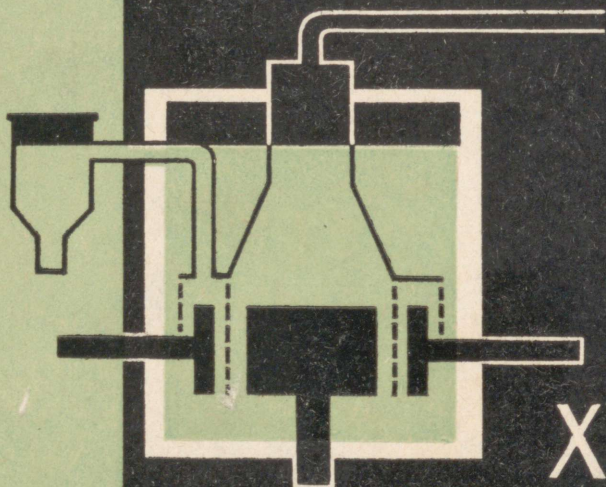


K. PRINKMAN

KEEMIA



X

KLASSILE

D. I. Mendeleevi keemilliste

Perioodid	Read	K e e m i l l i s t e e l e					
		I	II	III	IV	V	
I	1	¹ 1,0080 H Vesinik					
II	2	³ 6,940 Li Liitium	⁴ 9,013 Be Berüllium	⁵ 10,82 B Boor	⁶ 12,011 C Süsinik	⁷ 14,008 N Lämmastik	
III	3	¹¹ 22,991 Na Naatrium	¹² 24,32 Mg Magneesium	¹³ 26,98 Al Alumiinium	¹⁴ 28,09 Si Räni	¹⁵ 30,975 P Fosfor	
IV	4	¹⁹ 39,100 K Kaesium	²⁰ 40,08 Ca Kaltsium	²¹ 44,95 Sc Skandium	²² 47,90 Ti Titaan	²³ 50,95 V Vanaadium	
	5	²⁹ 63,54 Cu Vask	³⁰ 65,38 Zn Tsink	³¹ 69,72 Ga Gallium	³² 72,60 Ge Germaanium	³³ 74,91 As Arseen	
V	6	³⁷ 85,48 Rb Rubiidium	³⁸ 87,63 Sr Strontsium	³⁹ 88,92 Y Ütrium	⁴⁰ 91,22 Zr Tsirkoonium	⁴¹ 92,91 Nb Niobium	
	7	⁴⁷ 107,880 Ag Hõbe	⁴⁸ 112,41 Cd Kadmium	⁴⁹ 114,76 In Indium	⁵⁰ 118,70 Sn Tina	⁵¹ 121,76 Sb Antimon	
VI	8	⁵⁵ 132,91 Cs Tseesium	⁵⁶ 137,36 Ba Baarium	⁵⁷ 138,92 La Lantaan	⁵⁸⁻⁷¹ Lantaanid	⁷² 178,6 Hf Hafnium	⁷³ 180,95 Ta Tantaal
	9	⁷⁹ 197,0 Au Kuld	⁸⁰ 200,6 Hg Elavhõbe	⁸¹ 204,39 Tl Tallium	⁸² 207,21 Pb Plii	⁸³ 209,00 Bi Vismut	
VII	10	⁸⁷ (223) Fr Frantsium	⁸⁸ 226,05 Ra Raadium	⁸⁹ (227) Ac Aktiinium	⁹⁰⁻¹⁰³ Aktiinid	¹⁰⁴	¹⁰⁵
Kõrgeimad anokatekitavad oksüüdid		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃		RO ₂	R ₂ O ₅
Kõrgeimad gaasilised vesinikuühendid						RH ₄	RH ₃

* L a n t a

⁵⁸ 140,13 Ce Tseerium	⁵⁹ 140,92 Pr Praseodüüm	⁶⁰ 144,22 Nd Neodüüm	⁶¹ (145) Pm Promestium	⁶² 150,43 Sm Samaarium	⁶³ 152,0 Eu Euroopium	⁶⁴ 156,9 Gd Gadoliinium
--	--	---------------------------------------	---	---	--	--

** A k t i n

⁹⁰ 232,05 Th Toorium	⁹¹ 231 Pa Protaktiinium	⁹² 238,07 U Uraan	⁹³ (237) Np Neptuunium	⁹⁴ (242) Pu Plutoonium	⁹⁵ (243) Am Ameriitsium	⁹⁶ (245) Cm Küürium
---------------------------------------	--	------------------------------------	---	---	--	--------------------------------------

elementide perioodiline süsteem

mentide rühmad

VI		VII		VIII			0		
		(H)					² 4,003 He Heelium		
⁸ 16,000 O Hapnik		⁹ 19,00 F Fluor					¹⁰ 20,183 Ne Neoon		
¹⁶ 32,066 S Väavel		¹⁷ 35,457 Cl Kloor					¹⁸ 39,944 Ar Argoon		
^{Cr} ²⁴ 52,01 Kroom		^{Mn} ²⁵ 54,94 Mangaan		^{Fe} ²⁶ 55,85 Raud		^{Co} ²⁷ 58,94 Koobalt		^{Ni} ²⁸ 58,69 Nikkel	
³⁴ 78,96 Se Seleen		³⁵ 79,916 Br Broom					³⁶ 83,80 Kr Krüpton		
^{Mo} ⁴² 95,95 Molibdeen		^{Tc} ⁴³ (99) Tehneetsium		^{Ru} ⁴⁴ 101,1 Ruteenium		^{Rh} ⁴⁵ 102,91 Roodium		^{Pd} ⁴⁶ 106,7 Pallaadium	
⁵² 127,61 Te Telluur		⁵³ 128,91 J Jood					⁵⁴ 131,3 Xe Ksenoon		
^W ⁷⁴ 183,92 Volfram		^{Re} ⁷⁵ 186,31 Reenium		^{Os} ⁷⁶ 190,2 Osmium		^{Ir} ⁷⁷ 192,2 Iriidium		^{Pt} ⁷⁸ 195,23 Platina	
⁸⁴ (210) Po Poloonium		⁸⁵ (210) At Astatiin					⁸⁶ (222) Rn Radoon		
RO ₃		R ₂ O ₇		RO ₄					
RH ₂		RH							

n i i d i d

⁶³ 158,93 Tb Terbium	⁶⁵ 162,46 Dy Düsproosium	⁶⁷ 164,94 Ho Halmium	⁶⁸ 167,2 Er Erbium	⁶⁹ 168,94 Tu Tuulium	⁷⁰ 173,04 Yb Üterbium	⁷¹ 174,99 Lu Luteetsium
---------------------------------------	---	---------------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------------	--	--

i i d i d

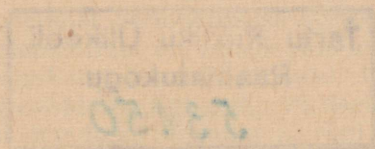
^{Bk} ⁹⁷ (249) Berkelium	^{Cf} ⁹⁸ (249) Kalifornium	^E ⁹⁹ (265) Einsteinium	^{Fm} ¹⁰⁰ (265) Fermium	^{Mv} ¹⁰¹ (266) Mendelevium	^{No} ¹⁰² (263) Nobeelium	103
---	---	--	--	--	--	-----

A-24161

KARL PRINKMAN

KEEMIA

X KLASSILE



EESTI RIIKLIK KIRJASTUS
TALLINN 1962

Kaanekejundus: *G. Pant*

Kiinitatud Eesti NSV Haridusministeeriumi poolt

ARHIIVKOGU

2



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 sama 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 oksüüdid 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 12,011; järjekorranumber 6.

Süsinikku tuntakse juba ammu puidusöe, tahma ja kivisöe näol.

Süsinik looduses. Süsinikku leidub looduses puhtalt ja rohkearvuliste ühendite kujul. Puhas süsinik on teemant, grafiit ja

amorfne süsi. Peale selle leidub looduses veel söega koostiselt sarnaseid aineid (näiteks tavalised kaevandatavad söed).

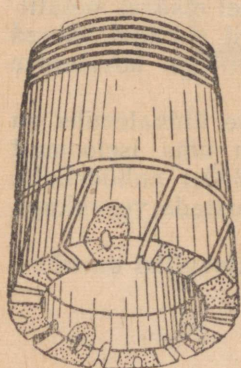
Väga suurtes kogustes leidub süsinikku paljude mineraalide koostises. Mineraalidest, mis sisaldavad süsinikku kaltsiumkarbonaadi (CaCO_3) kujul, võib nimetada näiteks lubjakivi, kriiti ja marmorit, kuna mineraal dolomiit sisaldab süsinikku kaltsiummagneesiumkarbonaadi kujul ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$).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

Looduslik vesi sisaldab alati süsihappegaasi (CO_2) ja mitmesuguseid süsihappe soolasid. 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 maakooses mitte üle 0,2%. Oma arvukate ühendite tõttu on süsinik teiste keemiliste elementide suhtes eri olukorras.

Süsiniku allotroopia. Nagu märgitud, tuntakse süsinikku kolmes allotroopses teisendis: teemandi, grafiidi ja amorfse söe kujul.

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



Joonis 1. Teemantpuur.

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

Teemantpulbrit 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.

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.

2. Grafiit on tumehall, nõrga metalliläikega kristalliline aine. Tema erikaal on 2,17 kuni 2,3. Ohu 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 tõmata 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 määrdelõhede asemel kõrgeil temperatuuridel töötavate masinaosade määrimiseks. Väga hea määrdaine 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 elektrootide, 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).

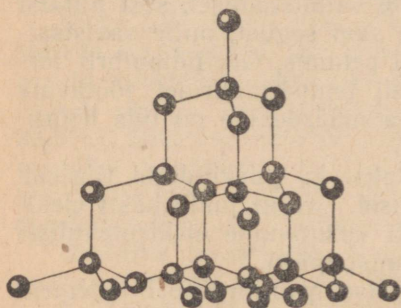
Hoopis teisekujuline ehitus on grafiidi kristallidel. Viimases asetsevad süsiniku aatomid korrapärase kuusnurga tippudes. Mainitud kuusnurgad paiknevad paralleelsetes kihtides (joonis 3). Ühtlasi on selgunud, et kaugus naabruses olevate kihtide vahel on suurem kui kuusnurgas asetsevate süsiniku aatomite 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.

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

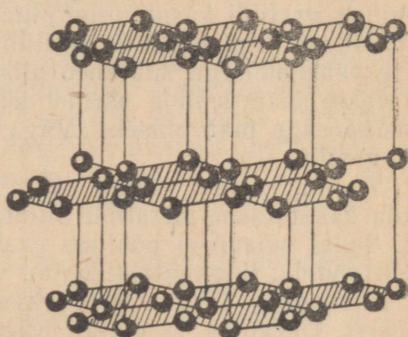
Süsi on musta värvusega amorfne aine, mis koosneb peamiselt süsinikust. Puhast sütt saadakse mitmesuguste süsinikku sisaldavate ainete (orgaaniliste ainete) kuumutamisel õhu juurdepääsuta või mittetäielikul põlemisel.

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 valmistamisel, 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.

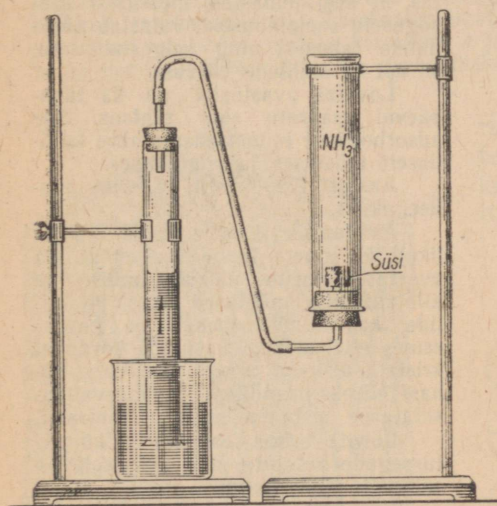
P u u s ü s i. Puusütt saadakse puidu kuivdestillatsioonil. Vanael ja lihtsamal puusöe valmistamise viisil — miilimisel — loetakse halud suure kuhikusse, mis kaetakse mätastega. Õhu juurdevooluks jäetakse miilisse väiksemad avad. Miilimisel põleb osa puidust ära, kuid suurem osa muutub puusöeks. Tänapäeval 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-

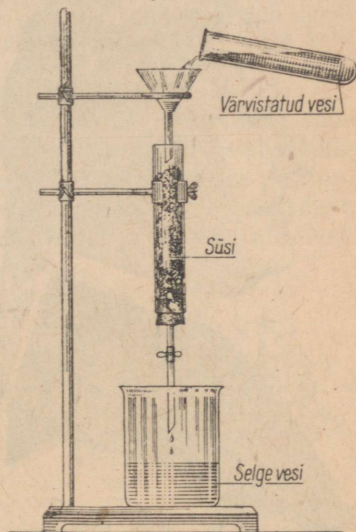
des olev õhk hoiab teda ülal. Kuid sama süsi pulbristatuna vajub kohe vee alla.

Adsorptsioon. Puusöe tähtsaimaks omaduseks on tema võime koondada ehk adsorbeerida enda pinnale gaase, aure ja paljusid lahustunud aineid. Selleks et jälgida gaasi adsorbeerimist söe 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 kummivoolikut abil klaastoruga, mis on asetatud värvistatud vette (joonis 4). Teatava aja möödumisel täheldame värvistatud vee samba tõusu torus.



Joonis 4. Ammoniaagi adsorbeerimine söe poolt.



Joonis 5. Lahuse valastamine söe toimel.

Söe 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 söega.

Söe 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**.

Puusöe 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. Lomonossovi järglaseks Vene Teaduste Akadeemias.

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

Lowitz uuris söe mitmekesist kasutamist adsorbendina, eriti söe toimet püretatud vedelikesse. Ta avastas, et süsi puhastab mustusest igasuguseid soolalahuseid, valastab värvainete lahuseid ning selgestab mee, siirupi ja mahlade värvust.

Lowitzi avastustel on ka tänapäeval määratu suur tähtsus. Söe adsorbeerivat toimet kasutatakse laialdaselt tööstuses ja riigikaitses.

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 kristallisatsioonit ainetes täielikuks puhastamiseks lisanditest. Tänapäeval kasutatakse seda menetlust laialdaselt.

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

Kasutades kristallisatsiooninähtuste uurimisel mikroskoopi, avastas Lowitz aastal 1798 soolade mikroskoopilise kiiranalüüsi soolakristallide kuju põhjal. Sellega rajas ta mikroskoopilise analüüsi kasutamise aluse.

skoopilise analüüsi, mida hakati kasutama tööstuses 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 Lomonossovi töödega, ennetasid tunduvalt tolleaegse teaduse ja olid kaasaegsele arusaamatud.

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

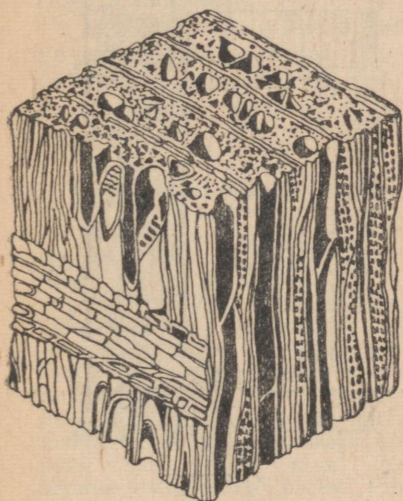
Puitu läbib tavaliselt suur hulk mikroskoopilisi torukesi ja kanaleid. Need torukesed ja kanalid säilivad söe struktuuris, olles seega söe poorsuse ja suure välispinna põhjustajateks, mistõttu süsi adsorbeerib hästi paljusid aineid (joonis 6).

Adsorptsiooni olemus seisab selles, et adsorbendi, näiteks söe välispinnale tõmbuvad ligi ja kogunevad adsorbeeritava aine molekulid, moodustades sellel väga õhukese välise kirme — ühe molekuli paksusega.

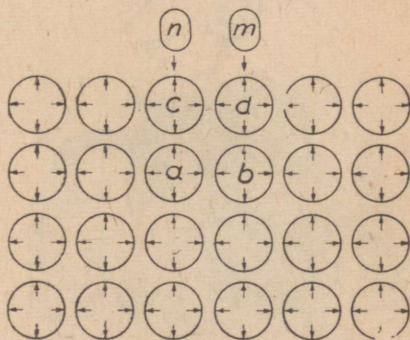
Adsorptsiooni võib seletada järgmiselt.

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

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



Joonis 6. Puidu struktuur (suurendatud).



Joonis 7. Adsorptsiooni skemaatiline kujutamine.

Kuivdestillatsioonijääkide kõrvaldamiseks tuleb puidusütt täien-davalt 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 harilikes tingimustes ligikaudu 1500 ml kloori, kuna tavaline süsi adsorbeerib parimal juhul kuni 235 ml kloori. See on seletatav

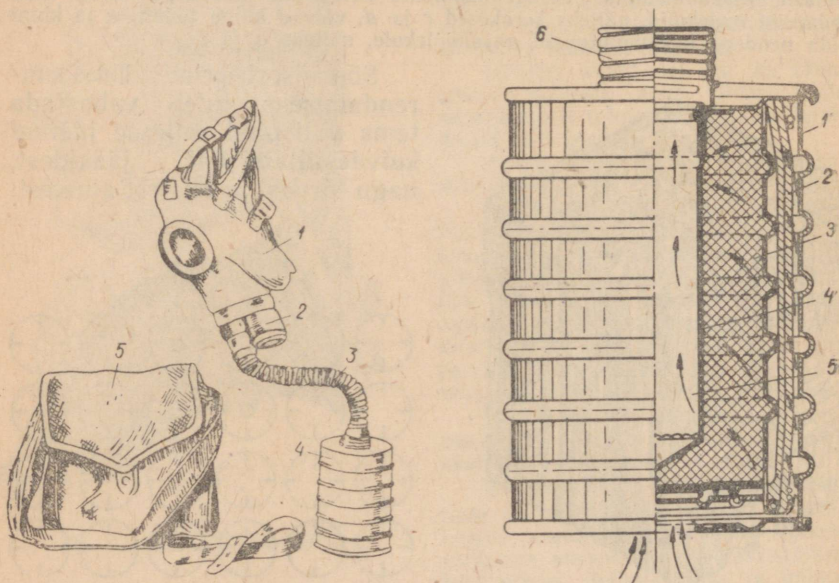
aktiveeritud söe suure välispinnaga. Nii näiteks on 1 g aktiveeritud söe üldpindala 300—1000 m².

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

Aktiveeritud söe abil adsorbeeritakse õhu ja gaaside segudest lenduvate vedelike aurusid, 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, 5 — kandepaun;
b — gaasitorbiku kurn: 1 — kurna kest, 2 — suitsufilter, 3 — aktiveeritud söega võrksilinder, 4 — sisemine (väike) võrksilinder, 5 — tolmufilter, 6 — kurnakael.

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

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

Zelinski leiutatud gaasitorbik päästis Esimese maailmasõja ajal sadu 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 paberrist tolmufiltris.

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

AKADEEMIK ZELINSKI.

Nikolai Dmitrijevitš Zelinski sündis aastal 1861 Ukrainas. Aastal 1884 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 reaktsioonilise haridusministri korraldusel vallandati Moskva ülikooli juhatuse ebalojaalsuse pärast. Protesti märgina erustasid 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 ennastsalgavalt 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 Oktoobrirevolutsiooni siirdus Zelinski jälle Moskvasse. Algas vilgas tegevus keemia alal. Valitsuse poolt toetatuna valmisid tema suurimad tööd. Zelinski avaldatud tööde arv ületab 500.

Kodusõja ja majandusliku laose ajajärgul valmistas ta esimesena sünteetilist bensiini.

Töötades naftakeemia alal, tegi Zelinski suuri avastusi kõrgekaliteediliste õlide valmistamise alal. Tema juhtimisel toimusid edukad valkude uurimised.

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

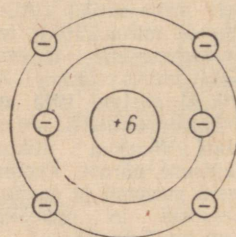
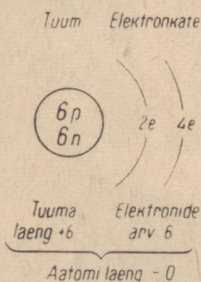
N. D. Zelinski suri aastal 1953.

Kordamisküsimusi.

1. Jutustada süsiniku levikust looduses.
2. Loetleda a) teemandi, b) grafiidi omadusi ja kasutamise alasid.
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 amorfset sütt. Milles sarnanevad ja milles erinevad üksteisest need süsiniku allotroopsed teisendid?
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
Hõikide elektronide laengute summa	-6
Aatomi laeng	0

Joonis 9. Süsiniku aatomi ehituse skeem.

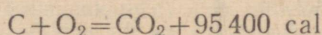
Süsiniku täisarvuni ümardatud aatomkaal on 12 h.-ü. ja tema järjekorranumber 6. Sellest lähtudes võib süsiniku aatomi ehitust

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 valents-elektroni (joonis 9).

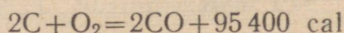
Harilikul temperatuuril ei lahustu vaba süsinik (teemant, grafiit ja amorfn süsi) üheski lahustis ega reageeri ühegi teise ainega. Kõrgel temperatuuril aga ühineb süsinik mitmete metallide ja mittemetallidega. See on seletatav süsiniku aatomite inertusega, sest süsiniku aatomite vaheline seos teemandi-, grafiidi- ja söekristallides on madalatel temperatuuridel väga püsiv. Kõrgel temperatuuridel, 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 süsinikoksüüd (CO).

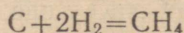
Sõe põlemisel, s. t. süsiniku ühinemisel hapnikuga, eraldub rohkesti soojust. Katsetega on kindlaks tehtud, et ühe gramm-aatomi süsiniku (12 g) täielikul põlemisel eraldub 95 400 cal soojust:



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

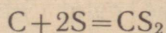


Vesiniku juhtimisel üle hõõguva sõe tekib katalüsaatori juuresolekul gaasiline aine metaan (CH_4):



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

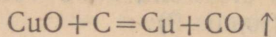
Väävliaurude juhtimisel üle hõõguva sõe tekib väävelsüsinik (CS_2):



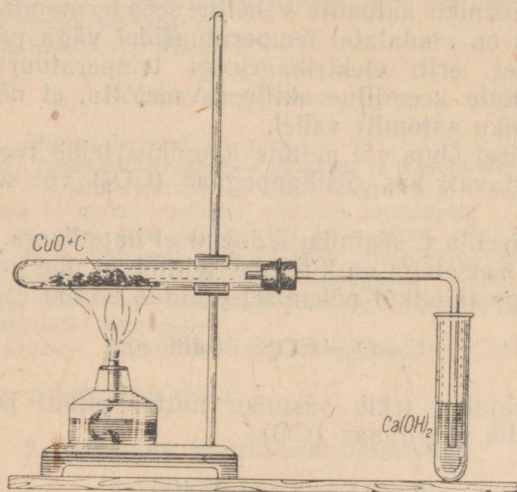
Väävelsüsinik on värvusetu, ebameeldiva lõhnaga vedelik. Väävelsüsinik on mürgine ja väga tuleohtlik. Väävelsüsinikku kasutatakse paljudes tööstustes lahustina ning põllumajanduses kahjurit hävitamiseks aitades ja ladudes (teda tarvitatakse ka muttide surmamiseks nende käikudes).

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

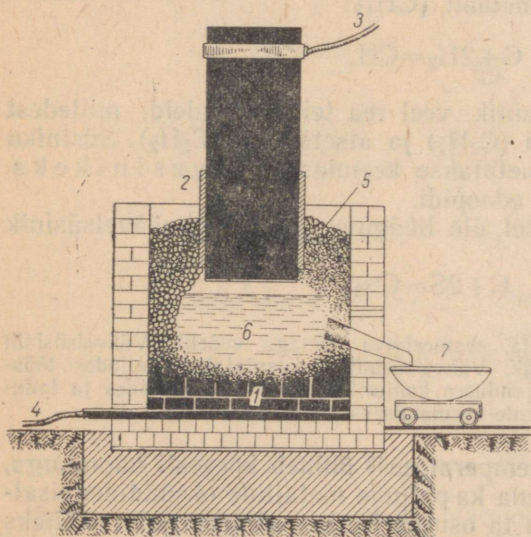
vask(II)oksüüdi (CuO) ja söe segu kuumutamisel tekib metalliline vask ja eraldub süsinikoksüüd (joonis 10):



Süsiniku redutseerivaid omadusi kasutatakse tööstuses laialdaselt metallide saamisel maakidest.



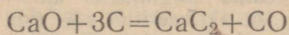
Joonis 10. Vase redutseerimine vask(II)oksüüdist söe toimel.



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

- 1 — ahju söeplaatidest põhi;
- 2 — ülemine elektrood; 3 ja 4 — elektrivoolu juhtmed;
- 5 — kaltsiumoksüüdi ja koki segu; 6 — sulanud kaltsiumkarbiid; 7 — vorm.

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



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

Kordamisküsimusi.

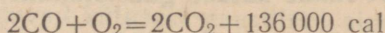
1. Jutustada süsiniku asetusest keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis ning süsiniku aatomi ehitusest.
2. Nimetada süsiniku keemilisi omadusi, millest on tingitud tema inertsus.
3. Missugune tähtsus on süsiniku ja hapniku ühinemisreaktsioonil ning kus seda kasutatakse?
4. Kuidas saadakse kaltsiumkarbiidi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

3. Süsinikoksüüd CO.

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

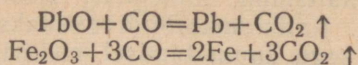
Süsinikoksüüdi mürgisus seletub asjaoluga, et süsinikoksüüdi ühinemisel punaste vereliblede koostisse kuuluva hemoglobiiniga tekib püsiv ühend, mille tõttu veri kaotab kudedele hapniku edasiandmise võime. Värske õhu sissehingamisel laguneb tekkinud ühend järk-järgult ja hemoglobiin muutub jälle hapniku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

Süsinikoksüüd põleb sinaka leegiga, muutudes seejuures süsihappegaasiks. Süsinikoksüüdi põlemisel eraldub palju soojust, millel põhinebki tema kasutamine tööstuses küttegaasina:

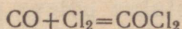


Kõrge temperatuuril ühineb süsinikoksüüd väga energiliselt hapnikuga, redutseerides seejuures paljusid metalle nende oksüü-

didest. Süsinikoksüüdi seda omadust kasutatakse metallurgias metallide saamiseks nende oksüüdidest, näiteks:

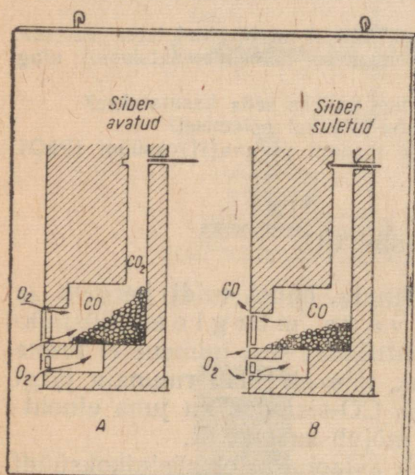


Süsinikoksüüd ühineb teatud tingimustel kloori ja teiste keemiliste elementidega. Pääkesevalgusel või aktiveeritud söe (kui katalüsaatori) juuresolekul ühineb süsinikoksüüd klooriga vahetult fosgeeniks (COCl_2):



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

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



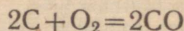
Joonis 12. Süsinikoksüüdi ja süsihappegaasi tekkimine ahjus.

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 vingu järele». Kuid see ütlus pole õige, sest süsinikoksüüdil ehk vingugaasil ei ole lõhna. Tuntakse vaid kütuse kuivdestillatsiooni põlemata jäänud produktide (tõrva ja teiste ainete) lõhna ning järelikult koos nendega ka süsinikoksüüdi.

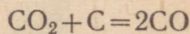
4. Tahke kütuse gaasistamine.

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

Süsinikoksüüd tekib süsinikuühendite põlemisel hapniku (või õhu) vajakul:



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



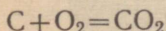
Kolletes, kus on rohkesti hõõguvaid süsi, tekib alati süsinikoksüüdi. Ahjusiibri enne-aegsel sulgemisel levib mürgine süsinikoksüüd köetavasse ruumi (joonis 12).

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

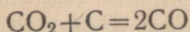
Generaatorigaas koosneb peamiselt süsinikoksüüdist ja õhulämmastikust. Tema nimi on tuletatud erilisest ahjust — generaatorist, milles teda saadakse (joonis 13).

Gaasigeneraator on tulekindla voodriga kõrge ahi. Ahju kaanel oleva kolu kaudu täidetakse gaasigeneraator kütusega (koksi, kivisöe, puidu või isegi turbaga). Alt imetakse generaatorisse kütuse gaasistamiseks 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, milledeks on põlemise, redutseerumise, gaasistumise (s. t. lenduvate ainete tekkimise) ja kuivamise tsoonid. Õhk imetakse gaasigeneraatori alumisse ossa, kus kütuse põlevosad ühinevad õhuhapnikuga süsihappegaasiks ning vabaneb palju soojust. Selles tsoonis küünib temperatuur kuni 1400°-ni. Põlemise tsoonis toimuva reaktsiooni võrrand:



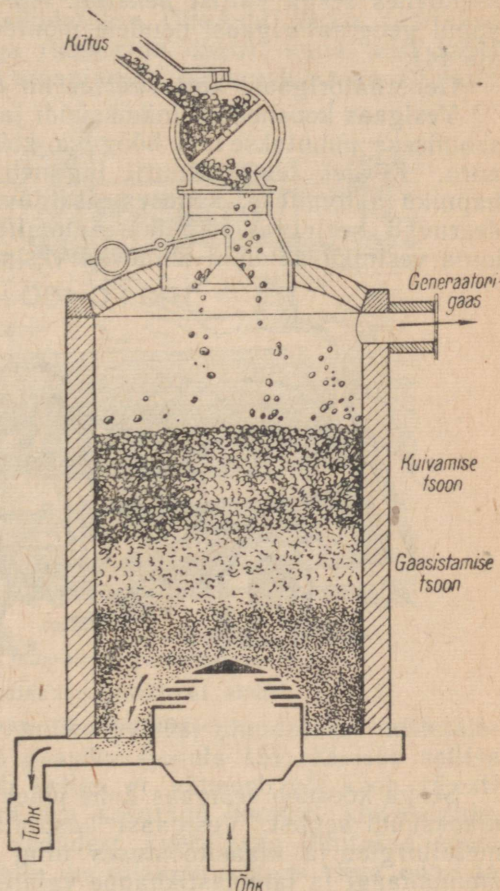
Süsihappegaasist ja õhulämmastikust koosnev gaasisegu läbib seejärel redutseerumise tsooni, kus ta annab osa oma soojusest ära ja paneb selles oleva kütuse hõõguma. Mainitud tsoonis redutseerub süsihappegaas hõõguvate süte toimetel süsinikoksüüdiks:



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

Pealmises tsoonis teostub kütuse kuivatamine teda läbivate kuumade gaaside poolt.

Tegelikult sisaldub generaatorigaasis peale süsinikoksüüdi ja

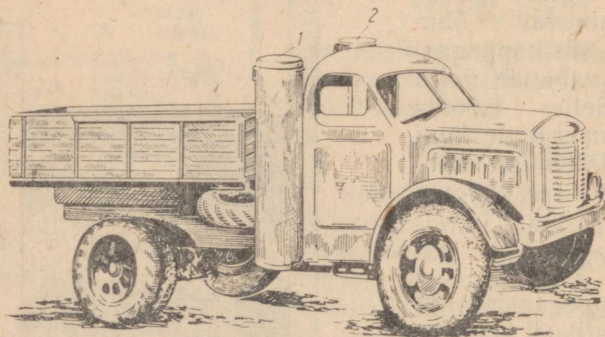
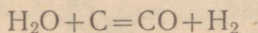


Joonis 13. Lihtsaim gaasigeneraator (lõikes).

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. Ohuga 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 süsinikoksüüdi 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 süsinikoksüüdiks, kuna vesiniku aatomid ühinevad vesiniku molekulideks:



Joonis 14. Gaasigeneraatoriga veoauto:

1 — generaator; 2 — gaasipuhasti.

Seega koosneb vesigaas kahe põleva gaasi — vesiniku ja süsinikoksüüdi 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°.

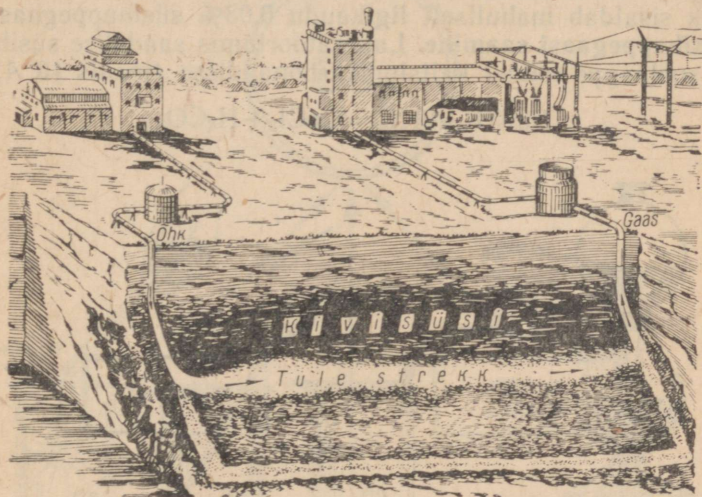
Kivisöe maa-alune gaasistamine. Kuna gaasilise kütusega on võimalik saavutada kõrge temperatuuriga puhast leeki ning tal puudub tuhk, siis on tahke kütuse gaasistamisel määratu suur tähtsus kaasaegses tööstuses. Gaasilise kütuse saamise üheks uueks menetluseks on kivisöe maa-alune gaasistamine.

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 maa-põues ja saadud põlevaid gaase juhitakse torustike kaudu suurtele kaugustele.»

Kivisöe maa-aluse gaasistamise probleemile osutas V. I. Lenin eriti suurt tähtsust ning see lahendati ja teostati 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, võimaldub 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 süsinikoksüüd?
2. Nimetada süsinikoksüüdi omadusi.
3. Mispärast on süsinikoksüüd redutseerija?

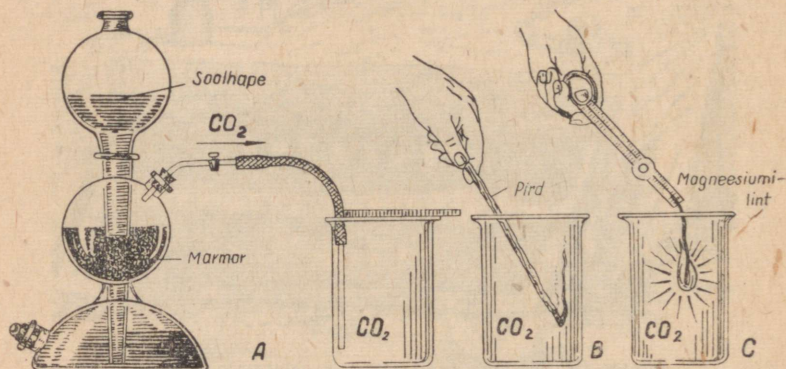
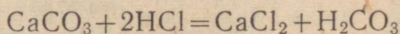
4. Mispärast põleb süsinikoksüüd, süsinikdioksüüd aga mitte?
5. Mida nimetatakse generaatorigaasiks? Kuidas saadakse generaatorigaasi ja milleks seda kasutatakse?
6. Missugust gaasi nimetatakse vesigaasiks? Kuidas saadakse vesigaasi?
7. Kuidas toimub kivisöe maa-alune gaasistamine?

5. Süsihappegaas ehk süsinikdioksüüd.

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.

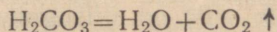
Süsihappegaasi saamine. Laboratooriumis saadakse süsihappegaasi soolhappe toimel kaltsiumkarbonaadisse (joonis 16, A):



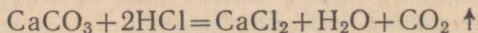
Joonis 16. Süsihappegaasi saamine ja tema omaduste demonstreerimine:

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

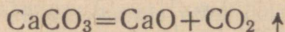
Kuna süsihape on ebapüsiv ühend, siis laguneb see kohe süsihappegaasiks ja veeks:



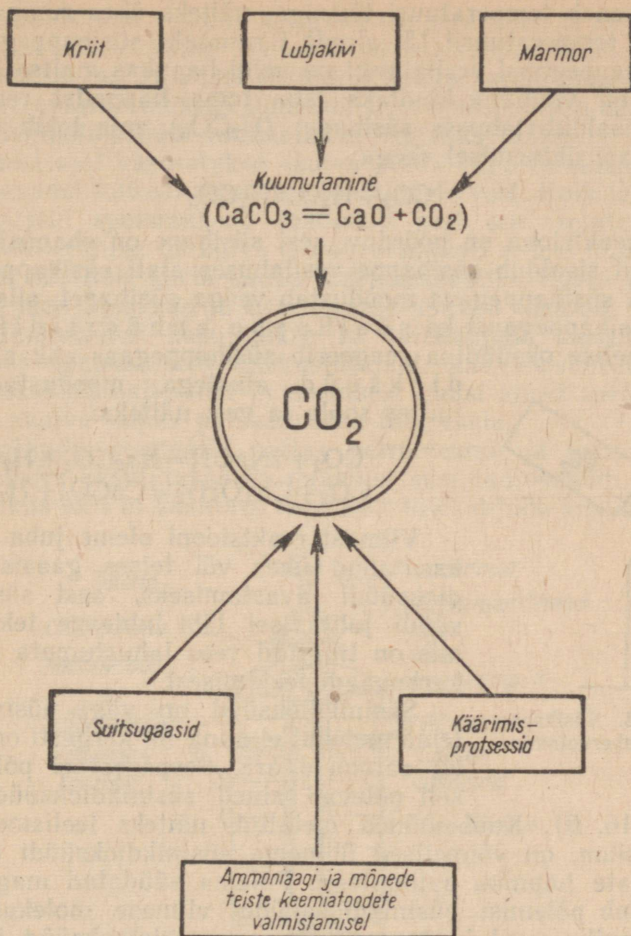
Seepärast tuleks reaktsioonivõrrand kirjutada järgmiselt:



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



Süsihappegaasi saadakse kõrvalainena orgaaniliste ainete kää-



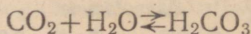
Joonis 17. Süsihappegaasi saamine tööstuses.

rimisel eralduvatel gaasidel (piiritusetööstuses, õlletööstuses, pärmitööstuses jm.). Peale selle on võimalik süsihappegaasi saada ka kütuse põlemisel tekkivast suitsugaasist ning kõrvaltootena ammoniaagi ja teiste keemiliste toodete valmistamisel (joonis 17).

Süsihappegaasi omadused ja kasutamine. Süsihappegaas on värvusetu ja õhust 1½ korda raskem gaas, mistõttu teda on võimalik nagu vett ühest anumast teise ümber valada (joonis 18). Võrreldes teiste gaasidega (hapnik, lämmastik, vesinik), lahustub süsihappegaas vees võrdlemisi hästi. Ühes ruumalas vees lahustub temperatuuril 0° 1,7 ruumala süsihappegaasi. Tema lahustuvus

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

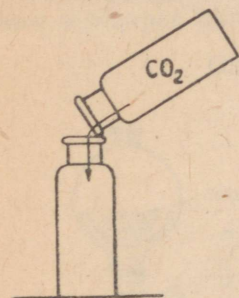
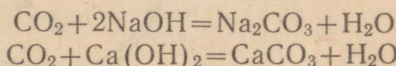
Süsihappegaasi vesilahusel on veidi hapukas maitse ning lakmusega on võimalik kindlaks teha tema happelist reaktsiooni. Seega sisaldub lahuses süsihapet (H_2CO_3), mis tekib osa süsihappegaasi ühinemisel veega:



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

Kuna süsihappegaas moodustab veega süsihapet, siis nimetatakse süsihappegaasi ka süsihappeanhüdriidiks.

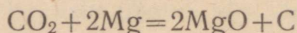
Happelise oksüüdina reageerib süsihappegaas ehk süsinikdioksüüd alustega, moodustades seejuures soola ja vee; näiteks:



Joonis 18. Süsihappegaasi ümberalamine.

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

Süsinikdioksüüd on väga püsiv ühend, tema molekul ei anna nii kergesti oma hapniku aatomeid ära. Seepärast ei põle tavaliselt põlevad ained süsinikdioksüüdis edasi (joonis 16, B). Kuid mõned metallid, näiteks leelismetallid ja magneesium, on võimelised ühinema süsinikdioksüüdi molekulis sisalduvate hapniku aatomitega. Põlema süüdatud magneesiumlint jätkab põlemist süsinikdioksüüdis viimase molekulis sisalduva hapniku arvel, kusjuures tekib magneesiumoksüüd, ja süsinik eraldub tahmana (joonis 16, C); tingituna magneesiumi suuremast sugulusest (afiinsusest) hapniku suhtes:



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

Kaevudes, keldrites ja kaevustes võib mitmesugustel põhjustel koguneda suuremas koguses süsinikdioksüüdi. Seepärast ettevaatust 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.

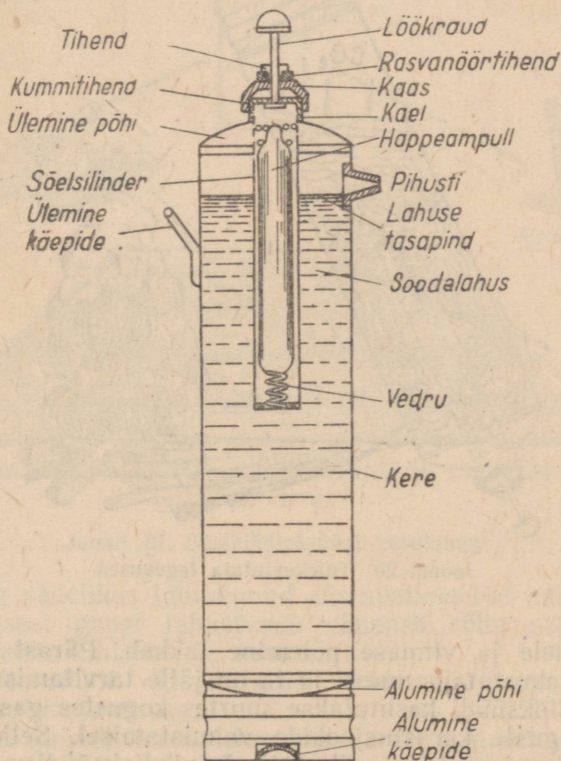
Süsinikdioksüüd veeldub tavalisel temperatuuril ja 60 at rõhul. Vedelat süsinikdioksüüdi hoitakse alal teraspudelites. Pudelist väljavalamisel neelab vedel süsinikdioksüüd aurustumisel niipalju soojust, et muutub tahkeks lumetaoliseks massiks. Kokkupressitud tahket süsinikdioksüüdi nimetatakse «kuivaks jääks».

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

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

Tulekahjude, peamiselt nafta-, petrooleumi- ja bensiinitulede kustutamiseks kasutatakse ka gaasilist süsinikdioksüüdi.

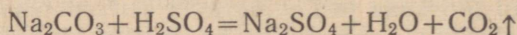
Tõgelikus elus ei kasutata tavaliselt tulekahjude kustutamiseks



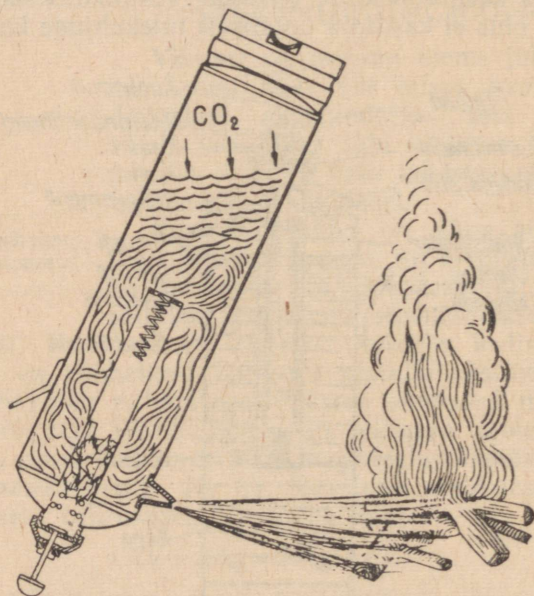
Joonis 19. Tulekustutaja (OII-1).

valmis süsinikdioksüüdi, vaid viimast valmistatakse vajaduse momendil tulekustutamisaparaadis — tulekustutajas. Niisugune tulekustutaja koosneb sooda vesilahusega täidetud plekkanumast, mille ülemises osas olevas sõelsilindris on väävelhappega ampull. 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:



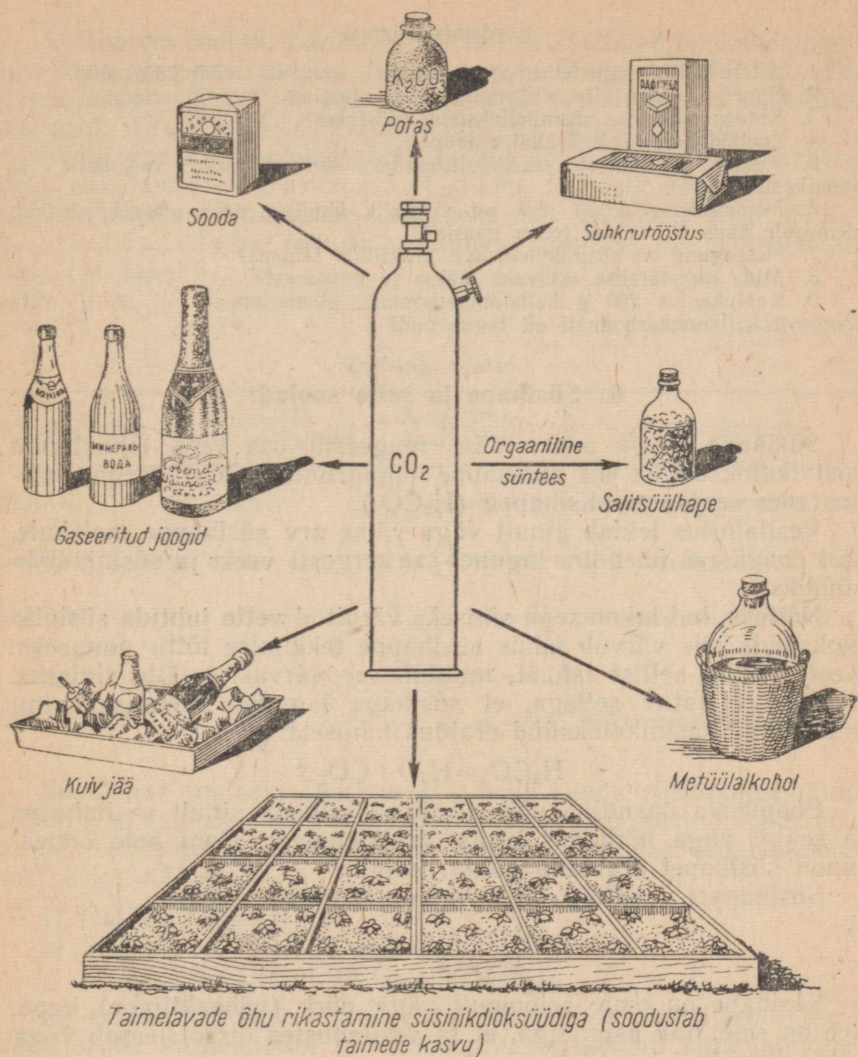
Lahusest ülespoole tõusev süsinikdioksüüd rõhub vedeliku pinna ja kihisev, vahutav ning pidevalt süsinikdioksüüdi eraldav vedelik paiskub tugeva joana tulekustutajast ning katab põlevat eset (joonis 20). Eralduv süsinikdioksüüd tõkestab õhu juurde-



Joonis 20. Tulekustutaja tegevuses.

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

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



Joonis 21. Süsinikdioksüüdi kasutamine.

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

Süsinikdioksüüdi kasutatakse suurtes kogustes sooda (Na_2CO_3) valmistamiseks.

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

Kordamisküsimusi.

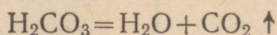
1. Seletada, missugustel tingimustel tekib looduses süsinikdioksüüd.
2. Nimetada kolm viisi süsinikdioksüüdi saamiseks laboratooriumis.
3. Kuidas saadakse süsinikdioksüüdi tööstuses?
4. Loetleda süsinikdioksüüdi omadusi.
5. Kuidas eristatakse süsinikdioksüüdi lämmastikust, vesinikust ja hapnikust?
6.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

6. Süsihape ja selle soolad.

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

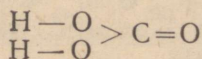
Vesilahuses leidub ainult väga väike arv süsihappe molekule, sest ebapüsiva ühendina laguneb see kergesti veeks ja süsinikdioksüüdiks.

Näiteks, kui lakmusega siniseks värvitud vette juhtida süsinikdioksüüdi, 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 süsinikdioksüüd eraldus lahusest:



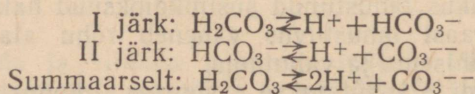
Ebapüsiva ühendina võib süsihape esineda ainult vesilahuses ja sealgi väga nõrkades kontsentratsioonides. Seni pole õnnestunud süsihapet eraldada puhtal kujul.

Süsihappel (H_2CO_3) on järgmine struktuurvalem:



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

Elektrolüütilisel dissotsiatsioonil süsihappe molekulid võivad 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^{--} -ioone tekib tühiselt väikeses koguses.

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

Süsihappe neutraalseid soolasid nimetatakse süsihappe soola-deks ehk tavaliselt karbonaatideks, hapusid soolasid nime-tatakse süsihappe hapudeks sooladeks ehk tavaliselt vesinik-karbonaatideks (nende vananenud nimetus on bikarbonaa-did) (vt. tabel 1).

Tabel 1.

Süsihappe soolad.

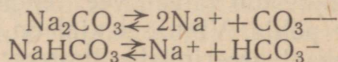
Soola valem	Happejääk soola molekulis	Soola struk- tuurvalem	Soola nimetus
Na_2CO_3	CO_3^{--}	$\begin{array}{l} \text{Na}-\text{O} \\ \text{Na}-\text{O} \end{array} > \text{C}=\text{O}$	Naatriumkarbonaat
CaCO_3	CO_3^{--}	$\text{Ca} < \begin{array}{c} \text{O} \\ \text{O} \end{array} > \text{C}=\text{O}$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

Süsihappe soolasid (karbonaate) võib saada süsinikdioksüüdi vahetul ühinemisel aluseliste oksüüdidega või süsinikdioksüüdi 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) $\text{ZnSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{ZnCO}_3 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$

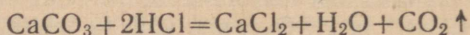
Kõikidest süsihappe sooladest lahustuvad vees hästi ainult lee-lismetallide karbonaadid ja ammooniumkarbonaat, kuna kõikide teiste metallide karbonaadid on vees praktiliselt lahustumatud (vt. lisa 1 õpiku lõpus). Seevastu lahustuvad vees peaaegu kõik vesinikkarbonaadid (süsihappe hapud soolad).

Süsihappe soolad dissotsieeruvad elektrofüütilisel dissotsiat-sioonil ioonideks, kusjuures karbonaatide puhul tekib ioon CO_3^{--} , vesinikkarbonaatide puhul aga ioon HCO_3^- , näiteks:



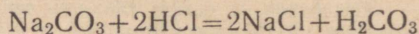
Süsinikdioksüüdi eraldumine hapete toimel on kõikide süsi-happe soolade iseloomustavaks tunnuseks. Süsihappe soolade sel-

lel omadusel põhineb ka süsinikdioksüüdi laboratoorne saamisviis:

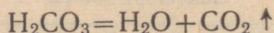


Hapete toimel süsihappe sooladesse eralduva süsinikdioksüüdi põhjal on võimalik samuti kindlaks teha mis tahes karbonaadi esinemist soolade segus, näiteks:

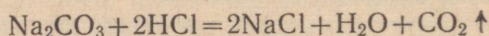
naatriumkarbonaadi reageerimisel soolhappega tekib süsihappe järgmise võrrandi kohaselt:



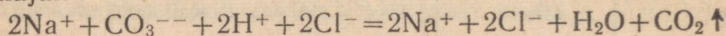
ebapüsiva ühendina laguneb süsihappe järgmise võrrandi kohaselt:



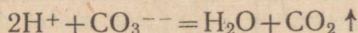
Mõlemate võrrandite liitmisel saame:



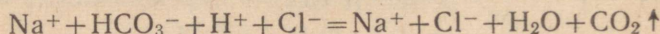
Reaktsiooni kulgemisel vesilahuses võime selle kirjutada ioonilisel kujul:



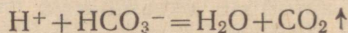
ehk taandatud kujul:



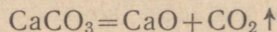
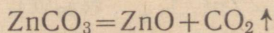
Analoogiliselt reageerib ka naatriumvesinikkarbonaat soolhappega. Reaktsiooni võrrand ioonilisel kujul:



ehk taandatud kujul:

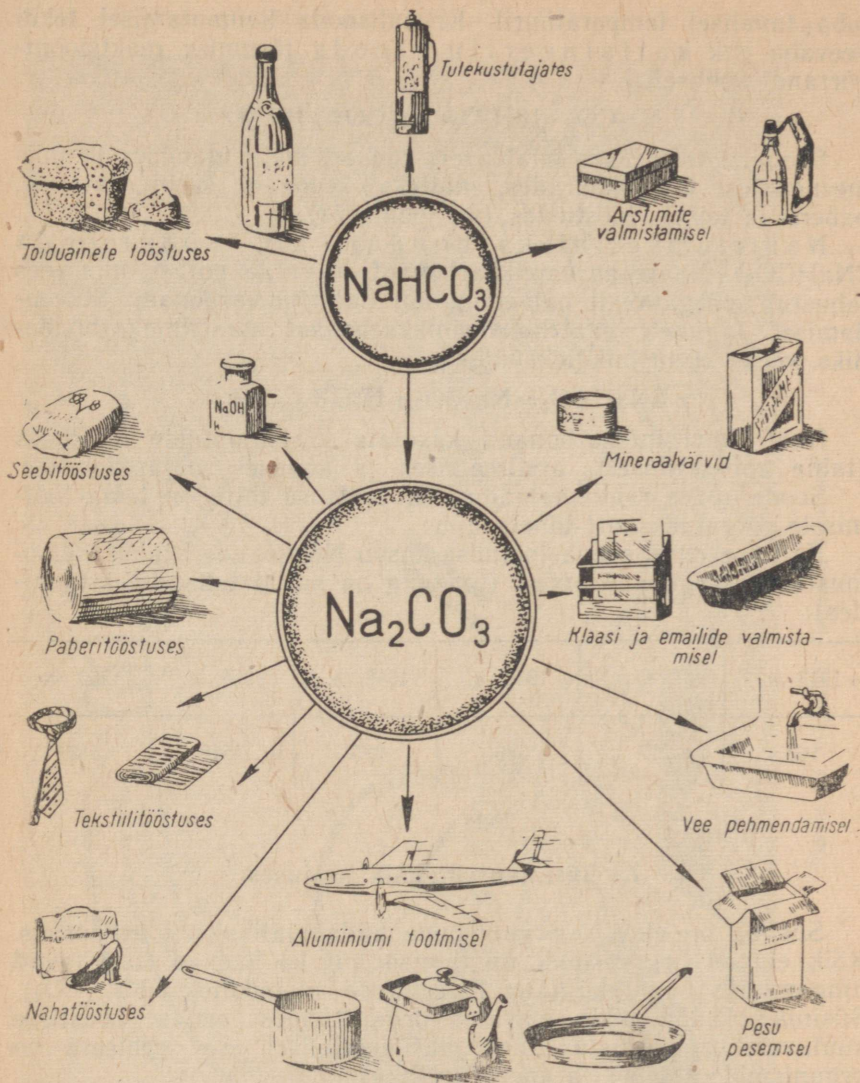


Süsihappe soolade (peale leelismetallide) teiseks iseloomustavaks tunnuseks (omaduseks) on nende lagunemine kuumutamisel. Seejuures tekib vastava metalli oksüüd ja süsinikdioksüüd. Näiteks:



Karbonaatide seda omadust kasutatakse tööstuses metalli oksüüdide ja süsinikdioksüüdi 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 eksploateerimist. Suurem osa soodat toodetakse aga keemiliste menetluste teel tehastes, kusjuures lähteaineteks on keedusool, süsinikdioksüüd, vesi ja ammoniaak.

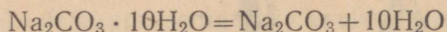


Joonis 22. Sooda kasutamine.

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

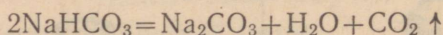
Vesilahustest kristalliseerub sooda kristallhüdraadina — $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, mida nimetatakse kristallsoodaks ehk pesusoodaks. Kristallsooda kaotab kergesti osa kristallveest

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 süsinikdioksüüdiks:



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):

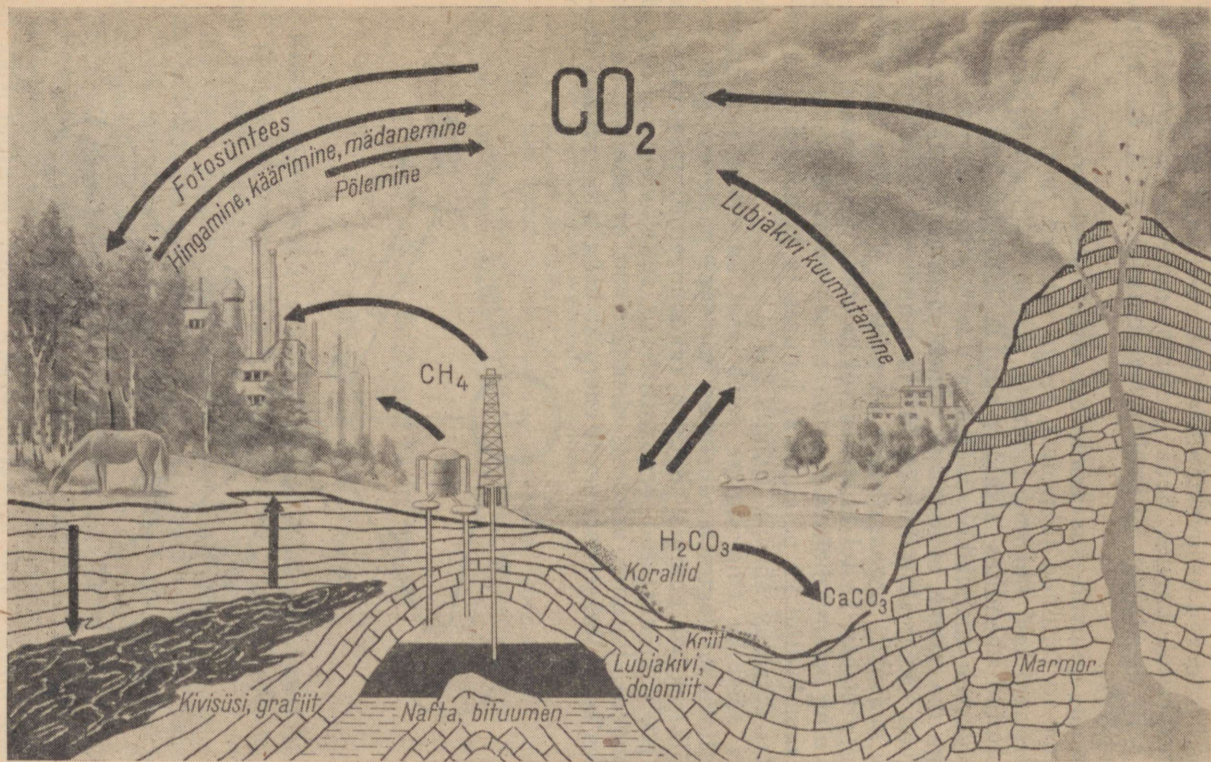
1913. a.	1928. a.	1940. a.	1945. a.	1956. a.	1960. a.
160	217	536	235	1546	2420

7. Süsiniku ringkäik looduses.

Süsinik on elavate organismide hädavajalikuks koostisosaks. Kõik elavad organismid, nii taimed kui ka loomad, tarvitavad hingamiseks hapnikku (O_2) ja eritavad süsinikdioksüüdi (CO_2). Süsinikdioksüüd tekib elavates organismides nende koostisse kuuluvate orgaaniliste ainete oksüdeerimisel. See protsess on organismide soojuse ja energia allikaks.

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

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



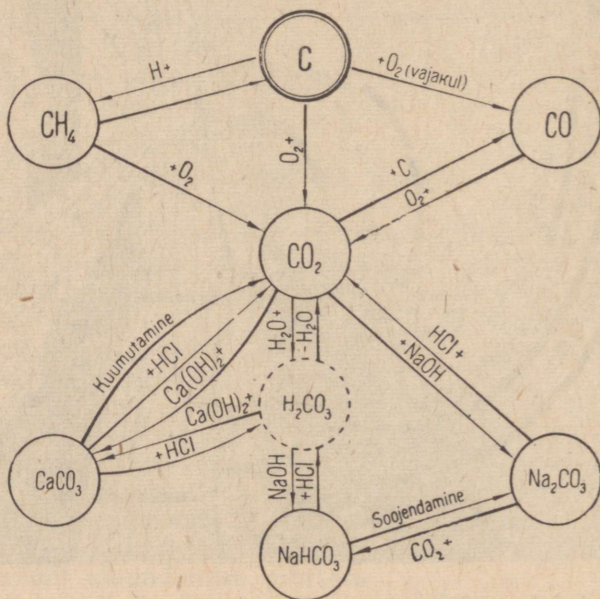
Joonis 23. Süsiniku ringkäik looduses.

Süsinikdioksüüdi 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 süsinikdioksüüdiks ja uuesti eritub atmosfääri.

Seega me näeme, et looduses esineb süsiniku ringkäik: taimed omastavad õhust süsinikdioksüüdi ja muudavad selle (päikesevalguse kaasabil) orgaanilisteks ühenditeks. Viimased lagunevad hingamisprotsessi kestel taimedes või loomade (ja inimese) organismis ning süsinikdioksüüd 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. Süsinikdioksüüd laguneb rohelistes taimedes päikesevalguse toimel. Päikesekiirte energia koguneb (akumuleerub) taimedesse ja nende poolt valmistatud orgaanilistesse toitainetesse. 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 sooritamiseks. Sama kogutud päikeseenergia vabaneb soojuste ja valguse kujul puudu, kivisöe, turba ja teiste kütuste põlemisel.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada süsihappe omadusi.
2. Kuidas nimetatakse süsihappe a) neutraalseid, b) hapusid soolasid? Tuua näiteid.
3. Kirjutada süsihappe neutraalsete ja hapude a) kaaliumi, b) magneesiumi soolade valemid. Nimetada neid soolasid.
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 soolasid eristada teiste hapete sooladest?
7. Missugusel keemilisel reaktsioonil põhineb tulekustutaja kasutamine?
8. Arvutada, mitu mooli süsinikdioksüüdi reageerib lahusega, milles on üks mool naatriumhüdroksüüdi, ning kui reaktsiooni tulemusena tekib a) neutraalne, b) hapu sool.
9. Kui palju väävelhapet vajatakse süsinikdioksüüdi eraldamiseks a) ühest moolist naatriumkarbonaadist, b) ühest moolist naatriumvesinikkarbonaadist?
10. Mispärast kasutatakse tulekustutaja laadimiseks sageli naatriumvesinikkarbonaati ja mitte naatriumkarbonaati?
11. On antud neli katseklaasi, milledest esimeses on seatina(II)nitraadilahus, teises kaaliumkloriidilahus, kolmandas kaltsiumhüdroksüüdidlahus ja neljandas kaltsiumkloriidilahus. Kõigile lahustele lisandati veidi soodalahust. 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. Amorfn 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. Maailma kaevandatavate süte varusid arvatakse 8000 miljardile tonnile, millest Nõukogude Liidus leidub ligi 2000 miljardit tonni. Kaevandatavate süte varude suhtes on Nõukogude Liidul teine koht maailmas.

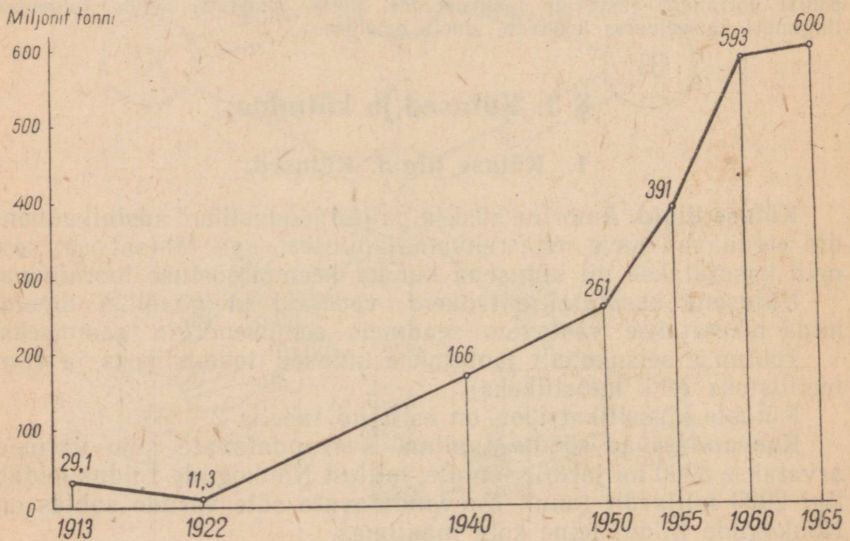
Tsaristlik Venemaal oli kütusetööstus väga nõrgalt arenenud.

Kütuse agregaatolek	Kütus	
	looduslik	sünteetiline
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.

Nõukogude võimu aastail on saavutatud kivisöetööstuse arendamisel väga suuri edusamme (vt. diagrammi joonisel 25).

Suurem osa meie maa kaevandatava söe leiukohtadest on avastatud ja ekspluateerimisele võetud nõukogude võimu aastail.



Joonis 25. Kivisöe tootmise kasv Nõukogude Liidus.

Nagu teada, on tekkinud kaevandatavad söed kümneid või sadu miljoneid aastaid tagasi maapealse taimestiku jäänustest. Maismaataimede jäänused on muutunud aja jooksul turbaks. Tekkinud turbasood (ja mõnel juhul ka maismaataimed) on kattunud maakeral toimuvate protsesside tagajärjel kivimikihtidega. Maapõue 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 järele jäänud 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 nooremaks kaevandatavatest sütest. Selle nimetus tuleneb söe pruunist või tumepruunist värvusest. Pruunsütt iseloomustab suur niiskuse- ja tuhasisaldus. Seda kasutatakse peamiselt kohaliku kütusena.

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

Antratsiid 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 segained, 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. tabelit 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
Antratsiid	95	2	3	0	8100
Põlevkivi	77	9	11	3	8400
Nafta	86	12	1	1	10500

Kaevandatavates sütes leiduvad mineraalsed lisandid tekivad põlemisel tuha. Peale selle sisaldub kaevandatavates 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 soojust kogust kilokalorites, mis eraldub 1 kg tahke või vedela või 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 turba süsinikusisaldus väiksem kui kivisöel. Turba tuhasisaldus on suhteliselt suur (võib ulatuda kuni 20%-ni). Turvas on väga hügrokoopne, mistõttu temas võib sisalduda kuni 95% vett. 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.

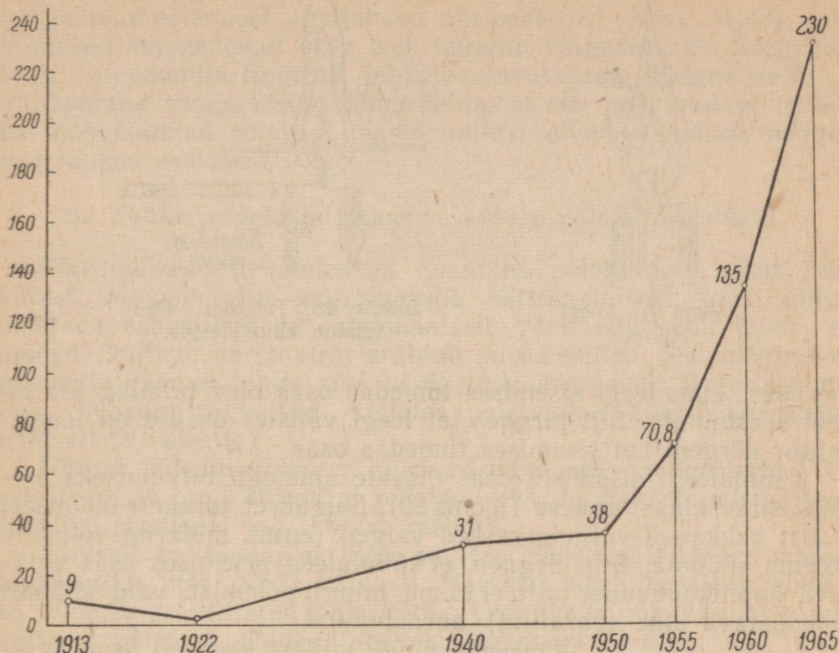
Põlevkivi. Põlevkivi orgaaniline aine on tekkinud palju miljeoneid aastaid tagasi järvede ja teiste seisvate veekogude põhja sattunud veetaimede jäänuste keemilisel muundumisel. Põlevkivikihid vahelduvad lubjakivisetetest tekkinud lubjakivikihtidega.

Põlevkivi on kollakaspruuni kuni tumepruuni värvusega. Põlevkivi põleb tahmava leegiga. Suure tuhasisalduse tõttu on põlevkivi kasutatav kohaliku kütusena. Põlevkivi rahvamajanduslik tähtsus seisab aga selles, et tema termilisel töötlemisel on võimalik saada niisuguseid väärtuslikke aineid, nagu põlevkivigaasi, põlevkiviõlised (bensiin, mootoripetrooleum, diiselmootor, 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 mitmesuguste süsiniku ja vesiniku ühendite segust. Oletatakse, et nafta on tekkinud maapõues toimunud loomsete ja taimsete organismide lagunemisprotsessi tagajärjel. Nii naftat kui ka selle termilisel töötlemisel saadavaid aineid (bensiin,

Miljonit tonni



Joonis 26. Naftatootmise kasv Nõukogude Liidus.

petrooleumi, diiselõli jt.) kasutatakse tööstuses laialdaselt vedelkütusena. Seoses mootorihituse arenguga on arenenud ka nafta tootmine ja töötlemine. Nafta tootmise kasvu Nõukogude Liidus illustreerib joonisel 26 toodud diagramm.

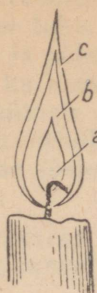
Naftavarude poolest on Nõukogude Liit maailmas esimesel kohal.

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.

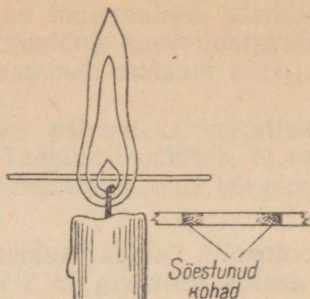
2. Leek ja selle ehitus.

Küünlaleegi vaatlemisel võime tähele panna, et see koosneb kolmest osast (joonis 27): 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 28. Seejuures paneme tähele, et tuletikk sõestub kõigepealt kohtades, mis asetsevad leegi välises helenda-



Joonis 27. Leegi ehitus.



Joonis 28. 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 29). 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 29. Parafiini aurustamine 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. Siit järgneb, et leegi helendavas osas on söeosakesi. Nende tekkimine on seletatav asjaoluga, et küünlaleegi tumedas osas tekkinud parafiiniaurud lagunevad leegi helendavas osas keemilisteks elementideks (süsinikuks ja vesinikuks), millede ühinemisel hapnikuga vabaneb rohkesti soojust. Osa süsinikust, mis ei jõua hapnikuga ühineda, moodustab söekübemeid. Viimased kuumenevad leegi keskmisest osast vabaneva soojuste 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.

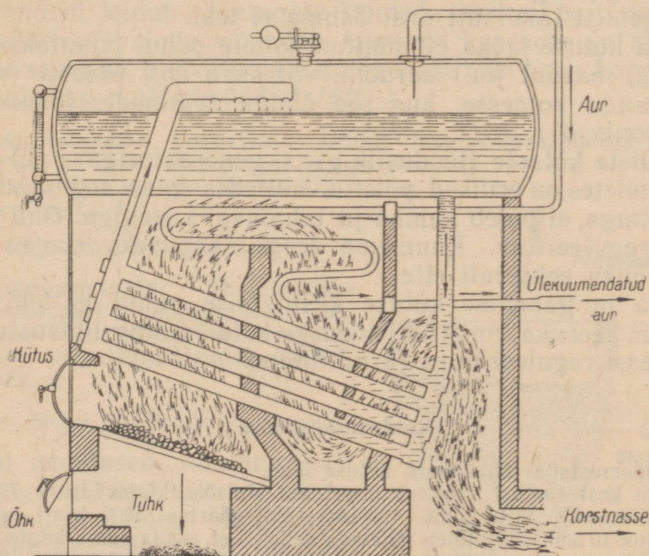
Õppinud tundma leeki, võime öelda, et see pole midagi muud, kui hõõgkuumad põlevad gaasid, milles võivad sisalduda hõõguvad tahked osakesed.

3. Tahke, vedela ja gaasilise kütuse põletamise viisid.

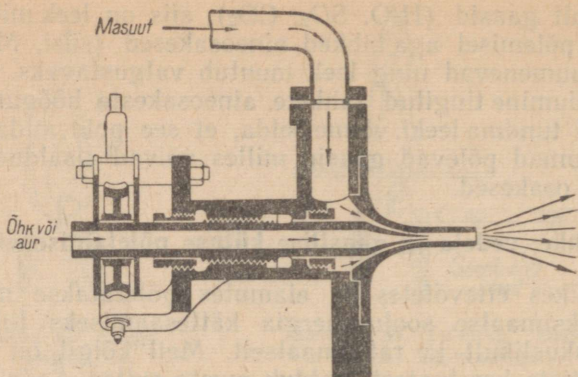
Tööstuslikes ettevõtetes ja elamutes põletatakse mitut liiki kütust. Maksimaalse soojusenergia kättesaamiseks tuleb kütus põletada oskuslikult ja ratsionaalselt. Meil kõigil on teada, et mõnede kütiste korstnatest eraldub musta suitsu. Seda põhjustab põlemata jäänud tahm, süsi ja õli, mis saastavad ümbruskonna 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 vedelikütused põlevad koldes tugevasti tahmava leegiga, sest kiire aurustumise tõttu ei jõua nad täielikult ära põleda. Sel juhul väljub korstnast tahmahelbeid sisaldav paks must suits.



Joonis 30. Restiga katlakolle.



Joonis 31. Kütteõlipihusti.

Samuti on teada, et õhu puuduliku juurdevoolu puhul koldesse jääb csa 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.

Nagu juba öeldud, vajab iga kütuseliik erilist kollet. Tükilist kütust põletatakse tööstuses restkolletes, millede puhul põlemiseks vajalik õhk läbib restil oleva kütusekihi (joonis 30). Tolmuna põlemise puhul puhutakse kuivatatud ja tolmpeneneks 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 31).

Gaasiliste kütuste (looduslik gaas, generaatorigaas jt.) põletamiseks kolletes on erilised põletid, milledes gaas seguneb sellisel määral õhuga, et põleb kuuma ja tahmavaba leegiga. Õhu 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 põlema süüdatud petrooleumilamp, kui sellelt lambi-
klaas ära võetakse?

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

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

§ 4. Räni.

1. Räni — *Silicium*.

Keemiline sümbol Si (loe: siliitsium); aatomkaal 28,09;
järjekorranumber 14.

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

Räni looduses. Hapniku järel on räni leviku poolest maakoorest teisel kohal. Räni moodustab 26% maakoore kaalust. Paljud kivi-
mid, nagu graniit, basalt, gneiss jt., on räniühendid. Kõigile tun-
tud liiv, kvarts ja mäekristall on räni ja hapniku ühend (SiO_2).

Süsinikdioksüüdi 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.

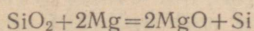
Räniühendid moodustavad maakoore põhilise massi; nende
ühenditega toimuvad muundumised moodustavad maakoore kee-
milise ja füüsikalise elu aluse.

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

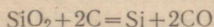
Räni saamine. Laboratoorselt saadakse räni tema hapnikuühen-
ditest, näiteks ränidioksüüdist (SiO_2).

Selleks segatakse peenestatud räniliiv magneesiumipulbriga, asetatakse
segu tiiglisse ja süüdatakse põlema magneesiumilindi abil, mis on otsapidi pist-
etud mõlema aine segusse (joonis 32).

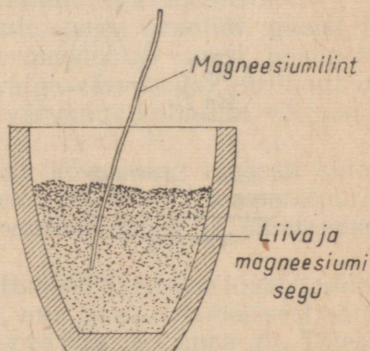
Reaktsiooni võrrand:



Magneesiumoksüüd kõrvaldatakse
reaktsiooniproductide hulgast soolhappes
lahustamise teel. Tööstuslikult saadakse
vaba räni liiva kuumutamisel elektri-
ahjus koksiga:



Räni omadused. Analooiliselt
süsinikuga on ränil kaks allotroop-
set teisendit, milledeks on amorfne
ja kristalliline räni. Amorfne räni
on pruun pulber, mis süttib tugeval



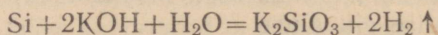
Joonis 32. Räni saamine.

kuumutamisel ja põleb ränidioksiidiks. Ráni kristallid on väga kõvad ja juhivad elektrit.

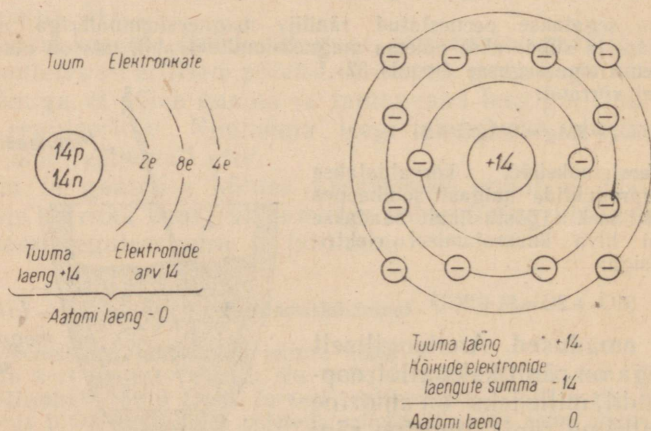
Ráni sulab väga kõrgel temperatuuril (1415°). Oma olemuselt on ráni mittemetalliline keemiline element. Ta asetseb Mendelejevi keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi IV rühma pea-allrühmas ja kolmandas perioodis.

Ráni täisarvuni ümardatud aatomkaal on 28 h.ü. ja järjekorranumber 14. Sellest lähtudes võib ráni aatomi ehitust kujutada järgmiselt: ráni 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 valentselektroni (joonis 33). Kuna ráni aatomi välisel elektronkestal on neli elektroni, siis on ráni kõrgeimaks valentsiks hapniku suhtes neli ja valentsiks vesiniku suhtes samuti neli.

Tugeval soojendamisel süttib peenestatud ráni õhu käes, tekitades ränidioksiüdi (SiO_2). Seejuures selgub, et amorfine ráni on keemiliselt aktiivsem kui kristalliline ráni, sest viimane ühineb hapnikuga raskemini kui amorfine ráni. Samuti moodustab ráni ühendeid halogeenide, lämmastiku ning väävliga. Happed peale fluorvesinikhappe räniga ei reageeri. Seevastu leelised reageerivad räniga kergesti, mille juures tekib vastava metalli ränihappe sool ja eraldub gaasiline vesinik. Näiteks:



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

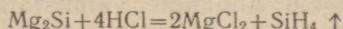


Joonis 33. Ráni aatomi ehituse skeem.

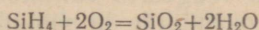
mad happed. Karborundi kasutatakse tema suure kõvaduse tõttu, mis on lähedane teemandi omale, lihvimismaterjalina ning käide valmistamiseks.

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 magneesiumsiltsiid (Mg_2Si), raudsiltsiid ($FeSi$, Fe_2Si) jt. Mõned metallide siltsiidid 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. Ränidioksüüd ehk ränihappe anhüdriid

Räni peamiseks hapnikuühendiks on ränidioksüüd ehk ränihappe anhüdriid (SiO_2). See on looduses väga levinud nii kristallilisel kui ka amorfisel kujul.

Kristalliline ränidioksüüd on kvarts ja mäekristall. Viimast esineb mitmes värvuses kristallidena. Mäekristalli värvus on tingitud lisanditest. Pruunika värvusega mäekristalle nimetatakse suitsutopaasiks, 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 ränidioksüüd on väga kõva ning raskesti sulav aine, ta sulab ainult paukgaasi või elektrihaarleegi temperatuuril. Ränidioksüüd lahustub ainult fluorvesinikhappes ja sulatamisel leelstes.

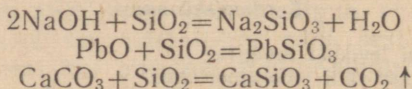
Elektriahjus sulatatud kvartsi jahtumisel saadakse klaasitaoline läbipaistev või poolläbipaistev mass, mis koosneb amorfsest ränidioksüüdist ning mida tuntakse kvartsklaasi nime all. Täiesti puhtast kvartsist valmistatud kvartsklaas laseb läbi ultraviolet-

seid kiiri (kasutatakse kvartslampide valmistamiseks). Kvartsklaasist valmistatakse ka igasuguseid keemialaboratooriumis 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 ränidioksüüdi esineb looduses palju harvemini kui kristallilist. Amorfsest ränidioksüüdist koosnevad näiteks ränivetikate rakukestad, mis kohati moodustavad diatomiidi lademeid. Diatomiiti kasutatakse soojusisolatsiooni materjaliks, puhastuspulbrina jne.

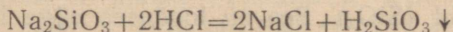
Mineraalid tulekivi ja ahhaat koosnevad amorfse ja kristallilise ränidioksüüdi segust. Ahhaadist valmistatakse uhmreid, täpiskaalude prismsid jm.

Happelise oksüüdina reageerib ränidioksüüd kõrgel temperatuuril aluste, aluseliste oksüüdide ja sooladega, moodustades seejuures ränihappe soolasid — silikaate. Näiteks:

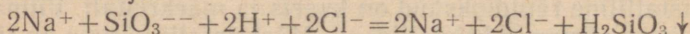


3. Ränihape ja selle soolad.

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



ehk ioonilisel kujul:

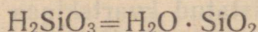


Kuna ränihape vesilahuses ei dissotsieeru praktiliselt ioonideks, siis sadestub ta vesilahusest sültja massina.

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

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 ränidioksüüdiks (SiO_2).

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



Ränihappe sooladid 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 üldiselt vesiklaasi nime all.

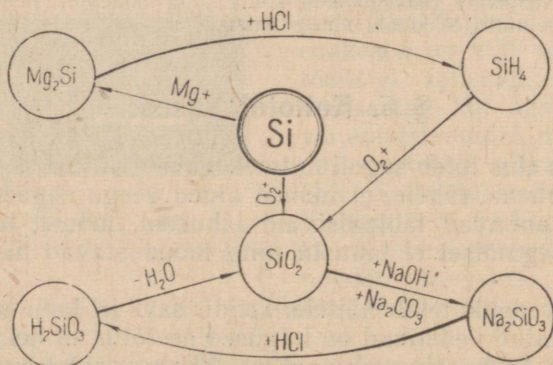
Naatriumsilikaat ja kaaliumsilikaat, mida saadakse rändioksüüdi sulatamisel vastavalt naatriumhüdroksüüdiga või kaaliumhüdroksüüdiga, on poolläbipaistvad klaasitaolised ja vees lahustuvad ained, millest tulenebki nende nimi — vesiklaas. Vesiklaasi kasutatakse paberitööstuses, maalritöös, seebitööstuses, 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 oksüüdide 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, süsinikdioksüüdi 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.

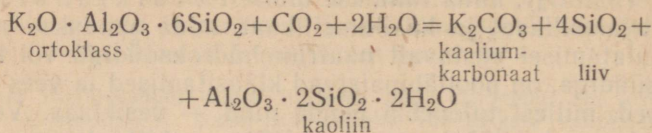
Eriti tähtis on päevakivide ja vilgukivide porsumine, s. t. lagu-



Joonis 34. Räni ja selle ühendite geneetilise seose skeem.

nemine vee ja süsinikdioksüüdi toimel, mille tulemusena tekib kaoliin, liiv ja kaaliumkarbonaat.

Ortoklassi porsumisprotsessi võib kujutada näiteks 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 jäämustega 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 kergesti omastama.

Kordamisküsimusi.

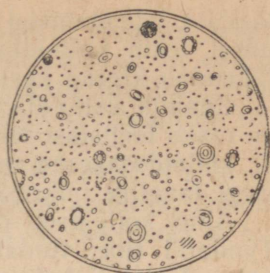
1. Nimetada teile tuntud ränidioksüüdi teisendid.
2. Loetleda kvartsi füüsikalisi omadusi. Milleks kasutatakse kvartsi?
3. Nimetada ränidioksüüdi keemilisi omadusi.
4. Missugused omadused on kvartsklaasil?
5. Kuidas saada ränihapet, lähtudes ränidioksüüdist? Kirjutada reaktsiooni võrrand.
6. Milles seisab süsihappe ja ränihappe sarnasus ning nende erinevus?
7. On antud järgmised lahused: naatriumsulfiid, naatriumkarbonaat ja naatriumsilikaat. Missuguse reaktiivi abil on võimalik kindlaks teha igaüht nendest lahustest? Kirjutada reaktsioonide võrrandid.
8. Mida nimetatakse vesiklaasiks? Milleks kasutatakse vesiklaasi?
9. Kuidas tekib looduses kaoliin?
10. Koostada antud rännühendite geneetilise seose skeem (joonis 34) põhjal võrrandid vastavate reaktsioonide kohta ning nimetada nende kulgemise tingimusi ja seejuures tekkivate ainete omadusi.

§ 5. Kolloidlahused.

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

Hägune vedelik tekib näiteks kriidi, savi ja jahu veega segamisel. Nimetatud vedelikud on hägused seetõttu, et nendes on hõljuvas olekus tahke aine pisiosakesi. Niisuguseid häguseid vedelike 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 piimavees hõljuvaid rasvatilgakesi (joonis 35).

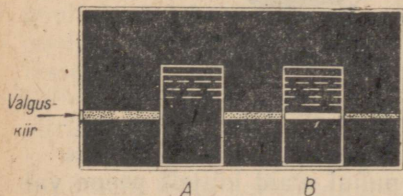


Joonis 35. Piim mikro-
skoobi all.

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 rasvatilgakased 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 mikroni piirides). Tõelistes lahustes seevastu on lahustuv aine peenestatud kuni molekulideni või isegi ioonideni. Seega võib öelda, et lahuse iseloomu määrab selles olevate aineosakeste suurus.



Joonis 36. Tyndall'i efekti.

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

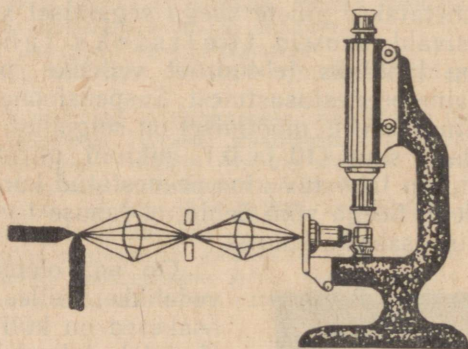
tärglise lahustamisel kuumas vees. Ka munavalge vees lahustamisel tekib kolloidlahus. Nimi kolloid tuleb sõnast *colla*, mis tähendab kreeka keeles *liim*.

Enamik kolloidlahuseid on välisuselt 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 keedusoolalahus), teises aga mõni kolloidlahus [näiteks raud(III)hüdrosüüdilahus]. Seejärel juhime pimedas ruumis lahustesse tugeva valguskiirte vihu (päikesevalguse või elektrivalguse), nagu on kujutatud joonisel 36. 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 helendavateks punktideks, mistõttu muutub ka kogu valguskiirte kimbu tee kolloidlahuses nähtavaks.

Kolloidosakesi on võimalik vaadelda ka ultramikroskoobi abil (joonis 37). Ultramikroskoobiga vaadeldavat vedelikku ei valgus-



Joonis 37. 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 läbimõõduga üle 0,1 mikroni, 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 mikronit, siis muutuvad üksikud aineosakesed nähtamatuks ka ultramikros-

koobis, märgatavaks jääb aga siiski valguskiirte vihu tee vedelikus. Lõpuks, kui peenestatud aineosakeste läbimõõdud on väiksemad kui 1 millimikron, 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

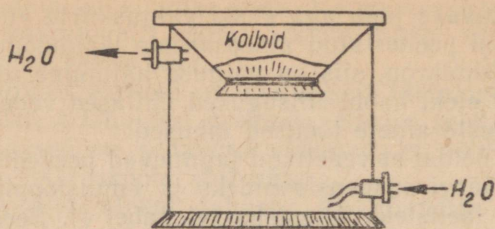
Iseloomustav tunnus	Vedelik		
	Suspensioon ja emulsioon	Kolloidlahus	Tõeline lahus
1. Välimus	Hägune	Läbipaistev	Läbipaistev
2. Aineosakeste nähtavus	Nähtavad palja silmaga või mikroskoobi abil	Nähtavad ultramikroskoobi abil	Pole nähtavad isegi kõige tugevama suurendusel
3. Kihistumine	Kihistuvad suhteliselt 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 mikronit	0,1 kuni 0,001 mikronit	Alla 0,001 mikroni

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. Kiievi ülikooli professor I. G. Borštšov selgitas, 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 38).

Teiseks kolloidlahuste iseärasuseks on nende omadus sadestuda



Joonis 38. Dialüsaator.

pikemaagse 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 määratud osa bioloogilistes protsessides. Loomade veri, samuti ka taimede mahlad on kolloidlahused. Kolloidsete süsteemide näitena võib nimetada veel taevase 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 tõelisest 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.

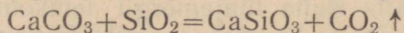
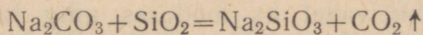
§ 6. Silikaadid ehitusmaterjalina.

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

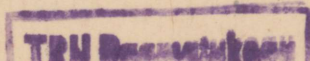
1. Klaasitööstus.

Klaasi valmistamist tundsid juba vanad egiptlased. Tavaline klaas on leelis- ja leelismuldmetallide silikaatide ning ränidioksüüdi (liiva) sulam. Tuntakse paljusid klaasiliike. Valmistatava klaasi liik sõltub valitud toorainetest. Nii saadakse tavalist akna- klaasi sooda ja kriidi segu sulatamisel koos valge liivaga (ränidioksüüdiga). 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 kaltsiumoksüüdiks, süsinikdioksüüdi eraldumine ning naatrium- ja kaltsiumsilikaadi tekkimine. Seejuures toimuvad järgmised reaktsioonid:



Reaktsioonil tekkinud silikaatidest ja vann-ahjus oleva ränidioksüüdi liiast koosnev segu hakkab sulama ning muutub vedelaks klaasitaoliseks massiks. Ühtlase, läbipaistva ja gaasivaba klaasimassi saamiseks tõstetakse sulami temperatuur $1200\text{—}1260$ kraadini ning hoitakse sellel, kuni gaasid on klaasimassist eraldunud. Seejärel lastakse klaasimassil jahtuda temperatuurini $700\text{—}800^\circ$, 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 toimele roheliseks, kolmevalentse raua ühendite toimele kollaseks, kahevalentse koobalti ühendite toimele siniseks, kolmevalentse krooni ühendite ja kahevalentse vase ühendite toimele roheliseks ning ühevalentse vase ühendite toimele 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 klatsiumoksüüdi (CaO) asendamisel seätina(II)oksüüdiga (PbO) saadakse täiesti värvusetu, ilusa läike ja kõlaga ning suure valguskiirte murdmisvõimega klaas, mida kasutatakse kristallklaasi, optilise klaasi ja elektriühõõglampide klaasi valmistamiseks.

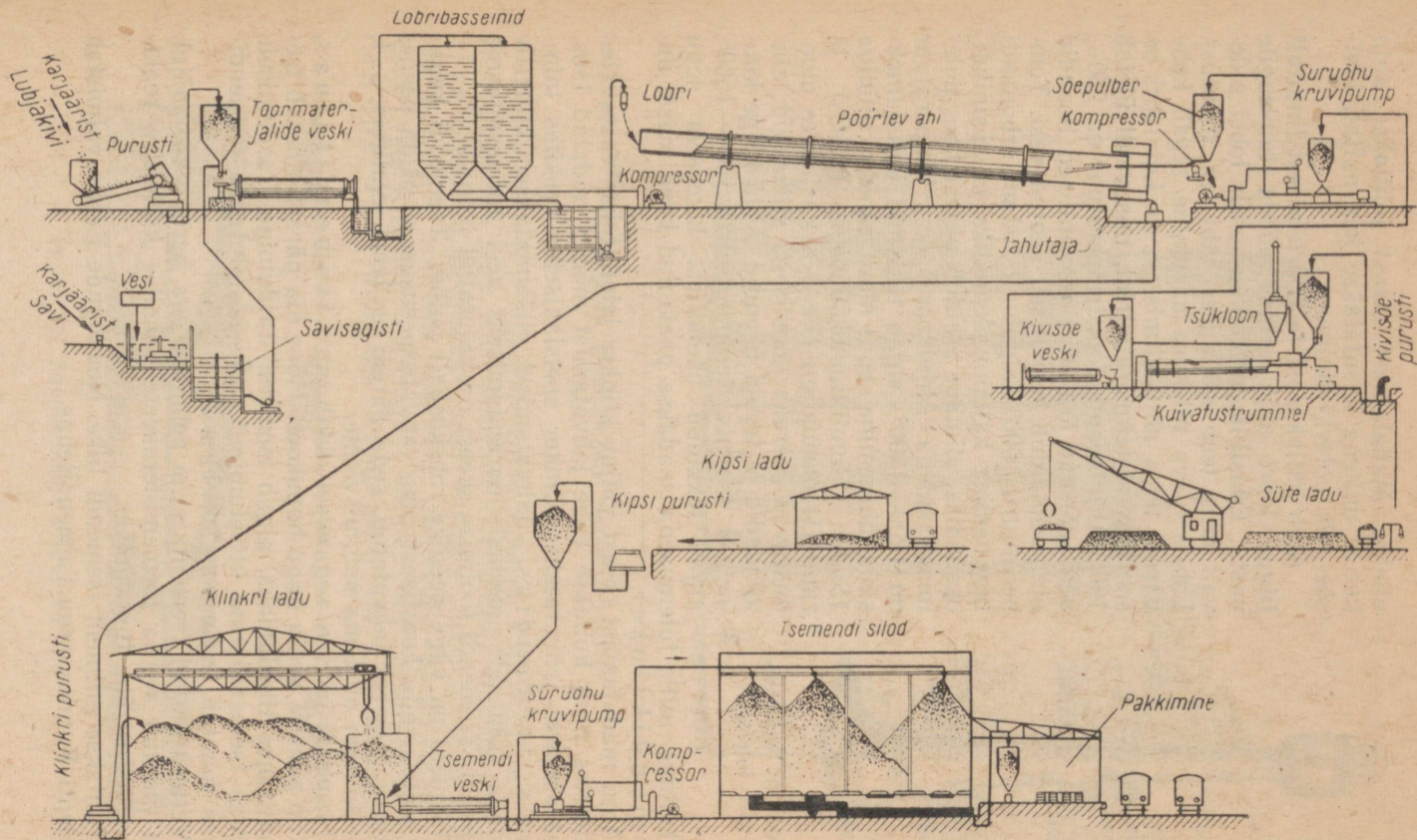
Tuleb tähendada, et klaasi tegelik koostis on väga keerukas, sest peale nimetatud põhiliste koostisosade sisaldab klaas veel palju lisandeid.

2. Tsemenditööstus.

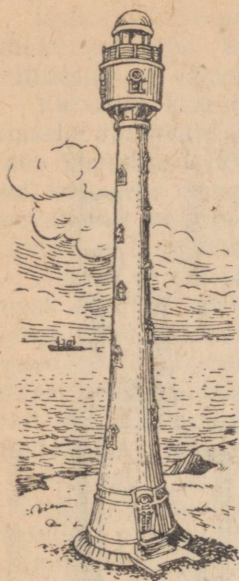
Tsement on tähtsamaid ehitusmaterjale, mida kasutatakse nii mörtide kui ka betoonide valmistamiseks.

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 leiukohti 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 pikkades ja kuni 4 m läbimõõduga aeglaselt pöörlevais silindrikujulistes lüngahjudes (vt. joonis 39), mille kõrgemast otsast lobri sisse



Joonis 39. Tsemendi tootmise skeem.



Joonis 40. Raudbetoonist tuletorn.

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

Ahju kallakusest ja pöörlemisest tingitult liigub lobri ahju seina mööda tuleleegile vastu. Edasiliikumisel 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 kaltsiumoksüüdiks ja süsinikki-oksüüdiks, viimane eraldub ahjust koos põlemisgaasidega. Ahjutsoonis, kus temperatuur on $1200-1300^{\circ}$, algab tekkinud kaltsiumok-
süüdi ühinemine segus oleva ränidioksüüdiga (SiO_2), alumiiniumoksüüdiga (Al_2O_3) ja raud(III)oksüüdiga (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.

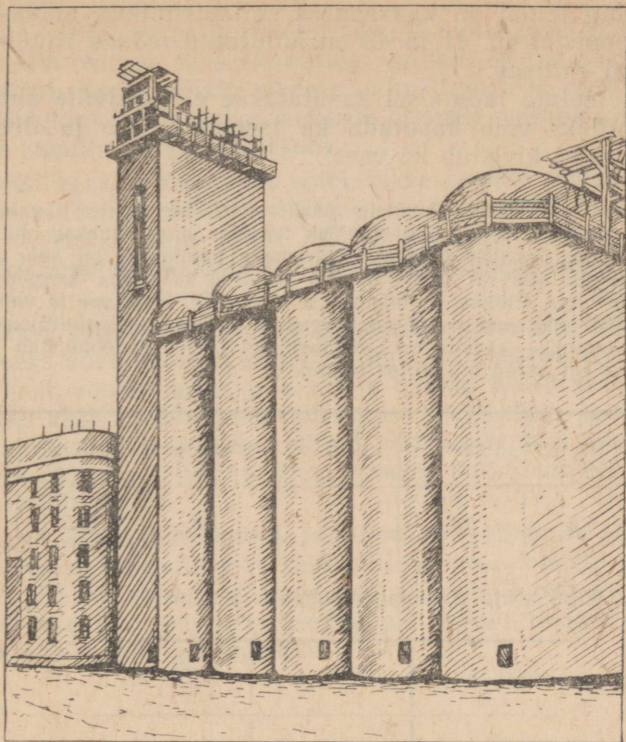
Ahju madalamast otsast väljuv klinker jahutatakse vastavates seadmetes ning hoitakse enne jahvatamist mõned nädalad laos. Alles seejärel jahvatatakse klinker spetsiaalsetes veskites tolmpeneks tsemendiks. Jahvatamisel lisandatakse klinkrile saadava tsemendi omaduste parandamiseks veel mitmesuguseid lisandeid. Tsemendi tootmise skeem on kujutatud joonisel 39.

Tsement on väga peenike rohekashall pulber. Tsemendi kvaliteet sõltub selle 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 kestl ajal tahke tsemenditainas muutub tsemენტkiviks.

Vette asetatud tsemენტkivi ei pehmene ega purune vee mõjul, vaid muutub vee ja tsemenditerakeste vahelise keemilise reaktsiooni toimetel üha tugevamaks.

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



Joonis 41. 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 raudbetooni nime all. Raudbetoonil on suur mehhaaniline



Joonis 42. Raudbetoonist püstitatud sild.

tugevus ning temal on kaasaegses ehitustehnikas määratu suur tähtsus. Joonistel 40, 41 ja 42 on kujutatud mõned raudbetoonist valmistatud ehitised.

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

Tänapäeval kasutatakse hoonete püstitamisel ka monteeritavaid betoon-suurplokke, 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 vahtbetoone. Viimast valmistatakse tsemendi¹, liiva, vee ja vahu segust. Niisugusest betoonist suurplokid on kerged ja väikese soojusjuhtivusega.

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

1913. a.	1917. a.	1928. a.	1940. a.	1945. a.	1956. a.	1965. a.
1,5	1,0	1,8	5,7	1,8	24,5	75—81.

ja Nõukogude Eesti kohta (toodang tuhandetes tonnides):

1940. a.	1945. a.	1956. a.
70,9	45,6	106,6

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 atmosfääri mõjudele vastupidavaks.

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

Ehitusmaterjale (telliseid, katusekive jt.) ning tavalisi pottsepa-

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

tooteid (potte, kausse jt.) valmistatakse harilikult madalama kvaliteediga savidest, kuna portselaneseemete 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).

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 glasuurikihiga.

Tuntakse väga mitmesuguse koostisega glasuure. Glasuuri valmistamiseks võetava segu koostisse kuuluvad peamiselt päevakivi, kaoliin, kriit, sooda, potas, booraks ja mõned teised ained. Glasuurisegu kantakse tootele enne põletamist. Portselan- ja fajansstodetele kantakse glasuurisegu pärast põletamist, mis seejärel põletatakse teistkordselt. Sulav glasuurisegu katab tooteid ilusa läikiva kaitsekihiga.

Odavaid keraamikatooteid (ahjupotte, savikausse jt.) glasuuritakse tavaliselt keedusoola abil, milleks enne toodete põletamise lõppu heidetakse ahju veidi keedusoola. Toote koostises olev räni- dioksüüd 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 klaastooteid.
5. Millest valmistatakse tsementi?
6. Missugused protsessid on tsemendi tootmise 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 ühendite omadustelt on need kaks keemilist elementi teineteisele üsna lähedased. Mõlemad keemilised elemendid esinevad mitmes alltroopses teisendis.

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

Süsinik ja räni moodustavad hapnikuga kaht liiki ühendeid. Esimesse liiki kuulub süsinikoksüüd (CO) ja ränioksüüd (SiO), milledes süsinik ja räni on kahevalentsed. Teise liiki kuuluvad süsinikdioksüüd (CO₂) ja ränidioksüüd (SiO₂), mis on hapete anhüdriidid ning milledes 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 (CH₄) ja silaani (SiH₄). Ka vesinikuühendites on süsinik ja räni neljavalentsed.

Sarnasuse kõrval võime täheldada ka olulisi erinevusi. Näiteks leidub süsinikku looduses vabas olekus, räni aga mitte. Süsinikdioksüüd on tavalisel temperatuuril gaasiline aine, mis kõrgemal temperatuuril laguneb kergesti. Ränidioksüüd on seevastu tahke aine, mis ei lagune ka kõige kõrgematel temperatuuridel. Süsihapet ei tunta vabas olekus, ränihapet aga küll, kuigi ta kergesti laguneb anhüdriidiks ja veeks. Tuntakse ainult üht süsihapet — H₂CO₃, 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 seaduspärasust 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 juhvivad elektrit, mis on metallide iseloomulikuks omaduseks.

Tabel 5

	Süsinik	Räni
Keemiline sümbol	C	Si
Aatomkaal	12,011	28,09
Erikaal	amorfne — 1,86 teemant — 3,5 grafiit — 2,3	kristalliline — 2,35
Sulamistemperatuur (°C)	3500	1415
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

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.

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 (astatiin), kuna VII, veel lõpetamata periood koosneb ainult metallilistest keemilistest elementidest.

Seega tänapäeval tuntud 102 keemilisest elemendist on 80 metallid, kuna ülejäänud on mittemetallid ja inertsed gaasid.

Mittemetallide ja inertsete gaaside asetust keemiliste elementide perioodilisuse 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	J		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 vasakpoolseesse 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 järjekorranumbri suurenemisega keemilise elemendi aatomi raadius ning suureneb tuumalaeng, mistõttu valentselektronid hoitakse tugevamini kinni.

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

2. Pea-allrühmades suurenevad keemiliste elementide metallilised omadused seoses järjekorranumbri suurenemisega. See on seletatav sellega, et pea-allrühmades asetsevate keemiliste elementide järjekorranumbri 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 (vt. tabelit 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 ongströmidis	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 ongströmidis	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 suuremine

2. Metallide leidumine looduses.

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

Maakera koores enamlevinud metalliks on alumiinium. Sellele järgnevad raud, kaltsium, naatrium, magneesium, titaan, mangaan ja teised ülejäänud metallid (vt. diagramme joonistel 43 ja 44). Tööstuses laialdaselt kasutatavaid metalle, nagu vaske, tsinki, tina ja teisi, leidub maakera koores tähtsusetas kogustes.

Metalle leidub looduses tavaliselt ühendite (oksüüdide, sulfaatide, 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. Tuleb tähendada, et 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.

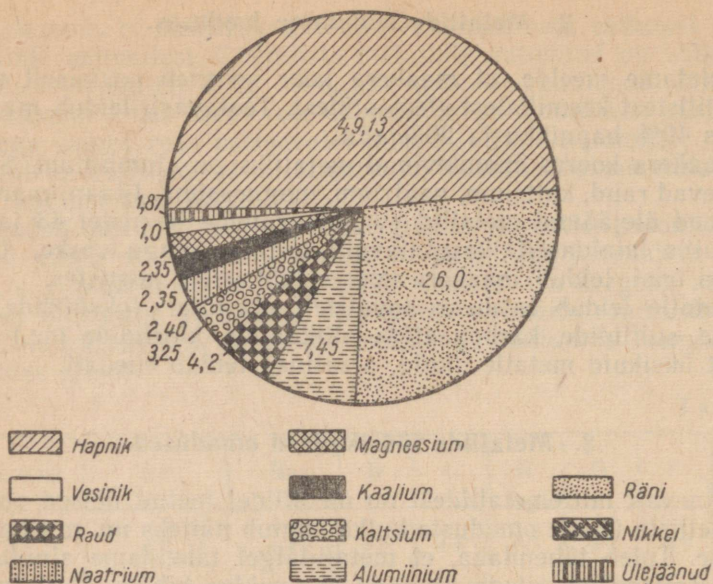
Enamiku metallide poleeritud pind on terashalli kuni hõbevalge värvusega. Mõnedel metallidel on ka teistsugune värvus, näiteks vask on punane, kuld kollane ja vismut punakas.

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

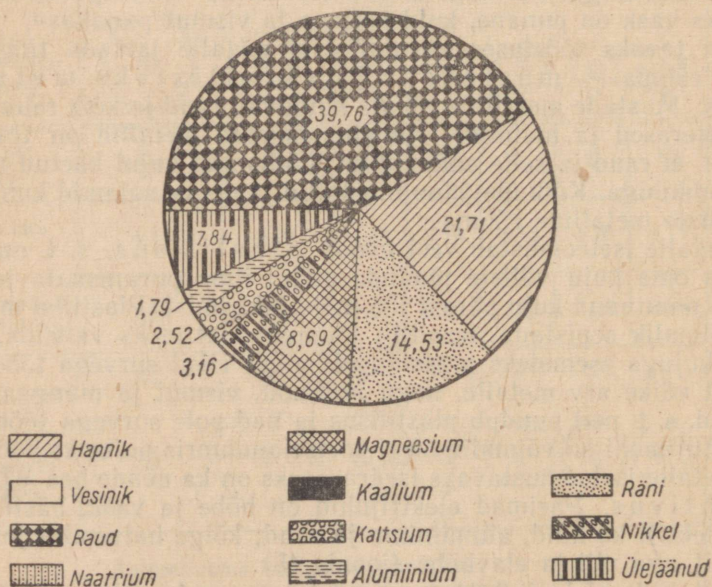
Metalle iseloomustab veel nende plastilisus, s. t. omadus muuta oma kuju väliste jõudude mõjul ilma purunemata ja säilitada muutunud kuju pärast jõu mõju lakkamist. Plastilisi metalle on võimalik sepistada, traadiks tõmmata, lattideks valtsida, vastava kujuga esemeteks pressida või muul viisil survega 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 45).

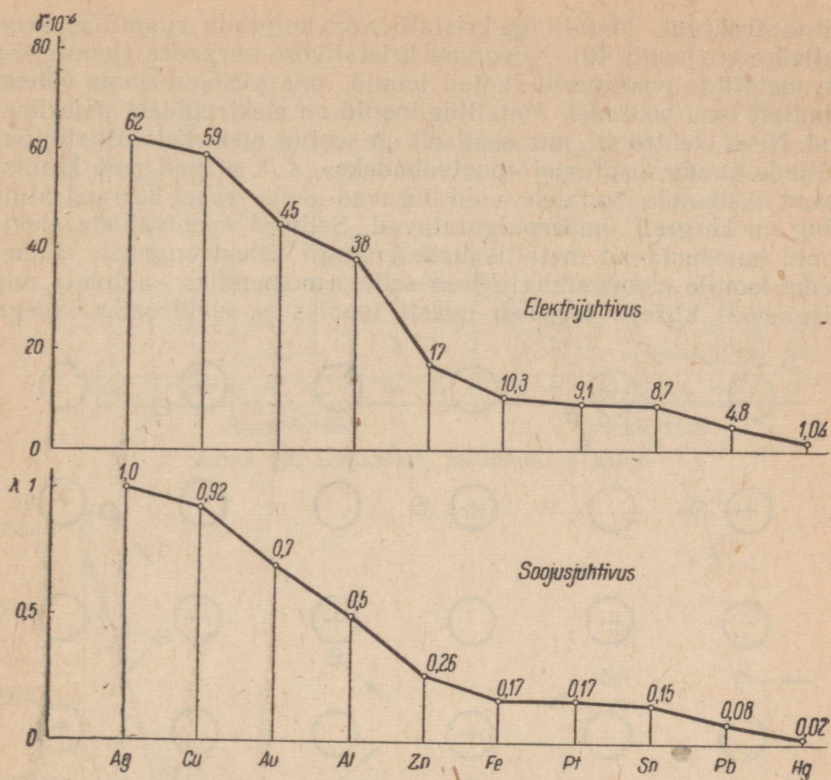
Metallide elektrijuhtivus on seletatav nende ehituse iseärasusega. Kaasaegse ettekujutuse põhjal on kõikidel metallidel kristal-



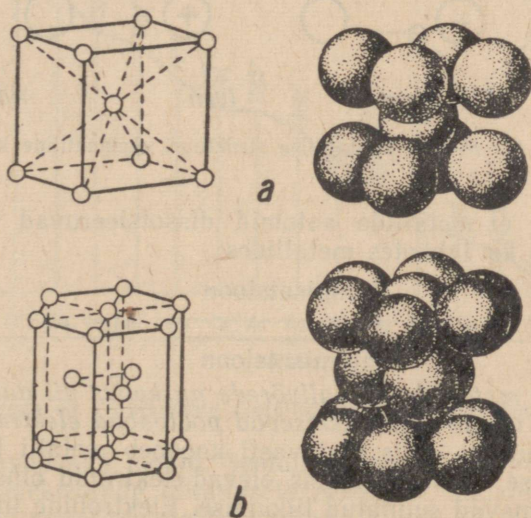
Joonis 43. Keemiliste elementide suhteline sisaldus maakera koostes (lito-, hüdro- ja atmosfääris).



Joonis 44. Keemiliste elementide suhteline sisaldus maakeras.

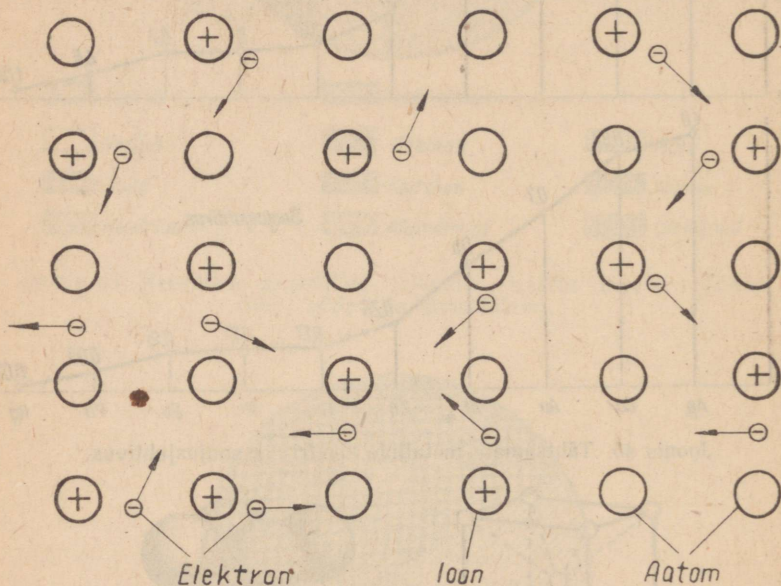


Joonis 45. Tähtsamate metallide elektri- ja soojusjuhtivus.



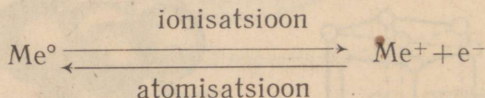
Joonis 46. Metallide kristallvõrede liike.

hiline struktuur. Metalliga kristalli võib kujutada ruumilise kristallvõre (joonis 46). Niisuguse kristallvõre nurkades (joonis 47) 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 mingit «elektrongaasi». Lähenedes ioonile moodustab elektron sellega momendiks «aatom», mis järgnevalt kiiresti laguneb uuesti iooniks ja elektroniks. Seega



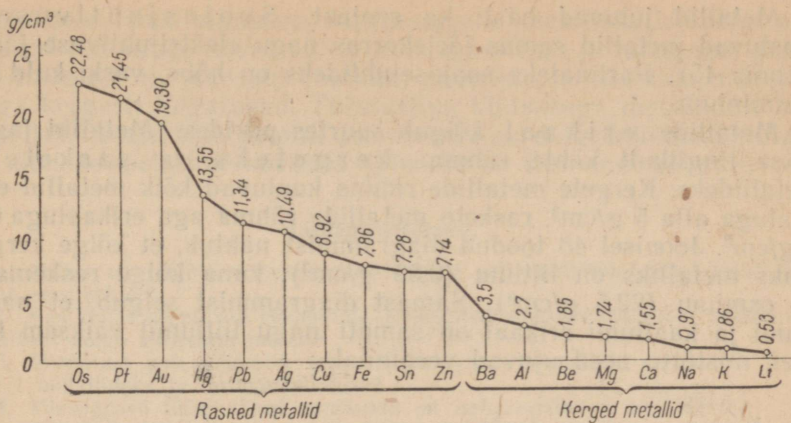
Joonis 47. Metalliga kristallilise struktuuri skemaatiline kujutus.

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

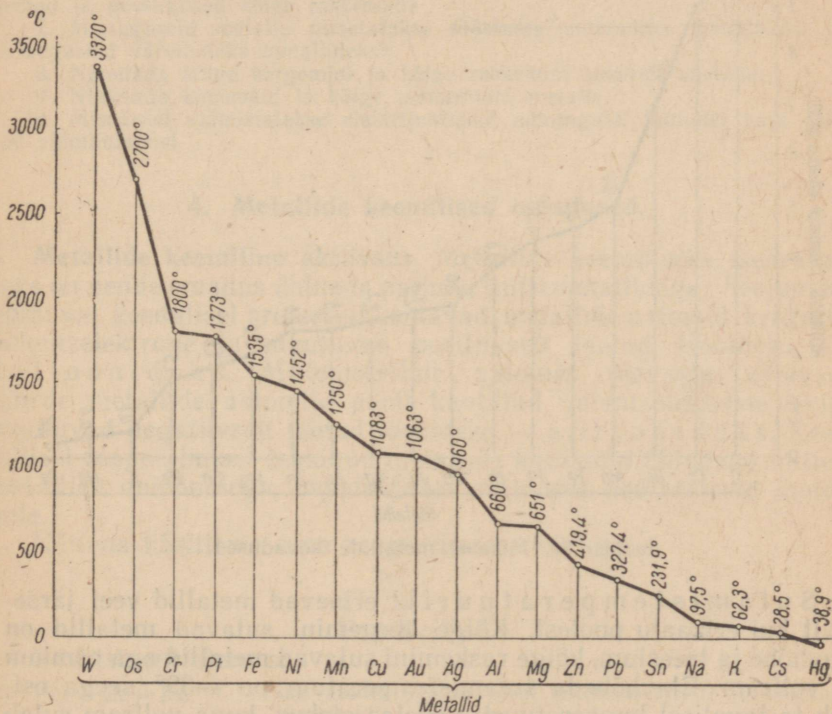


Seega on metallide kristallvõrede nurkades nii aatomid kui ka ioonid, kuna nende vahel asetsevad poolvabad elektronid.

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



Joonis 48. Tähtsamate metallide erikaalud.

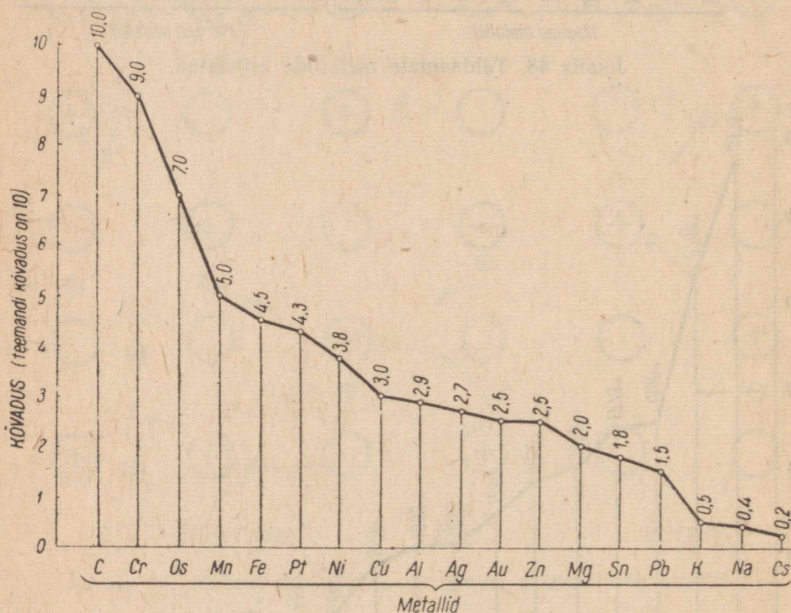


Joonis 49. Tähtsamate metallide sulamistemperatuurid.

mes pidurdavad aga ioonid. Seejuures avaldavad erinevate metallide ioonid elektronide liikumisele isesugust takistust. Viimasest ongi tingitud metallide elektrijuhtivus.

Metallid juhvad hästi ka soojust. Soojusjuhtivuselt reastuvad metallid samas järjekorras nagu elektrijuhtivuse järgi (joonis 45). 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 48 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 need ujuvad veepinnal.



Joonis. 50. 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 49. 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 sisse-

tungimisele 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 50 on diagrammina kujutatud mõnede metallide kõvadus (aluseks on teemandi kõvadus).

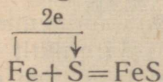
Kordamisküsimusi.

1. Milles on oluline erinevus metallide ja mitmetallide vahel elektron-teooria seisukohalt?
2. Kus kohas keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis peaks asetsema keemiliselt kõige aktiivsem metall?
3. Mispärast pole võimalik teha teravat vahet keemiliste elementide jaotamisel metallideks ja mitmetallideks?
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 kõvemaid ja kõige pehmemaid metalle.
10. Mispärast valmistatakse elektrijuhtmeid mõningatel juhtudel vase asemel alumiiniumist

4. Metallide keemilised omadused.

Metallide keemiline aktiivsus. Metallide keemiliseks iseärasuseks on nende omadus ühineda paljude mitmetallidega. Seejuures toimival keemilisel protsessil kaotavad metallide aatomid kergesti valentselektrone ja muutuvad positiivselt laetud ioonideks — k a t i o o n i d e k s. Mitmetallide aatomid seevastu võtavad juurde metallide aatomite poolt kaotatud valentselektrone ning muutuvad negatiivselt laetud ioonideks — a n i o o n i d e k s. Keemilisel reageerimisel tekkinud metallide katioonid ühinevad mitmetallide anioonidega, moodustades seejuures neutraalseid molekule.

Näitena käsitleme raua reageerimist väävliga:



Reaktsiooni olemus:

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

Valentselektronide loovutamine ei avaldu kõigil metallide aatomitel ühesuguselt, ühed metallide aatomid kaotavad neid kergemini,

teised 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

loonide 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, millede 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.

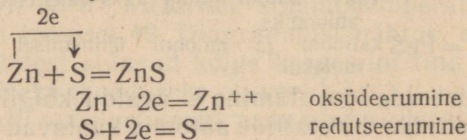
Metallide keemilisest aktiivsusest sõltub nende võime reageerida keemiliselt hapniku, väävli, halogeenide, vee, hapete ning sooladega.

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 redutseerub väävel:



Elektronteooria seisukohalt *on metallideks need keemilised elemendid, mille aatomitel on omadus loovutada valentselektrone. Mittemetallideks aga on keemilised elemendid, mille aatomitel on omadus peamiselt liita valentselektrone, kuid õõivad ka loovutada valentselektrone.*

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

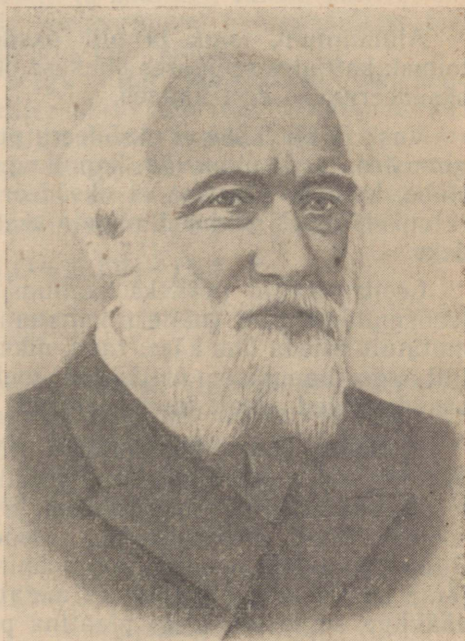
Tuleb aga tähendada, et Mendelejevi keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi mis tahes perioodis puudub terav piir enam metalliliste omadustega keemiliste elementide ja enam mittemetalliliste omadustega keemiliste elementide vahel, kuna igas perioodis leidub keemilisi elemente, millel võib täheldada 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 asetask ta kõik tema poolt uuritud metallid ritta, mis ühtib täiesti meile tuntud metallide keemilise aktiivsuse reaga. Edasi uuris Beketov metallilise alumiiniumi redutseerivat toimet teiste keemiliste elementide oksüüdidesse. 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 loenguid füüsikalise keemia alal. Seega on Harkovi ülikool esimene maailmas, kus alustati selle, alles XIX sajandi lõpul laialdaselt väljaareneva keemiaharu süstemaatilise õpetamisega.



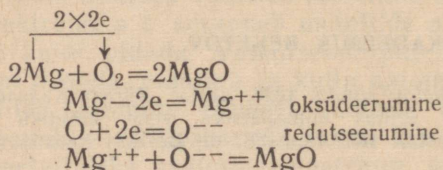
N. N. Beketov (1826—1911).

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 oksüüde. 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 magneesiumoksüüdi korraga:



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

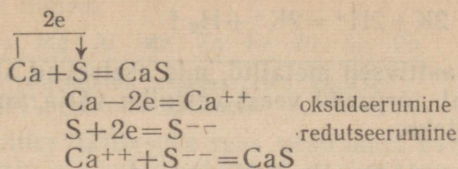
Vask ja elavhõbe ei oksüdeeru puhta õhu toimel tavalistes tingimustes, nad ühinevad hapnikuga ainult kuumutamisel õhus. Hõbe, kuld ja plaatina ei oksüdeeru õhus isegi kõrgetel temperatuuridel. Sel põhjusel nimetatakse viimaseid ka väärismetallideks.

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.

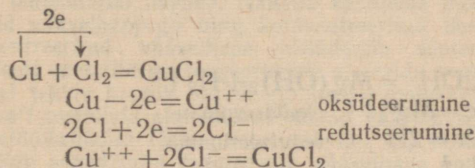
Metallide ühinemine väävliga. Kõik metallid peale kulla võivad ühineda väävliga. Ühinemine teostub erineva kiirusega, näiteks leelismetallid ning magneesium ja kaltsium ühinevad väävliga soojendamisel plahvatusega, moodustades seejuures sulfiide. Pulbriline tsink ja alumiinium ühinevad kuumutamisel väävliga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

Metalliline kaltsium ühineb väävliga järgmise reaktsiooni-

võrrandi kohaselt:

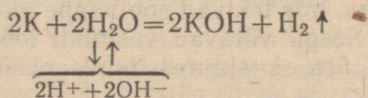


Metallide ühinemine halogeenidega. Kõik metallid ühinevad vahetult halogeenidega, isegi plaatina ja kuld. Kõige energilisemalt ühinevad metallid fluoriga, seejärel alanevas järjekorras kloori, broomi ja joodiga. Näiteks:

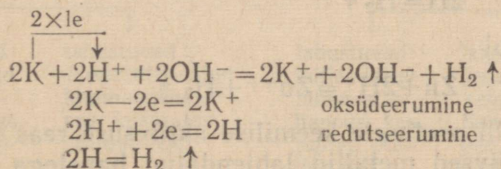


Metallide ühinemisel halogeenidega täheldame sama korda nagu nende ühinemisel hapniku ja väävliga, s. t. nad ühinevad metallide keemilise aktiivsuse rea kohaselt. Kõige aktiivsemalt ühinevad halogeenidega naatrium ja kaalium, vähem aktiivsemalt aga väärismetallid. Metallide reageerimisel halogeenidega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

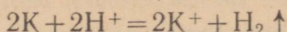
Metallide reageerimine veega ning lahjendatud hapetega. Metallid, mis asetsevad keemilise aktiivsuse reas vesinikust vasakul, tõrjuvad teda veest ja lahjendatud hapetest välja, paremal asetsevad metallid aga ei tõrju. Kõige aktiivsemad metallid, nagu kaalium ja naatrium, tõrjuvad vesiniku veest välja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



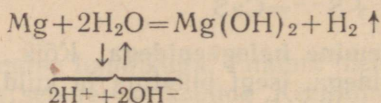
Keemilise reaktsiooni olemus seisneb elektronide üleminekus kaaliumi aatomitelt vesiniku ionidele, mis tekivad vee dissotsieerumisel. Seejuures kaaliumi aatomid muutuvad kationideks, kuna vesiniku ionid muutuvad elektriliselt neutraalseteks vesiniku aatomiteks. Viimased ühinevad, moodustades molekuli:



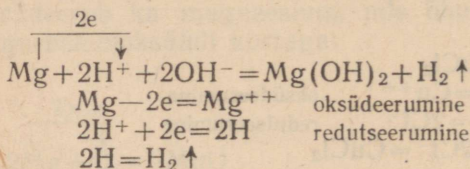
ehk taandatud kujul



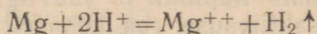
Keemiliselt vähem aktiivsed metallid, mis asetsevad aktiivsuse reas vesinikust vasakul, tõrjuvad veest vesiniku välja ainult kõrgel temperatuuril. Näiteks:



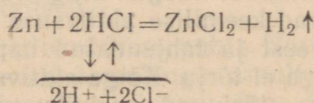
ehk ioonilisel kujul:



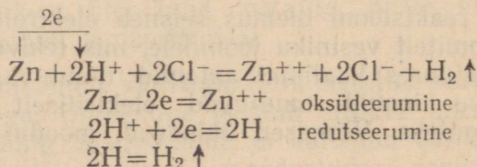
ehk taandatud kujul



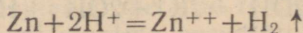
Täpselt samuti tõrjuvad keemiliselt vähemaktiivsed metallid vesiniku välja lahjendatud hapetest. Näitena toome reaktsiooni, mis kulgeb tsingi reageerimisel lahjendatud soolhappega:



Selle reaktsiooni olemus seisab tsingi aatomite reageerimises vesiniku ioonidega, mis tekivad soolhappe molekuli dissotsieerumisel vesilahuses. Seega võtavad vesiniku ioonid 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:

<u>K Na Ca Mg Al Mn Zn Fe Ni Sn Pb</u>	<u>H Cu Hg Ag Pt Au</u>
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 kontsenteeritud hapetega. Kuna kontsenteeritud happed praktiliselt ei dissotsieeru ioonideks, siis reageerivad nad metallidega teisi kui lahjendatud happed. Näitena käsitleme metallide reageerimist kontsenteeritud väavelhappega ning kontsenteeritud lämmastikhappega.

Kontsenteeritud väavelhappe oksüdeerib soojendamisel peaaegu kõiki metalle. Tema metallidega reageerimisel ei eraldu vesinikku, sest happe osalisel lagunemisel tekki hapnik oksüdeerib happe molekulis oleva vesiniku veeks.

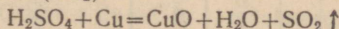
Sõltuvalt metallide aktiivsusest võivad väavelhappe molekulid redutseeruda kuni väaveldioksüüdini (SO₂), vaba väavlini (S) ja isegi kuni väavelvesinikuni (H₂S). Kõige sagedamini redutseerub väavelhappe kuni väaveldioksüüdini.

Kontsenteeritud väavelhappe toimet metallidesse kujutab järgmine skeem:

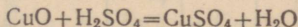
<u>K Na Ba Ca</u>	<u>Mg Al Zn Fe Sn Pb</u>	<u>Cu Hg Ag</u>	<u>Pt Au</u>
Eraldub H ₂ S	Eraldub SO ₂	Ei lahustu kontsenteeritud H ₂ SO ₄ toimet	

soojendatud kontsenteeritud väavelhappe toimet

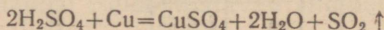
Vaatame vase reageerimist kontsenteeritud väavelhappega soojendamisel. Väavelhappe molekul oksüdeerib vase esmalt vask(II)oksüüdiks, redutseerudes ise väaveldioksüüdiks (SO₂):



Tekkinud vask(II)oksüüd lahustub väavelhappe ülehulgas, seejuures tekiavad sool ja vesi:



Reaktsiooni võrrand summaarsel kujul on järgmine:



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

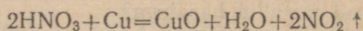
<u>K Na Ba Ca Mg Al Zn</u>	<u>Fe Sn Pb</u>	<u>Cu Hg Ag</u>	<u>Pt Au</u>
↓	↓	↓	↓
lahustuvad lahjendatud lämmastikhappes, kusjuures eraldub NH ₃	lahustuvad kontsenteeritud lämmastikhappes, kusjuures eraldub N ₂ O	lahustuvad lahjendatud lämmastikhappes, kusjuures eraldub NO	lahustuvad soojendamisel kontsenteeritud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

Metallide aktiivsuse rida.

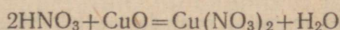
Tabel 8

Metallide rida	K	Na	Ba	Ca	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
Aatomite võime valentselektrone 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_2SO_4 toimel	Ei oksüdeeru HNO_3 ja kontsentreeritud H_2SO_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

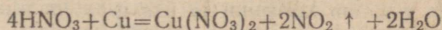
Näitena käsitleme kontsentreeritud lämmastikhappe reageerimist vasega. Reageerimisel vase aatom oksüdeerub esmalt vask(II)oksüüdiks, kuna lämmastikhappe ise redutseerub lämmastikdioksüüdiks (NO_2):



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

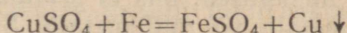


Reaktsiooni võrrand summaarsel kujul on järgmine:

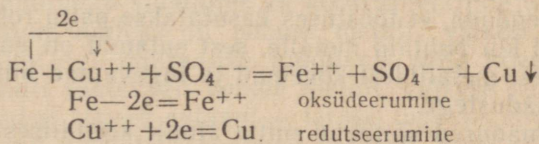


Nii kontsentreeritud väävelhape kui ka kontsentreeritud lämmastikhape reageerivad kõikide metallidega peale kulla ja plaatina. Tuleb tähendada, et raud ja alumiinium ei reageeri külma kontsentreeritud lämmastikhappe ja väävelhappega. See on seletatav sellega, et mainitud metallide pinnal tekib väga õhuke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

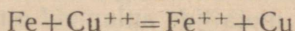
Metallide reageerimine sooladega. Iga metall tõrjub soolade vesilahustest välja mis tahes teise metalli, mis asetseb keemilise aktiivsuse reas temast paremal. Näiteks:



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) oksüdeerimis-redutseerimisreaktsiooniks? Tuua näiteid.
5. Missuguseid keemilisi elemente nimetatakse elektronteooria seisukohalt metallilisteks 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 väävlistse ja halogeenidesse.
10. Missugused metallid reageerivad veega? Nimetada reaktsiooni kulgemise tingimusi 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-aatom kaltsiumi ja üks g-aatom alumiiniumi. Kumma 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.

Tuleb tähendada, et 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 heterogeenseks. Enamik metallide sulameid on heterogeensed.

Homogeensed sulamid kujutavad endast kas koostismetallide keemilist ühendit või homogeenet 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 , Na_2Sn , Na_4Sn jt. Homogeensetel segudel on seevastu muutuv 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 koosnevaid 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: vuud) 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 selle koostisse kuuluv madalama sulamistemperatuuriga koostismetall — plii (sulamistemperatuuriga 327°).

Sulami värvus erineb samuti selle 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. Aluminiium näiteks on pehme metall, väikese vasekoguse (4%) lisamine aga suurendab tunduvalt selle 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-

sioonikindlad 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-traktoriehituse ja relvatööstuse 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 ning 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 hüdroksüüdide 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.

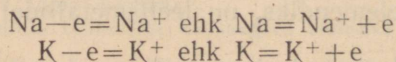
Põhiandmed üksikute leelismetallide aatomite ehituse kohta on toodud tabelis 9.

Tabelist 9 nähtub, et kõikide leelismetallide aatomite välises elektronkihis on ainult üks valentselektron. Leelismetallide aatomite tuumalaengu suurenemisega suureneb ka elektronkestadearv 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	

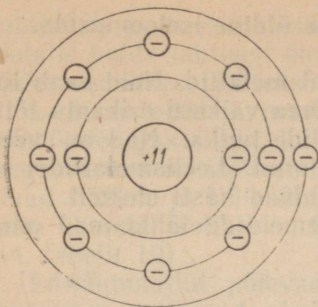
valt sellele suureneb leelismetallide aatomite võime kaotada valentselektroni, suureneb nende keemiline aktiivsus ja võime oksüdeeruda.

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



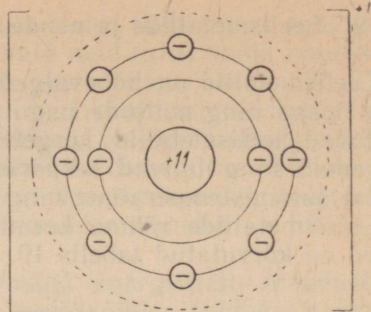
Naatriumi ja kaaliumi aatomite muutumist ioonideks on skeemaatilisel kujutatud joonistel 51 ja 52.

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

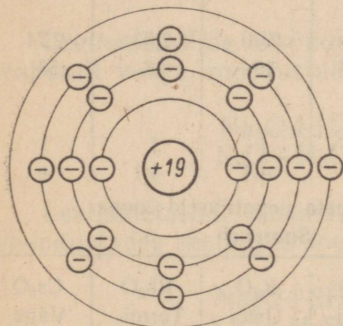
Tuumalaeng	+11
Kõikide elektronide laengute summa	-11
Aatomi laeng	0



Naatriumi ioon

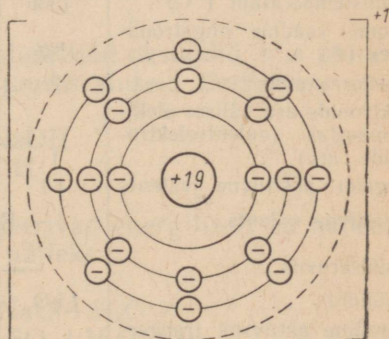
Tuumalaeng	+11
Kõikide elektronide laengute summa	-10
Iooni laeng	+1

Joonis 51. Naatriumi aatomi ja naatriumi iooni ehituse skeem.



Kaaliumi aatom

Tuumalaeng	+19
Kõikide elektronide laengute summa	-19
Aatomi laeng	0



Kaaliumi ioon

Tuumalaeng	+19
Kõikide elektronide laengute summa	-18
Iooni laeng	+1

Joonis 52. Kaaliumi aatomi ja kaaliumi iooni ehituse skeem.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada leelismetallide asetus keemiliste elementide perioodilises süsteemis. Taha 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.

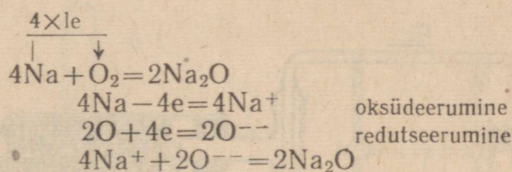
	Liitium (Li)	Naatrium (Na)	Kaalium (K)	Rubiidium (Rb)	Tseesium (Cs)
Aatomkaal	6,940	22,991	39,100	85,48	132,91
Erikaal	0,53	0,97	0,86	1,53	1,90
Sulamistemperatuur (°C)	186	97,5	62,3	38,5	28,5
Keemistemperatuur (°C)	1336	880	760	700	670
Aatomi raadius õngströimedes (Å)	1,57	1,92	2,36	2,53	2,74
Järjekorranumber	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 →				
Oksüüdid	Li ₂ O	Na ₂ O	K ₂ O	Rb ₂ O	Cs ₂ O
Keemiline aktiivsus (reageerimine veega)	Rahulik	Energiline	Usnaenergiline	Tormiline	Väga tormiline
Alused	LiOH	NaOH	KOH	RbOH	CsOH
Leeliseste omaduste tugevus	Suureneb →				
Annavad põletileegile järgmise värvuse	Vaarikpunase	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 aatomituumade laengu suurenemisele. Näiteks liitium oksüdeerub suhteliselt aeglaselt, kuna

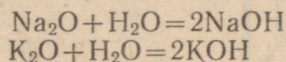
rubiidium ja tseesium süttivad ise õhus. Seetõttu ei tohi leelis- metalli hoida lahtiselt õhu käes, vaid neid tuleb hoida hapnikuva- bades vedelikes (näiteks veevabas petrooleumis, bensiinis jt.).

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

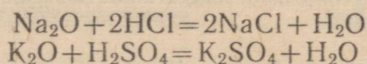
Leelismetallid põlevad õhus väga energiliselt, moodustades seejuures vastavaid oksüüde ja peroksüüde. Näiteks hapendub naatrium järgmise reaktsioonivõrrandi kohaselt:



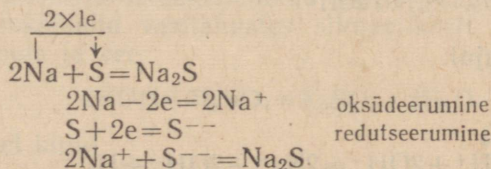
Leelismetallide oksüüdid on aluselised oksüüdid, mis ühinevad vahetult veega, moodustades seejuures aluseid (leelisi):



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

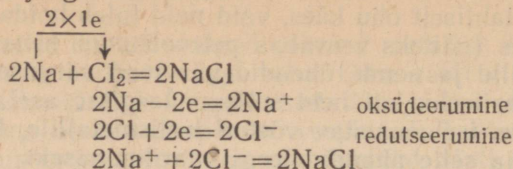


Leelismetallid ühinevad vahetult paljude mittemetallidega. Näiteks, kui uhmrisse asetada väävlipulbrit ja lisada sinna väike tükk naatriumi, siis juba nuiaga segamisel ühineb naatrium vääv- liga, moodustades seejuures naatriumsulfiidi:

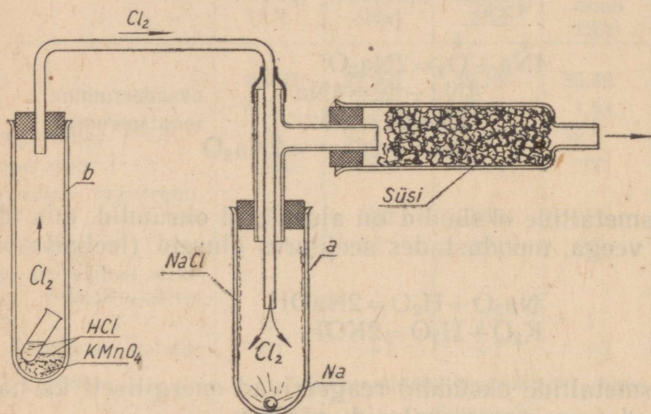


Leelismetallid ühinevad energiliselt ka halogeenidega, moodustades seejuures soolaseid (joonis 53). Näiteks reageerib naat-

rium klooriga järgmise võrrandi kohaselt:

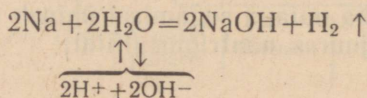


Leelismetallide ühinemisel halogeenidega ning samuti ka mõnede teiste mittemetallidega vabaneb rohkesti soojust; väga kiiresti ja energiliselt kulgev ühinemisreaktsioon võib üksikutel juhtudel esile kutsuda isegi plahvatuse.

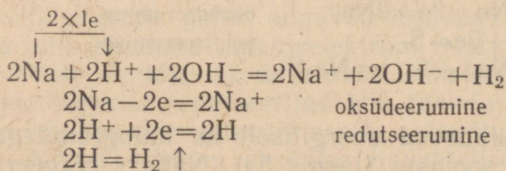


Joonis 53. Naatriumi reageerimine klooriga.

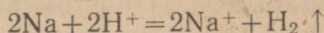
Leelismetallid reageerivad energiliselt veega, seejuures eralduv vesinik ja tekib vastava metalli hüdroksüüd, mis lahustub vees (joonis 54). Reaktsiooni võrrand:



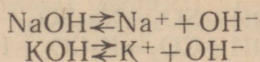
ehk ioonilisel kujul:



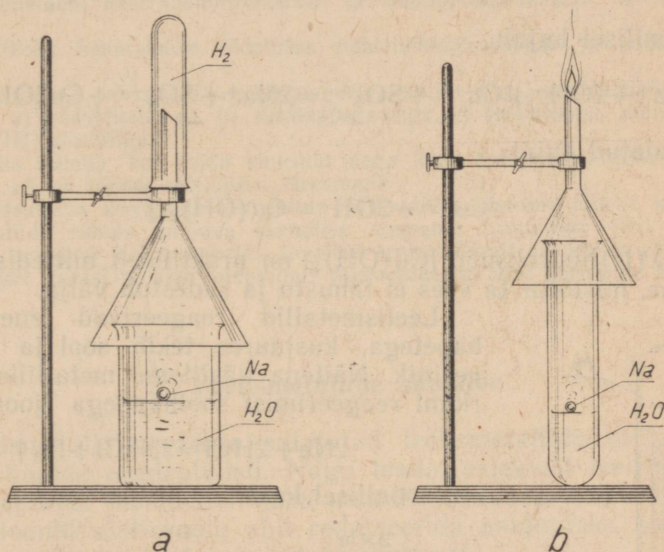
ehk taandatud kujul:



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



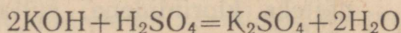
Leelismetallide hüdroksüüdide heast dissotsieerumisest vesilahuses ongi tingitud nende vesilahuste tugevad leelisesed omadused.



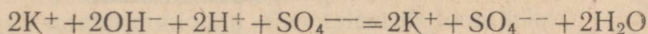
Joonis 54. Naatriumi reageerimine veega.

Tugevate alustena (leelistena) reageerivad leelismetallide hüdroksüüdid energiliselt paljude ainetega. Nii näiteks:

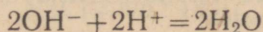
1) neutraliseerimisreaktsioonide puhul reageerivad leelismetallide hüdroksüüdid vesilahustes silmapilkselt hapetega, andes seejuures soola ja vee:



ehk ioonilisel kujul:

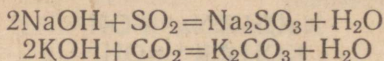


ja taandatud kujul:

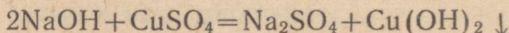


Neutraliseerimisreaktsiooni momentaansus on tingitud ioonide suurest liikumiskiirusest ja hüdroksüüdi molekuli tugevast dissotsieerumisest;

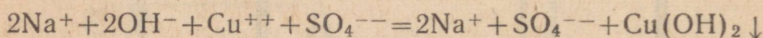
2) leelismetallide hüdroksüüdid reageerivad kergesti hapete anhüdriididega, moodustades seejuures soola ja vee:



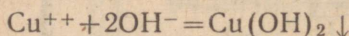
3) leelismetallide hüdroksüüdid reageerivad paljude sooladega, tekitades seejuures tuue soola ja uue aluse:



ehk ioonilisel kujul:

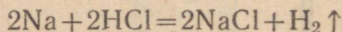


ja taandatud kujul:

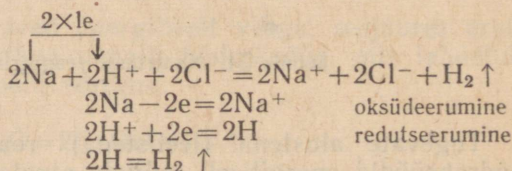


Vask(II)hüdroksüüd $[\text{Cu}(\text{OH})_2]$ on praktiliselt mittedissotsieeruv aine, mistõttu ta vees ei lahustu ja sadestub välja.

Leelismetallid reageerivad energiliselt hapetega, kusjuures tekib sool ja eraldub vesinik. Näitena käsitleme metallilise naatriumi reageerimist soolhappega (joonis 55):



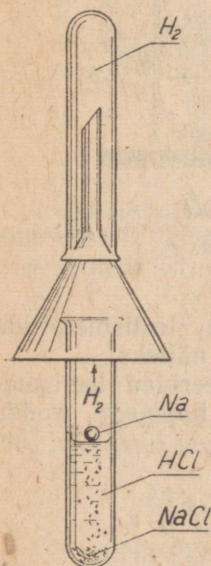
ehk ioonilisel kujul:



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 55. Naatriumi reageerimine soolhappega.

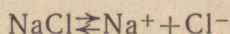
1. Nimetada naatriumi ja kaaliuni iseloomulikud füüsikalised omadused ning öelda, mille poolest naatrium ja kaalium erinevad teineteisest.
2. Missugune on naatriumi ja kaaliumi keemiline aktiivsus ning mis-sugusel kohal asuvad need metallid keemilise aktiivsuse reas?
3. Nimetada naatriumi ja kaaliumi iseloomulikke keemilisi omadusi ning öelda, mille poolest erinevad naatrium ja kaalium teineteisest.
4. Mispärast nimetatakse naatriumi ja kaaliumi leelismetallideks? Mil-
listest 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 fosfor-
happega. Mis ühist on naatriumi reageerimisel veega ning hapetega?
8. Missuguseid hapnikuühendeid annavad naatrium ja kaalium?
9. Nimetada naatriumhüdrosüüdi ja kaaliumhüdrosüüdi iseloomulikke
omadusi.
10. Milleks kasutatakse tööstuses naatriumhüdrosüüdi ja kaaliumhüdr-
oksüüdi?
11. Kirjutada võrrandid reaktsioonidele, mille järgi naatriumhüdrosüüd
reageerib a) väävelhappega, b) süsihappegaasiga, c) fosforhappe anhüdriidiga,
d) raud (III) kloriidiga.
12. Mis toimub, kui hoida kauemat aega käes katseklaasi, milles petroo-
leumikihi all on tüki metallilist tseesiumi?
13. Kasutades keemiliste elementide perioodilise süsteemi tabelit, kirjeldada
leelismetallide rühma kuuluva keemilise elemendi frantsiumi (Fr) (aatom-
kaal 223) omadusi. Kas see metall tavalisel temperatuuril on tahkes või vedelas
olekus? Kas frantsium ujub veepinnal? Missugune on selle keemiline aktiivsus?

3. Leelismetallide saamine.

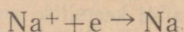
Leelismetalle saadakse sulatatud leelismetallide soolade või hüdrosüüdide elektrolüüsil. Nagu teada, esinevad leelismetallid oma ühendites ioonidena. Vaba metalli saamiseks tuleb leelismetallide ioonid alalisvoolu abil redutseerida aatomiteks. Leelismetallide saamiseks tuntakse mitut menetlust.

Järgnevalt vaatleme üht tööstuslikku menetlust metallilise naatriumi saamiseks. Selleks kasutatava seadme skeem on kujutatud joonisel 56. Elektrolüüsivann koosneb teraskerest, mis on seest vooderdatud tulekindla tellisega 1 (šamott-tellisega). Keset vanni on grafiit-anood 2, mida ümbritseb rõngakujuline raudkaatod 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 naatriumkloriid dissotsieerub ioonideks:

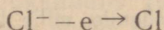


Katioon naatrium (Na^+) liigub katoodile, kus ta võtab juurde elektroni ja redutseerub vabaks naatriumi aatomiks:

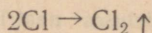


Metalliline naatrium koguneb rõngakujulise katoodiruumi ülemisse ossa, kus ta valgub toru 6 kaudu kogujasse 7.

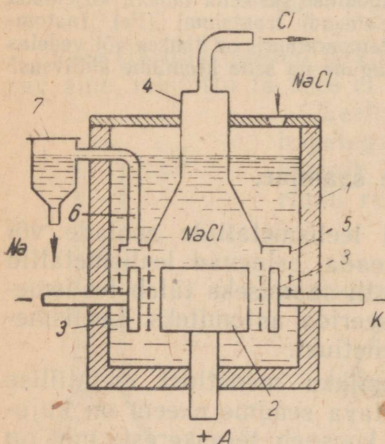
Anioon kloor liigub anoodile, kus annab ära oma elektroni ja oksüdeerub vabaks kloori aatomiks:



Kloori aatomid ühinevad paarikaupa ja moodustavad vaba kloori molekuli:

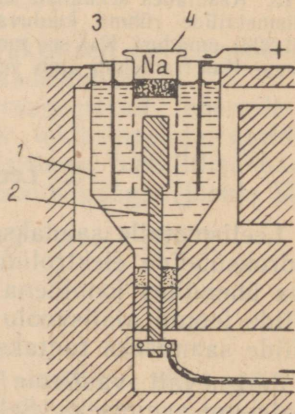


Eraldud gaasiline kloor koguneb kupli 4 alla ja suundub torustiku kaudu kogujasse edasiseks kasutamiseks keemiatöötuses.



Joonis 56. Sulanud naatriumkloriidist metallilise naatriumi saamiseks kasutatava elektrolüüsiseadme skeem:

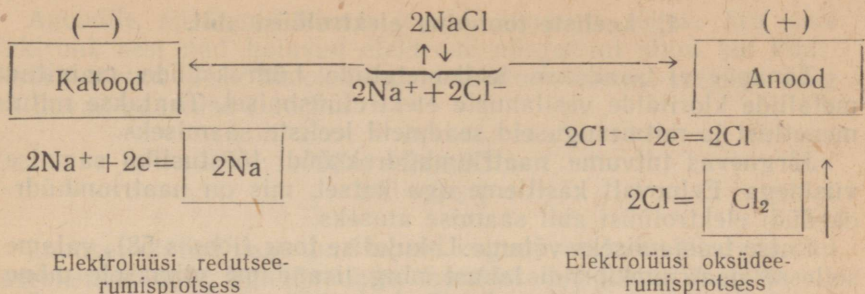
1 — vanni teraskere (vooderdatud tulekindlate tellistega); 2 — grafiit-anood; 3 — raudkatood; 4 — kuppel; 5 — võrgukujuline diafragma; 6 — toru; 7 — koguja.



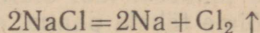
Joonis 57. Sulanud naatriumhüdrosüüdist metallilise naatriumi saamiseks kasutatava elektrolüüsiseadme skeem:

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

Naatriumkloriidi elektrolüüsi on võimalik näitlikult kujutada järgmise skeemi abil:

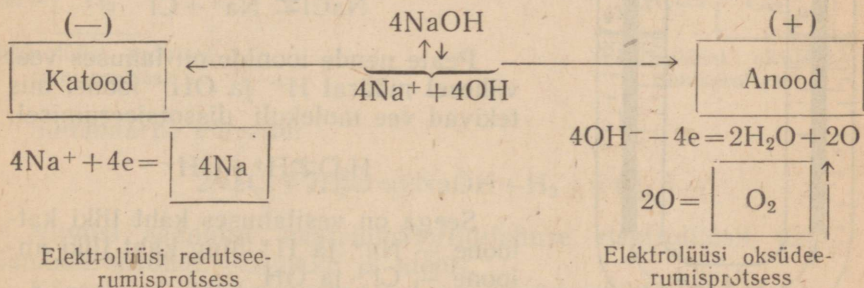


Summaarne reaktsiooni võrrand:

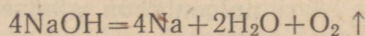


Käesoleval ajal saadakse metallilist naatriumi sulanud naatriumhüdrosüüdist spetsiaalsetes tööstuslikes elektrolüüsivannides (joonis 57). Kuna naatriumhüdrosüüd sulab madalamal temperatuuril kui naatriumkloriid, siis vajatakse esimese soojendamiseks ja sulatamiseks ka vähem energiat. Naatriumhüdrosüüdi soojendamiseks kasutatakse kuumi suitsugaase, mida saadakse kütuse põletamisel.

Oksüdeerumis-redutseerumisprotsess kulgeb elektrolüüsil järgmise skeemi kohaselt:



Summaarne reaktsiooni võrrand:



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

Kordamisküsimusi.

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

4. Leeliste tootmine elektrolüüsi abil.

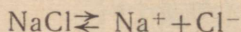
Tänapäeval saadakse leelismetallide hüdroksüüde mainitud metallide kloriidide vesilahuste elektrolüüsimisel. Tuntakse mitut menetlust ja mitmesuguseid seadmeid leeliste saamiseks.

Järgnevas tutvume naatriumhüdroksüüdi tööstusliku saamise viisidega. Eelnevalt käsitleme aga katset, mis on naatriumhüdroksüüdi elektrolüüsi abil saamise aluseks.

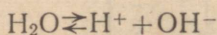
Katse teostamiseks võtame U-kujulise toru (joonis 58), valame sellesse naatriumkloriidi lahust ning lisandame viimasele mõne tilga fenoolftaleiinilahust. Seejärel asetame torusse kaks söe-elektroodi ning juhime lahusest läbi alalisvoolu.

Mõne aja pärast võime tähele panna, et katoodil värvub lahus roosaks, kuna anoodil jääb see 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 ionideks:



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

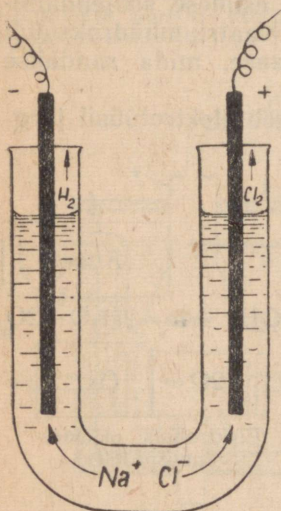
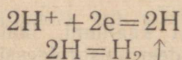


Seega on vesilahuses kaht liiki katioone — Na^+ ja H^+ ning kaht liiki anioone — Cl^- ja OH^- .

Vesilahuses olevad katioonid ja anioonid on alalises kaootilises liikumises.

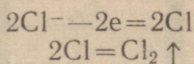
Kui alalisvool läbib naatriumkloriidi vesilahust, suunduvad katoodileioonid Na^+ ja H^+ , kuna anoodile suunduvad ionid Cl^- ja OH^- .

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



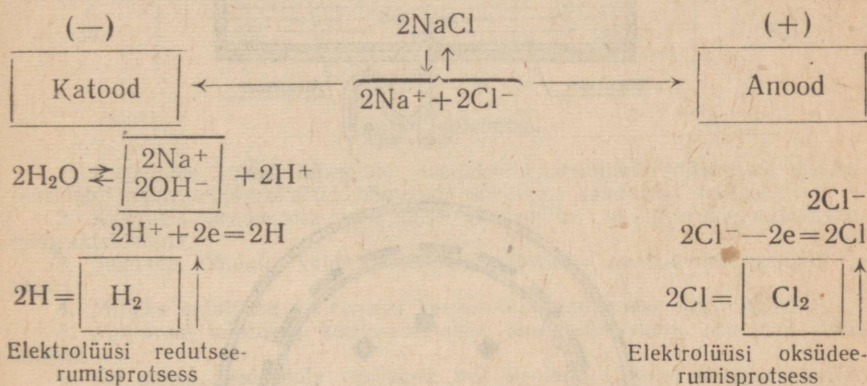
Joonis 58. Naatriumhüdroksüüdi saamine laboratooriumis.

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

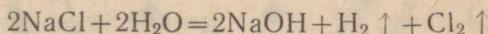


Lahuses olevad naatriumi ionid kogunevad katoodile, kus nad hüdroksüüli ioone ligi tõmmates moodustavad leelise NaOH.

Naatriumkloriidi elektrolüüsimise protsessi on võimalik kujutada järgmise skeemi abil:



Summaarne võrrand:

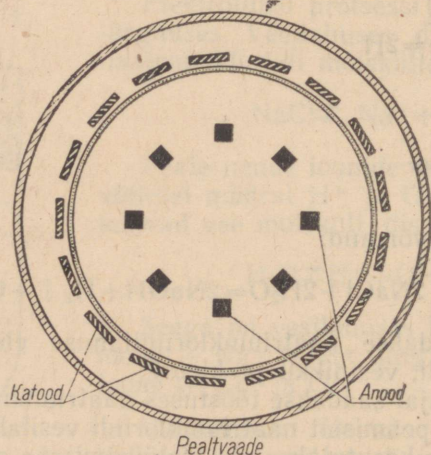
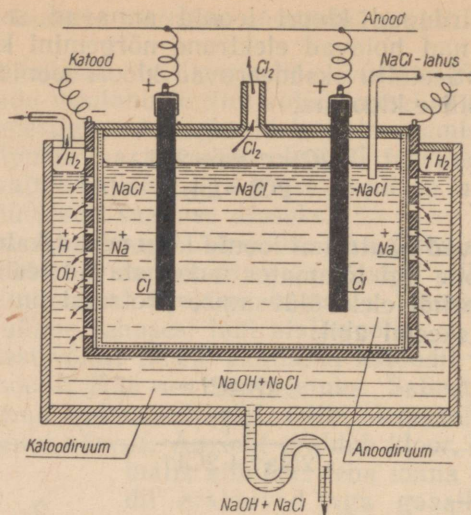


Niiviisi saadakse naatriumkloriidilahuse elektrolüüsil naatriumhüdroksüüdi, vesiniku ja kloori.

Käesoleval ajal saadakse tööstuses naatriumhüdroksüüdi, nagu eespool öeldud, peamiselt naatriumkloriidi vesilahuse elektrolüüsimisel. Tööstuses kasutatakse elektrolüüsimiseks spetsiaalseid aparate, nn. elektrolüüsi vanne. Üks niisuguseid elektrolüüsi vanne on kujutatud joonisel 59.

Elektrolüüsi vann 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.

Kontsentreeritud ja puhastatud ning temperatuurini 70° soojendatud naatriumkloriidilahus juhitakse pideva vooluna anoodi-



Joonis 59. Naatriumhüdroksüüdi saamiseks kasutatava elektrolüüsvanni skeem.

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

Katoodiruumis jäävad soolalahusesse Na^+ ja OH^- ionid ning osa NaCl . Naatriumi ionid reageerivad hüdroksüüli ionidega ning moodustavad leelise — NaOH .

Katoodiruumist valgub naatriumhüdroksüüdilahus ühes lagundamata naatriumkloriidiga pideva joana sifooni kaudu välja.

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

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

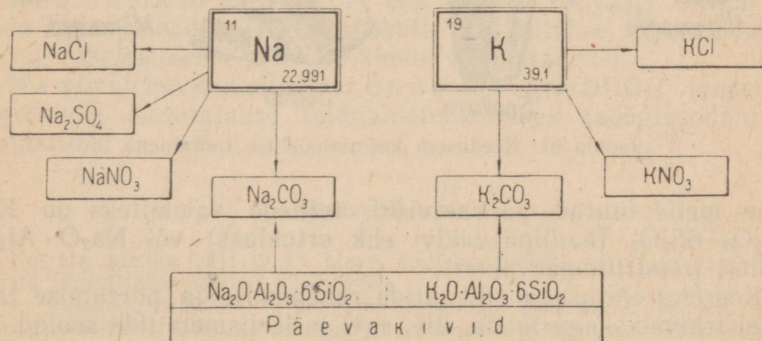
1913 a.	1928. a.	1940. a.	1945. a.	1956. a.
55	59	190	128	631

Kordamisküsimusi.

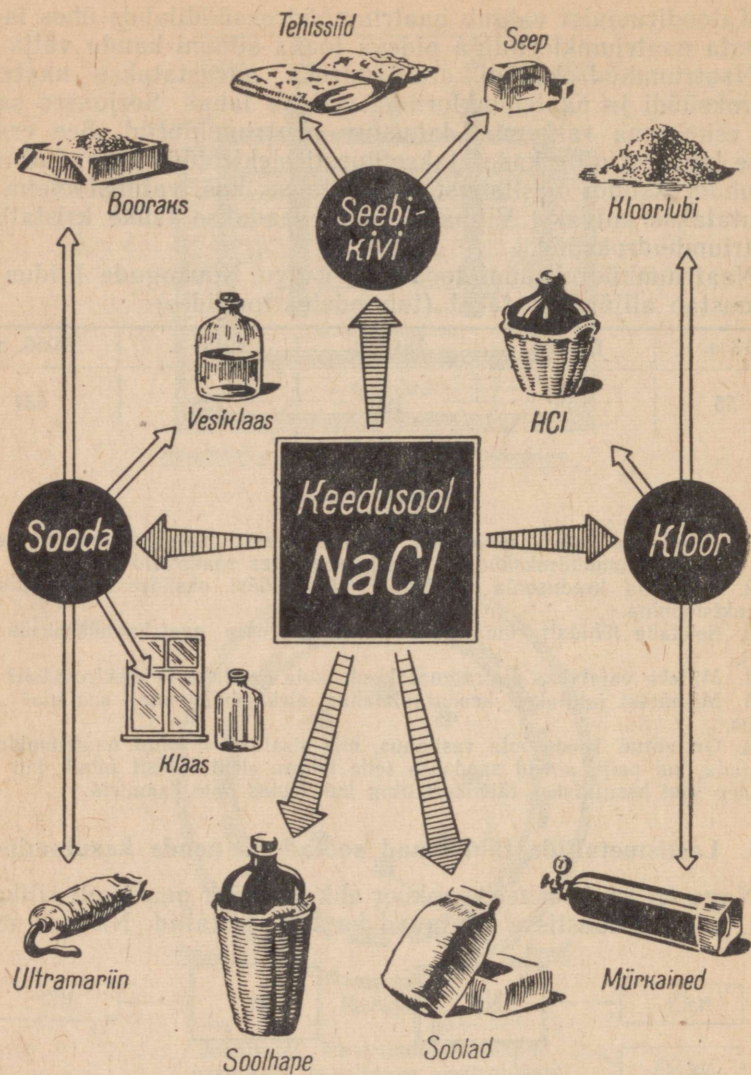
1. Kirjeldada katset, mille abil saadakse naatriumkloriidilahusest elektrolüüsi abil naatriumhüdroksüüd. Nimetada seejuures saadavaid tooteid.
2. Käsitleda keedusoola vesilahuse elektrolüüsi oksüdeerimis-redutseerimisreaktsioonina.
3. Seletada lühidalt, kuidas saadakse tööstuses naatriumhüdroksüüdi ja kloori.
4. Milleks vajatakse diafragmat keedusoola vesilahuste elektrolüüsil?
5. Mispärast juhitakse keedusoolalahus elektrolüüsi vanni soojana? Anda seletus.
6. On antud keedusoola vesilahus, mis sisaldab 1 tonni naatriumkloriidi. Arvutada, kui palju aineid saadakse selle lahuse elektrolüüsil juhul, 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 60. Leelismetallide tähtsamad ühendid.



Joonis 61. Keedusool keemiatööstuse toorainena.

tame meile tuntud päevakivisid, millede valemiteks on $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ (kaalipäevakivi 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 60.

Naatriumkloriidi ehk keedusoola (NaCl) leidub looduses kivisoolalademetenä ja mere- ja soolajärvede vees. Keedusoola kasutatakse laialdaselt keemiatööstuses kloori, soolhappe, naatriumhüdrosüüdi, sooda ja teiste naatriumisoolade saamise odava toorainena (joonis 61).

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 toiteelemendiks. 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, rohelse seebi ja teiste ainete valmistamisel.

Naatriumvesinikkarbonaati (NaHCO_3) toodetakse kunstlikult. Kasutatakse toiduainetetööstuses (söögisoodana) ja meditsiinis.

Kordamisküsimusi.

Korrata keemia VIII ja IX klassi õpikutes toodud vastavaid osasid ning vastata järgmistele esitatud 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 radium (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 oksüüdid (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.

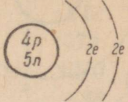
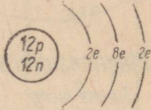

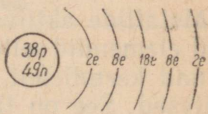
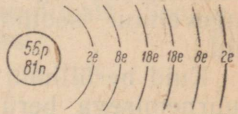
§ 2. Berülliumi allrühm.

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

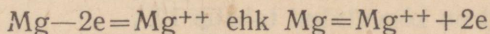
Berülliumi allrühma kuuluvad keemilised elemendid asuvad perioodilisuse süsteemi teise rühma pea-allrühmas ning on iga perioodi teiseks keemiliseks elemendiks. Järgnedes seega perioodis leelismetallidele, avaldavad berülliumi allrühma kuuluvad keemilised elemendid metallilisi omadusi, kuigi nõrgemal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

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

Tabel 11

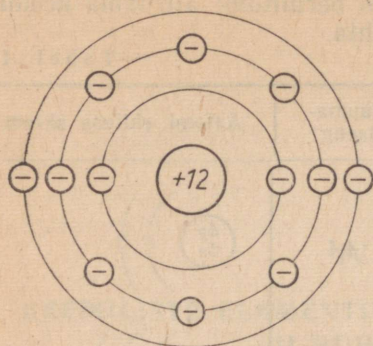
Periood	Keemiline element	Aatomkaal	Tuumalaeng	Aatomi ehituse skeem
II	Be	9,013	+4	
III	Mg	24,32	+12	
IV	Ca	40,08	+20	
V	Sr	87,63	+38	
VI	Ba	137,36	+56	
VII	Ra	226,05	+88	

Berülliumi allrühma elementide aatomite välises elektronketas on kaks valentselektroni, mistõttu need keemiliste reaktsioonide puhul moodustavad positiivselt kahevalentseid ioone (joonis 62). Näiteks:



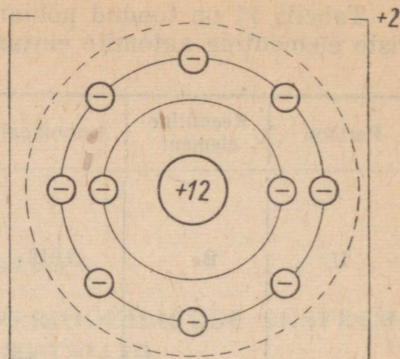
2. Berülliumi allrühma keemiliste elementide ja nende ühendite üldine iseloomustus.

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

<i>Tuumalaeng</i>	+12
<i>Kõikide elektronide laengute summa</i>	-12
<i>Aatomi laeng</i>	0



Magneesiumi ioon

<i>Tuumalaeng</i>	+12
<i>Kõikide elektronide laengute summa</i>	-10
<i>Iooni laeng</i>	+2

Joonis 62. Magneesiumi aatomi ja magneesiumi iooni skeem.

Metallide aktiivsuse reas asetsevad berülliumi allrühma keemilised elemendid selle rea vasakul poolel 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.

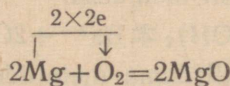
Kuid berülliumi allrühma elementide aatomite tuumalaengu suurnemisega berülliumilt radiumini suureneb ka elektronkestade arv aatomis ning seoses sellega ka aatomite raadius. Järelikult suureneb ka berülliumi allrühma elementide aatomite võime loovutada valentselektrone ning seega ka nende keemiline aktiivsus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

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

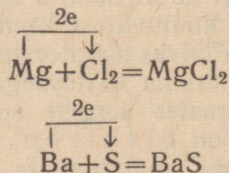
Berülliumi allrühma elemendid (metallid) ühinevad vahetult hapnikuga, seejuures ilmneb nende erinev oksüdeerumisvõime. Nii näiteks oksüdeeruvad berüllium ja magneesium õhu käes seistes aeglaselt juba tavalistes tingimustes, kattudes sel puhul tiheda oksüüdikihiga, mis kaitseb neid edasise oksüdeerumise 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
Aatomj raadius ongströmi- des (Å)	1,13	1,60	1,97	2,16	2,25
Elektronide arv välises elekt- ronkestas (valentselektro- nide arv)	2	2	2	2	2
Kõrgeim positiivne valents	+2	+2	+2	+2	+2
Negatiivne valents	Ei moodusta negatiivseid ioone				
Oksüdeerimisvõime ja kee- miline aktiivsus	Suureneb →				
Oksüüdid	BeO	MgO	CaO	SrO	BaO
Hüdroksüüdid	Be(OH) ₂	Mg(OH) ₂	Ca(OH) ₂	Sr(OH) ₂	Ba(OH) ₂
Aluseliste omaduste tugevus	→				

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

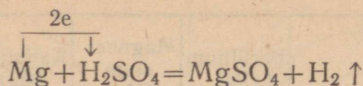


Samuti ühinevad need metallid vahetult ka halogeenidega ning väävliga, moodustades seejuures püsivaid keemilisi ühendeid. Näiteks:

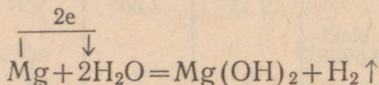


Berülliumi allrühma elemendid reageerivad hästi lahjendatud hapetega, mille puhul tekib happele vastav sool ja eraldub gaasiline vesinik.

Näiteks:

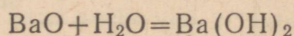


Mainitud metallid reageerivad ka veega, tõrjudes sel puhul veest vesiniku välja. Seejuures selgub, et berüllium ja magneesium reageerivad veega väga aeglaselt, kuna mainitud metallide pinnale tekib tihe hüdroksüüdikiht, mis lahustub vees väga raskesti. Tuleb aga tähendada, et reageerimine veega kulgeb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

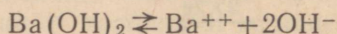


Berülliumi allrühma metallide reageerimine veega suureneb tunduvalt berülliumilt baariumile, sest samas järjestuses suureneb mainitud keemiliste elementide hüdroksüüdide lahustuvus vees.

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



Nagu öeldud, suureneb berülliumi allrühma kuuluvate metallide hüdroksüüdide lahustuvus berülliumilt baariumile. Samas järjestuses muutub ka mainitud metallide hüdroksüüdide 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 ioonideks:



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% Mg, 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 viimast fotograafias (välkvalgus) ja sõjaasjanduses.

Kordamisküsimusi.

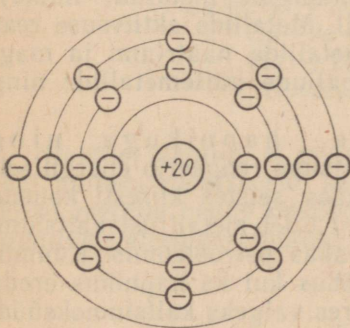
1. Mida võib öelda leelismuldmetallide asetuse kohta keemiliste elementide perioodilises süsteemis?
2. Mis on ühist leelismuldmetallide aatomite ehituses?
3. Millega määratakse elektronteooria seisukohalt kindlaks berülliumi allrühma elementide keemilised omadused?
4. Nimetada berülliumi allrühma elementide 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 perioodilisuse süsteemis nimetada, missugused teise rühma pea-allrühma metallide hüdroksüüdid 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 40,08;
järjekorranumber 20.

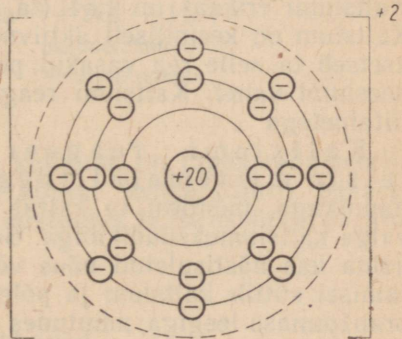
1. Kaltsiumi asend keemiliste elementide perioodilisuse süsteemis ja kaltsiumi aatomi ehitus.

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



Kaltsiumi aatom

Tuuma laeng	+20
Kõikide elektronide	
laengule summa	-20
Aatomi laeng	0



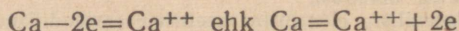
Kaltsiumi ioon

Tuuma laeng	+20
Kõikide elektronide	
laengule summa	-18
iooni laeng	+2

Joonis 63. Kaltsiumi aatomi ja kaltsiumiiooni ehituse skeem.

järjekorranumber on 20 ja täisarvuna ümardatud aatomkaal 40 h.ü., siis järgneb sellest, et selle aatomi tuum koosneb 20-st prootonist ja 20-st neutronist ning et tuuma ümber ringleb 20 elektroni. Kaltsiumi aatomi elektronkate koosneb neljast elektronkestast; sisemisel elektronkestal on kaks elektroni, teisel elektronkestal kaheksa elektroni, kolmandal samuti kaheksa elektroni ja neljandal elektronkestal jälle kaks elektroni (joonis 63).

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 kaltsiumi iooniks (joonis 63):



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

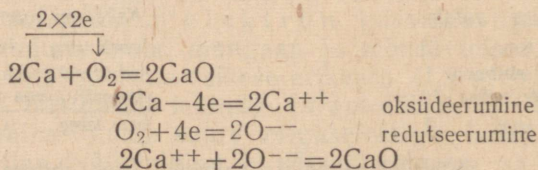
Kordamisküsimusi.

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

2. Kaltsiumi omadused.

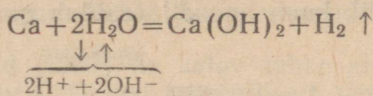
Kaltsiumi füüsikalised ja keemilised omadused. Kaltsium on hõbevalge ja võrdlemisi kõva metall (ligikaudu vase kõvadusega). Kaltsiumi erikaal on 1,54 (ta kuulub kergete metallide hulka). Kaltsium on keemiliselt aktiivne metall. Metallide aktiivsuse reas asetseb ta selle rea vasakul poolel metallide naatriumi 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 kaltsiumoksüüdikihiga. 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 kaltsiumoksüüdi pulbriks:

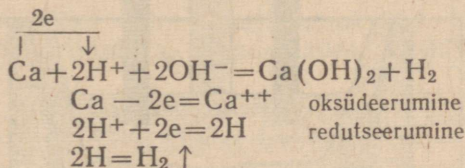


Peale selle ühineb kaltsium vahetult halogeenidega ning kuumutamisel väävliga, lämmastikuga, vesinikuga ning süsinikuga.

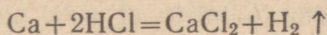
Kaltsiumi reageerimine liitainetega. Kaltsium reageerib veega juba tavalisel temperatuuril, tõrjudes seejuures veest vesiniku välja ning moodustades kaltsiumhüdroksüüdi:



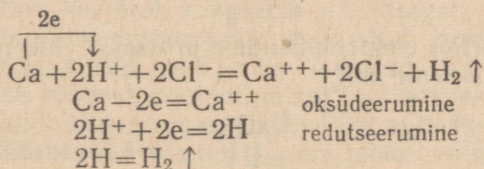
ehk ioonilisel kujul:



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



ehk ioonilisel kujul:



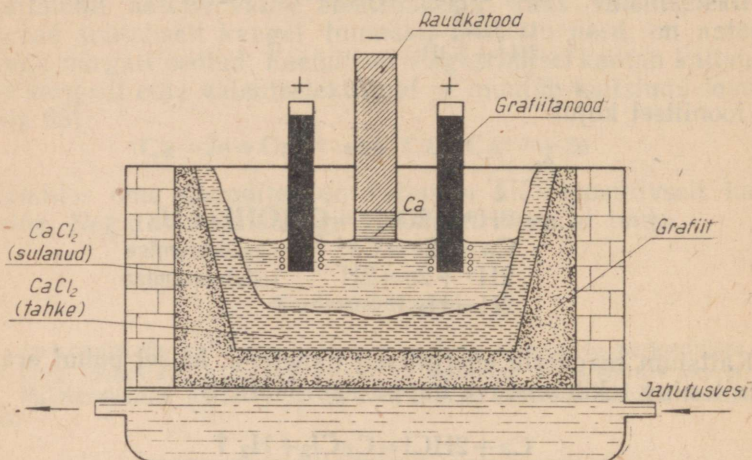
Õeldust nähtub, et metalliline kaltsium on tugev redutseerija. Nii näiteks redutseerib kaltsium kõrgel temperatuuril peaaegu kõiki metalle nende oksüüdidest, kusjuures ta ise oksüdeerub ning muutub kaltsiumoksüüdiks.

Kordamisküsimusi.

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

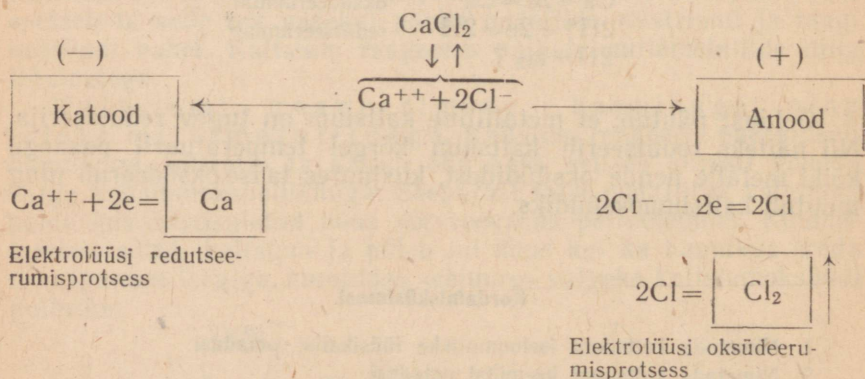
3. Metallilise kaltsiumi saamine ja kasutamine.

Metallist kaltsiumi saadakse tööstuses veevaba sulatatud kaltsiumkloriidi (CaCl_2) elektrolüüsimisel. Elektrolüüsivanni, mis on kujutatud joonisel 64, lisatakse kaltsiumkloriidi sulamistemperatuuri madaldamiseks sulapagu (CaF_2). Metalliline kaltsium eraldub raudkatoodil, kuna anoodil eraldub gaasiline kloor.



Joonis. 64. Elektrolüüsivann metallilise kaltsiumi saamiseks.

Kaltsiumkloriidi elektrolüüsiprotsessi võib näitlikult kujutada järgmise skeemi abil:



Metallist kaltsiumi kasutatakse keemialaboratooriumeis. Tehnikas kasutatakse kaltsiumi ja plii sulamit laagrimetallina, kuna sulam vähendab hõõrdumist.

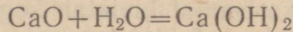
Kordamisküsimusi.

1. Kuidas saadakse metallilist kaltsiumi? Anda elektrolüüsi skeem.

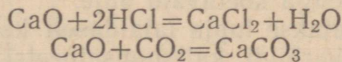
2. Missugusel elektroodil eraldub metalliline kaltsium kaltsiumkloriidi elektrolüüsil? Määrata, kus leiab aset ionide oksüdeerumine ja kus nende redutseerumine.

4. Kaltsiumoksüüd ja kaltsiumhüdroksüüd.

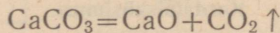
Kaltsiumoksüüd (CaO) on valge tahke aine, mis sulab väga kõrgel temperatuuril. Ühineb energiliselt veega, muutudes seejuures kaltsiumhüdroksüüdiks:



Aluselise oksüüdina ühineb kaltsiumoksüüd hästi hapetega ning hapete anhüdriididega, moodustades vastavaid soolaid: Näiteks:

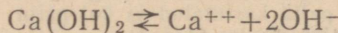


Tööstuses nimetatakse kaltsiumoksüüdi **kustutamata lubjaks**. Tööstuslikult saadakse teda lubjakivi põletamisel (õigemini küll kuumutamisel) vastavates ahjudes. Kõrgel temperatuuril laguneb lubjakivi (s.t. kaltsiumkarbonaat) kaltsiumoksüüdiks (kustutamata lubi) ja süsinikdioksüüdiks:

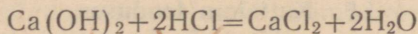


Valades kustutamata lubjale vett, imbib see esmalt lubjatükki-desse ning alles seejärel reageerib viimasega. Seda toimingut nimetatakse lubja kustutamiseks ja saadud ainet kaltsiumhüdroksüüdiks ehk tavaliselt **kustutatud lubjaks**. Lubja kustutamisel eraldub rohkesti soojust, mistõttu osa veest aurustub,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

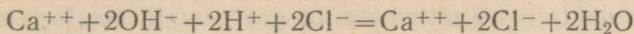
Kaltsiumhüdroksüüd [Ca(OH)₂] on tahke valge aine, mis lahustub vees vähesel määral. Kaltsiumhüdroksüüdi vesilahust nimetatakse lubjaveeks, viimasel on leelisene reaktsioon. Tugeva alusena dissotsieerub kaltsiumhüdroksüüd vesilahuses ionideks:



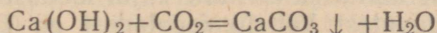
Alusena reageerib kaltsiumhüdroksüüd kergesti hapetega, andes seejuures soola ja vee. Näiteks:



ehk ioonilisel kujul:



Kaltsiumhüdroksüüd reageerib kergesti ka süsinikdioksüüdiga, moodustades vees lahustumatu kaltsiumkarbonaadi (CaCO₃):



Seda reaktsiooni kasutatakse keemias uuritavas gaasis, näiteks kopsudest väljahingatud õhus süsinikdioksüüdi olemasolu avastamiseks. Nagu teada, muutub lubjavesi süsinikdioksüüdi läbijuhtimisel vees lahustumatu kaltsiumkarbonaadi tekkimise tõttu sogaseks.

Ehituse alal kasutatakse kustutatud lubja 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 sideainena kasutamine põhineb kaltsiumhüdroksüüdi omadusel aegamööda õhus oleva süsinikdioksüüdiga ühineda, kusjuures tekkiv kaltsiumkarbonaat kivistab kogu mördi- või krohvimassi. Lubjamördi või -krohvi kivistumisel eraldub vesi; viimase aurustumise tõttu on värskest krohvitud ruumid alati niisked. Nii-suguste ruumide kuivamise kiirendamiseks soovitatakse nendesse paigutada lahtisi koksiga köetavaid ahje.

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

Põllumajanduses kasutatakse kustutatud lubja happeliste muldade «lubjamiseks» ning taimehaiguste ja -kahjurite tõrjevahendina.

Kordamisküsimusi.

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

5. Kaltsium looduses.

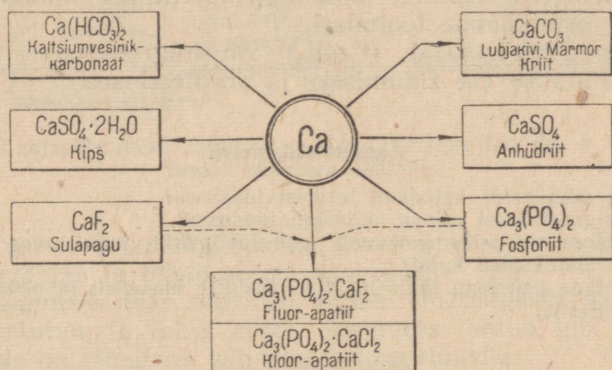
Nagu eespool öeldud, oksüdeerub kaltsium kergesti teiste keemiliste elementidega (mittemetallidega) ning liitainetega reageerimisel, mistõttu seda looduses vabal kujul ei leidu. Kaltsiumi esineb looduses peamiselt süsihappe, väävelhappe ja fosforhappe sooladena, mis on mineraalide ja kivimite kujul looduses 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 65).

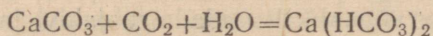
Peale selle sisaldub kaltsiumiühendeid looduslikes vetes kaltsiumkloriidi (CaCl_2) ja kaltsiumvesinikkarbonaadi [$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$] kujul. Mitmesuguseid kaltsiumiühendeid esineb ka taimsetes ja loomsetes organismides, näiteks sisaldub kontides rohkesti kaltsiumfosfaati.

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 65. Tähtsamad looduslikud kaltsiumiühendid.

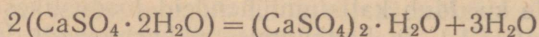
Kaltsiumkarbonaat on vees praktiliselt lahustumatu aine, kuid süsinikdioksüüdi toimele muutub ta vees kergemini lahustuvaks aineks — kaltsiumvesinikkarbonaadiks [$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$]:



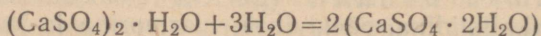
Looduses kulgeb mainitud reaktsioon jõevete ja maa-aluste vete osavõtul. Maa sügavustes voolavad süsinikdioksüüdiga küllastatud veed muudavad kaltsiumkarbonaadi vees osaliselt lahustuvaks kaltsiumvesinikkarbonaadiks ja kannavad selle lahustunud olekus edasi. Sajandite jooksul võivad sel viisil lubjakivilademetesse 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 krohvitoodel 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 fluorvesinikhappe tootmiseks.

Kaltsiumkloriid (CaCl_2) on hügrokoopne kristalne aine. Kasutatakse vee sidumiseks ja arstiteaduses.

Kordamisküsimusi.

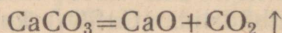
1. Mida võib öelda kaltsiumi levikust looduses?
2. Missugusel kujul esineb kaltsiumi looduses?
3. Mispärast ei leidu kaltsiumi looduses puhtal kujul ning samuti ka oksüüdi või hüdroksüüdi kujul?
4. Nimetada kaltsiumi tähtsamaid looduslikke ühendeid ja nende leiukohti Nõukogude Eestis.

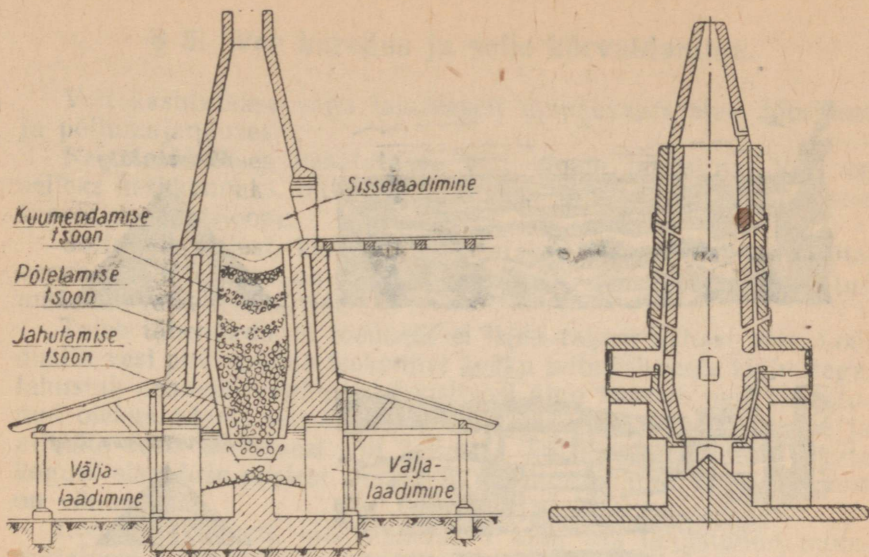
§ 4. Lubja tootmine.

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

Tuntakse mitut tüüpi lubjapõletamise ahje. Kõige otstarbekohasemad on sisepõlemisega šahtahjud (joonis 66, 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 66, 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. 66. Lubjapõletamise ahjud: *a* — sisepõlemisega šahtahi; *b* — väljaulatuvate kolletega šahtahi.

Eralduvat süsinikdioksüüdi 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.

Kordamisküsimusi.

1. Kirjeldada lubjapõletamise ahjude ehitust. Seletada, kuidas teostub nendes lubja põletamine.
2. Missuguseid keemiatööstuse üldisi põhimõtteid rakendatakse lubja põletamisel?
3. Kui palju kustutamata lupja saadakse ühest tonnist lubjakivist, mis sisaldab 10% lisandeid?
4. Kui palju kustutatud lupja 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 67. Kuivaine sisaldus ühes tonnisis 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.

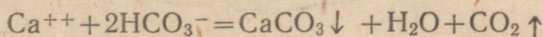
Sõltuvalt sellest, kas vett kasutatakse joogiveena, katlatoiteveena või tööstuses ainete lahustamiseks, peab ta olema teatud määranii vaba lisanditest.

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 67). Kõige puhtam looduslik vesi on vihmavesi.

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

Magevesi sisaldab eneses alati dissotsieerunud olekus kaltsiumi ja magneesiumi kloriide, sulfaate ja vesinikkarbonaate. Järelikult esinevad selles Ca^{++} ja Mg^{++} katioonid ning Cl^- , SO_4^{--} ja HCO_3^- anioonid. Vett, mis sisaldab palju kaltsiumi ja magneesiumi ioone, nimetatakse karedaks veeks, vähe või üldse mitte kaltsiumi ja magneesiumi ioone sisaldavat vett aga pehmeaks 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:



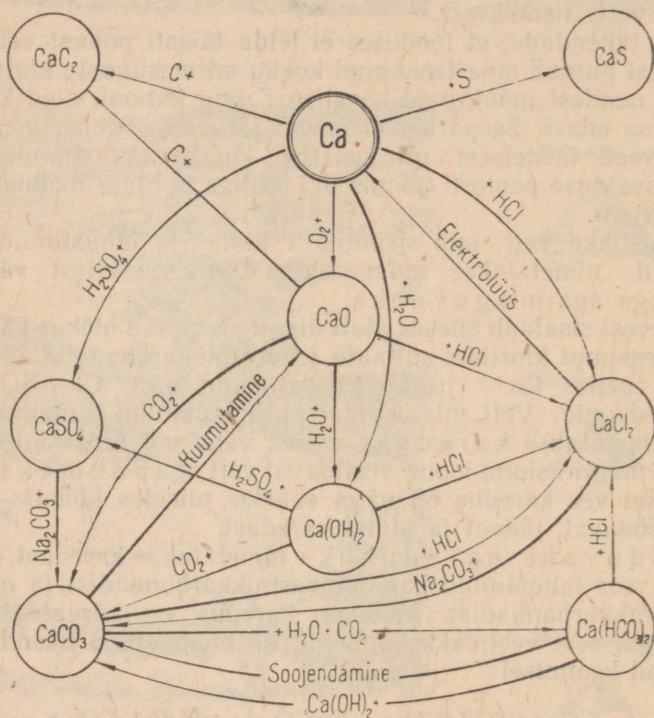
Tekkinud kaltsiumkarbonaat (või magneesiumkarbonaat) on vees lahustumatu ning sadestub keedunõu põhja ning seintele, tekitades seal nn. «katlakivi» kihi.

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 veepühendamise 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 kaltsiumi ja magneesiumi
 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 aedvilii. Kare vesi ei kõlba ka tee ja kohvi keetmi-
 seks. Väga kare vesi on joomiseks kahjulik. Kestval kareda vee
 kasutamisel kattuvad aurukatla seinad ja torud katlakivi kihiga. Et



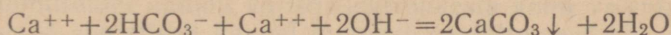
Joonis 68. Kaltsiumi ja selle ühendite geneetilise seose skeem.

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.

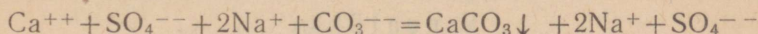
Selleks et vältida karedast veest tingitud pahesid, tuleb töös-
 tuses kasutatav vesi vabastada karedust põhjustavatest ainetest
 ehk, nagu öeldakse, vesi tuleb pehmendada. Vee pehmen-
 damiseks kasutatakse mitmesuguseid menetlusi. Väga lihtsaks ja odavaks
 menetluseks on kareda vee pehmendamine lubja 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 pehmemdamiseks täiuslikumaid menetlusi, näiteks vee pehmemdamist 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 korruga vee mööduvat ja jäävat karedust?
5. Nimetada vee karedusest tingitud pahesid.
6. Juhindudes joonisel 68 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 kasutavaks metalliks.

§ 2. Alumiinium — *Aluminium*.

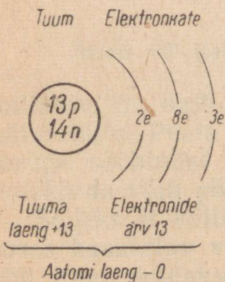
Saadi esmakordselt 1827. a. Wöhleri poolt.

Keemiline sümbol Al (loe: alumiinium); aatomkaal 26,98; järjekorranumber 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.

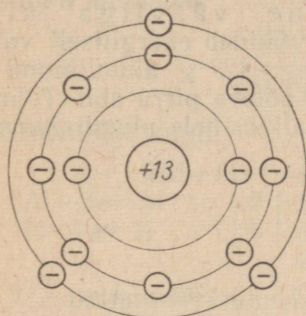
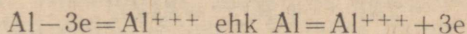
Et alumiiniumi järjekorranumber on 13 ja täisarvuni ümardatud aatomkaal 27 h.-ü., siis järgneb sellest, et alumiiniumi aatomi tuum koosneb 13-st prootonist ja 14-st neutronist ning et tuuma ümber ringleb 13 elektroni. Alumiiniumi aatomi elektronkate koosneb kolmest elektronkestast: sisemisel elektronkestal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



Joonis 69. Alumiiniumi aatomi ehituse skeem.

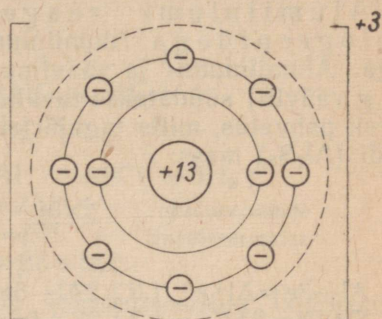
kestal kaheksa elektroni ning välisel elektronkestal kolm valents-
elektroni (joonis 69).

Alumiiniumi aatomi välise elektronkesta kolm valentselektroni
asetsevad suhteliselt kaugel tuumast, mistõttu need on aatomituu-
maga nõrgalt seostatud. Keemiliste reaktsioonide puhul kaotab
alumiiniumi aatom kergesti oma valentselektronid ja muutub
positiivselt kolmevalentseks iooniks (joonis 70):



Alumiiniumi aatom

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



Alumiiniumiioon

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

Joonis 70. Alumiiniumi aatomi ja iooni skeemid.

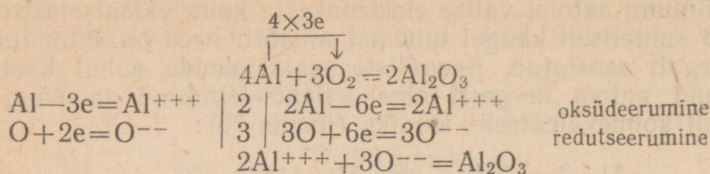
2. Alumiiniumi omadused.

Alumiiniumi füüsikalised omadused. Alumiinium on hõbevalge
kerge metall. Erikaal 2,7, sulamistemperatuur 659° ja keemistem-
peratuur 2100°. Alumiinium on väga plastiline ja survega hästi
töödeldav, seega saab alumiiniumi kergesti traadiks tõmmata ja
õhukesteks lehtedeks valtsida. Puhast alumiinium juhib hästi elekt-
rit, mistõttu sellest valmistatakse elektrijuhtmeid.

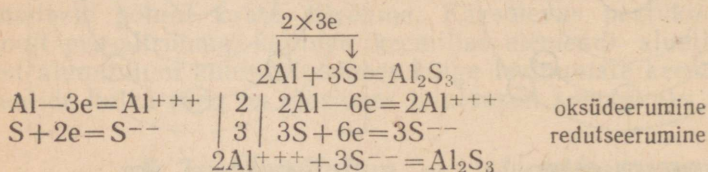
Alumiiniumi keemilised omadused. Alumiiniumi rea-
geerimine hapnikuga. Alumiinium on keemiliselt aktiivne
metall. Metallide keemilise aktiivsuse reas asetseb alumiinium
selle rea vasakul poolel, magneesiumi ja mangaani vahel. Õhu
käs katab alumiinium kiiresti väga õhukese ja tiheda oksüüdi-
kihiga, mis kaitseb teda edasise oksüdeerumise eest. Sellest tin-
gituna on alumiiniumtoodete pind alati kergelt tuhmn.

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

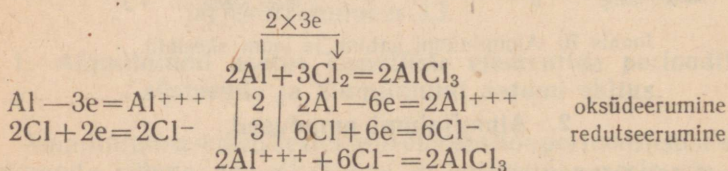
Alumiiniumipulber põleb energiliselt õhu käes, kusjuures tekib alumiiniumoksüüd ja vabaneb palju soojust:



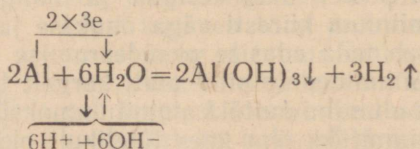
Alumiiniumi reageerimine väävliga ning halogeenidega. Alumiiniumipulber ühineb energiliselt väävliga. Alumiiniumi- ja väävlipulbrite segu (27 g alumiiniumi ja 48 g väävli) südatakse tavaliselt pika põleva pirru abil. Toimub järsk pahvatus, mille tagajärjel tekib valkjas-hele alumiiniumsulfiidi (Al_2S_3)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



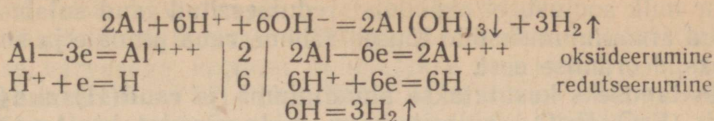
Alumiinium reageerib kloori ja broomiga tavalisel temperatuuril, joodiga aga soojendamisel:



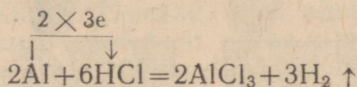
Alumiiniumi reageerimine veega. Alumiinium säilib teda katva alumiiniumoksüüdist kaitsekihi tõttu vees muutmatusena. Sel põhjusel on võimalik alumiiniumnõudes keeta vett, ilma et alumiiniumi ja vee vahel toimuks mingit reaktsiooni. Kui aga asetada vette alumiiniumese, millelt see kaitsekiht on kas kõrvaldatud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



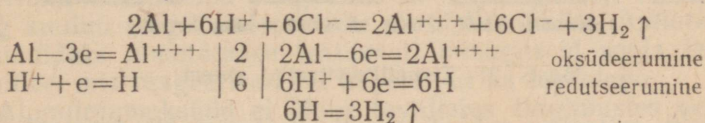
ehk ioonilisel kujul:



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



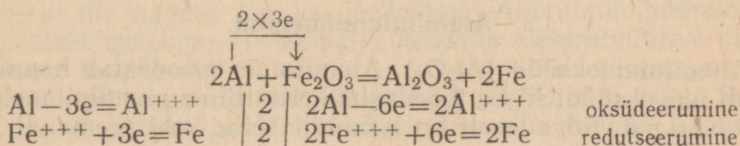
ehk ioonilisel kujul:



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

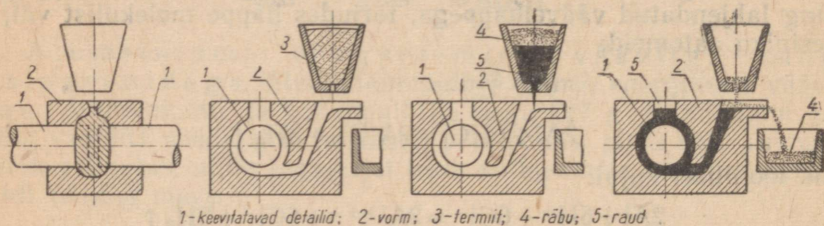
Alumiiniumi reageerimist tugevate leeliste — naatriumhüdrosüüdi ja kaaliumhüdrosüüdi vesilahustega käsitleme edasises.

Alumiiniumi reageerimine metallide oksüüdidega. Aluminotermia. Alumiiniumi ühinemisel hapnikuga eraldub suur hulk soojust, mis on märksa suurem kui teiste metallide ühinemisel hapnikuga. Tuletame meelde, et alumiiniumil on omadus ühineda kõrgel temperatuuril metallide oksüüdide koostisse kuuluvate hapniku aatomitega, tõrjudes seejuures vähemaktiivsed metallid oksüüdide 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 oksüüdide ning väga kõrgete temperatuuride tekitamiseks. Kui näiteks südata alumiiniumi- ja raud(III)oksüüdipulbrite segu magneesiumilindi abil, siis kulgeb järgmine energiline reaktsioon:



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

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



Joonis 71. 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 71). 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 oksüüdist kaitsekihi mõju alumiiniumi keemilisele aktiivsusele.
6. Kirjutada reaktsiooni võrrand alumiiniumi reageerimise kohta veega molekulaarsel ja ioonilisel kujul.
7. Kirjutada reaktsiooni võrrand alumiiniumi reageerimise kohta sool- ja väävelhappetega 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.

Alumiiniumoksüüd (Al_2O_3). Alumiinium moodustab hapnikuga ainult ühe oksüüdi Al_2O_3 . Looduslik kristalliline alumiiniumoksüüd on korund. Kõvaduselt on korundil teine koht teemandi järel.

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

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

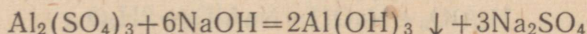
Läbipaistmatuid korundi kristalle, mis sisaldavad rohkesti lisandeid, nimetatakse smirglikiks ja kasutatakse smirgelriide (smirgelpaberi) valmistamiseks.

Tänapäeval valmistatakse selliseid vääris kive nagu rubiin ja safiir ning samuti ka tavalist korundi kunstlikult looduslikust alumiiniumoksüüdist. Kunstlik korund, mida nimetatakse alundumiks, on looduslikust omadustelt parem ning seetõttu kasutatakse suure tulekindlusega tiiglite, lihvimiskäiade ja kellamehhanismide valmistamisel.

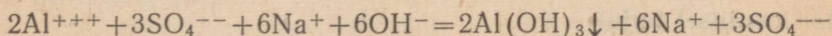
Alumiiniumoksüüd reageerib nii hapetega kui ka leelistega ning kuulub seega amfoteersete oksüüdide hulka. Amfoteerseteks oksüüdideks nimetatakse teatavasti niisuguseid soola tekitavaid oksüüde, mis reageerivad nii hapete kui ka leelistega.

Alumiiniumoksüüd ei ühine tavalistes tingimustes veega ega muutu alumiiniumhüdroksüüdiks.

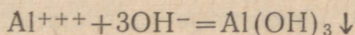
Alumiiniumhüdroksüüd $[Al(OH)_3]$. Alumiiniumhüdroksüüd on valge tahke pulbritaoline aine, mis lahustub vees väga vähesel määral. Alumiiniumhüdroksüüdi saadakse leeliste reageerimisel alumiiniumsoolade lahustega:



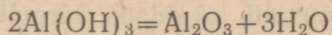
ehk ioonilisel kujul:



ehk taandatud kujul:



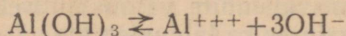
Vees praktiliselt lahustumatu ühendina sadestub alumiiniumhüdroksüüd valge mahuka sülditaolise sademena. Kuumutamisel laguneb alumiiniumhüdroksüüd, kusjuures eraldub vesi ja tekib alumiiniumoksüüd:



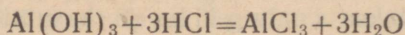
Alumiiniumhüdroksüüd on amfoteersete omadustega, sest ta reageerib nii hapete kui ka leelistega. Alumiiniumhüdroksüüdi amfoteersete iseloomu on võimalik seletada elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria abil.

Hapetega reageerib alumiiniumhüdroksüüd kui alus. Sellest järeldatakse, et alumiiniumhüdroksüüdi dissotsieerumisel happelises

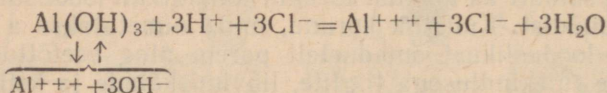
keskkonnas tekivad alumiiniumi ioonid ja hüdroksüüli ioonid:



Alumiiniumhüdroksüüdi kui aluse reageerimist hapetega aitab selgitada järgmine reaktsioon:

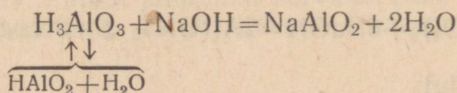


ehk ioonilisel kujul:

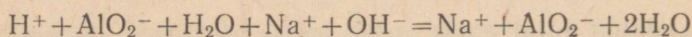


Leelistega reageerib alumiiniumhüdroksüüd aga kui hape. Et alumiiniumhüdroksüüdi dissotsieerumisel leeliseses keskkonnas tekivad vesiniku ioonid, siis on otstarbekohasem alumiiniumhüdroksüüdi molekuli valem Al(OH)_3 kirjutada vastavalt hapete valemitele — H_3AlO_3 .

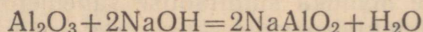
Alumiiniumhüdroksüüdi kui happe reageerimist leeliste vesilahustega aitab selgitada järgnevalt toodud reaktsiooni võrrand (seejuures tuleb aga silmas pidada, et alumiiniumhüdroksüüdi leelistega reageerimisel eraldub esmalt tema molekulist vee molekul: $\text{H}_3\text{AlO}_3 = \text{HAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$):



ehk ioonilisel kujul:

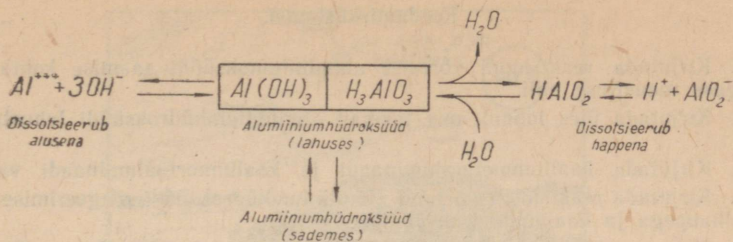


Ühendit NaAlO_2 nimetatakse naatriummata-alumiinaadiks. Viimast on võimalik saada ka kuival teel veevaba alumiiniumoksüüdi tahke leelisega sulatamisel:



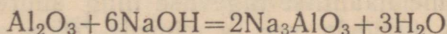
Alumiiniumhüdroksüüdi molekulide dissotsieerumise kahesu- gust iseloomu on võimalik avaldada järgmise, joonisel 72 toodud skeemi abil, mis graafiliselt kujutab alumiiniumhüdroksüüdi amfoteersust.

Alumiiniumiühend H_3AlO_3 on alumiiniumhape, mille soolad nimetatakse ortoalumiinaatideks, näiteks naatriumorto- alumiinaat (Na_3AlO_3). Ühend HAlO_2 on meta-alumiinium- hape, selle happe soolad nimetatakse, nagu eespool öeldud, meta-alumiinaatideks.

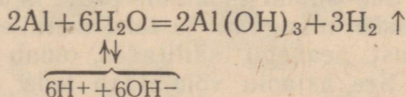


Joonis 72. Alumiiniumhüdrosüüdi amfoteersuse graafiline kujutamine.

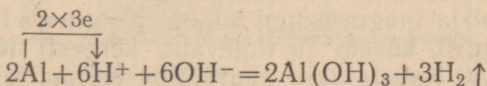
Nüüd on kohane käsitleda alumiiniumi reageerimist leeliste lahustega. Alumiinium tõrjub leeliste lahustega reageerimisel viimaste molekulidest välja vesiniku aatomid. Reaktsioon kulgeb kahes järgus. Esmalt lahustub leeliselahuses alumiiniumi kattev alumiiniumoksüüdist kaitsekiht:



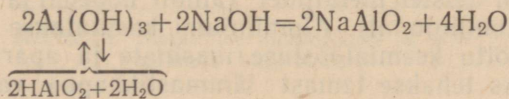
Seejärel reageerib kaitsekihist vabastatud alumiinium veega, moodustades alumiiniumhüdrosüüdi ja eraldades vesiniku:



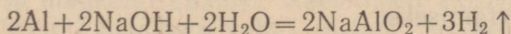
ehk ioonilisel kujul:



Tekkinud alumiiniumhüdrosüüd reageerib omakorda leelisega:



Kahe viimase võrrandi liitmisel saame reaktsiooni summaarse võrrandi:



Nimetatud reaktsiooni kasutatakse mõnikord vesiniku saamiseks.

Kordamisküsimusi.

1. Kirjutada reaktsiooni võrrand alumiiniumoksüüdi saamise kohta kahe isesuguse meneluse abil.
2. Kirjutada üles ioonid, mis tekivad alumiiniumhüdroksüüdi lahustumisel vees.
3. Kirjutada kaaliummeta-alumiinaadi ja kaaliumortoaluminaadi valemid.
4. Kirjutada reaktsiooni võrrand alumiiniumhüdroksüüdi reageerimise kohta väävelhappega ja kaaliumhüdroksüüdiga.
5. Missuguseid hüdroksüüde nimetatakse amfoteerseteks? Tuua näiteid.
6. Kas saab alumiiniumkastrulis valmistada tuhaleotist? Mispärast?
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 73).

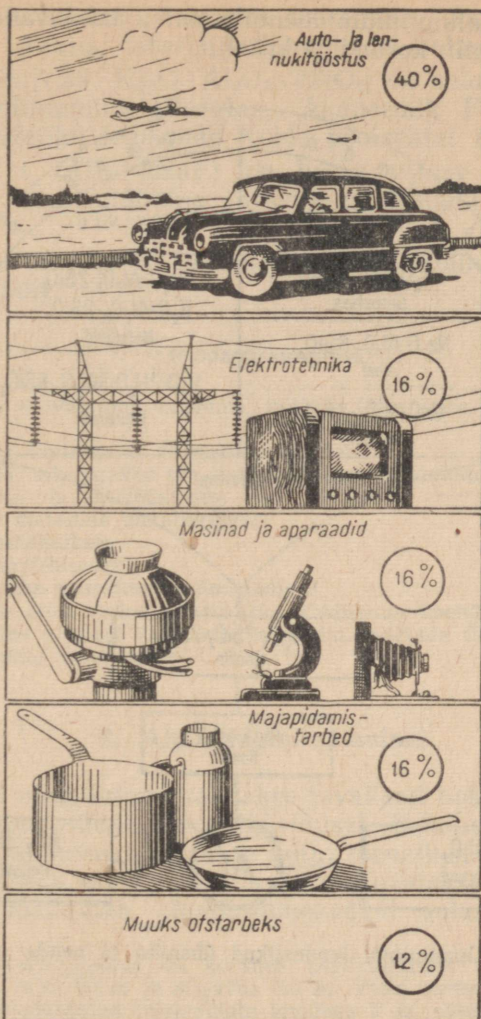
Tähtsamad alumiiniumisulamid on duralumiinium, silumiin ja magnaalium. Eriti väärtuslike tehniliste omadustega on duralumiinium. See sulam sisaldab peale alumiiniumi (94%) vähesel määral vaske, mangaani ja teisi metalle. Duralumiinium, alumiiniumi kergust peaaegu säilitades, omab pehmete terasesortide 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 lämmastikhape valmistamiseks tarvitav aparaatuur ja selle happe transportimiseks vajalik taara. Laialdaselt kasutatakse alumiiniumi toiduainetetööstuses ja igapäevases elus, näiteks toiduainete pakkimiseks (purgid ja foolio) ning 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.

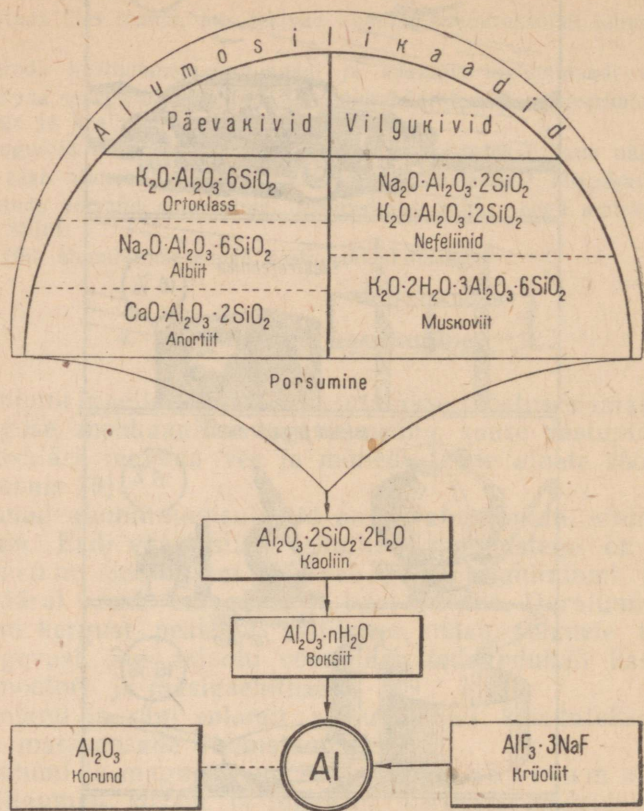


Joonis 73. Metallilise alumiiniumi ja selle sulamite kasutamine.

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. Akadeemik Fersmani andmeil tunatakse ligikaudu 250 mineraali, millede koostises esineb alumiinium.

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



Joons 74. Alumiiniumi looduslikud ühendid ja nende muundumine.

Alumiiniumiühendid. Teatavasti esineb looduses väga laialdaselt silikaate, millede 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 oksüüde sisaldavat kaoliini nimetatakse tavaliseks saviks.

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

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

Nefeliin $[(Na, K)_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2]$ on suure tehnilise täht-
susega alumiiniumimetallurgias. Akadeemik Fersman avastas
rikkalikud nefeliini leiukohad Koola poolsaarel (Hibiinides).

Krüoliit $(AlF_3 \cdot 3NaF)$ on harva esinev mineraal. Seda
kasutatakse elektrolüüdina alumiiniumoksüüdist alumiiniumi
tootmisel.

Korund (Al_2O_3) on kristalliline alumiiniumoksüüd (vt. alu-
miiniumoksüüdi).

Kordamisküsimusi.

1. Loetleda alumiiniumi omadusi, millede tõttu seda kasutatakse tööstu-
ses.
2. Nimetada tähtsamaid alumiiniumsulameid.
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 looduslike alumiiniumiühendeid.
5. Juhindudes joonisel 74 toodud skeemist, seletada üldjoontes looduslike
alumiiniumiühendite muundumist.

6. Alumiiniumi saamine.

Metallilist alumiiniumi saadakse tavaliselt boksiidist valmista-
tud alumiiniumoksüüdi elektrolüüsimisel. Boksiidist alumiinium-
oksüüdi valmistamiseks tuntakse mitut menetlust. Et alumiinium-
oksüüd on raskesti sulav aine, siis elektrolüüsitakse seda koos krüo-
liidiga, mis madaldab alumiiniumoksüüdi sulamistemperatuuri.

Elektrolüüsivann (joonis 75) 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. Kato-
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 terasvar-
raste 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 lülitakse elektrivool sisse. On vann kuumenenud,
paigutatakse sinna krüoliiti, mis elektrikaarleegis sulab. Seejärel
tõstetakse anood järk-järgult üles. Nüüd puistatakse vanni alu-
miiniumoksüüdi, mis lahustub sulanud krüoliidis. Saadud alu-
miiniumoksüüdi lahus krüoliidis ongi elektrolüüdiks.

VI peatükk.

KEEMILISTE ELEMENTIDE PERIOODILISUSE SÜSTEEMI VIII RÜHMA METALLID.

§ 1. Sissejuhatus.

Eriline asend perioodilise süsteemis on kaheksanda rühma keemilistel elementidel. Perioodilise süsteemi tabelist nähtub, et sellesse rühma kuulub suurte perioodide üheksa keemilist elementi, mis, asetsedes kolme kaupa 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 platinametallide allrühma. Kolmandas triaadis on keemilised elemendid osmium (Os), iriidium (Ir) ja platiina (Pt), mida tuntakse raskete platinametallide 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	Paarituuravulise 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 omaduselt enam oma vahetus naabruses olevate keemiliste elementidega kui triaadides nendest ülal- või allpool asetsevate keemiliste

elementidega. Nii sarnaneb näiteks koobaltenam 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 puhastena, 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*.

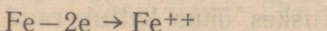
Keemiline sümbol Fe (loe: ferrum); aatomkaal 55,85; järjekorranumber 26.

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

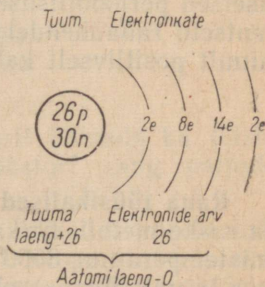
Raud oli tuntud juba vanal ajal.

Raud asetseb keemiliste elementide perioodilise süsteemi kaheksandas rühmas ja neljandas perioodis. Kuna raua järjekorranumber on 26 ja täisarvuni ümardatud aatomkaal 56 h.-ü., 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 neliteistkümme elektroni ja välisel elektronkestal kaks elektroni (joonis 77).

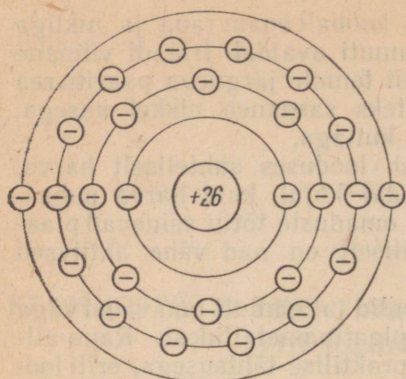
Raua aatomi välises elektronkestas on kaks valentselektroni, mis ta keemilisel reageerimisel teiste elementide aatomitega kergesti kaotab, muutudes seejuures positiivselt kahevalentseks raua iooniks (joonis 78):



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

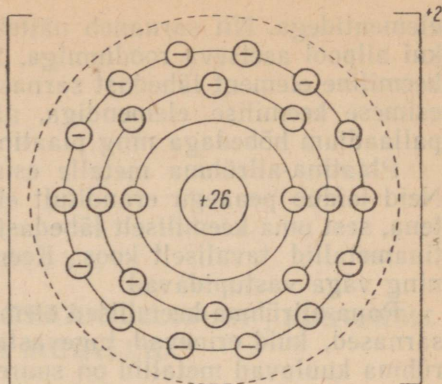


Joonis 77. Raua aatomi ehituse skeem.



Raua aatom

Tuumalaeng	+26
Kõikide elektronide laengute summa	-26
Aatomi laeng	- 0

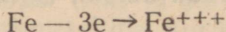


Raua ioon

Tuumalaeng	+26
Kõikide elektronide laengute summa	-24
Iooni laeng	+ 2

Joonis 78. Raua aatomi ja iooni ehituse skeemid.

tudes sel juhul positiivselt kolmevalentseks raua iooniks:



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.

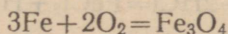
Raua füüsikalised omadused. Puhast raud on hallikasvalge kõva ja raske metall. Erikaal on 7,86, sulamistemperatuur 1535° ja keemistemperatuur 3000°. Puhtal raual on hea plastilisus (sepistatavus ja valtsitavus) ning väga head magnetilised omadused.

Raua keemilised omadused. Raua reageerimine hapnikuga. Tavalistes tingimustes ei oksüdeeru (roosteta) puhast 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

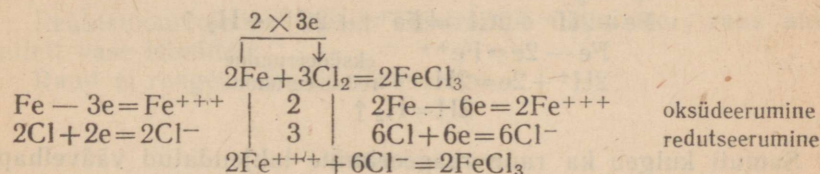
metalli pinnal tekkinud roostekiht raua edasise oksüdeerumise eest. Roostetamine on raua suurimaks hävitajaks. On arvatud, et iga aasta hävib roostetamise läbi ligikaudu veerand kogu rauatoodangust.

Puhas raud on roostetamisele väga vastupidav. Tuleb tähen-
dada, et mida vähem lisandeid on rauas, seda vastupidavam on ta roostetamisele. Täiesti puhas raud ei roosteta ega reageeri hape-
tega.

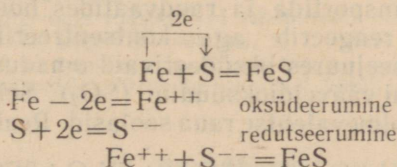
Kõrge temperatuurini kuumutatuna põleb raud hapnikus ja õhus, muutudes raud(II)raud(III)oksüüdiks (Fe_3O_4 ehk $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$). Sama aine tekib ka hõõgkuuma raua sepistamisel (raua-
tagi). Reaktsiooni võrrand:



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

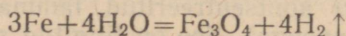


Raua reageerimine väävliga. Raud reageerib väävliga ainult soojendamisel. Soojendada tuleb ainult kuni reaktsiooni alguseni; edasi kulgeb see juba reaktsioonil eralduva soojuse toimetel. Reaktsiooni võrrand:



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

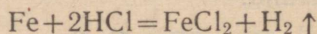
Raua reageerimine veega. Tavalisel temperatuuril raud ei tõrju veisnikku veest välja. Kõrgedel temperatuuridel see-
vastu toimib raud lagundavalt vee molekulidesse, mille tagajärjel vesinik redutseerub, raud aga oksüdeerub:



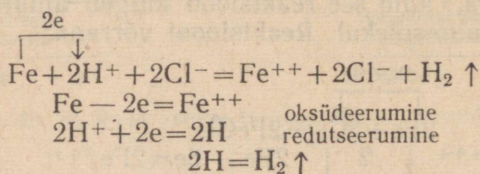
Seda reaktsiooni kasutatakse tööstuses mõnikord vesiniku saa-
miseks (raua-veeauu meetod).

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 soolasid. Nimetatud reaktsioonide olemus seisab elektronide üleminekus raua aatomitelt hapete dissotsieerumisel tekkivatele vesiniku ioonidele, kusjuures vesiniku ioonid etendavad oksüdeerija, raua aatomid aga redutseerija osa.

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



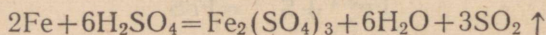
ioonilisel kujul aga järgmine:



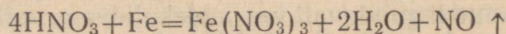
Samuti kulgeb ka raua reageerimine lahjendatud väävelhappega, mille tagajärjel tekib raud(II) sulfaat (FeSO_4).

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

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



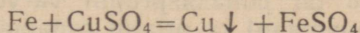
Raud reageerib energiliselt lahjendatud lämmastikhappega. Tugeva oksüdeerijana oksüdeerib lämmastikhape raua kolmevalentse raua soolani, redutseerudes ise seejuures raua toimel kuni lämmastikoksüüdini (NO):



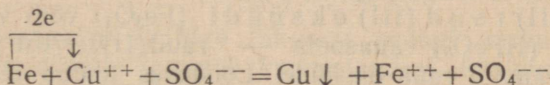
Raud ei reageeri kontsenteeritud lämmastikhappega (eriti suitseva lämmastikhappega). See on tingitud sellest, et raua pind kattub tiheda õhukese oksüüdikihiga, mis kaitseb metalli edasise oksüdeerumise eest. Selline raua passiivsus on suure tehnilise

tähtsusega, sest see võimaldab kontsentreeritud lämmastikhapet transportida raudtsisternides.

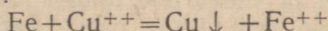
Raua reageerimine sooladega. Raua reageerimisel temast vähem aktiivsete metallide sooladega tõrjub raud niisugustest soolalahustest metalli aatomid välja, muutudes ise seejuures positiivselt kahevalentseks raua iooniks. Võrrand raua reageerimise kohta vasksulfaadiga:



ehk ioonilisel kujul:



ehk taandatud kujul:



Reaktsiooni olemus seisab elektronide üleminekus raua aatomitelt vase ioonidele.

Raud ei reageeri leeliste lahustega.

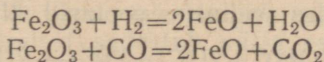
Kordamisküsimusi.

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) mitmetallidega, c) hapetega ja d) sooladega.
- Kirjutada reaktsioonide võrrandid ioonilisel kujul.

3. Rauaühendid.

Raua oksüüdid. Tähtsamad raua oksüüdid on raud(II)oksüüd (FeO) ja raud(III)oksüüd (Fe₂O₃).

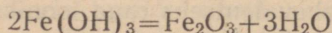
Raud(II)oksüüdi (FeO) saadakse raud(III)oksüüdi redutseerimisel vesinikuga või süsinikoksüüdiga nõrgal soojendamisel:



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

raua ioone sisaldavaid soolasid. Praktiliselt tähtsust raud(II)ok-
süüdil ei ole.

Raud(III) oksüüd (Fe_2O_3) on aluseline oksüüd, mis saa-
dakse raud(III)hüdroksüüdi või raud(II)sulfaadi (FeSO_4) kuu-
mutamisel:



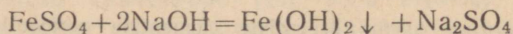
Raud(III)oksüüd on punakaspruuni värvusega, teda leidub
looduses punase rauamaagi ja pruuni rauamaagi koostises.

Raud(III)oksüüdi kasutatakse rauamenniku, ookri ja mummia
nime all punase maalripigmendina.

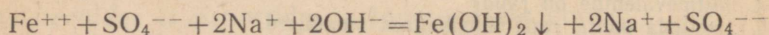
Raud(II) raud(III) oksüüdi (Fe_3O_4) võib vaadelda kui
rauashappe (HFeO_2) rauasoola — raud(II)ferritit [$\text{Fe}(\text{FeO}_2)_2$].
Ta on püsivamaid raua oksüüde. Looduses leidub teda magnet-
rauamaagina ehk magnetiidina. Raud(II)raud(III)oksüüdi saa-
dakse raua põlemisel ja veeaurude toimel rauasse.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

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

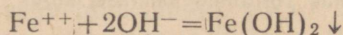
Raud(II) hüdroksüüdi [$\text{Fe}(\text{OH})_2$] saadakse leeliste toi-
mel kahevalentse raua sooladesse, näiteks raud(II)sulfaadi vesi-
lahusesse:



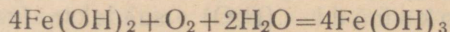
ehk ioonilisel kujul:



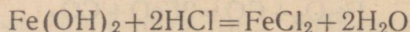
ehk taandatud kujul:



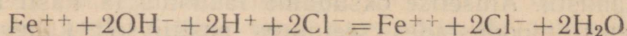
Raud(II)hüdroksüüd langeb välja valge värvusega sademena.
Ohuhapniku toimel oksüdeerub raud(II)hüdroksüüd kiiresti, vär-
vudes algul roheliseks ja lõpuks pruuniks, kusjuures ta muutub
raud(III)oksüüdiks:



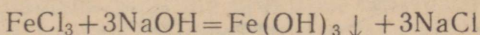
Raud(II)hüdroksüüd on aluseliste omadustega. Reageerib
hapetega, moodustades seejuures soolasid. Näiteks:



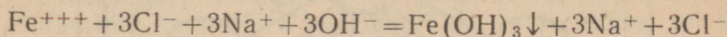
ehk ioonilisel kujul:



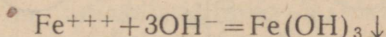
Raud (III) hüdroksüüdi $[\text{Fe}(\text{OH})_3]$ saadakse leeliste toimel kolmevalentse raua soolade lahustesse, näiteks raud(III)-kloriidi lahusesse:



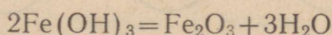
ehk ioonilisel kujul:



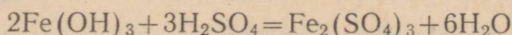
ehk taandatud kujul:



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



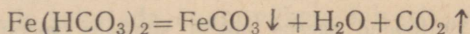
Raud(III)hüdroksüüd on nõrkade aluseliste omadustega. Lahustub kergesti hapetes, moodustades seejuures vastava happe soola. Näiteks:



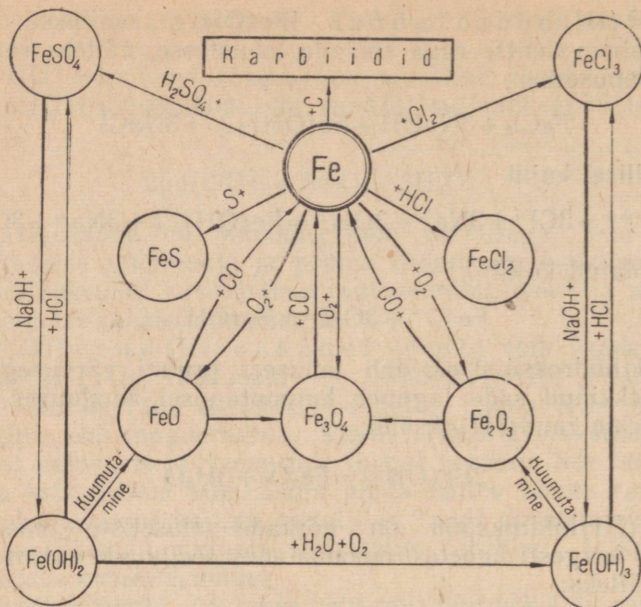
Aluseliste omaduste kõrval avaldab raud(III)hüdroksüüd ka väga nõrgal määral happelisi omadusi, mistõttu on võimalik tema valemil kirjutada ka H_3FeO_3 või HFeO_2 kujul, sarnaselt alumiiniumhüdroksüüdiga. Rauashappele (HFeO_2) vastavaid soolaid nimetatakse ferrititeks, näiteks naatriumferrit (NaFeO_2). 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 raua vitrioliks. Rauavitrioli saadakse rauamurru lahustamisel lahjendatud väävelhappes. Rauavitriol on mürgine ning teda kasutatakse seetõttu põllumajanduslike kahjurite tõrjeks 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 süsinikdioksüüdi 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):



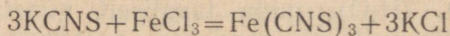
Positiivselt kolmevalentset raua sisaldavatest sooladest omab



Joonis 79. Rauda 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 raua ionide tõestamiseks rodanvesinikhappe (HCNS) soolaid, näiteks kaaliumrodaniidi või ammoniumrodaniidi, mis kolmevalentse raua sooladega reageerimisel annavad veripunase värvusega raud(III)rodaniidi:



Kordamisküsimusi.

1. Missuguseid oksüüde moodustab raud? Kuidas saadakse raua oksüüde ning millised on nende omadused?
2. Nimetada raua hüdroksüüde. Kuidas saadakse raua hüdroksüüde 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 79 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 mittemetal-
lidega rea sulameid. Suurima praktilise tähtsusega rauasulamiteks
on malm ja teras. Malm ja teras on raua ja süsiniku sula-
mid, mis peale selle sisaldavad veel räni, mangaani, väävlit, fos-
forit ja mõningaid teisi elemente. Väävel ja fosfor, mis sisalduvad
rauasulamites sajandikes ja tuhandikes protsentides, on kahjulik-
ud lisandid.

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

Tabel 14

Raua-süsinikusulami nimetus	Süsiniku- sisaldus %-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 keevitatav, 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, karas- tatav
Malm	Üle 1,7	~ 1200	Kõva, habras, hästi va- latav

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

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

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

Terase töödeldavuse ja karastatavuse tõstmiseks kuumutatakse seda algul kuni helepunase hõõguseni ja lastakse siis ühes ahjuga aeglaselt jahtuda. Sellist operatsiooni nimetatakse l õ ö m u t a - m i s e k s 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, millede 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 keemiatehaste 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 raskestab raua väljasulatamist ning halvendab malmi kvaliteeti. Viima-

sel ajal on hakatud malmi tootmisel kasutama ka vävelhappetööstuse jäätmeid — püriidiräbu.

Tööstuslikuks raua (malmi ja terase) saamise lähtematerjaliks on rauamaagid. Tähtsamad rauamaagid on järgmised: magnetrauamaak ehk magnetiit (Fe_2O_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.

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.

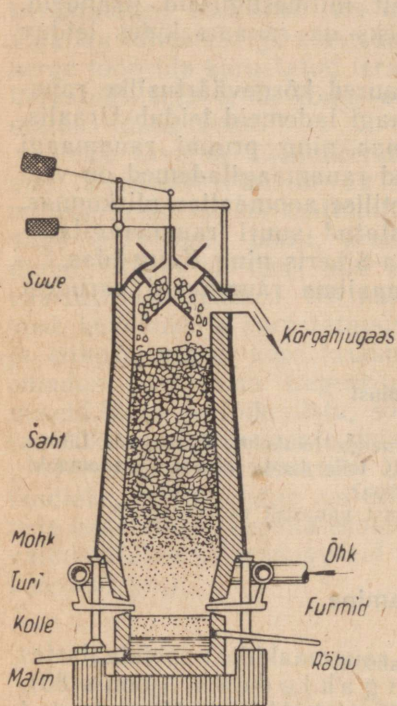
Kõrgahju ehitus. Malmi saadakse rauamaakidest spetsiaalsetes šahtahjudes, mida nimetatakse kõrgahjudeks (joonis 80). Kõrgahi on ehitatud tulekindlatest tellistest. Ahi on väljast kaetud lehtterasest kestaga või ümbritsetud terasvõrudega.

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

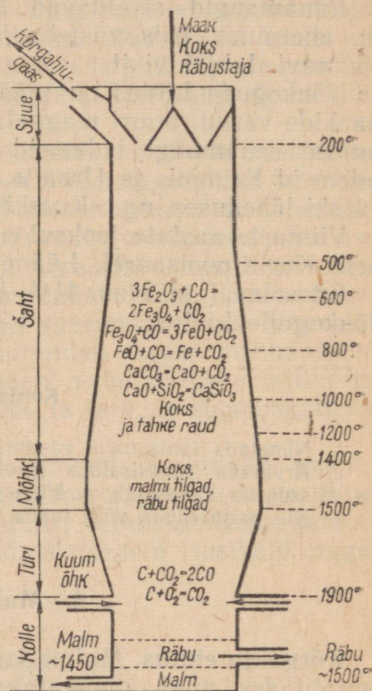
Suudme all on kõrgahju kõige mahukam osa — šaht, milles toimuvad peamised rauamaagi redutseerumisprotsessid. Kõrgahju ülemist ja alumist tüvikoonusekujulist osa ühendavat silindrilist osa nimetatakse mõhkus. Mõhust allpool on nn. tური, mis lõpeb koldega. Kolde ülemises osas olevate torude, nn. furmide kaudu puhutakse kõrgahju eelkuumendatud õhku. Furmide üks otstest avaneb koldesse, teine aga on ühendatud ahju ümbritseva 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 tootlikkuse 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, räbustajad ja õhk.



Joonis 80. Kõrgahju ehituse skeem.



Joonis 81. Kõrgahjuprotsessi käik.

R a u a m a a k. 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.

Räbustajad. Koos maagiga ning koksi tuhaga satub kõrgahju ka aherainet, mis halvendab malmi kvaliteeti. Aherainete kõrgahjust eemaldamiseks lisatakse maagile ahju täitmisel nn.

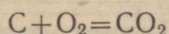
räbustajaid, mis aherainetega ühinedes annavad kergesti sulavaid ühendeid, nn. räbu. Kõrgahjus kasutatakse räbustajatena peamiselt lubjakivi ja dolomiiti.

Õhk. Kütuse põletamiseks kõrgahjus on vaja suurtes kogustes õhku. Kõrgahi, mille toodang on 1000 tonni malmi ööpäevas, vajab selle aja jooksul 8 000 000 m³ õhku.

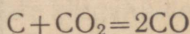
Kõrgahjuprotsess. Rauamaagi redutseerimisel süsiniku või süsinikoksüüdi abil saadakse raud. Et viimane ühineb kergesti süsinikuga, siis ei ole rauamaakide redutseerumissaaduseks mitte puhas raud, vaid selle sulam süsinikuga, mida nimetatakse malmiks.

Kõrgahjus toimuvaid protsesse (joonis 81) võib jagada nelja rühma: 1) raua redutseerumine oksüüdidest, 2) malmi tekkimine, 3) räbu tekkimine ja 4) kõrgahjugaasi tekkimine.

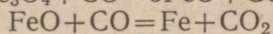
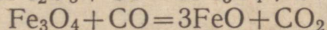
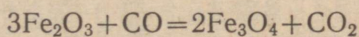
1. Raua redutseerumine. Furmide tsoonis põleb kütus sissepuhutava eelkuumendatud õhu toimel süsinikdioksüüdiks:



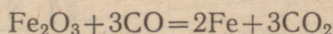
Turja tsoonis valitseval kõrgel temperatuuril reageerib tekkinud süsinikdioksüüd energiliselt hõõguva kütuse süsinikuga ning muutub süsinikoksüüdiks:



Tõustes ülespoole, puutub süsinikoksüüd kokku šahtis allapoole vajuva maagiga ning redutseerib raua oksüüde. Redutseerumine toimub järk-järgult:



ehk järgmise summaarse reaktsiooni võrrandi kohaselt:

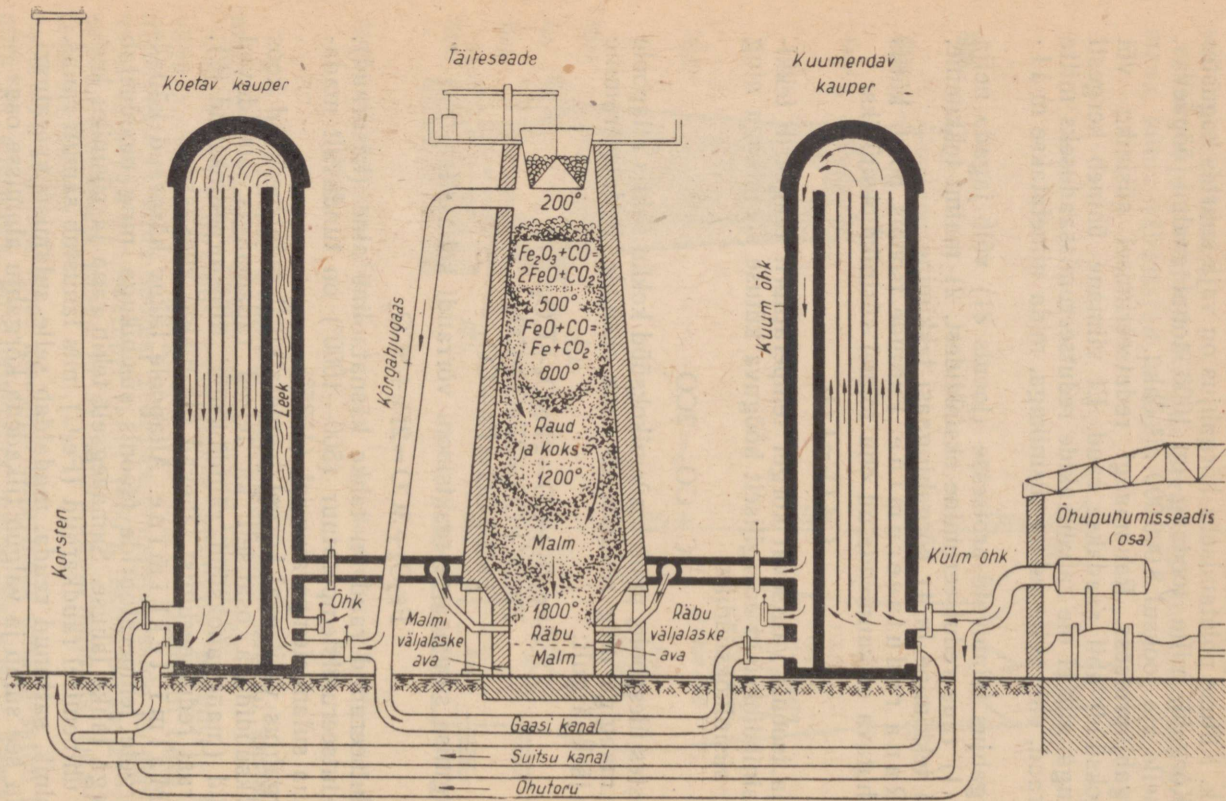


Redutseerunud raud on tahke käsnataoline aine (käsnaud), sest redutseerumistemperatuur (500—1000°) on tunduvalt madalam raua sulamistemperatuurist (1535°).

Kõrgahjus valitseval kõrgel temperatuuril redutseeruvad koos raua oksüüdidena osaliselt ka teised rauamaagis sisalduvad oksüüdid (mangaanoksüüd, ränidioksüüd, difosforpentoksüüd jt.), mis pärast redutseerumist lähevad üle malmi koostisse.

2. Malmitekkimine. Allapoole liikuv käsnaud küllastub kõrgete temperatuuride tsoonis süsinikuga ning moodustab viimasega tahke lahuse. Samaaegselt tekib raua ja süsiniku keemilisel ühinemisel raudkarbiid (Fe₃C), mis lahustub samuti rauas.

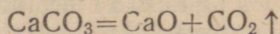
Süsinik, sattunud rauda, madaldab selle sulamistemperatuuri, mistõttu see sulab ja valgub tilkadena kõrgahju alumisse ossa — koldesse. Sulanud metall lahustab ka maagis sisalduvad oksüüdi-



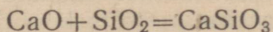
Joonis 82. Kõrgahju koostöö kahe kauperiga.

dest redutseeritud mangaani, räni, väävli ja fosfori. Seega satub koldesse rauasulam, milles on süsinikku ja teisi lisandeid ning mida nimetatakse malmiks.

3. Räbu tekkimine. Rübustajana kasutatav kaltsiumkarbonaat (lubjakivi) laguneb kõrgahju keskmises osas:



Aheraines olev ränioksüüd reageerib tekkinud kaltsiumoksüüdiga 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.

Malm ja räbu lastaks 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 rübust valmistatakse räbuvatti, mis on heaks soojuse isoleeraineks.

4. Kõrgahjugaasi tekkimine. Kõrgahjuprotsessi keskel tekib suurtes kogustes põlevat gaasi, nn. kõrgahjugaasi, mis peale õhulämmastiku ja süsinikdioksüüdi sisaldab rohkesti süsinikoksüüdi. 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 kivehitised kõrgusega kuni 20 m (vt. joonist 82).

Kõrgahjugaas juhitakse torustiku kaudu kauperi põlemiskambriisse, 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 kōetakse, teises kuumendatakse õhku, kolmandat puhastatakse, kuna neljas on varus (joonis 82).

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 malmis 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 malmis on süsinik tahke lahuseks. Erimalmid on kõrgahjus saadavad ferrosulamid, nagu peegelmalm (sisaldab 18—22% mangaani), ferrosiliitsium (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 kõrvutatud malmi koostis rööpaterase ja pehme terase koostisega.

Terase saamise metallurgiliste protsesside olemus seisab seega malmis 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

räbuse üleviimise teel. Liigsed lisandid kõrvaldatakse malmist oksüdeerimisega kas õhuhapniku või raua oksüüdides 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.

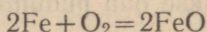
Käesoleval ajal kasutatakse terase tootmiseks malmist bessemermenetlust, toomasmenetlust, martäänmenetlust ja elektri ahjudes sulatamist. Nõukogude Liidus on põhiliseks terase tootmise viisiks tema sulatamine martäänahjudes, vähemas ulatuses elektri ahjudes ning tähtsusetu kogustes bessemer- ja toomasmenetlusega.

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 Obühhovi tehases. Tšernovi avastused võimaldasid menetluse kiire leviku ka teistes maades.

Bessemermenetlus viiakse läbi suurtes pirnikujulistes metall-retortides — konverterites, mis seest on 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 83).

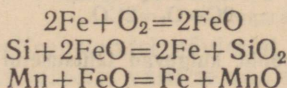
Sulamalmist läbipuhutav õhk oksüdeerib esimeses järjekorras raua, sest selle kontsentratsioon sulametallis on väga suur.



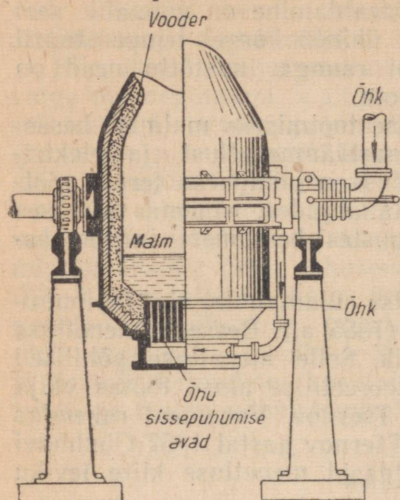
Raua oksüdeerumine jätkub kogu sulatamisperioodi kestel. Seetõttu oksüdeeruvad malmis olevad lisandid nii metalli läbiva õhuhapniku kui ka metallis tekkiva ja selles lahustuva raud(II)oksüüdi toimele. Raua oksüdeerumisel eraldub suhteliselt lühikese aja jooksul rohkesti soojust, mistõttu tõuseb konverteris oleva metalli temperatuur väga kiiresti.

Lisandite oksüdeerimisel eristatakse kolme iseloomustavat järku ehk perioodi.

Esimest perioodi iseloomustab raua, räni ja mangaani oksüdeerumine ning räbu tekkimine:

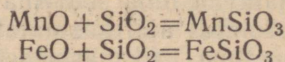


Need reaktsioonid on oluliselt eksotermilised, mille tulemusena tõuseb temperatuur.



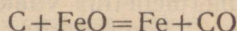
Joonis 83. Konverter terase tootmiseks sulamalmist õhuga läbipuhumise teel.

Tekkivad raua, mangaani ja räni oksüüdid reageerivad omavahel ja moodustavad räbu:



Sel perioodil tõuseb konverteris oleva metalli temperatuur kuni 1600°-ni ning konverteri suudmest väljuvad punaste sädemete vihud.

Teist perioodi iseloomustab süsiniku oksüdeerumine, mis algab alles pärast räni ja mangaani peamise koguse väljapõlemist ning pärast metalli kuumenemist nende oksüdeerumisel vabanevad soojuste arvel:



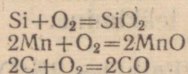
Eralduv süsinikoksiid süttib konverteri suudme kohal ja põleb süsinikdioksiidiks, moodustades kuni 10 m kõrguse pimestavalt valge leegisamba. Sel perioodil ei tõuse metalli temperatuur märgatavalt.

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 (ferrosilliitsiumi, 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 toimel:



Kuid mainitud reaktsioonid kulgevad tähtsusetul määral ning on teisejärgulise tähtsusega.

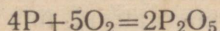
Bessemermenetluse lühiaegsuse tõttu (8—20 minutit) on täpse keemilise koostisega metalli saamine raskendatud. Seepärast viiakse sulatamine lõpule, oksüdeerides kõiki lisandeid, mille järel täpse koostisega terase saamiseks lisandatakse teadaoleva koostisega malmi niisuguses koguses, kui on nõutava koostisega terase-sordi saamiseks tarvilik.

Bessemermenetluse põhiline puudus seisab selles, et niisugused kahjulikud lisandid, nagu väävel ja fosfor, ei kõrvaldu, mistõttu on võimalik lähtematerjalina kasutada ainult väikese väävli- ja fosforisisaldusega malmi.

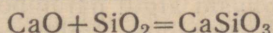
Peale selle peab kasutatav malm sisaldama rohkesti räni ja mangaani, millede põlemisel tekib protsessi läbiviimiseks vajalik soojus, sest nende vähesel sisaldusel ei tõuseks temperatuur konverteris vajalikule kõrgusele.

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.

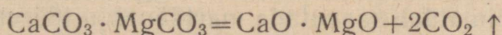
Malmis olev fosfor oksüdeerub sulatamisprotsessi kestel fosforhappe anhütriidiks:



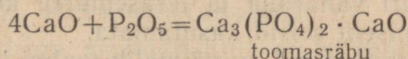
Fosforhappe anhütriidi räbusse üleviimiseks tuleb konverte-risse lisada aluselist oksüüdi, näiteks kustutamata lupja (CaO). Kuid lupja pole võimalik koos malmiga bessemerkonverterisse viia, sest viimase kvartsist vooder hävib kiiresti kergesti sulava kaltsiumsilikaadi tekkimise tõttu:



See puudus kõrvaldati inglase Thomas'i poolt (1878. a), kes võttis tarvitusele aluselise voodriga konverteri. Niisugune kon-verter vooderdatakse veevaba kivisöetõrvaga segatud kaltsium-ja magneesiumoksüüdiga. Viimaseid saadakse dolomiidi kuumu-tamisel kuni süsinikdioksüüdi täieliku eraldumiseni:



Aluselise voodriga konverter võimaldab fosfori räubustamiseks kasutada kustutamata lupja ning töödelda seega fosforirikkaid malme. Fosfori oksüdeerumisel tekkinud fosforhappe anhütriid reageerib kaltsiumoksüüdiga ning annab nn. toomasräbu, mida jahvatatuna kasutatakse põllumajanduses toomasjahu nime all hea väetuseainena:



Et ära hoida aluselise voodri hävimist ränidioksüüdi toimel, töödeldakse toomaskonverteris väikese ränisisaldusega, kuid suure

fosforisisaldusega malme. Viimane on tarvilik terase sulatamiseks vajaliku soojuse saamiseks, mis vabaneb fosfori oksüdeerumisel.

Teostamise poolest sarnaneb toomasmenetlus üldjoontes bessemermenetlusega.

Bessemer- ja toomasmenetluste paremused, võrreldes teiste terasesulatusmenetlustega, 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: need 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 elektrialhjudes.

Martäänmenetlus on kõige täiuslikumaks ja levinumaks terase tootmise menetluseks.

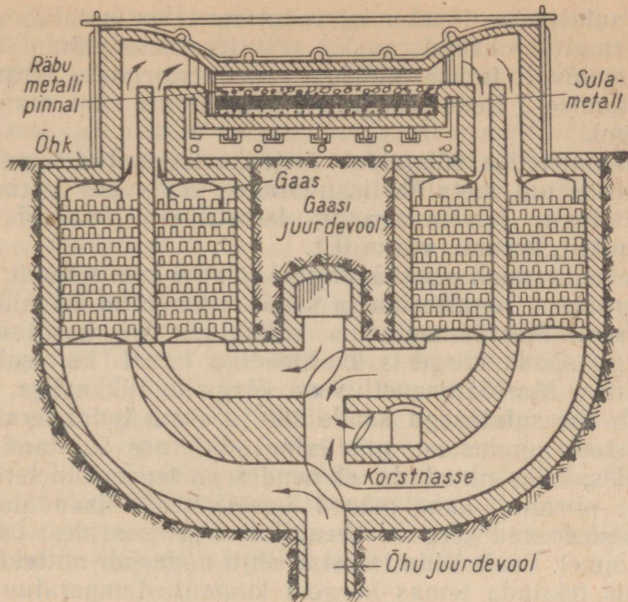
Martäänmenetlus toimub erilises ahjus, mida nimetatakse regeneratiivleekahjuks ehk lihtsalt martäänahjuks. Lähtematerjali koostisele vastavalt kasutatakse kas happelise või aluselise voodriga martäänahje. Martäänahju iseloomustavaks iseärasuseks on erilised kambrid, nn. regeneraatorid, mis on täidetud võrestikukujuliselt laotud tulekindlate tellistega. Martäänahjul on kaks paari regeneraatoreid, mis on paigutatud ahju külgedele. Martäänahju koetakse gaasilise kütusega — generaatorigaasiga.

Õhu ja gaaside eelkuumendamiseks kasutatakse nendes ahjudes lahkgaaside soojust. Sulatamise ajal läbivad ahju tööruumist väljuvad kuumad lahkgaasid algul parempoolseid regeneraatoreid ja kütavad nende tellisvõrestikke, kuhu soojus salvestub (joonis 84). Samal ajal annavad vasakpoolsed regeneraatorid tellisvõrestikku salvestatud soojuse 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 rauajäätmeid ning seega ära kasutada suuri vanaraua ja terasemurru kogusid, mis selle menetluse leiutamiseni seisid kasutamata.

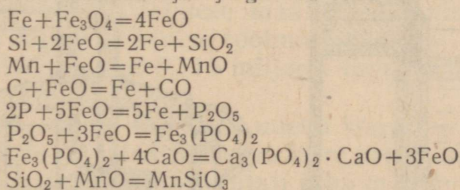
Martäänmenetluse puhul on võimalik malmi lisandite oksüdeerimiseks vajaliku hapniku saamiseks kasutada ka rauamaaki. Maagis olev hapnik oksüdeerib raua raud(II) oksüüdiks, mis oma



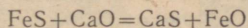
Joonis 84. Martäänahi.

korda oksüdeerib räni ränidioksüüdiks, mangaani mangaanoksüüdiks, süsiniku süsinikoksüüdiks, fosfori fosforhappe anhidriidiks jne. Ränidioksüüd ja mangaanoksüüd moodustavad räbu, fosforhappe anhidriid annab raud(II)oksüüdiga ning kaltsiumoksüüdiga reageerimisel toomasräbu, kuna maagist redutseerunud raud annab kaalu juurdekasvu, s. t. suurendab malmist sulatamisel saadava terase kogust.

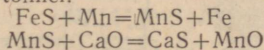
Seega kulgevad martäänahjus järgmised reaktsioonid:



Malmis olev väävel kõrvaldatakse kaltsiumoksüüdi toimet:



või kjiremini mangaani toimet:



Aluselise voodriga martäänahjus on võimalik lähtematerjalidest kõrvaldada terasele kahjulikke lisandeid fosforit ja väävlit ning neid räbusse üle viia.

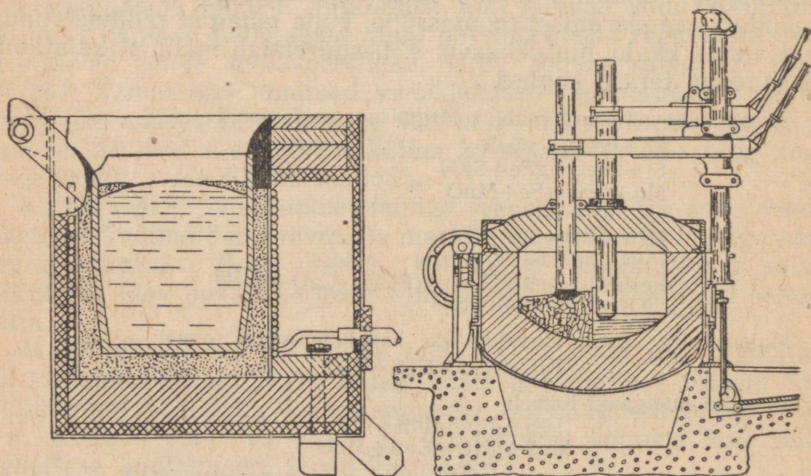
Enne sulatamise lõpetamist redutseeritakse sulatamise kestel tekkinud raud(II)oksüüd rauaks, sest terasesse jäänud FeO halvendab tunduvalt terase omadusi. (Redutseerimata teras pragu- neb sepistamisel.) Redutseerijatena kasutatakse räni, mangaani ja alumiiniumi.

Martäänmenetlus võimaldab toota ka legeeritud teraseid, milleks redutseeritud metallile lisandatakse vastavaid ferrosulameid (ferrosiliitsiumi, 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 legeeritud teraste valmistamine piiratud, kuna mõned legeerimiseks 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 85, b) saadakse malmi sulatamiseks ja selles olevate lisandite oksüdeerimiseks vajalik soojus elektrodide ja



Joonis 85. Elektriahjude ehituskeemid: a — kõrgsagedus-induktsioonahi; b — kaarleekahi.

metalli vahel tekkiva kaarleegi soojuste ärakasutamisel. Kõrgsagedus-induktsioonahjudes (joonis 85, a) saadakse terase sulatamiseks vajalik soojuste sulatatavas metallis tekkiva induktsioonvoolu toimetel.

Elektriahjudes vooder tehakse vastavalt menetlusele kas happelisel või aluselisel tulekindlast materjalist. Elektriahi täidetakse vastava ava kaudu, mis seejärel tihedalt suletakse. Et teras sulatatakse välisõhu ja põlemisgaaside osavõtuta, siis on võimalik toota gaasimullidest vaba ja kahjuliku raud(II)oksüüdi minimaalse sisaldusega terast. Malmis olevad lisandid oksüdeeruvad ahju lisatava rauamaagi hapniku toimel.

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 soojuste kulu suhteliselt väike, 550—800 kWh ühe tonni terase kohta.

Elektriiahjus saadakse kõrge kvaliteediga teraseid, millede koostis vastab peaaegu ettenähtud retseptile.

8. Mustmetallurgia tähtsus rahvamajanduses.

Rahvamajanduse tähtsamaks haruks on metallurgia, sest see loob aluse masinaehitusele. Teatavasti vajatakse metalle põllutöömehhanismide, metalli- ja puidutöötlemise mehhanismide, vedurite ja vagunite, autode ja lennukite, suurtükkide ja tankide ning igasuguste teiste mehhanismide valmistamiseks. Eriline tähtsus on aga mustmetallurgial, mis toodab malmi, terast ja eriteraseid.

Malmi- ja terasetoodang oli tsaristlikul Venemaal aastal 1913 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.

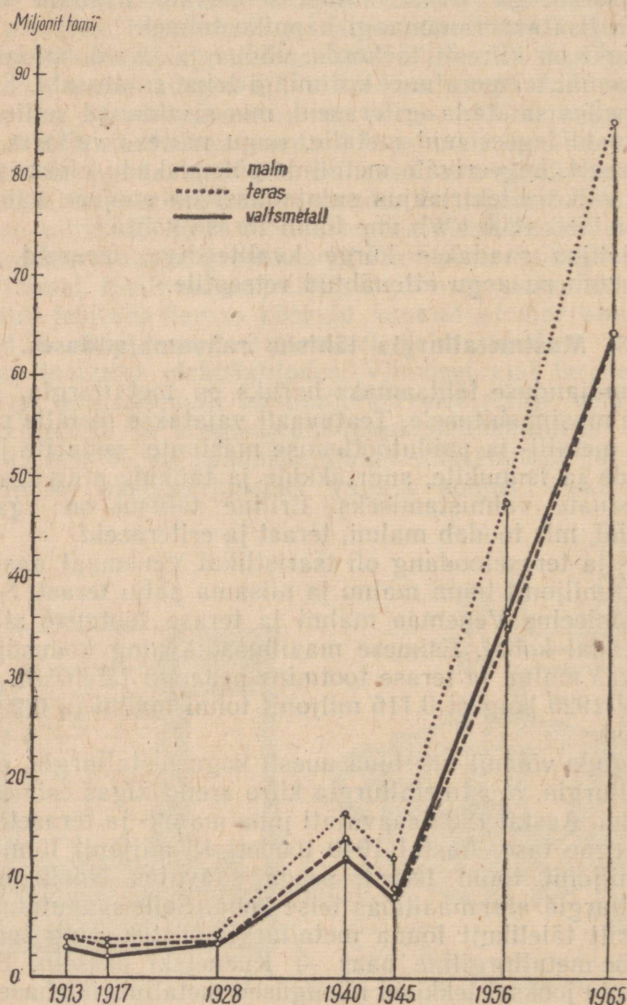
Nõukogude võimul tuli luua uuesti kogu metallurgia, eriti aga mustmetallurgia. Mustmetallurgia kiire areng algas esimeste viisaastakutega. Aastal 1928 saavutati juba malmi- ja terasetoodangu ennesõjaaegne tase. Aastal 1940 toodeti 15 miljonit tonni malmi ja 18,3 miljonit tonni terast, seega saavutas Nõukogude Liit mustmetallurgia alal maailmas teise koha. Selle saavutamiseks rekonstrueeriti täielikult lõuna metallurgiatööstus ning loodi idas uus kivisööe-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 elektriahjusid.

Malmi ja terase tootmise tõus on kujutatud joonisel 86 toodud diagrammidel.

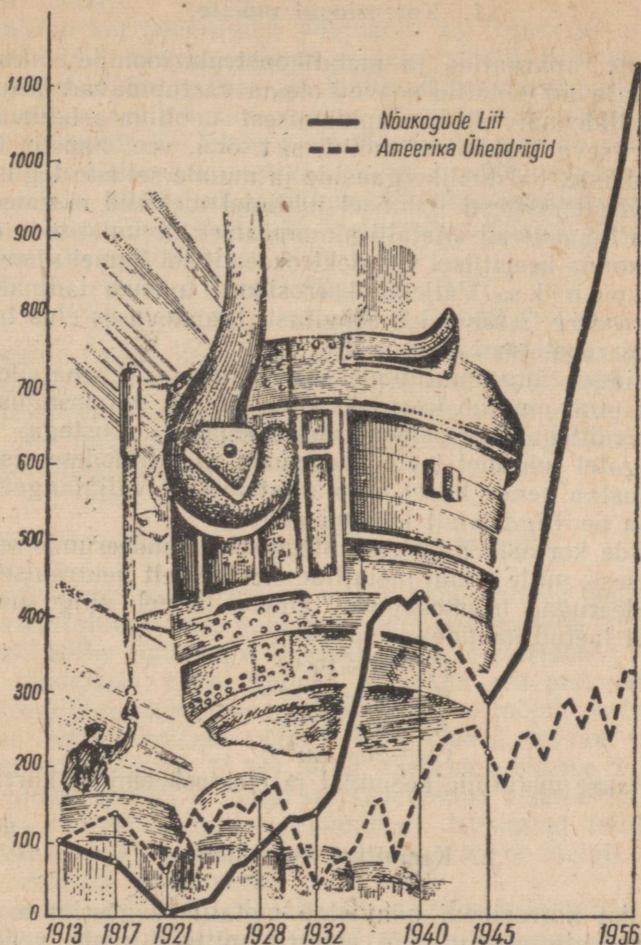
Seitseastakul suureneb malmi ja terase tootmine 60–70% võrra.

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 on töötanud välja



Joonis 86. Malmi ja terase tootmise tõus Nõukogude Liidus (toodang on antud miljonites tonnides).

ning juurutanud metallurgias hapnikuga rikastatud õhu kasutamise, seega on selle menetluse kodumaaks Nõukogude Liit.



Joonis 86-a. Malmi ja terase tootmine Nõukogude Liidus ja Ameerika Ühendriikides.

Kordamisküsimusi.

1. Missugustel menetlustel saadakse malmist terast?
2. Milles seisab bessemermenetlus?
3. Selgitada terase saamise erinevus bessemer- ja toomasmenetlusel.
4. Milles seisab martäänmenetlus?
5. Kirjeldada martäänahju regeneraatorite ehitust.
6. Nimetada martäänmenetluse paremusi ja puudusi.
7. Nimetada elektriahjus terase saamise paremusi ja selle olemus.
8. Kirjeldada mustmetallurgia arengut Nõukogude Liidus.

§ 3. Metallide korrosioon ja võitlus selle vastu.

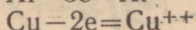
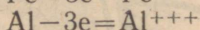
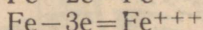
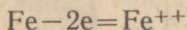
1. Korrosiooni mõiste.

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 ekspluaatsioonist 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.

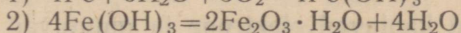
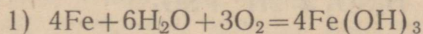
On teada, et peaaegu kõikide õhu käes seisvate metallesemete läikiv pind muutub tavalisel temperatuuril tuhniks. See on selektav oksüüdikile tekkimisega nende pinnal. Temperatuuri tõstmine soodustab metalli reageerimist õhuhapnikuga. Osadel metallidel (näiteks alumiinium, tsink) tekib metalli tihedalt kattev oksüüdikile, mis kaitseb teda edasise oksüdeerumise eest. Teistel metallidel (näiteks raud) tekib seevastu habras ja poorne oksüüdikile, 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 pärit-

oluga gaasid, nagu süsinikdioksüüd (CO_2), vääveldioksüüd (SO_2), väävelvesinik (H_2S), kloorvesinik (HCl), kloor (Cl_2), lämmastikdioksüüd (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 süsinikdioksüüdi. 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) oksüüd-hüdraat katab raudesemeid õhukese ebahühtlase kihina. See ongi põhjuseks, miks tekkinud roostekiht ei kaitse raua keemilise korrosiooni eest.

3. Elektrokeemiline korrosioon.

Elektrokeemiline korrosioon esineb kahe erineva metalli kokku puutel elektrolüüdi (s. t. hapete, leeliste või soolade lahuste) juuresolekul. Selle nähtusega kaasneb alati elektrivoolu tekkimine metalli pindmises kihis. Selleks et saada paremat ettekujutust elektrokeemilisest korrosioonist, korraldame mõned katsed.

Katse korraldamiseks võtame keeduklaasi, valame sinna lahjendatud väävelhapet (1 : 4) ning asetame sellesse tsinkplaadi. Algul paneme tähele, et tsingi ja väävelhappe vahel ei kulge kaemat aega mingit keemilist reaktsiooni. Niisugust nähtust tunti juba pikemat aega, sest teati, et mida puhtam on metall, seda raskemini lahustub see hapetes.

Teatud aja möödumisel paneme aga tähele, et tsingi reageerimine väävelhappes hakkab järk-järgult tugevnema. Eriti märgatavaks muutub reaktsioon, kui tsinkplaati puudutada vasktraadiga.

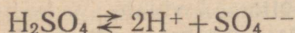
Nüüd korraldame teise katse. Selleks asetame lahjendatud väävelhappesse tsinkplaadi ja vaskplaadi ning ühendame mõlemad plaadid traadi abil tavalise galvanomeetriga. Seejuures näeme, et galvanomeeter näitab elektrivoolu tekkimist tsink- ja vaskplaatide vahel. Peale selle paneme tähele, et vaskplaadil eralduvad veisiniku mullikesed.

Võtnud vaskplaadi lahusest välja, näitab galvanomeeter elektrivoolu puudumist ahelas, ühtlasi paneme tähele, et tsingi reageerimine väävelhappes nõrgeneb märgatavalt.

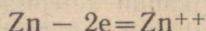
Teisest katsest selgub, et väävelhappesse paigutatud vask- ja tsinkplaadid moodustavad elektrivoolu allika, s. t. galvaani elemendi. Edasi selgub teostatud katsest, et tsingi lahustumisega väävelhappes käib alati kaasas elektrivoolu tekkimine. Tsingi lahustumine väävelhappes ongi elektrokeemiline korrosioon.

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.

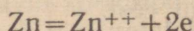
Lahuses olev väävelhape dissotsieerub ioonideks:



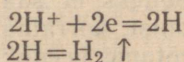
Tsingi aatomid kaotavad elektrone ja muutuvad tsingi ioonideks, mis lähevad lahusesse:



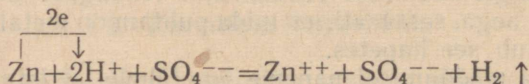
ehk



Tsingi poolt kaotatud elektronid siirduvad juhtme kaudu vaskplaadile, kust nad lähevad üle plaati ümbritsevas lahuses olevatele vesiniku ioonidele. 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:



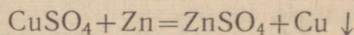
Me näeme, et tsingi loovutatud elektronid ei siirdu vesiniku ioonidele vahetult, vaid vaskplaadi kaudu. Niisugustes tingimustes kulgeb reaktsioon tunduvalt kiiremini kui elektronide vahetel üleminekul tsinkplaadilt vesiniku ioonidele. Selles on kerge veenduda vaskplaadi lahusest väljavõtmisel, sest sel juhul eralduv 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.

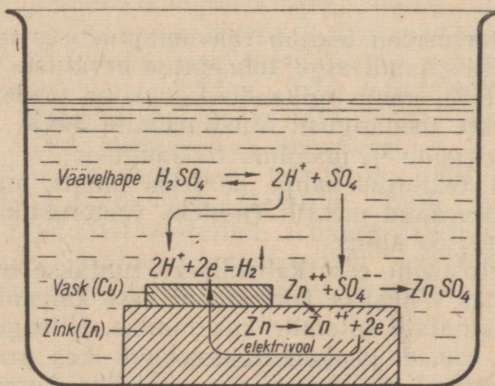
Tsingi ja vase otsesel kokkupuutel elektrolüüdi juuresolekul tekivad samuti galvaani voolud, kuid need on ainult kohaliku isoleomuga. Niisuguseid elektrivoolusid nimetatakse seetõttu ka «kohalikeks vooludeks». Selgub, et just need «kohalikud voolud» etendavadki metallide korrosioonis põhilist osa. Kohalike voolude osa korrosioonis selgub järgmisest katsest.

Kui lahjendatud väävelhapet sisaldavasse katseklaasi asetada tükike täiesti puhast tsinki, siis vesinik 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 tekimise tagajärjeks; tsingi pind kattub nimelt kohati vasega, mis eraldub järgmise reaktsiooni võrrandi kohaselt:



Niisuguse vasetatud tsingi sisemuses tekivad elektrolüüdi (väävelhappe) juuresolekul kohalikud voolud, mille tagajärjel tsink korrodeerub kiiresti (joonis 87). Seega korrodeerub kahest kokkupuutes olevast metallist elektrolüüdi juuresolekul alati keemiliselt aktiivsem metall.



Joonis 87. 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 selsse satub õhust süsinikdioksiüüdi (CO_2) või vääveldioksiüüdi (SO_2). Viimaseid tekib eriti rohkesti niisuguste kütiste ja jõujaamade ümbruses, millede küttekolletes põletatakse suuri küttekoguseid. Sattunud õhust metalli katvasse niiskusekihti, tekitavad süsinikdioksiüüd ja vääveldioksiüüd selses vastavalt süsihapest (H_2CO_3) või väävlisshapest (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 $\frac{1}{4}$ maailma toodangust.

Korrosiooni tekitatud kahju ei seisa 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 korrosioonikindlastest 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 oksüüdikiht. Terase keemilist kaitsmist nimetatakse tavaliselt terase oksüdeerimiseks ehk mustamiseks, kuna kaitstava toote pinnale tekitatakse sinakas-musta värvusega raud(II)raud(III)oksüüdist 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 passiiverijateks ja inhibiitoriteks.

Passiiverijateks nimetatakse aineid, mis keemilisel reageerimisel kaitstava metalliga tekitavad sellele õhukese ja väga tiheda korrosioonikindla oksüüdikihi. Näiteks on võimalik passiiverida rauda kontsenteeritud lämmastikhappe või kontsenteeritud väävelhappe abil.

Inhibiitoriteks nimetatakse aineid, mis happelises, leeliseses või neutraalses keskkonnas tekitavad kaitstavale metallile kaitsekihi. Erinevalt passiiverijatest ei reageeri inhibiitorid keemiliselt kaitstava metalliga, vaid adsorbeeritakse viimase pinna poolt, tekitades sellega metalli pinnal kihi, mis kaitseb metalli elektrolüüdi korrodeeriva toime eest.

Inhibiitoritena kasutatakse tsingi ja nikli soolasid ning mitmesuguseid 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 passiiverijateks 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, pliiinitraat $[Pb(NO_3)_2]$, 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 järelalus. 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 järelalus.

3. Puistake katseklaasi mõni pliiinitraadi kristallike ja soojendage seni, kuni katseklaasis ilmuvad lämmastikdioksüüdi 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 katseklaasi traadi otsas tükike sütt, hoides seda reageeriva seguga kokku puutumast. Katseklaasi suue sulgege vatiga.

Võtke söetükikesed 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 ka söepulbrit ja keetke. Seejärel filtreerige lahus puhtasse katseklaasi.

Vaadelve 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, gaasiuhtetoru, statiiv, portselankauss, vask(II)oksüüd (CuO), söepulber, lubjavesi ehk kaltsiumhüdrosüüdi [Ca(OH)_2] lahus.

Töö teostamine.

Asetage kuiva katseklaasi mõned vask(II)oksüüdi tükikesed, lisage sinna niisama palju söepulbrit ja segage neid katseklaasi raputamiseega. Sulgege katseklaas korgiga, mida läbib gaasiuhtetoru. Asetage toru teine ots lubjaveega täidetud katseklaasi. Kinnitage katseklaas statiivile. Kuumutage katseklaasi sisu tugevasti pikemat aega. Jälgige süsinikdioksüüdi tekkimist ja lubjavee hägustumist. Kui süsinikdioksüüdi eraldumine lõpeb, võtke gaasiuhtetoru lubjaveest välja, eemaldage piirituslamp. Laske katseklaas ära jahtuda, eemaldage sellelt kork ja puistake sisu portselankaussi. Puhuge söepulbri ülejääk ära ja valige sellised vask(II)oksüüditükikesed, mis pinnalt on redutseerunud ja omavad iseloomustavat vasevärvust. Kirjutage reaktsioonide võrrandid.

Laboratoorne töö nr. 2. Süsinikdioksüüdi saamine ja omadused.

Ette valmistada: katseklaasid, purgid, piirituslamp, kork, gaasiuhtetoru, keeduklaas, papi tükk, püürud, 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 gaasiuhtetoru, ning asetage viimase ots keeduklaasi. Katke keeduklaas paberi või papiga. Põleva püüruga kontrollige keeduklaasi täitumist süsinikdioksüüdiga. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Kui keeduklaas on täitunud, hingake süsinikdioksüüdi ninna kaudu sisse. Veenduge, et süsinikdioksüüdil on teatav lõhn. Sama lõhna tunnete ka limonaadi joomisel.

3. Imege klaastoru abil keeduklaasist veidi süsinikdioksüüdi. Pange tähele, et süsinikdioksüüdil või õigemini selle lahustumisel süljes tekkinud süsihappel on hapukas maitse.

4. Täitke üks purkidest süsinikdioksüüdiga ja siis seda kallutades valage süsinikdioksüüd teise purki. Sulgege teine purk peopesaga ning veenduge põleva pürruga selles, et esimesse purki pole jäänud süsinikdioksüüdi, teises aga on, sest põlev pird kustub. Tehke järelus.

5. Asetage ühte purki põlev küünal (2—3 cm pikkune). Täitke teine purk süsinikdioksüüdiga, siis seda kallutades valage süsinikdioksüüd esimesse purki. Pange tähele põleva küünla kustumist. Tehke järelus.

6. Lisage katseklaasis olevale veele mõni tilk lillat lakmuselahust. Saadud lahus jaotage kahte katseklaasi. Juhtige läbi ühes katseklaasis oleva lahuse veidi süsinikdioksüüdi; teine katseklaas lahusega jääb võrdluseks. Pange tähele, et süsinikdioksüüdi mõjul värvub lakmuselahus punaseks, mida võib eriti hästi täheldada võrdlemisel teise katseklaasi sisuga. Soojendage süsinikdioksüüdiga küllastunud lahust. Pöörake tähelepanu gaasimullide eraldumisele ja lahuse värvuse muutumisele. Selgitage katse tulemusi. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

7. Täitke kuiv katseklaas süsinikdioksüüdiga 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 süsinikdioksüüdiga ning jätke see lahtiselt seisma. Iga viie minuti järel määrake põleva pürru abil kindlaks süsinikdioksüüdi 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, ammooniumkarbonaat [$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$].

Töö teostamine.

1. Puistake ühte katseklaasi veidi soodat, teise potast ja kolmandasse ammoniumkarbonaati, seejärel valage kõikidesse katseklaasidesse lahjendatud soolhapet. Kirjutage reaktsioonide võrrandid. Tõestage, et reaktsioonidel eraldub süsinikdioksüüd.

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. Räniihendite 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, fenoolftaleiinilahus, 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 uhmris.

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 lisage 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 naatriumsilikaadilahust ja juhtige sellest läbi süsinikdioksüüdi. Jälgige ränihappe eraldumist. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

5. Kuumutage klaastoru piirituslambi leegis kuni pehmenemiseni ja pistke siis kiiresti keeduklaasis olevasse vette. Klaastoru puruneb peenteks kildudeks. Valage vesi ära, puistake klaasikillud portselanuhmrisse 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 vesiklaasilahusesse 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, vasksulfaadilahus.

Töö teostamine.

1. Valage katseklaasi (poolest saadik) lahjendatud vasksulfaadilahust ja asetage sellesse smirgelpaberiga puhastatud raudnael. Natukese aja pärast võtke raudnael katseklaasist välja. Vaadeldes naela pinda katvat vasekihti.

2. Puistake samasse vasksulfaadilahusega katseklaasi raua-laaste, soojendage nõrgalt ja asetage katseklaas 10—15 minutiks

statiivi. Jälgige toimuvat. Pange tähele lahuse värvuse muutumist ja võrrelge selle värvust raudsulfaadilahuse värvusega.

Kirjutage reaktsiooni võrrand molekulaarsel ja ioonilisel kujul.

Töö nr. 2. Plii väljatõrjumine tsingiga.

Ette valmistada: katseklaas, tsingiriba, pliinitraadilahus.

Töö teostamine.

Valage katseklaasi poolest saadik pliinitraadilahust 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, hõbenitraadilahus.

Töö teostamine.

Valage katseklaasi 2–3 ml hõbenitraadilahust 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, vasksulfaadilahus, tsingi-, magneesiumi-, alumiiniumi-, raua- ja vasetükikesed.

Töö teostamine.

1. Valage kahte katseklaasi võrdsed kogused lahjendatud väävelhapet. Lisage ühte neist mõned tilgad vasksulfaadilahust. 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 rauda ja viiendasse — tükike vaske. Valage kõikidesse katseklaasidesse lahjendatud soolhapet. Selgitage katse tulemusi. Kirjutage reaktsioonide võrrandid molekulaarsel ja ioonilisel kujul.

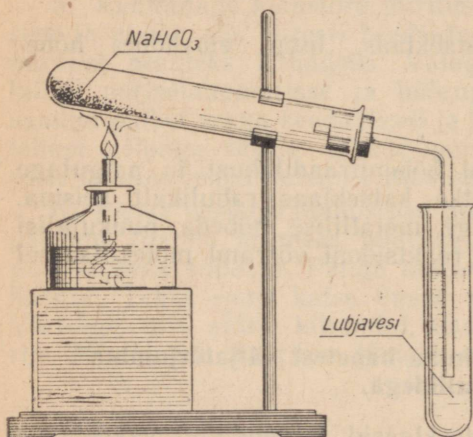
Laboratoorne töö nr. 6. Leelismetallide ühendite omadused.

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 88). 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.



Joonis 88. Naatriumvesinikkarbonaadi lagundamine.

Pange tähele veetilka-de ilmumist naatriumvesinikkarbonaati sisaldava katseklaasi külmadele seintele. Kirjutage toimuva reaktsiooni võrrand.

Jälgige lubjavee hägustumist ja tekkinud hägu kadumist süsinikdioksüüdi läbijuhtimise jätkamisel. Kirjutage vastavate reaktsioonide võrrandid.

Pärast gaasi eraldumise lakkamist tõstke gaasijuhtetoru ots, soojendamist katkestamata, lubjaveega katseklaasist ning alles 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 süsinikdioksüüdi eraldumist. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

Töö nr. 2. Naatriumkarbonaadi tõestamine.

Ette valmistada: katseklaasid, naatriumkarbonaadi (Na_2CO_3) lahus, naatriumvesinikkarbonaadi (NaHCO_3) lahus, naatriumhüdroksüüdi (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 naatriumkloriidilahus, teises naatriumhüdroksüüdiilahus ja kolmandas naatriumkarbonaadilahus. Määrake, missuguses katseklaasis on naatriumkarbonaadi-, missuguses naatriumkloriidi- ja missuguses naatriumhüdroksüüdiilahus. Kirjeldage kõiki teie poolt teostatud katseid ja nende tulemusi.

Laboratoorne töö nr. 7. Leelismuldmetallide ühendite omadused.

Töö nr. 1. Kaltsiumoksüüdi saamine.

Ette valmistada: piirituslamp (või gaasipõleti), tiiglitangid, jootetoru, katseklaas, kriit (või lubjakivi, CaCO_3), fenoolftaleiinilahus.

Töö teostamine.

Võtke tükike kriiti (või lubjakivi) tiiglitangide vahele ja kuumutage seda piirituslambi (või gaasipõleti) leegis, millesse jootetoriga 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 fenoolftaleiinilahust. Selgitage katse tulemusi. Kirjutage reaktsioonide võrrandid.

Töö nr. 2. Kaltsiumhüdroksüüdi saamine.

Ette valmistada: portselankauss, kustutamata lubi (CaO), fenoolftaleiinilahus, 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 fenoolftaleiinilahust. Selgitage vee värvuse muutumist.

Töö nr. 3. Kaltsiumkarbonaadi ja kaltsiumvesinikkarbonaadi saamine ja omadused.

Ette valmistada: katseklaasid, lubjavesi, süsinikdioksüüdi saamise seadis, piirituslamp.

Töö teostamine.

1. Valage katseklaasi kuni $\frac{1}{3}$ kõrguseni lubjavett. Juhtige läbi vedeliku süsinikdioksüüdi. Mis toimub? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Jätkake süsinikdioksüüdi 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 hapukooretaoliseks 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. Alumiinium ja selle ühendite omadused.

Töö nr. 1. Alumiiniumoksüüdi kihi kaitsev toime.

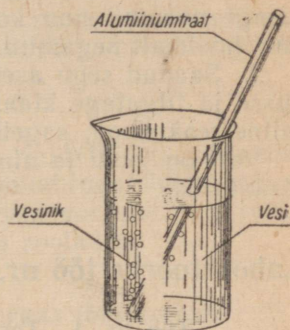
Ette valmistada: katseklaasid, keeduklaas, piirituslamp, riidetükk, alumiiniumtraat, naatriumhüdroksüüdilahus, elavhõbenitraadilahus, vesi.

Töö teostamine.

1. Asetage alumiiniumtraat katseklaasis olevasse kuuma naatriumhüdroksüüdilahusesse. Jälgige toimuvat. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Võtke alumiiniumtraat katseklaasist välja, peske veega puhtaks ja asetage väheks ajaks elavhõbenitraadilahusesse. Seejärel loputage uuesti veega ja kuivatage. Pange tähele toimuvat. Kirjeldage ja selgitage tähele pandud nähtust. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

3. Kõrvaldage puhta riidetükiga alumiiniumtraadilt tekkinud alumiiniumoksüüdikiht ja asetage traat klaasi, milles on vesi. Jälgige alumiiniumoksüüdist kaitsekihita alumiiniumtraadi reageerimist veega (joonis 89). Kirjutage reaktsiooni võrrand.



Joonis 89. Kaitsekihist vabastatud alumiiniumtraadi reageerimine veega.

Töö nr. 2. Alumiiniumi amfoteersus.

Ette valmistada: katseklaasid, alumiiniumsulfaadilahus, lahjendatud soolhape, naatriumhüdroksüüdilahus.

Töö teostamine.

1. Valage katseklaasi ligikaudu 8 ml alumiiniumsulfaadilahust ja lisage tilkhaaval naatriumhüdroksüüdilahust, kuni on tekkinud küllaldane kogus alumiiniumhüdroksüüdi sadet. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Loksutage katseklaasi saadud alumiiniumhüdroksüüdi sademega ja jaotage viimane kahte katseklaasi.

Lisage ühes katseklaasis olevale alumiiniumhüdroksüüdi sademele lahjendatud soolhapet kuni sademe lahustumiseni. Selgitage toimunut. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

3. Valage teise alumiiniumhüdroksüüdi sadet sisaldavasse katseklaasi naatriumhüdroksüüdilahust 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 uhmris. Lisage niisama suur kogus alumiiniumipulbrit ja segage saadud aine 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, klaas külma 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)hüdrosüüdi saamine ja selle omadused.

Ette valmistada: katseklaasid, raud(III)kloriidilahus, naatriumhüdrosüüdilahus, lahjendatud soolhape, väävelhape ja lämmastikhape.

Töö teostamine.

1. Valage katseklaasi mõni milliliiter raud(III)kloriidilahust ja niisama palju naatriumhüdrosüüdilahust. Jälgige raud(III)-hüdrosüüdi sademe tekkimist. Pange tähele selle välimust. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Jaotage tekkinud sade nelja katseklaasi. Lisage esimesse

katseklaasi naatriumhüdrosüüdilahust, teise — lahjendatud soolhapet, kolmandasse — lahjendatud lämmastikhapet ja neljandasse — lahjendatud väävelhapet. Veenduge selles, et raud(III)-hüdrosüüd ei reageeri leeliselahusega, kuid reageerib hapetega. Kirjutage kolme viimase reaktsiooni võrrandid.

Töö nr. 3. Kolmevalentse raua tõestamine.

Ette valmistada: katseklaas, raud(III)kloriidilahus (FeCl_3), kaaliumrodaniidi (KCNS) lahus või ammooniumrodaniidi (NH_4CNS) lahus.

Töö teostamine.

Lisage katseklaasi, milles on veidi raud(III)kloriidilahust, mõni tilk kaaliumrodaniidi- (või ammooniumrodaniidi-) lahus. Pange tähele toimuvat. Kirjutage reaktsiooni võrrand. See reaktsioon on iseloomustav kolmevalentse raua sooladele.

Töö nr. 4. Kahe- ja kolmevalentse raua tõestamine.

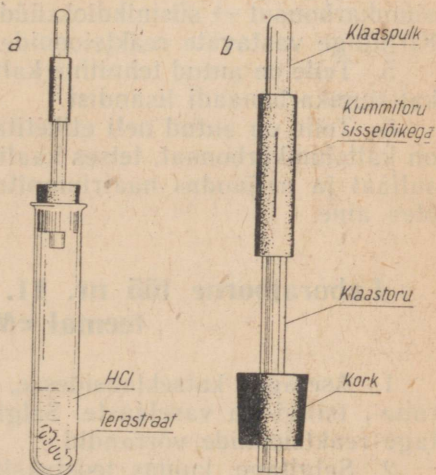
Ette valmistada: katseklaasid, kummiventil, piirituslamp, terastraaditükikesed, soolhape (1:1) või lahjendatud väävelhape, kaaliumrodaniidilahus (või ammooniumrodaniidilahus), naatriumhüdrosüüdilahus, kloorvesi.

Töö teostamine.

1. Valage katseklaasi lahjendatud soolhapet (1:1) või väävelhapet ning puistake sellesse terastraaditükikesi (joonis 90, a) ning sulgege katseklaas kiiresti joonis 90, b kujutatud kummiventiliga. 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 väikesele tumedale jäägile, mis



Joonis 90. Raua redutseerimine katseklaasis.

happega ei reageerinud. Mispärast terastraat ei lahustunud tervikuna?

3. Jaotage saadud lahus kolme katseklaasi. Lisage esimesse katseklaasi kaaliumrodaniidilahust (või ammoniumrodaniidilahust). Lahus ei värvu punaseks.

4. Lisage teise katseklaasi naatriumhüdrosüüdilahust. Algul tekib katseklaasis valge sade, mis kiiresti muutub roheliseks, ja edasisel kokkupuutel õhuga — pruuniks. Selgitage toimunut.

5. Lisage kolmandasse katseklaasi veidi kloorvett. Loksutage. Pange tähele ja seletage lahuse värvuse muutumist. Lisage samasse katseklaasi mõni tilk kaaliumrodaniidilahust (või ammoniumrodaniidilahust). Mispärast ilmub nüüd iseloomustav punane värvus?

Laboratoorne töö nr. 10. Eksperimentaalsed tööd teemal «Süsinik».

1. Valmistage olemasolevatest ainetest süsinikdioksüüdi, koguge seda ning tõestage, et saadud gaas on süsinikdioksüüd.

2. Kolmes pealkirjata kotikeses on järgmised ehitusmaterjalid: kustutatud lubi, ehituskips ja kriit. Määrake igas kotikeses olev aine.

3. Teile antud katseklaasides on ühes naatriumhüdrosüüdilahus ja teises kaaliumhüdrosüüdilahus. Määrake, missuguses katseklaasis mingi aine on.

4. Selgitage, kuidas saab teostada järgmisi muundamisi: kaltsiumkarbonaat → süsinikdioksüüd → süsihape → süsinikdioksüüd. 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 naatrium-sulfaat ja neljandas naatriumnitrat. Määrake igas katseklaasis olev aine.

Laboratoorne töö nr. 11. Eksperimentaalsed tööd teemal «Metallid».

1. Asetage katseklaasidesse, milles on pliiatsetaadilahus, 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 naatriumkarbonaadilahus, teises keedusoolalahus ja kolmandas naatriumsulfaadilahus. 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 alumiiniumhüdrosüüdi 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)hüdrosüüdi. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

11. Lisage katseklaasis olevale rauasoolalahusele 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	arsen	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
Fluor	Fluorum	F	fluor	19,0
Fosfor	Phosphorus	P	pe	31
Hapnik	Oxygenium	O	o	16,0
Hõbe	Argentum	Ag	argentum	107,9
Jood	Jodum	J	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	en	14,0
Magneesium	Magnesium	Mg	magneesium	24,3
Mangaan	Manganum	Mn	mangaan	54,9
Naatrium	Natrium	Na	naatrium	23
Nikkel	Niccolum	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	tse	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	ha	1,008
Vismut	Bismuthum	Bi	vismut	209,0
Väävel	Sulfur	S	es	32,1

Metall Hüdroksüüd ja happejääk	+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
Cl^{-1}	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	e	l	l	vl
S^{-2}	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. Süsinikoksüüd	15
4. Tahke kütuse gaasistamine	16
Generaatorigaas	17
Vesigaas	18
Kivisöe maa-alune gaasistamine	18
5. Süsihappegaas ehk süsinikdioksüüd	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
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
Küttepuid	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. Ränidioksüüd 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 elektrolüüsimise 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.	Kaltsiumoksüüd ja kaltsiumhüdroksüüd	107
	Kaltsiumoksüüd	107
	Kaltsiumhüdroksüüd	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 perioodilise süsteemi III rühma metallid.

§ 1.	Sissejuhatus	116
§ 2.	Alumiinium	
1.	Alumiiniumi asetus keemiliste elementide perioodilise 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 oksüüdidega	119
3.	Alumiiniumiühendid	120
	Alumiiniumoksüüd	120
	Alumiiniumhüdroksüüd	121
4.	Alumiiniumi kasutamine	124
5.	Alumiinium looduses	125
	Alumiiniumiühendid	126
6.	Alumiiniumi saamine	127

VI peatükk. Keemiliste elementide perioodilise süsteemi VIII rühma metallid.

§ 1.	Sissejuhatus	130
§ 2.	Raud	
1.	Raua asetus keemiliste elementide perioodilise 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 oksüüdid	135
	Raud(II) oksüüd	135
	Raud(III) oksüüd	136
	Raud(II) raud(III) oksüüd	136
	Raua hüdroksüüdid	136
	Raud(II) hüdroksüüd	136
	Raud(III) hüdroksüüd	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 elektriühendites	152
8. Mustmetallurgia tähtsus rahvamajanduses	153
§ 3. Metallide korrosioon ja võitlus selle vastu.	
1. Korrosiooni mõiste	156
2. Keemiline korrosioon	156
3. Elektrokeemiline korrosioon	157
4. Metallide kaitsmine korrosiooni eest	160

Laboratoorsed tööd.

Laboratoorne töö nr. 1. Tutvumine puusõe omadustega	162
Töö nr. 1. Puusõe adsorbeerivad omadused	162
Töö nr. 2. Süsiniku redutseerivad omadused	163
Laboratoorne töö nr. 2. Süsinikdioksüüdi saamine ja omadused	163
Laboratoorne töö nr. 3. Süsihappe soolade omadused	164
Laboratoorne töö nr. 4. Ränihüendite omadused	165
Laboratoorne töö nr. 5. Metallide keemilised omadused	166
Töö nr. 1. Vase väljatõrjumine rauaga	166
Töö nr. 2. Plii väljatõrjumine tsingiga	167
Töö nr. 3. Hõbeda väljatõrjumine elavhõbedaga	167
Töö nr. 4. Gaasilise vesiniku hapetest väljatõrjumine metallidega	167
Laboratoorne töö nr. 6. Leelismetallide ühendite omadused	168
Töö nr. 1. Naatriumvesinikkarbonaadi ja naatriumkarbonaadi omadused	168
Töö nr. 2. Naatriumkarbonaadi tõestamine	169
Laboratoorne töö nr. 7. Leelismuldmetallide ühendite omadused	169
Töö nr. 1. Kaltsiumoksüüdi saamine	169
Töö nr. 2. Kaltsiumhüdroksüüdi saamine	169
Töö nr. 3. Kaltsiumkarbonaadi ja kaltsiumvesinikkarbonaadi saamine ja omadused	170
Töö nr. 4. Kipsi valamine	170
Laboratoorne töö nr. 8. Alumiiniumi ja selle ühendite omadused	171
Töö nr. 1. Alumiiniumoksüüdi kihi kaitsev toime	171
Töö nr. 2. Alumiiniumi amfoteersus	171
Töö nr. 3. Alumiiniumjodiidi saamine	172
Laboratoorne töö nr. 9. Raua ja selle ühendite omadused	172
Töö nr. 1. Terase lõõmutamine ja karastamine	172
Töö nr. 2. Raud(III)hüdroksüüdi saamine ja selle omadused	172
Töö nr. 3. Kolmevalentse raua tõestamine	173
Töö nr. 4. Kahe- ja kolmevalentse raua tõestamine	173
Laboratoorne töö nr. 10. Eksperimentaalsed tööd teemal «Süsinik»	174
Laboratoorne töö nr. 11. Eksperimentaalsed tööd teemal «Metallid»	174
Lisa 1. Tähtsamate keemiliste elementide nimetused, märgid ja aatomkaalud	176
Lisa 2. Soolade ja aluste lahustuvus vees (temperatuuril 18°)	177

Принкман Карл Янович
ХИМИЯ ДЛЯ X КЛАССА

На эстонском языке

Обложка Г. Паньт

Эстонское Государственное Издательство
Таллин, Пярнуское шоссе, 10.

*

Toimetaja I. Kasemets

Kunstiline toimetaja H. Keigo

Tehniline toimetaja O. Laul

Korrektorid E. Kask ja E. Toots

Ladumisele antud 19. X 1961. Trükkimisele antud
22. XI 1961. Paber 60×90, 1/16. Trükipoognaid 11,5.
Arvutuspoognaid 11,63. Trükiarv 4500. Tellimise
nr. 9089. Hans Heidemanni nimeline trükikoda,
Tartu, Olikooli 17/19. I

Hind 23 kop.

6-6

23 kop.

A-24161

ARM

TÜ RAAMATUKOGU



1 0300 00367420 9