevates rauamaakides. Missugune rauamaak on kõige raurikkam?
3. Kui palju rauda võib saada 320 tonnist punasest rauamaagist?

6. Malmi saamine.

Kõrgahju ehitus. Malmi saadakse rauamaakidest spetsiaalsetes šahtahjudes, mida nimetatakse kõrgahjudeks (joonis 78). Kõrgahi on ehitatud tulekindlatest tellistest. Ahi on väljast kaetud lehtterasest kestaga või ümbritsetud terasvõrudega.

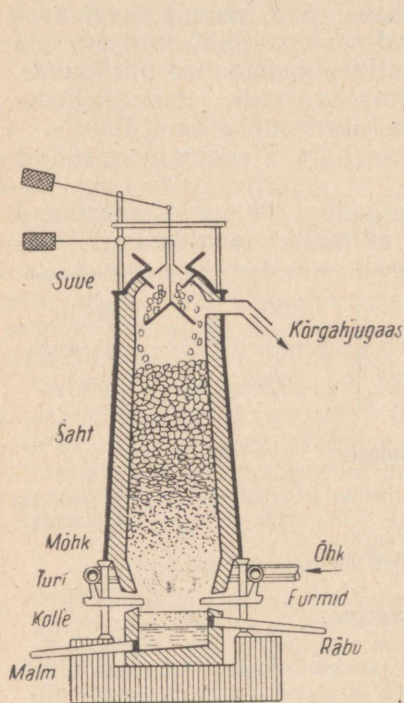
Kõrgahju ülemist osa nimetatakse suudmeks. Suudmes oleva seadise kaudu täidetakse kõrgahi toorainetega. Täiteseadise konstruktsioon võimaldab tooraineid ahju laadida, ilma et viimases tekkivad gaasid välja pääseksid.

Suudme all on kõrgahju kõige mahukam osa — šaht, milles toimuvad peamised rauamaagi redutseerimisprotsessid. Kõrgahju ülemist ja alumist tüvikoonusekujulist osa ühendavat silindrilist osa nimetatakse mõhuks. Mõhust allpool on nn. tური, mis lõpeb koldega. Kolde ülemises osas olevate torude, nn. furmiide kaudu puhutakse kõrgahju eelkuumendatud õhku. Furmid üks otstest avaneb koldesse, teine aga on ühendatud ahju ümbrit-

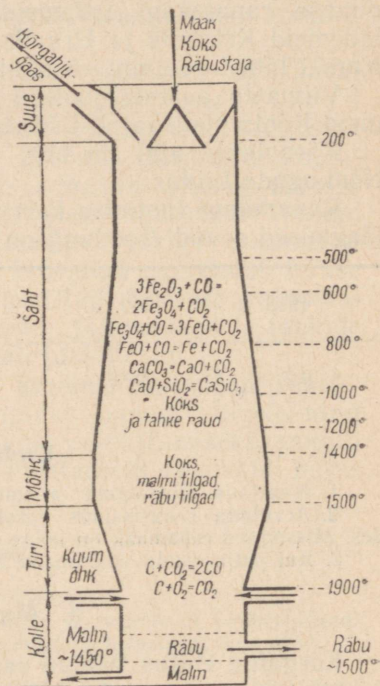
seva rõngakujulise õhutoruga. Koldel on kaks väljavooluava: ülemine räbu ja alumine malmi väljalaskmiseks. Kõrgahju ülemises osas, suudme all, on avad kõrgahjugaasi ärajuhtimiseks.

Kõrgahju kõrgus ulatub 25—31 meetrini. Kõrgahju tootlikkus on kuni 2000 tonni malmi ööpäevas. Kord käikulastud kõrgahi töötab vahetpidamata mitu aastat, s. t. seni, kuni vajab remonti või ümberehitamist.

Kõrgahju toorained. Kõrgahjuprotsessi tooraineteks on rauamaak, kütus, rübustajad ja õhk.



Joonis 78. Kõrgahju ehituse skeem.



Joonis 79. Kõrgahjuprotsessi käik.

Rauamaak. Peamiste rauamaakidena leiavad kasutamist magnetiit, punane rauamaak ja pruun rauamaak.

Kütus. Kõrgahjus kasutatakse kütusena peamiselt koksi, väga harva puusütt. Kõrgahjuprotsessis on süsinikul täita kolm ülesannet: 1) anda soojust redutseerimisprotsesside kulgemiseks vajaliku kõrge temperatuuri (kuni 1800°) tekitamiseks; 2) redutseerida maakidest rauda ja 3) muuta raud malmiks, rikastades teda süsinikuga.

Rübustajad. Koos maagiga ning koksi tuhaga satub kõrg-

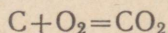
ahju ka aherainet, mis halvendab malmi kvaliteeti. Aherainete kõrgahjust eemaldamiseks lisatakse maagile ahju täitmisel nn. rābustajaid, mis aherainetega ühinedes annavad kergesti sulavaid ühendeid, nn. rāb u. Kõrgahjus kasutatakse rābustajatena peamiselt lubjakivi ja dolomiiti.

Õhku. Kütuse põletamiseks kõrgahjus on vaja suurtes kogustes õhku. Kõrgahi, mille toodang on 1000 tonni malmi ööpäevas, vajab selle aja jooksul 8000 000 m³ õhku.

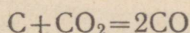
Kõrgahjuprotsess. Rauamaagi redutseerimisel süsiniku või süsinikoksiidi abil saadakse raud. Et viimane ühineb kergesti süsinikuga, siis ei ole rauamaakide redutseerimissaaduseks mitte puhas raud, vaid selle sulam süsinikuga, mida nimetatakse malmiks:

Kõrgahjus toimuvaid protsesse (joonis 79) võib jagada nelja rühma: 1) raua redutseerimine oksiididest, 2) malmi tekkimine, 3) rābu tekkimine ja 4) kõrgahjugaasi tekkimine.

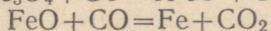
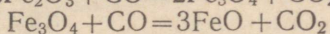
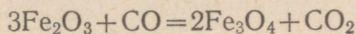
1. Raua redutseerimine. Furnide tsoonis põleb kütus sissepuhutava eelkuumendatud õhu toimel süsinikdioksiidiks:



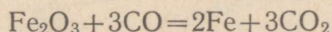
Turja tsoonis valitseval kõrgel temperatuuril reageerib tekkinud süsinikdioksiid energiliselt hõõguva kütuse süsinikuga ning muutub süsinikoksiidiks:



Tõustes ülespoole, puutub süsinikoksiid kokku šahtis allapoole vajuva maagiga ning redutseerib raua oksiide. Redutseerimine toimub järk-järgult:



ehk summaarselt:

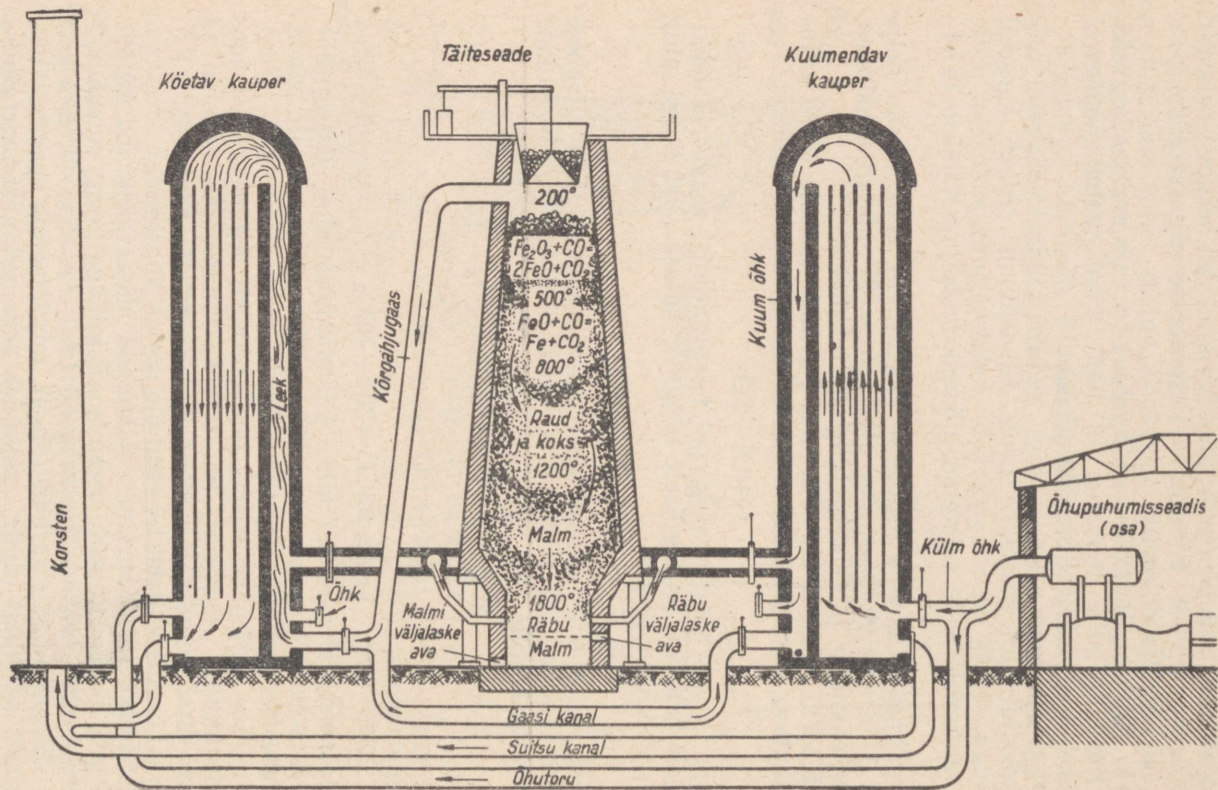


Redutseerunud raud on tahke kāsnaoline aine (kāsnaud), sest redutseerumistemperatuur (500—1000°) on tunduvalt madalam raua sulamistemperatuurist (1535°).

Kõrgahjus valitseval kõrgel temperatuuril redutseeruvad koos raua oksiididega osaliselt ka teised rauamaagis sisalduvad oksiidid (mangaanoksiid, rānidioksiid, difosforpentoksiid jt.), mis pärast redutseerimist lähevad üle malmi koostisse.

2. Malmi tekkimine. Allapoole liikuv kāsnaud küllastub kõrgete temperatuuride tsoonis süsinikuga ning moodustab viimasega tahke lahuse. Samaaegselt tekib raua ja süsiniku keemilisel ühinemisel raudkarbiid (Fe₃C), mis lahustub samuti rauas.

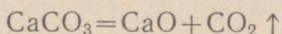
Süsinik, sattunud rauda, madaldab selle sulamistemperatuuri, mistõttu raud sulab ja valgub tilkadena kõrgahju alumisse ossa — koldesse. Sulanud metall lahustab ka maagis sisalduvad oksiidi-



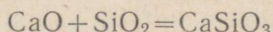
Joonis 80. Kõrgahju koostöö kahe kauperiga.

dest redutseeritud mangaani, räni, väävli ja fosfori. Seega satub koldesse rauasulam, milles on süsinikku ja teisi lisandeid ning mida nimetatakse malmiks.

3. Räbu tekkimine. Räbustajana kasutatav kaltsiumkarbonaat (lubjakivi) laguneb kõrgahju keskmises osas:



Aheraines olev ränioksiid reageerib tekkinud kaltsiumoksiidiga ning moodustab kaltsiumsilikaadi:



Tekkinud kaltsiumsilikaat (koos teiste silikaatidega ning aluminaatidega) ongi räbu. Räbu sulamistemperatuur peab olema küllalt madal, et ta saaks kõrgahjust kergesti välja voolata. Malmist väiksema erikaalu tõttu tõuseb räbu koldes alati sulamalmi pinnale ning kaitseb allpool olevat malmi oksüdeerumise eest.

Malmi ja räbu lastakse perioodiliselt välja koldeseinas eri kõrgustel olevate avade (malmiava ja räbuava) kaudu, mis pärast malmi ja räbu väljalaskmist suletakse jälle saviga.

Kõrgahju räbu kasutatakse tsementide ja räbutelliste valmistamiseks. Puusõega töötavate kõrgahjude räbust valmistatakse räbuvahti, mis on heaks soojuse isoleeraineiks.

4. Kõrgahjugaasi tekkimine. Kõrgahjuprotsessi kestel tekib suurtes kogustes põlevat gaasi, nn. kõrgahjugaasi, mis peale õhulämmastiku ja süsinikdioksiidi sisaldab rohkesti süsinikoksiidi. Puhastatud kõrgahjugaas on heaks kütuseks, mille kütteväärtus on 900—1000 kcal/m³. Suuremat osa saadud gaasist kasutatakse kõrgahju puhutava õhu eelkuumendamiseks, mis toimub spetsiaalsetes õhu eelkuumendajates ehk kauperites. Kauperid on silindrikujulised kiviehitised kõrgusega kuni 20 m (joonis 80).

Kõrgahjugaas juhitakse torustiku kaudu kauperi põlemiskambrisse, kus ta põledes tõuseb ülespoole, et siis allapoole laskudes läbida tellistest laotud võrestikku, viimast kuumendades, et seejärel väljuda suitsukanali kaudu korstnasse. Kui tellisvõrestik on küllalt kuumenenud, katkestatakse siibri abil kõrgahjugaasi juurdevool ning juhitakse kauperisse teise torustiku kaudu külma õhku, mis, läbides kuumenenud tellisvõrestikku vastupidises suunas, kuumeneb kuni temperatuurini 700°, mille järel seda juhitakse eri torustiku ja furmide kaudu kõrgahju.

Iga kõrgahju teenindab tavaliselt neli kauperit: neist üht köetakse, teises kuumendatakse õhku, kolmandat puhastatakse, kuna neljas on varus (joonis 80).

Peale selle kasutatakse kõrgahjusid õhupuhurite gaasimootorite käitamiseks, koksistamisahjude ning aurukatelde kütmiseks ja muuks otstarbeks.

Kõrgahjutööstuse saadused. Kõrgahju saadusteks on peale malmi veel räbu, kõrgahjugaas ja kõrgahjutolm. Malmid jagunevad, sõltuvalt nende valmistamisviisist, toormalmideks, valumalmideks ja erimalmideks.

Kõrgahjust väljalastava malmi kiirel jahtumisel saadakse valge murdepinnaga valge malm, mida kasutatakse peamiselt terase tootmiseks ja nimetatakse seetõttu ka toormalmiks. Valges malms on süsinik seotud raudkarbiidi (Fe_3C) näol. Sula malmi aeglasel jahtumisel saadakse aga halli murdepinnaga hall malm, mida kasutatakse masinaosade ja majatarvete valamiseks ning nimetatakse seetõttu ka valumalmiks. Hallis malms on süsinik tahke lahuseana. Erimalmid on kõrgahjus saadavad ferrosulamid, nagu peegelmalm (sisaldab 18—22% mangaani), ferrosilliitsium (sisaldab 10 ja rohkem protsenti räni), räni-pegelmalm (sisaldab 8—12% räni ja 15—20% mangaani) ja teised. Erimalme kasutatakse lisandina kõrgekvaliteedilise terase ja malmi valmistamisel.

Kordamisküsimusi.

1. Kirjeldada kõrgahju ehitust ja selle otstarvet.
2. Nimetada kõrgahjuprotsessi toorained ja nende osa selles.
3. Missugused keemilised protsessid toimuvad kõrgahjus malmi tootmisel?
4. Kuidas saavutatakse kõrgahjus kõrge temperatuur?
5. Mis on kõrgahjugaas ja milleks seda kasutatakse?
6. Mispärast ei saada kõrgahjus raua redutseerimisel puhast rauda, vaid malmi?

7. Malmi töötlemine teraseks.

Suure süsinikusisalduse tõttu on malm habras ning pole seega kohane toodete valmistamiseks, mis alluvad tõmbele ja löökidele. Teatavasti erineb teras malmist väiksema süsinikusisalduse poolest. On arusaadav, et terase saamiseks tuleb malmist esimeses järjekorras kõrvaldada süsiniku ülehulk, peale selle ka liigne räni ja mangaan ning kahjulik väävel ja fosfor. Selle illustreerimiseks on tabelis 15 kõrvaltatud malmi koostis rööpaterase ja pehme terase koostisega.

Terase saamise metallurgiliste protsesside olemus seisneb seega malms olevate lisandite vähendamises nende oksüdeerimise ning

Tabel 15

	Keemiliste elementide sisaldus (protsentides)				
	C	Si	Mn	S	P
Malm	3,50	1,85	1,50	0,04	0,04
Rööpateras	0,45	0,15	1,00	0,02	0,02
Pehme teras	0,10	0,05	0,50	0,02	0,02

räbusse üleviimise teel. Liigsed lisandid kõrvaldatakse malmist oksüdeerimisega kas õhuhapniku või raua oksiidides sisalduva hapniku toimele. Selline lisandite kõrvaldamine on võimalik seetõttu, et enamik nendest lisanditest ühineb kõrgel temperatuuril hapnikuga tunduvalt kergemini kui rauaga, mistõttu need on eemaldatavad ilma suurema rauakaota.

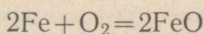
Käesoleval ajal kasutatakse terase tootmiseks malmist bessemermenetlust, toomasmenetlust, martäänmenetlust ja elektri ahjudes sulatamist. Nõukogude Liidus on põhiliseks terase tootmise viisiks tema sulatamine martäänahjudes, vähemas ulatuses elektri ahjudes ning tähtsuseta kogustes bessemer- ja toomasmenetlusega.

Bessemermenetlus. Terasse tootmise sulamalmist õhu läbipuhumise teel avastas inglane Bessemer (1855. a.). Bessemermenetluse tehnoloogia oli algul väga puudulik. Selle menetluse põhilised täiustused ja samuti ka protsessi teoreetilise aluse töötas välja silmapaistev vene metallurg D. K. Tšernov. Venemaal rakendas esmakordselt seda menetlust D. K. Tšernov aastal 1857 Obuhhovi tehases. Tšernovi avastused võimaldasid menetluse kiire leviku ka teistes maades.

Bessemermenetlus viiakse läbi suurtes pirnikujulistes metall-retortides — konverterites, mis on seest vooderdatud tulekindla materjaliga; viimane koosneb kvartsist (SiO_2).

Täitmiseks horisontaalasendisse pööratud konverterisse valatakse suudme kaudu sulamalmi (kuni 15 tonni), mille järel alustatakse konverteri põhjas olevate avade kaudu suruõhu läbipuhumist sulamalmist, ühtlasi pööratakse konverter püstasendisse (joonis 81).

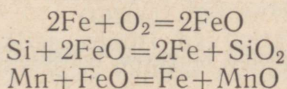
Sulamalmist läbipuhutav õhk oksüdeerib esimeses järjekorras raua, sest selle kontsentratsioon sulametallis on väga suur:



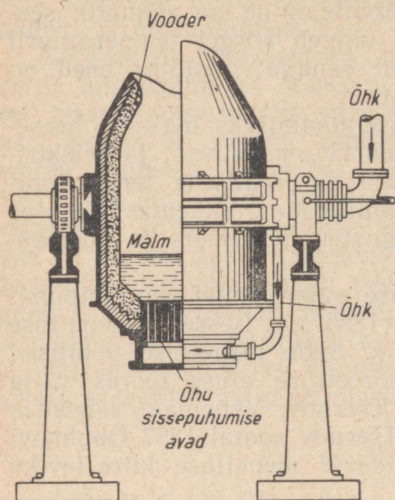
Raua oksüdeerumine jätkub kogu sulatamisperioodi kestel. Seetõttu oksüdeeruvad malmis olevad lisandid nii metalli läbiva õhuhapniku kui ka metallis tekkiva ja selles lahustuva raud(II)oksiidi toimele. Raua oksüdeerumisel eraldub suhteliselt lühikese aja jooksul rohkesti soojust, mistõttu konverteris oleva metalli temperatuur tõuseb väga kiiresti.

Lisandite oksüdeerimisel eristatakse kolme iseloomustavat järku ehk perioodi.

Esimest perioodi iseloomustab raua, räni ja mangaani oksüdeerumine ning räbu tekkimine:

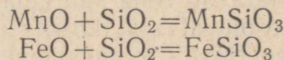


Need reaktsioonid on oluliselt eksotermilised, mille tulemusena temperatuur tõuseb.



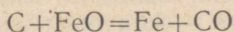
Joonis 81. Konverter terase tootmiseks sulamalmist õhu läbipuhumise teel.

Tekkivad raua, mangaani ja räni oksiidid reageerivad omavahel ja moodustavad räbu:



Sel perioodil tõuseb konverteris oleva metalli temperatuur kuni 1600°-ni ning konverteri suudmest väljuvad punased sädemete vihud.

Teist perioodi iseloomustab süsiniku oksüdeerumine, mis algab alles pärast räni ja mangaani peamise koguse väljapõletmist ning pärast metalli kuumenemist nende oksüdeerumisel vabanevad soojust arvel:



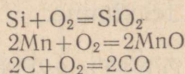
Eralduv süsinikoksiid süttib konverteri suudme kohal ja põleb süsinikdioksiidiks, moodustades kuni 10 m kõrguse pimestavalt valge leegisamba. Sel perioodil ei tõuse metalli temperatuur märgatavalt.

Pärast seda, kui peaaegu kogu süsinik on välja põlenud, ilmub konverteri suudme kohale punakaspruun suits, mis on tingitud raud(III)oksiidi tekkimisest. Nüüd viiakse konverter horisontaalasendisse ning katkestatakse õhu puhumine.

Kolmandat perioodi iseloomustab metalli redutseerimine, mis seisneb metallis lahustunud raud(II)oksiidi redutseerimises konverterisse viidavate ferrosulamite (ferrosiliitsiumi, peegelmalmi jt.) abil. Redutseerimata metalli ei saa sepistada, kuna ta tagumisel puruneb.

Nüüd valatakse valmis teras spetsiaalsetesse vormidesse, nn. kokillidesse, jahtuma, kus ta valuplokkideks hangub.

Tuleb tähendada, et sulamalmis olevad lisandid oksüdeeruvad ka läbipuhutavas õhus sisalduva hapniku toimele:



Kuid mainitud reaktsioonid kulgevad tähtsusetul määral ning on teisejärgulise tähtsusega.

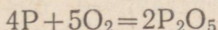
Bessemermenetluse lühiaegsuse tõttu (8—20 minutit) on täpse keemilise koostisega metalli saamine raskendatud. Seepärast viiakse sulatamine lõpule, oksüdeerides kõiki lisandeid, mille järel täpse koostisega terase saamiseks lisandatakse teadaoleva koostisega malmi niisuguses koguses, kui on nõutava koostisega terase-sordi saamiseks tarvilik.

Bessemermenetluse põhiline puudus seisneb selles, et niisugused kahjulikud lisandid, nagu väävel ja fosfor, ei kõrvaldu, mistõttu on võimalik lähtematerjalina kasutada ainult väikese väävli- ja fosforisisaldusega malmi.

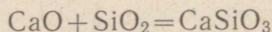
Peale selle peab kasutatav malm sisaldama rohkesti räni ja mangaani, mille põlemisel tekib protsessi läbiviimiseks vajalik soojus, sest nende vähesel sisaldusel ei tõuseks temperatuur konverteris vajalikule kõrgusele.

Toomasmenetlus. Nagu juba öeldud, on bessemermenetluse olulisemaks puuduseks asjaolu, et ta ei võimalda teraseks töödelda suurema fosforisisaldusega malmi, näiteks Kertši maagist saadud malmi. Fosfor tuleb aga kõrvaldada, sest suurema fosforisisaldusega teras on väga habras ning seetõttu tarvitamiskõlbmatu.

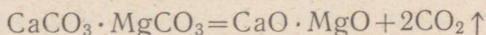
Malmis olev fosfor oksüdeerub sulatamisprotsessi kestel fosforhappe anhüdriidiks:



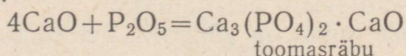
Fosforhappe anhüdriidi räbuse üleviimiseks tuleb konverteeris lisada aluselist oksiidid, näiteks kustutamata lupja (CaO). Kuid lupja pole võimalik koos malmiga bessemerkonverteeris viia, sest viimase kvartsist vooder hävib kiiresti kergesti sulava kaltsiumsilikaadi tekkimise tõttu:



See puudus kõrvaldati inglase Thomas'i poolt (1878. a.), kes võttis tarvitusele aluselise voodriga konverteri. Niisugune konverter vooderdatakse veevaba kiviõetõrvaga segatud kaltsium- ja magneesiumoksiidiga. Viimaseid saadakse dolomiidi kuumutamisel kuni süsinikdioksiidi täieliku eraldumiseni:



Aluselise voodriga konverter võimaldab fosfori räubustamiseks kasutada kustutamata lupja ning töödelda seega fosforirikkaid malme. Fosfori oksüdeerumisel tekkinud fosforhappe anhüdriid reageerib kaltsiumoksiidiga ning annab nn. toomasräbu, mida jahvatatuna kasutatakse põllumajanduses toomasjahu nime all hea väetusainena:



Et ära hoida aluselise voodri hävimist ränidioksiidi toimel, töödeldakse toomaskonverteris väikese ränisisaldusega, kuid suure

fosforisisaldusega malme. See on tarvilik terase sulatamiseks vajaliku soojuste saamiseks, mis vabaneb fosfori oksüdeerumisel.

Teostamise poolest sarnaneb toomasmenetlus üldjoontes bessemermenetlusega.

Bessemer- ja toomasmenetluste paremused, võrreldes teiste terasesulatamise menetlustega, on järgmised: protsessi lühiaegsus, konverterite kõrge tootlikkus, nende lihtne ehitus ja väikesed eksploatatsioonikulud, sest metalli kuumendamiseks ei vajata kütust. Nimetatud menetlustel on aga järgmised väga olulised puudused: nad ei võimalda töödelda terasemurdu, vajavad ainult sulamalmi, metalli põlemiskadu on väga suur (kuni 15%), sulatamist on raske reguleerida, raske on saada täpse koostisega terast, pole võimalik toota kõrgevärtuslikku terast, nõuavad kindla koostisega malme jne.

Seetõttu on mainitud menetlused asendatud ratsionaalsematega: terase sulatamisega martäänahjudes ja elektri ahjudes.

Martäänmenetlus on kõige täiuslikum ja levinum terase tootmise menetlus.

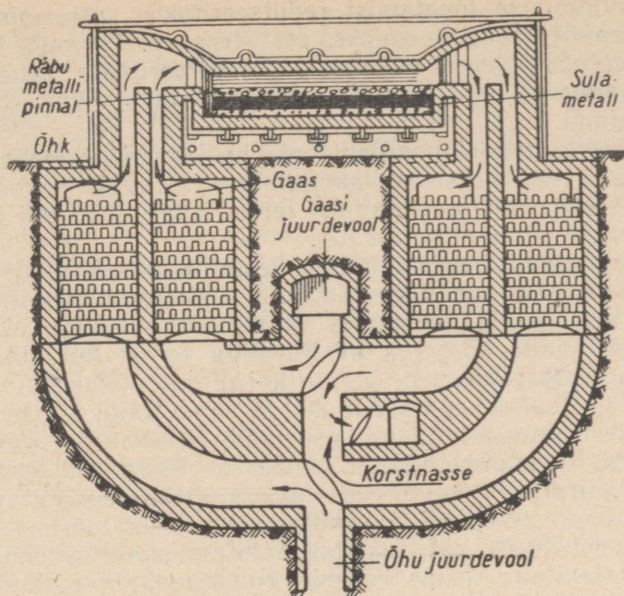
Martäänmenetlus toimub erilises ahjus, mida nimetatakse regeneratiivleekahjuks ehk lihtsalt martäänahjuks. Lähtematerjali koostisele vastavalt kasutatakse kas happelise või aluselise voodriga martäänahje. Martäänahju iseloomustavaks iseärasuseks on erilised kambrid, nn. regeneraatorid, mis on täidetud võrestikukujuliselt laotud tulekindlate tellistega. Martäänahjul on kaks paari regeneraatoreid, mis on paigutatud ahju külgedele. Martäänahju köetakse gaasilise kütusega — generaatorigaasiga.

Ohu ja gaaside eelkuumendamiseks kasutatakse nendes ahjudes lahkgaaside soojust. Sulatamise ajal läbivad ahju tööruumist väljuvad kuumad lahkgaasid algul parempoolseid regeneraatoreid ja kütavad nende tellisvõrestikke, kuhu soojust salvestub (joonis 82). Samal ajal annavad vasakpoolsed regeneraatorid tellisvõrestikku salvestatud soojust üle neist läbivoolavale õhule ja gaasile. Seejärel muudetakse külma küttegaasi ja õhu ning kuumade lahkgaaside liikumissuunda.

Küttegaasi ja õhu kuumendamine regeneraatorites enne nende põletamist võimaldab saavutada martäänahju tööruumis väga kõrget temperatuuri (kuni 1800°). Niisugusel temperatuuril sulab tööruumis olev metall kergesti ning kõik lisandid põlevad sellest välja.

Martäänmenetlus võimaldab teraseks töödelda nii sulamalmi kui ka tahket malmi. Vähe sellest, martäänmenetluse abil on võimalik ümber sulatada ka igasuguseid rauajäätmekoguseid ning seega ära kasutada suuri vanaraua ja terasemurru koguseid, mis selle menetluse leiutamiseni seisid kasutamata.

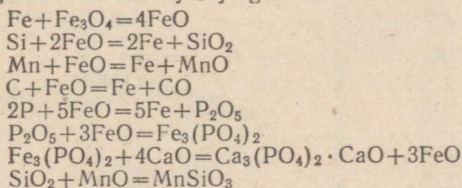
Martäänmenetluse puhul on võimalik malmi lisandite oksüdeerimiseks vajaliku hapniku saamiseks kasutada ka rauamaaki. Maagis olev hapnik oksüdeerib raua raud(II)oksiidiks, mis oma-



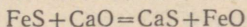
Joonis 82. Martäänahi.

korda oksüdeerib räni ränidioksiidiks, mangaani mangaanoksiidiks, süsiniku süsinikoksiidiks, fosfori fosforhappe anhüdriidiks jne. Ränidioksiid ja mangaanoksiid moodustavad räbu, fosforhappe anhüdriid annab raud(II)oksiidiga ning kaltsiumoksiidiga reageerimisel toomasräbu, kuna maagist redutseerunud raud annab kaalu juurdekasvu, s. t. suurendab malmist sulatamisel saadava terase kogust.

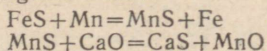
Seega kulgevad martäänahjus järgmised reaktsioonid:



Malmis olev väävel kõrvaldatakse kaltsiumoksiidi toimel:



või kiiremini mangaani toimel:



Aluselise voodriga martäänahjus on võimalik lähtematerjalidest kõrvaldada terasele kahjulikke lisandeid fosforit ja väävlit ning neid räbusse üle viia.

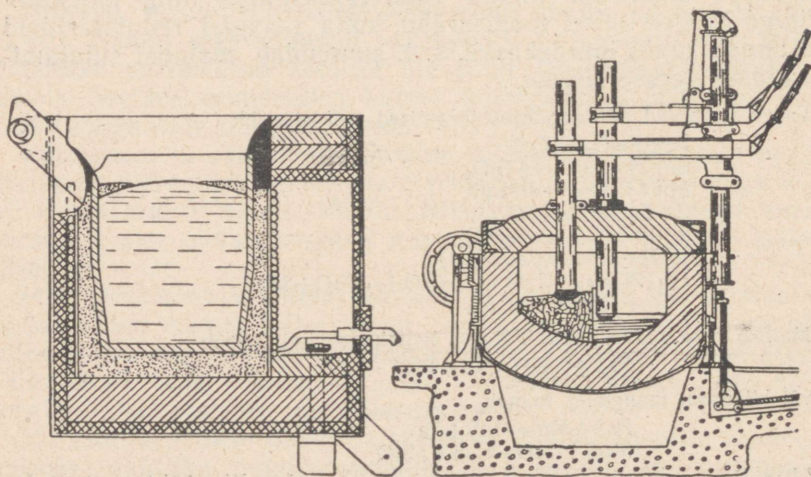
Enne sulatamise lõpetamist redutseeritakse sulatamise kestel tekkinud raud(II)oksiid rauaks, sest terasesse jäänud FeO halvendab tunduvalt terase omadusi. (Redutseerimata teras pragu- neb sepistamisel.) Redutseerijatena kasutatakse räni, mangaani ja alumiiniumi.

Martäänmenetlus võimaldab toota ka legeritud teraseid, milleks redutseeritud metallile lisandatakse vastavaid ferrosulameid (ferrosiiliitsiumi, ferromangaani, ferrotitaani jt.) või puhtaid metalle (niklit, kroomi, vaske jt.).

Terase sulatamine martäänahjus kestab 6 kuni 8 tundi, mis võimaldab protsessi reguleerida ja saada ettenähtud keemilise koostisega terast. Martäänmenetlus võimaldab ära kasutada vanaraua ning saada kõrgema kvaliteediga terast kui sulatamisel konverterites. Martäänmenetlus on kõrge tootlikkusega, sest see võimaldab ühe sulatusega saada 400 ja enam tonni terast.

Põhilistest puudustest, mis esinevad terase sulatamisel martäänahjudes, tuleb nimetada, et nendes on legeritud teraste valmistamine piiratud, kuna mõned legerimiseks lisandatavad metallid oksüdeeruvad kergesti keemilistest protsessidest osavõtivate gaaside toimel. Peale selle takistab ahju materjali mitteküllaldane tulekindlus tekitada temas kõrgeid kuumutustemperatuure. Need puudused ei esine terase sulatamisel elektriahjudes.

Terase tootmine elektriahjudes. Viimasel ajal terasesulatamiseks kõige laialdasemalt kasutatavaid elektriahje võib liigitada kaarleekahjudeks ja kõrgsagedus-induktsioonahjudeks. Kaarleekahjudes (joonis 83, b) saadakse malmi sulatamiseks ja selles olevate lisandite oksüdeerimiseks vajalik soojus elektrodide ja



Joonis 83. Elektriahjude ehituskeemid: a — kõrgsagedus-induktsioonahi; b — kaarleekahi.

metalli vahel tekkiva kaarleegi soojuse ärakasutamisel. Kõrgsagedus-induktsioonahjudes (joonis 83, a) saadakse terase sulatamiseks vajalik soojus sulatatavas metallis tekkiva induktsioonvoolu toimetel.

Elektriahjude vooder tehakse vastavalt menetlusele kas happelisest või aluselisest tulekindlast materjalist. Elektriahi täidetakse vastava ava kaudu, mis seejärel tihedalt suletakse. Et terast sulatatakse välisõhu ja põlemisgaaside osavõtuta, siis on võimalik toota gaasimullidest vaba ja kahjuliku raud(II)oksiidi minimaalse sisaldusega terast. Malmis olevad lisandid oksüdeeruvad ahju lisatava rauamaagi hapniku toimetel.

Elektriahi on kiiresti töökorda viidav ja ta võimaldab saada palju kõrgemat temperatuuri kui mingi teine sulatusahi. Seega on võimalik selles sulatada eriteraseid, mis sisaldavad selliseid raskesti sulavaid legeriivaid metalle, nagu näiteks volfram, vanaadium ja teised. Legeerivate metallide põlemiskadu elektriahjus on äärmiselt väike. Elektriiahjus sulatamisel on soojuse kulu suhteliselt väike, 550—800 kWh ühe tonni terase kohta.

Elektriiahjus saadakse kõrge kvaliteediga teraseid, mille koostis vastab peaaegu ettenähtud retseptile.

8. Mustmetallurgia tähtsus rahvamajanduses.

Rahvamajanduse tähtsamaks haruks on metallurgia, sest see loob aluse masinaehitusele. Teatavasti vajatakse metalle põllutöömashinate, metalli- ja puidutöötlemise masinate, vedurite ja vagunite, autode ja lennukite, suurtükkide ja tankide ning igasuguste teiste masinate valmistamiseks. Eriline tähtsus on aga mustmetallurgial, mis toodab malmi, terast ja eriteraseid.

Malmi- ja terasetoodang oli tsaristlikul Venemaal 1913. aastal kõigest 4,2 miljonit tonni malmi ja niisama palju terast. Seega oli revolutsioonieelne Venemaa malmi ja terase tootmise alal maailmas viiendal kohal. Esimese maailmasõja ning kodusõja tagajärjel lakkas malmi ja terase tootmine peaaegu täielikult. Nii toodeti aastal 1920 kõigest 0,116 miljonit tonni malmi ja 0,2 miljonit tonni terast.

Nõukogude võimul tuli luua uuesti kogu metallurgia, eriti aga mustmetallurgia. Mustmetallurgia kiire areng algas esimeste viisaastakutega. Aastal 1928 saavutati juba malmi- ja terasetoodangu ennesõjaaegne tase. Aastal 1940 toodeti 15 miljonit tonni malmi ja 18,3 miljonit tonni terast, seega saavutas Nõukogude Liit mustmetallurgia alal maailmas teise koha. Selle saavutamiseks rekonstrueeriti täielikult lõuna metallurgiatööstus ning loodi idas uus kivisöö-metallurgiline baas — Kuznetski basseini. Esimeste viisaastakute jooksul tekkisid niisugused metallurgiatehased, nagu Kuznetski ja Magnitogorski kombinaadid ning Krivoi-Rogi, «Azovstalji», Zaporozje ja teised tehased.

Sõjajärgsete viisaastakute jooksul ehitati ja võeti kasutusele palju uusi kõrg-, martään- ja elektriühjused.

Malmi ja terase tootmise tõusu näitab järgmine tabel (toodang on antud miljonites tonnides):

Sulam	1913. a.	1940. a.	1958. a.	1960. a.	1965. a.
Malm	4,2	14,9	39,6	46,8	65—70 (plaan)
Teras	4,2	18,3	54,9	65,3	86—91 (plaan)

Nõukogude metallurgia suureks progressiks on hapnikuga rikastatud õhu kasutamine nii malmi kui ka terase tootmisel, mis tõstab mitmekordselt kõrgahju, martäänahju ja konverteri tootlikkust. Akadeemik Bardin ja tema kaastöölised töötasid välja ning juurutasid metallurgias hapnikuga rikastatud õhu kasutamise, seega on selle menetluse kodumaaks Nõukogude Liit.

Kordamisküsimusi.

1. Missugustel menetlustel saadakse malmist terast?
2. Milles seisneb bessemermenetlus?
3. Selgitada terase saamise erinevus bessemer- ja toomasmenetlusel.
4. Milles seisneb martäänmenetlus?
5. Kirjeldada martäänahju regeneraatorite ehitust.
6. Nimetada martäänmenetluse paremusi ja puudusi.
7. Nimetada elektriühjus terase saamise paremusi ja selgitada selle olemust.
8. Kirjeldada mustmetallurgia arengut Nõukogude Liidus.

§ 3. Metallide korrosioon ja võitlus selle vastu.

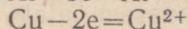
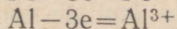
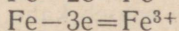
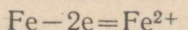
1. Korrosiooni mõiste.

Masinate, aparaatide ja metallkonstruktsioonide valmistamiseks kasutatavad metallid peavad olema vastupidavad ja tugevad. Kuid metallide näivast vastupidavusest hoolimata hävivad nad neid ümbritseva keskkonna mõjul, s. t. õhu, vee, hapete, leeliste, soolade lahuste, tööstuslike gaaside ja muude selliste tegurite toimel suhteliselt kergesti. Ühtedel juhtudel metallid oksüdeeruvad, teistel aga lahustuvad. Metallid pinnapealset hävimist teda ümbritseva keskkonna keemilisel või elektrokeemilisel toimel nimetatakse korrosiooniks. Väljend korrosioon tuleneb ladinakeelsest sõnast *corrodere* ja tähendab söövitust. Igapäevases elus tunneme korrosiooni roostetamise nime all.

Korrosiooni tõttu muutub metalli välimus, s. t. tema sile, hästi poleeritud pind muutub karedaks ning kattub mitmesuguste keemiliste ühenditega (korrosiooni saadustega) — roostega.

Mõningatel juhtudel levib korrosioon metalltoodete sisemusse ning põhjustab nende kiiret ekspluatatsioonist väljalangemist. Korrosioon on väga laialt levinud nähtus.

Metallide korrosioon on oma olemuselt oksüdeerumis-redutseerumisprotsess, mille puhul metallide elektriliselt neutraalsed aatomid oksüdeeruvad mitmesuguste ainete toimel ning muutuvad positiivselt laetud ioonideks. Näiteks:



Eristatakse metallide keemilist ja elektrokeemilist korrosiooni.

2. Keemiline korrosioon.

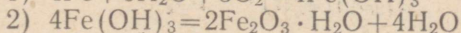
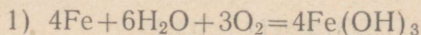
Keemilist korrosiooni põhjustab metalli reageerimine mitmesuguste gaaside, veeauru või elektrit mittejuhtivate vedelikega.

On teada, et peaaegu kõikide õhu käes seisvate metallesemete läikiv pind muutub tavalisel temperatuuril tuhniks. See on selektatav oksiidikile tekkimisega nende pinnal. Temperatuuri tõstmine soodustab metalli reageerimist õhuhapnikuga. Osadel metallidel (näiteks alumiinium, tsink) tekib metalli tihedalt kattev oksiidikile, mis kaitseb teda edasise oksüdeerumise eest. Teistel metallidel (näiteks raud) tekib seevastu habras ja poorne oksiidikile, millest õhuhapnik kergesti läbi tungib ja metalli kiiresti korrodeerib.

Metallide korrosiooniprotsessist ei võta osa mitte ainult õhuhapnik, vaid ka veeaur ja teised õhus leiduvad tööstusliku päritoluga gaasid, nagu süsinikdioksiid (CO_2), vääveldioksiid (SO_2), väävelvesinik (H_2S), kloorvesinik (HCl), kloor (Cl_2), lämmastikdioksiid (NO_2).

Metallide korrodeerumist põhjustab ka tööstuslik tolm, mille koostises leidub tuhka, soolasid ja teisi aineid. Eespool mainitud gaasid ja tolm koos veeauruga toimivad korrodeerivalt metallisse ja põhjustavad selle kiire hävimise. Näitena võib nimetada plekkkatuste, masinate ja teiste metallkonstruktsioonide roostetamist.

Raud korrodeerub kiiresti niiskes õhus, eriti veel, kui õhk sisaldab suuremal määral süsinikdioksiidi. Raudesemete pinnal tekib sel puhul pruun roostekiht. Roostetamise protsessi võib avaldada järgmiste võrrandite abil:



Tekkinud rooste keemiline koostis pole alati ühesugune, seda on võimalik avaldada ligikaudu valemiga $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Tekkinud raud (III) oksiid-hüdraat katab raudesemeid õhukese ebaühtlase kihina. See ongi põhjuseks, miks tekkinud roostekiht ei kaitse rauda keemilise korrosiooni eest.

3. Elektrokeemiline korrosioon.

Elektrokeemiline korrosioon esineb kahe erineva metalli kokku puutel elektrolüüdi (s. t. happete, leeliste või soolade lahuste) juuresolekul. Selle nähtusega kaasneb alati elektrivoolu tekkimine metalli pindmises kihis. Selleks et saada paremat ettekujutust elektrokeemilisest korrosioonist, korraldame mõned katsed.

Võtame keeduklaasi, valame sinna lahjendatud väävelhapet (1:4) ning asetame sellesse tsinkplaadi. Algul paneme tähele, et tsingi ja väävelhappe vahel ei kulge kauemat aega mingit keemilist reaktsiooni. Niisugust nähtust tunti juba pikemat aega, sest teati, et mida puhtam on metall, seda raskemini lahustub ta hapetes.

Teatud aja möödumisel paneme aga tähele, et tsingi reageerimine väävelhappes hakkab järk-järgult tugevnema. Eriti märgatavaks muutub reaktsioon, kui tsinkplaati puudutada vasktraadiga.

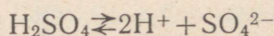
Nüüd korraldame teise katse. Selleks asetame lahjendatud väävelhappesse tsinkplaadi ja vaskplaadi ning ühendame mõlemad plaadid traadi abil tavalise galvanomeetriga. Seejuures näeme, et galvanomeeter näitab elektrivoolu tekkimist tsink- ja vaskplaatide vahel. Peale selle paneme tähele, et vaskplaadil eralduvad vesiniku mullikesed.

Võtnud vaskplaadi lahusest välja, näitab galvanomeeter elektrivoolu puudumist ahelas, ühtlasi paneme tähele, et tsingi reageerimine väävelhappes nõrgeneb märgatavalt.

Teisest katsest selgub, et väävelhappesse paigutatud vask- ja tsinkplaadid moodustavad elektrivoolu allika, s. t. galvaani elemendi. Edasi selgub teostatud katsest, et tsingi lahustumisega väävelhappes käib alati kaasas elektrivoolu tekkimine. Tsingi lahustumine väävelhappes ongi elektrokeemiline korrosioon.

Elektrokeemilist korrosiooni on võimalik seletada elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria abil. Selleks et elektrokeemilise korrosiooni protsessi olemusest paremini aru saada, käsitleme esmalt keemilisi reaktsioone, mis kulgevad galvaani elemendis, see on vask- ja tsinkplaatide asetamisel lahjendatud väävelhappesse.

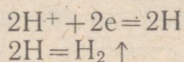
Lahuses olev väävelhape dissotsieerub ioonideks:



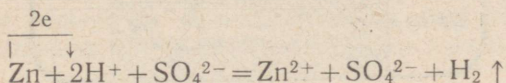
Tsingi aatomid kaotavad elektrone ja muutuvad tsinkioonideks, mis lähevad lahusesse:



Tsingi poolt kaotatud elektronid siirduvad juhtme kaudu vaskplaadile, kust nad lähevad üle plaati ümbritsevas lahuses olevatele vesinikioonidele. Viimased muutuvad elektronidega liitumisel esmalt elektriliselt neutraalseteks vesiniku aatomiteks ning seejärel vesiniku molekulideks, mis gaasina eralduvad vaskplaadil:



Seega kulgeb antud juhul galvaani elemendis järgmine reaktsioon:



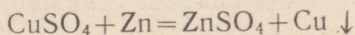
Me näeme, et tsingi loovutatud elektronid ei siirdu vesinikioonidele vahetult, vaid vaskplaadi kaudu. Niisugustes tingimustes kulgeb reaktsioon tunduvalt kiiremini kui elektronide vahetel üleminekul tsinkplaadilt vesinikioonidele. Selles on kerge veenduda vaskplaadi lahusest väljavõtmisel, sest sel juhul eraldub vesinik tsinkplaadil, kuid tunduvalt nõrgemini kui vaskplaadil, samuti aeglustub ka tsingi lahustumine. Tsingi ja vase asemel võib võtta ka teisi metalle, kusjuures tsingi osa etendab alati keemiliselt aktiivsem metall.

Nüüd on võimalik leida seost täheldatud nähtuse ja korrosiooniprotsessi vahel.

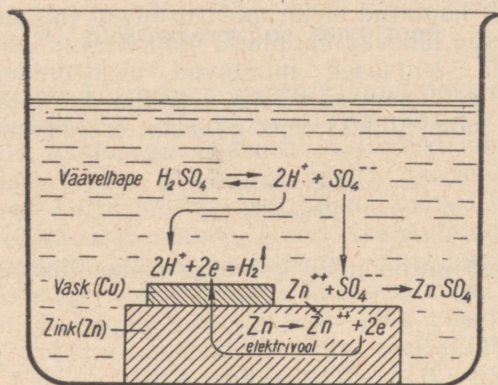
Tsingi ja vase otsesel kokkupuutel elektrolüüdi juuresolekul tekivad samuti galvaani voolud, kuid need on ainult kohaliku iseloomuga. Niisuguseid elektrivoolusid nimetatakse seetõttu ka «kohalikeks vooludeks». Selgub, et just need «kohalikud voolud» etendavadki metallide korrosioonis põhilist osa. Kohalike voolude osa korrosioonis selgub järgmisest katsest.

Kui lahjendatud väävelhapet sisaldavasse katseklaasi asetada tükike täiesti puhast tsinki, siis vesinikku ei eraldu.

Kui aga lisada samasse katseklaasi mõni tilk vasksulfaadi (CuSO_4) lahust, siis toimub vesiniku eraldumine märgatavalt, mis on metallipaarist tsink-vask koosneva galvaani elemendi tekkimise tagajärjeks; tsingi pind kattub nimelt kohati vasega, mis eraldub järgmise reaktsioonivõrrandi kohaselt:



Niisuguse vasetatud tsingi sisemuses tekivad elektrolüüdi (väävelhappe) juuresolekul kohalikud voolud, mille tagajärjel tsink korrodeerub kiiresti (joonis 84). Seega korrodeerub kahest kokkupuutes olevast metallist elektrolüüdi juuresolekul alati keemiliselt aktiivsem metall.



Joonis 84. Vasetatud tsingi ja väävelhappe reageerimise skeem.

Metallid ei korrodeeru mitte ainult tugevate, vaid ka nõrkade elektrolüütide ja isegi vee juuresolekul. Vee kui korrodeeriva keskkonna toime tugevneb, kui sellesse satub õhust süsinikdioksiidi (CO_2) või vääveldioksiidi (SO_2). Viimaseid tekib eriti rohkesti niisuguste kütiste ja jõujaamade ümbruses, mille küttekolletes põletatakse suuri küttekoguseid. Sattunud õhust metalli katvasse niiskusekihti, tekitavad süsinikdioksiid ja vääveldioksiid selles vastavalt süsihapet (H_2CO_3) või väävlishapet (H_2SO_3). Seetõttu näib, nagu oleks metall asetatud hapete vesilahusesse. Teatavasti on happed väga tugevad elektrolüüdid, mille tagajärjel korrosiooniprotsess kulgeb ka palju energilisemalt kui vee puhul. Sellega on seletatav metallkonstruktsioonide kiirem hävimine tehaste ja jõujaamade läheduses, raudteejaamade ümbruses jne.

Metalli korrodeerumine tugevneb märgatavalt lisandite olemasolu puhul metallis. Selle põhjuseks on asjaolu, et põhimetall ja selles sisalduv lisand moodustavad metallipaari koosneva galvaani elemendi, mille toimel korrodeerub põhimetall, kui see on lisandist keemiliselt aktiivsem. Niisugused galvaani elemendid võivad tekkida ka põhimetallist ning selles olevatest mittemetallilistest lisanditest. Terase roostetamisel etendab näiteks tähtsat osa galvaaniline paar raud-raudkarbiid (tsementiit, Fe_3C); viimane kuulub terase koostisse.

Väga puhaste metallide suur homogeensus tõstab märgatavalt nende korrosioonikindlust. Nii näiteks ei korrodeeru peaaegu üldse puhtad rauasordid (näiteks elektrolüütraud).

4. Metallide kaitsmine korrosiooni eest.

Metallide korrosioon tekitab rahvamajanduses määratu suurt kahju. Käesoleva sajandi algul toimetatud arvutuste põhjal selgus, et korrosiooni tõttu hävib ligikaudu $\frac{1}{3}$ aastas toodetud metallide ja nende sulamite toodangust. Musti metalle hävib aastas korrosiooni tõttu ligikaudu $\frac{1}{4}$ maailmatoodangust.

Korrosiooni tekitatud kahju ei seisne ainult materjali kaos, vaid ka korrodeerunud metalli (näiteks veetorustiku) uuendamiseks vajaliku tööjõu kulus.

Metalli korrosiooni eest kaitsmiseks tuntakse mitmesuguseid menetlusi. Üheks tõhusaks korrosiooni eest kaitsmise vahendiks on korrosioonikindlate sulamite kasutamine. Niisugustel juhtudel valmistatakse tooted ja konstruktsioonid kas roostekindlatest terastest, malmidest või värviliste metallide korrosioonikindlatest sulamitest.

Teiseks väga levinud korrosiooni eest kaitsmise vahendiks on metalli kaitsmine katete abil, mis isoleerivad metalli korrodeerivalt toimivast väliskeskkonnast. Selleks kasutatakse metallilisi, mittemetallilisi ja keemilisi katteid.

Metalliliste kaitsekatete saamiseks kantakse kaitstava metalli välispinnale mõne teise korrosioonikindlama metalli õhuke kaitsekiht. Niisuguste pinnakatete jaoks kasutatavad metallid on tsink, tina, plii, alumiinium, nikkel, kroom jt. Metallilisi pinnakatteid on võimalik tekitada mitmel viisil (elektrolüütiline metallitamine, kastmine sulanud kaitsemetalli, sulanud katemetalli pihustamine kaitstava metalli pinnale jne.).

Mittemetalliliste kaitsekatete saamiseks kaetakse metalltoodete välispind laki, värvi, emaili, vaigu, kummi või mõne teise aine õhukese, tugeva ja elastse kihiga, mis kaitseb metalli korrosiooni eest.

Metallide keemilise kaitsmise puhul tekitatakse metalli pinnale õhuke, kuid tihe ja tugev oksiidikiht. Terase keemilist kaitsmist nimetatakse tavaliselt terase oksüdeerimiseks ehk mustamiseks, kuna kaitstava toote pinnale tekitatakse sinakas-musta värvusega raud(II)raud(III)oksiidist koosnev korrosioonikindel kiht. Oksüdeeritakse ka alumiiniumisulameid.

Kolmandaks korrosiooni eest kaitsmise vahendiks on spetsiaalsete ainete viimine korrodeerivalt toimiva keskkonna koostisse. Niisugused ained aeglustavad metallide korrodeerumist või tekitavad nendele kaitsekile. Korrosiooni aeglustajad jagunevad oma olemuselt passiveerijateks ja inhibiitoriteks.

Passiveerijateks nimetatakse aineid, mis keemilisel reageerimisel kaitstava metalliga tekitavad sellele õhukese ja väga tiheda korrosioonikindla oksiidikihi. Näiteks on võimalik passiveerida rauda kontsentreeritud lämmastikhappe või kontsentreeritud väävelhappe abil.

Inhibiitoriteks nimetatakse aineid, mis happelises, leeliseses või neutraalses keskkonnas tekitavad kaitstavale metallile kaitsekihi. Erinevalt passiveerijatest inhibiitorid kaitstava metalliga keemiliselt ei reageeri, vaid adsorbeeritakse viimase pinna poolt, tekitades sellega metalli pinnal kihi, mis kaitseb metalli elektrolüüdi korrodeeriva toime eest.

Inhibiitoritena kasutatakse tsingi ja nikli soolasid ning mitnesuguseid kolloidaineid (želatiini, liimi jt.). Inhibiitorid aeglustavad tunduvalt metallide lahustuvust hapetes, mis võimaldab näiteks soolhapet transportida terastsisternides ning vältida kergesti purunevate klaasballoonide kasutamist.

Kordamisküsimusi.

1. Mida nimetatakse metallide korrosiooniks?
2. Missuguste keemiliste reaktsioonide liiki kuulub metallide korrosioon?
3. Mida nimetatakse keemiliseks korrosiooniks?
4. Missugused ained kutsuvad esile metallide korrosiooni?
5. Missugused ained põhjustavad raua roostetamist?
6. Mida nimetatakse metallide elektrokeemiliseks korrosiooniks?
7. Millega on seletatav erinev keemilise reageerimise kiirus, mis ilmneb lahjendatud väävelhappe reageerimisel puhta ja lisandeid sisaldava tsingiga?
8. Mispärast reageerib lahjendatud väävelhape tsingiga kiiremini vask-sulfaadi juuresolekul? Anda seletus elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria seisukohalt.
9. Missugust kahju tekitab metallide korrosioon rahvamajandusele?
10. Kuidas on võimalik aeglustada metallide korrosiooni?
11. Kuidas kaitstakse metalle korrosiooni eest?
12. Mida nimetatakse passiveerijateks ja mida inhibiitoriteks? Selgitada nende toimet metallide korrosioonis.

LABORATOORSED TÖÖD.

Laboratoorne töö nr. 1. Tutvumine puusöe omadustega.

Töö nr. 1. Puusöe adsorbeerivad omadused.

Ette valmistada: katseklaasid, piirituslamp, raudtraat, puusöetükid ja puusöepulber, vatt, lehter, filter, väävelvesinikvesi, pliinitraat $[Pb(NO_3)_2]$, kustutatud lubi $[Ca(OH)_2]$, salmiaak (NH_4Cl), kontsentreeritud väävelhape (H_2SO_4), indigolahus (või fuksiini- või lakmuselahus), keedusool.

Töö teostamine.

1. Asetage veeklaasi tükike puusütt ja veenduge selles, et see ujub vee pinnal. Mispärast ujub süsi vee pinnal? Kinnitage traadi külge söetükike ja keetke seda katseklaasis vee all. Võtke söetükike pärast keetmist veest välja, vabastage traadist ja proovige, kas süsi ujub veel vee pinnal. Tehke järeldus. Mis toimus söega keetmisel?

2. Valage katseklaasi lahjendatud väävelvesinikvett. Puistake sinna söepulbrit ja loksutage teatud aeg tugevasti. Filtreerige saadud segu ja veenduge, kas filtraat lõhnab veel väävelvesiniku järele. Tehke järeldus.

3. Puistake katseklaasi mõni pliinitraadi kristallike ja soojendage seni, kuni katseklaasis ilmuvad lämmastikdioksiidi pruunid aurud. Seejärel puistake samasse katseklaasi söepulbrit ja, kattes katseklaasi suudme pöidlaga, loksutage tugevasti. Pange tähele pruunide aurude kadumist.

4. Haarake traadi abil kaks söetükikest ja kuivatage need piirituslambi leegil. Seejärel segage paberilehel veidi kustutatud lupja ning niisama palju salmiaaki; puistake segu katseklaasi, soojendage seda ja laske raudtraadi otsas tükike sütt katseklaasi. Hoidke söetükikest katseklaasis nii, et ta ei puutuks kokku reageeriva seguga. Katseklaasi suue sulgege vatiga.

Samaaegselt puistake teise katseklaasi veidi keedusoola, valage sinna mõni milliliiter kontsentreeritud väävelhapet ja soojendage nõrgalt. Seejärel laske traadi otsas katseklaasi tükike sütt, hoides seda reageeriva seguga kokku puutumast. Katseklaasi suue sulgege vatiga.

Võtke sötükikesed mõlemast katseklaasist välja, viige nad kokkupuutesse ja jälgige suitsutaolise aine tekkimist. Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missugust söe omadust vaadeldav nähtus illustreerib?

5. Valage katseklaasi (kuni $\frac{1}{3}$ selle mahust) lahjendatud indigolahust (võib olla ka lahjendatud fuksiini- või lakmuselahus), puistake sinna söepulbrit ja keetke. Seejärel filtreerige lahus puhtasse katseklaasi.

Vaadlege lahuse valastumist (kui lahus ei valastu, siis soojendage seda uuesti söepulbriga). Missugust söe omadust katse illustreerib?

Töö nr. 2. Süsiniku redutseerivad omadused.

Ette valmistada: katseklaasid, piirituslamp, kork, gaasi-juhtetoru, statiiiv, portselankauss, vask(II)oksiid (CuO), söepulber, lubjavesi ehk kaltsiumhüdrosiidi [$\text{Ca}(\text{OH})_2$] lahus.

Töö teostamine.

Asetage kuiva katseklaasi mõned vask(II)oksiidi tükikesed, lisage sinna niisama palju söepulbrit ja segage neid katseklaasi raputamisega. Sulgege katseklaas korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru. Asetage toru teine ots lubjaveega täidetud katseklaasi. Kinnitage katseklaas statiivile. Kuumutage katseklaasi sisu tugevasti pikemat aega. Jälgige süsinikdioksiidi tekkimist ja lubjavee hägustumist. Kui süsinikdioksiidi eraldumine lõpeb, võtke gaasi-juhtetoru lubjaveest välja, eemaldage piirituslamp. Laske katseklaas ära jahtuda, eemaldage sellelt kork ja puistake sisu portselankaussi. Puhuge söepulbri ülejääk ära ja valige sellised vask(II)-oksiiditükikesed, mis pinnalt on redutseerunud ja omavad iseloomustavat vase värvust. Kirjutage reaktsioonide võrrandid.

Laboratoorne töö nr. 2. Süsinikdioksiidi saamine ja omadused.

Ette valmistada: katseklaasid, purgid, piirituslamp, kork, gaasijuhtetoru, keeduklaas, papitükk, pIRRud, 2—3 cm pikune küünal, klaastoru, kummirõngas, marmoritükikesed, lahjendatud soolhape, lakmuselahus, lubjavesi.

Töö teostamine.

1. Asetage katseklaasi marmoritükikesi ja valage nendele lahjendatud soolhapet. Sulgege katseklaas korgiga, mida läbib gaasi-juhtetoru, ning asetage viimase ots keeduklaasi. Katke keeduklaas paberi või papiga. Põleva pIRRuga kontrollige keeduklaasi täitumist süsinikdioksiidiga. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Kui keeduklaas on täitunud, hingake süsinikdioksiidi nina kaudu sisse. Veenduge, et süsinikdioksiidil on teatav lõhn. Sama lõhna tunneme ka limonaadi joomisel.

3. Imege klaastoru abil keeduklaasist veidi süsinikdioksiidi. Pange tähele, et süsinikdioksiidil või õigemini selle lahustumisel süljes tekkinud süsihappel on hapukas maitse.

4. Täitke üks purkidest süsinikdioksiidiga ja siis teda kallutades valage süsinikdioksiid teise purki. Sulgege teine purk peopesaga ning veenduge põleva pirruga selles, et esimesse purki pole jäänud süsinikdioksiidi, teises aga on, sest põlev pird kustub. Tehke järelalus.

5. Asetage ühte purki põlev küünal (2—3 cm pikkune). Täitke teine purk süsinikdioksiidiga, siis seda kallutades valage süsinikdioksiid esimesse purki. Pange tähele põleva küünla kustumist. Tehke järelalus.

6. Lisage katseklaasis olevale veele mõni tilk lillat lakmuselahust. Saadud lahus jaotage kahte katseklaasi. Juhtige läbi ühes katseklaasis oleva lahuse veidi süsinikdioksiidi; teine katseklaas lahusega jääb võrdluseks. Pange tähele, et süsinikdioksiidi mõjul värvub lakmuselahus punaseks, mida võib eriti hästi täheldada võrdlemisel teise katseklaasi sisuga. Soojendage süsinikdioksiidiga küllastunud lahust. Pöörake tähelepanu gaasimullide eraldumisele ja lahuse värvuse muutumisele. Selgitage katse tulemusi. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

7. Täitke kuiv katseklaas süsinikdioksiidiga ning valage sinna kuni $\frac{1}{3}$ kõrguseni vett, sulgege katseklaasi suue pöidlaga ja märkige veetase kummirõnga abil. Seejärel loksutage tugevasti katseklaasi ja pistke katseklaas, pöialt selle suudmelt ära võtmata ja suue allpool, veega täidetud klaasi. Vee all võtke pöial katseklaasi suudmelt ära ja jälgige vee tungimist katseklaasi. Võtke katseklaas koos selles oleva vedelikuga veest välja ja tehke kindlaks veetaseme muudatus. Selgitage katset. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

8. Puhuge klaastoru kaudu teie poolt väljahingatavat õhku läbi lubjavee. Pange tähele hägu tekkimist. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

9. Täitke keeduklaas süsinikdioksiidiga ning jätke see lahtiselt seisma. Iga viie minuti järel määrake põleva pirru abil kindlaks süsinikdioksiidi haihtumise (difusiooni) määra.

Laboratoorne töö nr. 3. Süsihappe soolade omadused.

Ette valmistada: katseklaasid, marmor või kriit (CaCO_3), sooda (Na_2CO_3), magneesiumkarbonaat (MgCO_3), potas (K_2CO_3); lahjendatud soolhape, väävelhape ja lämmastikhape; baariumkloriidi (BaCl_2) lahus, ammoniumkarbonaat [$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$].

Töö teostamine.

1. Puistake ühte katseklaasi veidi soodat, teise potast ja kolmandasse ammooniumkarbonaati, seejärel valage kõikidesse katseklaasidesse lahjendatud soolhapet. Kirjutage reaktsioonide võrrandid. Tõestage, et reaktsioonidel eraldub süsinikdioksiid.

2. Puistake eraldi katseklaasidesse veidi soodat, potast, magneesiumkarbonaati ja tükike marmorit või kriiti. Valage igasse katseklaasi lahjendatud väävelhapet. Jälgige gaasi eraldumist. Pange tähele, et väävelhape reageerib marmoriga (või kriidiga) ainult esimesel momendil ja siis lakkab reageerimast. Andke selgitus. Kirjutage toimunud reaktsioonide võrrandid.

3. Valage katseklaasi soodalahust ja lisage sinna baariumkloriidi (BaCl_2) lahust. Jälgige sademe tekkimist. Lisage saadud sademele kuni selle lahustumiseni sool- või lämmastikhapet. Kirjutage reaktsioonide võrrandid (nii sademe tekkimisel kui ka selle lahustumisel).

Laboratoorne töö nr. 4. Räniühendite omadused.

Ette valmistada: katseklaasid, piirituslamp, bensiinipõleti või priimus, portselanuhmer, statiiv, raudplaat, pIRRud; klaaspulk, klaastoru, lehter, filter, paber, nikkel- või terastraat, liiv, magneesiumilint, magneesiumipulber, sooda (Na_2CO_3), lakmuspaber, lahjendatud ja kontsentreeritud soolhape, naatriumsilikaadi (Na_2SiO_3) lahus, Kippi aparaat, fenoolftaleiini lahus, linase riide tükike (võib olla ka puuvillane), keeduklaas.

Töö teostamine.

1. Puistake paberile veidi hästi peeneks hõõrutud kuiva liiva, samasse raputage ka magneesiumipulbrit, võttes viimast mahuliselt kaks korda rohkem kui liiva. Segage hoolikalt. Puistake saadud segu raudplaadile, mis on asetatud statiivi rõngale, torgake segusse otsapidi magneesiumilint ja süüdake see teisest otsast pirru abil põlema. Jälgige liiva ja magneesiumipulbri energilist reageerimist. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

Reaktsiooni lõpul laske raudplaadil tekkinud aine jahtuda ja siis puistake see osade kaupa keeduklaasis olevasse lahjendatud soolhappesse. Jälgige silaani tekkimist ja isesüttimist. Kirjutage reaktsioonide võrrandid.

2. Arvutage reaktsiooni võrrandi põhjal, mitu grammi kristallsoodat tuleb võtta 2 g liiva kohta, selleks et saada naatriumsilikaati. Kaaluge arvutatud ainekogused ja segage neid hoolikalt umhris.

Võtke veidi seda segu tuliseksaetud nikkel- või terastraadiga (mille ots on keeratud rõngaks) ning asetage põletileeki (võetud

segu sulab leegis ning segu koostisosad reageerivad teineteisega). Kui traadil on liiga vähe segu, siis tuleb katset korrata. Kirjutage reaktsiooni võrrand. Pärast sulatamist hõõruge saadud klaasitaoline mass uhmris pulbriks, puistake katseklaasi ja lahustage saadud aine vees (kuni $\frac{1}{3}$ katseklaasi). Filtreerige saadud lahus teise katseklaasi. Lisage filtraadile 3—4 tilka lakmuselahust ning klaaspulga abil tilkhaaval soolhapet kuni nõrgalt happelise reaktsioonini. Jälgige ränihappe eraldumist. Kirjutage reaktsioonide võrrandid.

3. Valage katseklaasi (kuni $\frac{1}{3}$ mahust) naatriumsilikaadi kontsentreeritud lahust ning lisage sellele mõni milliliiter lahjendatud soolhapet (1:1) kuni ränihappe sültja sademe tekkimiseni. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

4. Valage katseklaasi veidi naatriumsilikaadi lahust ja juhtige sellest läbi süsinikdioksiidi. Jälgige ränihappe eraldumist. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

5. Kuumutage klaastoru piirituslambi leegis küni pehmenemiseni ja pistke siis kiiresti keeduklaasis olevasse vette. Klaastoru puruneb peenteks kildudeks. Valage vesi ära, puistake klaasikillud portselanuhmrise ja hõõruge hoolikalt pulbriks. Peske saadud pulber veega keeduklaasi ja lisage mõni tilk fenoolftaleiini lahust. Pange tähele lahuse punaseks muutumist. Selgitage, miks muutus fenoolftaleiin punaseks.

6. Pistke vesiklaasi lahusesse pird ja jätke see sinna järgmise päevani (parem mitmeks päevaks). Seejärel kuivatage pird ja püüdke seda süüdata. Pange tähele, et pird ei sütti, vaid ainult hõõgub. Tehke sama katse linase või puuvillase riidetükikesega. Võrrelge, mis süttib kiiremini, kas immutatud või immutamata riie. Missugune praktiline tähtsus on sellel?

Laboratoorne töö nr. 5. Metallide keemilised omadused.

Töö nr. 1. Vase väljatõrjumine rauaga.

Ette valmistada: katseklaasid, statiiv, raudnael, raua-
laastud, vasksulfaadi lahus.

Töö teostamine.

1. Valage katseklaasi (poolest saadik) lahjendatud vasksulfaadi lahust ja asetage sellesse smirgelpaberiga puhastatud raudnael. Natukese aja pärast võtke raudnael katseklaasist välja. Vaadeldes naela pinda katvat vasekihti.

2. Puistake samasse vasksulfaadi lahusega katseklaasi raua-
laaste, soojendage nõrgalt ja asetage katseklaas 10—15 minutiks

statiivi. Jälgige toimuvat. Pange tähele lahuse värvuse muutumist ja võrrelge selle värvust raudsulfaadi lahuse värvusega.

Kirjutage reaktsiooni võrrand molekulaarsel ja ioonilisel kujul.

Töö nr. 2. Plii väljatõrjumine tsingiga.

Ette valmistada: katseklaas, tsingiriba, pliinitraadi lahus.

Töö teostamine.

Valage katseklaasi poolest saadik pliinitraadi lahust ja asetage sellesse tsingiriba. Pange tähele toimuvat. Kirjutage reaktsiooni võrrand molekulaarsel ja ioonilisel kujul.

Töö nr. 3. Hõbeda väljatõrjumine elavhõbedaga.

Ette valmistada: katseklaas, luup, elavhõbe, hõbenitraadi lahus.

Töö teostamine.

Valage katseklaasi 2—3 ml hõbenitraadi lahust ja paigutage sellesse tilk elavhõbedat. Jätke katseklaas rahulikult seisma. Pange tähele toimuvat. Uurige metallilise hõbeda puukujulisi kristalle luubi abil. Kirjutage reaktsiooni võrrand molekulaarsel ja ioonilisel kujul.

Töö nr. 4. Gaasilise vesiniku hapetest väljatõrjumine metallidega.

Ette valmistada: katseklaasid, lahjendatud väävelhape ja soolhape, vasksulfaadi lahus, tsingi-, magneesiumi-, alumiiniumi-, raua- ja vasetükikesed.

Töö teostamine.

1. Valage kahte katseklaasi võrdsed kogused lahjendatud väävelhapet. Lisage ühte neist mõned tilgad vasksulfaadi lahust. Asetage kummassegi katseklaasi tükike tsinki. Pange tähele vesiniku eraldumise kiirust nii ühes kui teises katseklaasis. Selgitage vesiniku eraldumise kiiruse erinevust.

2. Asetage ühte katseklaasi tükike magneesiumi, teise — tükike alumiiniumi, kolmandasse — tükike tsinki, neljandasse — tükike raua ja viiendasse — tükike vaske. Valage kõikidesse katseklaasidesse lahjendatud soolhapet. Selgitage katse tulemusi. Kirjutage reaktsioonide võrrandid molekulaarsel ja ioonilisel kujul.

Laboratoorne töö nr. 6. Leelismetallide ühendite omadused.

Töö nr. 1. Naatriumvesinikkarbonaadi ja naatriumkarbonaadi omadused.

Ette valmistada: piirituslamp, statiiv, katseklaasid, kork gaasijuhtetoriga, naatriumvesinikkarbonaat (söögisooda, NaHCO_3), lubjavesi, lahjendatud soolhape.

Töö teostamine.

1. Puistake katseklaasi ligikaudu $\frac{1}{5}$ selle mahust naatriumvesinikkarbonaati (söögisoodat). Sulgege katseklaas korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru (joonis 85). Kontrollige seadise hermeetilisust ja kinnitage katseklaas statiivis. Asetage gaasijuhtetoru vaba ots teise katseklaasi, milles on lubjavesi. Soojendage piirituslambil katseklaasis olevat naatriumvesinikkarbonaati algul ettevaatlikult, seejärel soojendage katseklaasi mõni minut, kuni gaasi eraldumine lakkab.

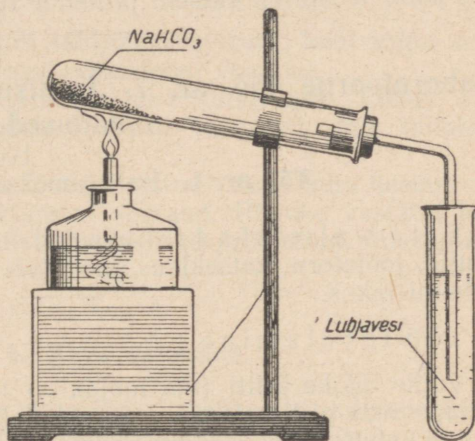
Pange tähele veetiljade ilmumist naatriumvesinikkarbonaati sisaldava katseklaasi külmadele seintele. Kirjutage toimuva reaktsiooni võrrand.

Jälgige lubjavee hägustumist ja tekkinud hägu kadumist süsinikdioksiidi läbijuhtimise jätkamisel. Kirjutage vastavate reaktsioonide võrrandid.

Pärast gaasi eraldumise lakkamist tõstke gaasijuhtetoru ots, soojendamist katkestamata, lubjaveega katseklaasist välja ning alls seejärel kustutage piirituslamp. Valage katseklaasis olev vedelik võrdselt kahte katseklaasi.

2. Soojendage eelmisel katsel saadud lahust katseklaasis aeglaselt kuni keemiseni. Pange tähele hägu tekkimist. Selgitage toimuvat ja kirjutage reaktsiooni võrrand.

3. Lisage naatriumkarbonaadile, mis tekkis naatriumvesinikkarbonaadi soojendamisel, pärast katseklaasi jahtumist 2 ml lahjendatud soolhapet. Tõestage süsinikdioksiidi eraldumist. Kirjutage reaktsiooni võrrand.



Joonis 85. Naatriumvesinikkarbonaadi lagundamine.

Töö nr. 2. Naatriumkarbonaadi tõestamine.

Ette valmistada: katseklaasid, naatriumkarbonaadi (Na_2CO_3) lahus, naatriumvesinikkarbonaadi (NaHCO_3) lahus, naatriumhüdroksiidi (NaOH) lahus, lahjendatud soolhape, hõbenitraadi (AgNO_3) lahus.

Töö teostamine.

1. Seletage, kuidas on võimalik naatriumkarbonaati eristada naatriumvesinikkarbonaadist. Teostage kõik vajalikud katsed ja kirjeldage neid.

2. Laual on kolm etiketita katseklaasi. Ühes katseklaasidest peab olema naatriumkloriidi lahus, teises naatriumhüdroksiidi lahus ja kolmandas naatriumkarbonaadi lahus. Määrake, missuguses katseklaasis on naatriumkarbonaadi, missuguses naatriumkloriidi ja missuguses naatriumhüdroksiidi lahus. Kirjeldage kõiki teie poolt teostatud katseid ja nende tulemusi.

Laboratoorne töö nr. 7. Leelismuldmetallide ühendite omadused.

Töö nr. 1. Kaltsiumoksiidi saamine.

Ette valmistada: piirituslamp (või gaasipõleti), tiiglitangid, jootetoru, katseklaas, kriit (või lubjakivi, CaCO_3), fenoolftaleiini lahus.

Töö teostamine.

Võtke tükike kriiti (või lubjakivi) tiiglitangide vahele ja kuumutage seda piirituslambi (või gaasipõleti) leegis, millesse jootetoruga puhute õhku. Püüdke kuumutada võetud tüki kõige õhemaid, teravamaid servi. Kui tükikese servad on kuumenenud helepunase hõõguseni, visake ta katseklaasi, milles olevale veele on lisatud mõni tilk fenoolftaleiini lahust. Selgitage katse tulemusi. Kirjutage reaktsioonide võrrandid.

Töö nr. 2. Kaltsiumhüdroksiidi saamine.

Ette valmistada: portselankauss, kustutamata lubi (CaO), fenoolftaleiini lahus, vesi.

Töö teostamine.

1. Asetage portselankaussi kustutamata lubja tükikesi ning valage nendele vähehaaval vett, lastes veel iga kord täielikult

lubjasse imbuda, ja seda niikaua, kuni vee imbumine lakkab. Pange tähele toimuvat. Kirjeldage ja seletage nähtust, mis leiab aset mõne aja möödumisel. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Lisage kustutatud lubjale vett ülehulgas ning seejärel mõni tilk fenoolftaleiini lahust. Selgitage vee värvuse muutumist.

Töö nr. 3. Kaltsiumkarbonaadi ja kaltsiumvesinikkarbonaadi saamine ja omadused.

Ette valmistada: katseklaasid, lubjavesi, süsinikdioksiidi saamise seadis, piirituslamp.

Töö teostamine.

1. Valage katseklaasi kuni $\frac{1}{3}$ kõrguseni lubjavett. Juhtige läbi vedeliku süsinikdioksiidi. Mis toimub? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Jätkake süsinikdioksiidi läbijuhtimist seni, kuni algul tekkinud hägu lahustub. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

3. Valage pool saadud lahusest teise katseklaasi. Lisage esimesse katseklaasi jäänud lahusele veidi lubjavett. Mis toimub? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

4. Soojendage teise katseklaasi valatud lahust kuni keemiseni. Mis toimub? Kirjutage reaktsiooni võrrand. Püüdke vastata, kus toimuvad looduses analoogilised keemilised protsessid. Missugune tähtsus on neil protsessidel looduses?

Töö nr. 4. Kipsi valamine.

Ette valmistada: ehituskips (eelnevalt kuumutatud), vesi, vaseliin (või taimeõli), viiekopikane raha, taldrik.

Töö teostamine.

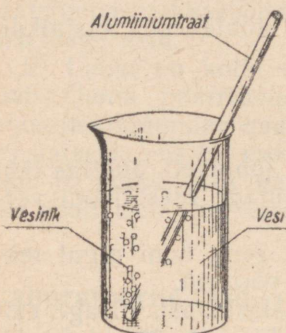
Puistake kaussi kaks lusikatäit ehituskipsi ja segage seda vähese veega hapukooretaliseks massiks. Valage saadud mass vaseliiniga (või taimeõliga) määratud taldrikule, mille põhja on paigutatud vaseliiniga (või taimeõliga) kaetud viiekopikane raha, ning jätke ta 10—15 minutiks seisma. Pärast kipsi kivistumist eraldage valand ettevaatlikult taldrikult ja rahast.

Selgitage kipsi kivistumise nähtust.

Laboratoorne töö nr. 8. Alumiiniumi ja selle ühendite omadused.

Töö nr. 1. Alumiiniumoksiidi kihi kaitsev toime.

Ette valmistada: katseklaasid, keeduklaas, piirituslamp, riidetükk, alumiiniumtraat, naatriumhüdrosiidi lahus, elavhõbenitraadi lahus, vesi.



Joonis 86. Kaitsekihist vabastatud alumiiniumtraadi reageerimine veega.

milles on vesi. Jälgige alumiiniumoksiidist kaitsekihita alumiiniumtraadi reageerimist veega (joonis 86). Kirjutage reaktsiooni võrrand.

Töö teostamine.

1. Asetage alumiiniumtraat katseklaasis olevasse kuuma naatriumhüdrosiidi lahusesse. Jälgige toimuvat. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Võtke alumiiniumtraat katseklaasist välja, peske veega puhtaks ja asetage väheseks ajaks elavhõbenitraadi lahusesse. Seejärel loputage uuesti veega ja kuivatage. Pange tähele toimuvat. Kirjeldage ja selgitage tähelepanud nähtust. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

3. Kõrvaldage puhta riidetükiga alumiiniumtraadilt tekkinud alumiiniumoksiidikiht ja asetage traat klaasi,

Töö nr. 2. Alumiiniumi amfoteersus.

Ette valmistada: katseklaasid, alumiiniumsulfaadi lahus, lahjendatud soolhappe, naatriumhüdrosiidi lahus.

Töö teostamine.

1. Valage katseklaasi ligikaudu 8 ml alumiiniumsulfaadi lahust ja lisage tilkhaaval naatriumhüdrosiidi lahust, kuni on tekkinud küllaldane kogus alumiiniumhüdrosiidi sadet. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Loksutage katseklaasi saadud alumiiniumhüdrosiidi sademega ja jaotage viimane kahte katseklaasi.

Lisage ühes katseklaasis olevale alumiiniumhüdrosiidi sademele lahjendatud soolhapet kuni sademe lahustumiseni. Selgitage toimunut. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

3. Valage teise alumiiniumhüdrosiidi sadet sisaldavasse katseklaasi naatriumhüdrosiidi lahust ülehulgas. Mis juhtub sademega? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

Töö nr. 3. Alumiiniumjodiidi saamine.

Töö teostada tõmbekapis.

Ette valmistada: uhmer, raudplaat, klaastoru, alumiiniumipulber, jood (kristalne).

Töö teostamine.

1. Võtke noatsatäis joodi ja peenestage see kuivas uhmrisk. Lisage niisama suur kogus alumiiniumipulbrit ja segage saadud segu hoolikalt segamini.

2. Saadud segu asetage raudplaadile koonusekujulisse hunnikusse ja tilgutage klaastoru otsast paar tilka vett. Toimub energiline reaktsioon, sageli segu ise süttib.

Vesi on joodi ja alumiiniumi ühinemisreaktsiooni puhul katalüsaatoriks.

Laboratoorne töö nr. 9. Raua ja selle ühendite omadused.

Töö nr. 1. Teraselõõmutamine ja karastamine.

Ette valmistada: žiletitera, pird, piirituslamp, klaaskülma veega, tiiglitangid.

Töö teostamine.

1. Kinnitage lõhestatud pirru otsa žiletitera ja kuumutage seda piirituslambi leegis kuni punase hõõguseni. Laske žiletitera aeglaselt jahtuda ja veenduge selles, et teras on nüüd pehmeks lõõmutatud ning et seda on kerge kokku painutada.

2. Kuumutage žiletitera samal viisil uuesti kuni punase hõõguseni ja pistke ta kiiresti klaasi, milles on külm vesi. Teras karastub, muutub jälle hapraks ja kõvaks. Kokkupainutamisel ta murdub.

Töö nr. 2. Raud(III)hüdrosiidi saamine ja selle omadused.

Ette valmistada: katseklaasid, raud(III)kloriidi lahus, naatriumhüdrosiidi lahus, lahjendatud soolhape, väävelhape ja lämmastikhape.

Töö teostamine.

1. Valage katseklaasi mõni milliliiter raud(III)kloriidi lahust ja niisama palju naatriumhüdrosiidi lahust. Jälgige raud(III)hüdrosiidi sademe tekkimist. Pange tähele selle välimust. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Jaotage tekkinud sade nelja katseklaasi. Lisage esimesse

katseklaasi naatriumhüdrosiidi lahust, teise — lahjendatud soolhapet, kolmandasse — lahjendatud lämmastikhapet ja neljandasse — lahjendatud väävelhapet. Veenduge selles, et raud(III)-hüdrosiid ei reageeri leelise lahusega, kuid reageerib hapetega. Kirjutage kolme viimase reaktsiooni võrrandid.

Töö nr. 3. Kolmevalentse raua tõestamine.

Ette valmistada: katseklaas, raud(III)kloriidi lahus (FeCl_3), kaaliumtiotsüanaadi (KCNS) lahus või ammooniumtiotsüanaadi (NH_4CNS) lahus.

Töö teostamine.

Lisage katseklaasi, milles on veidi raud(III)kloriidi lahust, mõni tilk kaaliumtiotsüanaadi (või ammooniumtiotsüanaadi) lahust.

Pange tähele toimuvat. Kirjutage reaktsiooni võrrand. See reaktsioon on iseloomustav kolmevalentse raua sooladele.

Töö nr. 4. Kahe- ja kolmevalentse raua tõestamine.

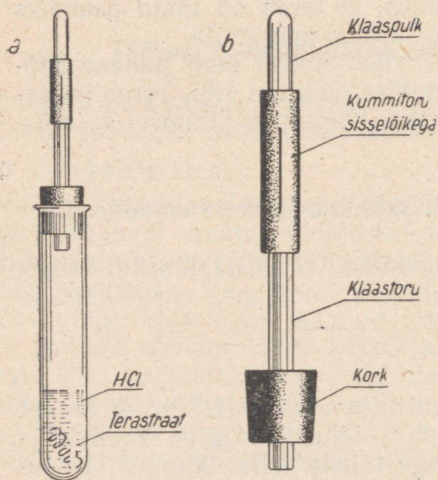
Ette valmistada: katseklaasid, kummiventiil, piirituslamp, terastraaditükikesed, soolhape (1:1) või lahjendatud väävelhape, kaaliumtiotsüanaadi lahus (või ammooniumtiotsüanaadi lahus), naatriumhüdrosiidi lahus, kloorvesi.

Töö teostamine.

1. Valage katseklaasi lahjendatud soolhapet (1:1) või väävelhapet ning puistake sellesse terastraaditükikesi (joonis 87, a) ning sulgege katseklaas kiiresti joonisel 87, b kujutatud kummiventiiliga. Viimane võimaldab katseklaasis tekkinud gaasil sellest väljuda, kuid takistab pääsemast katseklaasi õhku.

Reaktsiooni kiirendamiseks võib katseklaasi nõrgalt soojendada, kuid mitte keemiseni.

2. Pärast terase lahustumist pöörake tähelepanu väikestele tumedale jäägile, mis



Joonis 87. Raua redutseerimine katseklaasis.

happega ei reageerinud. Mispärast terastraat ei lahustunud tervikuna?

3. Jaotage saadud lahus kolme katseklaasi. Lisage esimesse katseklaasi kaaliumtiotsüanaadi lahust (või ammooniumtiotsüanaadi lahust). Lahus ei värvu punaseks.

4. Lisage teise katseklaasi naatriumhüdrosiidi lahust. Katseklaasis tekib valge sade, mis kiiresti muutub roheliseks, edasisel kokkupuutel õhuga aga pruuniks. Selgitage toimunut.

5. Lisage kolmandasse katseklaasi veidi kloorvett. Loksutage. Pange tähele ja seletage lahuse värvuse muutumist. Lisage samasse katseklaasi mõni tilk kaaliumtiotsüanaadi lahust (või ammooniumtiotsüanaadi lahust). Mispärast ilmub nüüd iseloomustav punane värvus?

Laboratoorne töö nr. 10. Eksperimentaalsed tööd teemal «Süsinik».

1. Valmistage olemasolevatest ainetest süsinikdioksiidi, koguge seda ning tõestage, et saadud gaas on süsinikdioksiid.

2. Kolmes pealkirjata kotikeses on järgmised ehitusmaterjalid: kutsutatud lubi, ehituskips ja kriit. Määrake igas kotikeses olev aine.

3. Teile antud katseklaasides on ühes naatriumhüdrosiidi lahus ja teises kaaliumhüdrosiidi lahus. Määrake, missuguses katseklaasis mingi aine on.

4. Selgitage, kuidas saab teostada järgmisi muundamisi: kaltsiumkarbonaat → süsinikdioksiid → süsihape → süsinikdioksiid. Kirjutage vastavate reaktsioonide võrrandid.

5. Teile on antud tehniline kaltsiumkloriid. Puhastage viimane kaltsiumkarbonaadi lisandist.

6. Teile on antud neli etiketita katseklaasi. Ühes katseklaasis on kaltsiumkarbonaat, teises kaaliumkloriid, kolmandas naatriumsulfaat ja neljandas naatriumnitrat. Määrake igas katseklaasis olev aine.

Laboratoorne töö nr. 11. Eksperimentaalsed tööd teemal «Metallid».

1. Asetage katseklaasidesse, milles on pliiatsetaadi lahus, raua-, tsingi- ja vaselaaste. Selgitage täheldatud nähtust. Kirjutage reaktsioonide võrrandid.

2. Selgitage, kuidas teostaksite järgmist muundamist: vask-sulfaat → vask. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

3. Teile antud etiketita katseklaasides on kontsentreeritud väävelhape, kontsentreeritud soolhape ja kontsentreeritud läm-

mastikhape. Määrake vase abil, missuguses katseklaasis on mingi mainitud hapetest.

4. Kahes pealkirjata purgis on naatriumkarbonaat ja naatriumvesinikkarbonaat. Määrake katse abil purkides olevad soolad.

5. Teile on antud kolm etiketita katseklaasi. Ühes on naatriumkarbonaadi lahus, teises keedusoola lahus ja kolmandas naatriumsulfaadi lahus. Määrake katsete abil igas katseklaasis olev aine.

6. Tõestage katse abil, et teile antud kustutamata lubja proovis on lisandina kaltsiumkarbonaat.

7. Teile on antud kare vesi, mis sisaldab magneesiumvesinikkarbonaati ja kaltsiumsulfaati. Pehmendage seda vett.

8. Valmistage alumiiniumhüdroksiidi ja tõestage katsete abil selle amfoteersust.

9. Teile antud pealkirjata pakikestes on alumiiniumsulfaat ja naatriumsulfaat. Määrake, missuguses pakis on mingi aine.

10. Lähtudes rauast, valmistage raud(II)hüdroksiidi. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

11. Lisage katseklaasis olevale rauasoola lahusele lämmastikhapet ja väävelhapet. Tehke kindlaks, kas katseklaasis oli kahe- või kolmevalentse raua sool.

12. Etiketita katseklaasides on järgmised soolad: baariumkloriid, raud(III)kloriid ja alumiiniumkloriid. Määrake katsete abil igas katseklaasis olev sool.

Tähtsamate keemiliste elementide nimetused, märgid ja aatomkaalud.

Element	Ladinakeelne nimetus	Keemiline märk	Loetakse keemilises valemis	Aatomkaal
Alumiinium	Aluminium	Al	alumiinium	27
Antimon	Stibium	Sb	stiibium	121,8
Arseen	Arsenicum	As	arseen	74,9
Baarium	Barium	Ba	baarium	137,4
Boor	Borum	B	boor	10,8
Broom	Bromum	Br	broom	79,9
Elavhõbe	Hydrargyrum	Hg	hüdrargürum	200,6
Fluur	Fluorum	F	eff	19,0
Fosfor	Phosphorus	P	pee	31
Hapnik	Oxygenum	O	oo	16,0
Hõbe	Argentum	Ag	argentum	107,9
Jood	Iodum	I	jood	126,9
Kaalium	Kalium	K	kaalium	39,1
Kaadmium	Cadmium	Cd	kaadmium	112,4
Kaltsium	Calcium	Ca	kaltsium	40,1
Kloor	Chlorum	Cl	kloor	35,5
Koobalt	Cobaltum	Co	koobalt	58,9
Kroom	Chromium	Cr	kroom	52,0
Kuld	Aurum	Au	aurum	197,0
Lämmastik	Nitrogenium	N	enn	14,0
Magneesium	Magnesium	Mg	magneesium	24,3
Mangaan	Manganum	Mn	mangaan	54,9
Naatrium	Natrium	Na	naatrium	23
Nikkel	Nicco'um	Ni	nikkel	58,7
Plaatina	Platinum	Pt	plaatina	195,2
Plii	Plumbum	Pb	plumbum	207,2
Raud	Ferrum	Fe	ferrum	55,9
Räni	Silicium	Si	siliitsium	28,1
Seleen	Selenium	Se	seleen	79
Strontsium	Strontium	Sr	strontsium	87,6
Süsinik	Carboneum	C	tsee	12,0
Telluur	Tellurium	Te	telluur	127,6
Tina	Stannum	Sn	stannum	118,7
Tsink	Zincum	Zn	tsink	65,4
Uraan	Uranium	U	uraan	238,1
Vask	Cuprum	Cu	kuprum	63,5
Vesinik	Hydrogenium	H	haa	1,008
Vismut	Bismuthum	Bi	vismut	209,0
Väävel	Sulfur	S	ess	32,1

Hüdrosiid ja happejääk	Metall															
	+1 K	+1 Na	+2 Ba	+2 Ca	+2 Mg	+3 Al	+3 Cr	+2 Fe	+3 Fe	+2 Mn	+2 Zn	+1 Ag	+2 Hg	+2 Cu	+2 Pb	
$\frac{-1}{\text{OH}}$	l	l	l	vl	vl	e	e	e	e	e	e	—	—	e	e	
$\frac{-1}{\text{Cl}}$	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	e	l	l	vl	
$\frac{-2}{\text{S}}$	l	l	l	vl	l	—	—	e	—	e	e	e	e	e	e	
$\frac{-2}{\text{SO}_3}$	l	l	e	e	e	—	—	e	—	e	e	e	e	e	e	
$\frac{-2}{\text{SO}_4}$	l	l	e	vl	l	l	l	l	l	l	l	vl	l	l	e	
$\frac{-3}{\text{PO}_4}$	l	l	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	
$\frac{-2}{\text{CO}_3}$	l	l	e	e	e	—	—	e	e	e	e	e	e	e	e	
$\frac{-2}{\text{SiO}_3}$	l	l	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	—	e	e	
$\frac{-1}{\text{NO}_3}$	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	

Arvud tähistavad valentsi. Tabelis täht «l» tähendab lahustuvat, «vl» — raskesti lahustuvat ja «e» — lahustumatut ühendit.

SISUKORD.

I peatükk. Süsinikurühma keemilised elemendid.

1.	Sissejuhatus	3
2.	Süsinik.	
1.	Süsinik	3
	Süsinik looduses	3
	Süsiniku allotroopia	4
	Adsorptsioon	7
2.	Süsiniku keemilised omadused	12
3.	Süsinikoksiid	15
4.	Tahke kütuse gaasistamine	16
	Generaatorigaas	17
	Vesigaas	18
	Kivisöe maa-alune gaasistamine	18
5.	Süsihappegaas ehk süsinikdioksiid	20
	Süsihappegaas looduses	20
	Süsihappegaasi saamine	20
	Süsihappegaasi omadused ja kasutamine	21
6.	Süsihape ja selle soolad	26
	Süsihape	26
	Süsihappe soolad	27
	Naatriumkarbonaat ehk sooda	28
	Naatriumvesinikkarbonaat ehk söögisooda	30
7.	Süsiniku ringkäik looduses	30
§ 3.	Kütused ja kütmine.	
1.	Kütuse liigid. Kütused	33
	Kütuse liigid	33
	Kaevandatavad söed	33
	Pruunsüsi	35
	Kivisüsi	35
	Antratsiit	35
	Turvas	36
	Põlevkivi	36
	Küttepuu	36
	Nafta	36
	Gaasiline kütus	37
2.	Leek ja selle ehitus	37
3.	Tahke, vedela ja gaasilise kütuse põletamise viisid	39
§ 4.	Räni.	
1.	Räni	41
	Räni looduses	41
	Räni saamine	41
	Räni omadused	41
2.	Ränidioksiid ehk ränihappe anhüdriid	43
3.	Ränihape ja ta soolad	44

§ 5.	Kolloidlahused	46
§ 6.	Silikaadid ehitusmaterjalidena	
	1. Klaasitööstus	51
	2. Tsemenditööstus	52
	3. Keraamikatööstus	56
§ 7.	Süsinikurühma keemiliste elementide iseloomustus	57

II peatükk. Metallid.

§ 1.	Sissejuhatus	60
§ 2.	Metallide üldomadused.	
	1. Metallide asetus keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis ja nende aatomite ehitus	60
	2. Metallide leidumine looduses	63
	3. Metallide füüsikalised omadused	63
	4. Metallide keemilised omadused	69
	Metallide keemiline aktiivsus	69
	Metallide ühinemine hapnikuga	72
	Metallide ühinemine väävliga	72
	Metallide ühinemine halogeenidega	73
	Metallide reageerimine veega ning lahjendatud hapetega	73
	Metallide reageerimine kontsentreeritud hapetega	75
	Metallide reageerimine sooladega	77
§ 3.	Sulamid.	
	1. Sulamite liigid	78
	Homogeensed sulamid	78
	Heterogeensed sulamid	78
	2. Sulamite omadused	79
	3. Tähtsamad sulamid	79

III peatükk. Keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi I rühma metallid.

§ 1.	Sissejuhatus	81
§ 2.	Leelismetallid.	
	1. Leelismetallide asetus keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis ja nende aatomite ehitus	81
	2. Leelismetallide ja nende ühendite üldine iseloomustus	84
	3. Leelismetallide saamine	89
	4. Leeliste tootmine elektrolüüsamise abil	92
	5. Leelismetallide tähtsamad soolad ja nende kasutamine	95

IV peatükk. Keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi II rühma metallid.

§ 1.	Sissejuhatus	98
§ 2.	Berülliumi allrühm.	
	1. Berülliumi allrühma keemiliste elementide asend perioodilisuse süsteemis ja nende aatomite ehitus	98
	2. Berülliumi allrühma keemiliste elementide ja nende ühendite üldine iseloomustus	99
§ 3.	Kaltsium.	
	1. Kaltsiumi asend keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis ja kaltsiumi aatomi ehitus	103
	2. Kaltsiumi omadused.	104
	Kaltsiumi füüsikalised ja keemilised omadused	104
	Kaltsiumi reageerimine hapnikuga ning teiste mittemetallidega	104
	Kaltsiumi reageerimine liitainetega	105

3.	Metallilise kaltsiumi saamine ja kasutamine	106
4.	Kaltsiumoksiid ja kaltsiumhüdroksiid	107
	Kaltsiumoksiid	107
	Kaltsiumhüdroksiid	107
5.	Kaltsium looduses	108
	Kaltsiumkarbonaat	109
	Kaltsiumsulfaat ehk kips	109
	Kaltsiumfluoriid	110
	Kaltsiumkloriid	110
§ 4.	Lubja tootmine	110
§ 5.	Vee karedus ja selle kõrvaldamine	113

V peatükk. Keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi III rühma metallid.

§ 1.	Sissejuhatus	116
§ 2.	Alumiinium.	
1.	Alumiiniumi asetus keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis ja alumiiniumi aatomi ehitus	116
2.	Alumiiniumi omadused	117
	Alumiiniumi füüsikalised omadused	117
	Alumiiniumi keemilised omadused	117
	Alumiiniumi reageerimine hapnikuga	117
	Alumiiniumi reageerimine väävliga ning halogeenidega	118
	Alumiiniumi reageerimine veega	118
	Alumiiniumi reageerimine hapetega ning leelistega	119
	Alumiiniumi reageerimine metallide oksiididega	119
3.	Alumiiniumiühendid	120
	Alumiiniumoksiid	120
	Alumiiniumhüdroksiid	121
4.	Alumiiniumi kasutamine.	124
5.	Alumiinium looduses	125
	Alumiiniumiühendid	126
6.	Alumiiniumi saamine	127

VI peatükk. Keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi VIII rühma metallid.

§ 1	Sissejuhatus	130
§ 2.	Raud.	
1.	Raua asetus keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis ja raua aatomi ehitus	131
2.	Raua omadused	132
	Raua füüsikalised omadused	132
	Raua keemilised omadused	132
	Raua reageerimine hapnikuga	132
	Raua reageerimine klooriga	133
	Raua reageerimine väävliga	133
	Raua reageerimine veega	133
	Raua reageerimine hapetega	134
	Raua reageerimine sooladega	135
3.	Rauaühendid	135
	Raua oksiidid	135
	Raud(II)oksiid	135
	Raud(III)oksiid	136
	Raud(II)raud(III)oksiid	136
	Raua hüdroksiidid	136
	Raud(II)hüdroksiid	136
	Raud(III)hüdroksiid	137

Raua soolad	137
4. Rauasulamid	139
5. Raud looduses	140
6. Malmi saamine	141
Kõrgahju ehitus	141
Kõrgahju toorained	142
Kõrgahju protsess	143
Kõrgahjutööstuse saadused	146
7. Malmi töötlemine teraseks	146
Bessemermenetlus	147
Toomasmenetlus	149
Martäänmenetlus	150
Terase tootmine elektrialhjudes	152
8. Mustmetallurgia tähtsus rahvamajanduses	153
§ 3. Metallide korrosioon ja võitlus selle vastu	154
1. Korrosiooni mõiste	154
2. Keemiline korrosioon	155
3. Elektrokeemiline korrosioon	156
4. Metallide kaitsmine korrosiooni eest	159

Laboratoorsed tööd.

Laboratoorne töö nr. 1. Tutvumine puusõe omadustega	161
Töö nr. 1. Puusõe adsorbeerivad omadused	161
Töö nr. 2. Süsiniku redutseerivad omadused	162
Laboratoorne töö nr. 2. Süsinikdioksiidi saamine ja omadused	162
Laboratoorne töö nr. 3. Süsihappe soolade omadused	163
Laboratoorne töö nr. 4. Ränihüendite omadused	164
Laboratoorne töö nr. 5. Metallide keemilised omadused	165
Töö nr. 1. Vase väljatõrjumine rauaga	165
Töö nr. 2. Plii väljatõrjumine tsingiga	166
Töö nr. 3. Hõbeda väljatõrjumine elavhõbedaga	166
Töö nr. 4. Gaasilise vesiniku hapetest väljatõrjumine metallidega	166
Laboratoorne töö nr. 6. Leelismetallide hüendite omadused	167
Töö nr. 1. Naatriumvesinikkarbonaadi ja naatriumkarbonaadi omadused	167
Töö nr. 2. Naatriumkarbonaadi tõestamine	168
Laboratoorne töö nr. 7. Leelismuldmetallide hüendite omadused	168
Töö nr. 1. Kaltsiumoksiidi saamine	168
Töö nr. 2. Kaltsiumhüdroksiidi saamine	168
Töö nr. 3. Kaltsiumkarbonaadi ja kaltsiumvesinikkarbonaadi saamine ja omadused	169
Töö nr. 4. Kipsi valamine	169
Laboratoorne töö nr. 8. Alumiiniumi ja selle hüendite omadused	170
Töö nr. 1. Alumiiniumoksiidi kihi kaitsev toime	170
Töö nr. 2. Alumiiniumi amfoteersus	170
Töö nr. 3. Alumiiniumjodiidi saamine	171
Laboratoorne töö nr. 9. Raua ja selle hüendite omadused	171
Töö nr. 1. Terase lõõmutamine ja karastamine	171
Töö nr. 2. Raud(III)hüdroksiidi saamine ja selle omadused	171
Töö nr. 3. Kolmevalentse raua tõestamine	172
Töö nr. 4. Kahe- ja kolmevalentse raua tõestamine	172
Laboratoorne töö nr. 10. Eksperimentaalsed tööd teemal «Süsinik»	173
Laboratoorne töö nr. 11. Eksperimentaalsed tööd teemal «Metallid»	173
Lisa 1. Tähtsamate keemiliste elementide nimetused, märgid ja aatomkaalud	175
Lisa 2. Soolade ja aluste lahustuvus vees (temperatuuril 18°)	176

A-21006

22 kop.

TÜ RAAMATUKOGU



1 0300 00463031 7