

Prof. M. Centnerszwers un asist. J. Krustinsons

---

# NEORGANISKĀS KĪMIJAS KURSS

II

**M. Centnerszwer's un J. Krustiņsons**

Ķīmijas profesors

Neorganiskās ķīmijas asistents

**Latvijas Universitatē**

---

---

# **Neorganiskās ķīmijas kurss**

**II. sējums.**

==== **Specialā daļa** ====

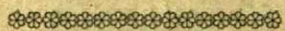
**Pielikums: Elementu spektru tabele**

====

**Rigā, 1924. g.**

Latvijas Universitātes Stud. Pad. Grāmatnīcas apgādībā.

Kr. Barona ielā № 2a.

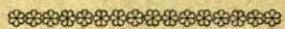


iespieduši

Ed. Lācis, Ž. Šulcs u. b-dri

Jelgavā, Zaļā ielā № 9.

Tālrūnis 221.



# Otrā sējuma saturs.

(Skaitļi rāda lap. puses).

## Divdesmit septītā lekcija.

### Pirmā grupa: sārmu metāli. Litijs un nātrijs.

Litijs 3. Atrašanās 3. Litija iegūšana un īpašības 3. Litija sāļu reakcijas 4. Fizioloģiskā darbība 5. Nātrijs 5. Atrašanās dabā 5. Metaliskais nātrijs. Iegūšana: elektrolīzē kodīgo nātriju 6. Chlornātrija elektrolīze 7. Nātrija īpašības 7. Izlietošana 8. Nātrija hidrīds 8. Nātrija kausējumi ar metāliem 8. Nātrija amalgāma 8. Nātrija savienojumi ar nemetāliem 9. Nātrija oksīdi 9. Ūdens tvaika katalītiskais iespaids 9. Nātrija peroksīds 10. Ta izlietošana 10. Kodīgais nātrijs 11. Pagatavošana 11. Kodīgā nātrija īpašības 12. Kodīgā nātrija izlietošana 12. Nātrija savienojumi ar slāpekli 12. Nātrija sulfīds 13. Polisulfīdi 13. Nātrija chlorīds 14. Atrašanās 14. Iegūšana 14. Chlornātrija tīrīšana 15. Chlornātrija īpašības 15. Izlietošana 16. Nātrija sāļi 16. Zoda 17. Leblana metode 17. Sēra reģenerācija no kalija sulfīda 18. Zodas pagatavošana pēc Solveja metodes 19. Zodas īpašības 20. Zodas izlietošana 20. Divogļskābais nātrijs 21. Slāpekļskābais nātrijs,  $\text{NaNO}_3$  22. Nātrija piroantimonāts 23. Sulfīts un bisulfīts 23. Nātrija sulfāts 23. Nātrija bisulfāts 24. Nātrija tiosulfāts 24. Liesmas nokrāsojums 25.

## Divdesmit astotā lekcija.

### Jonu teorija.

Elektrolītu elektrības vadītspēja 26. Elektrības vadītspējas noteikšanas metode 27. Stipri, vāji un vāji elektrolīti 27. Īpatnējā un molekulārā elektrības vadītspēja 28—29. Arienisa teorija 30. „Aktīvās” daļiņas 30. Elektrolītiskās disociācijas hipotēze 31. Disociācijas pakāpes noteikšana pēc molekularās elektrības vadītspējas 31. Disociācijas pakāpes noteikšana no osmotiskā spiediena 32. Disociācijas pakāpju salīdzinājums pēc abām metodēm 33. Iebildumi pret jonu teoriju 34. Ķīmiskais iebildums 35. Fizikālais iebildums 35. Dielektriskās konstantes iespaids uz šķīdinātāju jonizējošo spēju 35. Valdena likums 36. Jonu teorijas Ostvalda apstiprinājums 36. Skābju disociācija 38. Ostvalda atšķaidīšanas likums 37. Skābju tieksmes lielums 38. Tieksmes konstantes fizikalā nozīme 38. Izņēmumi 39. Bāžu disociācija 39. Neitralizācijas process 39. Ūdens elektrolītiskā disociācija 40. Ūdens skābi-sārmains raksturs 41. Hidrolīze 41. Indikatoru jonu teorija 42. Pakāpeniska disociācija 43. Skābu un bāzisku sāļu disociācija 43. Stipru elektrolītu īpašības vienādas ar jonu īpašību zumu 44. Elektrolītu polarizācijas plāksmja griešanas spēja 44. Jonu krāsa 45. Jonu reakcijas 45. Šķīstamības reizinājums 46. Nogūlņu šķīstamība skābēs 47. Stipru skābju iedarbība 47. Vāju skābju iedarbība 47. Kompleksie joni 47. Kompleksie anjoni 47. Kompleksie katjoni 48. Dubultsāļi un sāļu kompleksi 48.

## Divdesmit devītā lekcija.

### Sārnu metali (turpinājums): kaliji, rubidijs un cezijs.

Kalijijs 49. Atrašanās 49. Elements kalijijs 50. Ta fizikalās īpašības 50. Izlietošana 50. Kalija ķīmiskās īpašības 50. Kalija hidrīds,  $KH_5$ . Kausejumi ar metaliem 51. Kalija oksīds un peroksīds:  $K_2O$  un  $K_2O_4$  51. Kalija hidroksīds 51. Chlorkalijijs 52. Bromkalijijs 52. Jodkalijijs 53. Kalija karbonāts 53. Kalija bikarbonāts 54. Ciankalijijs 55. Kalija bitartarāts 56. Kalija silikāts un fluorsilikāts 56. Kalija nitrīts 56. Kalija nitrāts 57. Kalija sulfāts un bisulfāts 58. Kalija chlōrāts 58. Kalija perchlōrāts 59. Kalija chlōrplatināts 59. Kalija sāļu fizioloģiskā darbība 59. Kalija sāļu radioaktivitāte 60. Liesmas nokrāsojums 60. Rubidijs un cezijs 60. Rubidija hidroksīds 61. Rubidija sāļi 61. Rubidija un cezija polihalogeni 62. Saules spektrs 62. Spektrālie aparāti 63. Elementu spektri 63. Liniju un joslu spektri 64. Spektrālanālizē 64. Debess spīdekļu spektri 64. Adsorbcijas likums 64. Saules sastāvs 65. Vispārīgš sārnu metalu pārskats 65. Analoģijas 65. Fizikalās īpašības 66. Sāļu šķīstamība 66. Sāļu rašanās siltumi 67. Karbonātu disociācijas spiedieni 68. Sārnu metalu hidroksīdu molekularā elektrības vadītspēja 68. Sārnu disociācijas pakāpe un stiprums 69. Pozitīvā rakstura pastiprināšanās, atomsvaram palielinoties 70. Apvienojums 70.

## Trīsdesmitā lekcija.

### Pirmā grupa. Vaļa apakšgrupa: vaļš, sudrabs un zelts.

Vaļš 71. Vaļa metalurģija 72. Vaļa iegūšana slapjā ceļā 73. Vaļa rafinēšana 74. Vaļa īpašības 75. Vaļa izlietošana 75. Vaļa kausejumi 75. Vaļa oksīduls 76. Acetilēna vaļš 77. Kuprosulfīds 77. Kuprochlōrīds 77. Kuprojodīds 78. Kuprocianīds 78. Kuprorodanīds 78. Vaļa oksīds 79. Vaļa hidroksīds 79. Kuprisulfīds 80. Kuprichlōrīds 80. Bāziskie kuprikarbonāti 81. Kupriacetāts un bāziskie vaļa acetāti 81. Fēlinga šķīdums 81, Kuprinitrāts 81. Vaļa vitriols 81. Vaļa savienojumu fizioloģiskā darbība 83. Liesmas nokrāsojums 83. Sudrabs 83. Sudraba metalurģija 84. Sudraba atdalīšana slapjā ceļā 85. Sudraba elektrolītiska nogulsnešana 86. Sudraba īpašības 86. Sudraba izlietošana 87. Koloīdsudrabs 87. Sudraba oksīds un hidroksīds 87. Sudraba peroksīds 88. Sudraba sulfīds 88. Sudraba chlōrīds 89. Bromsudrabs 89. Sudraba jodīds 89. Sudraba cianīds 90. Sudraba rodanīds 90. Sudraba karbonāts 90. Sudraba nitrāts 90. Sudraba sulfāts 91. Sudraba tiosulfāts un ta komplekši 91. Fotografija 91. Bromsudraba platu izgatavošana 91. Eksponešana 91. Slēptā aina 92. Attīstīšana 92. Nostiprināšana 92. Kopešana 92. Tonešana 93. Krāsu fotografija 93. Zelts 93. Iegūšana 93. Tirišana 94. Zelta īpašības 94. Koloīdzelts 94. Zelta izlietošana 95. Zelta kausejumi 95. Vienvērtīga zelta savienojumi 96. Zelta oksīduls un aurohidroksīds 96. Aurochlōrīds 96. Aurojodīds 96. Aurocianīdēnraža skābe 97. Trīsvērtīga zelta savienojumi 97. Zeltskābe 97. Aurichlōrīds 97. Aurisulfīds 97. Cianīdu komplekši 98. „Vannas” sastāvs 98. Galvaniskie nospiedumi 99. Vaļa apakšgrupas metalu pārskats 99. Atšķirība no sārnu metaliem 99. Fizikalās īpašību salīdzinājums 100. Ķīmisko īpašību salīdzinājums 100. Anjonu rašanās 100. Reducēšana 100. Halogēnu sāļi 101. Sakars ar astoto grupu 102.

## Trīsdesmit pirmā lekcija.

### Otrā grupa. Sārmzemju metali: berilijs un magnijijs.

Berilija atrašanās 102. Berilija atdalīšana 102. Berilija savienojumi 103. Berilija hidroksīds 103. Berilija chlōrīds 103. Berilija karbonāts 104.

Berilija sulfats 104. Be- jonu garša 104. Magnijs 105. Atrašanās 105. Metaliskais magnijs 105. Magnija savienojumi 107. Magnija oksīds 107. Magnija peroksīds 107. Magnija hidroksīds 107. Magnija nitrīds 108. Magnija hlorīds 108. Magnija karbonāts 108. Magnija-amonija fosfāts 109. Magnija sulfāts 109. Fizioloģiskā darbība 110.

### Trīdesmit otrā lekcija.

**Otrā grupa: sārzmazņu metāli (turpinājums).**

#### Kalcijs, stroncijs, barijs.

Kalcijs 110. Metaliskais kalcijs 111. Kalcijs hidrīds 111. Kalcijs oksīds 112. Kalcijs hidroksīds 113. Kalcijs peroksīds 114. Kalcijs karbīds 114. Kalcijs nitrīds 115. Kalcijs fosfīds 115. Kalcijs sulfīds 115. Kalcijs hlorīds 116. Kalcijs karbonāts 117. Skābeņskābais kalcijs 118. Kalcijs cianamīds 118. Kalcijs nitrāts 119. Kalcijs fosfāti 119. Kalcijs sulfāts 119. Kalcijs hipohlorīds 121. Fizioloģiskā darbība 121. Liesmas nokrāsojums 122. Stroncijs 122. Atrašanās 122. Metāla īpašības 122. Stroncijs savienojumi 123. To izlietošana 123. Liesmas nokrāsojums 123. Barijs 123. Atrašanās 123. Metāla īpašības 123. Barijs oksīds 123. Barijs hidroksīds 124. Barijs peroksīds 124. Barijs sulfīds 125. Barijs hlorīds 125. Barijs nitrāts 125. Barijs sulfāts 126. Barijs chromāts 126. Fizioloģiskā darbība 127. Liesmas nokrāsojums 127. Spīdošās masas 127. Vikentija Kasčiorota atradums 127. Spīdošo masu sastāvs 127. Ierosme un izstājums 127. Lenarda teorija 128. Sārzmazņu elementu salīdzinošs pārskats 129. Fizikalās īpašības 129. Ķīmiskais raksturs 130. Sāļu šķīstamība 131. Sāļu rašanās siltumi 132. Karbonātu disociācija 132. Hidroksīdu disociācija 132.

### Trīdesmit trešā lekcija.

#### Radijs.

Radija iegūšana, īpašības un darbība 133. Radija atrašanās vēsture 133. Pētīšanas metode 134. M. Kiri hipotēze 135. Urana piķa rūdas analīze 135. Urana palieku pārstrādešana 136. Radija saturs uranā 136. Radija atomsvārs 137. Elementa īpašības 137. Radija sāļi 137. Liesmas nokrāsojums 137. Siltuma attīstīšana 137. Ķīmiskā darbība 138. Krāsu maiņa 138. Fizioloģiskā darbība 138. Spīguļošana 139. Fotografiskā darbība 139. Elektriskā darbība 139. Gāzu jonizācija 140. Strāva gāzēs 140. „Piesātinājuma” strāva 140. „Perpetuum mobile” 141. Radija staru sašķelšana 142. Magnetiskā sašķelšana 142. Elektriskā sašķelšana 142. Vispārīgs raksturojums 143. „Alfa” stari 143. „Beta” stari 146. „Gama” stari 147. Sekundārie stari 148.

### Trīdesmit ceturta lekcija.

#### Elementu sabrukšana.

Radija emanācija 149. Inducētā radioaktivitāte 149. Aktivitātes mazināšanās 149. Aktivitātes krišanās likums 150. Emanācija 150. Emanācijas īpašības 151. Emanācijas daba 151. Atomsvārs un vieta periodiskā sistēmā 151. Siltuma attīstīšanās 152. Emanācijas pārvēršanās helijā 152. Pārvēršanās likums 153. Pārvēršanās konstante 154. Radija miklas uzminējums 154. Emanācijas enerģijas avots 154. Radija liktenis 155. Radija

dzīves periods 155. Rādijs un enerģijas neiznīcības likums 156. Rādija visa enerģija 156. Radioaktīvais nogulsnis 157. Emanācijas liktenis 157. Inducētās radioaktivitātes izcelšanās 157. Rezerforda uzskats 158. Radioaktīvā nogulšņa īpašības 158. Radioaktīvā nogulšņa komplicētā daba 158. Emanācijas sabrukšanas produkti 158. RaC divkārtš sabrukums 159. Ilgi dzīvojošais radioaktīvais nogulsnis 159. Polonijs 160. Radioelementu atomsvāri 160. Radiosvins 160. Izotopi 160. Rādija izcelšanās 161. Radioaktīvais līdzsvārs 162. Urana dzīves periods. Zemes vecums 163. Radioelementu ievietošana perīodiskā sistēmā 164. „Pārvietojumu” likumi 164. Plejades 164. Izotopija, kā dabīgo elementu vispāreja īpašība 165. Radioaktivitate — elementu vispārīga īpašība? 166. Elementu mākslīga sadalīšana 168.

### Trīsdesmit piektā lekcija.

#### Otrā grupa (turpinājums). Cinka apakšgrupa: cinks, kadmijs un dzīvsudrabs.

Cinks 170. Atrašanās 170. Cinka metalurģija 170. Metala īpašības 171. Cinka indukcijas periods un pasivitate 171. Cinka oksīds 172. Cinka hidroksīds 172. Cinka sulfīds 173. Cinka hlorīds 173. Cinka cianīds 174. Cinka vitriols 174. Fizioloģiskā darbība 175. Kadmijs 175. Atrašanās 175. Metāls 175. Kadmija oksīds 175. Kadmija hidroksīds 175. Kadmija sulfīds 176. Kadmija hlorīds 176. Kadmija jodīds 176. Kadmija cianīds 177. Kadmija sulfāts 177. Dzīvsudrabs 177. Atrāsšanās 177. Iegūšana 177. Tīrīšana 178. Īpašības 179. Izlītošana 179. Fizioloģiskā darbība 180. Amalgāmas 180. Merkurosavienojumi 180. Dzīvsudraba oksīduls 181. Merkurosulfīds 181. Kalomēls 181. Merkurojodīds 182. Merkurosulfāts 182. Merkuronitrāts 182. Merkurosavienojumu struktūra 182. Merkurisavienojumi 183. Dzīvsudraba oksīds 183. Merkurisulfīds 184. Sublimāts 185. Merkuribromīds 186. Merkurijodīds 186. Dzīvsudraba bāziskais karbonāts 187. Merkuricianīds 187. Merkurirodānīds 188. Merkurinitrāts 188. Merkurisulfāts 188. Dzīvsudraba sāļu reducēšana 188. Cinka apakšgrupas elementu pārskats 188. Ķīmiskais raksturs 189. Amfoterās īpašības 189. Kompleksie anjoni 189. Kompleksie katjoni 190. Sāļu šķīstamība 190. Elektropozitīvais raksturs 190. Izotopija 192.

### Trīsdesmit sestā lekcija.

#### Galvaniskais elements. Metalu spraugumu rinda.

Galvanisko elementu enerģijas avots 192. „Perpetuum mobile”: pirmais un otrais veidi 192. Strāvas iegūšanas ķīmisms Danieļa elementā 192. Danieļa elementa elektroierosmes spēks 193. Strāvas ierosmes mehānisms Danieļa elementā 193. Nernsta teorija 194. Galvanisko elementu elektroierosmes spēku aprēķins 195. Nernsta teorijas slēdzieni 196. Ostvalda normalais kalomeļa elektrodš 197. Otrā veida elektrodš 198. Normalais ūdeņraža elektrodš 198. Elementu normalo spraugumu tabele 199. Normalie elementi 200. Metalu spraugums un „elektriskā tieksme” 201. Ūdeņraža stāvoklis spraugumu tabelē 201. Ūdeņraža reducējošā darbība 201. Gāzu elektrodš 201. Sprāgstošās gāzes ķēde 202. Oksidejošie elektrodš 223. Leklānšē elements 203. Svina akumulators 203. Niķeļa akumulators 204. Šķīdie depolarizatori 205. Chroma elements 205. Oksidētāju definējums 205. Reducējošie elektrodš 206. Oksidejošie un reducējošie spraugumi 206.

## Trisdesmit septītā lekcija.

### Trešā elementu grupa. Bors.

Bora atrašanās 207. Borūdeņraži 208. Bora trioksīds 209. Borskābe 209. Borāti 211. Borpārkābe un tās sāļi 212. Bora nitrīds 213. Bora chlorīds 213. Bora fluorīds 213. Bora līdzība silīcijam 213.

## Trisdesmit astotā lekcija.

### Trešā grupa (turpinājums). Alumīnijs, gallijs, indijs, tallijs.

Alumīnijs 214. Atrašanās 214. Alumīnija iegūšana 214. Alumīnija īpašības 216. Alumīnija izlietošana 216. Alumīnija kausejumi 216. Termīta metode 217. Alumīnija oksīds 217. Alumīnija hidroksīds 218. Alumīnija karbīds 220. Alumīnija nitrīds 220. Alumīnija sulfīds 220. Alumīnija chlorīds 220. Alumīnija bromīds un jodīds 221. Alumīnija acetāts 222. Alumīnija fosfāts 222. Alumīnija sulfāts 222. Gallijs un indijs 224. Tallijs 224. Atrašanās 224. Metaliskais tallijs 224. Tallija valence 224. Tallosavienojumi 225. Tallisavienojumi 226. Tallija izotopi 226. Rādijs C<sup>4</sup> 226. Bora apakšgrupas elementu pārskats 227. Fizikalās īpašības 227. Ķīmiskais raksturs 227. Valence 228. Elektriskā tieksme 228. Savienojumu rašanās siltumi 228.

## Trisdesmit devītā lekcija.

### Trešā grupa (turpinājums). Retzemju elementi.

Vispārīgs raksturojums 229. Vēsture un atrašanās 229. Retzemju līdzība 225. Vieta periodiskā sistēmā 230. Retzemju atdalīšana 230. Metāli 230. Izstarojuma un adsorbcijas spektri 230. Katoda fosforescence 230. Valence 230. Sistematika 231. Skandijs, itrijs, lantāns 231. Cerijs 231. Atdalīšana 231. Metāls 231. Piroforie metāli 232. Cerosavienojumi 232. Cerisavienojumi 232. Cerija reakcijas 232. Izlietošana 232. Aktīnija rinda 232. Sabrukuma produkti 233. Aktīnija ģeoloģiskā tabele 233. Aktīnija rindas elementu īpašības 234. Aktīnija izotopi 234.

## Četrdesmitā lekcija.

### Ceturtais grupa. Silīcijs.

Silīcijs un tā savienojumi ar ūdeņradi 235. Silīcija un oglekļa analogija 235. Atrašanās 235. Elementa iegūšana un īpašības 236. Silīcīdi 236. Silīcijdeņraži (silāni) 237. Kramainis un silīcijskābe 239. Silīcija dioksīds 239. Kvarca stikls 239. Hipotētiskā silīcijskābe,  $H_2SiO_3$ , 239. Šķīstošais stikls 239. Koloīdāla silīcijskābe 240. Silīkatu hidrolīze 240. Šķīstošā stikla izlietošana 240. Stikls 241. Stikla pagatavošana 241. Ķīmiskais sastāvs 241. Stikla fizikalās un ķīmiskās īpašības 242. Stikla izstrādājumu pagatavošana 244. Māls un porcelāns 245. Ķīmiskais sastāvs 245. Keramikā 245. Keramikas vēsture 245. Ultramarīns 247. Cements 247. Portlandcements 247. Romāncements 248. Cementa izlietošana 248. Dabīgie silīkāti 248. To saliktais sastāvs 248. Izomorfi maisījumi 248. Analogija ar organiskiem savienojumiem 249. Silīkatu iedalījums 249. Strukturformulas 250. Dabīgo silīkatu sintēze 252. Silīcijskābēs kulturelā nozīme 252. Karborunds 253. Tā īpašības 254. Silīcija savienojumi ar halogē-

niem 254. Silīcija tetrachlorīds 254. Silīcijchloroforms 254. Silīcija fluorīds 254. Silīcijfluorūdeņraža skābe 255. Silīcija nepiesātināti savienojumi 256. Oksisilīdīns 256. Silīkal-savienojumi 256.

## Četrdesmit pirmā lekcija.

### Ceturta grupa (turpinājums). Germanijs, alva, svins.

Germanija atrašana 257. Elements germanijs 257. Ta savienojumi: germanija dioksīds 257. Germanija hidrīds 257. Germanija savienojumi ar halogēniem 258. Germanijchloroforms 258. Germanija līdzība ar silīciju 258. Alva 258. Alvas atrašanās 258. Alvas iegūšana 258. Alvas iegūšana no baltā skārda atgriezumiem 259. Metaliskas alvas iegūšana 259. Pelekā alva 260. Pārvēršanās elements 261. Alvas izlietošana 262. Alvas ķīmiskās īpašības 262. Divvērtīgie alvas savienojumi 263. Stannohidroksīds 263. Alvas oksīdus 263. Stannosulfīds 263. Alvas dichlorīds 263. Reducējošās īpašības 263. Četrvērtīgie alvas savienojumi 264. Alvas dioksīds 264.  $\alpha$ -alvskābe 264.  $\beta$ -alvskābe 264. Stannisulfīds 265. Alvas tetrachlorīds 265. Reducēšanas reakcijas 265. Sviņš 266. Atrašanās 266. Svina metalurģija 266. Svina īpašības 267. Izlietošana 267. Koloīdais svins 267. Svina oksīdi 267. Divvērtīga svina savienojumi 267. Svina oksīds 267. Svina hidroksīds 268. Svina sulfīds 268. Svina hlorīds 268. Svina jodīds 268. Svina karbonāts 269. Svina bāziskie karbonāti 269. Svina acetāts 270. Svina sulfāts 271. Svina chromāts 271. Svina četrvērtīgie savienojumi 271. Svina dioksīds 271. Plumbāti 272. Minijs 273. Svina tetrachlorīds 273. Plumbisulfāts 273. Svina un ta savienojumu nāvēģās īpašības 274. Svina izotopi 274. Radiosvins 274. Svina izotopi radija rindā 274. Svina izotopi aktinija rindā 275. Toriosvins 275. Parastais svins 275. Oglekļa apakšgrupas elementu vispārīgs raksturojums 276. Alotropiski veidi 276. Fizikalās īpašības 276. Skābes un to anhidrīdi 276. Hidrīdu savienojumi 277. Bāziskais raksturs 277. Termokīmiskie dati 278.

## Četrdesmit otrā lekcija.

### Ceturta grupa (turpinājums). Titana apakšgrupa.

Titans 279. Ta atrašanās 279. Metalisks titans 279. Titana četrvērtīgie savienojumi 280. Reducēšanas reakcijas 281. Reakcija ar ūdeņraža peroksīdu 281. Cirkonijs 281. Atrašanās 281. Metaliskais cirkonijs 281. Cirkonija dioksīds 281. Cirkonija sāļu reakcijas 282. Torijs 282. Atrašanās 282. Metāls 282. Torija dioksīds 282. Torija hidroksīds 282. Torija sāļi 282. Torija izlietošana 283. Torija radioaktivitāte 283. Torijs 283. Mezotorijs 1 un 2, 284. Radiotorijs 284. Torijs X 284. Torija emanācija 285. Torija radioaktīvais nogulsnis 285. Torija sabrukuma pēdējais produkts 286. Torija izotopi 286. Titana apakšgrupas vispārīgs pārskats 286. Torija rindas elementu īpašības 287. Fizikalās īpašības 288. Ķīmiskais raksturs 288.

## Četrdesmit trešā lekcija.

### Piektā grupa: fosfors.

Fosfors 289. Atrašanās 289. Fosfora iegūšana 290. Fosfora alotropiskās modifikācijas: a) baltais fosfors 291. Baltā fosfora izlietošana 291. Baltā fosfora kaitīgā darbība 292. Mičerliha reakcija 292. b) sarkanais fosfors 293. Sarkanā fosfora izlietošana 294. Fosfīns 294. Ta īpašības 295.

Analoģija ar amonjaku 295. Fosfonija jodīds 296. Fosfonija jodīda sadalīšanās 297. Šķidrās fosforūdeņradis 297. Cietais fosforūdeņradis 298. Fosfora oksīdi un skābes 298. Analoģija ar slāpekļa oksīdiem 298. Fosfora trioksīds 299. Fosfora tetroksīds 299. Fosfora pentoksīds 300. Fosfora skābju pārskats 301. Fosforpaskābe 302. Fosforpaskābe 302. Fosforieskābe 303. Fosfora skābes 304. Ortofosforskābe 304. Ortofosforskābes sāļi 305. Fosforskābes reakcijas 305. Superfosfats 306. Pirofosforskābe 306. Metafosforskābe 306. Fosfora savienojumi ar sēru un halogēniem 307. Fosfora sulfīdi 307. Fosfora trichlorīds 307. Fosfora pentachlorīds 308. Fosfora chloroksīds 309. Fosfora bromīdi 309. Fosfora jodīdi 309. Salīdzinājums ar slāpekļa halogēnsavienojumiem 309.

## Četrdesmit ceturta lekcija.

### Piektā grupa (turpinājums). Arsens, antimons un bismuts.

Arsens 310. Atrašanās 310. Arsena iegūšana 310. Elementa īpašības 310. Dzeltenais arsens 311. Izlietošana 311. Arsenūdeņradis 311. Marša reakcija 312. Arsena trīsvērtīgie savienojumi 312. Arsena trioksīds 312. Arsenpaskābe 313. Arsena sulfīdi 314. Arsena trichlorīds 315. Arsena piecvērtīgie savienojumi 315. Arsenkābe 315. Katjons As. . . . . 316. Piecvērtīga arsena reducēšana 317. Fizioloģiskā darbība 317. Izlietošana 318. Antimons 318. Atrašanās 318. Iegūšana 318. Antimona īpašības 318. Antimona izlietošana 319. Sprāgstošais antimons 319. Antimonūdeņradis 320. Trīsvērtīga antimona savienojumi 320. Antimona trioksīds 320. Antimonpaskābe 320. Antimona trisulfīds 321. Antimona trichlorīds 321. Antimona sulfāts 322. Vemakmens 322. Piecvērtīga antimona savienojumi 322. Antimona pentoksīds 322. Antimona pentasulfīds 323. Antimona pentachlorīds 323. Reducēšana 324. Fizioloģiskā darbība 324. Bismuts 324. Atrašanās 324. Elements Bi. 324. Bismutūdeņradis 325. Bismuta savienojumi 325. Bismutīla savienojumi 326. Bismutskābe 327. Fizioloģiskā darbība 327. Bismuta izotopi 327. Slāpekļa apakšgrupas elementu vispārīgs raksturojums 328. Fizikalās īpašības 328. Amfoteris raksturs 328. Ūdeņraža savienojumi 328. Oksīdu raksturs 329. Bāziskie sāļi 329. Sulfosāļi 329. Valence 329. Rašanās siltumi 329.

## Četrdesmit piektā lekcija.

### Piektā grupa (turpinājums). Vanadija apakšgrupa.

Vispārīgs raksturojums 330. Vanadija un ta analogu atrašanās 330. Niobija un tantala atdalīšana 330. Elementu iegūšana 330. Elementu īpašības 331. Izlietošana 331. Valence 331. Vanadija skābes 332. Polivanadāti 333. Vanadijskābes reakcijas 333. Niobijskābe 333. Tantalskābe 333. Heteropoliskābes 334. Fizioloģiskā darbība 334. Protaktīnijs 335. Protaktīnija īpašības 335. Izotopi 335.

## Četrdesmit sestā lekcija.

### Sestā grupa: sērs.

Sēra atrašanās dabā 336. Sēra iegūšana 337. Sēra īpašības 338. Rombiskais un monoklīniskais sērs 338. Trīskārtīgie punkti 339.  $\lambda$ -sērs un  $\mu$ -sērs 340. Valkanais sērs 340. Sēra molekularsvars 341. Sēra savienojumi ar ūdeņradi un pozitīviem elementiem 341. Sērūdeņraža attīstīšanās un iegūšana

341. Sērūdenraža īpašības 342. Sērūdenraža oksidešana 342. Sērūdenradis kā skābe 343. Metalu sulfīdi 343. Polisulfīdi 343. Sēra oksīdi 344. Sēra dioksīds 344. Tilpumu samēri 345. Fizikalās īpašības 345. Kritiskās parādības 346. Šķīdinošā un jonizejošā spēja 346. Oksidešanas reakcijas 347. Reducēšanas reakcijas 347. Pievienošanas reakcijas 348. Balināšana 348. Sēra trioksīds 348. Iegūšana 348. Sēra trioksīda īpašības 350. Sēra skābes 350. Sēraskābe un tās sāļi 350. Sērpaskābe 351. Nogulsnešanas reakcijas 351. Oksidešanas reakcijas 352. Reducēšanas reakcijas 352. Sērskābe 352. Kāmeru metode 353. Kontakta metode 355. Sērskābes īpašības 356. Sērskābes izlietošana 358. Pirosērskābe 358. Sērpārskābe 359. Sulfo-pērskābe 359. Strukturformulas 360. Sēra skābju pārskats 361. Sēra tioskābes 362. Tiosērskābe un tiosulfāts 362. Politionskābēs 363. Slāpekļa sulfīds 364. Sēra savienojumi ar halogēniem 364. Sēra heksafluorīds 364. Sēra chlorīds 365. Tionila chlorīds 365. Sulfurila chlorīds 365. Chlorsulfon-skābe 366.

### Četrdesmit septītā lekcija.

#### Sestā grupa (turpinājums). Selens, tellurs un polonijs.

Selens un tellurs 367. Atrašanās 367. Selena īpašības 367. Tellura īpašības 368. Selena un tellura savienojumi ar ūdeņradi 368. Selena un tellura oksīdi 368. Selenpaskābe un tellurpaskābe 368. Selenskābe un tellur-skābe 369. Selena un tellura savienojumi ar halogēniem 369. Polonijs un tā izotopi 370. Polonija iegūšana un īpašības 370. Izotopu īpašības 370. Skābekļa apakšgrupas vispārīgs pārskats 370. Fizikalais raksturs 370. Ķīmiskās īpašības 372. Savienojumi ar metāliem 372. Savienojumi ar halogēniem 372. Termoķīmiskie dati 373. Valence 374.

### Četrdesmit astotā lekcija.

#### Sestā grupa (turpinājums). Chroma apakšgrupa.

Chroms 375. Atrašanās 375. Metaliskais chroms 375. Chroma pasivitate 375. Divvērtīgie chroma savienojumi 377. Trīsvērtīga chroma savienojumi 378. Chroma trichlorīds 379. Chroma fosfāts 380. Chromisulfāts 380. Trīsvērtīgu chroma savienojumu oksidešana sešvērtīgos 380. Sešvērtīgie chroma savienojumi 381. Chroma trioksīds 381. Chromskābes sāļi 382. Fototipija 383. Chromila chlorīds 383. Chrompārskābe 383. Molibdēns un volframs 384. Atrašanās 384. Elementu iegūšana un īpašības 384. Valence 384. Molibdēna un volframa skābes 385. Molibdatu un volframatu reakcijas 386. Volframa sadalīšana 386. Urāns 386. Atrašanās 386. Metaliskais urāns 387. Urāna oksīdi 387. Četrvērtīga urāna savienojumi 387. Urāna sešvērtīgie savienojumi 388. Urānīta sāļi 388. Urānīta reducēšanas reakcijas 389. Oksidešanas reakcijas 389. Radioaktīvais urāna sabrukums 390. Vēsture 390. Urāna sabrukuma produkti 390. Chroma apakšgrupas vispārīgs raksturojums 392. Metaliskais raksturs 392. Fizikalās īpašības 392. Valence un polimerizācija 392. Pasivitate 392. Termoķīmiskie dati 393.

### Četrdesmit devītā lekcija.

#### Septītā grupa. Mangans.

Mangana atrašanās 393. Metaliskais mangans 394. Mangana oksīdi 394. Valence 395. Divvērtīgie savienojumi 396. Trīsvērtīgie savienojumi 397.

Četrvērtīgie savienojumi 397. Sešvērtīgie savienojumi 397. Septiņvērtīgie savienojumi 398. Mangana salīdzinājums ar halogēniem 399. Pozitīvais raksturs 399. Manganpārskābe 399. Zemas valences savienojumi 399. Politopi 400.

## Piecdesmitā lekcija.

### Astotā grupa. Dzelzs apakšgrupa.

Dzelzs 400. Atrašanās 400. Dzelzs iegūšana 401. Čugunceļu process 402. Besemera process 403. Pudlingprocess 404. Simensa-Martena metode 404. Dzelzs un tērauda metalurģija 405. Dzelzs ķīmiskās īpašības 409. Divvērtīgie dzelzs sāļi (ferosāļi) 410. Fe<sup>2+</sup> jona oksidēšanas reakcijas 411. Trīsvērtīgas dzelzs sāļi (ferisāļi) 411. Ferisāļu hidrolīze 413. Fe<sup>3+</sup> jonu reducēšanas reakcijas 413. Sešvērtīgas dzelzs savienojumi 414. Kompleksie ferociāna savienojumi 414. Kobalts 415. Atrašanās 415. Kobalta divvērtīgie savienojumi 415. Kobalta trīsvērtīgie savienojumi 417. Kompleksie kobalta aminsavienojumi 418. Kobalta izlietošana 419. Niķelis 419. Atrašanās un iegūšana 419. Tīrīšana 420. Īpašības 420. Izlietošana 420. Niķeļa savienojumi 420. Čugajeva reakcija 421. Dzelzs apakšgrupas elementu salīdzinājums 421. Fizikalās īpašības 421. Ķīmiskās īpašības 422. Tiekme 423.

## Piecdesmit pirmā lekcija.

### Astotā grupa (turpinājums). Platīnas metāli. Koordinācijas valences teorija.

Vispārīgs platīnas metālu un to savienojumu raksturojums 423. Atrašanās 423. Atdalīšana 424. Metālu īpašības 424. Valence 425. Oksīdi 454. Savienojumi ar halogēniem 425. Platīnas metālu sāļi 426. Platīnas metālu skābes 426. Izlietošana 426. Platīna 426. Tās izlietošana 427. Melnā platīna 427. Koloīdalā platīna 427. Platīnas divvērtīgie un četrvērtīgie savienojumi 428. Platīnas sešvērtīgie savienojumi 428. Platīnas kompleksie savienojumi 428. Vernera valences koordinācijas teorija 430. Valences nepastāvība 430. Augstākās kārtības savienojumi 430. Galvenās un papildsaites 430. Hidrāti 431. Acidosavienojumi 431. Skābekli saturošas skābes 433. Heteropoliskābes 434. Izopoliskābes 435. Stereoizomerija 435.

## Piecdesmit otrā lekcija.

### Cēlgāzes. Materijas evolūcija.

Atmosferas jaunās gāzes 436. Vispārīgs raksturojums 438. Atdalīšana 439. Helījs 439. Neons 440. Argons 441. Emanācijas 441. Materijas evolūcija 442. Materijas neiznīcība 442. Entropijas pieaugšana 442. Materija zaudē savu vērtību 442. Elementu dezagregācija 443. Kosmogonija 444. Radioaktīvo procesu apgriezenība 444. Zvaigžņu izcelšanās 445. Apkārtņi dabā 446. Dzīvības izcelšanās 446. Oglekļa sevišķais stāvoklis 446. Dzīvības izcelšanās virs zemes 447. Generatio spontanea 447. Vaj planētas apdzīvojamās? 447. Marsa iedzīvotāji 448.

## XIV

Pirmā palīdzība nelaiemes gadījumos laboratorijā . . . . .	449
Pretlīdzekļi . . . . .	450
Sālsskābes ūdens šķīdumu blīvumi (tabele). . . . .	452
Sērskābes ūdens šķīdumu blīvumi . . . . .	453
Slāpekļskābes ūdens šķīdumu blīvumi. . . . .	454
Amonjaka ūdens šķīdumu blīvumi. . . . .	455
Natrija hidroksīda ūdens šķīdumu blīvumi . . . . .	456
Kalija hidroksīda ūdens šķīdumu blīvumi . . . . .	456



# levērotās iespaiduma kļūdas.

(II. sējumā.)

Lp. p.	Rinda		Iespiests.	Jabūt.
	no augšas.	no apakšas.		
20	5		$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .
31	12 (malā)		Elektrolitiskās	Elektrolitiskās
47	17		japalielinas b	japalielinas a
81		16	$\begin{array}{c} \text{K O O C} - \text{C H} - \\   \quad \quad \quad   \\ - \text{C H O} - \text{C H O} - \text{C O O N a} \\   \quad \quad \quad   \\ \text{C u} \quad \quad \quad \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{K O O C} - \text{C H O} - \text{C H O} - \\   \quad \quad \quad   \\ \text{C u} \quad \quad \quad \\ - \text{C O O N a} \end{array}$
88		6	$\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_8 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \underline{\text{Ag}_2\text{O}_2}$	$\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_8 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \underline{\text{Ag}_2\text{O}_2}$
110	13		Artašanās	Atrašanās
116		6 (tabelē)	o hi dr.	kriohidr.
118		6	$\begin{array}{c} \text{C O O}' \\   \\ \text{C O O}' \\ + \text{C a}^{..} + \\ \\ \text{C O O}' \\ +   \\ \text{C O O}' > \text{C a.} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{C O O}' \\   \\ \text{C O O}' \\ + \text{C a}^{..} = \\ \\ \text{C O O} \\ =   \\ \text{C O O} > \text{C a.} \end{array}$
118		5	$\text{CaCN}_2 = 3\text{H}_2\text{O} = \text{CaCO}_3 + 2\text{NH}_3$	$\text{CaCN}_2 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{CaCO}_3 + 2\text{NH}_3$
119	19		natrija trifosfats	kalcija trifosfats
140	9		pazitivos	pozitivos
145		3	piepieši	piepeši
151		20	izplēšanās	izplešanās
170	16		Merkuri savienojumi	Merkurosavienojumi
170	18		Merkurinitrats	Merkuronitrats
170	19		Merkurosavienojumi	Merkurisavienojumi
198		1	lektrods	elektrods
200	16		$\text{}_2\text{HO}$	$\text{H}_2\text{O}$
212		18	$3\text{H}_3\text{BO}_3$	$2\text{H}_3\text{BO}_3$ .
231	6		(Ne)	(Nd)
248		3	$\text{T}_1\text{TC}_2$	$\text{T}_1\text{CT}_2$
253		3	$3\text{CO}$	$2\text{CO}$
263		1	$\text{Sn}(\text{OH})_4$	$2\text{Sn}(\text{OH})_4$
269	10		$2\text{CO}_2$	$3\text{CO}_2$
269	12		$2\text{CO}_2$	$\text{CO}_2$
280		15	$\text{Cl}_2$	$2\text{Cl}_2$
302		7	fosforskābi	fosforaskābi

Lp. p.	Rinda		Iespēsts.	Jabūt.
	no augšas.	no apakšas.		
302	12		fosforskābe	fosforapskābe
304		2	$H_2PO_4$	$H_3PO_4$
317	9		$SO_3''' SO_4'''$	$SO_3'' SO_4''$
321		6	HCl	2HCl
321		20	$Sb_2Cl_3$	$Sb_2S_3$
324	6		$Sb_2O'$	$SbO_2'$
324		11	$B_2O_3$	$Bi_2O_3$
326	14		Ūdeņradis	Sērūdeņradis
330		8	$K_2NbOF_6$	$K_2NbOF_5$
332		9	fosforskābai	fosforskābei
354		14	$O-(NO)$ $2SO_2-OH$	$2SO_2 < \begin{matrix} O-(NO) \\ OH \end{matrix}$
361			Tabele 350	Tabele 150 (sakarā ar to visu turpmako tabeļu numuri rāda par 200 vairak).
361	3. horicontālā 4. vertikālā		$O=S < \begin{matrix} H \\ OH \end{matrix}$	$O \begin{matrix} // \\ \backslash \end{matrix} S < \begin{matrix} H \\ OH \end{matrix}$
385		14	metavolframos	metavolframos
413		11	Weinland	Weiland

## Vēlāk ievērotās pirmā sējuma iespieduma klūdas

(papildinājums).

Lp. p.	Rinda		Iespēsts.	Jabūt.
	no augšas.	no apakšas.		
18	3		Bekons, Verulamskis	Bekons no Verulamas
56	8		(Richard)	(Richards)
167	6		skābekļa oksiduls	slāpekļa oksiduls
196		14	2HO.	2H <sub>2</sub> O.
253	4		oglekļa anhidrīds	ogļskābes anhidrīds
360	5		$2P + 5J_2 = 2PJ_5$	$2P + 3J_2 = 2PJ_3$
360	7		$PJ_5 + 4H_2O =$ $= H_3PO_4 + 5HJ$	$PJ_3 + 3H_2O =$ $= H_3PO_3 + 3HJ$

## II. Specialā daļa.



# Divdesmit septītā lekcija.

## Pirmā grupa: sārmu metali.

### Litijs un natrijs.

**Litijs.** — Atrašanās. — Litija iegūšana un īpašības. — Litija sāļu reakcijas. — Fizioloģiskā darbība. — **Natrijs.** — Atrašanās dabā. — Metāliskais natrijs: iegūšana kodīgā natrija elektrolizē. — Chlornatrija elektrolīze. — Natrija īpašības. — Izlietošana. — Natrija hidrīds. — Kausejumi ar metaliem. — Natrija amalgamas. — Savienojumi ar nemetaliem. — Natrija oksīdi. — Ūdens tvaiku katalītiskais iespaids. — Natrija peroksīds. — Viņa izlietošana. — Kodīgais natrijs. — Pagatavošana. — Īpašības. — Izlietošana. — Natrija savienojumi ar slāpekli. — Natrija sulfīds. — Polisulfīdi. — Chlornatrijs. — Atrašanās. — Iegūšana. — Tīrīšana. — Īpašības. — Izlietošana. — Natrija sāļi. — Zoda. — Leblana metode. — Sēra regenerācija no zodas atliekām. — Solveja metode. — Zodas īpašības. — Izlietošana. — Bikarbonāts. — Slāpekļpaskābais natrijs. — Slāpekļskābais natrijs. — Piroantimonāts. — Sulfīts un bisulfīts. — Sulfāts. — Bisulfāts. — Tiosulfāts. — Liesmas nokrāsojums. —

Periodiskās sistēmas pirmās grupas elementi sadalās divās šķīrās. Pirmā šķīrā ieskaitīti t. s. sārmu metali: litijs, natrijs, kalcijs, rubīdijs un cēzijs. Bez tam šajā šķīrā ieskaitāms vēl „nezināmais elements ar kārtības skaitli 87 (skat. period. sist. tabeli: I. s. 377. lpp.)”. Otrā šķīrā atrodas trīs elementi: vaļš, sudrabs un zelts, kuļi pēc sava ķīmiskā rakstura stipri atšķiras no sārmu metaliem.

### Litijs, Li

tieks uzlūkots kā rets elements. Tas atrodas:

- 1) dažos retos minerālos, piem., spodumenī,  $XAl(SiO_3)_2$ , pie kam  $X = Li$  vai  $Na$ , lepidolitā jeb litija vizulī,  $X_2Al_2(SiO_3)_3$ , Fe, pie kam  $X = Li$ ,  $Na$  vai  $K$  un trifilinā,  $LiFePO_4$ .
- 2) dažos veselības avotos (nelielos daudzumos), piem., Bonifācija avotā (Zalcšlirfā) — 3,6%, Fridrihskvellē (Baden-Badenē) — 0,96%, Raļoči (Kisingenē) — 0,33% u. c.
- 3) dažū augu, piem., tabakas pelnos; aiz ša iemesla aizdedzinot cigaru, liesma nokrāsojas sarkanā krāsā.

Tā kā litijs, līdzīgi natrijam un kalijam, sadala ūdeni (sal. I. s. 64. lpp.), tas nav pagatavojams elektrolīzē sāļu ūdens šķīdumus. To pagatavo elektrolīzē izkausētū litija

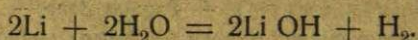
Atrašanās.

Litija iegūšana un īpašības.

chloridu vaj bromidu. Kalenbergs atrada, ka litiju var pagatavot elektrolizejot litija chlorida šķīdumu piridinā.

Litijs ir balts, spīdošs kā sudrabs un ļoti viegls metāls. Tas gandrīz 2 reiz vieglāks par ūdeni. Mitrā gaisā ļoti ātri „rūsē“ un pārklājas ar melnu kārtu. Tas uzglabājams tapēc ligrainā vaj citā kādā eļļā. Litija citas fizikalās īpašības uzskaitīsim nākošā lekcijā, kur salīdzināsim to ar citiem sārmu metāliem.

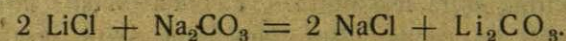
Litijs karsejot augstāk par 180° gaisā sadeg, pie kam tas savienojas ne tikai ar skābekli, radot litija oksīdu,  $\text{Li}_2\text{O}$ , bet arī ar slāpekli un attīsta nitrīdu  $\text{Li}_3\text{N}$  (I. s. 155. lp. p.). Ar ūdeņradi tas savienojas sarkanās kveles temperatūrā un rada litija hidrīdu,  $\text{LiH}$ . Litijs arī aukstumā sadala ūdeni, atdalot ūdeņradi, un rada stipru sārmu — litija hidroksīdu,  $\text{LiOH}$ :



Litija sāļu  
reakcijas

Kā vienvērtīgs, stipri pozitīvs elements, litijs rada sāļus, kas ūdenī nehidrolizejas. Litija sāļi vispār ārkārtīgi šķīst ūdenī (un daļai arī spirtā un dažos citos organiskos šķīdinātajos): viņu šķīstamība pārspēj visu citu alkalijmetālu šķīstamību. Tikai ogļskābais un fosforskābais litijs nešķīst ūdenī.

Ja litija sāļa šķīdumam pielejām zodas šķīdumu, rodas balts litija karbonāta nogulsnis:



Sildišana paātrina nogulšņa atdalīšanos, jo ogļskābā litija šķīstamība, paaugstinot temperatūru, pamazinas. Tas redzams sekošā tabelē:

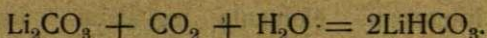
**Tabele 68.**

Ogļskābā litija šķīstamība 100 gr. ūdens.

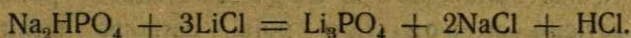
Temperatūra	0°	10°	20°	50°	75°	100°
Šķīstamība	1,54 gr.	1,41 gr.	1,33 gr.	1,18 gr.	0,87 gr.	0,73 gr.

Dinamiskā līdzsvara likums (I. s. 96. lp. p.) māca, ka temperatūras paaugstinājums vienmēr rada „endotermiskus“ procesus (t. i. tādus, kuŗi norisinas siltumu saistīdami). No tā var taisīt slēdzienu, ka ogļskābam litijam no šķīduma atdaloties, jānotiek šķīduma atdzišanai, bet šim sālīm izšķīstot — sasilšanai, t. i. šķīšanas siltumam šajā gadījumā jābūt pozitīvam, kamēr citi sāļi pa lielakai daļai uzrāda negatīvus šķīšanas siltumus. Un eksperiments tiešam šo slēdzienu apstiprina.

Litija karbonats šķīst ūdenī, kas satur ogļskābi, pārvērsdamies pie tam bikarbonatā (I. s. 261. lp. p.):



Natrija fosfats (bimetalisks),  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , ar litija sāļiem rada baltu neitrālu litija fosfata nogulsni:



Tā kā šajā reakcijā no fosforskābā sāļa atbrīvojas skābe, tad, lai litija fosfatu pilnīgi nogulsnetu, šķīdums jāneitralizē ar amonjaku.

Litija sāļiem raksturīgi, ka Bunzena degļa liesma nokrāsojas karminā sarkanā krāsā.

Litija sāļus, kā arī veselības avotus, kas satur daudz litija sāļu, lieto locītavu reimatisma ārstēšanai. Šā slimība ceļas, urīnskābei un viņas grūti šķīstošiem sāļiem atdaloties muskuļu un locītavu audos. Tā kā urīnskābais litijs daudz vieglāk šķīst nekā citi šās skābes sāļi, tad minētās slimības ārstēšana ar litija sāļiem izskaidrojama tādā ceļā, ka lietojot litija preparātus, attīstas šis viegli šķīstošais sāls, kurš urīnā atdalās no organisma. Šam nolūkam bieži lieto organisko skābju sāļus: citronskābo litiju („lithium citricum“) un salicilskābo litiju („lithium salicylicum“).

Fizioloģiskā darbība.

### Natrijs, Na

visai izplatīts dabā. Viņš atrodas

1) līdz ar kaliju silikatos, kas sastāda zemes čaulas galveno daļu (piem. laukšpatos);

Atrašanās dabā.

2) sāļu avotos un ezeros, kā arī jūru un okeanu ūdenī kā chlornatrijs (I. s., 89. un 90. lp. p.);

3) sāļu iegulumos, galvenā kārtā kā chlornatrijs (akmeņsāls, I. s., 297. lp. p.);

4) čilizalpetra iegulumos kā slāpekļskābais natrijs (I. s., 138. lp. p.).

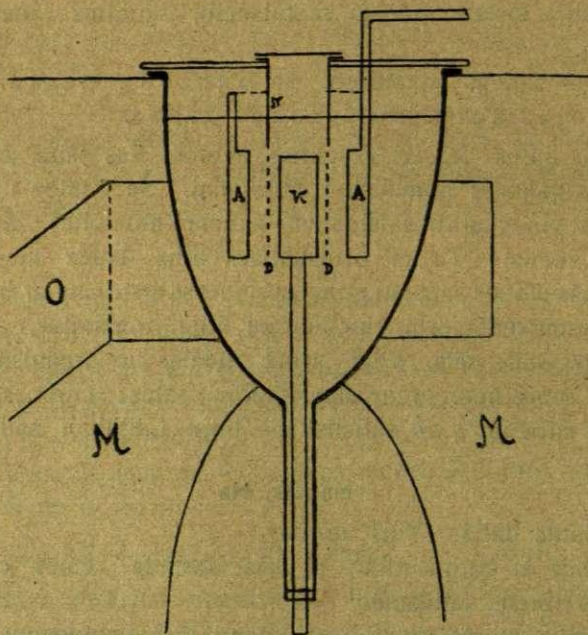
5) kā karbonats dažu sārmainu avotu un ezeru ūdenī; sausā klimatā šādos ezeros atdalās sekoša sastāva sāls:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ; šo savienojumu jau ieguva aizvēsturiskos laikos Eģiptes dienvidos, kur to sauca „tronu“ (no tā cēlies nosaukums „natrons“); bez tam vēl trons atrodas Indijā, Meksikā un Amerikas Savienotās Valstīs, „Owens Lake“ ezerā, kur to tehniski iegūst vēl šo baltdienu;

6) kā fluorskābes dubultsāls jeb kriolīts:  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ , borakss:  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ , un nelielos daudzumos kā citi natrija sāļi;

7) stādi no augsnes uzsūc natriju mazākos mēros nekā kaliju; turpretim dzīvnieku organismā chlornatrijam piekrit ļoti svarīga loma; starp citu tam liela nozīme asinīs.

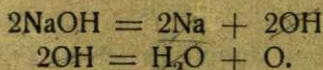
Metaliskais  
natrijs.  
Iegūšana:  
elektrolizējot  
kodīgo nātriju

Devi (Davy) 1807. g. elektrolizējot izkausētu kodīgo nātriju, pirmais pagatavoja metalisko nātriju. Šo metodi vēl tagad lieto teknikā šā interesantā elementa iegūšanai. Kodīgo nātriju iepilda čuguna katlā A ar konisku dibinu; katlam apakšā atrodas cauruļe B (zīm. 232) un ietaisīts vara elektrods ar cilindrisku galviņu K, kas savienojams ar negatīvo strāvas polu, kamēr A, ko savieno ar pozitīvo polu, darbojas elektrolizē kā



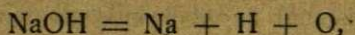
Zīm. № 232. Metaliskā nātrija iegūšana elektrolizējot NaOH.

anods. Katla augšdaļu silda ar gāzi (vaj citu kādu kurinamo), bet cauruli apakšā dzesē ar aukstu ūdens straumi. Tādā kārtā kodīgais nātrijs katlā kūst, bet cauruļē atrodas cietā veidā. Šā cietā kārtā izolē aparata katodu no katla. Katoda galviņu K no anoda telpas atšķir niķeļa sietiņa diafragma. Laižot strāvu, norisinās kodīgā nātrija elektrolīze. Uz katoda atdalās nātrijs, bet uz anoda — hidroksila OH anjoni. Bet tā kā šie anjoni brīvā veidā nevar pastāvēt, tie savienojas pa pārim un rada ūdeni un skābekli:

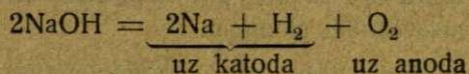


Ūdens izšķīst izkausētā kodīgā nātrijā un difundē uz katodu, kur to sadala atdalījies nātrijs:

Šos nolīdzinājumus kopā saliekot, galu galā dabonam šādu kodīgā natrija elektrolīzes šēmu:



jeb molekularos samēros:



Tādā kārtā tikai puse no visas strāvas daudzuma patērēta natrija atdališanai, bet pārējā puse pazūd ūdeņraža atdališanā. Tapēc labākajā gadījumā strāvas izmantojums sastāda 50<sup>o</sup>/. Natriju no kausejuma smeļ ar sieta karotem. Ūdeņradis, samaisīdamies ar skābekli, laiku pa laikam ar sprādzienu sadeg, kapēc fabrikā pastāvīgi atskan spēcīgi sprādzieni, kuļi vispār tomēr nav bīstami.

Rodas jautājums, vaj elektrolīzē nav lietojami arī citi natrija savienojumi, piem., vāramais sāls? Izdarīti zinātniski un tehniski mēģinājumi natriju izstrādāt elektrolīzējot vāramo sāli. Šai metodei no vienas puses ta priekšrocība, ka izejas viela daudz lētaka (jo kodīgo natriju pagatavo no chlornatrija vairākās tehniskās operācijās). Bez tam arī vāramā sāļa elektrolīze teoretiski vienkāršāka un pielaiž pilnīgu strāvas izmantojumu = 100<sup>o</sup>/. Tomēr ša metode praksē atdurās uz šķēršļiem, kas pastāv tamā, ka chlornatrija kušanas temperatūra atrodas ļoti augstu (apm. 800<sup>o</sup>), un šajā temperatūrā natrijs šķīst izkausētā sāli, radīdams metāliskus „mākoņus“. Kā otrs šķērslis minama chlora atdališanās uz anoda, jo chlors enerģiski savienojas ar natriju. Neraugoties uz to, dažiem konstrukcijas pārlabojumiem pateicoties, beidzamā laikā izdevies šos kaveklus novērst, un, acimredzot, natrija iegūšana ar vāramā sāļa elektrolīzi Amerikas Savienotās Valstīs iekarojusi sev stāvokli elektroķīmiskā rūpniecībā.

Chlornatrija elektrolīze.

Natrijs tik mīksts metāls, ka to parastā temperatūrā var griezt ar nazi. Metāla tīrai virsmai balts spožums, līdzīgs sudraba spožumam. Bet šī virsma gaisā, iedarbojoties skābeklim, mitrumam un ogļskābei gāzē, acimirkli pārklājas ar peleku kārtu. Natrijs tapēc jauzglabā eļļā, ligroinā, vaj eterī. Tas vieglāks nekā ūdens, un tapēc peld pēdejam pa virsu, to sadalīdams. Natrijs kūst pie 98<sup>o</sup> un vāras pie 877<sup>o</sup>. Tvaicējadā stāvokli tam zila krāsa. Šo krāsu uzrāda arī natrija šķīdums šķīdrā amonjakā (sal. I. s., 150 l. p.). Natrija molekularsvars, kuru pēc tvaika blīvuma noteica V. Meijers, uzrāda skaitus, kas ļoti tuvi natrija atomsvaram. Tas norāda, ka natrija molekula sastāv no viena atoma. Bet ņemot vērā, ka natrijs reaģē gandrīz uz visiem metāliem, šis rezultāts vēl pārbaudāms. Te nāk palīgā krioso-

Natrija īpašības.

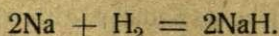
piskā metode (sal. I. s., 120 lp. p.). Natrijs šķīst daudzos metālos, pazeminādams viņu kušanas temperatūru. No natrija šķīdumu kadmijā, bismutā un alvā kušanas temperatūru pazeminašanās, kuras noteikuši Heikoks un Nevils (Heycock, Neville), kā arī Tammans, nākam pie slēdziena, ka natrija molekulas sastāv no atsevišķiem atomiem.

Izlietošana.

Natriju lieto dažu natrija savienojumu pagatavošanai, un proti: natrija peroksida, amida un cianida, kuriem tehniska nozīme. Kā ļoti enerģisku reducētāju, natriju lieto organiskā ķīmijā daudz organisku savienojumu — krāsū un smaržvielu pagatavošanai.

Natrija hidrīds NaH.

Natrijam, kā arī citiem sārmu metāliem raksturīgi, ka tas stipri pozitīvs (metālisks) un enerģiski savienojas ar visiem elektronegatīviem elementiem: ar skābekli, sēru un sevišķi ar halogēniem. Tomēr natrijs savienojas arī ar pozitīviem elementiem. Tā, piem., sildot natriju ūdeņražā strāumē pie 360°, rodas balta kristāliska viela: natrija hidrīds:



Sildot natrija hidrīdu retinātā telpā, tas sadalās elementos, bet gaisā sildot — aizdegas. Tas sadala ūdeni, atdalīdams no tā ūdeņradi:



Šī viela pēc analogijas ar citiem hidrīdiem, uzlūkojama kā sāls, kurā natrijs izpilda pozitīva, bet ūdeņradis — negatīva elementa lomu.

Natrija kausējumi ar metāliem.

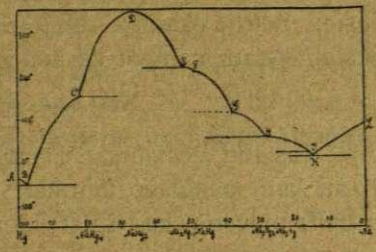
Vieglos metālos: litijā, magnijā, alumīnijā — kā cietos, tā arī šķīdros — natrijs nešķīst. Ar kaliju natrijs rada kausējumus, kas parastā temperatūrā šķīdri. Natrijs ar daudziem metāliem dod vairākus noteiktus ķīmiskus savienojumus. Daži no tiem atbilst abu komponentu valencei, piem.,  $\text{Na}_4\text{Pb}$ ,  $\text{Na}_2\text{Pb}$ ,  $\text{Na}_4\text{Sn}$ ,  $\text{Na}_2\text{Sn}$ ,  $\text{Na}_3\text{Sb}$ ,  $\text{Na}_3\text{Bi}$ . Bet daudzos gadījumos šie metāliskie savienojumi neietilpst vispārējā valences šēmā, piem.,  $\text{NaCd}_2$  un  $\text{NaCd}_5$ ,  $\text{Na}_4\text{Sn}_3$  un  $\text{NaSn}_2$ .

Natrija amalgama.

Šajā ziņā sevišķi raksturīgi natrija kausējumi ar dzīvsudrabu, kurus sauc natrija amalgamas. Natrijs enerģiski šķīst dzīvsudrabā, atdalīdams siltumu. Pēc reakcijas paliek peķa cietā masa, kura gausi sadala ūdeni. Pētot kušanas un sacietēšanas temperatūras natrija amalgamam, saturošām no 0 līdz 100% dzīvsudraba, Šillers (Schüller) konstatēja veselu savienojumu rindu, kuri kušanas liknē atšķiras „sevišķiem“ punktiem (zīm. 233). Liknes maksimums (punkts D) atbilst  $\text{NaHg}_2$  savienojuma kušanas temperatūrai (sal. slāpekļskābes hidratu kušanas likni, I. s., 192. lp. p.). Pārējie savienojumi, kuru sastāvs:  $\text{NaHg}$ ,  $\text{NaHg}_4$ ,

$\text{Na}_5\text{Hg}_2$  un  $\text{Na}_3\text{Hg}$ , sadalās komponentos zem viņu kušanas temperatūras, tāpat kā glaubersāls,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , sadalās bez ūdens sāļi un ūdenī (I. s., 103. lp. p.).

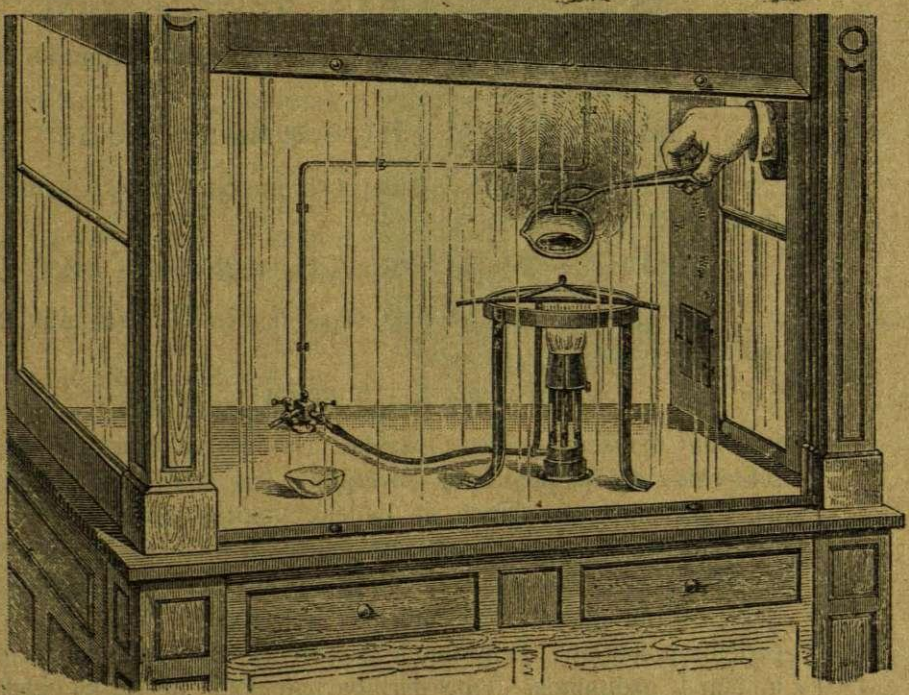
Natrija amalgamu bieži mēdz lietot organiskā ķīmijā kā reducētāju aiz tā iemesla, ka ta nereaģē tik enerģiski, kā tirs natrijs.



Zīm. № 233. Natrija amalgamu kušanas likne pēc Šillera.

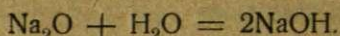
Natrijs absolūti sausā skābeklī pat ta kušanas temperatūrā nepavisam neoksidejas. Bet mitruma iezīmju klātbūtnē tas aizdegas gaisā jau pie 300°. Mēs šeit redzam ūdens tvaika katalitisko iespaidu, kas novērojams daudzās oksidēšanas reakcijās. Tā, piem., fosfors sausā skābeklī aizdegas daudz augstākā temperatūrā nekā mitrā. Absolūti sausa skābekļa maisījums ar oglekļa oksīdu, kā pierādījuši Diksona (Dixon) pētījumi, no elektriskās dzirksteles neaizdegas. Chlorūdeņradis, mitrumam absolūti iztrūkstot, nesavienojas ar amonjaku (sal. I. s., 160. lp. p.). Visos šajos gadījumos un, domājams, arī daudzās citās reakcijās ūdens tvaiks darbojas kā reakcijas paātrinātājs.

Natrija savienojumi ar nemetāliem.  
Natrija oksīdi.  
Ūdens tvaika katalitiskais iespaids.



Zīm. № 234. Natrija degšana.

Natrijam gaisā vaj skābekli sadegot (zīm. 234), rodas divi oksīdi: natrija oksīds —  $\text{Na}_2\text{O}$  un natrija peroksīds —  $\text{Na}_2\text{O}_2$ . Natrija oksīdu varam uzlūkot kā kodīgā natrija anhidrīdu.

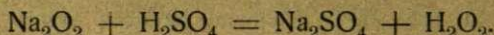


Natrija peroksīds.

Tas ļoti nestabils. Daudz lielāka nozīme natrija peroksīdam, kuru pagatavo fabrikās, sadedzinot metalisko natriju. Tas ir balts pulveris, kas šķīst ūdenī, atdalīdams daudz siltuma. Pie tam daļa peroksīda sadalās, atdalīdama skābekli:

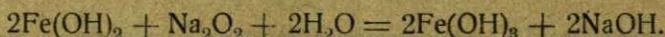


Natrija peroksīds uzlūkojams kā ūdeņraža peroksīda sāls, jo apmaiņas reakcijā ar atšķaidītu sērskābi rodas ūdeņraža peroksīds:

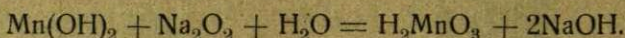


Šajā gadījumā stiprā skābe (sērskābe) izvieto vājāku (ūdeņraža peroksīdu). Šo produktu iegūst fabrikas apmēros, destilējot perhidrola šķīdumu retinātā telpā (sal. I. s., 104. lpp.).

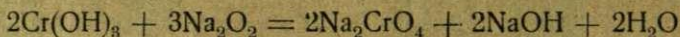
Natrija peroksīds, līdzīgi ūdeņraža peroksīdam, enerģisks oksidētājs. Natrija peroksīda maisījums ar zāģu skaidām (koka) vaj alumīnija pulveri aizdegas no dažiem ūdens pilieniem. Ferohidroksīds oksidējas brūnā ferihidroksīdā:



Mangana hidroksīdus ar natrija peroksīdu acumirkli oksidējas peroksīda hidratā:

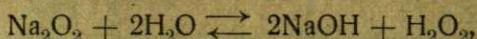


Chroma hidroksīds oksidējas chromskābē (bet sārmainā šķīdumā — tās sāļi):



Izlietošana.

Natrija peroksīds, kā visai vājas skābes sāls, ūdens šķīdumā hidrolizējas:



pie kam rodas ūdeņraža peroksīds. Uz šīs reakcijas dibinās vesela rinda natrija peroksīda izlietojumu, kas analogiski perhidrola izlietojumiem. Salīdzinot ar pēdejo, natrija peroksīdam ir ta priekšrocība, ka tas atrodas cietā veidā un ļoti stabils. To lieto audumu balināšanai (bieži samaisot ar ziepēm), dezinfekcijai (tabletēs) un gaisa „regenerācijai“ („oksens“, „oksilīts“). Šos pēdejos preparātus lieto zemūdens laivās glābšanas vajadzībam u. tam l. gadījumos. Viņu darbība pamatojas uz to, ka ogļskābe mitruma klātbūtnē izvieto no natrija peroksīda ūdeņraža peroksīdu

bet pēdejais atdala elpošanai vajadzīgo skābekli. Bez tam nātrija peroksīdu lieto citu metālu peroksīdu pagatavošanai.

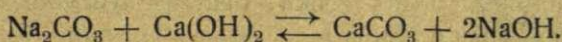
Nātrija hidroksīds jeb kodīgais nātrijs ļoti svarīgs nātrija savienojums ar skābekli un ūdeņradi, kas uzlūkojams kā tipisks sārmu priekšstāvis. Šo savienojumu tehnikā pagatavo dīvejados ceļos:

Kodīgais nātrijs NaOH.

- 1) elektrolīzējot vāramo sāli,
- 2) „kaustificējot“ zodu.

Pagatavošana.

Ar pirmo metodi jau iepazīnāmie šā kursa pirmajā sējumā (sal. I. s., 298. lp. p.). Otrā metode (zīm. 235) dibināta uz divkāršas apmaiņas reakciju, kura norisinās šķīdumā starp ogļskābo nātriju un dzēstajiem kaļķiem:

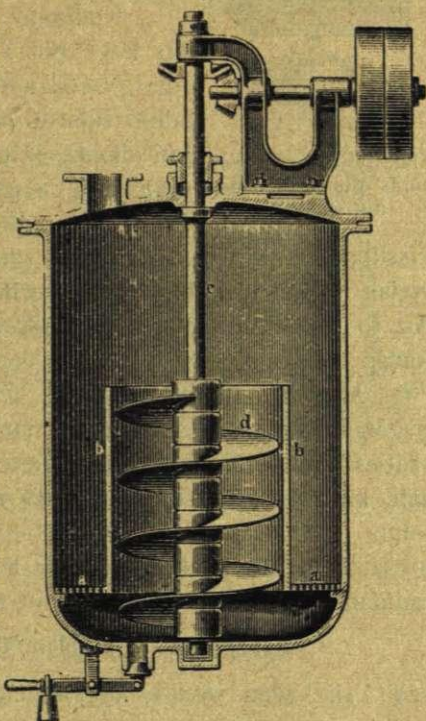


Ogļskābais kalcijs grūti šķīst ūdenī un tapēc izkrit no šķīduma kā nogulsnis. Bet tā kā arī kaļķis vāji šķīst, tad patiesībā rodas līdzsvars, kurā piedalās visas četras vielas samēros, kurus nosaka aktīvo masu likums (I. s., 83. lp. p.):

$$\frac{ab}{cd^2} = K,$$

(pie kam  $a = \text{Na}_2\text{CO}_3$  koncentrācija,  $b = \text{Ca}(\text{OH})_2$  koncentrācija,  $c = \text{CaCO}_3$  koncentrācija un  $d = \text{NaOH}$  koncentrācija). Tā kā šķīdums ar kaļķi un ogļskābo kalciju piesātināts, šo vielu koncentrācijas šķīdumā uzlūkojamas konstantas: tādā gadījumā iepriekšējais nolīdzinājums iegūst šādu veidu:

$$\frac{a}{d^2} = K_1,$$



Zīm. № 235. Zodas kaustificēšanas aparāts.

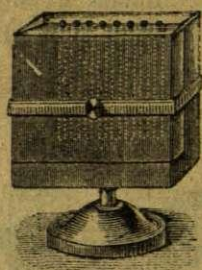
pie kam  $K_1 = K \frac{c}{b}$  jauna konstante. Reakcijas iznākumu  $x$  noteic kodīgā nātrija un zodas koncentrāciju attiecība iegūtajā šķīdumā:

$$x = \frac{d}{a}.$$

Iepriekšējā nolīdzinājumā  $d$  vietā ieliekot  $ax$ , dabonam:

$$x = \frac{1}{\sqrt{K}} \cdot \frac{1}{\sqrt{a}}, \text{ t. i.}$$

zodas kaustificēšanas reakcijas iznākums preteji proporcionāls zodas koncentrācijas kvadrātsaknei. Aiz ša iemesla fabriku praksē sildot kaustificē vājus zodas šķīdumus (8% — 10%), nofiltrē no kalcija karbonāta un pēc tam iztvaicē sārnu: sākumā tvaicējamos „vakuumparatos“, bet beigās sudraba kaflos sausu. Sakausetu masu ielej dzelzs cilindros, kurus pēc atdzišanas aizlodē. Tīrīto kodīgo nātriju lej sudraba saliekamās formās (zīm. 236) spieķišos. Iegūto preparātu sauc: natrium hydricum depuratum in bacillis. Vistīrākais preparāts pagatavojams no metaliskā nātrija, iedarbojoties uz to ar ūdens tvaiku: natrium hydricum purissimum e natrio.

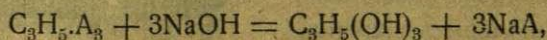


Zīm. № 236. Formas, kurās atlej kodīgo nātriju spieķišos.

Kodīgais nātrijs ir balta kristāliska masa, kas kūst pie 318°, bet augstākā temperatūrā izgaro, nezaudējama ūdeni. Kodīgais nātrijs ūdenī šķīst sevišķi labi, pie tam atdalīdams ļoti daudz siltuma. Tas attīsta ar ūdeni vairākus hidratus, piem., NaOH. H<sub>2</sub>O, 2NaOH. 7H<sub>2</sub>O u. c. Kodīgā nātrija ūdens šķīdums — visstīprākais no pazīstamiem sārmiem. Tas izšķīdina šķiedru vielas un saēd drēbi. No tā cēlies viņa nosaukums „kodīgais“. Aiz to tas ir ļoti nāvīgs un iekšā ieņemts, saēd barības rīkles un kuņģa sienas.

Kodīgā nātrija izlietošana.

Visvairāk kodīgo nātriju lieto ziepju vārīšanai. Ziepes pagatavojamas no taukiem, t. i. tauku skābju: oleīnskābes, stearīnskābes un palmētīnskābes esteriem. Šie esteri uzlūkojami kā sāļi, kuros skābes lomu izpilda augšminētās skābes, bet bāzes lomu — glicerīns: C<sub>3</sub>H<sub>5</sub>(OH)<sub>3</sub> — trīsvērtīgs spirts. Tauku pārvēršanās ziepēs pastāv tamā, ka kodīgais nātrijs izvieta glicerīnu, radīdams līdz ar to tauku skābju nātrija sāļus:



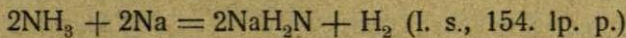
šeit A ir kādas vienas augšminētās tauku skābes simbols. Šo skābju nātrija sāļi, t. i. „ziepes“, atšķiras ar to, ka tie ūdenī hidrolīzejas, radīdami brīvu sārnu un gaisā attīsta putas, kuras mazgājot saista uz savas lielās virsmas netīrumus.

Bez tam kodīgo nātriju lielos apmēros lieto kokvilnas mercerizācijai, celulozas, skābeņskābes, fenola un daudzu citu organisku savienojumu un krāsvielu (alīzarīna, indīgo u. c.) pagatavošanai.

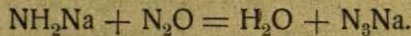
Nātrija savienojumi ar slāpekli.

Nātrijs ar slāpekli rada divus savienojumus — nītrīdu: Na<sub>3</sub>N un azīdu: NaN<sub>3</sub>. Pirmais savienojums attīstās, elektrībai

klusu izlādejoties slāpekļa atmosferā, natrija klātbūtnē, un uzlūkojams kā ūdeņraža apmaiņas produkts amonjakā (I. s., 155. lp. p.). Tomēr ūdeņradis amonjakā daudz vieglāk apmainams pa daļai, amonjakam iedarbojoties uz sasildītu natriju, pie kam rodas natrija amīds:

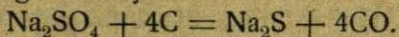


Natrija amidam iedarbojoties uz slāpekļa oksidulu, rodas natrija azīds. Tas ir slāpekļūdeņraža,  $\text{N}_3\text{H}$ , sāls (I. s., 162. lp. p.):

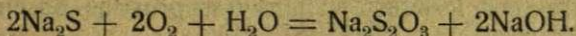


Natrijs tieši savienojas ar sēru augstā temperatūrā. Grūti kausejama stikla apaļkolbā sildam sēru, kamēr tas sāk vārities (zīm. 237). Tad aizdedzinām dzelzs kaņķītē gāzes liesmā natrija gabaliņu un kaņķīti ar degošu natriju ieliekam sēra tvaikos kolbā. Mēs redzam, ka natrijs turpina degt sēra tvaikos, attīstīdams baltu miglu.

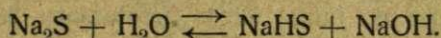
Natrija sulfīdu praksē pagatavo nevis no elementiem, bet no lētaka materiāla, par kādu uzlūkojams natrija sulfāts, kas rodas kā blakus produkts, pagatavojot sāļsskābi (I. s., 316. lp. p.). Natrija sulfātu samaisa ar ogli un karsē mufeļa krāsnī, kamēr tas pilnīgi reducējas:



Iegūto produktu izšķīdina karstā ūdenī. Šķīdumam atdzīstot, no tā kristalīzejas lieli caurspīdīgi kristāli, kuru sastāvs:  $\text{Na}_2\text{S} \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ . Šis sāls viegli šķīst ūdenī, bet gaisā oksidējas natrija tiosulfātā:



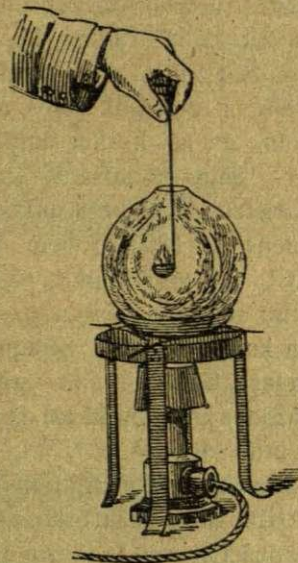
Natrija sulfīds uzlūkojams kā sērūdeņraža,  $\text{H}_2\text{S}$ , sāls. Sērūdeņradis ļoti vāji skābe, kapēc natrija sulfīds ūdenī hidrolīzejas:



Hidrolīzē rodas skābais sērūdeņraža sāls, NaHS (natrija sulfhidrāts) un brīvs sārms. Aiz to natrija sulfīda šķīdumam stipri sārmaina reakcija.

Ja natrija sulfīdā izšķīdinām sēru, rodas polisulfīdi:  $\text{Na}_2\text{S}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_4$  un  $\text{Na}_2\text{S}_5$ , kas uzlūkojami kā attiecīgu tio-sērūdeņraža skābju sāļi (tio nozīmē sēru). Šie savienojumi pēc sava

Natrija sulfīds.



Zīm. 237. Natrija degšana sēra tvaikos.

Polisulfīdi.

sastāva analogiski ūdeņraža peroksida sāļiem. Tomēr skābekļa augstākais savienojums ir peroksids:  $\text{Na}_2\text{O}_2$ , kamēr sēra augstākā savienojuma sastāvs:  $\text{Na}_2\text{S}_5$ .

Natrija sulfīdu teknikā lieto sēru saturošu krāsu pagatavošanai un ādu rūpniecībā ar to „noēdina” spalvu no dzīvnieku ādām.

Natrija  
chlorīds.

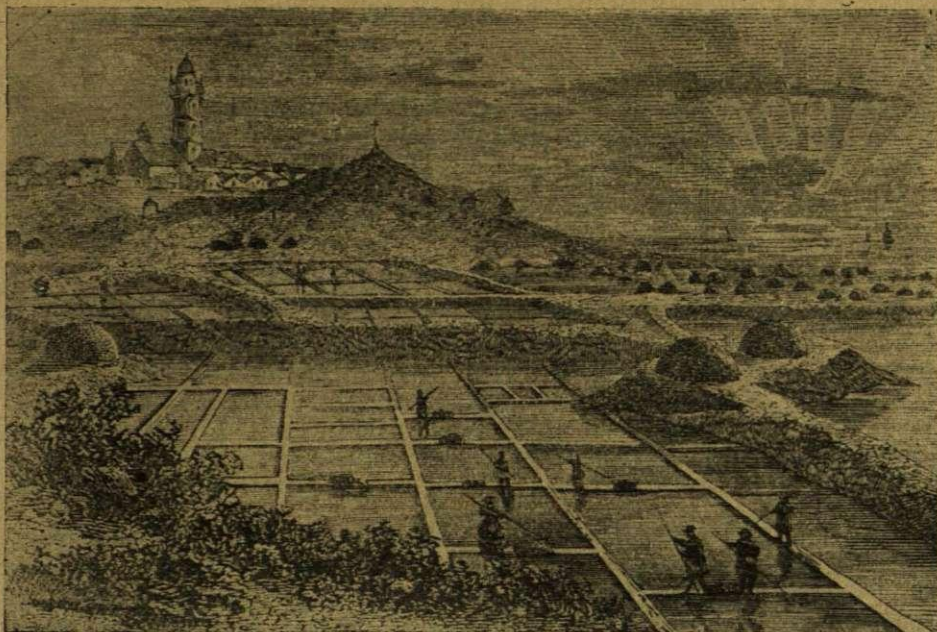
Mēs redzējam lekcijā par chloru (I. s., 309. lpp.), ka natrijs deg chlorā. Tajā pašā lekcijā arī aizrādīts, ka šo abu elementu savienojums — natrija chlorīds — ļoti lielos daudzumos atrodas jūras ūdenī, sāļu ezeros un cietā veidā sāļu iegulumos. Biezie akmeņsāļa slāņi zemes čaulā pamudina pieņemt, ka šajās vietās jūras (kurām izgarojot aizvēsturiskā laikmetā nogūlies sāls) bijušas ārkārtīgi dziļas (vairākus desmitus kilometru). Bet šāds pieņēmums vairāk kā neticams. Drīzāk pieņemams, ka kādreiz šajās vietās atradušās jūras, kas bijušas sēkliem atdalītas no brīviem okeāniem. Vējā un paīsumā šajos noslēgtos baseinos pārlija no jūras arvienu jauns ūdens, kuram pamazām izgarojot radušies akmeņsāļa slāņi.

Atrašanās.

Sāļu nogulšanās procesu okeanos eksperimentāli izpētījis pazīstamais fiziko-ķīmiķis Vant-Hofs (van't Hoff). Tā kā jūras ūdens uz 1000 moliem ūdens satur: 100 molus  $\text{NaCl}$ , 2,2 mol.  $\text{KCl}$ , 7,8 mol.  $\text{MgCl}_2$ , 3,8 mol.  $\text{MgSO}_4$  un 1,4 mol.  $\text{CaSO}_4$ , tad, acīm redzams, šeit mums darišana ar diezgan sarežģītu sistēmu, no kuras, ūdenim lēnām izgarojot, var atdalīties visai dažādas cietas „fāzes”, un jo vairāk tapēc, ka daži sāļi ar ūdeni rada dažādus hidratus, kā arī divsāļus (piem., karnalītu:  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , kainītu:  $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  u. c.). Šo fāžu un dažāda satura sāļa šķīduma līdzsvara noteikumu pētījumi, sakarā ar temperatūras maiņu, deva Vant-Hofam iespēju izdibināt Stasfurtas sāļu kristalizācijas pakāpenisko gaitu. Šie pētījumi, starp citu, pierādīja, ka temperatūra, kurā izgarojis ūdens, attīstoties Stasfurtas iegulumiem, bijusi starp 46° un 50°.

Iegūšana.

Šimbrīžam gandrīz vienīgi kalnrūpniecība dod mums vajadzīgo sāli. Dienvidos, siltā klimatā to iegūst no jūras ūdens, ierīkojot krastmalā lēzenus, māliem nostiprinātus baseinus („sāls dārzi”) (zīm. 238). Jūras ūdens paīsumā šos baseinus piepilda un pēc tam tajos izgaro. Šādi baseini sastopami Dienvidu Francijā, Spanijā, Portugālē u. c. Ziemeļos (piem. Archangeliskas apgabālā) sāli iegūst no jūras ūdens izsaldejot. Sasalstot no šķīduma atdalās ūdens (sal. I. s., 123. lpp.); pāri palikušo sāļījumu iztvaicē uz uguns. Mērena klimata zemēs dabīgos sāļījumus koncentrē gradetavās. Ar šo vārdu apzīmē gaļos strēķos sakrautus žagarus (zīm. 239). Sāļījumu pumpē gaļā renē, kas atrodas uz gradetavas „jumta”. No šejienes tekot pa žagariem lejup, tas izgaro. Šādas gradetavas parasti ceļ klajā vietās, šķērsam dominejošā vēja virzienam. Iztvaicešanu turpina tīkmēr, kamēr



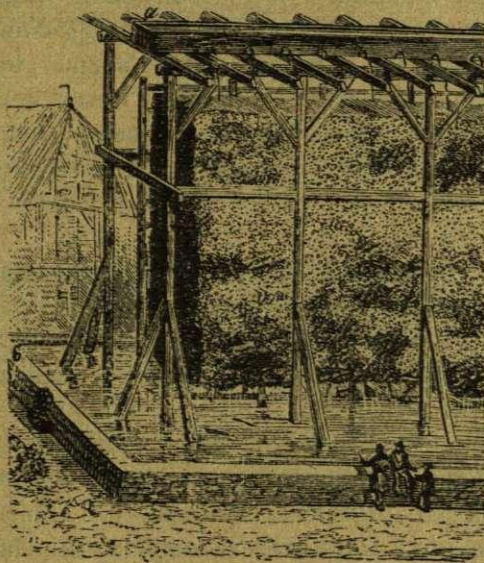
Zīm. № 238. Sāls dārzi vāramā sāļa iegūšanai no jūras ūdens.

Ieļā tekošais sālijums sasūiedz īpatnejo svaru 54° Bomé (t. i. 12% sāļa). No ta cēlies nosaukums „gradet“. Tādā kārtā iegūto sālijumu tālak iztvaicē uz uguns vaļejos katlos, vaj vakuum-aparatos.

Sāli tīra, piesātinot ar to ūdens šķīdumu un laižot pēdejā chlorūdenradi. Tad rodas kristalisks nogulsnis, kuru nofiltrē, sausē un beigās izkarsē. Vāramā sāļa kristali parasti satur savā iekšienē atsālņi. Karsejot ūdens izgaro un rada raksturīgu brikšķešanu.

Chlornatrijs kristalizējas baltos kubos. Tas kūst pie 810°—820° un izgaro drusku augstākā temperatūrā. Viņa šķīstamība ūdenī sildot mainas nedaudz. Aiz ša iemesla chlornatrijs pārkristalizējot nav atīrāms.

Chlornatrija tīrišana.



Chlornatrija īpašības.

Zīm. № 239. Gradetava sālijumu koncentrēšanai.

Tabele 69.

Chlornatrija šķīstamība.

Temperatura	100 daļās ūdens šķīst: NaCl
— 15°	32,73 gr.
0°	35,52 "
14°	35,87 "
25°	36,13 "
40°	36,64 "
60°	37,25 "
80°	38,22 "
100°	39,61 "
109,7°	40,35 "

Izlietošana.

Chlornatriju lieto kā dabīgu izejas vielu citu nātrija savienojumu, kā sulfīda, sulfāta, zoda, kodīgā un metāliskā nātrija pagatavošanai. Tā kā sāļa šķīduma kriohidrātiskā temperatūra atrodas ap — 21°, to lieto maisījumā ar ledu kā mākslīgu saldetāju (sal. I. s., 124. lp. p.). Bez tam netīrīto sāli mēdz piemaisīt lopu barībai.

Apmēram  $\frac{2}{3}$  visa iegūstamā sāļa izlieto ēdienā. Kā zināms, augiem nepieciešami ir kalija sāļi, turpretim, cilvēka un dzīvnieku organismā liela nozīme ir nātrijam. Tapēc „sāļa bads“ noved organismu pie nepatīkamām parādībām. Starp citu pieminams, ka kulturas tautas lieto sāli daudz lielākos apmēros nekā mežoņu ciltis. Sevišķi sāļa vajadzība pieaug, lietojot veģetariēšu ēdienus, kas satur kalija sāļu vairāk nekā gaļas ēdieni. Aiz ša iemesla kartupeļiem, kuros daudz kalija sāļu, vajadzīgs vairāk sāļa, nekā citiem dārzeņiem, piem. rīsiem. Varbūt šeit meklējams iemesls vecajam paradumam — pasniegt sāli ar maizi (sal. I. s., 297. lp. p.).

Sāļa saturs cilvēka un zīdītāju kustoņu asinis piešķir tām noteiktu osmotisko spiedienu (sal. I. s., 117. lp. p.). Tas vērojams tamā, ka asinis sasilst par 0,56° zemākā temperatūrā nekā tīrs ūdens. Ja asinis atšķaidam ar destilētu ūdeni, asinis lodītes uzstūkst un saplīst. Šo parādību sauc „chemolīzi“. Tapēc iešķīrējot šķīdumu lielākos daudzumos, lieto 0,9%-tīgu sāļa šķīdumu. Šādu šķīdumu sauc „fizioloģisku sāļa šķīdumu“. Citi augstāko organismu šķīdumi, kā: limfa, urīns, piens atrodas „osmotiskā līdzsvarā“ ar asinīm. Ari viņu osmotiskais spiediens izskaidrojams galvenā kārtā ar sāļa saturu.

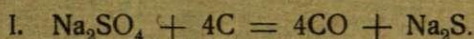
Nātrija sāļi.

Bromnatriju, NaBr un jodnatriju, NaJ, lieto medicīnā: I. s., 353. lp. p. un 356. lp. p.

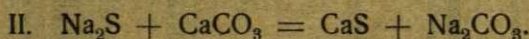
Borskābo natriju jeb boraksu,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ , aplūkosim lekcijā par boru.

Sevišķi liela praktiska nozīme ogļskābajam natrijam <sup>Zoda,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$</sup>  jeb zoda:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Šo savienojumu līdz pat 18 gadsimteņa beigām pagatavoja no dabīgā karbonāta („trona“, 5. lpp.) vaj no jūras augu pelniem. Bet kad Lielajā Francijas revolūcijā Anglija ar savu blokādi aizsprostoja dabīgās zoda ievēšanu Francijā, Francijas Republikas Aizsargu Komiteja izsolīja 1200 fr. lielu premiju par mākslīgas zoda pagatavošanas metodes atrašanu. (Ša premija tomēr palika neizmaksāta.) Tad franču ķīmiķis Leblans (Le Blanc) lika priekšā pagatavot zodu no natrija sulfāta ar sekošām divām reakcijām:

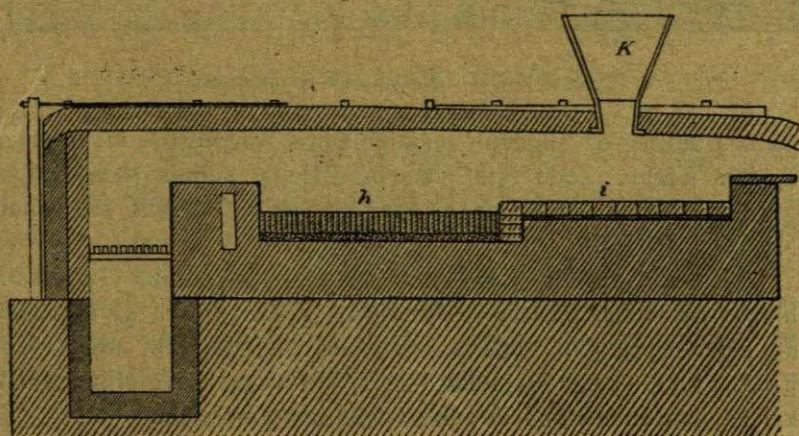
Natrija sulfāta un ogles maisījumu karsejot, kā zinām, rodas <sup>Leblana zoda ražošanas metode.</sup> natrija sulfīds (13. lpp.):



Natrija sulfīds ogļskābā kalcija klātbūtnē apmaiņas reakcijā pārvēršas ogļskābā natrijā:



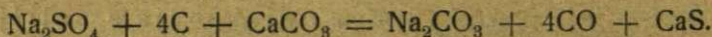
Šās abas reakcijas praksē savieno vienā operācijā. Kalcinēto glaubersāli,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , ko iegūst ražojot sāļsskābi (I. s., 316. lpp.), samaisa ar ogli (vaj koksu) un kaļķakmeni un krāsni karsē līdz  $960^\circ$  temperatūrai. Vienkārša „zoda krāsns“ redzama 240. zīmējumā. Natrija sulfāta, ogles un kaļķakmeņa maisījumu ielē



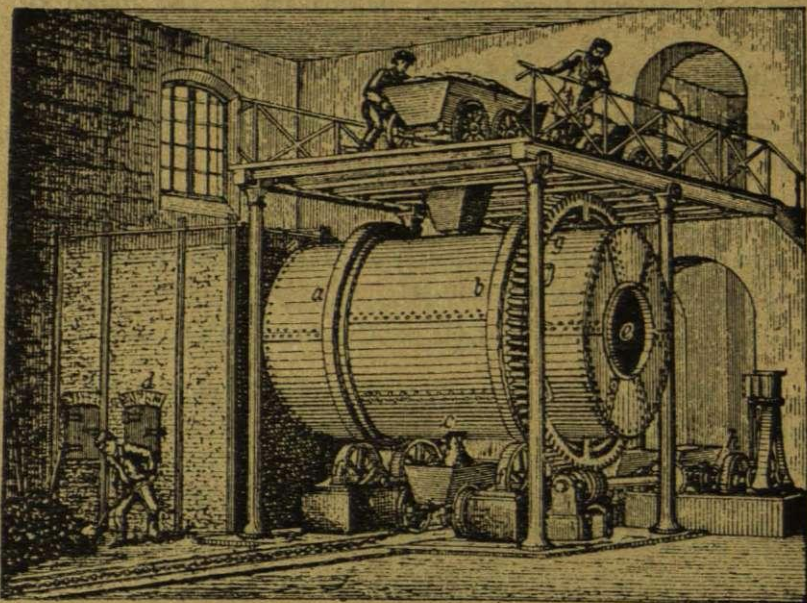
Zīm. № 240. Vienkārša zoda krāsns.

pa piltuvi K sākumā pēdējā kamerā i, kur to iepriekš sasilda, tad no pēdējās kameras to ar lāpstam iemet priekšas kamerā h, Neorganiskās ķīmijas kurss. II. s.

kur to karsē tieši ar liesmas gāzem, kuras attīstas krāsnis kurī a. Gala rezultātā norisinās šāda reakcija:



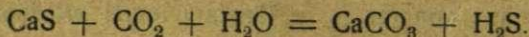
Reakcijas laikā maisījumu apmaisā ar lāpstām pa durvītiņam, kas ierīkotas abās kamerās. Visjaunākās zoda krāsnis šā „rokas“ metode apmainīta pret „mechanisku“ (zīm. 241). Zoda kausešanu izdara dzelzs rotācijas cilindros ab, kurus iekšpusē karsē ar degšanas gāzem, kas nāk no krāsnis. Gatavu kausejumu nolaiž



Zīm. № 241. Mechaniska zoda krāsnis.

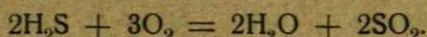
pa caurumu c uz sliedem piestumjamos vagoniņos un karstu izšķīdina ūdenī. Zoda šķīst, kamēr kalcija sulfids paliek kā nogulsnis. No šķīduma kristalisko zodu iegūst kā hidratu:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

Kalcija sulfids, CaS, rodas Leblana zoda procesā kā blakus produkts. Sākumā to izsvieda laukā. Bet tā kā mitrumam un gaisa ogļskābei iedarbojoties, šis savienojums atdala sērūdeņradi, kas maitaja fabrikas apkārtnē gaisu, Anglijā noliedza kalcija sulfidu uzkrāt: to sāka izvest un izmest jūrā. 1837. gadā Čenss (Chance) lika priekšā regenerēt sēru no zoda atliekām, un Čensa metode vēlāk stipri izplatījās zoda fabrikās. Pēc šās metodes zoda atliekās, kuras iepriekš samaisa ar ūdeni, laiž oglekļa dioksīdu:

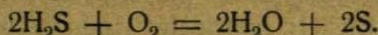


Sēra regenerācija no kalcija sulfīda.

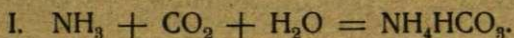
Ogļskābe sadala kalcija sulfīdu, kā vājas skābes (sērūdeņraža) sāli. Reakcijā rodas kalcija karbonāts, kuru laiž no jauna nodarbē, un atdalas sērūdeņradis. Pēdejo sadedzina par sēra dioksīdu un pārstrādā sērskābē, kura atgriežas atkal nodarbē sērskābā nātrija pagatavošanai (I. s., 316. lp. p.):



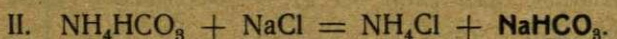
Sērūdeņradi mēdz arī sadedzināt nepietiekošā gaisa daudzumā. Tādā gadījumā sadeg tikai ūdeņradis, bet sērs atdalas:



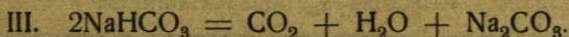
Pagājušā gadsimteņa sešdesmitos gados Ernsts Solvejs (Solvay), pazīstamais belģiešu rūpnieks un filantrops, lika priekšā pagatavot zodu ar tā saucamo slapjo metodi. Ša metode, kuŗa vienkāršāka un lētāka nekā Leblana metode, paguvusi pēdējā laikā tā izplatīties, ka tā izkonkurejusi un nostādījusi otrā vietā Leblana metodi. Solvejs, laižot amonjaka gāzi un oglekļa dioksīdu vāramā sāļa šķīdumā, vispirms pagatavo amonija bikarbonātu:



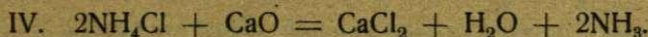
Amonija bikarbonāts apmaiņas reakcijā ar vāramo sāli rada nātrija bikarbonātu:



Divogļskābais nātrijs vāji šķīst ūdenī un tapēc izkrit kā nogulsnis. To nofiltrē un karsē. Pēdējā operācijā tas zaudē ogļskābi un pārvēršas bezūdens („kalcinētā“) zoda:



Chloramoniju, kas rodas zoda procesa otrā fāzē, pēc tam sadala ar kaļķi (sal. I. s., 148. lp. p.):



Trešā fāzē atdalījušos oglekļa dioksīdu laiž kopā ar amonjaku, kas attīstas ceturtā fāzē, no jauna vāramā sāļa šķīdumā, pie kam rodas atkal nātrija bikarbonāts, saskaņā ar I. un II. nolīdzinājumu. Oglekļa dioksīda iztrūkumu papildina, apdedzinot kaļķakmeni, pie kam līdz ar to tiek pagatavots chloramonija sadalīšanai vajadzīgais kaļķis (sal. I. s., 253. lp. p.):



Solveja procesa atsevišķu fāžu kopeja bilance dabonama, saliekot kopā visus piecus augstāk pievestos nolīdzinājumus, pirmos no tiem pareizinot uz 2:

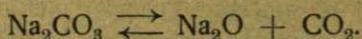


Zodas pagatavošana pēc Solveja metodes.

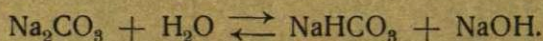
Tā tad nodarbē vajadzīgi tikai vāramais sāls un ogļskābais kalcijs (lēti dabā iegūstami materiāli), bet kā nodarbes blakus produkts paliek tikai kalcijs chlorīds, kuru šimbrīžam vēl izlieto ļoti maz (skat. kalciju).

Zodas īpašības.

Kristaliskā zoda,  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — lieli caurspīdīgi monokliniskās sistēmas kristāli. Sildot tā „kūst“ savā kristalizācijas ūdenī pie  $34^\circ$ , attīstīdama hidratu ar 7 molekulām ūdens (heptahidratu; sal. I. s., 103. lp. p.). Zoda gaisā „trusē“, atdalīdama ūdeni un pārvēršdamās pulverī, kura sastāvs:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Bez ūdens jeb „kalcinēto“ zodu iegūst karsējot kristalisko vaj nātrija bikarbonātu. Tā kūst pie  $860^\circ$  un augstākā temperatūrā sākas tās disociācija:



Pie  $975^\circ$  tās disociācijas spiediens ir tikai 5,7 m/m (sal. I. s., 262. lp. p.). Zoda ūdens šķīdumā, kā visi vāju skābju sāļi, pa daļai hidrolizejas:



Tapēc zodas šķīdums uzrāda acīm redzamu sārmainu reakciju. „Hidrolīzes pakāpe“  $1/10$ -norm. šķīdumā (t. i. šķīdumā, kas satur 0,1 gr. — ekvivalenta vienā litrā) ir 3,17% pie  $25^\circ$ .

**Tabele 70.**

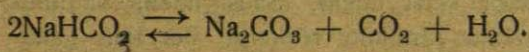
Kristaliskās zodas šķīstamība.

Temperatūra	$0^\circ$	$10^\circ$	$15^\circ$	$20^\circ$	$30^\circ$	$38^\circ$	$104^\circ$
100 gr. ūdens izšķīdina:	21,33	40,94	63,20	92,82	273,6	1142	539,6 gr. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
	6,97	12,06	16,20	21,71	37,24	51,67	45,47 gr. $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

Izlietošana.

Uz zodas hidrolīzes ūdens šķīdumā un brīva sārma attīstīšanās pamatojas zodas lietošana kā tehniskām vajadzībām, tā arī mājsaimniecībā veļas mazgāšanai u. taml. nolūkiem. Ļoti daudz zodas patērē stikla rūpniecībā (skat. stiklu). Bez tam zodu lieto citu nātrija savienojumu: kodīgā nātrija (11. lp. p.), boraksa, šķīstošā stikla un nātrija chromata pagatavošanai, kā arī tvaika katlu ūdens tīrīšanai (sal. I. s., 89. lp. p.).

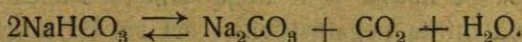
Divogļskābais nātrijs (nātrija bikarbonats, nātrium bicarbonicum) rodas kā starpviela, pagatavojot zodu pēc Solveja metodes (19. lp. p.). Tas ir balts kristalisks pulveris. 100 gramos ūdens pie 15° šķīst 8,8 gr. nātrija bikarbonata. Kaut gan divogļskābais nātrijs ir „skābs sāls“, t. i. satur vienu ūdeņraža atomu, kas spēj apmainīties ar metaliem, tomēr, pateicoties ogļskābes vājumam, tam ir neitrāla reakcija. Temperatūrā virs 350° viņš pilnīgi disociē:



Šāda sistema, saskaņā ar fāžu likumu, ir vienvariānta (I. s., 128. lp. p.), t. i. tai noteiktā temperatūrā pastāvīgs disociācijas spiediens. Kā sekojošā tabelē redzams, nātrija bikarbonata disociācijas spiediens pie 100° sasniedz gandrīz 1/2 atmosferas:

**Tabele 71.**

Disociācijas spiedieni sistemā:

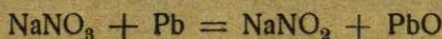


Temperatura	Disociācijas spiediens.
55°	19 m/m
60°	25 "
70°	43 "
80°	70 "
90°	125 "
100°	310 "

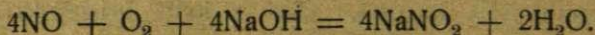
Nātrija bikarbonatu lieto kā „cepjamo pulveri“: karstumā atdalīdams oglekļa dioksīdu, tas rada gāzes burbulišus, kuri piešķir maizei irdenumu un nepieciešami kuņģī tās sagremošanai. Divogļskābo nātriju kopā ar vinskābi vaj citām cietām organismām skābem lieto tā saucamo „putojošo pulveru“ pagatavošanai; šie maisījumi, izšķīdinot ūdenī, atļista ogļskābi un rada atspirdzinošu dzērienu. Arstniecībā šo sāli lieto pret grēmām („natrium bicarbonicum“ jeb „tīrītā zoda“, sal. I. s., 323. lp. p.).

Nātrija silikāta,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ , sastāvs analogisks ogļskābajam nātrijam. Šo savienojumu aplūkosim lekcijā par silīciju.

Slāpekļspaskābais nātrijs,  $\text{NaNO}_2$ , pagatavojams reduējot slāpekļskābo nātriju ar svīnu, sakausejot ar pēdejo:



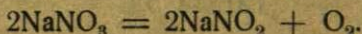
(sal. I. s., 184. lp. p.) vaj arī laižot slāpekļa oksīda un gaisā maisījumu kodīgā nātrija šķīdumā:



Tā kā slāpekļa oksīds viegli rodas „slāpeklim degot“, tad šā pēdējā metode beidzamā laikā izspiedusi šā sāļa pagatavošanu pēc pirmās metodes. (Slāpekļa oksīda pagatavošana aprakstīta I. s., 167. lp. p.) Nātrija nitrīts — balti, iedzelteni kristāli. Tas ārkārtīgi viegli šķīst ūdenī. Šāds ūdens šķīdums, pateicoties hidrolīzei, uzrāda sārmainu reakciju, bez tam gaisā lēni oksidējas, pārvēršamies nātrija nitrātā. Nātrija nitrītu lieto organiskā ķīmijā „dīazo-krāsu“ un citu dīazo-savienojumu pagatavošanai.

Slāpekļskā-  
bais nātrijs  
NaNO<sub>3</sub>.

Slāpekļskābais nātrijs atrodas dabā kā „čīlīzālpetris“ (I. s., 138. lp. p.). Slāpekļskābā nātrija kristāli kūst pie 313°, ļoti viegli šķīst ūdenī un izplūst mitrā gaisā. Nātrija nitrāts karšējot atdala skābekli, pārvēršamies nātrija nitrītā:



Slāpekļskābo nātriju lieto kālija zālpetra, slāpekļskābes (I. s., 186. lp. p.) un nitrītu pagatavošanai, bet sevišķi augsnes mēslošanai (I. s., 197. lp. p.). Jaunākā laikā šam nolūkam lieto pa daļai mākslīgus, slāpekli saturošus, mēslošanas līdzekļus: kālcija cianamīdu (I. s., 147. lp. p.), slāpekļpaskābo un slāpekļskābo kālciju (I. s., 198. lp. p.).

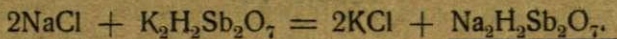
## Tabele 72.

Slāpekļskābā nātrija šķīstamība.

Temperatūra	100 gr. ūdens šķīst NaNO <sub>3</sub>
— 6°	68,8 gr.
0°	72,9 „
10°	80,8 „
20°	87,5 „
30°	94,9 „
40°	102 „
50°	112 „
60°	122 „
70°	134 „
80°	148 „
90°	162 „
100°	180 „
110°	200 „

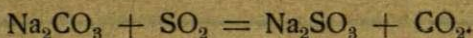
Natrija fosforskābos sāļus aplūkosim sakarā ar fosforskābi.

Piroantimonskābais natrijs,  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$ , sevišķi interesants tajā ziņā, ka tas gandrīz vienīgais natrija sāls, kurš grūti šķīst ūdenī. Tas ir piroantimonskābes (pēc sastāva līdzīgas pirofosforskābei:  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ) skābais sāls, kas šķīdumā nogulsnejas, pielejot kādam natrija sāļa šķīdumam koncentrētu skābā piroantimonskābā kalija šķīdumu (kurš viegli šķīst ūdenī), piem.:



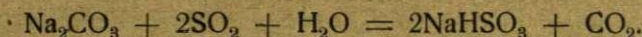
Šis sāls attīsta mazus kristalus, kas lēni nogulstas uz trauka sienām.

Sērpaskābo natriju (natrija sulfītu)  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  dabonam, laižot sēra dioksīdu kodīgā natrija vaj zoda šķīdumā līdz neītralai reakcijai:



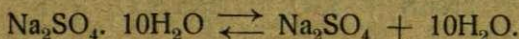
No šķīduma kristalīzejas augšminētā sastāva sāls. Tas gaisā oksīdejas, sevišķi šķīdumā, pārvērsdamies sulfatā; to lieto fotografijā (skat. lekciju par sudrabu), kā arī gaļas un citu viegli bojājošo produktu konservešanai. Bet tā kā šis sāls organismam kaitīgs, daudzās valstīs likums aizliedz to lietot minētam mērķim.

Laižot sēra dioksīdu zoda šķīdumā, kamēr tas ar šo gāzi pilnīgi piesātināts, atdalās skābais sērpaskābais natrijs (bisulfīts):  $\text{NaHSO}_3$ :



Ša sāļa koncentrētu šķīdumu bieži lieto praksē. Tas diezgan enerģisks reducētājs un to lieto tapēc krāsošanā, kā arī salmu, papīra u. c. priekšmetu balinašanai.

Sērskābais natrijs,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , rodas kā blakus produkts pagatavojot sāļsskābi (I. s., 316. lp. p.) un to lieto kā izejas vielu natrija sulfīda, zoda, kodīgā natrija u. c. natrija savienojumu pagatavošanai. Šo sāli jau 17. gadsimtenī atrada alķīmiķis Glaubers, kapēc to vēl tagad sauc „glaubersāli“ (sal mirabile Glauberi). Gaisā tas trusē, un sildot pie  $31^\circ$  sadalās bezūdens sāli un viņa piesātinātā šķīdumā (I. s., 103. lp. p.):



Šajā gadījumā mums darišana ar trim fāzēm: hidratu, bezūdens sāli un piesātinātu šķīdumu, un ar diviem komponentiem: sērskābo natriju un ūdeni. Šādā sistemā „brīvības pakāpe“

$$P = n + 2 - F = 2 + 2 - 3 = 1 \text{ (I. s., 128. lp. p.)}$$

Tā tad dotā sistema pieskaitama pie vienvariantām: pie dotā spiediena (piem. atmosferas) līdzsvars iespējams tikai vienā noteiktā temperatūrā (31°). Šo temperatūru sauc hidratu pārvēršanās temperatūru.

Natrija sulfatu (bez jau minēto natrija savienojumu pagatavošanas) vēl lieto stikla un ultramarina izgatavošanai.

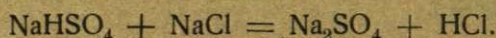
**Tabele 73.**

Glaubersāļa šķīstamība.

Temperatūra	0°	10°	15°	20°	25°	30°	34°
100 gr. ūdens šķīst:	12,16	23,04	35,96	58,35	98,48	184,1	412,2 gr. Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> · 10H <sub>2</sub> O.

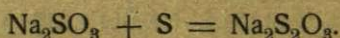
Natrija bisulfats,  
NaHSO<sub>4</sub>.

Skābais sērskābais natrijs (bisulfats), NaHSO<sub>4</sub>, rodas kā starpviela sālsskābes pagatavošanā (I. s., 316. lp. p.) un kā blakus produkts slāpekļskābes ražošanā no zālpetra (I. s., 190. lp. p.). Jo sevišķi kaža gados, slāpekļskābes lielā patēriņa pēc, tirgū uzplūdis milzīgos vairumos bisulfats. Tā kā tam visai skāba reakcija, viņu dažreiz lieto sērskābes vietā, piem., pagatavojot sālsskābi un glaubersāli:



Natrija tiosulfats,  
Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

Tiosērskābais natrijs (tiosulfats), Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> · 5H<sub>2</sub>O, uzlūkojams kā sērskābā natrija vienā skābekļa atoma apmaiņas produkts pret vienu sēra atomu. Tā, piem., tas pagatavojams karsejot natrija sulfīta un izkausēta sēra maisījumu līdz 130°:



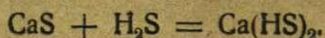
Ša reakcija pilnīgi līdzīga sulfīda oksidēšanas reakcijai:



Visbiežāk to pagatavo ar sēra dioksīdu iedarbojoties uz natrija sulfīdu pēc šāda nolīdzinājuma:



un šam nolūkam lieto šķīdumu, kas paliek pāri pēc natrija sulfīda kristalizācijas (17. lp. p.). Ari zodas atliekas, kas satur kalcija sulfīdu, lietojamas tiosulfata pagatavošanai (18. lp. p.). Vispirms ar sērūdeņradi kalcija sulfīdu pārvērš hidrosulfīdā:



Pēc tam hidrosulfīdu ar gaisu oksidējot pārvērš tiosulfātā:



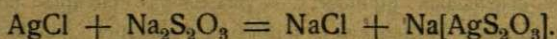
Beidzot kalcija tiosulfātu divkārtas apmaiņas reakcijā ar glaubersāli pārvērš nātrija sāli:



Nātrija tiosulfāta hidrāta kristāli viegli šķīst ūdenī, un pie 50° kūst savā kristalizācijas ūdenī, neatdalīdami cietas paliēkas (sal. I. s., 103. lp. p.).

Izkausēts hidrāts viegli pārdzesejams. Pieliekot cietā sāļa kristālišus, pārdzesešs kausejums kristalizējas, atdalīdams daudz siltuma, pie kam temperatūra ceļas līdz 50°, t. i. hidrāta kušanas punktam.

Tiosērskābais nātrijs izšķīdina sudraba sāļus, radīdams kompleksus. Tā, piemēram, sudraba hlorīds šķīst nātrija tiosulfātā pēc nolīdzinājuma:



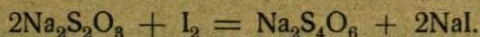
Tiosērskābes atlieka ar sudrabu rada negatīvu kompleksā atlieku  $\text{AgS}_2\text{O}_3$  (anjonu). Uz to dibinas nātrija tiosulfāta lietošana fotografijā (skat. sudrabu).

Chlors nātrija tiosulfātu oksidē nātrija sulfātā:



Tapēc papīri balinot ar chloru, to pēdīgi apstrādā vēl ar nātrija tiosulfātu — pēdejo chlora iezīmju iznīcināšanai (aiz to nātrija tiosulfātu sauc arī „antichloru“).

Jods tiosērskābo nātriju pārvērš tetraionskābā nātrijā (sal. I. s., 359. lp. p.):



Ša reakcija norisinās jodo metrijā, titrējot jodu ar nātrija tiosulfātu.

Jau agrāk tika aizrādīts, ka gandrīz visi nātrija sāļi (izņemot piroantimonātu) viegli šķīst ūdenī. Aiz to ļoti grūti tos konstatēt ar ķīmiskām reakcijām. Parasti šam mērķim izlieto to apstākli, ka visi nātrija savienojumi nokrāso Bunzena degļa liesmu dzeltenā krāsā. Pētāmo vielu paņemam uz platīnas drāts gala (kas rūpīgi pirms eksperimenta jānotīra no nātrija savienojumiem) un ieliek liesmā. Šās vienkāršās reakcijas vienīgā neērtība — ka tā . . . p ā r a k jūtīga. Par to mēs pārliecināties, ar degošu Bunzena degli uzsitot uz galda.

Liesmas nokrāsojums.

No putekļiem, kas pie tam rodas un satur natrija sāļu iezīmes, liesma jau nokrāsojas dzeltenā krāsā. Vienu simts miljardo daļu grama ( $10^{-11}$  gr. t. i. 10 radionus: l. s., 217. lp. p.) natrija iespējams ar spektroskopu konstatēt.

Natrijs ir sārnu metālu prototips. Ar citiem šās grupas priekšstāvjiem iepazīsimies turpmāk.

## Divdesmit astotā lekcija.

### Jonu teorija.

Elektrolītu elektrības vadītspēja. — Elektrības vadītspējas noteikšanas metode. — Īpatnējā elektrības vadītspēja. — Stipri, viedži un vāji elektrolīti. — Īpatnējā elektrības vadītspēja palielinās pieaugot koncentrācijai. — Molekulārā elektrības vadītspēja. — Molekulārā elektrības vadītspēja palielinās līdz ar atšķaidījumu. — Areniusa teorija. — „Aktīvās” daļiņas. — Elektrolītiskās disociācijas hipotēze. — Disociācijas pakāpes noteikšana pēc molekulārās elektrības vadītspējas. — Disociācijas pakāpes noteikšana no osmotiskā spiediena. — Abu metožu salīdzinājums. — Iebildumi pret jonu teoriju. — Ķīmiskais iebildums — Fizikālais iebildums. — Dielektriskās konstantes iespaids uz šķīdinātāja jonizācijas spēju. — Valdena likums. — Jonu teorijas Ostvalda apstiprinājums. — Skābju disociācija. — Ostvalda atšķaidīšanas likums. — Skābju tieksmes lielums. — Tieksmes konstantes fizikalā nozīme. — Izņēmumi. — Bāžu disociācija. — Neitralizēšanas process. — Ūdens elektrolītiskā disociācija. — Ūdens skābi - sārmainais raksturs. — Amfoterie elektrolīti. — Hidrolīze. — Indikatoru jonu teorija. — Pakāpeniska disociācija. — Skābo un bāzisko sāļu disociācija. — Stipru elektrolītu īpašības vienādas ar jonu īpašību kopzumu. — Elektrolītu polarizācijas plāksmja griešanas spēja. — Jonu krāsa. — Jonu reakcijas. — Šķīstamības reizinājums. — Nogulšņu šķīstamība skābēs. — Stipru un vāju skābju iedarbība. — Komplīceti anjoni. — Komplīceti katjoni. — Nogulšņu šķīšana kā komplīcetu jonu izcelšanās sekas. — Divsāji un komplekšu sāļi. — Jonu reakcijas norisinās ātri.

Elektrolītu  
elektrības  
vadītspēja.

Hitorfa (Hittorf) jonu pārnesšanas pēlījumos, kuņus aplūkojām 24. lekcijā, novērojam jonu dabas noskaidrošanas virzienā svarīgu soli uz priekšu. Faradejam joni — ir vielas, kas atdalās uz elektrodiem. Bet Hitorfs par joniem sauc tās vielas, kuņas pārnes strāvu un arī pašas pārvietojas līdz ar strāvu, un proti: katjoni katoda virzienā, bet anjoni uz anodu.

Tomēr Hitorfs tikai parādīja, kā eksperimentāli nosakama dotā elektrolīta abu jonu ātrumu attiecība, t. i. kā nosakams skaitlis, kuru sauc jonu „pārnesšanas skaitli”. Turpmākais uzdevums — katra atsevišķa jona ātruma noteikšana — kļuva atrisināms, pamatojoties uz šķīdumu elektrības vadītspēju.

Elektrolītu elektrības vadītspēja tika noteikta jau pašā elektrokīmijas attīstības sākumā. Bet tikai Fr. Kohlraušs (Kohlrausch)

pirmais izstrādāja ša faktora precizas noteikšanas metodi un vairākārt izmēroja skābju, bāžu un sāļu elektrības vadītspēju. Panākumi, kas sasniegti šajos izmērojumos, uzskatami pierāda, cik ķīmisko teoriju attīstībā svarīga loma piekrit jaunām pētīšanas metodēm un ar to palīdzību iegūto rezultātu pienācīgai izskaidrošanai.

Eksperimentalās grūtības, kas radās mērojot elektrolītu elektrisko pretestību, pastāveja tamā, ka elektrolīti zem strāvas iespaida pārvēršas. Ša apstākļa sekas ir polarizācija un elektriskās pretestības palielinašanās (sal. I. s., 343. lp. p.). Lai izvairītos no šāda veida kļūdam, Kohlraušs lika priekšā lietot šam nolūkam nevis līdzstrāvu, bet maiņas strāvu. Ša strāva, vispārīgi runājot, elektrolītu nepārvērš. Jo katra pārvēršanās, kuru rada viena virziena strāva dotā isā laika sprīdī, nākošā momentā zem apgriezta strāvas iespaida norisinas pretejš virzienā.

Elektrības vadītspējas noteikšanas metode.

Otra grūtība, ar ko bij jāreķinas šajos izmērojumos, pastāveja tamā, ka trūka vēl noteiktas mēra vienības. Vēl bij pakāpeniski jāveido noteikta nomenklatura un jāieved stingri definējumi. Tā, par īpatnejo pretestību mēs saucam elektrisko pretestību, kādu rada dotās vielas kubs, kura mala = 1 cm. Īpatnejš elektrības vadītspēja  $\lambda$  ir īpatnejai pretestībai pretejs lielums:

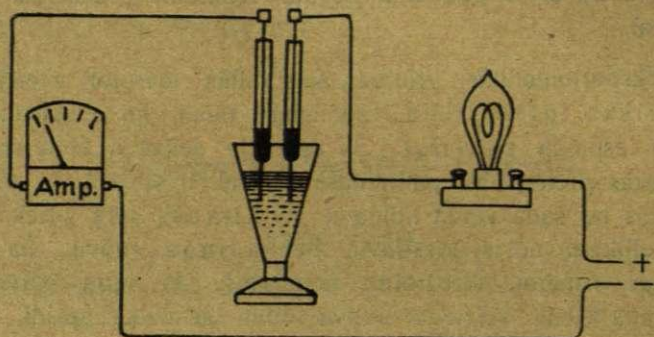
$$\lambda = \text{īpatnejš elektr. vadītspēja} = \frac{1}{\text{īpatnejš pretestība}}$$

Īpatnejš elektr. vadītspēja atkarājas no elektrolīta dabas. Vairākās glāzēs ielejam dažādu šķīdumus: vienā tīru ūdeni, otrā etiķskābes šķīdumu, trešā — amonjaka šķīdumu, tāļak skābju šķīdumus: sālsskābes, slāpekļskābes, šērskābes, tad kodīgā kalija un chlorkalija šķīdumu. Visi šie šķīdumi pagatavoti tā, ka 1 litrs satur elektrolīta  $\frac{1}{2}$  gr. ekvivalenta. Elektrības vadītspējas noteikšanai lieto „īemērcamo elektrodu“, t. i. divas platinas drātiņas, kas iekausetas stikla caurulē. Šās drātiņas savienotas ar līdzstrāvas poliēm. Bez tam strāvas tīklā iēslēdz 50 sveču gaismas elektrisko kvēllampiņu un ampermetru līdz 1 amperam. Aparātu uzstādīšanas šēma redzama 242. zīmējumā. Īemērcot elektrodu ūdenī, ampermetra rādītājs mazliet nolīecas uz vienu pusi, bet lampiņa nedeg. Īemērcot elektrodu etiķskābes un amonjaka šķīdumos, rādītājs nolīecas daudz stiprak un lampiņa jau vāji kvēlo. Bet Īemērcot elektrodu stipru skābju, sārmu, kā arī sāļa šķīdumā, katru reizi ampermetra rādītājs stipri nolīecas un lampiņa gaiši deg. No ta varam taisīt slēdzienus, ka:

Stipri, vīdeji un vāji elektrolīti.

1) tīrs ūdens, etiķskābes un amonjaka šķīdumi ir vāji elektrolīti.

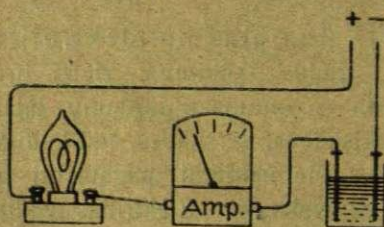
2) stipru skābju, kodīgu sārmu un sāļu šķīdumi ir stipri elektrolīti.



Zīm. № 242. Dažādu elektrolītu elektrības vadītspējas salīdzināšana.

Īpatnējā elektrības vadītspēja palielinās, koncentrācijai pieaugot.

Īpatnējā elektrības vadītspēja bez tam atkaras vēl no šķīduma koncentrācijas, t. i. no elektrolīta daļiņu skaita tilpuma vienībā. Četrkantainā glāzē ievietojam divas vara platiņas, kuru platums un augstums vienāds ar trauka platumu un augstumu (zīm. 243). Vara platiņām piestiprinātas drātiņi, kas savienotas, kā iepriekšējā mēģinājumā, caur lampiņu un ampermetru ar līdzstrāvas poliem. Vispirms piepildām trauku ar tīru ūdeni. Novērojama ļoti niecīga rādītāja noliekšanās. Pēc tam pieliekam nedaudz koprīchlorīda,  $\text{CuCl}_2$ , un samaisām šķīdumu ar stikla spieķīti. Ampermetra rādītājs noliecas stiprāki un lampiņa sāk vāji kvēlot. Pēc tam izšķīdinām pakāpeniski arvienu lielākus vairumus koprīchlorīda un katru reizi novērojam, ka rādītājs vienmēr vairāk noliecas un lampiņas gaisma kļūst spožāka. Šis mēģinājums pierāda, ka šķīduma elektrības vadītspēja, vispārīgi,



Zīm. № 243. Īpatnējā elektrības vadītspēja pieaug, elektrolīta koncentrācijai šķīdumā palielinoties.

palielinās, elektrolīta koncentrācijai pastiprinoties. No tā varam taisīt slēdzienu, ka elektrisko strāvu vada nevis ūdens daļiņas, bet gan izšķīdinātā elektrolīta daļiņas. Jo, ja ūdens daļiņas vadītu strāvu, elektrības vadītspēja visu laiku būtu vienāda; bet ja strāvas vadītāji ir elektrolīta daļiņas, tad elektrības vadītspējai jāpalielinās, vairototies elektrolīta daļiņām (t. i. pārneseju skaitam), kas īstenībā arī novērojams.

Ja šķīduma 1 cm<sup>3</sup> satur izšķīdinātā elektrolīta m molus, tad šķīduma molekularo elektrības vadītspēju  $\mu$  noteic attiecībā

Molekularā elektrības vadītspēja

$$\mu = \text{molekularā elektr. vadītspēja} = \frac{\text{īpatnejā elektr. vadītspēja}}{\text{elektrolīta molu skaits vienā cm}^3},$$

t. i. 
$$\mu = \frac{\lambda}{m}.$$

Kohlrausa pētījumi pierādījuši, ka stipri atšķaidītos šķīdumos elektrolītu molekularā elektr. vadītspēja vienāda ar abu jonu pārnesēšanas ātrumu zumu:

$$\mu = u + v$$

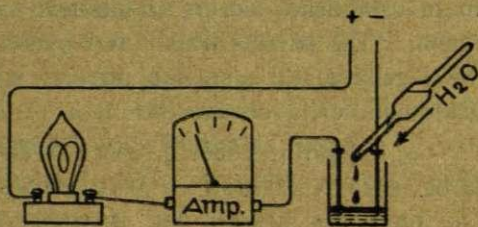
(pie kam  $u$  — katjona ātrums, un  $v$  — anjona ātrums), kamēr Hitorfa mēģinājumi noteica viņu attiecību  $n$ , jeb tā saucamo „pārnesēšanas skaitli“:

$$n = \frac{u}{v}.$$

Tādā kārtā rodas iespēja noteikt atsevišķu jonu „kustīgumu“. Pēc pievestā molekularās elektr. vadītspējas definējuma varetu domāt, ka šis lielums dotam elektrolītam ir pastāvīgs. Tomēr eksperiments pierāda, ka tā nav. Molekularā elektr. vadītspēja pieaug, elektrolītu pakāpeniski atšķaidot; lielos atšķaidījumos tā tomēr tuvojas zinamai robežai, kura katram elektrolītam ir noteikts lielums.

Ieliekam četrkantainā traukā divas vara platiņas, kas aizņem visu trauka garenisko griezumam (kā iepriekšējā eksperimentā). Tās savienojam caur lampiņu un ampermetru ar līdzstrāvas poliēm. Ielejam traukā drusku piesātināta kuprichlorīda šķīduma tā, ka tas pārklāj trauka dibenu apmēram 5 cm augstumā (zīm. 244). Tad ieslēdzam strāvu un ievērojam ampermetra rādītāja stāvokli. Pēc tam pakāpeniski lejam šķīdumā tīru ūdeni, katru reizi apmaisot šķīdumu ar stikla spieķīti un novērojot ampermetra rādītāju, kā arī lampiņas spožumu. Izrādas, ka kuprichlorīda šķīdumu pakāpeniski atšķaidot, lampiņas gaisma kļūst spilgtāka un rādītājs

Molekularā elektr. vadītspēja palielinās šķīdumu atšķaidot.



Zīm. 244. Molekularā elektrības vadītspēja palielinās, šķīdumu atšķaidot.

vairāk noliecas, vārdu sakot, strāvas stiprums palielinās. Sākumā strāvas stiprums spēji palielinās, bet lielākā atšķaidījumā — mazā

mērā. Tā tad šis eksperiments māca, ka šķīdumu pakāpeniski atšķaidot, molekularā elektrības vadītspēja palielinās.

Lai novērstu tikko aprakstītā eksperimenta šķietamo pret-ruņu iepriekšējam eksperimentam, jaņem vērā, ka iepriekšējā mēģinājumā šķīduma tilpums nemainijas, bet palielinājās tikai elektrolīta (sāļa) daudzums. Pēdējā mēģinājumā reizā ar elektro-līta atšķaidījumu palielinās arī šķīduma tilpums. Tomēr vis-pārejšais daļiņu („strāvas pārneseju“) skaits starp elektrodiem ne-mainas. Ja visas šās daļiņas faktiski pārnestu strāvu, tad šķī-dumam pielejot ūdeni, elektrības vadītspēja nemainītos (jo ūdens vada strāvu visai mazā mērā). Ja elektr. vadītspēja šajā mēģi-nājumā palielinās šķīdumu pakāpeniski atšķaidot, tad tas pierāda, ka strāvas pārneseju skaits pie tam palielinās un tā tad faktiski ne visas elektrolīta daļiņas šķīdumā vada strāvu.

Kohlrauša pētījumi uzlūkojami kā pāreja uz tagadejo mūsu dienu jonu teoriju. Kā viņa metodei, tā arī viņa sa-krātajam skaitļu materialam bij liela nozīme — turpmākā elektro-ķīmijas attīstībā.

Areniusa  
teorija.

Sākot ar 1883. g. Svante Areniuss sāka nodarboties tajā nozarē, kuru atklāja Kohlrauša pētījumi. Areniuss vislielako vērību piegriezta faktam, ka molekularā elektr. vadītspēja, šķīdumus atšķaidot, palielinās. Tas savā darbā, kuru 1885. g. iesniedza Stokholmas Zinatņu Akademijai, aizrāda uz to, ka

strāvas vadišanā nepiedalās visas izšķīdu-  
šās vielas daļiņas, bet tikai daļa.

„Aktīvās“  
daļiņas.

Šās strāvu vadošās daļiņas viņš nosauc par „aktīvām“ daļiņām. Kad, pakāpeniski šķīdumu atšķaidot, molekularā elektr. vadītspēja sasniegusi robežu, visas elektrolīta daļiņas piedalās strāvas vadišanā, t. i. viņas visas kļuvušas „aktīvas“.

„Aktīvo daļiņu“ hipoteze pēc savas būtības nebija nekas cits, ka vienkārša faktu aprakstīšana. Bet sakarā ar Vant-Hofa šķī-dumu osmotisko teoriju šā hipoteze ieguva realu, t. i. fizikālu nozīmi. Tas izteikts brīvu jonu eksistencešanas pieņēmumā, kuru 1887. gadā Areniuss lika priekšā savā klasiskā darbā: „ūdeni izšķīdinātu vielu disociācija“.

„14. oktobrī 1885. g. Zviedru Zinatņu Akademijai iesniegtā darbā, saka Areniuss — Vant-Hofs eksperimentāli un teore-tiski pierādījis sekošu ļoti svarīgu Avogadro likuma apvie-nojumu.“

„Dotā temperatūrā, noteiktā tilpumā ieslēgtas gāzes spie-diens, kuru attīsta noteikts gāzes daļiņu skaits, pēc sava lieluma vienāds ar lielako daļu vielu osmotisko spiedienu, kurš rodas, šās vielas izšķīdinot kādā šķīdumā tādos pat apstākļos.“

„Šo likumu Vant-Hofs pierādījis tik precīzi, ka nav ja-  
šaubas par viņa pareizību. Un tomēr palika dažas grūtības, jo  
šis likums bij pielietojams ne visām izpētītām vielam, bet „lie-  
lakai daļai.“ Ļoti daudzi ūdens šķīdumi bij un palika izņē-  
mumi. Un proti, viņu osmotiskais spiediens izrādījās daudz  
lielaks nekā tam vajadzēja būt pēc Vant-Hofa likuma ap-  
rēķiniem.“

„Kad šādi Avogadro likuma izņēmumi novērojami gāzēs,  
tos izskaidro tā, ka gāze atrodas disociācijas (sadališanās) stāvoklī.  
Kā šādas parādības pazīstami piemēri ir hlors, broms un jods, kuri,  
kā domā, augstās temperatūrās sadalās atsevišķos atomos.“

„Šāds pieņēmums, acīm redzot, pielaižams arī Vant-  
Hofa likumu izņēmumu izskaidrošanai šķīdumos. Un ja vēl Elektrolītiskās disocia-  
cijas hipoteze. līdz šim tas nav darīts, tad tas izskaidrojams ar to, ka ša lieta  
vēl pārāk jauna, ka šādu izņēmumu ļoti daudz, kā arī tapēc, ka  
no ķīmiķu puses pret šādu izskaidrojumu tiek celti ļoti svarīgi  
iebildumi. Tomēr turpmāk tiks pierādīts, ka dažu vielu disocia-  
cijas (sadališanās) pieņēmumu ūdens šķīdumos apstiprina šo šķī-  
dumu elektriskās īpašības, un, ar tām tuvāk iepazīstoties, ķīmiķu  
iebildumi pret šo pieņēmumu lielā mērā zaudē savu nozīmi.“

Tālak attīstot augšminēto ideju, Arēniuss saka, ka šķīdumā  
elektriskās strāvas vadīšanā nepiedalās visas daļiņas, bet tikai  
daļa, un proti, šo daļiņu sadališanās produkti jeb joni. Aiz ša  
iemesla šķīduma molekularai elektr. vadītspējai jābūt  
proporcionālai šo „brīvo jonu“ koncentrācijai. Uz ša  
pamata varam atrast kvantitatīvo sakaru starp elektrolītu elektris-  
kām un osmotiskām īpašībām.

Šajā nolūkā aplūkosim šķīdumu, kas satur vienā litrā „Disociācijas  
pakāpes“ no-  
teikšana pēc  
molekularās  
elektrības  
vadītspējas. m daļiņas elektrolīta (sāļa), un pieņemsim, ka no šām m daļiņām  
n daļiņas sadalījušās jonus. Tādā gadījumā nesadalītā stāvoklī  
palikušas (m — n) elektrolīta daļiņas. Aplūkojamā šķīduma mo-  
lekularo elektrības vadītspēju apzīmēsim ar  $\mu$ . Tālak no iepriek-  
šējā zināms, ka šķīdumu pakāpeniski atšķaidot ar ūdeni, mole-  
kularā elektrības vadītspēja sākumā pieaug un beidzot sasniedz  
galīgo (robežas) lielumu, kuru apzīmēsim ar  $\mu_{\infty}$ . Kad ša robeža  
sasniegta, visas elektrolīta molekulas sadalījušās jonus, t. i. jonu  
skaits = m. Tā kā molekularā elektr. vadītspēja proporcionāla  
brīvo jonu skaitam šķīdumā, tad

$$\frac{\mu}{\mu_{\infty}} = \frac{n}{m}$$

$\frac{n}{m}$  apzīmē „brīvo“ jonu skaita attiecību pret vispārējo elektro-  
līta izšķīdušo molekulu skaitu. Šo attiecību sauc disociācijas

pakāpi. Apzīmējot šo lielumu saīsinājuma pēc ar  $\alpha$ , dabonam:

$$\text{disociācijas pakāpe} = \alpha = \frac{n}{m} = \frac{\mu}{\mu_{\infty}}$$

Disociācijas pakāpes noteikšana no osmotiskā spiediena.

Šo lielumu varam aprēķināt arī neatkarīgi no elektrības vadītspējas no šķīduma osmotiskā spiediena. Desmitā lekcijā redzējam, ka pēc Vant-Hofa likuma šķīduma osmotiskā spiediena (P) reizinājums ar šķīduma tilpumu (V) katrai izšķīdinātās vielas grammolekulai ir tāds pat, kā gāzem (sāl. l. s., 119. lpp.). T. i.

$$PV = RT.$$

Bet ja dotā šķīduma tilpumā (V) izšķīdināta nevis viena, bet vairākas grammolekulas, tad

$$PV = iRT$$

(pie kam  $i$  izšķīdinātās vielas grammolekulu skaits šķīduma tilpumā V). Patiesībā jau Vant-Hofs aizrādīja, ka elektrolītu šķīdumos reizinājums PV apmierina augšā pievesto formulu.

Mūsu šķīdumā, kas satur  $m$  molekulas elektrolīta, pēc disociācijas atradas  $(m - n)$  nesadalītu vielas molekulu un  $n$  molekulu, kas disocējušas jonus. Ja pieņemem, ka katra molekula sadalās  $r$  jonus, tad kopejs jonu skaits =  $nr$ . Galu galā dabonam:

kopejs molekulu skaits =  $i = m - n + nr = m + n(r - 1)$

$$i = m \left\{ 1 + \frac{n}{m} (r - 1) \right\}.$$

Apzīmējot  $\frac{n}{m} = \alpha$ , dabonam:

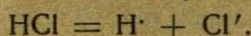
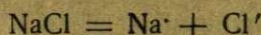
$$i = m \{ 1 + \alpha (r - 1) \}.$$

Ja šķīduma tilpumā V izšķīdināta viena grammolekula, tad

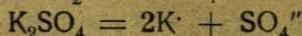
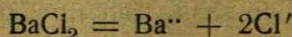
$$m = 1$$

$$i = 1 + \alpha (r - 1).$$

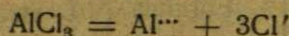
Binārie elektrolīti, piemēram, chlornātrijs un chlorūdeņradis sadalās 2 jonus ( $r = 2$ ):



(Simbols  $\cdot$  apzīmē katjonu, bet simbols  $'$  — anjonu). Trīskārtīgie elektrolīti sadalās trijos jonus ( $r = 3$ ), piem.:



(· un ' skaits apzīmē jonu valenci). Četrkārtīgie elektrolīti sadalās 4 jonus (t. i.  $r = 4$ ), piemēram:



u. t. t.

Tādā kārtā elektrolīta disociācijas pakāpe aprēķināma pēc divām, vienai no otras neatkarīgām metodēm:

- 1) pēc molekularās elektr. vadītspējas un
- 2) pēc šķīdumu osmotiskā spiediena.

Dati, kurus Areniuss ieguva pēc šām abām metodēm, pievesti sekojošā tabelē.

Disociācijas pakāpju salīdzinājums pēc abām metodēm

**Tabele 74.**

Koeficientu i salīdzinājums pēc elektriskās un osmotiskās metodes.

Nosaukums.	Formula.	Disociācijas pakāpe: $\alpha$ .	Koeficients: i	
			pēc elektr. metodes.	pēc osmotisk. metodes.
<b>1. Elektribas nevadītāji</b>				
Metilalkohols	$\text{CH}_3(\text{OH})$	0,00	1,00	0,94
Glicerīns	$\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$	0,00	1,00	0,92
Cukurs	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	0,00	1,00	1,00
<b>2. Bāzes</b>				
Kodīgais nātrijs	$\text{NaOH}$	0,88	1,88	1,96
Kodīgais kalcijs	$\text{KOH}$	0,93	1,93	1,91
Amonjaks	$\text{NH}_4\text{OH}$	0,01	1,01	1,03
Kodīgais barīts	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	0,84	2,67	2,69
<b>3. Skābes</b>				
Sālsskābe	$\text{HCl}$	0,90	1,90	1,98
Slāpekļskābe	$\text{HNO}_3$	0,92	1,92	1,94
Chlorskābe	$\text{HClO}_3$	0,91	1,91	1,97
Sērskābe	$\text{H}_2\text{SO}_4$	0,60	2,19	12,6
Sērpaskābe	$\text{H}_2\text{SO}_3$	0,14	1,28	1,03
Ortofosforskābe	$\text{H}_3\text{PO}_4$	0,08	1,24	2,32
Borskābe	$\text{H}_3\text{BO}_3$	0,00	1,00	1,11
Zilskābe	$\text{HCN}$	0,00	1,00	1,05
Skudru skābe	$\text{HCOOH}$	0,03	1,03	1,04
Etiķskābe	$\text{CH}_3\text{COOH}$	0,01	1,01	1,03
Skābeņu skābe	$\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$	0,25	1,49	1,25

Nosaukums.	Formula.	Disociācijas pakāpe: <i>a.</i>	Koeficients : <i>i</i>	
			pēc elektr. metodes.	pēc osmotisk. metodes.
4. Sāļi.				
Chlornatrijs	NaCl	0,82	1,82	1,90
Chlorkalijs	KCl	0,86	1,86	1,82
Nātrija nitrāts	NaNO <sub>3</sub>	0,82	1,82	1,82
Kālija nitrāts	KNO <sub>3</sub>	0,81	1,81	1,67
Nātrija acetāts	CH <sub>3</sub> COONa	0,79	1,79	1,73
Kālija acetāts	CH <sub>3</sub> COOK	0,83	1,83	1,86
Sudraba nitrāts	AgNO <sub>3</sub>	0,86	1,86	1,60
Nātrija karbonāts	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	0,61	2,22	2,18
Kālija sulfāts	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	0,67	2,33	2,11
Bārija hlorīds	BaCl <sub>2</sub>	0,77	2,54	2,63
Kalcija hlorīds	CaCl <sub>2</sub>	0,75	2,50	2,70
Magnija hlorīds	MgCl <sub>2</sub>	0,70	2,40	2,64
Merkurichlorīds	HgCl <sub>2</sub>	0,03	1,05	1,11
Kadmija jodīds	CaI <sub>2</sub>	0,28	1,56	0,94
Kadmija nitrāts	Cd(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	0,76	2,46	2,32
Magnija sulfāts	MgSO <sub>4</sub>	0,40	1,40	1,04
Ferosulfāts	FeSO <sub>4</sub>	0,35	1,35	1,00
Vaļa sulfāts	CuSO <sub>4</sub>	0,35	1,35	0,97
Kadmija sulfāts	CdSO <sub>4</sub>	0,35	1,35	0,75

Salīdzinot šās tabeles pēdejos divos stabiņos pievestos skaitļus, redzam, ka koeficienti „*i*“, neatkarīgi no viņu noteikšanas metodes, pa lielakai daļai vienādi. Ja ņemam vērā, ka šie koeficienti aprēķināti uz dažādu autoru pētījumu pamata, ka lietotās metodes vēl nebij pietiekoši izstrādātas un, beidzot, ka tabelē pievesti piemēri no visdažādākām savienojumu šķīrām, — ša sakrišana atzīstama pilnīgi apmierinoša. Dažādi ša likuma izņēmumi, kas novērojami, piem. magnija, dzelzs, vaļa un kadmija sērskābos sāļos, vēlāk tika izskaidroti ar „komplicētu jonu” rašanos, par ko runasim vēlāk.

Un tomēr Areniusa ideja bij vēl pārak jauna un pārdroša pēc savām sekām. Ari to zinātnieki pieņēma tikai pēc sivas pretestības pārvaresānas. „Zinātnisku uzskatu neiznīcības” likums, kas uzlūkojams kā cilveces prāta attīstības inerces secinājums, rada vienmēr un visur katrai jaunai idejai stipru opozīciju. Sāda opozīcija radas arī šoreiz. Sevišķi stingri oponeja ķimīķi, kamēr fiziķi ieņēma vairak nogaidošu stāvokli.

Iebildumi pret jonu teoriju.

Visasakais ierocis, kuru ta laika ķimīķi vērsa pret Āreniusu, bij sekošs iebildums. „Jonu hipoteze — teica tās pretinieki — pielaiž, ka visi sāļi ūdens šķīdumā sadalas savās sastāvdaļās, piem. chlornatrijs — natrijā un chlorā. Kā tabelē redzams, sadalas izšķīdinātā sāļa lielākā daļa (piem. 82<sup>o</sup>% chlornatrija). Tomēr katram ķimīķim taču zinams, ka natrijs ir metāls, kas visai enerģiski iedarbojas uz ūdeni, atdalidams no tā ūdeņradi. Tāpat ir zinams, ka chlors — zaļa gāze ar nepatīkamu smaku. Turpretim chlornatrija šķīdums neuzrāda ne natrija, nedz arī chlora īpašības.“

Ķīmiskais  
iebildums.

Āreniusa domu biedri atbildeja pret šādu iebildumu apmēram šādi:

„Mēs nebūt neapgalvojam, ka chlornatrijs sadalas metaliskā natrijā un gāzejadā chlorā, — bet natrija jonā Na un chlora jonā Cl'. Šo elementu joni ir pavisam kas cits nekā tās elementu formas, kas pazīstamas brīvā stāvoklī. Joni atšķiras no neitralām molekulām, starp citu, ar to, ka tie satur visai lielus elektriskos lādiņus. Tie ir savā ziņā elementu alotropiski veidi, kā, piem. dimants un grafīts, vaj baltais un sarkanais fosfors. Tikai tad, kad joni zaudē savus elektriskos lādiņus, tie pārvēršas parastos (neitralos) elementu veidos: natrija jons izlādedamies pārvēršas metaliskā natrijā un sadala ūdeni, chlora jons — gāzejadā zaļganā chlorā. Ša izlāde norisinās pie elektrodiem elektrolizē, t. i. kad caur šķīdumu iet strāva.“

Otram iebildumam pret jonu hipotezi bij vairak fizikals raksturs.

Fizikalais  
iebildums.

„Ja pieņemam, ka jebkura elektrolīta šķīdumā viens pie otra atrodas pozitīvi un negatīvi pielādeti joni, tad kā lai izskaidro faktu, ka pozitīvie joni, pieskaroties negatīviem, neizlādejas un nerada neitralas daļiņas?“

Uz to jonu hipotezes piekriteji atbildeja:

„Jonus vienu no otra atšķir šķīdinatajs. Šķīdinatajs, līdzīgi stiklam Leidenes pudelē, izpildidams dielektrika lomu, neļauj pozitīviem un negatīviem joniem savā starpā izlādeties.“

Nernsts šajā virzienā gāja vēl tālāk un reizē ar Dž. Tomsonu nāca pie slēdziena, ka disociācija atkarajas no dielektriskās konstantes lieluma. Jo elektrostatika māca, ka divu preteju elektrisko lādiņu savstarpejais pievilkšanas spēks preteji proporcionāls vides dielektriskai konstantei. Tā tad: ja šķīdinātāja dielektriskā konstante maza, jonu savstarpejās pievilkšanas spēks pārvar vides pretestību un pretejie joni izlādejas. Bet ja šķīdinātāja dielektriskā konstante liela, tad pārvar

Dielektriskās  
konstantes  
iespāids uz  
šķīdinātāju  
jonizejošo  
spēju.

jona atšķirošais spēks (kura daba līdz šim vēl mums ne-  
skaidra). No ta Nernsts un Tomsons taisija slēdzienu, ka

„šķīdinātāja jonizējošai spējai jābūt jo lie-  
lakai, jo lielākā viņa dielektriskā konstante.“

Starp pazīstamiem šķīdinātajiem vislielākā dielektriskā kon-  
stante, pēc Šlundta (Schlundt) pētījumiem, ir bezūdens zilskābei.  
Un tiešām, Centneršvers atrada, ka dažu elektrolītu elektrības  
vadītspēja šķidrā zilskābē tik liela, ka ta pārspēj šo pašu elektro-  
lītu ūdens šķīdumu vadītspēju (sal. I. s., 268. lp. p.). Ar to iz-  
cilus kārtā tika kvantitatīvi pierādīts paralelisms starp dielek-  
trisko konstanti un jonizejošo spēju. Ša sakara matematisko for-  
mulejumu deva Valdens.

Valdena  
likums.

Šis pētnieks, noteikdams „normala elektrolīta“ (tetraetil-  
amonija jodīda) disociācijas pakāpi dažādos šķīdinātajos, at-  
rada, ka

„šķīdinātāja dielektriskās konstantes reizinājums ar at-  
šķaidījuma kubisko sakni pie noteiktas disociācijas pa-  
kāpes visiem šķīdinātajiem ir konstants lielums, t. i.

$$E \sqrt[3]{v} = \text{Const.}$$

Šās konstantes lielums, pēc Valdena domam, atkarajas  
tikai no disociācijas pakāpes, kuru izvēlamies kā dotā elektrolīta  
jonizācijas mērauklu dažādos šķīdinātajos.

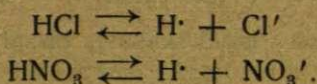
Jonu teorijas  
Ostvalda  
apstiprina-  
jums.

Jebkurai hipotezei kā viņas dzīves spēju kritēriju uzlūko  
tās radošo spēku. Auglīga hipoteze neaprobežojas tikai ar to  
parādību „izskaidrojumu“, kam ta radīta, bet izplēsdama savu  
radiusu, ta noved pie secinājumiem, kas pieder jaunām nozārem,  
kuras neietilpst iepriekšējo parādību apjomā. Jonu hipoteze spī-  
doši iztureja šo pārbaudījumu. Celta uz šķīdumu elektrības  
vadītspējas izmērojumu pamata un viņu sakara ar osmotisko spie-  
dienu, ta pamazam izauga par vispāreju sāļu šķīdumu teoriju un  
deva iespēju iepriekš noteikt visdažādākās elektrolītu īpašības.  
Šeit jāatzīmē, ka Areniusa teorijai jāpateicas Ostvaldam par  
to, ka tas viņu pakāpeniski pielietoja dažādās ķīmijas nozarēs un  
eksperimentāli pārbaudīja no tam iespējamās sekas. Viņš bij  
viens no pirmajiem, kas nojauta šās jaunās idejas lielo nākotni.  
Viņa pētījumi, kā arī viņa skolnieku darbi, kas pastrādāti zem  
viņa vadības, lielā mērā veicināja jonu hipotezes atzišanu zinā-  
tiskā pasaulē.

Skābju  
disociācija.

Jonu hipoteze pirmā kārtā mainīja mūsu uzskatus par skābju  
un bāžu dabu. Senāk mēs skābes uzlūkojām kā tādus ūdeņ-  
ražā savienojumus, kuros ūdeņradis apmainams pret

metaliem (I. s., 71. lp. p.). Pēc jonu hipotēzes, skābes sadalās ūdeņraža jonā un anjonā, kas sastāv no skābes atliekas (radikāla), piem.:

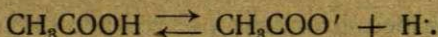


Skābju disociācijas pakāpi nosaka viņu elektrības vadītspēja pēc formulas, kas pieviesta 32. lp. p. Tādā kārtā uz jonu hipotēzes pamata rodams jauns skābes defīnejums.

„Par skābēm sauc vielas, kuŗas ūdens šķīdumos rada ūdeņraža jonus.“

Neilgi pēc Areniusa darba publicēšanas Ostvalds faktiski pierādīja, ka skābes stiprums tieši saistīts ar viņas disociācijas pakāpi. Jo lielāka skābes disociācijas pakāpe dotā atšķaidījumā, jo lielāka tās tieksme pret bāzēm (sal. I., 290. lp. p.).

Attiecībā uz vājām skābēm Ostvalds pierādīja, ka līdzsvars, kas iegūstams disociācijā, kā apgriezeniskā reakcijā, starp nedisociētu skābi un viņas joniem, pilnīgi padots vispārejam aktīvo masu likumam (I. s., 84. lp. p.). Kā piemēru aplūkosim vājas organiskas skābes, kāda ir etiķskābe  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , disociāciju. Tās disociācija notiek pēc nolīdzinājuma:



Pieņemsim, ka vienā šķīduma litrā esam izšķīdinājuši  $m$  molus skābes un ka pie tam skābes  $n$  moli sadalījušies jonus. Tādā gadījumā

nedisociētas $\text{CH}_3\text{COOH}$ koncentrācija	= $m - n$
$\text{CH}_3\text{COO}'$ jonu koncentrācija	= $n$
$\text{H}^{\cdot}$ jonu koncentrācija	= $n$

Pēc aktīvo masu likuma, līdzsvara stāvoklim piemērojama šāda attiecība:

$$\frac{n^2}{m - n} = K,$$

pie kam  $K$  — konstants lielums. Ņemot tālāk vērā, ka disociācijas pakāpe  $\alpha = \frac{n}{m}$  (32. lp. p.), un izdalot mūsu nolīdzinājuma skaitītāju un saucēju uz  $m^2$ , dabonam:

$$\frac{\frac{n^2}{m^2}}{\frac{1}{m} \left(1 - \frac{n}{m}\right)} = K$$

Ostvalda  
atšķaidīšanas  
likums.

$$\frac{a^2 m}{(1-a)} = K.$$

Apzīmējot  $\frac{1}{m} = v$  (pie kam  $v =$  šķīduma litru skaits, kurā izšķīdināts viens mols skābes), varam rakstīt:

$$\frac{a^2}{v(1-a)} = K.$$

Disociācijas pakāpe  $a$  noteicama no elektrības vadītspējas  $\mu$  pēc 32. lp. p. pievestā nolīdzinājuma:

$$a = \frac{\mu}{\mu_{\infty}}.$$

Ieliekot šo lielumu iepriekšējā nolīdzinājumā, dabonam:

$$\frac{\mu^2}{\mu_{\infty}(\mu_{\infty} - \mu)v} = K.$$

Skābju tieksmes lielums.  $K$  — sauc „tieksmes konstanti“, jo ta nosaka dotās skābes stiprumu. Cik lielā mērā šo nolīdzinājumu apstiprina eksperiments, redzams sekošā tabelē:

**Tabele 75.**

Etīkskābes disociācija pie 25° pēc Ostvalda.

$v$	$\mu$	$a \cdot 100$	$K \cdot 10^5$
8	4,34	1,193%	1,80
16	6,10	1,673	1,79
32	8,65	2,380	1,82
64	12,09	3,33	1,79
128	16,99	4,68	1,79
256	23,82	6,56	1,80
512	32,20	9,14	1,80
1024	46,00	12,66	1,78
$\infty$	364	—	—

Tieksmes konstante:  $K = 0,0000179$

Tieksmes konstantes fizikalā nozīme.

Kāda ir tieksmes konstantes fizikalā nozīme? Ja pieņemam iepriekšējā nolīdzinājumā, ka  $a^2 = 1 - a$ , tad konstantei  $K$  dabonam šādu izteiksmi:

$$K = \frac{1}{v} = C,$$

pie kam  $C =$  koncentrācija, t. i. skābes molu skaits šķīduma vienā  $\text{cm}^3$ .

No otras puses nolīdzinājums  $\alpha^2 = 1 - \alpha$  dod:

$$\alpha = -\frac{1}{2} + \sqrt{\frac{1}{4} + 1} = 0,618.$$

No ta tieksmes konstantei varam dot šādu definejumu:

„Skābes tieksmes konstante vienāda ar tādu koncentrāciju, kurā skābes šķīduma disociācijas pakāpe sasniedz 61,8%.”

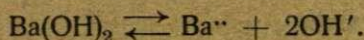
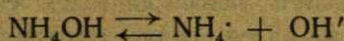
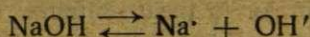
Ņņem tomēr vērā, ka Ostvalda atšķaidīšanas likums attiecināms tikai uz vājiem elektrolītiem, t. i. uz tādiem, kuri tikai nelielā mērā disociē jonus.

Izņēmumi.

Ari bāzēm jonu teorija dod sekošu noteiktu definejumu:

Bāžu disociācija.

„bāzes saucam visus tos savienojumus, kuri ūdens šķīdumā rada hidroksila jonu OH’,” piem.,



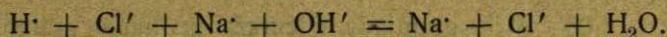
Glūži tāpat kā skābju stiprums, arī bāžu stiprums atkārjas no viņu disociācijas pakāpes. Raugoties no šā viedokļa, kodīgais nātrijs ir stiprāka bāze nekā amonjaks. Tas redzams 74. tabelē (33. lpp.).

Stipru skābju neitralizācijas process ar stiprām bāzēm jonu teorijas apgaismojumā pieņem daudz vienkāršāku veidu nekā agrāk aplūkojam (I. s., 44. lpp.). Sālsskābes neitralizāciju ar kodīgo nātriju agrāk izteicam šādā nolīdzinājumā:

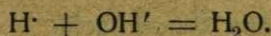
Neitralizācijas process.



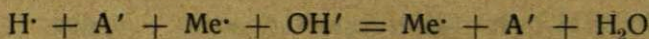
Bet ņņemot tagad vērā, ka sālsskābe un kodīgais nātrijs, kā arī chlornātrijs sadalās jonus, minētais nolīdzinājums jāraksta šādi:



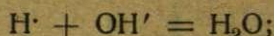
Atmetot pēdejā nolīdzinājumā abās daļās vienādos locekļus: Cl' un Na', iegūstam vēl vienkāršāku neitralizācijas nolīdzinājumu:



Pie šāda rezultāta novedis jebkuras stipras skābes neitralizācija ar stipru sārmu, ja pieņemsim, ka abas šīs vielas (skābe un sārms), kā arī neitralizācijā attīstīties sāls disociē jonus. Vispār neitralizācijas reakcija izteicama sekošā nolīdzinājumā:



t. i.



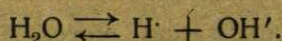
simbols  $A'$  šajos nolidzinajumos apzīmē jebkuras stipras skābes anjonu, un simbols  $Me \cdot$  — jebkuras stipras bāzes katjonu. Ūdens formulu rakstam nedisocietā veidā aiz ta iemesla, ka ta (kā vēlāk redzesim) disociācijas pakāpe ārkārtīgi niecīga. No ta var taisīt slēdzienu, ka vispār

„stipru skābju neutralizācija ar stiprām bāzēm ir nedisociētu ūdens molekulu rašanās no ūdeņraža un hidroksila joniem.“

Šādu uzskatu par neutralizēšanas procesa dabu apstiprina tas apstākļi, ka visas stiprās skābes, neutralizējot ar stiprām bāzēm, attīsta vienu un to pašu siltuma daudzumu, un proti: 13700 kalorijas uz katru skābes un bāzes ekvivalentu. Tā tad ne skābes anjons, ne bāzes katjons neatstāj iespaidu uz neutralizācijas siltuma efektu.

Ūdens  
elektrolitiskā  
disociācija.

Devītā lekcijā (I. s., 92. lp. p.) aizrādīts, ka ūdenim, kas visrūpigākā kārtā tīrīts, tomēr piemīt zināma elektrības vadītspēja. No ta taisams slēdziens, ka tīrs ūdens ļoti vājš elektrolīts, t. i. ka tas visai niecīgā mērā disociē jonus:



Pēc Kohlrausa (Kohlrausch) un Heidveilera (Heydweiller) datiem ūdens elektrolitiskās disociācijas pakāpe (kas nav samaināma ar termisko disociāciju, I. s., 98. lp. p.) ir:

$$\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9} \text{ pie } 25^{\circ}.$$

Šis skaitlis nozīmē, ka no 100 ūdens molekulām tikai  $\frac{18}{100.000.000}$  moli disociējuši jonus. Vienā ūdens litrā pie  $25^{\circ}$  atrodas:

$$c = 1,05 \cdot 10^{-7} \text{ gramjonu ūdeņraža un tikpat gramjonu hidroksila.}$$

Izlietojot ūdens elektrolitiskajā disociācijā vispārīgo aktīvo masu likumu (I. s., 83. lp. p.) un apzīmējot:

$$C_1 = H \cdot \text{ jonu koncentrāciju}$$

$$C_2 = OH' \text{ jonu koncentrāciju}$$

$$C_3 = \text{nedisociētu ūdens molekulu koncentrāciju,}$$

dabonam:

$$\frac{C_1 \cdot C_2}{C_3} = K_1.$$

Ņemot vērā, ka lielā pārsvarā esošo nedisocieto ūdens molekulu koncentrācija konstanta, varam rakstīt, ka

$$C_1 \cdot C_2 = K,$$

ja

$$K = K_1 \cdot C_3.$$

„Ūdens šķīdumos ūdeņraža un hidroksila jonu koncentrāciju reizinājums pastāvīgā temperatūrā ir konstants.“

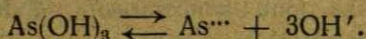
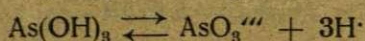
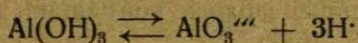
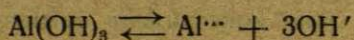
Tīrā ūdenī:

$$c_1 = c_2 = c = 1,05 \cdot 10^{-7}.$$

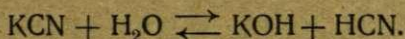
Tapēc tīrā ūdens elektrolitiskās disociācijas konstante pie 25° ir:

$$K = c^2 = (1,05 \cdot 10^{-7})^2 = 1,14 \cdot 10^{-14}.$$

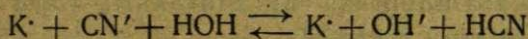
Ūdens disociējot rada kā ūdeņraža, tā arī hidroksila jonus. Tā tad, pēc augšminētiem definējumiem, tas vienā laikā ir skābe un arī sārms. Tādus elektrolītus, kuriem reizā ir skābes un sārna raksturs, sauc amfoterus elektrolītus (sal. I. s., 45. lp. p.). Pie tādiem pieder daži metālu hidroksīdi, piem.:



Ūdens, kā skābe, spēj izvietot citas vājas skābes no viņu sāļiem. Piemēram, ūdenim uz ciankaliju iedarbojoties, pa daļai norisinas cianūdeņraža skābes izvietošana (sal. I. s., 267. lp. p.):



No jonu teorijas viedokļa šā reakcija izteicama šādā nolīdzinājumā:

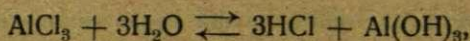


jeb

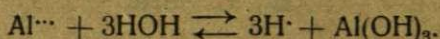


(jo H<sub>2</sub>O un HCN ļoti mazā mērā disociēti jonus). No pēdejā reakcijas nolīdzinājuma redzams, ka šķīdumā pārsvarā atrodas OH' joni. Aiz šā iemesla vāju skābju šķīdumiem vienmēr sārmaina reakcija.

Kā bāze, ūdens var izvietot no sāļiem vājas bāzes. Piemēram, ūdenī šķīdinot alumīnija chlorīdu, ūdens izvietoj no tā alumīnija hidroksīdu:



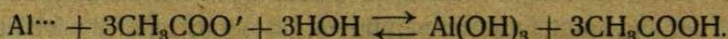
vaj arī, ja šo reakciju rakstam kā jonu nolidzinajumu:



Kā redzam, šķīdumā rodas ūdeņraža jonu pārsvars. Tapēc varam sacīt, ka sāļi, kas sastāv no stiprām skābēm un vājām bāzēm, uzrāda ūdens šķīdumā skābu reakciju.

Šādas reakcijas, kas rodas ūdenim ķīmiski reaģējot uz sāli, sauc hidrolīzi. Ar hidrolīzes parādībam mēs iepazīsimies jau senāk, bet tagad jonu teorijas apgaismojumā tās iegūst jaunu jēdzienu (sal. I. s., 262. lp. p.).

Gadījumā, ja mums darišana ar sāļiem, kas sastādīti no vājām skābēm un vājām bāzēm, ūdens iedarbojas kā uz sāļa katjonu, tā arī uz anjonu, piem., etiķskābam alumīnijam šķīstot, šis sāls sadalās pēc sekošas šēmas:



Gala rezultātā sāļš ar ūdeni sadalās bāzē un skābē. Šādu sadalīšanos sauc hidrolītisku disociāciju (lai atšķirtu no „elektrolītiskās“ disociācijas). Tomēr visos šajos gadījumos ūdeņraža un hidroksila jonu koncentrāciju reizinājumam, saskaņā ar augstāk sacīto, vienmēr jāpaliek konstantam, t. i.

$$C_1 \cdot C_2 = 1,14 \cdot 10^{-14}.$$

Bet ja ūdeņraža jonu koncentrācija šķīdumā lielāka nekā hidroksila jonu koncentrācija, t. i.:

$$C_1 > C_2,$$

tad šķīdums ir skābs; bet ja, turpretim, lielāka hidroksila jonu koncentrācija, t. i.

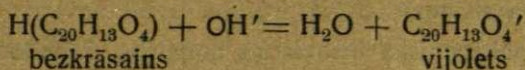
$$C_1 < C_2,$$

tad šādu šķīdumu sauc sārmainu. Neitrālu mēs saucam tādu šķīdumu, kurā ūdeņraža un hidroksila jonu koncentrācijas savā starpā vienādas.

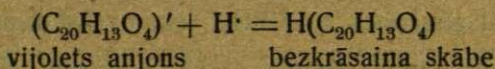
Skābes, vaj bāzes kvantitatīvi noteicot, cenšamies pieļaut skābei „normalu“ sārmi (vaj sārmi „normalu“ skābi) sasniegt neitrālo punktu. Šādu manipulāciju, kā zinām, sauc titrēšanu (I. s., 44. lp. p.). Lai šo neitrālo punktu uztvertu, analīzējamam šķīdumam pieļājam „indikatoru“ (lakmusu, metiloranžu, fenolftaleīnu u. c.). Indikatori ir tādas vielas, kuras, pārejot no ne-disociēta stāvokļa jonu stāvokli, maina savu krāsu. Tā, piemēram, fenolftaleīns ir organiska skābe, kuras sastāvu izteic vispārēja formula:  $\text{H}(\text{C}_{20}\text{H}_{13}\text{O}_4)$ . Ša vājā skābe ūdens šķīdumā gandrīz

Indikatoru  
jonu teorija.

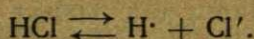
pavisam nav disociēta. Nedisociētā veidā tā ir bezkrāsaina. Bet hidroksila jonu klātbūtnē notiek neitralizācija:



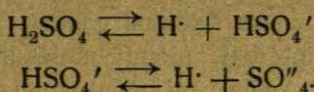
Šajā reakcijā attīstījušies anjoni  $\text{C}_{20}\text{H}_{13}\text{O}_4'$  nokrāsoti vijoleti. Ša krāsa ir ļoti jūtīgs hidroksila jonu pārsvara norādītājs (indikators). Turpretim, skābi pieļojot, krāsa pazūd, jo tad notiek preteja reakcija, un proti:



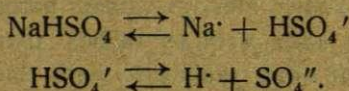
Ja mums darišana ar bināru elektrolītu (t. i. ar tādu, kurš sadalās tikai divos jonus, piem.  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ), disociācijas reakcija norisinās tikai pēc vienas šēmas, piem.:



Bet tādos gadījumos, kad disociācijā attīstas trīs, vaj vairāk jonu, disociācija norisinās vairākās fāzēs, piem.:

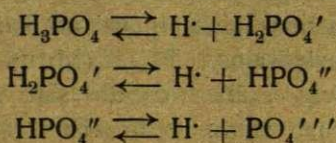


Šajā gadījumā bez divvērtīga jona  $\text{SO}_4''$  attīstas arī, kā starpprodukts, vienvērtīgs jons  $\text{HSO}_4'$ . Pēdējais attīstas arī sērskābes skābajiem sāļiem disociējot, piem.:



No skābu sāļu disociācijas pētījumiem izvedams slēdziens, ka otrs ūdeņraža jons atdalās grūtāk nekā pirmais, t. i.  $\text{HSO}_4'$  disociācijas konstante mazāka nekā  $\text{H}_2\text{SO}_4$  disociācijas konstante ( $\text{H}$  un  $\text{HSO}_4'$  jonus). Aiz tā iemesla sērskābe, kuru uzlūko kā divvērtīgu skābi, vājāka nekā vienvērtīgas skābes: sālsskābe, slāpekļskābe u. c. Ja tomēr viņa šās skābes izvieta no sāļiem, tad tikai tapēc, ka tā mazāk gaistoša un iedarbojas vairāk pēc aktīvo masu likuma. Tā izpilda pie tam it kā vienvērtīgas skābes lomu. Tas redzams no piemēriem, kas pievesti 15. lekcijā (I. s., 190. lp. p.) un 22. lekcijā (I. s., 315. lp. p.).

Fosforskābē,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , norisinās sekošas trīs disociācijas stadijas:

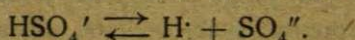
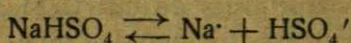


Pakāpeniska disociācija.

Skābu un bāzisku sāļu disociācija.

Pēdejai disociācijas stadijai:  $\text{HPO}_4''$  ir ārkārtīgi niecīga disociācijas pakāpe, kapēc fosforskābe daudzās reakcijās darbojas kā divvērtīga skābe.

Šāda pakāpeniska disociācija norisinās, šķīdinot ūdenī skābus un bāziskus sāļus, piem.:



Stipru elektrolītu īpašības vienādas ar jonu īpašību zumu.

Noteicot skāba sāļa šķīdumā ūdenīraža jonu koncentrāciju, varam atrast sērskābes, t. i.  $\text{HSO}_4'$  jona otrās disociācijas pakāpi.

Jau savā pirmā klasiskā darbā „par vielu disociāciju ūdens šķīdumos“ Areniuss aizrādīja, ka vispārējās ūdens šķīdumu īpašības pilnīgi apstiprina viņa hipotēzi. Jo jau tajā laikā bij zināms, ka

„sāļu šķīdumu (un vispār stipru elektrolītu) īpašības ir viņu sastāvdaļu (jonu) īpašību zuma“.

Šis princips no jonu teorijas viedokļa uzlūkojams kā ta apstākļa sekas, ka sāļi ūdens šķīdumā gandrīz pilnīgi sadalās jonos. Tapēc sāļa jebkurai īpašībai, piem., molekulāram tilpumam šķīdumā, staru laušanas spējai, vaj arī īpatņam siltumam u. t. t. jāzūmejas no attiecīgām atsevišķu jonu īpašībām. Tiesa: mēs nevaram jonus atsevišķi izolet. Mēs tā tad nevaram noteikt „atsevišķu“ jonu īpašības un tādā ceļā tieši pārbaudīt augstāk minēto principu. Tomēr mēs to varam pārbaudīt netiešā ceļā, un proti: salīdzinot kādu vienas skābes divu sāļu (piem., KCl un NaCl) īpašību ar citas skābes šo pašu metālu (piem.,  $\text{KNO}_3$  un  $\text{NaNO}_3$ ) sāļu minēto īpašību. Ja pirmo divu sāļu īpatņiem tilpumi šķīdumā ir a un b, bet otriem sāļiem: c un d, tad pareizai jābūt šādai vienādībai:

$$a - b = c - d.$$

Šā apstiprinās vienādu jonu saturošu sāļu īpašību diferences pastāvība pie īpatņiem tilpumiem, staru laušanas spējām, elektrības vadītspējām un citām stipru elektrolītu ūdens šķīdumu fizikalām īpašībām.

Elektrolītu polarizācijas plāksmja griešanas spēja.

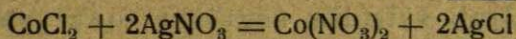
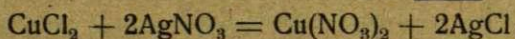
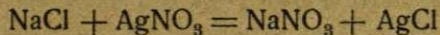
Sevišķu interesi rada tie gadījumi, kuros pētāmā īpašība piemīt tikai vienam jonam, bet priekš otra jona tās nozīme līdzinās nullei. Tāds gadījums novērojams, kad viens no joniem griež polarizētas gaismas plāksmi, vaj arī kad viens jons nokrāsots, bet otrs — bezkrāsains. Tā, Valdens pierādīja, ka vienas un tās pašas aktīvās skābes dažādi sāļi griež polarizētas gaismas plāksmi par vienu un to pašu leņķi. Bet Ostvalds

atrada, ka vienas un tās pašas skābes sāļiem ir vienads adsorb-  
cijas spektrs, ja skābes jons krāsains. Piemēram, visi manganati  
ūdens šķīdumā nokrāsoti vijoletā krāsā, kaut gan cietā veidā  
viņu krāsa dažāda.

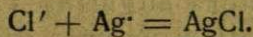
To uzskatami apstiprina dažu krāsainu sāļu krāsas salīdzinājums spirtā un ūdens šķīdumā. Kobalta chlorida spirta šķīdumam zila krāsa, bet kobalta nitrata spirta šķīdumam — sarkana krāsa. Šās krāsas tā tad raksturīgas nedisocietiēm sāļiem. Abus šķīdumus ar ūdeni atšķaidot, novērojam, ka tie abi nokrāsojas vienādā rozā krāsā. Ta ir kobalta jonu krāsa. Jonu krāsa.

Vaļa chlorida (kuprichlorida) spirta šķīdums nokrāsots zaļā krāsā, bet vaļa nitrata spirta šķīdumam zilgana krāsa. Abus šķīdumus atšķaidot ar ūdeni, tie pieņem vienadu zilu krāsu. Pirmā gadījumā mēs novērojam nedisocietu sāļu krāsu, otrā — vaļa jonu krāsu.

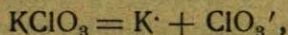
Mēs iepriekšējās lekcijās vairākkārt novērojām, ka vienas un tās pašas skābes dažādi sāļi uzrāda vienādas ķīmiskas reakcijas, un proti, tās reakcijas, kas dotai skābei raksturīgas. Tā, piem., visi chlorīdi (chlorūdeņraža skābes sāļi) uzrāda tās pat reakcijas, kā brīva sālsskābe (sal. I. s., 321. lp. p.). Ar sudraba nitrata šķīdumu tie rada baltu sudraba chlorida nogulsni, kas šķīst amonjakā: Jonu reakcijas.



Tā tad: reakcija ar sudraba nitrātu — raksturīga chlora jonam:



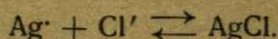
Saprotams, ka chlora savienojumi, kuri ūdens šķīdumā neatdala chlora jonu, piem.,  $\text{KClO}_3$  un  $\text{CHCl}_3$ , ar sudraba nitrātu reakciju nedod, jo chlorskābais kalcijs rada  $\text{ClO}_3'$  jonu:



bet chloroforms ( $\text{CHCl}_3$ ) nesadalās nemaz jonos. Tādā kārtā visa analītiskā ķīmija atbalstas uz jonu reakcijām. Tikai tam apstāklim pateicoties, ka elektrolīti sadalās jonos, varam šķīdumā konstatēt doto elementu, vaj radikālu, neatkarīgi no tā, ar kādu citu radikālu, vaj elementu tas savienots.

Šis jonu reakcijas neatkarības princips, kuru analītiķi neapzinīgi jau sen lietoja, apstiprinās ne tikai kvalitatīvi, bet arī kvantitatīvi. Jonu attīstīšanās reakcija nenorisinas pilnīgi, bet

nokļūst noteiktā līdzsvara stāvokli. Tā kā visas vielas zināmā mērā šķīst ūdenī, tad sudraba chlorīdu nogulsnejoj, šķīdumā rodas līdzsvars:



Šķīstamības  
reizinājums.

Apzīmejojot visu līdzsvarā esošo komponentu koncentrācijas ar a, b un c, un proti:

a = Ag<sup>+</sup> mol-jonu skaits vienā litrā šķīduma

b = Cl<sup>-</sup> " " " " " "

c = AgCl molu " " " " "

mēs varam, saskaņā ar aktīvo masu likumu, rakstīt šādu nolīdzinājumu:

$$\frac{ab}{c} = K.$$

Tā kā sudraba chlorīds izkrit kā nogulsnis, tad šķīdums ar šo vielu piesātināts, un pastāvīgā temperatūrā

$$c = \text{Const.}$$

Apzīmejojot divu konstantu reizinājumu  $K \times c$  ar jaunu konstanti

$$K \times c = L,$$

dabonām:

$$ab = L.$$

„Grūti šķīstošu nogulšņu jonu koncentrāciju reizinājums dotā temperatūrā ir konstants.“

Šo lielumu L sauc „šķīstamības reizinājumu“. No šķīstamības reizinājuma konstantā rakstura izvedams slēdziens, ka

„grūti šķīstoša nogulšņa viena jona koncentrācijas palielinājums pamazina nogulšņa šķīstamību.“

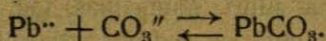
Jo palielinot šķīdumā Ag<sup>+</sup> jonu koncentrāciju, b koncentrācijai jāpamazinas (lai reizinājums a b paliktu konstants). Tas notiek, ja daļa sudraba chlorīda atdalās kā nogulsnis. Tādu pašu rezultātu iegūstam, pielejot šķīdumā Cl<sup>-</sup> jonus pārsvarā, t. i. palielinot jonu koncentrācijas reizinājumā b.

Ja samaisam ekvivalentus nātrija chlorīda un sudraba nitrāta šķīdumus, rodas sudraba chlorīda nogulsnis. Nofiltrējot iegūto šķīdumu, novērojam, ka tam pielejot pārsvarā NaCl šķīdumu, vaj arī pārsvarā AgNO<sub>3</sub> šķīdumu, vēl tomēr rodas duļķis. Abos gadījumos līdzsvars zūd vienam reizulim „šķīstamības reizinājumā“ palielinoties. Un vispārīgi, pielejot nogulsnejošo

reaktīvu pārsvarā, nogulšņa šķīstamība pamazinas. Šo principu bieži lieto analītiskā ķīmijā.

Ari nogulšņu šķīstamība skābēs padota vispārējam „šķīstamības reizinājuma konstantes” principam. Kā piemēru aplūkosim svina karbonāta šķīstamību skābēs. Tā kā šis sāls grūti šķīst ūdenī, tas rodas kā nogulsnis,  $Pb^{2+}$  un  $CO_3^{2-}$  joniem iedarbojoties savā starpā.

Nogulšņu  
šķīstamība  
skābēs.

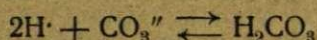


Šķīdumā pastāv līdzsvars, kuru noteic šķīstamības reizinājums:

$$a \cdot b = L.$$

(pie kam  $a = Pb^{2+}$  jonu koncentrācija,  $b = CO_3^{2-}$  jonu koncentrācija). Pielejot stipru skābi (piem., slāpekļskābi), šķīdumā rodas ūdeņraža joni, kas reaģē ar ogļskābes anjoniem pēc līdzinājuma:

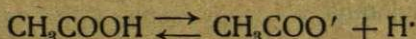
Stipru skābju  
iedarbība.



(jo ogļskābe disociē ļoti mazā mērā). Caur to reizulis b pamazinas. Aiz ša iemesla attiecīgi jāpalielina b, kas tikai var notikt, nogulsnim  $PbCO_3$  šķīstot. Šis process nobeidzas, kad viss svina karbonāts šķīdis un ogļskābe atdalījusies brīvā veidā.

Ja neitrālā šķīdumā, kas satur svina karbonātu, liesim kādu vāju skābi, piem., etiķskābi, šķīdumā iestāsies līdzsvars tikai tad, kad ūdeņraža jonu koncentrācija būs sasniegusi etiķskābes disociācijas pakāpi:

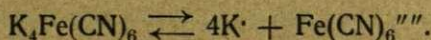
Vāju skābju  
iedarbība.



Svina karbonāta šķīšana šajā momentā apstāsies (sal. I. s., 289. lpp.).

Mēs jau zinām, ka elektrolīti uzrāda viņu jonu reakcijas. Tomēr dažos gadījumos novērojami it kā ša principa izņēmumi. Piemēram, kalija ferociānīds neuzrāda ne dzelzi, ne arī ciana jona reakcijas (sal. I. s., 267. lpp.). Jonu teorija tādos gadījumos noved pie slēdziena, ka disociācijā rodas nevis vienkārši, bet komplicēti joni. Šajā gadījumā rodas komplicēts ferociānions:

Komplicēti  
joni.



Acim redzams, ka šis jons gluži citāds nekā vienkārši  $Fe^{2+}$  un  $CN^-$  joni, kāpēc arī tam sevišķas reakcijas. Un tiešām, Hitorfa jonu pārnesšanas pētījumi pierāda, ka elektrolīzējot kalija ferociānīdu, dzelzi virzas uz anodu. Šis fakts pierāda, ka dzelzi šajā elektrolītā atrodas anjonā.

Komplicēti  
anjoni.

Kompliceti  
katjoni.

Bez komplicetiem anjoniem analitiskā ķīmijā sastopami arī kompliceti katjoni. Tā, piemēram, sudraba chlorida šķīšana amonjakā izskaidrojama ar kompliceta katjona  $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2$  attīstīšanos:

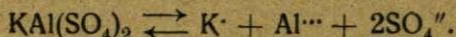


Nogulsņu  
šķīšana kā  
komplicetu  
jonu rašanās  
sekas.

Tā kā komplicetam katjonam  $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$  izceloties,  $\text{Ag}^+$  jonu koncentrācija šķīdumā stipri pamazinas, tad, lai uzturētu spēkā „šķīstamības reizinājumu” — sudraba chloridam pamazām jāizšķīst, kas faktiski notiek.

Dubultsāļi  
un sāļu  
kompleksi.

Ķīmijā bieži novērojama šādu komplicetu sāļu izcelšanās. Tikai tie visi nespēj ūdens šķīdumā radīt arī komplicetus jonus. Tā, piemēram, alauns ūdenī šķīsdams sadalas atsevišķos jonus:



Uz priekšu tapēc šķīrosim „dubultsāļus” (divsāļus), t. i. tādus, kuri ūdens šķīdumā sadalas sastāvdaļās, no kompleksu sāļiem, kuri rada komplicetus jonus. Tomēr arī šeit pastāv vidus locekļi.

Jonu reakcijas  
norisinās  
ātri.

Visu sacīto apvienojot, var teikt, ka ūdens šķīdumu ķīmija galvenā kārtā ir jonu ķīmija. Raksturīgākā izšķīdušu elektrolītu reakciju iezīme ir ta, ka visas šās reakcijas norisinās acumirkli, t. i. ar ļoti lielu ātrumu. Ar to jonu reakcijas savā būtībā atšķiras no nejonizētu vielu reakcijām, kuras pastāvīgi nāk priekšā organiskā ķīmijā.

## Divdesmit devītā lekcija.

### Sārnu metali (turpinājums) kalijs, rubidijs un cezijs.

Kalijs. — Atrašanās. — Elements kalijs. — Fizikalās īpašības. — Izlietošana. — Ķīmiskās īpašības. — Kalija hidrīds, KH. — Kausejumi ar metaliem. — Kalija oksīds un peroksīds. — Kalija hidroksīds. — Chlorkalijs. — Bromkalijs. — Kalija karbonāts. — Kalija bikarbonāts. — Ciankalijs. — Kalija bitartarāts. — Kalija silikāts un kalija fluorsilikāts. — Kalija nitrīts. — Kalija nitrāts. — Kalija sulfāts un bisulfāts. — Kalija chlorāts. — Kalija perchlorāts. — Kalija chlorplatināts. — Kalija sāļu fizioloģiskā darbība. — Radioaktivitāte. — Liesmas nokrāsojums. — Rubidijs un cezijs. — Atrašanās. — Atdalīšana. — Rubidijs. — Rubidija hidroksīds. — Rubidija sāļi. — Cezijs. — Cezijs sāļi. — Rubidija un cezijs polihalogēni. — Spektrālanalīze. — Saules spektrs. — Spektrālie aparāti. — Elementu spektri. — Liniju spektri un joslu spektri. — Jaunu elementu atrašana. — Debesspīdekļu spektri. — Adsorbcijas likums. — Saules sastāvs. — Sveši elementi. — Sārnu metālu vispārīgs pārskaits. — Analģijas. — Fizikalās īpašības. — Sāļu šķīstamība. — Sāļu rašanās siltumi. — Karbonātu disociācijas spiedieni. — Sārnu metālu hidroksīdu molekularā elektrības vadītspēja. — Sārnu disociācijas pakāpe un stiprums. — Sārnu metālu pozitīvā rakstura pastiprinašanās, to atomu svariem palielinoties. — Šās parādības izskaidrojums. — Apvienojums. —

### Kalijs.

Kalijs izplatīts dabā gandrīz vienādā daudzumā ar natriju Atrašanās. (sal. I. s., 41. lp. p.). Starpība ir tikai tāda, ka natrija savienojumi atrodas galvenā kārtā mūsu planētas šķīdrajā daļā, bet kalija savienojumi — pa lielākai daļai viņas cietajā čaulā, t. i. zemes augsnē. Šās starpības iemesls meklejams sevišķā augsnes īpašībā: adsorbēt kalija sāļus daudz lielākā mērā nekā natrija sāļus. Tapēc lietūs ūdens, tecedams caur augsnes irdeno kārtu, izskalo natrija sāļus, kuri pēc tam nokļūst upēs un jūrās (sal. I. s., 90. lp. p.). Turpretim kalija sāļus augsne aiztur. No augsnes tos uzsūc stādi, kuriem šie sāļi ir ļoti svarīga un nepieciešama barība. Stādus un sevišķi koku sadedzinot, kalijs paliek pelnos kā ogļskābais kalijs,  $K_2CO_3$ . Tā kā malkas pelni satur 9—10%  $K_2CO_3$ , senāk šo produktu ieguva, atskalojot no pelniem. No tā cēlies nosaukums „potašs“ (Pott-Asche).

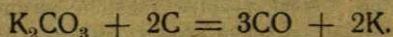
Ap pagājušā gadsimteņa sešdesmitiem gadiem kalija savienojumus sāka Stasfurtā iegūt no „sāļu atkritumiem“. Šajos iegulumos kalija sāļi pārklāj akmeņsāļi vairāk metru dziļiem slāņiem. Lai piekļūtu akmeņsāļa slāņiem, šos kalija sāļus, kā rūgtus, senāk vienkārši izmeta. Šimbrīžam šie „sāļu atkritumi“ ir visai vērtīgs materiāls kā visu kalija savienojumu pagatavošanai, tā arī augsnes mēslošanai. Šie sāļi — svarīgs tautas bagātību avots Vācijā.

Kalijs sāļu iegulumos sastopams pa daļai kā chlorkalijs, KCl, mineralā silvinā, pa daļai kā chlorkalija un magnija sāļu dubultsāļi: piem., karnalīts ir chlorkalija un chlormagnija dubultsāls; KCl.MgCl<sub>2</sub>.6H<sub>2</sub>O; kainīts — chlorkalija un sērskābā magnija dubultsāls: KCl.MgSO<sub>4</sub>.3H<sub>2</sub>O. Kainītu lieto lauksaimniecībā kā mākslīgus mēslus.

Bet arī bez tam kalijs ir visai izplatīts elements zemes čaulā un sastopams daudzos plaši pazīstamos mineralos un iežos. Laukšpats, vizulis un māli satur kalija silikatus kopā ar citu metālu, kā kalcija, alumīnija u. c. silikātiem. Tomēr šo dabīgo produktu pārstrādašana kalija sāļos Stasfurtas sāļu lielā lētuma dēļ šimbrīžam neatmaksajas.

Elements  
kalijs.

Metālisko kaliju senāk ieguva karsejot vīnakmeni dzelzs retortās līdz baltai kvēlei. Ša viela, kas uzlūkojama kā vīnskābes skābais sāls, KHC<sub>4</sub>H<sub>4</sub>O<sub>6</sub>, karsejot sadalās un rada maisījumu, kas sastāv no ogļskābā kalija un sasmalcinātas ogles. Karsejot tālāk, ogle reducē ogļskābo kaliju pēc nolidzinājuma:



Kaliju pārdēstīlēt retortā un kondensē zem petrolejas. Tomēr šajā reakcijā daļa kalija viegli savienojas ar oglekļa oksīdu un rada eksplodejošu savienojumu C<sub>6</sub>(OK)<sub>6</sub>. Aiz ša iemesla šādi iegūto kaliju bīstami lietot reakcijās.

Šimbrīžam kaliju iegūst galvenā kārtā elektrolīzē ar izkautu kodīgo kaliju aparātu, kas līdzīgi tiem, kādos iegūst elektrolītiskā ceļā nātriju.

Fizikalās  
īpašības.

Pārgriezta kalija gabaliņa tīra virsma balti-spoža kā sudrabam. Tomēr tā gaisā ātri kļūst neskaidra, pārvēršdamies kodīgā kalijā un karbonātā. Tapēc kalijs uzglabājams zem petrolejas, vaj arī parafina eļļā. Kalijs kūst zemākā temperatūrā (62,5°) nekā nātrijs; tas parastā temperatūrā mīksts un viegli griežams ar nazi. Pie 757,5° tas vāras pie atmosfēras spiediena un attīsta zaļus tvaikus. Kalija tvaika blīvums atbilst formulai: K<sub>1</sub>; tas norāda, ka kalija tvaiku molekulas, tāpat kā citu sārņu metālu tvaiku molekulas, satur vienu atomu. Tāds uzskats apstiprinās, novērojot kalija kausejumu ar citiem metāliem sacietēšanas temperatūras pazeminašanos.

Izlietošana.

Tā kā kalijs dārgāks par nātriju, tad to lieto reti un tā vietā pa lielākai daļai iztiek ar nātriju.

Ķīmiskās  
īpašības.

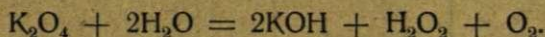
Ķīmiskā ziņā kalijs pilnīgi līdzīgs nātrijam: aizdedzinot, gaisā tas sadeg, un ūdenī aizdegas pats no sevis, attīstīdams kodīgo kaliju. Kalija sāļi pa lielākai daļai šķīst ūdenī, kaut gan vājak nekā nātrija sāļi.

Ari kalijijs, tāpat kā natrijs, 360° temperatūrā savienojas ar ūdeņradi un rada kalija hidridu, KH. Šis savienojums sarkanas kvēles temperatūrā sadalās atkal elementos, gaisā aizdegas un sadala ūdenī.

Kalijijs šķīst dzīvsudrabā, attīstidams amalgamā. Kalija amalgamas, saturošas vairāk nekā 3% kalija, parastā temperatūrā cietas. Starp tām pazīstami noteikti savienojumi KHg un KHg<sub>2</sub>.

Kalija kausejumi ar natriju istabas temperatūrā ir šķīdri. Pēc Kurņakova un Pušina datiem, šo kausejumu eitektiskā temperatūra ir — 12° (sal. I. s., 125. lp. p.).

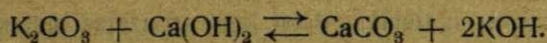
Kalijijs ar skābekli rada divus savienojumus: oksīdu K<sub>2</sub>O un peroksīdu K<sub>2</sub>O<sub>4</sub>. Kalija peroksīds — dzeltena cietā masa — rodas, kalijam degot gaisā vaj skābekli. Tas enerģiski savienojas ar ūdeni, pie kam attīstās kalija hidroksīds, ūdeņraža peroksīds un skābeklis:



Mēs natrija peroksīdu uzskatījam kā ūdeņraža peroksīda, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, sāli; kalija peroksīds, turpretim, jauzlūko kā ūdeņraža „pārperoksīda“ H<sub>2</sub>O<sub>4</sub> (kas brīvā veidā nav zināms) atvasinājums.

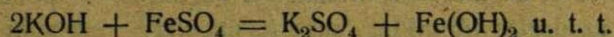
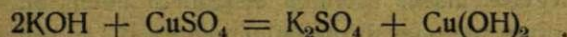
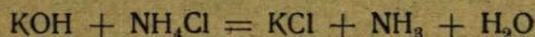
Kalija hidroksīds (kodīgais kalijijs), KOH, pagatavojams pēc divam metodēm, kuras analogiskas kodīgā natrija pagatavošanai (sal. 11. lp. p.), un proti:

- 1) elektrolīzējot chlorkalija šķīdumus (I. s., 298. lp. p.),
- 2) kaustificējot potašu ar kaļķiem pēc sekoša reakcijas nolīdzinājuma:



Pirmā metode ir daudz lētāka un tāpēc to izlieto praktiskā. Parasti tehnisko produktu laiž pārdošanā spieķišos. Tas satur vēl kā piemaisījumu ogļskābo kaliju, kas attīrāms pārkristalizējot spirtā. Kodīgais kalijijs ļoti viegli šķīst ūdenī, atdalidams ļoti daudz siltuma. Gaisā tas ļoti stipri uzsūc ogļskābi un tvaikus un pārvēršas biezā ogļskābā kālija šķīdumā, t. i. izplūst.

Kodīgā kalija ūdens šķīdums ir visstiprākā no pazīstamām bāzēm. Aiz ša iemesla KOH izvieto lielāko daļu sārmu no citu metālu sāļiem, piem.,



Technikā kodīgo kaliju lieto t. s. „zaļo ziepju“ izgatavošanai. Kalija ziepes ir pusšķīdras un ar to tās atšķiras no natrija

ziņem. Bez tam vēl lieto kodīgo kaliju šķīstoša stikla (kalija silikata) pagatavošanai un organiskā ķīmijā krāsu un citu svarīgu organisku preparātu iegūšanai.

Chlorkalijijs  
KCl.

Chlorkaliju iegūst no dabīgiem savienojumiem: silvina un karnalita (sal. 50. lp. p.). Tas kristalīzejas caurspīdīgos kubos un kūst pie 773°. Tas atšķiras no chlornatrija ar to, ka ūdeni paaugstinātā temperatūrā šķīst vieglāk nekā aukstumā, kā redzams sekošā tabelē:

**Tabele 76.**

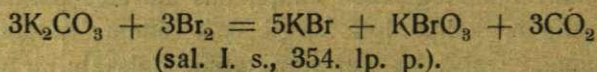
Kalija halogenu sāļu šķīstamība 100 gramos ūdens.

Temperatura	KCl šķīstamība	KBr šķīstamība	KJ šķīstamība
0°	29,3 gr.	53,5 gr.	126 gr.
10°	32,0 "	—	—
15°	33,4 "	58,9 "	—
20°	34,7 "	64,6 "	143 "
30°	37,4 "	—	—
40°	40,1 "	74,6 "	159 "
50°	42,8 "	—	—
60°	45,5 "	84,7 "	175 "
70°	48,3 "	—	—
80°	51,0 "	93,5 "	189 "
90°	53,8 "	—	—
100°	56,6 "	102,1 "	196 "

Chlorkaliju pa lielakai daļai lieto kā izejas materialu kalija sāļu pagatavošanai.

Bromkalijijs,  
KBr.

Bromkaliju pagatavo, ar bromu iedarbojoties uz potaša šķīdumu:

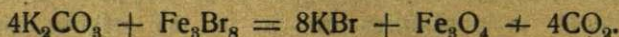


Tā kā šajā reakcijā attīstas arī kalija bromāts, tad iegūto produktu pēc tam vēl samaisa ar ogli un karsē, pie kam bromāts reducējas bromidā:



No iegūtas masas bromīdu atskalo ar ūdeni un kristalizē.

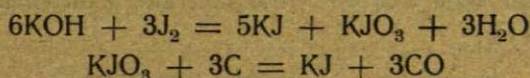
Pēc otras metodes bromkaliju pagatavo, ar potašu iedarbojoties uz dzelzs bromīdu, kuru iegūst tieši sintezējot elementus (dzelzi un bromu):



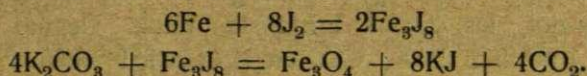
Tīrs bromkalijs kristalīzejas caurspīdīgos kubos. Viņu lieto ārstniecībā, kā arī fotografisko bromsudraba platu pagatavošanai.

Jodkalijs pagatavojams pēc reakcijām, kuras līdzīgas bromkalija pagatavošanas reakcijām, un proti:

1) ar jodu iedarbojoties uz kodīgo kaliju un reducējot jodatu ar ogli:

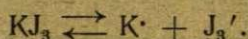


2) ar dzelzs jodīdu iedarbojoties uz potaša šķīdumu:

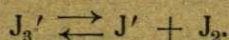


Jodkalijs kristalīzejas caurspīdīgos kubos. Sausā gaisā tas stabils, bet ta šķīdums oksīdejas, atdalīdams jodu. KJ viegli šķīst ūdenī (skat. tabeļi 76), kā arī daudzos citos neorganiskos un organiskos šķīdinātajos ( $\text{SO}_2$ , HCN, spirtā, acetona, pīridīnā u. c.). Šķīdrā sēra dioksīdā jodkalijs rada polimeras molekulas:  $\text{K}_2\text{J}_2$ , ko apstiprina Valdena un Centneršvera pētījumi, noteicot molekularo svaru pēc ebulioskopiskās metodes. Šie autori pierādīja, ka jodkalijs rada ar sēra dioksīdu kompleksus, piem.,  $\text{KJ}(\text{SO}_4)_4$ .

Jodkalija ūdens šķīdumā viegli šķīst jods, pie kam rodas kompleksā sāls  $\text{KJ}_3$ , kas ūdens šķīdumā rada komplicētu anjonu  $\text{J}_3'$ :



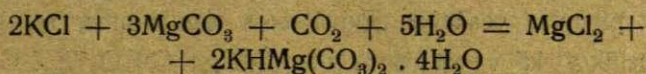
Tomēr joda šķīdumu jodkalijā saskalojot ar sēroglekli, pēdejā izšķīst daļa joda. No ta redzams, ka komplicētais anjons  $\text{J}_3'$  šķīdumā pa daļai sadalās:



Jakovkina pētījumi pierāda, ka ša sadalīšanās notiek ļoti mazā mērā. Šeit, acīmredzot, ir darišana ar polivalentīga joda savienojumu (sal. I. s., 363. lp. p.).

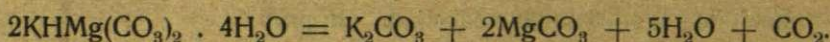
Jodkaliju lieto ārstniecībā (sal. I. s., 363. lp. p.) un fotografijā. Ķīmijas laboratorijā tas visai nepieciešams reaktīvs.

Ogļskābo kaliju (potašu),  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , senak iegūva no stādu pelniem. Šimbrīžam to pagatavo galvenā kārtā no Stasfurtas sāļu atkritumiem, iedarbojoties uz tiem ar ogļskābo magniju un oglekļa dioksīdu. Pie tam attīstas grūti šķīstošs kalija un magnija dubultkarbonats, kas atdalās kā kristalīks nogulsnis:

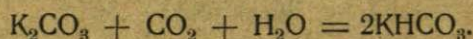


Kalija karbonats,  
 $\text{K}_2\text{CO}_3$

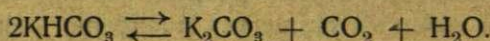
Šis dubultkarbonats karsejot sadalas potašā (šķīdumā), magnija karbonatā un oglekļa dioksidā, pie kam pēdejie divi iet atpakaļ nodarbē:



Potašu tīra, laižot oglekļa dioksīdu koncentretā potaša šķīdumā, kuru silda līdz 60°. Pie tam kalija karbonats pārvēršas bikarbonatā:



Bikarbonats ūdenī šķīst daudz grūtāk nekā karbonats. Šķīdumu dzesejot, tas atdalas kristaliskā veidā. Iegūto produktu sildot no 100° līdz 200°, CO<sub>2</sub> un H<sub>2</sub>O atkal atdalas un tādā kārtā rodas tīrs kalija karbonats (kalium carbonicum):



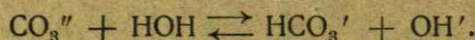
Kalija karbonats ļoti viegli šķīst ūdenī un tapēc gaisā izplūst, radidams biezu sārmainu šķīdumu (oleum tartari). Viņa šķīstamība ūdenī pievesta sekojošā tabelē:

**Tabele 77.**

K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> šķīstamība 100 gramos ūdens:

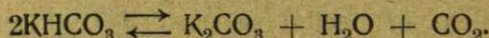
Temperatura:	0°	25°	50°	100°	130°
Šķīstamība:	105	114	121	126	196 gr. K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>

Kalija karbonata ūdens šķīdums uzrāda sārmainu reakciju, jo šķīdumā notiek hidrolīze; karbonata jons reaģē ar ūdeni, attīstidams hidroksila jonus:



Kalija bikarbonats,  
KHCO<sub>3</sub>

Kalija bikarbonats sildot sadalas pēc šāda nolīdzinājuma:



No fāžu teorijas viedokļa šajā reakcijā piedalas trīs komponenti (K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub>) un trīs fāzes (KHCO<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> un H<sub>2</sub>O + CO<sub>2</sub>). Pēc fāžu likuma (I. s., 127. lp. p.):

$$P = n + 2 - F = 3 + 2 - 3 = 2.$$

Sistemai jābūt divvariantai. Bet ja pieņemam, ka CO<sub>2</sub> un H<sub>2</sub>O piedalas reakcijā ekvivalentos daudzumos, šo sistemu varam uzlūkot kā vienvariantu (līdzīgu CaCO<sub>3</sub>  $\rightleftharpoons$  CaO +

+ CO<sub>2</sub>). Tas nozīmē, ka dotā temperatūrā disociācijas spiedienam (kas mērojams ar H<sub>2</sub>O + CO<sub>2</sub> parciālo spiedienu zumu) jābūt pastāvīgam. To apstiprina bikarbonāta disociācijas spiediena mērojumi, kas pievesti sekošā tabelē:

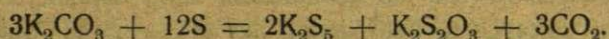
**Tabele 78.**

Reakcijas  $2\text{KHCO}_3 \rightleftharpoons \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$  disociācijas spiedieni pēc L e k e r a (Lescoeur) datiem.

Temperatura	85°	90°	100°	110°	120°	127°
Disociac. spiediens	25	36	65	100	150	198 mm

Potašu technikā lieto, pagatavojot zaļās ziepes, šķīstošu stiklu un grūti kausejamo stiklu (t. s. kalija stiklu).

Potašu sakausejot ar sēru, rodas dzeltena, ūdenī šķīstoša masa, kuru sauc hepar sulfuris (сѣрная печень). Ta ir kalija pentasulfida maisījums ar kalija tiosulfātu:



Hepar sulfuris šķīdums atšķaidītās skābēs rada smalku sēra nogulsni, kuru lieto ārstniecībā zem nosaukuma „lac sulfuris“ (sēra piens).

Ciankaliju technikā pagatavo karsejot dzelteno asins sāli (I. s., 267. lp. p.) ar potašu noslēgtos tīģeļos: Ciankalijs,  
KCN.



Pēc tam no iegūtās masas atskalo šķīstošos produktus ūdenī, no kura kristalizē ciankaliju. Pēdejs satur vēl kalija cianāta, KCNO, piemaisījumus.

Ciankalijs viegli šķīst ūdenī. Ūdens šķīdums lielā mērā hidrolizejas un tapēc uzrāda sārmainu reakciju:

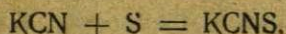


Ciankalijs uzlūkojams arī kā reducētajs, jo ar to kausejot daudzi metālu oksīdi reducējas, piem.,



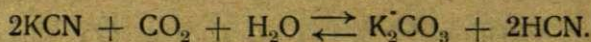
Tādos gadījumos kalija cianīds pārvēršas kalija cianātā (I. s., 268. lp. p.).

Ciankaliju kausejot ar sēru, rodas kalija rodanīds (sal. I. s., 269. lp. p.):



Kalija rodanids visai jūtīgs reaktīvs uz trīsvērtīgas dzelzs sāļiem, jo tas rada ar tiem tumši sarkanu ferirodanīdu,  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ , savienojumu.

Ciankalījs ārkārtīgi nāvīgs: tas kungī ar sālsskābi at-tista zilskābi. Pat gaisa ogļskābe to pa daļai sadala:



Aiz ša iemesla ciankalija kristāli ož pēc zilskābes (rūgtām mandeļem).

Ciankaliju lieto zelta raktuvēs zelta skalošanai no ta amalgamešanas atliekām. Ciankalija kompleksu sāļus lieto galvanoplastikā sudrabošanai un zeltīšanai.

Ar dzelzs, kobalta, niķeļa un daudzu citu metālu cianīdiem tas rada šķīstošus sāļus; aiz ša iemesla ciankalījs izšķīdina dažus grūti šķīstošus nogulšņus.

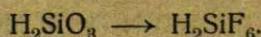
Kalija bitar-tarats,  
 $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$

Pielejot vīnskābi (vēl labāki nātrija bitartarata šķīdumu) kalija sāļa šķīdumam, rodas kristalīks kalija bitartarata (vīnakmeņa) nogulsnis. Tas ir viens no nedaudziem kalija sāļiem, kuri grūti šķīst ūdenī un tapēc to lieto kalija kvalitatīvai noteikšanai šķīdumos.

Kalija sili-kats,  $\text{K}_2\text{SiO}_3$   
un fluorsili-kats,  $\text{K}_2\text{SiF}_6$

Kalija silikātu, no ka sastāv „šķīstošais stikls“, aplūko-sim lekcijā par silīciju.

Silīcijfluorūdeņraža skābe,  $\text{H}_2\text{SiF}_6$ , ir skābekļa apmaiņas produkts pret fluoru silīcijskābē:



Ta ar kalija sāļiem rada grūti šķīstošu kalija fluorsilikātu, kapēc to lieto kā reaktīvu uz kalija jonu šķīdumā:



Kalija nitrīts,  
 $\text{KNO}_2$

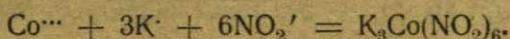
Kalija nitrīts pagatavojams tādā pat ceļā kā nātrija ni-trīts (21. lp. p.) un tam arī tādās pat ķīmiskās īpašības, t. i. tas ūdens šķīdumā hidrolizejas, ar stiprām skābēm atdala slāpekļ-paskābi,  $\text{HNO}_2$ , un tās anhidrīdu,  $\text{N}_2\text{O}_3$ , ar citiem oksidētājiem viegli oksidejas, kā arī viegli reducejas oksidejošos vielu (piem., KCN) klātbūtnē (sal. I. s., 184. lp. p.).

Kalija nitrīts ar kobaltinītrītu rada dzeltenu kompleksa sāli — kalija kobaltinītrītu,  $\text{K}_3\text{Co}(\text{NO}_2)_6$ , kas grūti šķīst ūdenī. Uz to ir pamatota diezgan jūtīga reakcija uz kalija jonu. 30% nā-trija nitrīta šķīdumam pielejām tādu pat tilpumu atšķaidītas etiķ-skābes (un dažus pilienus kobalto-sāļa ( $\text{CoCl}_2$ , vaj  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ ))

šķīduma. Tūlīņ atdalās slāpekļa oksīds un šķidrums nokrāsojas dzeltenā krāsā, jo tajā attīstās kobalti-jons:



Pielejot šam šķīdumam kalija sāļu šķīdumu, rodas dzeltens kristalisks kalija kobaltinitrita nogulsnis:



Kalija nitrāts jau no seniem laikiem pazīstams kā zalpetris. Tas atrodas Rītu Indijā, Tibetā un Eģiptē, kur viņš atīstīties dzīvnieku ekskrementiem pūstot virs kaliju saturošiem iežiem (sal. I. s., 138. lp. p.). No tā cēlies arī viņa nosaukums „sal petri“, kas nozīmē „klinšu sāls“. Šimbrīžam kalija zalpetri iegūst vienīgi no nātrija zalpetra divkārsas apmaiņas ceļā ar chlorkaliju („konversijā“). Reakciju izdara karstā piesātinātā ūdens šķīdumā:

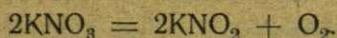


Tā kā chlornātrijs šķīst karstā ūdenī mazāk nekā kalija nitrāts, tas karstā šķīdumā atdalās, bet šķīdumam atdziestot, atdalās kalija nitrāts. Ša reakcija no fāžu likuma viedokļa interesanta arī teoretiski. Tajā nepieciešama 3 komponentu ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ) klātbūtne. Tādā kārtā vienvariantā sistēmā (t. i. jebkurā temperatūrā) fāžu skaits būs:

$$F = n + 2 - 1 = 4.$$

Tā kā divas no šām fāzēm — šķīdums un tvaiks, tad dotā temperatūrā līdzsvarā var atrasties tikai divas cietas fāzes, un proti: vaj nu  $\text{NaNO}_3 + \text{KCl}$ , vaj  $\text{KNO}_3 + \text{NaCl}$ . Meijerhofers (Meyerhoffer) šādas sistēmas nosauca savstarpēji pretejus sāļu pārus un atrada, ka šādiem sāļu pāriem pastāv noteikta pārvēršanās temperatūra: reakcija zem šās temperatūras norisinās pilnīgi vienā virzienā, bet virs pārvēršanās temperatūras — pretežā virzienā līdz reaģejošo sāļu pilnīgai izsīkšanai.

Kalija zalpetris kūst pie  $339^\circ$ , bet sarkanās kvēles temperatūrā zaudē skābekli, pārvēršdamies nitritā:



Viņa šķīstamība, paaugstinot temperatūru, stipri pieaug:

**Tabele 79.**

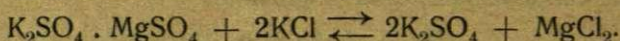
$\text{KNO}_3$  šķīstamība 100 g gramos ūdens.

Temperatūra:	0°	15°	25°	45°	65,5°	100°	114,5°
Šķīstamība:	13,3	26	38,4	74,6	125,4	247	327,4 gr.

Kalija zālpetri lieto „melnā“ pulvera izgatavošanai (I. s., 195. lpp.).

Kalija sulfats  
un bisulfats:  
 $K_2SO_4$  un  
 $KHSO_4$ .

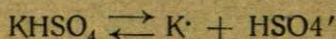
Kalija sulfātu iegūst no minerāla šenīta (kas atrodas Stasfurtas iegurumos un kura sastāvs:  $K_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 6H_2O$ ) divkārsnā apmaiņā ar chlorkaliju:



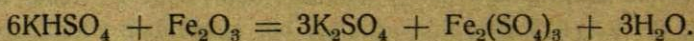
Kalija sulfats no šķīduma kristalīzejas, turpretim magnija chlorīds un daļa nesadalītā sāļa paliek šķīdumā.

Kalija sulfatam videja šķīstamība un tas nerada ar ūdeni hidratātus.

Uz kalija sulfātu vaj chlorīdu iedarbojoties sērskābei, rodas bisulfats,  $KHSO_4$ , kas disociē pēc nolīdzinājuma:



un kuram aiz ša iemesla skāba reakcija. Metalu grūti šķīstošus oksīdus sakausējot ar kalija bisulfātu, pēdejs tos pārvērš sulfatos, piem.,

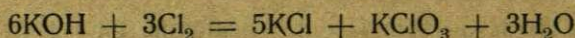


To lieto arī analizēs minerālu šķīdināšanai, kuri satur skābēs nešķīstošus oksīdus.

Kalija chlorats,  
 $KClO_3$ .

Kalija chlorats pagatavojams pēc vispārējām chlorātu iegūšanas metodēm, kas aplūkotas I. sējumā (330. lpp.), un proti:

1) laižot chloru koncentrētā karstā sārma šķīdumā:



vaj 2) elektrolīzējot KCl šķīdumu:



Tādā kārtā viena  $KClO_3$  mola iegūšanai vajadzīgs sešreiz vairāk elektriskās enerģijas (t. i.  $6 \times 96540$  amper-sekundes) nekā ūdeņraža viena gr.-ekvivalenta atdalīšanai.

Kalija chlorats parastā temperatūrā šķīst ūdeni vāji, bet viņa šķīstamība stipri palielinās līdz ar temperatūru. Aiz ša iemesla tas pārkristalīzējot viegli tīrāms. Pat tehniskais preparāts ir ļoti tīrs. Kalija chlorats sildot atdala skābekli (I. s., 332. lpp.) un tapēc ir enerģisks oksīdētājs. Kalija chlorāta maisījumi ar dedzināmām vielām ātri eksplodē. Tapēc nedrīkst chlorāta maisījumu ar fosforu, sēru, ogli, stērķeļiem u. tml. vielām berzt piestiņā. Fosfora maisījums ar kalija chlorātu tik bīstams, ka sprāgst pats no sevis ar lielu spēku. Tapēc tos drīkst sajaukt tikai mitrus, ņemot pie tam gluži niecīgus daudzumus.

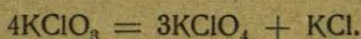
Kalija chlorātu lieto „sērkokciņu“ pagatavošanai, kā arī ārstniecībā (kalium chloricum).

**Tabele 80.**

KClO<sub>3</sub> šķīstamība 100 gramos ūdens.

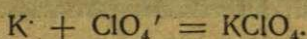
Temperatura:	0°	15°	35°	50°	75°	104,8°
Šķīstamība:	3,3	6,0	12,0	19,0	36,0	60,0 gr.

Kalija chloratu sildot ne augstak pār kušanas temperatūru (480°), tas pārvēršas perchloratā (katalizatoru prombūtnē):



Kalija perchlorats,  
KClO<sub>4</sub>.

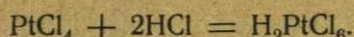
Kalija perchlorats šķīst ūdenī vēl mazākā mērā nekā chlorats, un proti: 100 gramos ūdens pie 0° šķīst tikai 0,71 gr. KClO<sub>4</sub>. Tapēc chlorpārskābe rada ar kalija sāļiem kristalisku perchlorata nogulsni, un ta uzlūkojama kā reāģents uz kalija jonu:



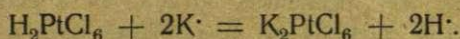
Spiritā kalija perchlorats nešķīst un tapēc no spirta šķīduma iespējams to pat kvantitatīvi nogulsnet.

Platinas chlorīdu izšķīdinot sāļsskābē, rodas chlorplatin-ūdeņraža skābes kompleks:

Kalija chlorplatinats,  
K<sub>2</sub>PtCl<sub>6</sub>.



Ša skābe ar kalija sāļiem rada dzeltenu kristalisku kalija chlorplatinata nogulsni, grūti šķīstošu ūdenī un nešķīstošu spirtā:



Šo reakciju lieto, lai atdalītu kvalitatīvi un kvantitatīvi kaliju no natrija (jo natrija chlorplatinats šķīst ūdenī un spirtā).

Lekcijas sākumā aizrādījam, ka elements kaliji nepieciešams stadiem, lai tie augtu. Bet dzīvniekam un sevišķi cilvēkam kalija sāļi ir kaitīgi. Vardes muskuli ieliekot šķīdumā, kas satur kalija jonus, muskuls tiek paralizēts, t. i. viņš zaudē spēju sarauties no pieskāšanās. Neraugoties uz to, cilvēka organisms vienmēr satur savos audos un sevišķi asinis kalija sāļus. Lebs (Loeb) pierādīja, ka starp natrija, kalija un kalcija sāļiem organismā jābūt noteiktam samēram, lai to šķīdums organismam nekaitētu, citiem vārdiem, natrija un kalcija jonus ievadot šķīdumā, kalija jonu kaitīgais iespaids top novērsts. Ar to arī izskaidrojams apstāklis, ka kaut gan mēs pastāvīgi ar augiem uzņemam organismā lielos daudzumos kalija savienojumus, tomēr tas neatstāj uz veselību kaitīgu iespaidu.

Kalija sāļu fizioloģiskā darbība.

Kalija sāļu  
radioaktivi-  
tate.

Visi kalija savienojumi nepārtraukti izstaro sevišķus starus, kas pēc savām īpašībām līdzīgi katoda stariem (sal. I. s., 229. lp. p.). Tā kā ša īpašība daudz lielākā mērā piemīt otrās grupas elementam radijam, tad šo jautājumu vispusīgi aplūkosim lekcijā par radiju. Šeit atzīmesim tikai, ka kalija savienojumu izstarošanas spēja ārkārtīgi vāja (1000 reiz vājāka nekā urana izstarošanas spēja, kuru parasti pieņem kā pamata vienību radioaktivitātes mērojumos) (zīm. 245).



Zīm. № 245. Chlorkalija iespaids uz fotograf. plati pēc 6<sup>1</sup>/<sub>2</sub> mēnešu eksponēšanas.

Liesmas no-  
krāsojums.

Visi kalija savienojumi nokrāso Bunzena degļa liesmu violetā krāsā. Ša īpašība ir diezgan jūtīga reakcija kvalitatīvai kalija noteikšanai.

### Rubidijs un cezījs.

Atrāšanās  
vieta un to  
atrašana.

Šie elementi atrodas nelielos daudzumos dažū mineralavotu ūdeņos, kā arī piejaukti kalija sāļiem Stasfurtas iegulumos. Bunzens abus šos elementus atrada ar spektroskopa (skat. turpmak) palīdzību: pirmais no šiem elementiem uzrādīja spektra sarkanā daļā spilgtu līniju un to nosauca tapēc rubidiju (no latīņu vārda „rubidus“, kas nozīmē: tumši-sarkans), bet otrs — divkāršu līniju spektra zilajā daļā, kapēc to nosauca ceziju („caesius“ — nozīmē „zils“).

Atdališana.

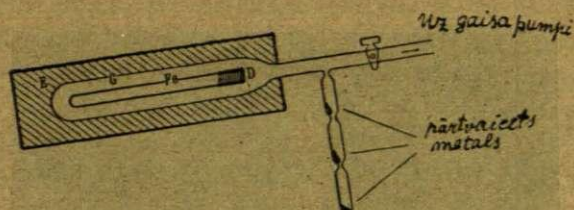
Rubidija un cezija sāļi lielā mērā līdzīgi kalija sāļiem. Tie, līdzīgi kalijam, rada ar sērskābo alumīniju dubultsāļus (alaunus):  $RbAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  un  $CsAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ . Rubidija un cezija alauni grūtāki šķīst ūdenī nekā kalija alauni un tādā kārtā atdalāmi no pēdejiem, kā arī viens no otra, pakāpeniski kristalizējot. Bet tā kā abiem šiem elementiem vēl nav līdz šim praktiskas nozīmes, tos iegūst no Stasfurtas sāļiem ļoti aprobežotos daudzumos.

Rubidijs.

Rubidijs iegūstams, ar metalisku kalciju iedarbojoties uz rubidija chlorīdu sarkanās kvēles temperatūrā:



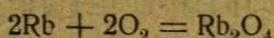
Chlorida maisījumu ar kalciju ieliekam dzelzs caurulē Fe (zīm. 246). Pēdejo vēl ieliekam stikla caurulē G, kura caur



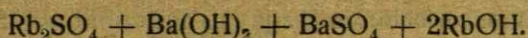
Zīm. № 246. Rubidija iegūšana pēc Kosteani (Costeanu) metodes no RbCl un Ca.

stikla krānu savienota ar dzīvsudraba pumpi. Visu aparātu karšejam elektriskā krāsnī E. Reakcijā attīstījušos rubidiju destilejam vakuumā un ievācam sānu caurulēs.

Rubidijs ar ūdeni un skābekli reaģē tāpat, kā kaliji, tikai vēl daudz enerģiskāki. Degot tas rada rubidija tetroksīdu, kurš pēc sastāva līdzīgs kalija tetroksīdam (51. lp. p.):



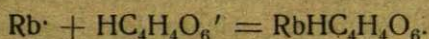
Rubidija hidroksīds pagatavojams rubidija sulfāta apmaiņas reakcijā ar barija hidroksīdu: Rubidija hidroksīds, RbOH.



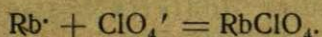
Rubidija hidroksīds ir ļoti stiprs vienvērtīgs sārms.

Rubidija sāļi līdzīgi kalija sāļiem. Raksturīgākās Rb<sup>+</sup> jona reakcijas šādas: Rubidija sāļi.

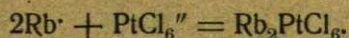
Ar natrija bitartarātu rodas kristalīks rubidija bitartarāta nogulsnis:



Ar chlorpārskābi izkrit grūti šķīstošs rubidija perchlorāta nogulsnis:



Ar chlorplatinūdenraža skābi rodas rubidija chlorplatināta nogulsnis:



Rubidija sāļi nokrāso Bunzena degļa liesmu sarkanu. Tāpat kā kalija sāļi, tie zināmā mērā radioaktīvi, un proti: tie izstaro β-starus (zīm. 247).

Cezijs iegūstams tāpat kā rubidijs, reducējot cezijs chlorīdu:

Cezijs.



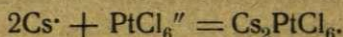
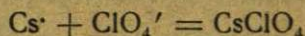
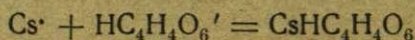
Metals cezijs kūst temperatūrā, nedaudz augstākā par istabas temperatūru (26,4°) un pēc savām fizikalām un ķīmiskām īpašībām

pilnīgi līdzīgs citiem sārnu metāliem. Cezija sāļi ar nātrija bitārtaratu, chlorpārskābi un chlorplatinūdeņražā skābi rada nogulšņus,



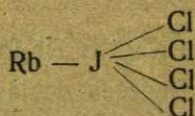
Zīm. № 247. Rubidija chlorīda iespaids uz fotografisko plati pēc 6<sup>1/2</sup> mēnešu eksponēšanas.

kas vēl grūtāki šķīst ūdenī nekā viņiem attiecīgi kalija un rubidija nogulšņi:



Ar antimona trichlorīdu cezija sāļš dod dubultsāļi  $2\text{SbCl}_3 \cdot 3\text{CsCl}$ , kas grūti šķīst koncentretā sālsskābē. Šis dubultsāļš noderīgs cezija atdalīšanai no kalija un rubidija. Cezija sāļi nokrāso Bunzena degļa liesmu zilā krāsā.

Rubidijs un cezijs vēl lielākā mērā nekā kaliji spēj radīt halogēnu pievienošanas produktus pie vienkāršiem šo metālu halogēnu sāļiem. Ša īpašība vislielākā mērā piemīt minēto metālu jodīdiem. Tā, piemēram, chloru laižot šķīdumā, kas satur 50 gr. RbJ uz 125 gr. ūdens, sākumā atdalās jods, kas tomēr no jauna viegli izšķīst. Dzesejot šķīdumu, no tā atdalās skaisti tumši-dzelteni rubidija jodtetrachlorīda,  $\text{RbJCl}_4$ , kristāli. Acīm redzot, jods uzlūkojams šajā savienojumā kā piecvērtīgs elements:



### Spektrālanalīze.

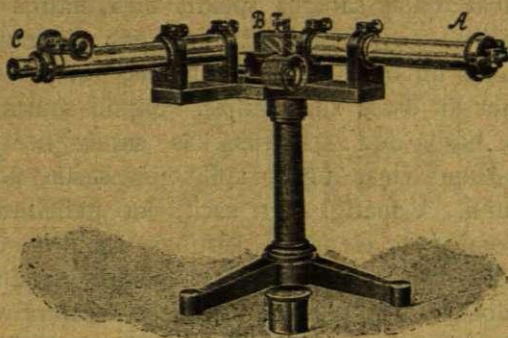
No fizikas zināms, ka saules stars, ejot caur stikla prizmu, sašķējas pamatkrāsās un rada krāsainu lentu, kura kreisā pusē sarkana, bet labā — violeļa. Starp šām malejām krāsām novērojama pakāpeniska pāreja no sarkanas krāsas pār oranža, dzel-

Rubidija un  
cezija poli-  
halogēni.

Saules  
spektrs.

tenu, zaļu, zilu tumši-violetā. Frauenhofers novēroja šajā gaišajā lentā veselu rindu tumšu liniju, kuras vēlāk tika nosauktas Frauenhofera linijas un apzīmetas burtiem A, B, C, D, E, F, G un H (skat. saules spektru tabelē grāmatas beigās).

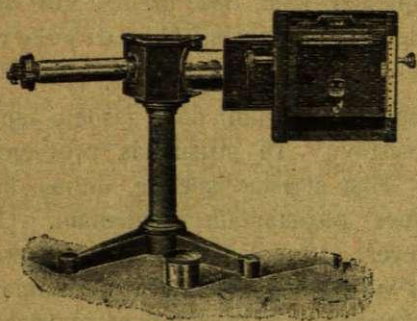
Šādu lentu sauc spektru. To pētīšanai lieto spektroskopus un spektrometrus. Spektrometra konstrukcija redzama 248. zīmējumā. Stobriņā A (kollimatorā) atrodas šaura spraudziņa, kuras platums regulējams ar mikrometrisko skrūvi. Gaismas stari, iekļūdami pa stobriņu A,



Spektrālie aparāti.

Zīm. № 248. Spektrometrs.

lūzt prizmā B un sašķēlas pamatkrāsās. Spektru novēro skatamā stobriņā C (analizatorā), kuram bidams okulars. Objektīvai novērošanai skatamo stobriņu C savieno ar fotografisko kameru un spektra attēlu iegūst uz fotografiskas plātes (zīm. 249). Šādu aparātu sauc spektrogrāfu. Ar spektrogrāfu iespējams fotografēt arī spektra (neredzamo) ultravioleto daļu. Tikai tādā gadījumā jālieto kvarca prizma, jo stikls ultravioleto starus adsorbē.



Zīm. № 249. Spektrogrāfs.

Elementu spektri pētami:

1) Ievadot dotā elementa sāļus Bunzena degļa nespīdošā liesmā. Pēc jaunākajiem pētījumiem pirms sāļa izstarošanas

Elementu spektri.

notiek viņa sadalīšanās jonus (elektrolītiskā disociācija liesmā).

2) Gāzes iepildot Pliķera stobriņā, kam elektrodi zem dažu milimetru dzīvsudraba spiediena. Zem indukcijas spoles strāvas izlādes iespaida tās izstaro raksturīgas krāsas gaismu (I. s., 392. lp. p.).

3) Sāļu šķīdumus var izpētīt dzirksteļu gaismā, kas rodas no indukcijas strāvas starp diviem šķīdumā iemērktiem platīnas elektrodiem (drātim).

4) Spilgti spektri iegūstami elektriskā gaismas lokā, iepriekš loka ogles piesūcinot ar pētāmo vielu, kura Voltas loka temperatūrā viegli izgaro.

Īliniju un joslų spektri.

Bunzena (Bunsen) un Kirchhofa (Kirchhoff) pētījumi pierādījuši, ka dažādi elementi izstaro noteikta viļņa garuma starus un dod pārtrauktus spektrus, sastāvošus no atsevišķām līnijām vaj joslām. Spektu tabelē redzams, ka litijs izstaro divas līnijas sarkanā spektra daļā, nātrijs — vienu dzeltenu līniju, kalcijs — divas sarkanās un vienu violeto, rubīdijs — piecas sarkanās un divas violetas līnijas, cēzijs — divas sarkanās, vienu zaļu un divas zilās līnijas. Sārņu zemes metāli: kalcijs, stroncijs un barijs dod spektrus, kas sastāv no joslām; katra josla, kā redzams viņas tuvāk aplūkojot, sastāv no veselas rindas blakus līniju. Vispārīgi var sacīt, ka palielinoties elektronu skaitam atomā (t. i. elementa kārtības skaitlim, kas pievests I. sējumā, 370. lpp.), līniju skaits spektrā palielinās, t. i. spektrs kļūst raibāks. Tā, piemēram, dzelzs spektrā saskaitāmas ne mazāk, kā 5000 atsevišķas līnijas. Šāda parādība, acīmredzot, stāv sakārā ar to, ka spektrā katru līniju, pēc Bora likuma (I. s., 394. lpp.), rada elektrona svārstības ap viņa līdzsvara stāvokli.

Spektral-analīze.

Bunzens un Kirchhofs uz spektru pētījumu pamata dibināja spektralanalīzes metodi. Ša ārkārtīgi svarīgā metode viņus noveda pie rubīdija un cēzija atrašanās (60. lpp.). Vēlāk ar šo metodi atrada vēl daudz citus elementus: talliju, indiju, galliju, itērbiju un skandiju (sal. I. s., 382. lpp.), kuri apstiprināja, uz periodiskās sistēmas dibinātos, Mendelejeva pareģojumus.

Debess spīdekļu spektri.

Attālo zvaigžņu gaismas spektru pētījumi deva iespēju iepazīties pat ar debess spīdekļu sastāvu. Tā atrisinājās problēma, kura senāk likās neatrisinama. Tika atrastas spektrā līnijas, kas nepiedereja nevienam virs zemes pazīstamam elementam. Tā 1868. gadā Lokiers (Lockyer) atrada saules chromosferas spektrā spilgtu dzeltenu līniju, kuru tas piešķīra vēl nezināmam elementam helijam. Vēlāk Ramsajs šo elementu atrada dažos mineralos, kā arī nelielos daudzumos gaisā (I. s., 136. lpp.).

Adsorbcijas likums.

Spektroskopisku pētījumu nozarē ir liela nozīme adsorbcijas likumam, kuru atrada Kirchhofs. Tas skan:

„katrs elements adsorbē gāzejadā stāvoklī tāda viļņa garuma starus, kādus tas pats izstaro.“

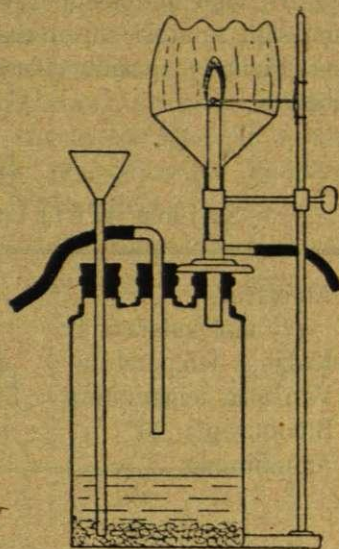
Teoretiski šis likums izvedams no termodinamikas principiem. Praktiski to var pierādīt sekošā mēģinājumā (zīm. 250):

Trīskaklu pudelē ieberam cinka skaidiņas un pa piltuvi ielejam atšķaidītu sāļsskābi, kas satur nedaudz chlornātrija. Pa vidus cauruli laižam pudelē deggāzi, kuru aizdedzinām deglī ar plakāni saspiestu vaļejo galu. Gāze aiznes sev līdzī smalkas chlornātrija

daļiņas un degļi sadeg ar platu dzeltenu liesmu. Šās liesmas priekšā nostādam otra Bunzena degļa liesmu, kuru nokrāsojam ar zodu uz platinas drāts gala arī dzeltenā krāsā. Mēs redzam, ka Bunzena degļa liesmas malas izliekas tumšas. Tas ceļas no tā, ka lielākās liesmas dzeltenos starus adsorbē mazākās liesmas natrija nokarsetie tvaiki

Kirchhofs ar augstak pievesto likumu izskaidroja tumšās Frauenhofera linijas saules spektrā. Starus, kas nāk no saules nokarsetās čaulas, adsorbē gāzes, kuras atrodas saules atmosferā (fotosferā). Pētot šo tumšo liniju stāvokli spektrā, izdevās noteikt saules fotosferas sastāvu. Bez jau pazīstamiem virs zemes elementiem, saules vaiņaga

(kroņa) spektrā tika atrasts elements ar staru viļņa garumu  $\lambda = 531,7$ ; šo elementu nosauca koroniju. Bez tam nezināmas linijas tika atrastas vēl miglas plankumu spektrā. Šām linijām tiek iedomāti mums vēl sveši elementi: asterijs un nebulijs. Tā kā šie elementi, domājams, ir gāzes, kas daudz vieglākas nekā ūdeņradis, tad nav izslēdzama varbūtība, ka tās atrodas arī zemes atmosferā, un proti: tās augstākajos slāņos.



Zīm. № 250. Adsorbcijas spektra izcelšanās.

Saules sastāvs.

Svešie elementi.

### Vispārīgs sārnu metālu pārskats.

Sārnu metāli: litijs, natrijs, kaliji, rubidijs un cezijs uzrāda savā starpā lielāku līdzību nekā periodiskās sistēmas jebkuras citas grupas elementi. No augstak aprādītā redzams, ka

1) visi sārnu metāli viegli kūst un izgaist, parastā temperatūrā mīksti un tiem mazs blīvums (apm. 1);

2) visi tie gaisā viegli oksidejas, pārvēršamies peroksīdos un sadala ūdenī parastā temperatūrā;

3) tiem visiem stipri pozitīvs raksturs un tie šķīdumā rada tikai vienvērtīgus katjonus;

4) to sāļi pa lielākai daļai viegli šķīst ūdenī; sevišķi minams, ka viņu hidroksīdi un karbonāti (izņemot litiju) šķīst ūdenī;

5) to molekulas sastāv no atsevišķiem atomiem;

6) viņu hidroksīdi ir visstiprākie no pazīstamiem un aiz to viņu sāļi, saturoši stipru skābju anjonus, nehidrolizejas.

Fizikalās īpašības.

Fizikālo īpašību atkarība no atomsvara redzama sekojošā tabelē.

**Tabele 81.**

Sārņu metalu fizikalās īpašības.

Atomsvars	Li	Na	K	Rb	Cs
(= molekularsvars):	6,94	23,00	39,10	85,5	132,8
Kušanas temperatūra	186 <sup>0</sup>	97,8 <sup>0</sup>	62,5 <sup>0</sup>	38,5 <sup>0</sup>	26,4 <sup>0</sup>
Vārišanās temperatūra	<1400 <sup>b</sup>	877 <sup>0</sup>	757,5 <sup>0</sup>	696 <sup>0</sup>	670 <sup>0</sup>
Blīvums pie 20 <sup>0</sup> . . .	0,534	0,971	0,862	1,532	1,87
Atomtilpums . . . . .	11,8	23,7	45,3	56,7	71,9

1) Kušanas un vārišanās temperatūras pazēminās, atomsvaram palielinoties.

2) Blīvums un atomtilpums palielinās, atomsvaram pieaugot.

**Tabele 82.**

Sārņu metalu sāļu šķīstamība molos uz 1000 gr. ūdens pie 20<sup>0</sup>

Anjons	Li	Na	K	Rb	Cs
OH'	5,39	15,9 (15,5 <sup>0</sup> )	19,9	izplūst	izplūst
CO <sub>3</sub> "	0,199	2,02	8,21 (25 <sup>0</sup> )	"	"
NO <sub>3</sub> '	9,83 (19 <sup>0</sup> )	10,3	3,12	3,61	1,18
SO <sub>4</sub> "	3,14	1,63	0,637	1,80	4,94
Cl'	19,0	6,128	4,60	7,54	11,1
Br'	22,6 (34 <sup>0</sup> )	8,78	5,46	6,35 (16 <sup>0</sup> )	—
J'	12,2 (19 <sup>0</sup> )	11,9	8,69	7,16 (17,4 <sup>0</sup> )	4,08 (35,6 <sup>0</sup> )
ClO <sub>3</sub> '	34,7 (18 <sup>0</sup> )	9,29	0,579	0,302 (19 <sup>0</sup> )	—
ClO <sub>4</sub> '	izplūst	—	0,141 (25 <sup>0</sup> )	0,0589 (21,3 <sup>0</sup> )	—
HC <sub>4</sub> H <sub>4</sub> O <sub>6</sub> '	—	0,369 (18 <sup>0</sup> )	0,030	0,0512 (25 <sup>0</sup> )	0,344 (25 <sup>0</sup> )
PtCl <sub>6</sub> "	—	—	0,045	0,006	0,0024

Sāļu šķīstamība.

Salīdzinot šķīstamību sārņu metalu sāļiem ar kopeju anjonu, A beggs un B o d l e n d e r s atrada, ka

1) šķīstamība sāļiem ar vājiem joniem (OH', CO<sub>3</sub>"') palielinās, pieaugot atomsvaram, bet

2) šķīstamība sāļiem ar stipriem joniem ( $\text{ClO}_3'$ ,  $\text{ClO}_4'$ ,  $\text{PtCl}_6''$ ) pamazinas, pieaugot atomsvaram.

Tomēr no augstāk pievestās šķīstamības tabeles redzams, ka šķīstamība pa lielākai daļai sākumā kritas, un proti: no litija līdz kalijam, bet vēlāk pieaug, tā ka vismazākā šķīstamība vidus elementa (kalija) sāļiem. Šis princips attaisnojas pie nitrātiem, sulfātiem, chlorīdiem, bromīdiem un bitartarātiem.

Par sārņu metālu tieksmes lielumu pret negatīviem elementiem un radikāliem varam spriest pēc sāļu rašanās siltumiem, kas pievesti sekojošā tabelē.

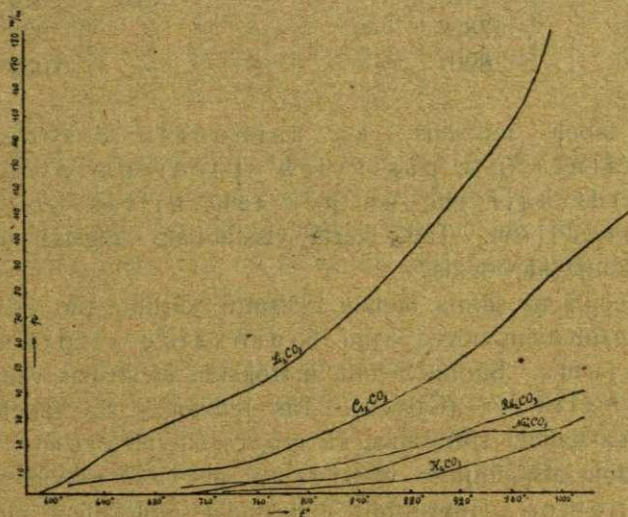
**Tabele 83.**

Sārņu metālu rašanās siltumi (Cal.).

Sāļu rašanās siltumi

Anjons	Li	Na	K	Rb	Cs
$\text{OH}'$	117,3	101,9	103,2	102,0	101,3
$\text{CO}_3''$	--	272,6	281,1	—	—
$\text{NO}_3'$	111,6	111,2	119,5	—	—
$\text{Cl}''$	93,8	97,7	105,6	105,9	109,9
$\text{Br}'$	80,0	85,7	95,3	—	—
$\text{J}'$	61,2	69,1	80,1	—	—

Atomsvaram pieaugot, sāļu rašanās siltums palielinās. (Hidroksīdu rašanās siltumi ir izņēmums.) Tomēr būtu nepareizi no tā spriest, ka tādā pat kārtībā (t. i. no



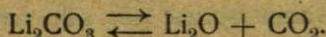
Zīm. № 251. Sārņu metālu karbonātu disociācijas spiedienu līknes, pēc Lebo datiem.

litija līdz rubidijam) pieaug arī sārņu metālu elektropozitīvais raksturs, jo 21. lekcijā tika aizrādīts, ka reakcijas siltums nav uzlūkojams kā tieksmes mērs (sal. I. s., 286. lpp.).

Karbonātu disociācijas spiedieni.

Pie pavisam citiem slēdzieniem noved mūs karbonātu disociācijas spiedienu pētījumi, par kuriem mums jāpateicas Lebo (Lebeau).

Augstā temperatūrā sārņu metālu karbonāti sadalās metāla oksidā un oglekļa dioksidā, piem.:



Saskaņā ar fāžu likumu šās reakcijas līdzsvaru jebkurā temperatūrā noteic disociācijas spiediena konstante. Visu piecu karbonātu disociācijas spiediena atkarība attēlota 251. zīm. līknēs. Bet disociācijas temperatūras pie noteiktiem spiedieniem, kas iegūtas no minētām līknēm grafiskas interpolācijas ceļā, pievērsta 84. tabelē.

**Tabele 84.**

Sārņu metālu karbonātu disociācijas temperatūras pie dažādiem spiedieniem (pēc Lebeau datiem).

Spiediens	Li <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Rb <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Cs <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
10 m/m	628°	842°	960°	805°	740°
20 "	652°	880°	974°	900°	876°
30 "	700°	1015°	1024°	955°	898°
40 "	748°	—	—	1020°	910°
50 "	785°	—	—	—	920°
100 "	890°	—	—	—	1032°

84. tabelē redzams, ka karbonātu disociācijas temperatūra (pie pastāvīga spiediena) pieaug no litija līdz kalijam, un pēc tam kritas no kalija līdz rubidijam. Tādā kārtā visstabilāks augstās temperatūrās ir kalija karbonāts.

Sārņu metālu hidroksīdu molekularā elektrības vadītspēja.

Attiecībā uz sārņu metālu tieksmju kārtību, pie gluži citādiem rezultātiem noved viņu hidroksīdu stipruma salīdzinājums. Sārņu metālu hidroksīdu elektrības vadītspējas noteicis Kalverts (Calvert). Tās redzamas 85. tabelē. No Kalverta datiem spriežams, ka molekularā elektr. vadītspēja (dotā atšķaidījumā  $v$ ) pieaug, metāla atomsvaram palielinoties. Hidroksīdu maksimālā molekularā elektrības vadītspēja bezgalīgā atšķaidījumā ( $v = \infty$ ) aprēķināta no atsevišķu jonu kustīguma (kustības spējam).

Tājak, uz Areniusa likuma pamata aprēķinajām hidroksidu disociācijas pakāpes  $\alpha$  dažados atšķaidījumos:

$$\alpha = \frac{\mu}{\mu_{\infty}}$$

**Tabele 85.**

Sārnu metalu hidroksidu elektrības molekularās vadītspējas pie 25° (pēc Kalverta datiem).

v	LiOH	NaOH	KOH	RbOH	CsOH
4	189,1	207,3	228,9	240,0	241,9
8	198,3	217,8	237,2	242,3	245,6
16	204,7	222,4	243,9	249,1	251,4
32	208,7	227,7	246,3	250,9	255,7
$\infty$	235,5	246,8	270,3	273,6	274,2 <sup>1)</sup>

**Tabele 86.**

Sārnu metalu hidroksidu disociācijas pakāpe pie 25°.

v	LiOH	NaOH	KOH	RbOH	CsOH
4	0,803	0,839	0,847	0,877	0,885
8	0,841	0,883	0,877	0,885	0,899
16	0,869	0,902	0,902	0,910	0,920
32	0,887	0,923	0,910	0,916	0,935

86 tabelē redzams, ka:

1) hidroksidu disociācijas pakāpe pieaug, metala atomsvaram palielinoties.

Tā kā skābju un sārnu disociācijas pakāpe uzlūkojama ka viņu stīpruma mērs, tad no tā varam taisīt slēdzienu, ka metala atomsvaram pieaugot, palielinās

2) bāzes stīprums un

3) metala pozitīvais raksturs.

Tas sevišķi uzskatāmi redzams, salīdzinot elektrības vadītspējas mazos atšķaidījumos ( $v = 4$ ), kamēr lielos atšķaidījumos aiz disociācijas pakāpes palielinašanās, šās nelielās starpības zināmā mērā kompensējas ar darba kļūdam.

<sup>1)</sup> dati priekš  $v = \infty$  aprēķināti no atsevišķu jonu kustīguma pie 25° (Landolt-Börnstein, Physikalisch-chemische Tabellen).

Sārnu disociācijas pakāpe un stīprums.

Pozitīvā rakstura pastiprināšanās, atomsvaram palielinoties.

Tādā kārtā kā no sāļu rašanās siltumiem, tā arī no bāžu disociācijas pakāpes skaidri redzams, ka metālu pozitīvais raksturs pakāpeniski pastiprinās no litija līdz cezijam. Tas pilnīgi saskan ar mūsu uzskatiem par atomu uzbūvi, kas pievesti I. s. (395. lp. p.). Aplūkojot litija modeli (I. s., 395. lp. p.), redzam, ka ārējais elektrons atrodas otrā orbitā, t. i. diezgan tuvu atoma kodolam. Aiz to viņu ar lielu spēku pievelk pozitīvais kodols un šis elektrons grūti atšķelams. Nātrija atomā ārējais elektrons atrodas trešā orbitā, tā tad kodols to pievelk ar mazāku spēku. Tādā kārtā, metāla atomsvaram palielinoties, ārējā elektrona pievilkšanas spēkiem uz centru pakāpeniski japamazinas (jo ārējās orbitas rādiuss palielinās) un reizā ar to japamazinas darbam, kas vajadzīgs ārējā elektrona atšķelšanai.

Šāda ārējā elektrona atšķelšana, kā zināms, noved pie vienvērtīga pozitīva jona izcelšanās. Tā tad „atoma tieksmei pāriet pozitīva jona stāvoklī“ (elektriskai tieksmei) japieaug līdz ar atomsvaru.

Apvienojums.

Tamlīdzīgas parādības mēs novērojam arī citās periodiskās sistēmas grupās. Katrā atsevišķā grupā, elementu atomsvaram palielinoties, novērojama pakāpeniska pozitīvā rakstura pastiprināšanās un negatīvā — pamazinašanās. Tā, piem., halogēnu grupā visnegatīvakais ir fluors, bet vispozitīvakais elements — jods (sal. I. s., 372 lp. p.).

---

## Trisdesmitā lekcija.

### Pirmā grupa. Vaļa apakšgrupa: vaļš, sudrabs un zelts.

Vaļš. — Atrašanās. — Vaļa metalurģija. — Vaļa iegūšana slapjā ceļā. — Vaļa rafinēšana. — Vaļa īpašības. — Vaļa izlietošana. — Vaļa kaušējumi. — Vienvērtīgā vaļa savienojumi. — Vaļa oksiduls,  $\text{Cu}_2\text{O}$ . — Acetilena vaļš,  $\text{Cu}_2\text{C}_2$ . — Kuprosulfids,  $\text{Cu}_2\text{S}$ . — Kuprochlorids,  $\text{CuCl}$ . — Kuprojodids,  $\text{CuJ}$ . — Kuprocianids,  $\text{CuCN}$ . — Kuprorodanids,  $\text{CuCNS}$ . — Divvērtīgā vaļa savienojumi. — Vaļa oksids,  $\text{CuO}$ . — Vaļa hidroksids,  $\text{Cu(OH)}_2$ . — Kuprisulfids,  $\text{CuS}$ . — Kuprichlorids,  $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . — Bāziskie kuprikarbonāti,  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$  un  $2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$ . — Kupriacetats,  $\text{Cu(CH}_3\text{COO)}_2$  un vaļa bāziskie acetāti. — Fēlinga šķīdums. — Kuprinitrats,  $\text{Cu(NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . — Vaļa vitriols,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . — Vaļa savienojumu fizioloģiskā darbība. — Liesmas nokrāsojums. — Sudrabs. — Atrašanās. — Sudraba metalurģija. — Sudraba atdališana slapjā ceļā. — Sudraba elektrolītiska nogulsnešana. — Sudraba īpašības. — Sudraba izlietošana. — Koloidlais sudrabs. — Sudraba savienojumi. — Sudraba oksids un hidroksids:  $\text{Ag}_2\text{O}$  un  $\text{AgOH}$ . — Sudraba peroksids,  $\text{Ag}_2\text{O}_2$ . — Sudraba sulfids,  $\text{Ag}_2\text{S}$ . — Sudraba chlorīds,  $\text{AgCl}$ . — Sudraba bromīds,  $\text{AgBr}$ . — Sudraba jodīds,  $\text{AgJ}$ . — Sudraba cianīds,  $\text{AgCN}$ . — Sudraba rodanīds,  $\text{AgCNS}$ . — Sudraba karbonāts,  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ . — Sudraba nitrāts,  $\text{AgNO}_3$ . — Sudraba sulfāts,  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ . — Sudraba tiolsulfāts,  $\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3$  un viņa komplekši. — Fotografija. — Bromsudraba plates. — Ekspozēšana. — Slēptā aina. — Attīstīšana. — Fiksēšana. — Kopešana. — Tonešana. — Krāsu fotografija. — Zelts. — Atrašanās. — Iegūšana. — Tīrīšana. — Zelta īpašības. — Koloidāls zelts. — Zelta izlietošana. — Zelta kaušējumi. — Vienvērtīgā zelta savienojumi. — Zelta oksiduls un hidroksiduls:  $\text{Au}_2\text{O}$  un  $\text{AuOH}$ . — Aurochlorīds,  $\text{AuCl}$ . — Aurojodīds,  $\text{AuJ}$ . — Aurocianīdēnraža skābe,  $\text{HAu(CN)}_2$ . — Trīsvērtīgā zelta savienojumi. — Zeltskābe,  $\text{HAuO}_2$ . — Aurichlorīds,  $\text{AuCl}_3$ . — Aurisulfīds,  $\text{Au}_2\text{S}_2$ . — Galvanostēģija un galvanoplastika. — Izlietošana. — Cianīdu komplekši. — „Vannu” sastāvs. — Galvaniskie nospiedumi. — Vaļa apakšgrupas metalu pārskats. — Atšķirība no sārnu metāliem. — Fizikālo īpašību salīdzinājums. — Ķīmisko īpašību salīdzinājums. — Anjonu rašanās. — Reducēšana. — Halogēnu sāļi. — Sakars ar astoto grupu. —

Bez sārnu metāliem, kurus aplūkojām iepriekšējā lekcijā, pirmā grupā atrodam vēl trīs metālus, kuri pilnīgi atšķiras no sārnu metāliem un arī viens no otra daudzkārt atšķiras vairāk nekā pirmās apakšgrupas atsevišķi priekšstāvji. Šie metāli ir: vaļš, sudrabs un zelts. Šie trīs elementi sastāda sevišķu pirmās grupas apakšgrupu, kuru saucam vaļa apakšgrupu.

#### Vaļš, Cu (Cuprum).

No šiem trim elementiem visvairāk dabā izplatīts (un aiz to arī vislētāks) ir vaļš. Tas samērā reti sastopams tīrā veidā (t. i. kā metāls), un proti: Uralos un Augš-Ezera apvidos Ziemeļ-Amerikā. Visbiežāk vaļš sastopams kā oksīdi, sēra sa-

Atrašanās.

vienojumi un bāziski karbonāti. Ļoti bagāti vaļa iegulumi atrodas Ziemeļ-Amerikas Savienotās Valstīs, Dienvidus Amerikā (Čīli, Peru un Bolīvijā) un Austrālijas dienvidos, bet Eiropā — Uralos, Harca kalnajos u. c. Vaļa iegūšanai svarīgākās ir sekošas rūdas:

vaļa sarkanā rūda (sarkana kristaliska masa), sastāvotā no vaļa oksīdā,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ;

vaļa melnā rūda, kas sastāv galvenā kārtā no vaļa oksīda,  $\text{CuO}$ , un sastopama retāk;

vaļa spīdums, kuram dzeltens metalisks spīdums un sastāvs:  $\text{Cu}_2\text{S}$ ;

vaļa dzelznis — ir dzelzs un vaļa divkārtš sulfids; ta sastāvs:  $\text{CuS} \cdot \text{FeS}$ ; ta ir visparastākā vaļa rūda;

malachits un vaļa lazura — bāziskie vaļa karbonāti; malachita sastāvs:  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ ; viņam zaļa krāsa ar visdažādākām nianšiem, kapēc to mēdz lietot izrotājumiem; vaļa lazura, kuras sastāvs:  $2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ , ir zilgana un to lieto dažos gadījumos kā krāsu;

atakamits,  $\text{CuCl}_2 \cdot 3\text{Cu}(\text{OH})_2$ , ir bāzisks kuprichlorids; tas sastopams Atakamas tuksnesī (Čīlē) un ir diezgan rets minerals.

Vaļa rūdas sastopas visbiežākī maisījumā ar citām rūdām un iežiem un tapēc metaliska vaļa iegūšana no tām saistīta ar lielām grūtībām, jo nepieciešams vaļu attīrīt no citiem elementiem, galvenā kārtā no dzelzs. Vaļa iegūšanu lielos apmēros izdara pēc divam metodem:

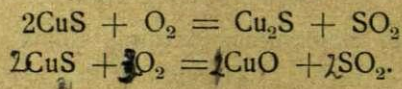
- 1) sausā ceļā un
- 2) slapjā ceļā.

Sausā ceļā apstrāda parasti dzelžņus un vispār rūdas, kurās liels vaļa procents, turpretim slapjā ceļā — iežus, kuros maz vaļa.

Vaļa  
metalurģija.

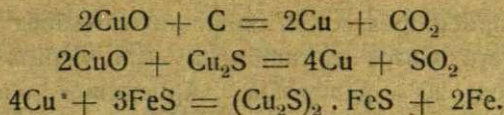
Vaļu izstrādā no rūdam sausā ceļā, tās apdedzinot, pakāpeniski reducejot vaļu un oksidejot citus piemaisītos metālus. Šie procesi attiecas uz metalurģiju. Mūs interesē šeit ne tik daudz šo procesu tehniskā puse, kā, piem., ceplu konstrukcija u. t. l. cik viņu ķīmiskā daba, t. i. reakciju mehanisms.

Dzelžņus (piem.,  $\text{CuS} \cdot \text{FeS}$ ) apdedzinot, vaļa sulfids pa daļai oksīdejas vaļa oksīdā, pa daļai kuprosulfidā:

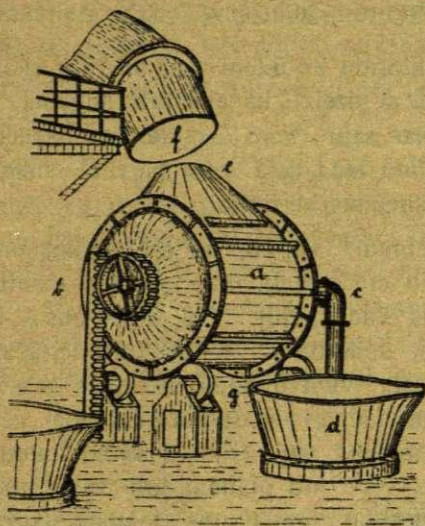


Iegūtos apdedzinašanas produktus pēc tam kausē ar ogli un silikātiem. Pie tam vaļa oksīds reducejas kuprosulfidā, kas

sakūst ar dzelzs sulfīdu „vaļa akmenī“; pēdejs satur vaļa un dzelzs divkāŗšus sulfīdus:



Liekā dzelzs oksīdejas par FeO un pāriet sārņos (šlakā) kā dzelzs silikats, FeSiO<sub>3</sub>.

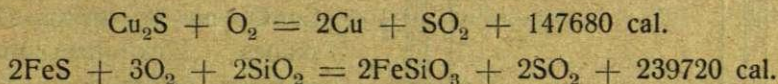


„Vaļa akmeni“ pēc tam oksīdē konvertorā, kas redzams 252. zīmējumā.

Cilindri a, kas griežas ap asi uz riteniņiem g, lej tieši no ceplā pa caurumu e izkausētu „vaļa akmeni“.

Gaisu sakausetās masas oksīdešanai pūš pa c. Konvertora iekšpuse izlikta ar maisījumu no magnēzita un silikātiem. Ar gaisu oksīdejojot, dzelzs sulfīds sadeg, radīdams ar kramaini šķīdrus sārņus, bet kuprosulfīds oksīdejojoties pārvēršas „melnā vaļā“, ko procesa beigās ielaiž vannā d. „Vaļa

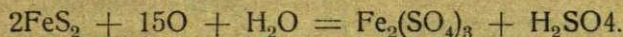
Zīm. № 252. Konvertors vaļa kausešanai. akmeņa“ oksīdešanu izteic sekoši nolīdzinājumi:



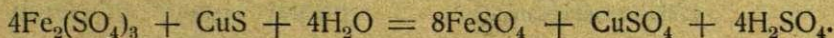
Tā kā šajās reakcijās atdalās ļoti daudz siltuma, konvertors nav jāsilīda, un masa reakcijas siltumā paliek uguns-šķīdrā stāvoklī.

Spanijā un Portugālē dzelzņus sakrauj čupās zem klījas debess, kur tie, pa laikam aplaistīti ar ūdeni, trusē vairak gādus. Zem gaisa slāpekļa iespaida pīrīts oksīdejas ferisulfatā:

Vaļa iegūšana slapjā ceļā.



Ferisulfats oksīdē vaļa sulfīdu vaļa sulfatā:

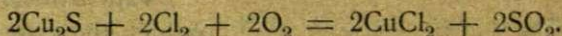
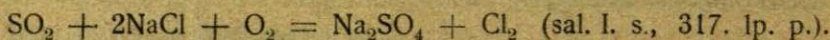


Iegūtos sulfātus atskalo ar ūdeni un vaļu nogulsnē ar dzelzi:



Vaŗš pie tam atdalas no ņķīduma kā smalks pulverīts („cementets vaŗš“), kuru vēlak pārkausē.

Piritu apdegumus, kurus dabon no sērskābes fabrikam un kuri satur vaŗu mazos vairumos kā  $\text{Cu}_2\text{S}$ , vispirms apdedzina, piemaisot tiem 20% akmeņsāļa. Apdegumos atrodošais sērs sadeg par  $\text{SO}_2$  un reaģē ar kuprosulfīdu un sāli pēc šādiem nolīdzinājumiem:

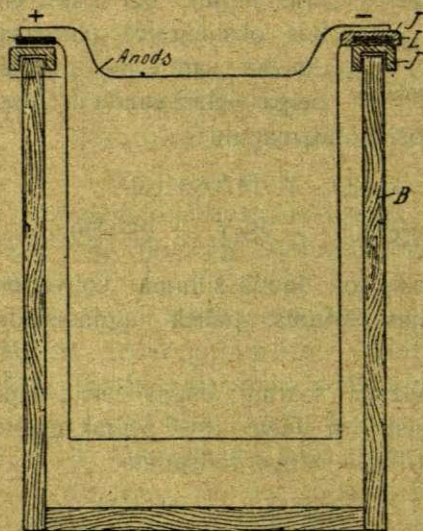


Pēc tam atskalo kuprichlorīdu ar ūdeni (vaj ar vāju skābi) un vaŗu nogulsnē no ņķīduma ar dzelzi, kā aizrādīts augstak.

Amerikā vaŗa rūdas, kas satur vaŗa oksīdus un bāziskos karbonātus, skalo ar sērskābi un tādā ceļā vaŗu pārvēŗš sulfatā, no kura metalisks vaŗš nogulsnejams ar dzelzi.

Vaŗa rafinešana.

Sausā ceļā iegūtam „melnam“ vaŗam, kā ari nogulsnetam „cementetam“ vaŗam piemaisīti citi metali, kas stipri pazemina tā īpaŗības (seviŗķi elektrības vadītpēju). No otras puses tas satur piemaisītus dārgmetalus, sudrabu un zeltu, kuru iegūŗšana pati par sevi rada lielu interesi. Vaŗa tīriŗšanu, ko sauc „rafinēšanu“, izdara ņimbrīŗam vienīgi elektrolītiskā ceļā. Elektrolizē lieto anodus no „melnā“ vaŗa (zīm. 253) un katodus



Zīm. Nē 253 „Melnā“ vaŗa anodi elektrolītiskai rafinēšanai.

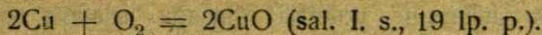
no plānām tīra vaŗa platiem (kuras iegūŗst atseviŗķās vannās). Kā elektrolītu lieto sērskābā vaŗa ņķīdumu, kas satur ap 20%  $\text{CuSO}_4$  un 4% brīvas sērskābes. Elektrolīzes procesā vaŗš (kā ari citi mazak cēli metali) pie anoda ņķīŗst, radīdams  $\text{Cu}^{++}$  jonus, turpretim sudrabs, zelts un platīna neŗķīŗst un krīŗ vannas dibenā kā „anoda dūŗas“. ņās dūŗas atseviŗķi pārstrāda cēlmetālos. Uz katoda platem nogulstas no ņķīduma tīrs vaŗš kā cieti piestāvoŗa masa. „Elektrolītiskais vaŗš“ seviŗķi tīrs.

Tas satur ne mazak par 99,98% vaŗa un to galvenā kārtā lieto priekŗ elektriskiem vadiem.

Tīrs vaŗš ir sarkans metals. Tam liela stiepes pretestība un arī liela staipamība. Tīrs vaŗš ir viens no labākjiem elektriskās strāvas vadītājiem. Bet jau mazi citu metālu piemaisījumi viņam šo spēju stipri pavāģina. Aiz to priekš elektriskiem vadiem lieto vienīgi „elektrolītisko vaŗu“.

Vaŗa  
īpaŗības.

Vaŗš parastā temperatūrā sausā gaisā neoksideģas. Bet mitrums un oģlekļa dioksīda klātbūtnē tas pārklāģas ar cieti piestāvošu „sūbas“ kārtu, kurai skaista peģeka krāsa. Ta sastāv no vaŗa bāģiskiem karbonātiem. Tāda sūba rodas uz jumtiem, pieminekļiem u. t. l. vaŗa un bronzas priekšmetiem un tai liela mākslas vērtība. Bet sildot vaŗš sadeg melnā vaŗa oksīdā:



Sildot vaŗš tieŗi savienojas ar halogēniem, radot halogēnu sāģus:  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{CuBr}_2$ ,  $\text{CuJ}_2$ , bet atšķaidītās skābēs šķīst ļoti lēni (reizā iedarģojoties arī gaisa skābeklim). Vaŗš vieģli un ātri šķīst tikai slāpeķskābē, kā koncentrētā, tā arī atšķaidītā, pārvērsdamies nitrātā,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  (sal. I. s., 170 lp. p.).

Vaŗš rada diveģadus savienojumus. Oksīduģa savienojumos (kuprosavienojumos) tas vienvērtīģs, bet oksīda savienojumos (kuprisavienojumos) — divvērtīģs.

Dzīves ikdienībā no vaŗa pagatavo daģadus virtuvēs nodēģigus traukus. Tā kā vaŗš oģģskābes klātbūtnē šķīst (seviŗģi skābos šķīdumos), to alģo, t. i. viņa virspusi pārklāģ ar alģvas kārtu. Pēdeģā laikā tomēģ vaŗa trauku vietā lieto traukus no dzelģzs (emalģetus) un alģminija. Teknikā no vaŗa izģatavo pāģrtģaģejamos kubus, katģus (alģus darģtavās) u. t. l. aparatus, kuru priekšrocība pastāv ķīmiskā izģturībā un labā siltuma vadģšanā. Galvenā kārtā vaŗu izģlieto elektroteģnikā, par ko jau runāģām senāk.

Vaŗa izģlietoģana.

Ārkāģrtīgi svarīga loma praktiskā ir vaŗa kauseģjiem ar citiem metāģiem: misiģam, bronzai un jaunsudģabam. Misiģu sauc vaŗa un cinka kauseģjumus, kas satur 20%—50% cinka. Tie ir pa daģai cinka „cieti šķīdumi“ vaŗā, pa daģai noteikti ķīmiski savienojumi, piem.,  $\text{Cu}_2\text{Zn}_3$ . Vaŗa kauseģjumus ar cinku, kas satur mazāk par 18% cinka, sauc t o m b a k u. Tiem zelta spoģums un viņus lieto lēģtiem rotāģjumiem. Vaŗa kauseģjumus ar alģģu sauc b r o n z u. To pazģna jau aizvēsturiskos laģkos, kad no viņas izģatavoģa ieroģus un daģadas citas lietas (sal. I. s., 8. lp.p.). Bronzai skaista krāsa, ta cietaka nekā vaŗš un arī stiepes pretestība tai lielāka. No bronzas vieģli atģejami daģadi priekšmeti. Zģvanu bronza satur 20% alģģvas. Parastā bronza, no kuras pagatavo mākslas priekšmetus un maŗģnu daģas, satur ap 8% alģģvas un cinka piemaisģjumu. Starģ vaŗa kauseģjiem ar alģģģ

Vaŗa kauseģģumi.

zinams arī noteikts savienojums, kura sastāvs:  $\text{Cu}_3\text{Sn}$  un kurš cietā veidā pa daļai izšķīdināms abos komponentos.

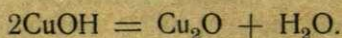
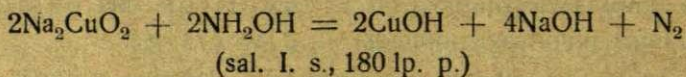
Jaunsudrabs (alpaks, alfenids) sastāv no vara kausejumiem ar niķeli un cinku. Tas ļoti spīdošs un krāsas ziņā sudrabam līdzīgs metāls. Tapēc no tā mēdz pagatavot rotu lietas, kaŗotes, naŗu rokturus u. t. l. priekŗmetus. Varŗ samaisams ar niŗeli visados samēros ne tikai ŗķidrā, bet arī cietā veidā; abi metāli nedod noteiktus savienojumus.

Varŗ kausejumiem ar alumīniju, kas satur 5—10% Al, ir dzeltena krāsa un tie pazīstami kā alumīnija bronza. ŗajos kausejumos atŗķirami noteikti, daŗada sastāva savienojumi:  $\text{Cu}_3\text{Al}$ ,  $\text{CuAl}$ ,  $\text{CuAl}_2$ .

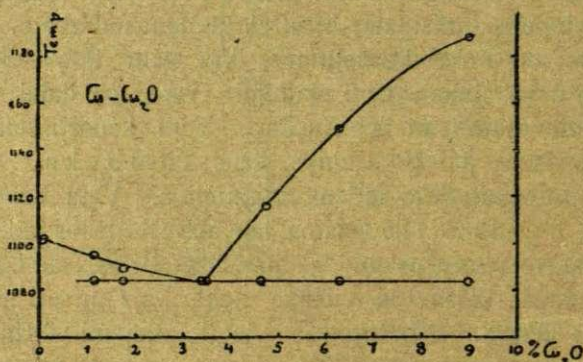
Vienvērtīga  
vara savie-  
nojumi.

Varŗ oksī-  
duls,  $\text{Cu}_2\text{O}$ .

Varŗ oksīduls,  $\text{Cu}_2\text{O}$ , rodas kā sarkans nogulsnis, reducējot divvērtīga vara sārmainus ŗķīdumus; piem., zilam vara hidroksīda ŗķīdumam kodīgā natrā pielejot hidroksilamīnu, aukstumā nogulstas vara hidroksīduls, kas sildot pārvēŗas vara oksīdulā:



Varŗ oksīduls ŗķīst izkausētā varā un rada ar to metāliskus kausejumus, no kuriem sacietējot kristalīzejas abi komponenti kā evtektiski maisījumi (sal. I. s., 125. lp. p.). Pēc Heina (Heyn) pētījumiem, ŗo maisījumu evtektiskā temperatūra ir  $1084^\circ$  un ta atbilst sastāvam ar 3,5%  $\text{Cu}_2\text{O}$  (sal. zim. 254).



Zim. № 254.  $\text{Cu} + \text{Cu}_2\text{O}$  kausejumu sacietŗšanas un kuŗšanas temperatūras.

**Tabele 87.**

Cu + Cu<sub>2</sub>O kausejumu sacietēšanas un kušanas temperatūras pēc Heina (Heyn).

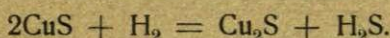
Cu <sub>2</sub> O saturs kausejumā	Temperatūra	
	sacietēšanas sākumā	sacietēšanas beigās
0,08% Cu <sub>2</sub> O	1102°	—
1,16 "	1095°	1085°
1,75 "	1089°	1084°
3,5 "	1084°	1084°
3,4 "	1084°	1084°
4,7 "	1116°	1084°
6,3 "	1149°	1084°
9,0 "	1186°	1084°

Acetilena vaļš, Cu<sub>2</sub>C<sub>2</sub>, rodas kā sarkans nogulsnis, kuprochlorida amonjaka šķīdumā laižot acetilenu (sal. I. s., 226. lp. p.): Acetilena vaļš, C<sub>2</sub>Cu<sub>2</sub>.



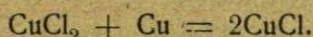
Tas ir ūdeņraža apmaiņas produkts acetilēnā pret metālu: Cu — C ≡ C — Cu, un sildot sprāgst līdzīgi citiem metāliskiem acetilena atvasinājumiem.

Kuprosulfids, Cu<sub>2</sub>S, attīstas kuprisulfīdu sildot ūdeņraža Kuprosulfids, Cu<sub>2</sub>S.  
straumē:

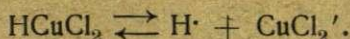
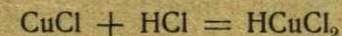


Tas ir augstās temperatūrās stabils savienojums. Tapēc ar šo reakciju kvantitatīvā analizē noteic vaļa daudzumu.

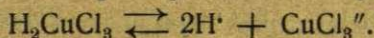
Kuprochlorids, CuCl, pagatavojams izšķīdinot vaļu sālskābē, kurā izšķīdis kuprichlorīds: Kuprochlorīds, CuCl.



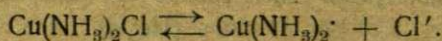
Kuprochlorīds ūdenī nešķīst un tapēc rodas kā balts nogulsnis. Tas šķīst koncentrētā sālskābē, pie kam rodas kompleksis: kuprochlorūdeņraža skābe. Atšķaidītos šķīdumos pie tam norisinās šādas reakcijas:



Bet koncentrētos šķīdumos, pēc Bodlendera (Bodländer) un Štorbeka (Storbeck) pētījumiem, rodas citada sastāva kompleksa skābe, un proti: H<sub>2</sub>CuCl<sub>3</sub>, kas disociē pēc nolidzinājuma:



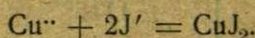
Kuprochlorids viegli šķīst arī amonjakā, radidams kompleksā sāli  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}$ , kas šķīdumā atdala kuproamonjaka katjonu:



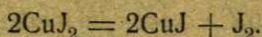
Šis šķīdums gaisā viegli oksidejas, mainidams savu krāsu pret intensīvu tumši-zilu, pie kam kuproamonjaka sāls pārvēršas kupriamonjaka sāli. Aiz šā iemesla šo šķīdumu lieto gāzu analizē skābekļa noteikšanai adsorbcijas ceļā (sal. I. s., 34. lpp.). Tas savienojas arī ar oglekļa oksīdu un rada kompleksi:  $2\text{CuCl} \cdot \text{CO} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (sal. I. s., 252. lpp.).

Kuprojodids,  
CuJ.

Kuprojodids, CuJ, rodas divvērtīga vara (piem.  $\text{CuSO}_4$ ) šķīdumam pieļojot jodkalija šķīdumu. Pirmā fāzē attīstas kuprojodids:



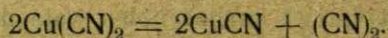
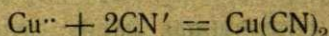
Šā viela ūdens šķīdumā tomēr nestabila un sadalās kuprojodidā un jodā:



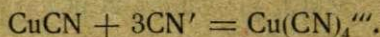
Tā kā kuprojodids ūdenī nešķīst, tas šķīdumā nogulstas un reakcija norisinās līdz beigām. Iegūtam šķīdumam pieliekot ferosulfātu vai nātrija sulfītu, jods reducējas joda jonā (I. s., 359. lpp.), šķīdums top bezkrāsains un dibinā paliek balts kuprojodida nogulsnis.

Kuprocianids,  
CuCN.

Kuprocianids, CuCN, rodas līdzīgi kuprojodidam, pieliekot ciankaliju šķīdumiem, kas satur divvērtīga vara jonu  $\text{Cu}^{2+}$ :



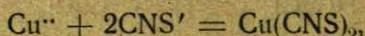
Kuprocianids izšķīst liekā ciankalijā un rada kompleksi: kalija kuprocianīdu,  $\text{K}_3\text{Cu}(\text{CN})_4$ :



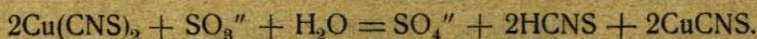
Šis šķīdums ar sērūdeņradi nedod nogulsni. Tas nozīmē, ka varš šajā gadījumā atrodas jona kompleksī.

Kupro-  
rodanids  
CuCNS.

Tamlīdzīga reakcija norisinās arī starp divvērtīga vara un rodana joniem. Sākumā rodas brūns kuprirodanida nogulsnis:

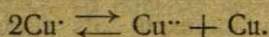


kas lēni reducējas baltas krāsas kuprorodanidā. Šķīdumam pieļojot sēraskābi, šis process paātrinās:

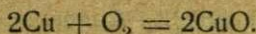


Šo reakciju lieto vara tilpuma analizē pēc Folharda (Volhard).

Citi vienvērtīga vara sāļi ūdens klātbūtnē pa daļai sadalās kuprisāli un metaliskā varā. Tas notiek, piem., ar kuprosulfātu,  $\text{Cu}_2\text{SO}_4$ . Jonu nolīdzinājumā šā reakcija izsakama šādi:



Varu karsejot gaisā un skābeklī, rodas melns vara oksīds (sal. I. s., 132. lp. p.):



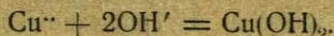
Ta ir stabila viela, kas sildot nesadalās. Bet ūdeņradis, oglekļa oksīds un organiskas, viegli gaistošas, vielas to viegli reducē atpakaļ metalā (sal. I. s., 20. un 251. lp. p.). Vara oksīdu lieto „elementārā” organisku vielu analizē kā oglekļa un ūdeņraža oksidētāju.

Ja karsejam sarulletu vara sietiņu virs Bunzena degļa liesmas, tas oksidejas un top melns. Ja šo nokarseto sietiņu ielaižam mēģinājumā stobriņā, kurā metilalkohols (zīm. 255), tas reducējas un kļūst atkal sarkans.

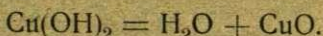


Zīm. № 255. Oksideta vara sietiņa reducēšana ar metilalkoholu mēģinājumā stobriņā.

Sērskābā vara šķīdumam pielejot atšķaidīta kodīgā nātrija šķīdumu, rodas zaļš bāziskā vara sulfāta nogulsnis, kas zem stipra sārma iespaida pārvēršas zilganā vara hidroksīda nogulsnī:

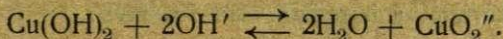


Vara hidroksīds pat ūdenī karsejot viegli atdala ūdeni, jo hidroksīda disociācijas spiediens  $100^\circ$  temperatūrā lielaks par atmosfēras spiedienu. Tas pārvēršas pie tam vara oksidā:



Aiz šā iemesla zilais vara hidroksīds, ko iegūst nogulsnejot šķīdumu, sildot kļūst melns.

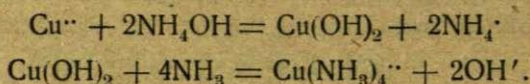
Vara hidroksīds šķīst ne tikai skābēs, bet arī stipros sārmos, ja tie pielieti pārsvarā, pie kam šajā gadījumā rodas „vara” skābes sāļi: kuprīti, piem.,  $\text{Na}_2\text{CuO}_2$ :



Tas norāda, ka vara hidroksīds zināmā mērā amfoters elektrolīts. Vara hidroksīda sārmaini šķīdumi ir vijoleti un ar cukura vielam reducējas vara oksidulā. Nogulsneto

vara hidroksidu lieto kā zilu krāsu zem nosaukuma „Bremenes zilā”. Ša krāsa tomēr nav izturīga un sevišķi no sērūdeņraža ta pārvēršas melnā vara sulfidā.

Pielejot amonjaku šķīdumiem, kas satur  $\text{Cu}^{++}$  jonus, sākumā rodas vara hidroksids; bet liekā amonjakā tas viegli izšķīst, pie kam rodas intensīvi zils šķīdums, kas satur vara-amonjaka katjona kompleksi,  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{++}$ :



Vara sāļu amonjaka šķīdumiem pat lielā atšķaidījumā tik spilgti zila krāsa, ka reakciju ar amonjaku lieto vara jonu kvalitatīvai noteikšanai. No amonjaka piesātināta šķīduma kristalizējas komplekss:  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{OH})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ .

Vara hidroksida amonjaka šķīdumu praktikā pagatavo, gaisu laižot pār vara skaidiņam, kas iemērkta amonjaka šķīdumā. Šis šķīdums pazīstams kā Šveicera (Schweitzer) reaktīvs un tam piemīt īpašība izšķīdināt celulozu. Pie tam rodas valkana šķīdra masa, kuru caur kapilāriem izspiež tievos spožos diegos. Šādā ceļā iegūtais produkts pazīstams kā maksīgais zīds.

Kuprisulfids,  
CuS.

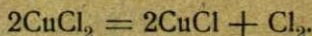
Kuprisulfids rodas kā mēlns nogulsnis, vara sāļu šķīdumos laižot sērūdeņradi:



Ša reakcija ir apgriezeniska, jo iegūtais nogulsnis liekā skābē (sālsskābē vaj slāpekļskābē) atkal izšķīst.

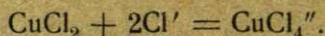
Kuprichlorids,  
 $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

Vara oksidam šķīstot sālsskābē, rodas kuprichlorids, kas no ūdens šķīduma kristalizējas kā hidrāts  $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Hidrātu sildot līdz  $150^\circ$ , tas zaudē ūdeni, bet karsejot vēl tālāk — atdala chloru un pārvēršas kuprochloridā:



To lieto Dikona (Deacon) procesā kā katalizatoru chlora pagatavošanai no sālsskābes un gaisa (sal. I. s., 302. lp. p.).

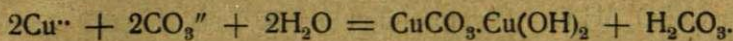
Atšķaidīti kuprichlorīda šķīdumi nokrāsoji zilā krāsā, kas raksturīga  $\text{Cu}^{++}$  joniem, bet koncentrēti šķīdumi ir zaļgani-brūni. Tāda pat krāsa ir arī atšķaidītiem kuprichlorīda šķīdumiem, kuriem pielietā koncentrēta sālsskābe. Tas norāda uz jonu kompleksu attīstīšanos, kuriem, acimredzot, šāds sastāvs:



Tie atbilst pēc sava sastāva kuprichlorūdeņraža skābei:  $\text{H}_2\text{CuCl}_4$ .

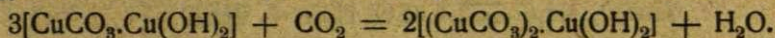
Šķīdumos kuprisāļus nogulsnejoj ar sārmu metālu karbonātiem, rodas bāziskais vaļa karbonāts:

Bāziskie kupri-karbonāti,  
 $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$   
 un  
 $2CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$ .



Tas ir zaļas krāsas savienojums un atrodas dabā kā minerāls malachīts (sal. 72. lp. p.). To lieto kā zaļu krāsu zem „kalnu zaļuma” nosaukuma.

Ja uz iegūto vaļa hidroksimonokarbonātu iedarbojamies ar ogļskābi zem 4 atm. spiediena, tas pārvēršas hidroksibikarbonātā:



Šis zilais savienojums sastopams kā minerāls vaļa lazura. Praktiskā dzīvē šo krāsu sauc „kalnu zilumu”. Tomēr ta tikpat neizturīga, kā „Bremenes zilā”, un tapēc to reti lieto.

Neitrals kupriacetāts rodas divkārtšas apmaiņas reakcijā starp kuprisulfātu un kalcija acetātu:

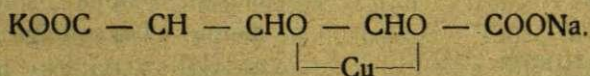
Kupriacetāts,  
 $Cu(CH_3COO)_2$   
 un bāziskie vaļa acetāti.



Tas kristalīzejas no ūdens šķīduma ar 1 ūdens molekulu. Vaļa bāziskie acetāti rodas etiķim iedarbojoties uz vaļu. Tie pazīstami kā vaļa zaļums un tos lieto glezniecībā, kā arī dažreiz ārstniecībā smēru u. t. l. preparātu izgatavošanai. Sevišķi vērtīgs „franču” zaļums, ko iegūst vīnogu sulai rūgstot vaļa klātbūtnē.

Kalija un nātrija tartarāts („Segneta sāls”) izšķīdina sārmainā šķīdumā vaļa hidroksīdu, radot kalija un nātrija kupri-tartarātu, kurā vaļš apmainījis vīnskābes hidroksīlu grupās ūdeņrađi:

Fēlinga šķīdums.



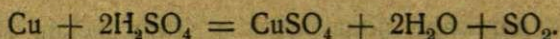
Šādi iegūtais šķīdums nokrāsots tumši-zilā krāsā un saucas Fēlinga (Fehling) šķīdums.— Tas — reaktīvs uz ķekarcukuru. Ja ķekarcukura (glikozas) šķīdumam (vaj arī urīnai, kas satur cukuru) pielejām Fēlinga šķīdumu, vaļš sildot reducējas un atdalās kā sarkans vaļa oksīduļa,  $Cu_2O$ , nogulsnis (sal. 76. lp. p.).

Kuprinitrāts,  $Cu(NO_3)_2$  rodas vaļu šķīdinot slāpekļskābē un kristalīzejas no šķīduma kā hidrāts  $Cu(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ . Šās vielas kristāli ļoti viegli šķīst ūdenī, kā arī savā kristalīzācijas ūdenī pie 26° un ļoti labi oksīdēti: ar kuprinitrāta spirta šķīdumu piesātināts un izžāvēts papīrs viegli aizdegas. Bet ja šās vielas kristālus ietiņām alvas folijā, arī alva aizdegas un pārvēršas alvas dioksīdā,  $SnO_2$ .

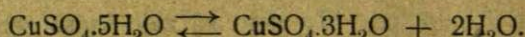
Kuprinitrāts,  
 $Cu(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ .

Kuprisulfāts, ko pazīst kā vaļa vitriolu, ir visparastākais vaļa savienojums. Tas iegūstams vaļa skaidīņas izšķīdinot karstā koncentrētā sērskābē:

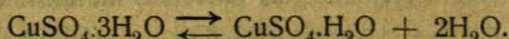
Vaļa vitriols,  
 $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .



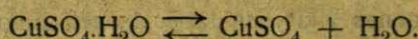
Vaļa vitriols kristalīzejas no atšķaidīta ūdens šķīduma kā hidratu:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Pēdejo sildot līdz  $30^\circ$ , tas zaudē 2 ūdens molekulas un pārvēršas trihidratā:



Sildot līdz  $100^\circ$ , trihidrats zaudē vēl 2 ūdens molekulas un pārvēršas monohidratā:



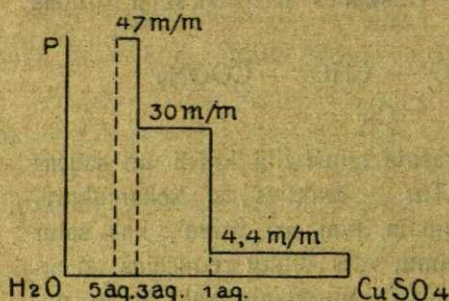
Beidzamā ūdens molekula atdalās tikai par  $200^\circ$  augstākā temperatūrā:



Ja pentahidratu pakāpeniski atūdeņojam tukšā telpā, izmērojot pie tam tvaika spiedienus pie dažāda ūdens satura  $\text{CuSO}_4$  hidratos, izrādās, ka hidratu tvaika spiediens mainās lēcieniem. Pie  $50^\circ$  šos lēcienus raksturo šādi dati:

hidratam $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . . . .	47 mm
$\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ . . . .	30 mm
$\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . . . . .	4,4 mm.

Ja atzīmejam minētos datus koordinātu sistēmā, un proti: uz abscisas — ūdens molu skaitu pret vienu  $\text{CuSO}_4$  molu, bet uz ordinātas attiecīgus tvaika spiedienus p, rodas trepm līdzīga likne (zīm. 256), kas norāda hidratu tvaika spiedienu maiņu.



Zīm. № 256.  $\text{CuSO}_4$  hidratu disociācijas spiedieni pēc Vant-Hofa (van't Hoff).

Tas pilnīgi saskan ar Gibbsa (Gibbs) fāžu likumu. Un tiešām, uzlūkojot hidratu dažādus maisījumus kā divu komponentu sistēmas ( $\text{CuSO}_4$  un  $\text{H}_2\text{O}$ ), redzam, ka pie pastāvīga tvaika spiediena vienmēr atrodas līdzsvarā trīs fāzes:

- 1) krist.  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  + krist.  $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  + tvaiks, vaj
- 2) krist.  $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  + krist.  $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  + tvaiks, vaj
- 3) krist.  $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  + krist.  $\text{CuSO}_4$  + tvaiks.

Katrā no šeit pievestiem gadījieniem, saskaņā ar fāžu likumu, patvaļīgi grozāmo parametru skaits

$$P = n + 2 - F = 1 \text{ (sal. I. s., 128. lp. p.)}$$

Tā tad no šām sistemam katrai jābūt vienvariantai un noteiktā temperatūrā jāuzrāda pastāvīgs spiediens, ko apstiprina arī 256 zīmējumā pievestā likne.

Bezūdens kuprisulfats spēji uzsūc ūdeni, kāpēc to bieži lieto organisku šķīdumu atbrīvošanai no pēdejām mitruma iezīmēm.

No kuprisulfata amonjaka šķīduma kristalīzejas tetraamoniakata kompleksis:  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Tas uzlūkojams kā četru ūdens molekulu apmaiņas produkts vaļa sulfata penta hidratā:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

**Tabele 88.**

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  šķīstamība 100 gramos ūdens.

Temperatura:	0°	10°	20°	30°	40°	50°
Šķīstamība:	18,20	20,92	23,55	26,63	30,29	34,14
Temperatura:	60°	70°	80°	90°	100°	
Šķīstamība:	38,83	45,06	53,15	64,23	75,35 gr.	bezūdens sāļa

Par vaļa arsenpaskābiem savienojumiem, kas ir pamats diezgan izplatītās krāsās, kā: Šveinfurtas zaļums un Šēles zaļums, runasim lekcijā par arsenu.

Vaļš niecīgos vairumos atrodams daudzos stādos un arī dzīvnieku organismā: tas atrasts asinīs, žultā un aknās. Bet lielos daudzumos tas neapšaubami kaitīgs. Tapēc arī lieto vaļa savienojumus stādu aizsargāšanai no slimību dīgļiem. Tā, piemēram, aplaistot ar vaļa vitriola šķīdumu, vīnogu kokus aizsargā pret filokseru. Šķīdumi, nelielā mērā saturoši vaļa sāļus, veicina jaunu stādu (kviešu, zirņu u. c.) attīstību.

Gaistoši vaļa savienojumi nokrāso Bunzena degļa liesmu zaļā krāsā. Uz to dibinata Beilšteina hlora pierādīšanas reakcija organiskos savienojumos. Nedaudz pētāmās vielas samaisa ar vaļa oksīdu un uz platīnas drāts ieliek Bunzena degļa liesmā. Halogenu klātbūtnē rodas vaļa halogēna sāls, kura tvaiki nokrāso liesmu spilgti zaļā krāsā.

### Sudrabs, Ag (Argentum).

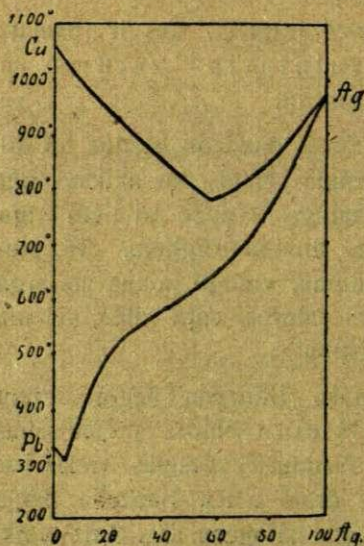
Sudrabs bij zināms jau sirmā senatnē un jau toreiz to augsti vērtēja kā cēlmetālu, kas neoksidejas gaisā. Tas sastopams daudz retāk kā vaļš, galvenā kārtā Ziemeļamerikas Savienotās

Valstis, Meksikā, Kanadā, bez tam vēl Dienvidu Amerikā un Australijā. Eiropā sudrabu iegūst nelielos daudzumos Vācijā, bet Krievijā sudraba iegūšana kritusies pēdējos desmit gados līdz pat nullei.

Sudrabs kā tīrradnis sastopams diezgan reti, bet visbiežāki kā sērains spīdums,  $Ag_2S$ , maisījumā ar svina spīdumu vaj vara rūdām, un arī kā arsena un antimona sulfosāļi: bālā sudraba rūda,  $Ag_2AsS_3$  un sarkanā sudraba rūda,  $Ag_2SbS_3$ . Tā saucamais raga sudrabs ir sudraba chlorīds,  $AgCl$ . Tas ir tik mīksts, ka viegli griežams ar nazi.

Sudraba  
metalurģija.

Reducejot svina rūdas, kas satur sudraba sulfīdu, sudrabs šķīst svinā. Parastais fabriku svins satur sudrabu, kura vērtība lielāka nekā galvenā metala (t. i. svina) cena. Tomēr, tā kā fabriku svinā sudraba ir samērā maz un tas parasti nesasniedz 0,5%, šāds kausejums vispirms jākoncentrē. To izdara pēc Pattinsona metodes, kausejumu pakāpeniski kristalizējot. Sākumā no atšķaidīta sudraba kausejuma atdalās tīri svina kristāli, tāpat kā no atšķaidīta sāļa šķīduma saldejot atdalās tīrs ledus (sal. l. s., 123. lpp.). Svina kristālus nosmeļ no kausejuma ar caurmainu kaļoti. Pie tam sudraba saturs pieaug līdz tai robežai, pie kuras sāk atdalīties eutektisks maisījums (sal. 257. zīm.). Ša robeža



Zīm. № 257. Pb + Ag kausejumu kušanas līkne pēc Petrenko.

sasniedzama svina kausejumos ar sudrabu pie 2,6% Ag satura. Šajā brīdī procesu pārtrauc, un turpmāko sudraba atdalīšanu izdara pēc treibešanas metodes, kuru aprakstīsim vēlāk.

Jaunākā laikā tomēr sudrabu kausejumos koncentrē galvenā kārtā pēc Parkesa (Parkes) metodes. Ša metode dibināta uz sudraba „atskalošanu” ar cinku no svina šķīduma. Cinks un svins viens otru izšķīdina tikai aprobežotā daudzumā, tāpat kā ūdens un fenols (l. s., 112. lpp.). Izkausetu cinku ar svinu sajaucot, rodas divi šķīdri slāņi, kuru sastāvs, pēc Springa un Romanova pētījumiem, pievests

sekojošā tabelē. Apakšas slānis sastāv no piesātināta cinka šķīduma svinā, bet augšas slānis — no svina šķīduma cinkā.

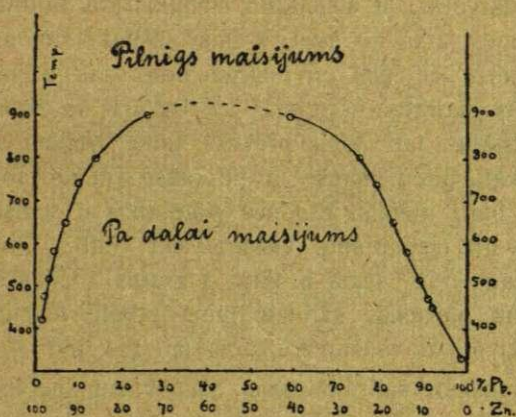
Tabele 89.

Svina un cinka savstarpejā šķīstamība.

Temperatura	Apakšas slānis		Augšas slānis	
	Pb <sup>0</sup> / <sub>o</sub>	Zn <sup>0</sup> / <sub>o</sub>	Pb <sup>0</sup> / <sub>o</sub>	Zn <sup>0</sup> / <sub>o</sub>
334 <sup>o</sup>	98,8	1,2	—	—
419 <sup>o</sup>	—	—	1,5	98,5
450 <sup>o</sup>	92,0	8,0	—	—
475 <sup>o</sup>	91,0	9,0	2,0	98,0
514 <sup>o</sup>	89,0	11,0	3,0	97,0
584 <sup>o</sup>	86,0	14,0	5,0	95,0
650 <sup>o</sup>	83,0	17,0	7,0	93,0
740 <sup>o</sup>	79,0	21,0	10,0	90,0
800 <sup>o</sup>	75,0	25,0	14,0	86,0
900 <sup>o</sup>	59,0	41,0	25,5	74,5

Svina un cinka savstarpejās šķīstamības likne (zīm. 258) norāda, ka abu metālu maisījuma kritiskā temperatūra ir tuvu 910<sup>o</sup>.

Sudrabs šķīst vieglāk cinkā nekā svīnā un tapēc sakrājas galvenā kārtā augšas slānī. No ta cinku atdala destilejot.



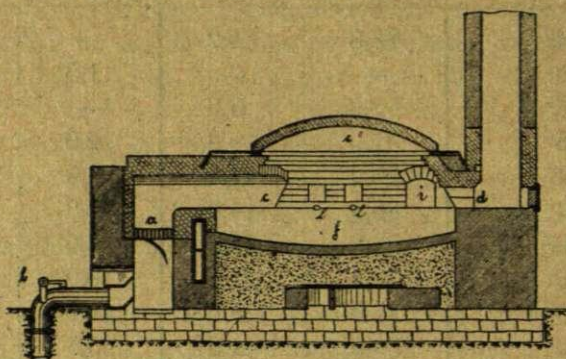
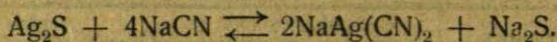
Zīm. № 258. Svina un cinka savstarpejā šķīstamība.

Ķīmiskā ceļā svīnu no sudraba atdala ar t. s. treibešanu. Krāsni, kas redzama 259. zīmējumā, kausējumu karsē līdz 1500<sup>o</sup>, pūšot cauri gaisu. Svīns šajos apstākļos oksīdejas, pārvēršdamies masīkotā, bet sudrabs nemainas. Kad viss svīns oksīdejas, svīna oksīda kārtu pārrauj un zem tās parādās spožs sudrabs (Silberblick).

Jau 16. gadsimtenī Meksikā un Perū spānieši lietoja amalgamešanas metodi. Sudrabs viegli šķīst dzīvsudrabā. Iegūto, mīklai līdzīgo amalgamu, no kuras izspiests liekais dzīvsudrabs, pēc tam pārtvaicē. Dzīvsudrabs pārdestīlejas, un retortā paliek sudrabs, kuru rafinē elektrolītiskā ceļā.

Sudraba atdalīšana slapjā ceļā.

Vēl atzīmejama būtu ciana metode, pēc kuras sudrabu atskalo ar ciannatriju no rūdām, kurās tas atrodas galvenā kārtā kā sulfids:



Zim. № 259. Sudraba „treibešanas“ krāsns.

No iegūtā ciana sārma sudrabu vaj nu nogulsnē ar cinku vaj atdala elektrolītiski.

Sudraba  
elektrolītiska  
nogulsnešana.

Sudraba rafinešanu, t. i. sudraba atdališanu no citiem metaliem izdara elektrolizejot, pēc Mebiusa (Möbius) metodes. No neizstrādāta sudraba atlej anodus, kurus pārmaiņus ar katodiem no tīra sudraba liek izdarvotās, ar atšķaidītu slāpekļskābi pildītās koka vannās. Elektrolizes laikā no anoda šķīst sudrabs un vaŗš (kas piemaisīts sudrabam), bet zelts un platina nogulstas dibinā kā „anoda dūņas“. Tīrs sudrabs nogulstas uz katoda kā žuburaini kristali. Šos kristalus jau paša procesa laikā noņem ar sevišķām birstītem, izskalo ūdenī, sausē un pārkausē tīrā sudrabā.

Sudraba  
īpašības.

Tīrs sudrabs ir balts metāls, kas pēc polešanas it sevišķi spīd. Tas ļoti staipīgs un izstiepjams vissmalkākā drātī. Divu kilometru garas filigrāna drāts svārs ir tikai 1 grams. Citas šā metāla fizikalās īpašības pievestas sālīdzinājuma tabelē lekcijas beigās. Sudrabs katoda telpas tukšumā izgaist jau pie 680°.

Karsejot un pat kausejot sudrabs gaisā nepavisam neoksidejas, gluži otrādi, sudraba oksīds, līdzīgi dzīvsudraba oksīdam, sildot atdala skābekli, un beigās paliek tīrs sudrabs. Tāda attiecība pret skābekli raksturīga cēlmetāliem, pie kuriem pie-skaitāms arī sudrabs.

Bet izkausētā sudrabā šķīst skābeklis, un proti: apm. 2 cm<sup>3</sup> vienā gramā sudraba. Sacietējot sudrabs lāso, jo no tā atdalās izšķīdušais skābeklis.

Sērūdeņradis kā gāzejads, tā arī izšķīdināts iedarbojas uz sudrabu, radīdams melnu sudraba sulfīdu, Ag<sub>2</sub>S, uzsodrejumū.

Aiz to sudraba lietas ar laiku paliek arī gaisā melnas. Sudraba rotas lietas „oksidē“, t. i. pārklāj ar melnu kārtu, iemērcot kalija sulfida šķīdumā.

Sudrabs skābēs šķīst vāji. Tas viegli šķīst slāpekļskābē, bet koncentrētā sērskābē šķīst tikai sildot. Sudrabs visos savienojumos vienvērtīgs elements.

Tīru sudrabu lieto priekš ķīmiskiem traukiem: bļodiņam un tīģeļiem. Tādos traukos kausejami sārmī: kodīgais kalījs un kodīgais nātrijs. Rotas lietas izgatavo no sudraba kausejumiem ar vaļu, kuri cietaki nekā tīrs sudrabs. Sudrabojamās priekšmetus pārklāj ar sudraba amalgamas kārtu, un pēc tam karsejot aizdzen dzīvsudrabu. Priekšmetu sudrabošanu izdara arī „galvaniskā“ ceļā, par ko runāsim vēlāk.

Sudraba izlietošana.

Sudraba monētu izgatavo no sudraba un vaļa kausejuma, kas satur 90% sudraba.

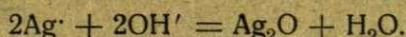
Pēdējā laikā sudrabu plaši lieto spoguļu izgatavošanai. Stikla sudrabošanai ņem sudraba nitrata šķīdumu amonjakā, kuram pielīti noteikts daudzums kalija-nātrija tartarata (Segneta sāļi) šķīduma. Ar šo maisījumu pārklāj rūpīgi notīrītu stikla virsmu. Tartarats reducē amonjaka šķīdumā sudrabu un pēc dažām minūtem stikls pārklājas ar spožu sudraba kārtu.<sup>1)</sup>

Sudraba atšķaidītus šķīdumus reducējot, sudrabs atdalās koloida stāvoklī (sal. I. s., 129. lpp.). Keri Li (Carey Lea) sudraba koloidšķīdumus pagatavo šādi: 40 gr. NaOH un 40 gr. dekstrīna izšķīdina 2000 cm<sup>3</sup> ūdens. Šajā šķīdumā lej pilieniem 28 gr. sudraba nitrata šķīduma nelielā ūdens daudzumā. Rodas gluži melns šķīdums, kas stipri atšķaidot kļūst sarkans.

Koloid-sudrabs.

Koloidsudraba stabilitāte ievērojami pavairojama, pieliekot dažus koloidus („aizsargkoloidus“). Tādu lomu dažos ārstniecības koloidsudraba preparātos, piem., kollargolā (argentum colloidalē solubile), Kredes (Credè) smērā, protargolā u. c. izpilda olbaltuma vielas. Šie preparāti, kurus iegūst sudraba koloidšķīdumus un olbaltumvielas sausejot, ūdenī pilnīgi izšķīdināmi. Tos lieto brūču mazgāšanai un iešīrcešanai, tie dezinficē un nav tomēr tik ēdīgi, kādi parasti ir sudraba sāļi, piem., sudraba nitrāts.

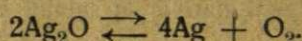
Sudraba nitrata šķīdumam pielejot kādu sārmu (kurā nav karbonātu), rodas brūns sudraba oksīda nogulsnis:



Sudraba savienojumi. Sudraba oksīds un hidr-oksīds: Ag<sub>2</sub>O un AgOH.

<sup>1)</sup> Sudrabošanas recepte pēc Kaizera: a) 10 gr. AgNO<sub>3</sub> izšķīdina 50 cm<sup>3</sup> ūdens, pielej koncentrēta amonjaka šķīduma tik daudz, kamēr rodas vāji šķīduma opalescence; tad atšķaida ar ūdeni līdz 1 litram; b) 20 gr. Segneta sāļi un 26 gr. kandiešu cukura 200 cm<sup>3</sup> ūdens vārā 1/2 stundu un pēc atdzišanas atšķaida ar ūdeni līdz 1 litram. Tagad aplej stiklu ar abu šo šķīdumu vienādu tilpumu maisījumu. Pēc 15—20 minūtem rodas spogulis.

Sudraba oksids sildot disociē sudrabā un skābekli:



Ļuis (Lewis) noteica sekošus disociācijas spiedienus, kas atbilst šās reakcijas fāžu līdzsvaram.

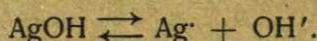
**Tabele 90.**

Sudraba oksida disociācijas spiedieni.

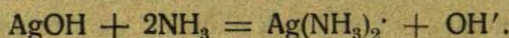
Temperatura	25°	302°	325°	445°
Disociācijas spiediens (aprēķināts)	$5 \times 10^{-4}$	20,5	32	207 atm.

Ļuisa aplūkotā sistema ir vienvarianta, kā to prasa arī fāžu likums (I. s., 128. lp. p.). Pie 300° sudraba oksids var pastāvēt tikai zem spiediena, kas augstāks par 20 atm.

Sudraba oksids pa daļai šķīst arī ūdenī, pie kam rodas šķīdums ar stipri sārmainu raksturu: tas nokrāso lakmušu zilā krāsā un uzņem no gaisa ogļskābi. Bez šaubām šķīdumā pastāv sudraba hidroksids, AgOH, kas lielā mērā (apm. 70%) disociē jonus:

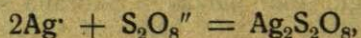


Sudraba nitrata šķīdumam amonjaku pielejot, sākumā nogulstas sudraba oksids, bet tas viegli šķīst liekā reaktīvā, radidams kompleksi:



Šis komplīcetais sudraba-amonjaka katjons,  $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^{\cdot}$ , rodas nešķīstošos sudraba sāļus šķīdinot amonjakā.

Sudraba peroksids,  $\text{Ag}_2\text{O}_2$ . Zem ozona iespaيدا sudrabs pārklājas ar melnu sudraba peroksida,  $\text{Ag}_2\text{O}_2$ , kārtu. Šis savienojums rodas arī kalija persulfatam un sudraba nitrātam savā starpā iedarbojoties. Sākumā rodas sudraba persulfats:

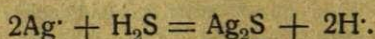


kas ūdenī sadalidamies rada sudraba peroksidu:



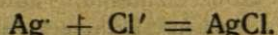
Sudraba peroksids — melns amorfs pulveris. Tas šķīst slāpekļskābē, radidams tumši-brūnu šķīdumu.

Sudraba sulfids,  $\text{Ag}_2\text{S}$ . Sudraba sāļa šķīdumā laižot sērūdeņradi, rodas melns sudraba sulfida nogulsnis:



Sudraba sulfids nešķīst amonjakā. Tas šķīst koncentretā slāpekļskābē un cianīdu šķīdumos (86 lp. p.).

Sālsskābe un metālu chlorīdi rada ar sudraba joniem baltu, pārslām līdzīgu sudraba chlorīda nogulsni:



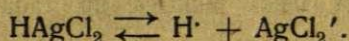
Sudraba  
chlorīds  
AgCl,

Chlorsudrabs grūti šķīst ūdenī un atšķaidītās skābēs, un tapēc sudrabu, kā arī chloru kvantitatīvā analizē noteic kā chlorsudrabu. Saskaņā ar jonu šķīstamības reizinājuma konstantes principu (46 lp. p.), šķīdumā pastāv līdzsvars, kas atbilst vienādībai:

Ag<sup>+</sup> koncentrācija × Cl<sup>-</sup> koncentrācija = konstante.

Aiz to, chlorsudraba šķīdumam pielejot lieku sudraba nitrātu vaj arī kādu chlorīdu, šķīdums dulķojas, jo daļa izšķīdušā sudraba chlorīda nogulstas.

Sudraba chlorīds viegli šķīst amonjakā, ciankalija šķīdumā un nātrija tiosulfatā, radot attiecīgus kompleksus. Bet sudraba chlorīds drusku šķīst arī koncentretā sālsskābē, kā arī koncentretā chlornātrija un citu chlorīdu šķīdumos. Tādos gadījumos rodas sudrabchlorūdeņraža skābe un tās joni:



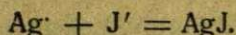
Sudrabs šādos gadījumos atrodas anjona kompleksī.

Broma joni dod ar sudraba sāļiem iedzeltenu bromsudraba nogulsni, kas savās īpašībās atgādina chlorsudrabu. Tikai sudraba bromīds šķīst nevis atšķaidītā amonjakā, bet koncentretā.

Bromsudrabs,  
AgBr.

Jodīdus pielejot sudraba sāļu šķīdumiem, rodas dzeltens jodsudraba nogulsnis:

Sudraba jodīds,  
AgJ.

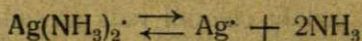


Jodsudrabs atšķiras no citiem sudraba halogēnu savienojumiem ar to, ka tas nešķīst pat koncentretā amonjakā.

Visi trīs sudraba halogēni ir jūtīgi pret gaismu: tie gaismā (un sevišķi violeto un ultravioleto staros) sadalās, uz ko dibināta visa fotografija, par ko vēl runāsim šajā lekcijā. Pret gaismu visjūtīgāks ir bromsudrabs, vidēji jūtīgs — chlorsudrabs, vismazāk — jodsudrabs.

Sudraba halogēnu sāļu šķīstamība kritās no fluora līdz jodam (sal. I. s., 370. lp. p.). Fluorsudrabs viegli šķīst ūdenī; jau daudz grūtāki šķīst chlorsudrabs, un vismazāk — jodsudrabs. Sakarā ar to mainās arī sudraba halogēnu sāļu šķīstamība amon-

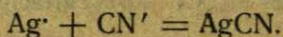
jakā. Šis sakars izskaidrojams ar to, ka sudraba katjonu komplekši:  $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$  pa daļai disociē jonā  $\text{Ag}^+$  un  $\text{NH}_3$ :



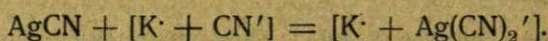
un tapēc šķīdumā jābūt zinamai sudraba jonu koncentrācijai, lai varetu jonu komplekši pastāvēt. Sudraba chlorida šķīdumos  $\text{Ag}^+$  jonu koncentrācija augstāka par šo robežu, bet sudraba jodīda šķīdumos ta tik niecīga, ka katjonu komplekši gandrīz pilnīgi sadalas.

Sudraba  
cianīds,  
 $\text{AgCN}$ .

Ja šķīdumam, kas satur sudraba jonus, pielejām ciankalija šķīdumu, sākumā rodas balts, pārslains sudraba cianīda nogulsnis, līdzīgs sudraba chlorīdam:

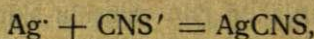


Šis nogulsnis izšķīst liekā ciankalijā un šķīdumā rodas sudraba - ciankalijš:

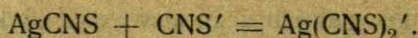


Sudraba  
rodanīds,  
 $\text{AgCNS}$ .

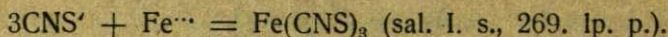
Ari starp sudraba rodanīdu un sudraba joniem notiek līdzīga reakcija: sākumā rodas balts nogulsnis:



kas pēc tam izšķīst liekā reaktīvā un rada sudraba - rodanā anjona kompleksi:

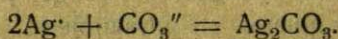


Folhards (Volhard) uz šās reakcijas dibināja sudraba titrēšanu ar kalija rodanīdu, lietojot pie tam kā „indikatoru“ ferisulfātu,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ . Kamēr rodana joni tiek patērēti sudraba rodanīda nogulsnešanai, šķīdums paliek bezkrāsains. Tikko šķīdumā rodas kaut visniecīgākais  $\text{CNS}^-$  jonu pārsvars, šķīdums kļūst sarkans, jo tajā rodas dzelzs rodanīds:

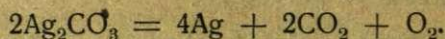


Sudraba  
karbonāts,  
 $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ .

Sudraba karbonāts,  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ , rodas kā balts nogulsnis sudraba jonu šķīdumam pielejot kāda sārma metala karbonāta šķīdumu:



Tas viegli šķīst amonjakā. Sildot pilnīgi sadalas sudrabā, skābeklī un oglekļa dioksīdā:



Sudraba ni-  
trāts,  $\text{AgNO}_3$ .

Sudrabu izšķīdinot slāpekļskābē, no tās kristalīzējas sudraba nitrāts,  $\text{AgNO}_3$  (argentum nitricum), kā rombiskas plāksniņas. Tas viegli šķīst ūdenī un kūst pie  $208,6^\circ$ .

**Tabele 91.**

Sudraba nitrata šķīstamība 100 gramos ūdens.

Temperatura:	0°	19,5°	54,0°	85,0°	110,0°
Šķīstamība:	121,9	227,3	500,0	714,0	1111 gr. AgNO <sub>3</sub>

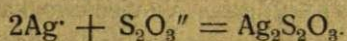
Izkausetu sudraba nitrātu atlej spieķīšos un tādā veidā tas tirdzniecībā pazīstams kā „elles akmens“ (lapis infernalis). Uz ādu un gļotādiņu sudraba nitrāts darbojas kā oksidētājs: tas „izdedzina“ audus, pats pie tam reducēdamies un atstādamus uz ādas melnus plankumus.

Sudraba sulfāts, Ag<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, pagatavojams sudrabu izšķīdinot karstā koncentrētā sērskābē. Sudraba sulfāts šķīst arī ūdenī, un proti: 100 gr. ūdens pie 100° izšķīdina 1,45 gr. Ag<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

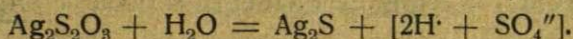
Sudraba sulfāts, Ag<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Sudraba tiosulfāts, Ag<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, rodas kā balts nogulsnis sudraba jonu šķīdumam pieļojot nātrija tiosulfāta šķīdumu:

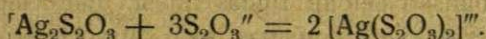
Sudraba tiosulfāts, Ag<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> un viņa kompleksi.



Tas ātri paliek melns, jo ar ūdeni attīsta sudraba sulfīdu:



Liekā nātrija tiosulfātā attīstas anjona komplekss:



### Fotografija.

Mēs jau runājām, ka sudraba halogēnu sāļi jūtīgi pret gaismu un aiz to atraduši ļoti svarīgu izlietojumu fotografijā. „Uzņēmumu“ pagatavošanai lieto visjūtīgāko no šiem savienojumiem: bromsudrabu. To iegūst uz stikla vai celluloida („filmas“) plātes kā plānu nogulsni, bromkalija un sudraba nitrāta šķīdumiem savā starpā iedarbojoties želatīnā. Fotografiskās plātes, kas pārklātas ar bromsudraba nogulsni želatīnā, pēc dažādām manipulācijām žāvē un uzglabā pilnīgā tumsā.

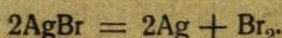
Bromsudraba plāšu izgatavošana.

Fotografēšanas process pastāv no trim galvenām operācijām: eksponešanas, attīstīšanas un nostiprināšanas. Aina uzņemot, plati ieliek fotografiskā kamerā un „ekspone“, t. i. zināmu laiku apgaismo. Apgaismošanas ilgums, protams, atkarīgs no gaismas stipruma un no tā atkarīgas laba uzņēmuma izdošanās. Ja pēc eksponešanas aplūkojam plati tumsā istabā pie sarkanās gaismas (jo tā vismazāk iedarbojas uz bromsudrabu), uz tās nekāda pārmaiņa nav novērojama. Tomēr uz tās atrodas uzņemtā aina slēptā veidā. Ja mēs iedarbojamies uz tādu plati ar kādu reducētāju (piem., ferosulfāta šķīdumu), aina „attīstas“,

Eksponešana.

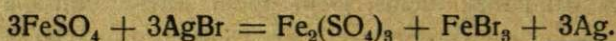
t. i. tajās vietās, kas bijušas stiprak apgaismotas, rodas ēnas, bet vājāk apgaismotās vietas paliek gaišas.

**Slēptā aina.** Jautājums par „slēptās ainās” izcelšanās un viņas attīstīšanas ķīmisko dabu vēl līdz šim nav pietiekoši noskaidrots. Viens, ko mēs vairs neapšaubam, ir tas, ka bromsudraba reducēšana norisinās arī tumsā, bet tikai ļoti lēni. Aiz to ilgi stāvējušās plātes paliek melnas un nav vairs lietojamas. Gaisma paātrina sudraba bromīda reducēšanas procesu. Pēc tam, domājams, norisinās šāda reakcija:



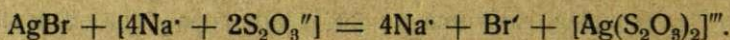
Broms savienojas ar želatīnu, bet sudrabs atdalās. Metaliskā sudraba attīstīšanās eksponejot norisinās ļoti mazā mērā, un atdalījies sudrabs paliek želatīnā koloidālā stāvoklī (želatīns izpilda aizsargkoloida lomu). Ta ir t. s. „slēptā aina”.

**Attīstīšana.** „Attīstīšanas” process pastāv bromsudraba reducēšanā ar ķīmiskiem reaktīviem. Visvienkāršākais attīstītājs ir ferrosulfāts,  $\text{FeSO}_4$ , kas reaģē uz bromsudrabu pēc nolidzinājuma:



Praktikā tomēr parasti lieto organiskus reducētājus, galvenā kārtā no aromatisko ketonu rindas (piem., hidrochinonu). Reducēšanas process sākumā norisinās tikai tajās vietās, kur jau attīstījušās koloidsudraba daļiņas eksponešanas brīdī, un šis process norisinās jo ātrāk, jo vairāk sudraba atdalījies eksponešanas laikā. Koloidsudraba daļiņas „aug” un parādas kā metaliska sudraba melns nogulsnis. Šajā momentā attīstīšana jāpārtrauc, jo reducētājam turpmāk iedarbojoties, reducēšana izplatās pār visu plati un tā visa paliek melna.

**Nostiprināšana.** Tad attīstītāju noskalo ūdenī. Attīstītā plāte bez sudraba satur vēl lieku nereducētu bromīdu, kas rūpīgi jānovāc. Pretejā gadījumā gaismā norisinātos no jauna bromsudraba reducēšana, kamēr pilnīgi visa plāte paliktu melna. Liekā nesadalītā bromsudraba aizvākšanas procesu sauc plātes nostiprināšanu. Tam nolūkam plati liek nātrija tiosulfāta šķīdumā, kas, kā redzējam, izšķīdina bromsudrabu, radot kompleksi:

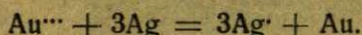


Pēc tam plati rūpīgi skalo ūdenī un sausē.

**Kopešana.** Uz plātes iegūto ainu sauc „negatīvu”, jo tas, kas dabā ir gaišs, uz plātes ir melns, un arī otrādi: ēnas izrādās gaišas. Lai iegūtu „pozitīvu” ainu, plati kopē. Kopešana ir ekspo-

nešanas procesa atkārtojums. Bieži mēdz kopēt uz bromsudraba papīra. Uz papīri, kas pārklāts ar bromsudraba kārtu želatinā, liek negatīvu un īsu brīdi apgaismo. Pēc papīra attīstīšanas un nostiprinašanas dabonam kopiju, kurā gaišumi un ēnas saskan ar dabu. Bet bieži kopešanai lieto arī chlorsudraba papīri („celloidin“ - papīri). Šis papīrs ir mazāk jūtīgs. To tura zem negatīva dienas gaismā un pa laikam kontrolē gaismas iedarbības stiprumu. Šajā gadījumā papīri tura gaismā ne tikai līdz „slēptās ainas“ parādīšanās, bet līdz pilnīgai tās attīstīšanai un pēc tam nostiprina ar tiosulfata šķīdumu.

Sudrabs, kas atdalās kopejot, piešķir kopijai melnu toni ar Tonešana. brūnu kāpinājumu. Skaistaku „toņu“ iegūšanai uz papīra, attīstītu kopiju iemērc chlorzelta vai chlorplatinas šķīdumā. Sudrabs izvieta no šķīduma zeltu vai platīnu:



Zelts rada violeto vai purpursarkanu, platīna — blāvu melnu toni.

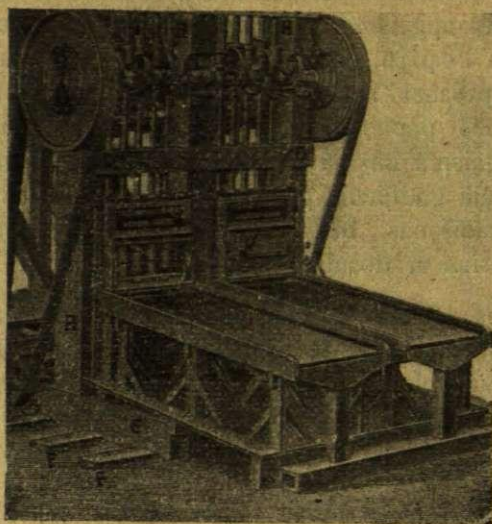
Krāsu fotografijā lieto bromsudraba plates, kas pārklātas ar Krāsu fotografija. plānu lakas kārtu, kurā vienmērīgi izplatīti stērķeļu graudiņi. Pēdejie nokrāsoti trijās pamatkrāsās: sarkanā, zaļā un zilā (Limjera firmas „autochromplates“). Šās plates eksponejot stari, kas nāk no sarkaniem priekšmetiem, cauri iet tikai sarkaniem stērķeļu graudiņiem un rada šajās vietās bromsudraba sadalīšanos, zaļi priekšmeti izsauc bromsudraba sadalīšanos tajās vietās, kurās atrodas zaļie graudiņi u. t. t. Pēc attīstīšanas rodas krāsu fotografija, kas sastādīta no trim pamatkrāsām: sarkanās, zaļās un zilās, kuras samaisot rodas visas citas dabas krāsas. Autochromplates jaeksponē daudz ilgāk nekā parastās.

### Zelts, Au (Aurum).

Zelts dabā atrodas kā tīrrādītis smiltīs vai kvarca iezos. Atrašanās. Visbagatākās zelta raktuves atrodas Transvalā (Dienvidu Afrikā), Kalifornijā un Sibīrijā (Lenas raktuves). Bez tam tas atrodas bieži kā piemaisījums vara un svina rūdās.

Senāk zeltu ieguva skalojot zeltu saturošas smiltīs. Šādā Iegūšana. ceļā iespējams aiztvert tikai rupjakus zelta graudiņus. Tapēc šimbrižam visbiežāk lieto amalgamacijas metodi. Kvarca iezus saspridzina ar dinamitu un saskalda smalkos gabalos. Pēdejos sasmalcina pietās ar ūdens straumi, kas aizrauj sev līdzī smalkas, zeltu saturošas dūņas. Šās dūņas laiž pāri slīpām,

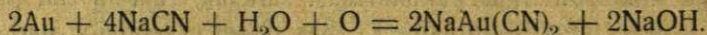
ar amalgamu pārklātām vara plātem (zīm. 260). Zelts [izšķīst amalgamā. Amalgamu ikdienas noņem no vara plātem un destilē dzelzs retortās. Retortās paliek zelts, kuru pēc tam sakausē stieņos, bet dzīvsudrabs atgriežas nodarbē.



Zīm. № 260. Zeltu saturoša kvarca sasmalcinašanas un amalgamešanas mašīna.

No piestam tekošās dūņas satur vēl daudz zelta, kuru atdala pēc ciana metodes. Šās dūņas („tailing“, „slime“) apstrāda ar atšķaidītu natrijaciānīda šķīdumu gaisa klātbūtnē. Šajos apstākļos zelts rada

kompleksi: natrija aurocīnīdu, kas šķīst ūdenī:



No ša šķīduma zeltu nogulsnē ar cinku.

Tīršana.

Zeltu tīra elektrolītiskā ceļā, tāpat kā sudrabu.

Zelta īpašības.

Zelts ir dzeltens, stipri spīdošs metāls. No visiem metāliem tam vislielākā stiepes spēja. Zelts kūst pie 1063<sup>o</sup>, pārvēršdamies zaļganā šķīdumā, un manāmi izgaist jau baltas kvēles temperatūrā.

Zelts cēlaks nekā sudrabs un tapēc pēdējs to izvieto no zelta sāļu šķīdumiem. Gaisā tas neoksīdējas un arī nemainas zem sērūdeņraža iespaida; nešķīst pat koncentrētā slāpekļskābē, bet šķīst „karaļūdenī“ (I. s., 367. lpp.), chlor- un bromūdenī, kā arī cianīdu šķīdumos (gaisa klātbūtnē). Zelts savienojumos mēdz būt vienvērtīgs un trīsvērtīgs. Tas viegli reducējams no viņa sāļu šķīdumiem.

Koloidzelts.

Stannochlorīds reducē zeltu koloida veidā:



Šajā reakcijā attīstīties stannichlorīds, SnCl<sub>4</sub>, ūdenī pa daļai hidrolīzējas, pie kam rodas alvas skābe, arī koloidālā stāvoklī un izpilda attiecībā pret zeltu „aizsargkoloida“ lomu:



Šādā kārtā iegūtie koloidšķīdumi jau senlaikus pazīstami kā Kassija purpurs. Tam skaista purpura krāsa un viņu lieto stikla krāsošanai rubina sarkanā krāsā (t. s. rubina stikls).

Zelta koloidšķīdumi pagatavojami arī zelta sāļus reducējot ar skudru aldehīdu (pēc Žigmondi metodes) un zeltu elektriski sasmidzinot elektriskā lokā (pēc Brediga metodes, I. s., 129. lpp.). Ultramikroskopā vēl saredzamas koloidāla zelta daļiņas, kuru masa =  $10^{-18}$  gr. (1000  $\rho\rho$ ) un diametrs =  $5 \times 10^{-7}$  cm (5  $\mu\mu$ ).

Zelts ir visvecākais metāls. Tas tiek minēts jau Ēģiptes valdnieka Menesa likumos, kas dzīvoja 3600 g. pirms Kr. Visbagātākie zelta slāņi atradās vidus Azijā un Afrikas ziemeļos, kur arī cēlusies leģenda par „zelta laikmetu“. Pašlaik šie zelta slāņi pilnīgi izsīkuši. Pēdējos divdesmit gados aiz jaunu zelta iegulumu atraduma Transvalā vispasaules zelta ieguvums pavairojies  $2\frac{1}{2}$  reizes. 1916. gadā visu zelta ieguvumu vērtēja uz 470 miljoniem dolaru. Šajā ieguvumā piedalījās: Transvala (41%), Kalifornija (20%), Krievija (Sibīrija un Urāli — 7,5%) un Austrālija (8%).

Zelta izlietošana.

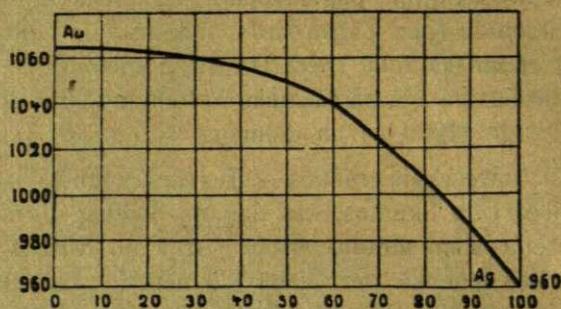
No visa iegūtā zelta 60% patērē naudas kalšanai. Zeltu, kā zināms, uzlūko kā pamatvienību visu priekšmetu „cenai“. Priekšrocība zeltam, kā pamatvienībai, ir tā, ka viņa vispārējs daudzums nav patvaļīgi pavairojams, un zelts nemainas no atmosfēras iespaida. Kā zelta vājā puse mināms tā mikstums. Aiz to zelts stipri nodilst un iet zudumā. Tapēc kaļ naudu nevis no tīra zelta, bet no kausējuma, kas satur 90% zelta un 10% vara. Šāds kausējums daudz cietāks nekā tīrs zelts. Tomēr zelta naudas svārs apgrozībā ar laiku pamazinas. Šādu naudu, kuras svārs krities zemāk par likumā noteikto robežu, izņem no apgrozības un pārkaļ. Zelta un sudraba cenu attiecība nav pastāvīga. Pēdējā laikā tā stipri palielinājusies, pateicoties sudraba iegūšanas pieaugumam Amerikā. Tas piespieda valstis, kurās pastāv bimetaliskā sistēma, iznīcināt sudraba „brīvo kalšanu“ un likumā noteikt sudraba un zelta cenu samēru. „Latiņu savienības“ valstīs šis samērs ir  $15\frac{1}{2}$ .

Daudz patērē zelta rotas lietu un krāšņuma priekšmetu izgatavošanai. Arī šam nolūkam nelieto tīru zeltu, bet viņa kausējumus ar sudrabu (vaj varu). Zelta saturu kausējumos apzīmē parasti „karatos“, pie kam tīru zeltu pielīdzina 24 karatiem. Bez tam daudz zelta patērē zobārstniecības tehnikā priekš zelta plombēm, mākslīgiem zobiem u. t. l. Pārejo zeltu lieto galveniskai zeltīšanai un fotografijā.

Zelta kausējumu ar citiem cēlmetāliem, kā sudrabu, platinu un palādiju sacietēšanas temperatūru pētījumi pierāda, ka šie

Zelta kausējumi.

metali šķīst zeltā visados samēros ne tikai šķidrā, bet arī cietā veidā. Zelta un sudraba savstarpeju sakausējumu likne (zīm. 261) neuzrāda ne maksimālā, ne eitektiskā punkta: šo



Zīm. № 261. Zelta kausējumu ar sudrabu sacietēšanas likne.

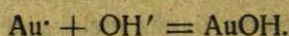
kausējumu kušanas temperatūras atrodas starp zelta un sudraba kušanas temperatūram. Šādu cietu šķīdumu attīstīšanos Tamman uzlūko kā savā starpā ķīmiskā ziņā līdzīgu metālu raksturīgu pazīmi.

Vienvērtīga zelta savienojumi.

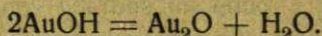
Vienvērtīga zelta savienojumi nav tik stabili, kā trīsvērtīga zelta savienojumi, un viegli sadalās zeltā un attiecīgā trīsvērtīgā savienojumā, tāpat kā kuprosavienojumi sadalās varā un attiecīgā kuprisavienojumā (sal. 79. lpp.).

Zelta oksiduls un hidroksiduls, Au<sub>2</sub>O un AuOH.

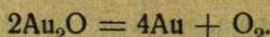
Zelta hidroksiduls, AuOH, rodas kā tumši-vijolets nogulsnis, arosavienojumu šķīdumiem pielejot sārmu:



Hidroksiduls sildot zaudē ūdeni un pārvēršas zelta oksidulā, Au<sub>2</sub>O:

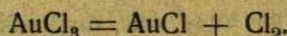


Pēdejs jau pie 250° sadalās zeltā un skābeklī:

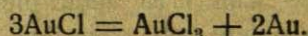


Aurochlorids, AuCl.

Aurochlorids, AuCl, iegūstams no aurichlorida, pēdejo sildot līdz 180°.

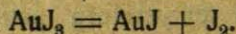
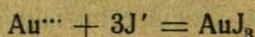


Tas ir balts, ūdeni nešķīstošs pulveris. Ūdeni sildot viņš sadalās zeltā un aurichloridā:



Aurojodids, AuJ.

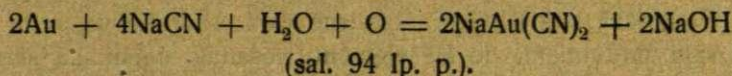
Stabilaks jau ir aurojodids, AuJ. Tas nogulstas tieši no aursavienojumiem, tiem pielejot jodkalija šķīdumu:



Ša reakcija atgādina kuprojodida rašanos (78 lp. p.).

Aurocyanids, AuCN, viegli šķīst natrija un kalija cianidu šķīdumos, radot aurocyanūdeņraža skābes, H<sub>2</sub>Au(CN)<sub>2</sub>, kompleksus. Šie kompleksi nāk priekšā zelta rūpniecībā, iegūstot zeltu pēc ciana metodes, uz zeltu skābekļa klātbūtnē iedarbojoties ciana savienojumiem:

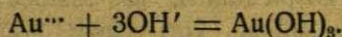
Aurocyan-  
ūdeņraža  
skābe,  
H<sub>2</sub>Au(CN)<sub>2</sub>.



Kalija aurocyanidu lieto dažādu metālu priekšmetu galvaniskai zeltīšanai.

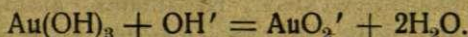
Kodīgie sārmī no trīsvērtīga zelta sāļu (aurisāļu) šķīdumiem nogulsnē zelta hidroksidu, Au(OH)<sub>3</sub>, kā sarkani-brūnu amorfu pulveri:

Trīsvērtīga  
zelta savie-  
nojumi.



Zelta hidroksids ir amfoters savienojums, jo viegli šķīst ne tikai skābēs, bet arī sārmos. Ar sārmīem tas rada zeltskābes jonu AuO<sub>2</sub>' pēc šāda nolīdzinājuma:

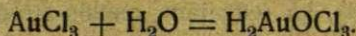
Zeltskābe,  
H<sub>2</sub>AuO<sub>2</sub>.



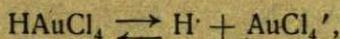
Zeltaskābes sāļus, piem., KAuO<sub>2</sub>, Ba(AuO<sub>2</sub>)<sub>2</sub>, sauc auratus.

Pie 180° zelts tieši savienojas ar chloru, radīdams aurichlorīdu, AuCl<sub>3</sub>. Tas ir dzeltens, ūdenī viegli šķīstošs savienojums. Aurichlorīds pie tam savienojas ar ūdeni un rada divvērtīgu chlorzelta skābi:

Aurichlorīds,  
AuCl<sub>3</sub>.



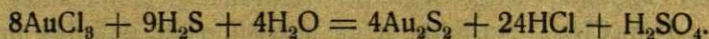
Zeltu izšķīdinot karāļūdenī, rodas kompleksis: aurichlorūdeņraža skābe, H<sub>2</sub>AuCl<sub>4</sub>, kas uzlūkojama kā zeltskābes atvasinājums, iegūts divus skābekļa atomus apmainot pret četriem chlora atomiem. Ūdens šķīdumā ta rada anjonu AuCl<sub>4</sub>' :



bet ar sārmu metāliem — labi kristalizētus sāļus, aurichlorīdus, piem. KAuCl<sub>4</sub>, NH<sub>4</sub>AuCl<sub>4</sub> u. c. Analogisks sastāvs ir auricianūdeņraža skābei, H<sub>2</sub>Au(CN)<sub>4</sub>, un viņas sāļiem, kurus iegūst cianīdiem iedarbojoties uz aurichlorīdu.

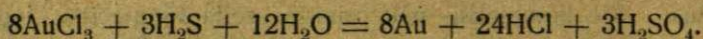
Sērūdeņradis aukstumā nogulsnē no aurisāļu šķīdumiem aurisulfīdu, Au<sub>2</sub>S<sub>2</sub>:

Aurisulfīds,  
Au<sub>2</sub>S<sub>2</sub>.



Neorganiskās ķīmijas kurss. II. s.

Aurisulfids šķīst sērāinos sārmos ( $K_2S$ ), radidams sulfauratus,  $K_8AuS_2$  ( $= 3K_2S, Au_2S$ ). Sērūdenradis sildot reducē aurichlorīdu un atdala brūnu metaliska zelta nogulsni:



### Galvanostegija un galvanoplastika.

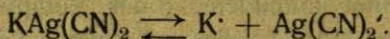
Elektriskā strāva viegli nogulsnē vara, sudrabu un zeltu no viņu sāļu šķīdumiem, jo šie elementi nesadala ūdeni (kā sārmu metali) un nešķīst atšķaidītās skābēs. Mēs jau redzejam, ka šos metālus tirus iegūst elektrolītiskā ceļā. Tādā pat ceļā iegūstami vara, sudraba un zelta „galvaniskie nogulšņi“ uz citiem metāliem. Galvanostegijas mērķis tad arī ir — iegūt vienmērīgus, cieši piegulošus nogulšņus uz priekšmetiem, kuriem vēlamies skaistāku izskatu. Galvanoplastika, turpretim, cenšas iegūt dažādu formu un modeļu nospiedumus, kas sasniedzams attīstoties samērā bieziem nogulšņiem, kuri viegli noņemami no modeļu virsmas.

Cianīdu  
komplekši.

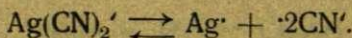
Galvanostegijā lieto bez izņēmuma vara, sudraba un zelta sāļu kompleksus, un galvenā kārtā cianīdu kompleksus. Iemesls tam meklejams sekošā. Kā zināms, mazāk cēls metāls, kāda cēlāka metāla sāļa šķīdumā iemērķts, tīri ķīmiski, t. i. bez elektriskās strāvas iedarbības (t. s. kontakta metode) izvieta šo metālu no šķīduma. Tā, piem. vara iemērcot sudraba nitrāta šķīdumā, norisinās reakcija:



Tomēr šāda „ķīmiska“ nogulsnešana tad tikai notiek, kad  $Cu^{2+}$  jo nu saturs šķīdumā pārsniedz zināmu robežu. Cianīdu kompleksu šķīdumos, kā redzejam, metāls atrodas anjonu kompleksā, piem.



Pēdejs tikai ļoti mazā mērā tālāk disociē sudraba jonā un ciana anjonā:



Aiz to sudraba-ciankalija šķīdumā, neraugoties uz viņa lielo koncentrāciju, sudraba katjonu ārkārtīgi maz. Tik maz, ka varš no tāda šķīduma vairs ķīmiski nenogulsnē sudrabu; pēdejs nogulstas tikai zem elektriskās strāvas iespaida.

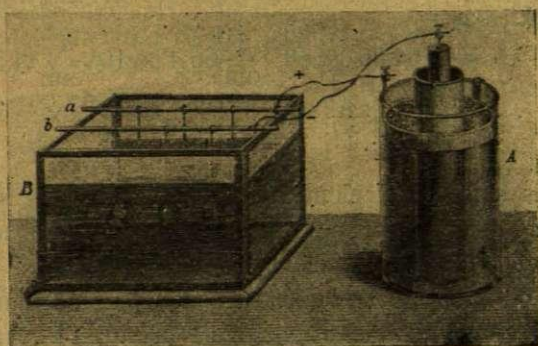
„Vannas“  
sastāvs.

Tapēc vara nogulšņu iegūšanai lieto kalija kuprocianīda šķīdumu,  $KCu(CN)_2$ , galvaniskai sudrabošanai — kalija sudrabcianīda šķīdumu,  $KAg(CN)_2$ , bet zeltišanai — aurocyanīda šķīdumu:  $KAu(CN)_2$ . Apsudrābot un apzeltīt mēdz dažādus priekš-

metus un rotas lietas. Galvanostegijas „vannu“ sagatavošanai pastāv dažādas receptes, kas atrodamas specialās rokas grāmatās. Piemēram, sudraba vannu iegūst 25 gr. tikko nogulsnetu un izskalotu sudraba cianīdu ( $\text{AgCN}$ ) izšķīdinot ciankalija (25 gr.  $\text{KCN}$  uz 500 gr. ūdens) šķīdumā un atšķaidot līdz 1 litram. Pēc tam šādā vannā iekar sudrabojamu priekšmetu (kaņoti), kuru savieno ar elementa (1 volts) negatīvo polu, un sudraba platīti, kas savienojama ar pozitīvo polu. Priekšmetam jābūt iepriekš rūpīgi poletam un notīrītam no vispēdejām tauku iežīmēm. Bieži pirms elektrolīzes tos vēl mazliet amagamē, lai metāls ciešāk nogultos.

Galvanoplastikā vispirms pagatavo „negatīvu“ no priekšmeta (piem. kokgriezuma, vaļa gravejuma), kura nospiedumu vēlas iegūt. Negatīvu izgatavo no vaska maisījuma ar taukiem, vaj gipsa (kuru pēc tam piesūcina ar parafinu). To pārklāj ar grafīta kārtu (strāvas vadītāju), un vaļa drāti iekar 20% - gā vaļa

Galvaniskie nospiedumi.



Zīm. № 262. Galvanoplastika.

vitriola šķīdumā, kas satur 2% brīvas sērskābes. Negatīvu savieno ar galvaniskā elementa negatīvo polu, bet anodu (no tīra vaļa) — ar pozitīvo polu (zīm. 262). Kad vaļa nogulsnis uz matricas sasniedzis 0,2 m/m biezumu, to no matricas noņem. Tā iegūst vaļa nospiedumu („galvano“).

### Vaļa apakšgrupas metālu pārskats.

Šajā lekcijā aplūkoti vaļa apakšgrupas metāli stipri atšķiras no sarmu metāliem, kas piedērt pie tās pašas periodiskās sistēmas grupas:

- 1) tiem daudz lielāki īpatņejie svāri 1) augstākas kušanas un vārišanās temperatūras; Atšķirība no sarmu metāliem.
- 2) tie daudz mazākā mērā uzrāda pozitīvo raksturu, nesa daļa ūdeni un nešķīst atšķaidītās skābēs; viņu hidroksīdi grūti šķīst ūdenī un (izņemot sudraba hidroksīdu) ir vājas bāzes;

3) tikai sudrabs visos savienojumos vienvērtīgs, vaŗš mēdz būt kā vienvērtīgs, tā ari divvērtīgs, bet zelts rada vienvērtīgus un trīsvērtīgus savienojumus.

Šo elementu fizikalās īpaŗības pievestas sekoŗā tabelē:

**Tabele 92.**

Vaŗa apakŗgrupas elementu īpaŗības.

Nosaukums	Cu	Ag	Au
Atomsvars . . . .	63,57	107,88	197,2
Īpatnejs svars . .	8,94	10,5	19,26
Atomtilpums . .	7,11	10,28	10,24
Kuŗanas temper.	1083°	960°	1063°
Vāriŗanās temper.	2305°	1950°	2600°
Īpatn. elektrības vadītspēja . . . .	$64,06 \times 10^4 \frac{1}{\text{om}}$	$66,4 \times 10^4 \frac{1}{\text{om}}$	$44,5 \times 10^4 \frac{1}{\text{om}}$
Krāsa . . . . .	sarkans	balts	dzeltens

Sudrabs starp ŗiem elementiem stāv izcilus: 1) ar vislielako atomtilpumu, 2) ar viszemako kuŗanas un vāriŗanās temperaturu un 3) ar vislielako īpatnejo elektrības vadītspēju.

Attiecībā uz ķīmisko raksturu, mēs jau redzejam, ka vaŗa apakŗgrupas elementu elektropozitīvais raksturs krītas, atomsvaram pieaugot, kamēr pie sārnu metaliem novērojām gluŗi pretejo (65 lp. p.). Vaŗš nogulsnē sudrabu, bet sudrabs nogulsnē zeltu. ŗie elementi savos vienvērtīgos savienojumos uzrāda pozitīvaku raksturu nekā augstakas valences savienojumos. Reizā ar pozitīvā rakstura pavājīnaŗanos novērojama pakāpeniska negatīvā rakstura pastiprinaŗanās, kas parādas skābju anjonu raŗanās spējā. Tikai zelts rada skābekli saturoŗu skābi, un proti: zeltskābi,  $\text{HAuO}_2$ . Bet visi ŗās apakŗgrupas elementi rada ar citu skābju anjoniem anjonu kompleksus. Seviŗķi raksturīgi ir cianīdu komplekŗi, kas satur anjonus:  $\text{Cu}(\text{CN})_2'$ ,  $\text{Ag}(\text{CN})_2'$ ,  $\text{Au}(\text{CN})_2'$  un  $\text{Au}(\text{CN})_4'$ . No otras puses, kā ŗās apakŗgrupas vispārejā īpaŗība minama katjonu kompleksu raŗanās spēja ar amonjaku:  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_2$ ;  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4$ ;  $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2$ ;  $\text{Au}(\text{NH}_3)$  un  $\text{Au}(\text{NH}_3)_4$ .

Ķīmisko īpaŗību salīdzīnājums.

Anjonu raŗanās.

Reduceŗana.

Sakarā ar ŗo metalu vāji attīstītām pozitīvām īpaŗībam stāv viņu cēlais raksturs. Tas parādas oŗsīdu nepastāvībā un viņu sāļu spējā viegli reduceties. Visstabilaki ir vaŗa oŗsīdi:  $\text{Cu}_2\text{O}$  un  $\text{CuO}$ ; bet ari tie reducejas ar ūdeņradi jau pie 200°

Sudraba un zelta oksīdi jau sildot disociē pat bez jebkāda reducetāja palīdzības: pie tam sudraba oksīds grūtāk nekā zelta oksīdi. Šo sāļu šķīdumi reducējas ne tikai ar stipriem neorganiskiem reducetājiem, bet pat ar vājiem organiskiem reducetājiem, kādi ir, piem., cukuri. Pie tam metālu katjoni zaudē savu pozitīvo lādiņu un pāriet neitrāla metāla (bieži koloida) stāvoklī. Tapēc mēs sakām, ka šās apakšgrupas metāliem vāji attīstīta „elektrotieksme“, t. i. tieksme uz pozitīvo elektrību. Par to liecina arī šo sāļu niecīgais rašanās siltums, kas daudz mazāks nekā sārņu metālu sāļu reducēšanas siltumi (sal. 67. lpp.).

**Tabele 93.**

Vaļa, sudraba un zelta savienojumu rašanās siltumi.

Anjoni:	Cu <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Au <sup>+</sup>	Au <sup>3+</sup>
Cl <sup>-</sup>	35400	51400	29940	5810	22820 cal.
Br <sup>-</sup>	24980	32600	23400	— 800	8850 „
J <sup>-</sup>	16900	(4900)	14990	—5520	—

Rašanās siltumi norāda, ka elementu atomsvaram palielinoties, viņu tieksme uz halogēniem pamazinas, t. i. viņu pozitīvais raksturs pavājinās.

**Tabele 94.**

Vienvērtīgu jonu: Cu<sup>+</sup>, Ag<sup>+</sup> un Au<sup>+</sup> halogēnu sāļu šķīstamības reizinājums (sal. 89. lpp.).

	Cu <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Au <sup>+</sup>
Cl <sup>-</sup>	$1,02 \times 10^{-6}$	$1,5 \times 10^{-10}$	ar ūdeni sadalās
Br <sup>-</sup>	$4,15 \times 10^{-8}$	$5,1 \times 10^{-13}$	
J <sup>-</sup>	$5,06 \times 10^{-12}$	$1,1 \times 10^{-6}$	

No tabeles redzams, ka halogēnu sāļu šķīstamība pamazinas no hlora uz jodu un no vaļa uz sudrabu.

Visi vaļa apakšgrupas metāli rada ar halogēniem nešķīstošus vienvērtīgus savienojumus. Un vispārīgi viņu vienvērtīgie sāļi pa lielākai daļai grūti šķīst ūdenī. Aiz to sudraba sāļi visai svarīgi reaktīvi skābju noteikšanai, ar kuru anjoniem tie

Halogēnu sāļi.

rada raksturīgus nogulšņus. Līdzīgā kārtā vienvalentīgie un arī polivalentīgie vara un zelta sāļi, kā arī viņu joni un sevišķi katjoni ir stipri krāsaini, kamēr sudraba savienojumi un joni bezkrāsaini.

Sakars ar  
astoto grupu.

Kopā ņemot, visas šās pazīmes norāda, ka vara apakšgrupas metali stāv tālu no sārņu metaliem un daudz tuvāki astotās grupas metaliem. Varš stāv tuvu niķelim, kuŗa sāļi nokrāsoti zaļā krāsā, ar amonjaku attīsta katjonu kompleksus, bet ar ciana joniem anjonu kompleksus. Sudrabs līdzīgs paladijam, kuŗš tāpat kā sudrabs spēj sevī adsorbēt skābekli, bet zelts stipri atgādina platīnu: arī platīna rada dzeltenus sāļus, ar chlorūdeņradi dod kompleksi: platīnchlorūdeņraža skābi un ar citu metālu cianīdiem — cianīdu kompleksus. No visiem šiem datiem redzams, ka varš, sudrabs un zelts sastāda it kā astotās grupas elementu turpinājumu, radot tiltu no periodiskās sistēmas pēdējās grupas uz pirmo.

## Trīsdesmit pirmā lekcija.

### Otrā grupa. Sārmzemju metali: berilijs un magnijs.

Berilijs. — Atrašanās. — Berilija atdalīšana. — Metāla iegūšana un īpašības. — Berilija savienojumi. — Berilija hidroksīds,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ . — Berilija chlorīds,  $\text{BeCl}_2$ . — Berilija karbonāts,  $\text{BeCO}_3$ . — Berilija sulfāts,  $\text{BeSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ . — Berilija sāļu garša. — Magnijs. — Atrašanās. — Metāla iegūšana un īpašības. — Magnija savienojumi. — Magnija oksīds,  $\text{MgO}$ . — Magnija peroksīds,  $\text{MgO}_2$ . — Magnija hidroksīds,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . — Magnija nitrīds,  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ . — Magnija chlorīds,  $\text{MgCl}_2$ . — Magnija karbonāts,  $\text{MgCO}_3$ . — Magnija-amonijs fosfāts,  $\text{Mg}(\text{NH}_4)\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . — Magnija sulfāts,  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . — Magnija sāļu fizioloģiskā darbība. —

„Sārņu zemes“ senos laikos sauca šo metālu oksīdus, kas nekūst baltas kvēles karstumā, grūti šķīst ūdenī, bet tam piešķir stipri sārmainu raksturu. Visi šās apakšgrupas elementi bez izšķirības divvērtīgi. No tiem visretāk sastopams

#### Berilijs, Be.

Atrašanās. Tas atrodas dažos dārgakmeņos kā divkārtš silikāts:  $3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ , kuru sauc berilu. Zaļie berili pazīstami kā smaragdi, bet zilie — kā akvamarīni.

Berilija  
atdalīšana.

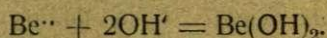
Berilija atdalīšanai no dabīgiem mineraliem, pēdejos sakausē ar potašu, pie kam metāli pārvēršas karbonātos, bet silīcijskābe atdalas kā anhidrīds,  $\text{SiO}_2$ . Iegūtos karbonātus sadala ar sērskābi un nofiltrē nešķīstošo silīcija dioksīdu. Alumīnija sulfātu pārvērš

alaunā, kas no šķīduma izkristalīzejas, bet berilija sulfats paliek atsālni. Atsālnim pieliekot amonija karbonātu, no ta nogulstas dzelzs un aluminijs, turpretim berilija karbonats šķīst liekā reaktīvā. Iegūto šķīdumu paskābina ar sālsskābi, pārvēršot beriliju par  $\text{BeCl}_2$  un pēc tam to nogulsnē ar amonjaku kā berilija hidroksīdu,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ . No ta viegli pagatavojami arī citi berilija savienojumi.

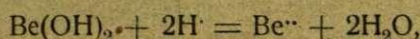
Elements berilijs iegūstams elektrolīzējot berilija fluorīda kausējumu ar nātrija fluorīdu, kas atbilst kompleksim:  $\text{Na}_2\text{BeF}_4$ . Tas ir viegls, tērauda krāsas metāls, kūst pie  $1280^\circ$  un vāras pie  $1900^\circ$ . Tas nesadalā ūdenī, bet gan ļoti ātri šķīst skābēs, kā arī sārmos. Šis apstākļi norāda uz berilija amfotero raksturu. Tomēr koncentrētā slāpekļskābē tas nešķīst. Šāda paradība novērojama arī pie dažiem citiem metāliem. Tādos gadījumos mēdz teikt, ka metāls pārgājis pasīvā stāvoklī. Vēl līdz šam laikam nav pilnīgi skaidrs, aiz ko rodas metālu „pasīvais stāvoklis“, kaut gan ta izskaidrošanai ir dažādas teorijas. Pie ša jautājuma vēl atgriezīsimies, kad runāsim par chromu un dzelzi, pie kuriem vēl krasāki novērojamas šādas parādības.

Berilijam nav pagaidām vēl praktiskas nozīmes, kaut gan kā visai vieglu metālu to varetu lietot vieglu kausējumu izgatavošanai ar alumīniju un magniju.

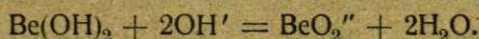
Berilija hidroksīds,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ , kā jau minēts, nogulstas no berilija sāļu šķīdumiem kā balts pārslains nogulsnis:



Tas nešķīst ūdenī, bet viegli šķīst skābēs:



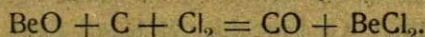
kā arī liekā sārmā:



Pēdējā gadījumā rodas berilskābes,  $\text{H}_2\text{BeO}_2$ , anjons. Šās skābes sāļus sauc berilatus, piem.,  $\text{K}_2\text{BeO}_2$ . Berilijs šajā ziņā līdzīgs alumīnijam, trešās grupas, bet tās pašās rindas elementam, kuram tāpat kā berilijam amfoters raksturs. Starpība starp berilija un alumīnija hidroksīdiem ir tāda, ka berilija hidroksīds šķīst pat amonija karbonātā, bet alumīnija hidroksīds tajā nešķīst.

Alumīnija hidroksīds stāvot „paliek vecs“, t. i. no skābēs un sārmos šķīstoša veida pārvēršas citā veidā, kas tikai lēni šķīst pat koncentrētā sālsskābē.

Berilija chlorīds,  $\text{BeCl}_2$ , pagatavojams berilija oksīda maisījumu ar cukura ogli karsējot sausa chlora straumē:



Berilijs.

Berilija savienojumi.

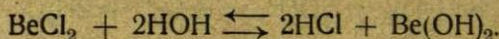
Berilija hidroksīds,  
 $\text{Be}(\text{OH})_2$ .

Berilija chlorīds,  $\text{BeCl}_2$ .

'Berilija chlorids sublimes un nogulstas caurules aukstās daļās kā spoži, adatām līdzīgi kristali. Ša savienojuma gaistamībai piekrita izšķirošā loma berilija atomsvara izvēlē. Un proti: senak beriliju uzlūkoja kā trīsvērtīgu elementu, pamatojoties uz viņa analogiju ar alumīniju. Berilija oksidam uzstādīja formulu:  $\text{Be}_2\text{O}_3$ , kas līdzīga alumīnija oksīda formulai:  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Tā kā pēc analīzes berilija oksīds satur uz 48 daļām skābekļa (t. i.  $3 \times 16$ ) 27,3 daļas berilija, un šis skaitlis, kā to prasa  $\text{Be}_2\text{O}_3$  formula, atbilst divkārtīgam berilija atomsvaram, tad kā ša elementa atomsvaru pieņēma:  $\frac{27,3}{2} = 13,65$ . Bet tādā gadījumā berilijam būtu periodiskā sistēmā jaatrodas starp oglekli un slāpekli, bet starp šiem elementiem nav brīvas vietas. Šo jautājumu izšķirt bij jāķeras pie berilija chlorīda molekularsvara noteikšanas pēc tvaika blīvuma. Ja berilijs būtu trīsvērtīgs elements un viņa atomsvars 13,65, tad berilija chlorīda formula būtu  $\text{BeCl}_3$  un ša savienojuma molekularsvars =  $13,65 + 3 \times 35,46 = 120,03$ . Bet ja berilijs divvērtīgs, tad berilija chlorīdam jāpieņem formula  $\text{BeCl}_2$ , bet berilija oksīdam  $\text{BeO}$ . Bet tādā gadījumā berilija atomsvaram jābūt  $\frac{27,3}{3} = 9,1$ , bet berilija chlorīda molekularsvaram:  $9,1 + 2 \times 35,46 = 80,02$ . Eksperiments runāja pēdejam skaitlim par labu. Tādā kārtā beriliju atzina divvērtīgu elementu un ievietoja otrā periodiskās sistēmas grupā.

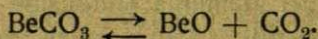
Berilija chlorīds viegli šķīst ūdenī un rada hidratu:  $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ . Bez tam bezūdens berilija chlorīds šķīst spirtā un eterī.

Berilija hidrāts jau pie  $100^\circ$  sadalās, atdalīdams bez ūdens arī vēl chlorūdeņradi:



Berilija karbonāts,  
 $\text{BeCO}_3$ .

Berilija karbonāts,  $\text{BeCO}_3$ , nešķīst ūdenī un tapēc berilija sāļu šķīdumiem pielejot kādu sārnu metālu karbonāta šķīdumu, tas nogulstas. Tas šķīst tomēr liekā amonija karbonātā; sildot viegli disociē:



Berilija sulfāts,  
 $\text{BeSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ .

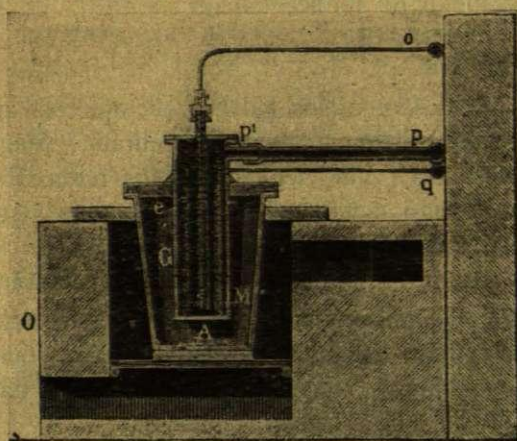
Berilija sulfāts,  $\text{BeSO}_4$ , rodas berilija oksīdu vaj karbonātu izšķīdinot atšķaidītā sērskābē. No ša šķīduma kristalīzejas ūdenī viegli šķīstošs hidrāts  $\text{BeSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ . Berilija sāļu šķīdumiem salda garša, tapēc beriliju senak sauca „glicīniju“. So nosaukumu un simbolu  $\text{Gl}$  Francijā vēl tagad lieto.

$\text{Be}^{++}$  jonu garša.

**Magnijs, Mg (Magnesium).**

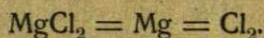
Atrašanās.

Magnija šķīstošie sāļi atrodas jūras ūdenī (I. s., 89. lp. p.) No turienes tie pārgājuši sāļu iegulumos, kur sastopami: karnalīts,  $MgCl_2 \cdot KCl \cdot 6H_2O$ , kainīts,  $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$ , kizerīts,  $MgSO_4 \cdot H_2O$  un citi magnija un kalija divsāļi (sal. 50. lp. p.). No magnija nešķīstošiem sāļiem dabā sastopami galvenā kārtā karbonāti un silikāti. Magnezīts,  $MgCO_3$ , sastopams lielos vairumos Steirijā un Eibejas salā, kur to iegūst un pārstrāda „magnezijā”. Vēl biežāk sastopams magnija un kalcija dubultkarbonāts jeb dolomīts,  $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ , no ka Tirolē sastāv veseli kalni visdažādākās krāsās: no dzeltenas līdz vioļetai. Talks,  $H_2Mg_3Si_4O_{12}$  un jūras putas,  $Mg_2Si_3O_8 \cdot 2H_2O$  — visizplatītākie magnija silikāti. Pie silikātiem pieder arī dažādi šķiedraina asbesta, ša uguns izturības ziņā vērtīgā minerala, veidi.



Zīm. № 263. Magnija iegūšana izkausētu karnalītu elektrolīzē.

Magniju iegūst elektrolīzē atūdeņotu un izkausētu karnalītu dzelzs tīģēlos. Sadalās tikai magnija chlorīds: Metaliskais magnijs.

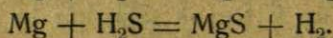
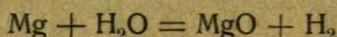


Chlors atdalās uz ogles anoda (zīm. 263.), bet magnijs uz tīģeja, kas savienots ar katoda sienām; magnijs uzpeld virspusē un to nosmeļ no izkausētās masas ar caurumainām dzelzs kaķotem. Kausejot, karnalītam parasti pieliek chlornātriju kušanas temperatūras pazeminašanai, kā arī fluoršpatu ( $CaF_2$ ), lai kausejums kļūtu smagāks un magnijs vieglāk paceltos augšup.

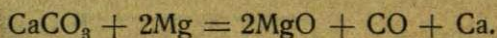
Magnijs ir balts un ļoti viegls metāls: tā īpatnējais svārs = 1,75. Tas kūst pie 632° un izgaro pie apm. 1000°. Tīrs, nopolets magnijs spīd kā sudrabs, bet gaisā tas paliek nespodrs,

pārklādamies ar oksīda kārtu, kas, acīm redzot, to aizsargā no tājakas oksīdešanās. Tas karsejot gaisā aizdegas un sadeg ar apzīlbinoši spožu gaismu.

Magnijs nesadala ūdeni parastā temperatūrā, bet sadala ūdens tvaiku baltas kvēles karstumā. Sildot, ļoti viegli ar magniju reducējas sērūdeņradis:

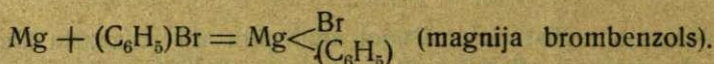
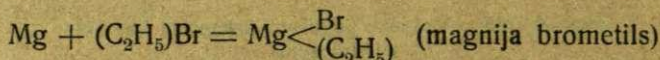


Magnijs tieši savienojas ar slāpekli, oglekli, sēru un halogēniem. Tieksmei uz skābekli pateicoties, magnijs enerģiski reducē sārnu metālu (litija un nātrija), kā arī sārmezmu metālu oksīdus, hidratu un karbonātu. Ja smalki saberztu kalcija karbonātu samaisam ar magnija pulveri un maisījumu vienā vietā aizdedzinām, reducēšana izplatās vispār. Pie tam magnijs atņem karbonātam skābekli un reducē kalciju:



Ka reakcijā tiešam radijs kalcijs, pierāda tas apstākļi, ka iegūtā masa sadala ūdeni, atdalidama ūdeņradi. Magnijs, kā zināms, ūdeni nesadala. Vēl vieglāk magnijs reducē bora, alumīnija, silīcija un smago metālu oksīdus. Magnijs viegli šķīst minerālskābēs un pat vājās organiskās skābēs, kāda ir etiķskābe. Viņa šķīšanas ātrums proporcionāls skābes koncentrācijai.

Joda neliela daudzuma klātbūtnē magnijs iedarbojas uz organisku savienojumu halogēnu atvasinājumiem, radot magnija organiskus savienojumus, kuriem ārkārtīgi liela un dažāda reaģēšanas spēja [Grinjara (Grignard) reakcija].



Šos savienojumus plaši lieto organiskā ķīmijā visdažādākās sintezēs.

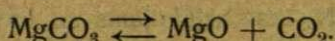
Magnija izlietošana diezgan šaura. To lieto pirotehnikā raķetu un mirdzošu lāpu izgatavošanai, kā arī fotografijā momenta uzņēmumos. Šam nolūkam magniju lieto vaj nu kā zināma garuma lenti vaj kā magnija pulvera (1 d.) maisījumu ar Bertolē sāli (2 d.). Aizdedzinot, šāds maisījums acumirkli uzliesmo un sadeg.

Bez tam magniju lieto kā reducētāju arī metalurģijā oksīdu visniecīgāko iezīmju izskaušanai izkausētā metāla masā.

Biežāk lieto magnija kausejumus ar alumīniju, par ko runasim alumīnijam veltītā lekcijā.

Magnija oksīdu, MgO, iegūst no dabīgā magnija karbonāta (magnezīta), to karsējot stāvceļos vaj retortās:

Magnija savienojumi.



Magnija oksīds, MgO.

Disociācija notiek jau zemākā par sarkanu kvēli temperatūrā. Tādā ceļā iegūtais produkts ir balts pulveris, ko lieto ārstniecībā zem nosaukuma: magnesia usta laevissima.

Magnija oksīds kūst tikai pie 2550° un tapēc no tā izgatavo ugunsizturīgus traukus: tīģeļus, retortas u. c.

Magnija sulfāta un nātrija peroksīda šķīdumus samaisot rodas balts magnija peroksīda nogulsnis:

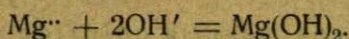
Magnija peroksīds, MgO<sub>2</sub>.



Preparāti, saturoši dažādos daudzumos magnija peroksīdu, pārdošanā pazīstami kā magnija perhidrāts, neo-ozons, stomoksigēns. Tos lieto audekļa balināšanai un tiem, ar nātrija peroksīdu salīdzinot, ta priekšrocība, ka to šķīdumi mazākā mērā sārmaini un tapēc nesaēd drēbi. Dažus no tiem lieto arī ārstniecībā kā dezinfektorus.

Magnija hidroksīds, Mg(OH)<sub>2</sub>, grūti šķīst ūdenī un aiz to, magnija sāļu šķīdumiem pielejot kādu sārmu metāla hidroksīdu, tas izkrīt kā balts biezs nogulsnis:

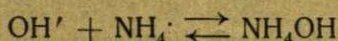
Magnija hidroksīds, Mg(OH)<sub>2</sub>.



100 gramos ūdens šķīst tikai 0,0009 gr. magnija hidroksīda. Neraugoties uz to, šķīdums tomēr uzrāda sārmainu reakciju un no smago metālu sāļu šķīdumiem nogulsnē to hidroksīdus, piem.:



Tas pierāda, ka magnija hidroksīds pieskaitāms pie stipriem, t. i. stipri disociētiem sārmjiem. Aiz to amonjaks, kā vāja bāze, nogulsnē magnija hidroksīdu nepilnīgi. Hidroksīla joni, kurus šķīdumā attīsta magnija hidroksīds, savienojas pa daļai ar amonija joniem un tādā kārtā pavājinā amonjaka darbību:

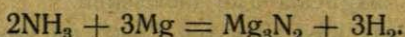


Šķīdumam chloramoniju pielejot, NH<sub>4</sub><sup>+</sup> jonu koncentrācija pieaug vēl vairāk. Aiz to līdzsvars, pēc aktīvo masu likuma, pārvietojas pa labi, kas izsauc amonjaka disociācijas pakāpes pamazīnašanos. Tapēc lieka chloramonija klātbūtnē magnija hidroksīds nepavisam nenogulstas, pat pieliekot kodīgo nātriju, bet gluži otrādi: hidroksīda nogulsnis pāriet šķīdumā.

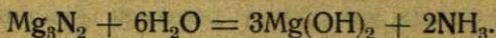
Magnija hidroksids nešķīst liekā sārmā, tā tad — viņam nav amfoters raksturs.

Magnija  
nitrids,  
Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>.

Gaisā degot magnijs savienojas ne tikai ar skābekli, bet arī ar slāpekli (sal. I. s., 155. lp. p.). Rodas peleks pulveris: magnija nitrids, Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>, kas uzlūkojams arī kā ūdeņraža apmaiņas produkts amonjakā pret magniju. Un tiešām, tas pats produkts iegūstams magniju karsejot sausas amonjaka gāzes straumē. Magnijs amonjakā uzliesmo un izvieta ūdeņradi:

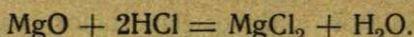


Magnija nitrids ūdenī tūlīt sadalās (hidrolizejas):

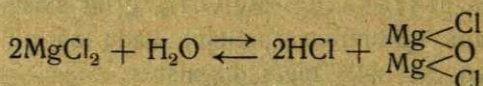


Magnija chlorīds, MgCl<sub>2</sub>.

Sālsskābei iedarbojoties uz magnija oksīdu vai karbonātu, šķīdumā rodas magnija chlorīds:

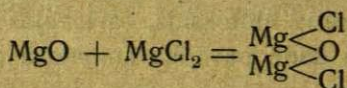


Šķīdumu uz ūdens vannas iztvaicējot, kristalizējas hidrāts: MgCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O, ļoti viegli šķīstošs ūdenī un aiz to gaisā izplūstošs (sal. I. s., 102. lp. p.). Sildot, hidrāts zaudē ne tikai ūdeni, bet arī chlorūdeņradi, t. i. hidrolizejas, aiz ko beigās rodas bāziskais chlorīds:



Tapēc bezūdens magnija chlorīdu iegūst no divsāļa, sastāvoša no magnija chlorīda un amonija chlorīda, NH<sub>4</sub>MgCl<sub>3</sub>·6H<sub>2</sub>O (kuŗš līdzīgs karnalitam). Šo divsāli pagatavo, ekvivalentu chloramoniya daudzumu izšķīdinot magnija chlorīda šķīdumā un to iztvaicējot sausu. Preteji magnija chlorīdam, šis divsāls ūdenī nehidrolizejas (gluži kā karnalīts). Viņu karsejot, chloramonijs izgaist un pāri paliekas bezūdens magnija chlorīds.

Magnija oksīdu samaisot ar magnija chlorīda šķīdumu rodas cieta, akmeņim līdzīga masa:



Tādā ceļā iegūtos „mākslīgos akmeņus“ lieto kā būvmateriālus zem „Soreļa cementa“ nosaukuma.

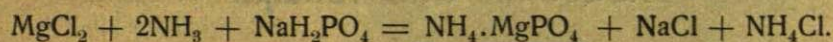
Magnija  
karbonāts,  
MgCO<sub>3</sub>.

Normalo magnija karbonātu, MgCO<sub>3</sub>·3H<sub>2</sub>O, iegūst magnija sulfāta un nātrija (kalija) bikarbonāta šķīdumus samaisot. Stāvot atdalās smalki karbonāta kristāli.

Magnija karbonātu vārot ūdenī, atdalās oglekļa dioksīds un rodas bāziskie karbonāti.

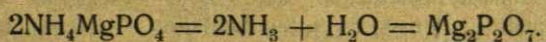
Tie paši savienojumi izkrit, ja magnija chlorida vaj sulfata šķīdumam pieļejam kalija vaj natrija karbonata šķīdumu. Tiem dažāds sastāvs un viņi farmakopējā pazīstami kā „magnesia alba”. Tā, piem., pazīstams bāziskais karbonāts:  $4\text{MgCO}_3 \cdot \text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ . Bet bez tā vēl zināmi savienojumi, kuros karbonāta attiecība pret magnija hidroksīdu izteikta citiem (veseliem) skaitļiem „Magnesia alba” ārstniecībā lieto pret grēmam kā skābes neitralizētāju kuņģī. Bez tam viņu reizam piemaisīja arī zobu pulverim un pudrim. Gumijas rūpniecībā magnija oksīdu un karbonātu lieto kā gumijas vulkanizēšanas paātrinātāju.

Magnija sāļu šķīdumiem lieka chloramonija un amonjaka klātbūtnē pieļejot natrija monofosfāta,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ , šķīdumu, rodas kristalisks magnija un amonija dubultfosfāta nogulsnis: Magnija-amonijs fosfāts,  $\text{Mg}(\text{NH}_4)\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .



Aizniecīgās šķīstamības šis dubultsāls ļoti noderīgs ne tikai magnija, bet arī fosforskābes kvalitatīvai un kvantitatīvai noteikšanai. Fosforskābes noteikšanai lieto t. s. „magnezijas maisījumu”. To pagatavo šādi: 100 d. magnija chlorīda, 140 d. chloramonija un 700 d. 10% - tīga ožamā spirta izšķīdina 1500 daļās ūdens; šķīdumu tura vairākas dienas un tad filtrē.

Karsejot, amonija-magnija fosfāts zaudē ūdeni un amonjaku un pārvēršas magnija pirofosfātā:



Magnija pirofosfāts arī augstās temperatūrās stabils, kāpēc magnijs un fosforskābe kvantitatīvi viegli noteicami kā magnija pirofosfāts.

Magnija oksīdu vaj karbonātu izšķīdinot sērskābē, rodas magnija sulfāts,  $\text{MgSO}_4$ , kas kristalizējas ar 7 ūdens molekulām. Tas viegli šķīst ūdenī, kā redzams sekošā tabelē: Magnija sulfāts,  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

**Tabele 94.**

Magnija sulfāta šķīstamība 100 gramos ūdens.

Temperatūra	5°	10°	15°	20°	30°	40°	50°	100°
Šķīstamība	29,3	31,5	33,8	36,2	40,9	45,6	50,3	73,8 gr. $\text{MgSO}_4$

Magnija sulfātu samaisot ar magnija oksīdu un ūdeni, iegūstam bāzisku sulfātu: maisījums sacietē un pārvēršas akmenim līdzīgā masā, kuru zem marmorīna nosaukuma lieto marmora vietā.

Fizioloģiskā  
darbība.

Magnija sāļi ir rūgti. Lietojot iekšķīgi, tie darbojas kā caurejas zāles. Šam nolūkam arstniecībā lieto magnija sulfatu, kuru sauc „rūgto“ jeb „angļu“ sāli.

Magnijs atrodas arī augos un tam liela nozīme augu chlorofilā, kas, kā zināms, izpilda svarīgu lomu ogļskābes asimilācijas procesā (I. s., 259. lp. p.). Magnija oksīdu Peru lieto jau senlaikus kā mākslīgas mēslošanas līdzekli. Šādi mēģinājumi izdarīti pēdējā laikā arī citās zemēs, bet to panākumi vēl top apstridēti.

## Trīsdesmit otrā lekcija.

### Otrā grupa: Sārmzemju metali (turpinājums).

#### Kalcijs, stroncijs, barijs.

Kalcijs. — Artašanās. — Viņa iegūšana un īpašības. — Kalcija hidrīds,  $\text{CaH}_2$ . — Kalcija oksīds,  $\text{CaO}$ . — Kalcija hidroksīds,  $\text{Ca(OH)}_2$ . — Kalcija peroksīds,  $\text{CaO}_2$ . — Kalcija karbīds,  $\text{CaC}_2$ . — Kalcija nitrīds,  $\text{Ca}_3\text{N}_2$ . — Kalcija fosfīds,  $\text{Ca}_3\text{P}_2$ . — Kalcija sulfīds,  $\text{CaS}$ . — Kalcija chlorīds,  $\text{CaCl}_2$ . — Kalcija karbonāts,  $\text{CaCO}_3$ . — Kalcija oksalāts,  $\text{CaC}_2\text{O}_4$ . — Kalcija cianamīds,  $\text{CaCN}_2$ . — Kalcija nitrāts,  $\text{Ca(NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ . — Kalcija fosfāti. — Kalcija sulfāts (ģipsis),  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . — Kalcija hipochlorīts,  $\text{Ca(ClO)}_2$ . — Fizioloģiskā darbība. — Liesmas nokrāsojums. — Stroncijs. — Artašanās. — Metāla īpašības. — Stroncija savienojumi. — Viņu izlietošana. — Liesmas uokrāsojums — Barijs. — Metāla īpašības. — Barija oksīds,  $\text{BaO}$ . — Barija hidroksīds,  $\text{Ba(OH)}_2$ . — Barija peroksīds,  $\text{BaO}_2$ . — Barija sulfīds,  $\text{BaS}$ . — Barija chlorīds,  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . — Barija nitrāts,  $\text{Ba(NO}_3)_2$ . — Barija sulfāts,  $\text{BaSO}_4$ . — Barija chromāts,  $\text{BaCrO}_4$ . — Fizioloģiskā darbība. — Liesmas nokrāsojums. — Spīdošās masas (fosfori). — Vikentija Kasčiorota atradums. — Spīdošo masu sastāvs. — Ierosme un izstarošana. — Lenārda teorija. — Izlietošana. — Sārmzemju elementu salīdzinājums. Fizikalās īpašības. — Sāju šķīstamība. — Ķīmiskais raksturs. — Sāju rašanās siltumi. — Karbonātu disociācija. — Hidroksīdu disociācija.

#### Kalcijs, Ca (Calcium)

Artašanās.

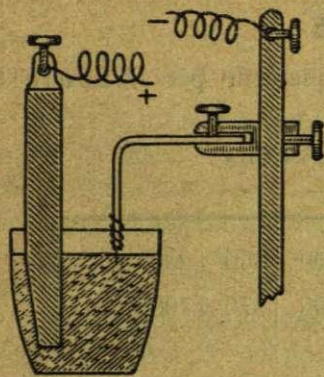
ir viens no galveniem elementiem, no kuriem sastāv zemes čaula. Iežu lielākā daļa sastāv no kalcija dubultsilikātiem. Kalcija karbonāts,  $\text{CaCO}_3$ , bieži sastopams dabā kā kalķakmens, aragonīts un marmors. Apatīts un fosforīti satur neitrālu kalciju fosfātu,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , ģipsis un alebāstrs — kalcija sulfāta hidratu:  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Fluoršpats,  $\text{CaF}_2$ , ir izejas viela fluora savienojumu pagatavošanai (sal. I. s. 293. lp. p.).

Kalcija savienojumi dzīvnieku valstī ir būvmateriāls organisma cietajam daļam. Zemako organismu čaulas un gliemežni-

cas ir krits, kas no ķīmiskā redzes stāvokļa ir tīrs kalcija karbonāts (zīm. 264). Tā cēlušies kaļķakmeņu kalni, un proti: smalkām dūņām, sastāvošām no aizvēsturisku dzīvnieku un stādu cietajām atliekām, pamazam noguloties jūras dibinā. Kalcija fosfāts ir visu mugurkaulnieku skeleta galvenā sastāvdaļa.

Metalisko kalciju iegūst elektroli-zejot kausejumu, sastāvošu no 100 d. bezūdens chlorkalcija un 16,5 d. kalcija

fluorida, pēc Ruffa un Plato (Ruff-Plato) metodes. Elektrolīzi izdara grafīta tiģeli pie 800° (zīm. № 265). Kā anodu lieto resnu retortu ogli, bet kā katodu — dzelzs drāti. Tikko uz katoda parādās kalcija piliens, katodu paceļ tik daudz augstāk, kamēr tikai viņa gals pieskaras kausejumam. Kalcijš tad uz katoda aug kā spieķītis, kas pārklāts ar plānu sacietējušu kausejuma čaulu.



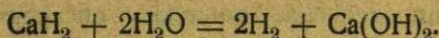
Zīm. № 265. Kalcija iegūšana.  $\text{CaCl}_2 + \text{CaF}_2$  maisījumu elektroli-zejot.

diezgan aprobežota. Tā kā tas reaģē ar ūdeni, viņu lieto organisku šķidrumu atūdeņošanai.

Muasans (Moissan) atrada, ka sildot sausā ūdeņraža straumē, metaliskais kalcijš aizdegas un, ar pēdejo savienodamies, rada baltu kristalisku masu: kalcija hidrīdu,  $\text{CaH}_2$ . Ša

Kalcija hidrīds,  $\text{CaH}_2$ .

viela ļoti enerģiski reaģē uz ūdeni, atdalot ūdeņradi:



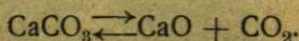
Metaliskais kalcijš.

Zīm. № 264. Krits zem mikroskopa.

Šajā reakcijā atdalās ne tikai puse ūdens ūdeņraža, bet arī viss hidrīda ūdeņradis, t. i. ūdeņraža 2 moli (44,8 litri) uz 1 molu kalcija hidrīda (42 gr.). Tā kā šās vielas neliels daudzums spēj attīstīt lielus ūdeņraža tilpumus, radās priekšlikums, ar to ražot ūdeņradi gaisa balonu pildīšanai.

Kalcija oksīds, CaO.

Kalcija oksīdu, CaO, ko dzīves ikdienībā sauc „dedzinātos kaļķus, lielos vairumos iegūst, kaļķakmeni, t. i. dabīgo kalcija karbonātu apdedzinot. Kārsējot līdz apm. 900°, pēdejs disociē pēc nolīdzinājuma:



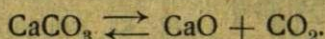
No reakcijas nolīdzinājuma redzams, ka šeit darišana ar vienvāriantu sistēmu, jo fāžu skaits tajā = 3 (divas cietas un viena gāze) un komponentu skaits = 2 (CaO + CO<sub>2</sub>). Tātad brīvības pakāpei jābūt:

$$P = n + 2 - F = 4 - 3 = 1.$$

No tā redzams, ka kalcija karbonātam dotā temperatūrā ir noteikts un konstants disociācijas spiediens, ko apstiprina arī Le Šateljē (Le Chatelier), Rizenfelda (Riesefeld) u. c. pētījumi. Rizenfelda dati, kas iegūti ļoti precīzos mērojumos, pievesti sekojošā tabelē.

**Tabele 95.**

Kalcija karbonāta disociācijas spiedieni pēc Rizenfelda datiem:



Temperatura:	700°	750°	800°	850°	900°
Spiediens:	50	99	195	370	700 m/m

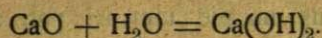
No pievestiem datiem spriežams, ka kalcija karbonāta disociācijas spiediens pie 908° sasniedz vienu atmosfēru. Virs pus šās temperatūras karbonāts pilnīgi sadalās oglekļa dioksīda strāvē; zem 908°, turpretim, kalcija oksīds savienojas ar oglekļa dioksīdu pie atmosfēras spiediena.

Praktiskā dzīvē kaļķakmeni apdedzina lielos stāvēpļos, kas iekšpusē izlikti ar ugunsizturīgiem akmeņiem. Ceplī pilda no augšas ar kaļķakmeni un ogli (zīm. 266). Oglei sadegot, attīstas pietiekoši siltuma kaļķakmeņa nokarsešanai līdz viņa disociācijas temperatūrai un reakcijā patērētās enerģijas papildīšanai.

Dedzinatos kaļķus izvāc pa cepļa ņapakšējo caurumu, bet oglekļa anhidrīds aiziet pa novadcauruli, kas atrodas cepļa augšpusē, un pēc tam zem spiediena to kondensē un iepilda cilindros, kuros laiž pārdošanā.

Dedzinatie kaļķi stipri uzsūc gaisa mitrumu un ogļskābi. No tiem pagatavo galvenā kārtā mūrnieku kaļķus (skat. turpm.).

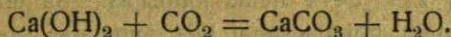
Aplejot ar ūdeni, dedzinatie kaļķi stipri nokarst, ūdens pa daļai sāk stipri vārieties un visa masa sabrūk smalkā pulverītī, kas ar ūdeni rada „kaļķu pienu“. Šo procesu sauc kaļķu dzēšanu. Kalcija oksīds pie tam savienojas ar ūdeni un pārvēršas hidroksidā:



Zīm. 266. Kaļķakmeņa apdedzināšana.

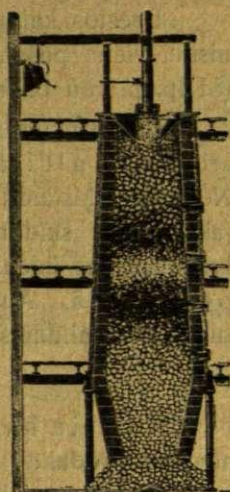
Kalcija hidroksīds grūti šķīst ūdenī: pie 18° 780 daļās ūdens šķīst 1 daļa hidroksīda. Sildot, šķīstamība vēl pamazinas. Aiz to „kaļķūdens“ sildot duļķojas, bet dzesejot atkal kļūst caurspīdīgs. Neraugoties uz to, kaļķu šķīdumam ir stipri sārmaina reakcija. Tas pierāda, ka kalcija hidroksīds diezgan lielā mērā disociē jonus:  $\text{Ca}^{++}$  un  $2\text{OH}^-$ .

Mūrnieku kaļķus sauc „dzēsto“ kaļķu maisījumu ar smiltīm un ūdeni. Tos lieto namu būvēs kā ķieģeļu saistes vielu. Mūrnieku kaļķu saistes spēja izskaidrojama ar gaisa oglekļa anhidrīda uzsūkšanu un kaļķu pārvēršanos kaļķakmenī:



Kā nolīdzinājumā redzams, kaļķu sacietēšana saistīta ar ūdens atdalīšanos. Aiz to jaunceltos namos sienas bieži mēdz būt mitras. Mitruma novēršanai, kas ļoti kaitīgs higiēnas ziņā, tādās telpās uz kādu laiku uzstāda vālejas koksa krāsniņas. Koksam degot, rodas ne tikai siltums, kas sienu mitrumu pārvērš tvaikos, bet arī oglekļa anhidrīds, kura klātbūtnē sacietēšanas process norisinās daudz ātrāki nekā gaisā, kurā oglekļa anhidrīda parcialais spiediens ir tikai 0,03 atm. Tomēr praktiskā dzīvē pierādījusi, ka pārāk ātra masas sacietēšana slikti atsaucas uz būves stiprumu. Kaļķu pilnīga pārvēršanās kaļķakmenī notiek tikai gadsimteņu laikā. Apbrīnojams senā Romas būvju stiprums izskaidrojams nevis ar būvmateriāla labumu vai sevišķu celtniecības mākslu, bet vienīgi ar viņu vecumu. Šajās būvēs

Neorganiskās ķīmijas kurss. II. s.



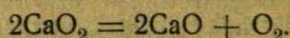
Kalcija hidroksīds  
 $\text{Ca(OH)}_2$ .

kaļķi pilnīgi pārvērtušies kaļķakmenī un ieguvuši kristalisku strukturu.

Dzēstos kaļķus lieto kā lētu dezinfekcijas līdzekli pret organisku vielu pūšanu, bet ķīmiskā rūpniecībā — kodīgo sārmu (51 lp. p.) un balināmā kaļķa (I. s. 327. lp. p.) pagatavošanai.

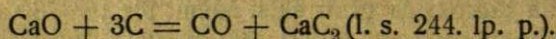
Kalcija peroksīds,  $\text{CaO}_2$ .

Chlorkalcija šķīdumam pielejot ūdeņraža peroksīdu, rodas kristalisks kalcija peroksīda hidrāta nogulsnis,  $\text{CaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ . Nogulšņa šķīstamības pamazinašanai šķīdumam pielejams amonjaka ūdens šķīdums. Sildot no  $100^\circ$  līdz  $200^\circ$ , hidrāts zaudē kristalizācijas ūdeni un pārvēršas dzeltenā bezūdens kalcija peroksīdā. Ātri sasildot virs  $275^\circ$ , peroksīds uzliesmodams sadalas, atdalidams skābekli:



Kalcija karbīds,  $\text{CaC}_2$ .

Kalcija karbīds,  $\text{CaC}_2$ , ļoti svarīgs elektroķīmiskās rūpniecības produkts. Tas iegūstams oglei (antracitam vaj koksam) iedarbojoties uz kaļķiem elektriskās krāsnīs. Elektriskā loka temperatūrā ogle reducē kaļķus un pie tam arī pati savienojas ar kalciju:

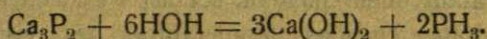


Techniskais karbīds ir peleka cieta masa, kuras krāsa atkaras no ogles, dzelzs u. c. piemaisījumiem. To lieto galvenā kārtā acetilena un kalcija cianamīda pagatavošanai. Tādā kārtā tas uzlūkojams kā ļoti svarīgs neorganisks pārejas produkts, ar kuru sintezējamas visai dažādas organiskas vielas. Kā enerģisku reducētāju, to lieto metalurģijā.

Kalcija karbīda iegūšana saistīta ar lielu elektriskās enerģijas patēriņu. Uz 1 kilogramu karbīda japatērē ne mazāk kā 4 kilovatstundas, t. i. 3444 lielās kalorijas. Ša enerģija pa daļai tiek patērēta vielu nokarsešanai līdz augstajai reakcijas temperatūrai, pa daļai — pašas reakcijas „siltumam“, jo karbīda pagatavošana no kaļķiem un ogles — endotermiska reakcija un saistīta ar 105,3 lielo kaloriju patēriņu uz vienu molu  $\text{CaC}_2$  (jeb 1645 Cal. uz 1 kilogramu). Šās enerģijas viena daļa izdalās atpakaļ, degot acetilenam, kas rodas, karbīdu sadalot ar ūdeni. Aiz to karbīda izgatavošana ienesīga tikai tādās vietās, kur daba apveltījusi cilvēku ar lieliem enerģijas krājumiem ūdens kritumos un straujās upēs. Šādās vietās karbīda ražošana ir vislabākais ceļš, kā ša enerģija izmantojama un uzglabājama, kas citādi ietu pilnīgi zudumā. 1911. gadā visas pasaules karbīda ieguvums rēķinājās 250000 tonnās. Visvairāk karbīdu ražoja Norvēģija un Amerikas Savienotās Valstis (Niagaras ūdenskrituma fabrikās).

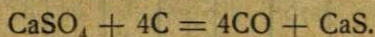
Kalcijs savienojas ar slāpekli augstā temperatūrā, radidams Kalcija nitrīds,  $\text{Ca}_3\text{N}_2$ .  
 pie tam cietu kristalisku savienojumu, kas līdzīgi citiem nitrīdiem ar ūdeni sadalās, atdalidams amonjaku. Kalcija nitrīds pa daļai rodas, kalcija skaidiņas dedzinot gaisā dzelzs kaŗotītē.

Analogisks savienojums rodas sarkano fosforu ar metālisko kalciju sildot evakuētā un aizkausetā grūti kausejama stikla caurulē. Kalcija fosfīds,  $\text{Ca}_3\text{P}_2$ , ir amorfa, brūna masa, kura ūdenī sadalās pēc nolīdzinājuma, kas analogisks nitrīdu sadalīšanās nolīdzinājumam: Kalcija fosfīds,  $\text{Ca}_3\text{P}_2$ .

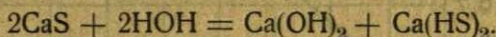


Fosfidam sadaloties attīstās fosforūdeņradis,  $\text{PH}_3$ , par ko plašāki runāsim lekcijā par fosforu.

Kalcija sulfīds,  $\text{CaS}$ , rodas kā blakus produkts zodas Kalcija sulfīds,  $\text{CaS}$ .  
 rūpniecībā pēc Leblana metodes (sal. 17 l. p.). To iegūst arī kalcija sulfāta un ogles maisījumu karsejot šamota tīģeli:



Tas grūti šķīst ūdenī, bet tajā sildot hidrolizejas:



Aiz to kalcija sulfīda šķīdumam stipri sārmaina reakcija. To lieto ādu rūpniecībā spalvu attīrīšanai no zvēru ādam.

### Tabele 96.

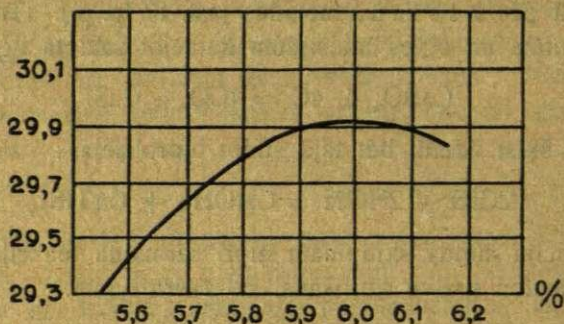
$\text{CaCl}_2 + x\text{H}_2\text{O}$  maisījumu sacietēšanas temperatūras.

$\text{H}_2\text{O}$ molu skaits uz 1 molu $\text{CaCl}_2$	Sacietēšanas temperatūra
5,54	29,312 <sup>0</sup>
5,69	29,637
5,77	29,758
5,88	29,866
6,00	29,919 ( $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ )
6,105	29,904
6,22	29,800
6,28	29,734
6,36	29,652
6,44	29,530

Cietie smago metālu sulfīdu šķīdumi kalcija sulfīdā pēc iepriekšēja apgaismojuma paši spīd („fosforescē“). Ša īpašība piemīt arī pārējiem sārzmazņu metālu sulfīdiem. Plašāki šās interesantās parādības aplūkosim vēlāk, sakarā ar vispārīgu sārzmazņu metālu pārskatu.

Kalcija chlorīds,  $\text{CaCl}_2$

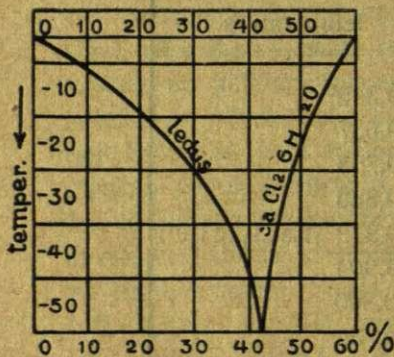
Zēdas rūpniecībā pēc Solveja metodes kā blakus produkts rodas kalcija chlorīds,  $\text{CaCl}_2$  (19 lp. p.). No ūdens šķīduma kristalīzejas hidrāts:  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Sildot, šis hidrāts kūst kā ķīmiskais indivīds pastāvīgā temperatūrā, un proti: pie  $29,9^\circ$ . Ne tikai hidrātam ūdeni pielejot, bet arī bez ūdens chlorkalciju pieliekot, hidrāta kušanas temperatūra, pēc vispārīgā likuma (I. s. 121. lp. p.), pazeminās; tas uzskatāmi redzams no sekojošiem datiem, kas ņemti no Laidberī (Lidbury) darba. (Skat. tabeles №№ 96 un 97.)



Zīm. № 267.  $\text{CaCl}_2 + x\text{H}_2\text{O}$  maisījumu sacietēšanas temperatūras.

**Tabele 97.**

Chlorkalcija ūdens šķīdumu sasaldēšanas temperatūras pēc Rozebuma.



Zīm. № 268.  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  ūdens šķīdumu sasaldēšanas temperatūras.

$\text{CaCl}_2$ gramu skaits 100 gramos šķīduma	Sasaldēšanas temperatūra
0	$0^\circ$
14,5	$-10^\circ$
25,1	$-30^\circ$
29,9	$-55$ (ohi dr. temp.)
<u>33,3</u>	$-25^\circ$
37,3	$\pm 0^\circ$
39,4	$10^\circ$
42,7	$20^\circ$
50,4	$29,9^\circ$

Kalcija chlorīds stipri pazemina ūdens sasalšanas temperatūru (sal. tabeļi 96). Tā kā hidratam liela šķīstamība, viņa evtektiskā temperatūra atrodas ļoti zemu: pēc Rozebuma (Rooseboom) pētījumiem, tā ir  $-55^{\circ}$ . Aiz to ledus (vaj sniega) maisījumi ar kalcija chlorīda hidratu temperatūru pazemina vairāk nekā ledus maisījumi ar sāli. Tos dažreiz lieto zemu temperatūru iegūšanai.

Bez chlorkalcija heksahidrata pazīstami vēl: tetrahidrāts,  $\text{CaCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ , dihidrāts,  $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  un monohidrāts,  $\text{CaCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Monohidrāta disociācijas spiediens gandrīz līdzinās nullei. Tapēc bezūdens kalcija chlorīds ir ļoti enerģisks gāzu un organisku šķīdumu sausetājs un šam nolūkam to bieži lieto.

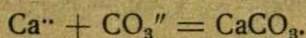
Bezūdens chlorkalcija iegūšanai hidratu karsē līdz  $200^{\circ}$ . Kad ūdens izgarojis, traukā paliek poraina masa, kuru sadauza gabalos un pārdod kā chlorkalcija graudiņus. Vēl augstākā temperatūrā bezūdens chlorkalcijs kūst un tad sacietē kristaliskā masā. Tā kā chlorkalcija hidrāts sildot hidrolīzejas pēc nolidzinājuma:



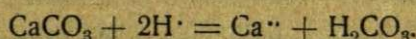
bezūdens chlorkalcijam vienmēr sārmaina reakcija (līdzība ar chlormagniju).

Temperatūru paaugstinot, kalcija chlorīda šķīstamība ūdenī top tik liela, ka šķīduma vārišanās temperatūra sasniedz  $175^{\circ}$ . Aiz to chlorkalcija šķīdumus lieto, kad vielas jāsilda uz „vannas” augstāk par  $100^{\circ}$ .

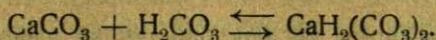
Kalcija karbonāts,  $\text{CaCO}_3$ , rodas kā balts nogulsnis, Kalcija karbonāts,  $\text{CaCO}_3$ .  
neītrāliem kalcija sāļu šķīdumiem pielejot amonija vaj sārnu metālu karbonātu šķīdumus:



Kalcija karbonāts viegli šķīst pat organiskās skābēs. Reakcija, acīmredzot, notiek starp ūdenīraža joniem un nešķīstošo karbonātu:



Kalcija karbonāts tomēr šķīst ar ogļskābi piesātinātā ūdenī, pārveīsdamies bikarbonātā (kas šķīst ūdenī):



Šis process lielos apmēros norisinās arī dabā, pamazām izsaudams pilnīgu kaļķakmeņu sairšanu. Ogļskābes parciālam spiedīnam pamazinoties, reakcijas norisinās pretejā virzienā: kalcija

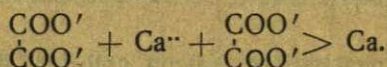
karbonats atdalas un rada dīvainas formācijas: stalaktitus (lāsakmeni) un stalagmitus (zīm. 269.).



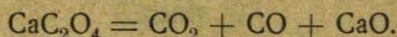
Zīm. № 269. Stalaktiti.

Skābeņskā-  
bais kalcijs.  
 $\text{CaC}_2\text{O}_4$

Skābeņskābais amonijs nogulsnē kalciju kā smalku, baltu kristalisku nogulsni — skābeņskābo kalciju jeb kalcija oksalatu (skābeņskābe — acidum oxalicum):

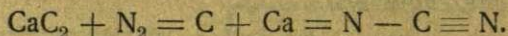


Šo sāli lieto kalcija kvantitatīvai noteikšanai. Karsejot ta sadalas, pārvēršdamies kalcija oksidā:

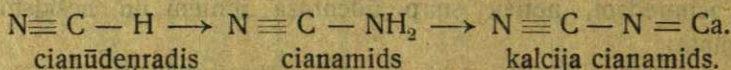


Kalcija  
cianamids,  
 $\text{CaCN}_2$ .

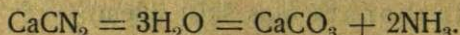
Karsejot slāpekļa straumē, kalcija [karbids šo gāzi adsorbē un rada kalcija cianamīdu:



Šo, praktiskā ziņā ļoti svarīgo, savienojumu jauzlūko kā cianūdeņraža amida sāli (t. i. ūdeņraža apmaiņas produktu):

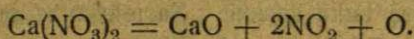


To lieto kā starpproduktu, amonjaku sintezējot no gaisa (I. s. 147, 198 lp. p.), jo ar ūdeni tas atdala amonjaku:



Bat lielos vairumos tas tiek patērēts kā mākslīgas mēslošanas līdzeklis zem nosaukuma „kalķslāpekklis“. Ūdens augsnē to sadala un sagādā augiem divus svarīgus elementus: kalciju un slāpekli, asimilācijai piemērotā veidā.

Ne mazak svarīgs mēslošanas līdzeklis ir vēl cits slāpekļa un kalcija savienojums: slāpekļskābais kalcījs,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , ko iegūst „sadedzinot” gaisa slāpekli un attīstījušamies slāpekļa oksīdiem iedarbojoties uz kaļķiem (I. s. 187. lp. p.). No ūdens šķīduma kristalīzejas hidrāts:  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ , kurš ļoti viegli šķīst ūdenī un gaisā izplūst. Kārsējot tas sadalās, pārversdamies dedzinātos kaļķos:



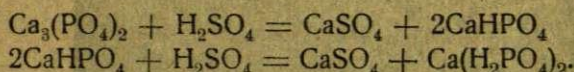
Kalcija nitrāts,  
 $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ .

Ar fosforskābi kalcījs rada trīs fosfātus:

Kalcija fosfāti

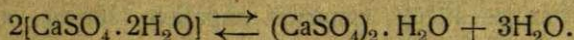
- 1) fosforskābē,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , vienu ūdeņraža atomu apmainot, rodas kalcija monofosfāts,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ;
- 2) divus ūdeņraža atomus apmainot, rodas kalcija bifosfāts,  $\text{CaHPO}_4$ ;
- 3) trīs ūdeņraža atomus apmainot, iegūstam kalcija trifosfātu,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

Kalcija trifosfāts dabā sastopams kā apatīts, un arī fosforītos. Tas nogulsnejas no kalcija sāļu šķīdumiem ar nātrija fosfātu lieka amonjaka klātbūtnē kā amorfs, želatīnai līdzīgs balts nogulsnis. Tā kā nātrija trifosfāts nešķīst ūdenī, tas mēslošanai neder. Tam nolūkam dabīgos fosforītus vispirms apstrāda ar sērskābi un tādejādi trifosfātu pārvērš ūdenī vieglāk šķīstošos kalcija monofosfātā un bifosfātā:



Šo produktu maisījums ir ļoti vērtīgs mēslošanas līdzeklis, kurš tirdzniecībā pazīstams kā superfosfāts.

Ari kalcija sulfāts izplatīts dabā, parasti kā hidrāts  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , kuru sauc alebastru jeb ģipsi. Kārsējot  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , kuru sauc alebastru jeb ģipsi. Kārsējot ģipsis zaudē  $\frac{3}{4}$  viņā atrodošās ūdens un pārvēršas t. s. pus-hidrātā:



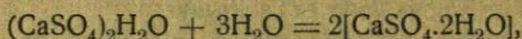
Ja kārsēšanu izdara slēgtā traukā, ūdens atdalās šķidrā veidā un rada ar ģipsi piesātinātu šķīdumu. Tādā gadījumā mums ir sekošas fāzes: 1)  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (cieta fāze); 2)  $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  (cieta fāze); 3) piesātināts šķīdums:  $\text{CaSO}_4 + x\text{H}_2\text{O}$  (šķīdru fāze); 4) ūdens tvaiks (gāzējada fāze). Šam līdzsvaram piemērojot fāžu likumu, nākam pie slēdziena, ka šās sistēmas brīvības pakāpe ir:

$$P = n + 2 - F = 2 + 2 - 4 = 0 \text{ (sal. I. s., 128. lp. p.)}$$

Kalcija sulfāts (ģipsis),  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

Sistemai jābūt invariantai. Un tiešam, Vant-Hofs un Armstrongs atrada, ka ģipsa un pushidrata līdzsvars sasniedzams pie 107°. Ša temperatūra ir ģipsa „pārvēršanās temperatūra“ zem 980° m/m spiediena.

Praktikā parasti „ģipsi vāra“ pie 130°, lai pašu procesu paātrinātu. Iegūto produktu teknikā sauc „tēlnieku ģipsi“ („apmetumu ģipsi“). Samaisot ar 1½ molekulam ūdens, tas rada miklai līdzīgu masu, kura īsā laikā sacietē. Sacietēšanas procesā „pushidrāts“ savienojas ar ūdeni un rada dihidratu:



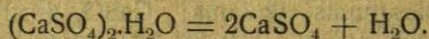
t. i. reakcija norisinās iepriekšējai reakcijai pretejā virzienā. Dihidrāts kristalīzejas kā prizmu adatas, un telpā starp kristaliem iesūcas liekais ūdens, kuru ģipsi samaisot pieļējam (sal. 270 zīm.).



Zīm. № 270. Ģipsa kristalizācija (pēc Glazenapa).  
Palielināts 360 reiz.

Ģipsa statujas atlejojot, vispirms pagatavo statuju atsevišķo daļu ģipsa „negativus“. Tad šās daļas salīmē un pārklāj ar laku. No „negatīviem“ šādā pat ceļā atlej „pozitīvus“.

Virš 130° pushidrāts zaudē pārejo ūdeni un pārvēršas „anhidritā“:



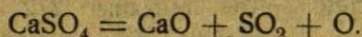
Vant-Hofa pētījumi pierādījuši, ka „anhidrits“ jebkurā temperatūrā šķīst ūdenī mazāk nekā „pushidrāts“. Ja ūdeni blakus noliekam anhidritu un pushidrātu, pēdejs pamazām izšķīst, bet anhidrits atdalās no šķīduma: no tā slēdzams, ka pushidrāts

ir kalcija sulfata nestabils veids. Tomēr bez ūdens ša pārvēršanās notiek tik lēni, ka tai nav praktiskas nozīmes.

T. s. apmetumu ģipsis pēc viņa pagatavošanas metodes satur anhidrita un pushidrata maisījumu.

Pie 500° anhidrits pārvēršas citā formā, kas ļoti grūti šķīst ūdenī un ar ūdeni samaisot nesacietē. Tādu ģipsi sauc „pārdedzinātu“.

Un, beidzot, pie 1000° jau pats kalcija sulfats pa daļai sadalās, pie kam atdalās sēra dioksids un skābeklis, bet paliek sulfata un kalcija oksida maisījums:



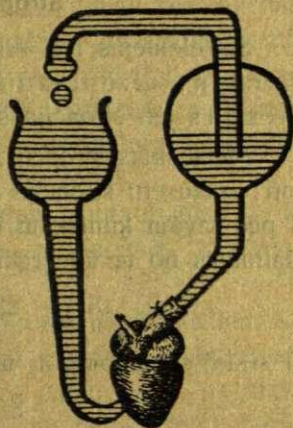
Šo materiālu lieto būvēs kaļķu vietā kā saistes līdzekli („hidrauliskais ģipsis“). Ar ūdeni tas ir „dzēšams“, jo satur kaļķus, un pēc tam ar gaisa ogļskābi pamazam pārvēršas kalcija karbonātā.

Kalcija hipochlorīts,  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ , ir balināmā kaļķa galvenā sastāvdaļa (sal. I. s., 327. lp. p.). To pagatavo tīrā veidā pēdējā laikā Grisheimas fabrikā „Elektrons“, kaļķu pienu piesātinot ar chloru un šķīdumu iztvaicējot rētinātā telpā. Tas ir ļoti stabils savienojums, saturošs līdz 90% „aktīvā“ chloa (kamēr balinamais kaļķis satur ne vairāk kā 35% „aktīvā“ chloa).

Kalcija hipochlorīts,  
 $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ .

Kalcijs ir nepieciešama augu sastāvdaļa. No augiem kalcija sāļi iekļūst dzīvnieku un cilvēku organismā. Kalcija fosfats, kā redzējam lekcijas sākumā, ir materials visu mugurkaulnieku skeletu uzbūvei. Bet ne tikai kā nešķīstoši sāļi, bet arī kalcija joni fizioloģijā izpilda svarīgu lomu. Kalcija joni atrodas asins šķīdumā. Kāda viņiem tur nozīme, uzskatāmi redzams Ringera eksperimentos ar vārdes sirdi (zīm. 271). Izrādas, ka sirds turpina arī vēl tad darboties, kad ta izņemta no dzīvnieka, ja tikai viņu aplaista ar šķīdumu, kura sastāvs līdzīgs asins šķīduma sastāvam, un proti: 0,625% NaCl, 0,025% KCl un 0,025%  $\text{CaCl}_2$ . Ja šam šķīdumam atņem chlorkalciju, sirds apstājas tajā pukstet. Bet ja sirdi no jauna ievadam normāla sastāva šķīdumu, ta atdzivojas un sāk atkal strādāt. Lekcijā par kaliju mēs redzējam, ka kalija joni, kuru saturs pārsniedz zināmu robežu, paralizē sirds darbību (59 lp. p.). Šajā gadījumā kalcija jonu satura palielinājums neitralizē zināmā mērā kalija jonu kaitīgo darbību.

Fizioloģiskā darbība.

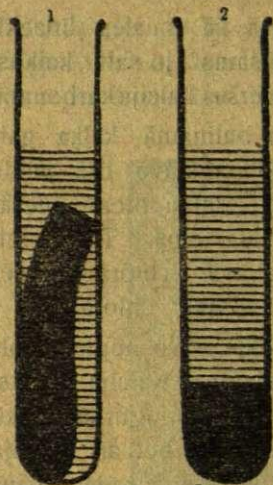


Zīm. № 271. Vārdes sirds darbība ārpus organisma.

Zināma līdzība ar šām parādībām novērojama kalcija jonu iedarbībā uz

muskulīem, kuri sanāvēti ar organiskiem alkaloīdiem. Ja muskuli iemēream atšķaidītā veratrīna šķīdumā, muskuls no elektriskās strāvas vairs nesaraujas; pielejot dažus chlorkalcija šķīduma pilienus, muskuls no jauna iegūst īpašību zem indukcijas strāvas iespaيدا sarauties.

Kalcija joni piešķir asinim vēl vienu raksturīgu īpašību. Kā zināms, asinis, kad izteicina no organisma, sarecē. Kalcija joni ir šā procesa ierosinātāji. Tas redzams no tā, ka kalciju iepriekš no asinim aizvācot (piem. pieliekot skābeņskābo natriju), asinis vairs nesacietē. Tas redzams 272. zīmējumā, kurā



Žim. № 272. Asinis I. stobriņā sarecē, bet II. — paliek šķīdās, jo no tām aizvietoti Ca<sup>++</sup> joni.

parādīti divi, asinim pildīti mēģinājumu stobriņi. Stobriņā 1 atrodas asinis bez jebkāda piemaisījuma: asins ķermeņi savilkušies kopā biezā masā; stobriņš 2 satur asinis, kurām piemaisīts skābeņskābais nātrijs: sarkanie ķermeņi nogulušies dibinā, bet augšā sakrājušies plazma.

Jaunākā laikā chlorkalciju lieto kā injekcijas līdzekli pret plaušu diloni.

Kalcija gaistošie sāļi (CaCl<sub>2</sub>, CaBr<sub>2</sub> u. c.) nokrāso Bunzena degļa liesmu dzeltenī-sarkanā krāsā. Spektroskopā novērojama spektra dzeltenā un sarkanā daļā vesela rinda gaišu joslū, bez tam vēl raksturīga zaļa linija.

Liesmas nokrāsojums.

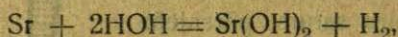
### Stroncijs, Sr (Strontium).

Atrašanās.

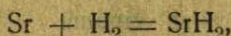
Šis elements reti sastopams dabā. Vispazīstamākie stroncija minerali ir: stroncianīts jeb stroncija karbonāts, SrCO<sub>3</sub> un celestīns jeb stroncija sulfāts, SrSO<sub>4</sub>.

Metāla īpašības.

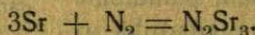
Metāliskais stroncijs, ko iegūst tādā pat ceļā kā kalciju, un proti: izkausētū stroncija chlorīdu elektrolīzējot, līdzīgs kalcijam arī pēc savām ķīmiskām īpašībām. Tas enerģiski sadala ūdeni, atdalīdams no tā ūdeņradi:



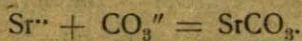
bet sildot savienojas ar ūdeņradi, radīdams hidridu:



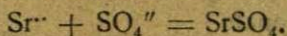
bet ar slāpekli — nitridu:



Stroncija sāļu sastāvs līdzīgs attiecīgu kalcija sāļu sastāvam un arī to īpašības ir līdzīgas. Tā, piem., arī stroncija karbonāts ūdenī nešķīst un izkrit kā balts nogulsnis, stroncija joniem un sārmu metālu karbonātiem savā starpā iedarbojoties:



Stroncija sulfāts vēl mazāk šķīst ūdenī nekā kalcija sulfāts (ģipsis). Aiz to stroncija sāļi ar piesātinātu ģipsa šķīdumu dod nogulsni:



Turpretim stroncija hidroksīds vairāk šķīst ūdenī nekā kalcijs. Tapēc stroncija hidroksīda šķīdumu pielejot kalcija sāļu šķīdumiem, rodas  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  nogulsnis.

Stroncija hidroksīds ar niedru cukuru rada grūti šķīstošu savienojumu. Cukura fabrikās ar to nogulsnē cukura paliekas no melasas. Pēc tam nogulsneto savienojumu sadala ar ogļskābi cukurā un stroncija karbonātā.

Citus stroncija savienojumus lieto tikai pirotehnikā bengālisko ugunu pagatavošanai. Tie liesmu nokrāso karmin-sarkanā krāsā. Stroncija spektris satur sarkanas un dzeltenas joslas, bet zaļā līnija (atšķirība no kalcija) tajā iztrūkst.

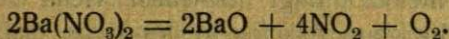
### Barijs, Ba (Barium).

Svarīgākie barija minerāļi ir: smagais špats,  $\text{BaSO}_4$  un viterīts,  $\text{BaCO}_3$ . Smagajam špatam ir liels īpatnejais svars, uz ko norāda arī viņa nosaukums. Ari paša elementa nosaukums, kas cēlies no grieķu vārda βαρύς, nozīmē „smagais elements“.

Un tiešām, metāliskam barijam lielaks īpatnejais svars nekā pārējiem sārmzemju metāliem (skat. salīdzin. tabeli šās lekcijas beigās). Bariju iegūst savadaki nekā kalciju un stronciju, un proti: barija chlorīda piesātinātu šķīdumu elektrolīzējot ar dzīvsudraba katodu. Barijs šķīst dzīvsudrabā, radīdams amalgamu, kas nesadala ūdenī. Amalgamu karsejot evakuētā telpā, vispirms pārtvaicē dzīvsudrabu, tad — tīru bariju pie  $1150^\circ$ .

Tīrs barijs enerģiski reaģē uz ūdeni, atdalīdams no tā ūdeņradi; tas savienojas ar ūdeņradi un ar slāpekli, radīdams hidrīdu,  $\text{BaH}_2$  un nitrīdu,  $\text{N}_2\text{Ba}_3$ .

Barijam elektropozitīvais raksturs stiprāks nekā kalcijam un stroncijam. Viņa karbonāts disociē daudz augstākā temperatūrā nekā kalcija karbonāts. Tapēc barija oksīdu,  $\text{BaO}$ , pagatavo nevis viterītu (dabīgo karbonātu) apdedzinot, bet karsejot barija nitrātu, kuru iegūst fabrikās (skat. zemāk):



Stroncija savienojumi.

Viņu izlietošana.

Liesmas nokrāsojums.

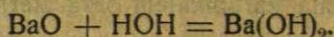
Atrašanās.

Metāla īpašības.

Barija oksīds, BaO.

Barija hidr-  
oksids,  
Ba(OH)<sub>2</sub>.

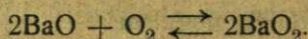
Barija oksids ar ūdeni „dzēšams“ un šis process šeit no-  
tiek tikpat enerģiski, kā pie kalcijs oksida. Pie tam rodas ba-  
rija hidroksids, Ba(OH)<sub>2</sub>, kas viegli šķīst ūdenī:



Šis šķīdums, ko sauc arī barija ūdeni, ir stiprs sārms. Tas  
nogulsnē magnija, kalcijs un stroncijs hidroksidus no šo sāļu  
šķīdumiem un tiek lietots skābju titrēšanai fenolftaleina, kā indi-  
katora, klātbūtnē. Gaisa ogļskābe uz to iedarbojas un rada ūdenī  
nešķīstošu barija karbonātu.

Barija per-  
oksids,  
BaO<sub>2</sub>.

Karsejot gaisā (vaj skābekli), barija oksids pārvēršas per-  
oksidā:



Ša reakcija ir apgrīezeniska, jo barija peroksids augstakā  
temperaturā atdala skābekli un pārvēršas atkal oksidā. Tā kā šās  
reakcijas līdzsvarā piedalās divi komponenti (BaO un O<sub>2</sub>) un  
trīs fāzes (BaO, BaO<sub>2</sub> un O<sub>2</sub>), sistema ir monovarianta:

$$P = n + 2 - F = 2 + 2 - 3 = 1 \text{ (sal. I. s., 127. lp. p.)}$$

Šis gadijens līdzīgs kalcijs karbonāta disociācijas līdz-  
svaram. Kā tur, tā arī šeit iestājas noteiktā temperaturā noteikts  
līdzsvara spiediens, kuru sauc „disociācijas spiedienu“. Barija  
peroksida disociācijas spiedieni pievesti sekojošā tabelē (Le Ša-  
teljē pētījumi).

**Tabele 98.**

Barija peroksida disociācijas spiedieni pēc Le Šateljē  
(Le Chatelier) datiem.

Temperatura	525°	555°	650°	670°	720°	750°	775°	790°
Spiediens	20	25	65	80	210	340	510	670 mm

Uz barija peroksida attīstīšanos un disociāciju dibinata  
Brina skābekļa pagatavošanas metode no gaisa. Gaisu laižot  
pār nokarsetu barija oksidu, rodas peroksids. Procesa tempera-  
turai jābūt zemākai par to, kurā disociācijas spiediens ir 1/5 atm.  
(700°). Pēc tam peroksidu karsē līdz temperaturai, kurā disocia-  
cijas spiediens lielāks nekā viena atmosfēra (800°); tad atdalās  
skābeklis un atkal rodas barija oksids. Šimbrīžam šo skābekļa  
pagatavošanas metodi pilnīgi izspiedusi viena cita metode, kas  
dibinata uz šķīdri gaisa frakcionēto destilāciju (sal. I. s., 28. lp. p.).

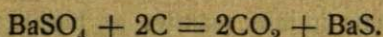
Barija peroksids šķīst sālsskābē, radidams ūdeņraža peroksīdu:



Ja iegūtā šķīdumā ielejam barija hidroksīda šķīdumu, izkrit barija peroksīda hidrāts,  $\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ . No šīs vielas pagatavo ūdeņraža peroksīdu (I. s., 108. lpp.).

Barija sulfāts ar ogli viegli reducējas, sildot tīgelī vaj zoda krasnī (17 lpp.):

Barija sulfāts,  $\text{BaS}$ .



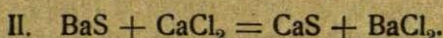
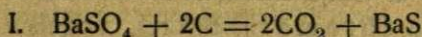
Pie tam rodas barija sulfīds, kas viegli šķīst skābēs, atdalidams sērūdeņradi. Tas uzlūkojams kā starpprodukts citu bariju savienojumu iegūšanā.

Barija chlorīds,  $\text{BaCl}_2$ , rodas sulfīdu izšķīdinot sālsskābē:

Barija chlorīds,  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .



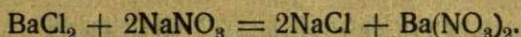
Praktikā tomēr sulfāta (smagā špata) reducēšanu un sulfīda pārvēršanu chlorīdā parasti savieno vienā operācijā. Šam nolūkam smago špatu samaisa ar smalku ogli un koncentrētu kalcijsulfāta chlorīda šķīdumu (ko iegūst Solveja procesā kā atkritumu). Šo maisījumu sausē un karsē zoda krasnī. Norisinas divas pakāpeniskas reakcijas:



Beigās rodas kalcijsulfīda maisījums ar barija chlorīdu, no kura ar karstu ūdeni atskalo barija chlorīdu. No šķīduma kristalizējas hidrāts  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  kā bezkrāsainas četrstūrīgas plāksniņas. Barija chlorīds ir starpprodukts

barija nitrāta,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ , iegūšanā. Šis sāls iegūstams barija chlorīda divkārtas apmaiņas reakcijā ar nātrija nitrātu piesātinātā šķīdumā:

Barija nitrāts,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ .

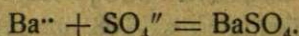


Tā kā barija nitrāts grūtāk šķīst ūdenī nekā pārējie sāļi, tas šķīdumā nogulstas kā oktaedriski kristāli. Meijerhofers (Meyerhoffer) norāda, ka šajā gadījumā mums darišana ar t. s. pāru sāļiem. Tādā gadījumā ir 4 fāzes un 2 komponenti, tā tad sistēma ir invariāta, t. i. četru fāžu līdzsvars iespējams tikai vienā temperatūrā (pārvēršanās temperatūrā). Jebkurā citā temperatūrā līdzsvarā var atrasties tikai trīs fāzes: tvaiks, šķīdums un viens no sāļiem cietā veidā (šajā gadījumā  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ).

Barija nitrātu lieto bengalisko uguņu un raķetu pagatavošanai, bez tam tas ir izejas viela barija oksīda un peroksīda iegūšanai.

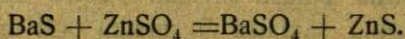
Barija sulfats, BaSO<sub>4</sub>.

Barija sulfats, BaSO<sub>4</sub>, izkrit kā balts, ūdenī nešķīstošs nogulsnis, barija un sērskābes joniem savā starpā iedarbojoties:



Tā kā tas šķīst vājak nekā kalcija sulfats, viņš nogulstas arī, piesātinātu ģipsa šķīdumu pielejot barija jonu šķīdumiem. Aiz to barija sulfats ir labs reaktīvs uz bariju un arī uz sērskābi un viņas anjonu, un to lieto ne tikai kvalitatīvai, bet arī kvantitatīvai (svara) šo vielu noteikšanai.

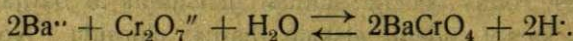
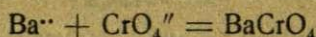
Barija sulfats ļoti labi pārklāj priekšmetus, kapēc to lieto kā lētu krāsu zem nosaukuma „blanc fixe“. Ar svina baltumu salīdzinot, tam ir ta priekšrocība, ka tas nemainas gaisā; turpretim svina baltums paliek no sērūdeņraža melns. Jaunākā laikā šam nolūkam lieto arī litoponu, kuru iegūst ar barija sulfīdu nogulsnejot no cinka sulfata barija sulfātu. Tas sastāv no barija sulfata un cinka sulfīda maisījuma:



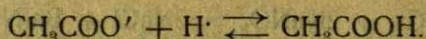
Tā kā barija sulfatam liels īpatnejais svars, to bieži lieto kā piemaisījumu dažādu materiālu svāra palielināšanai.

Barija chromats, BaCrO<sub>4</sub>.

Barija sāļi ar kalija chromata un bichromata šķīdumiem rada dzeltenu barija chromata, BaCrO<sub>4</sub>, nogulsni, kas viegli šķīst stiprās skābēs:



Ar kalija bichromātu nogulsnešana nav pilnīga, jo šajā reakcijā šķīdumā attīstas brīva skābe (ūdeņraža joni). Etiķskābe nātriju pieliekot, reakcija tomēr iet līdz galam, jo etiķskābes anjoni ar ūdeņraža joniem rada vāji disociētu skābi un tādejādi pavājina skābes iespāidu:



Stroncija chromats vieglāki šķīst ūdenī nekā barija chromats. Tapēc stroncija sāļi dod chromata nogulsni tikai ar kalija chromatu, K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> (t. i. neitrālā šķīdumā), bet nedod ar bichromatu, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>. Kalcija sāļi nerada nogulsni ne ar kalija chromatu, ne ar bichromatu, jo kalcija chromats šķīst ūdenī (sal. šķīstamības tabeli šās lekcijas beigās). Tādā kārtā kalija chromats un bichromats ir labi reaktīvi kalcija, stroncija un barija jonu atšķiršanai viņu sāļu šķīdumos.

Barija sāļi ir visai nāvīgi, ar ko tie atšķiras no kalcija un stroncija sāļiem. Mēģinājumi pierādījuši, ka barija joni paralizē muskuļus. Fizioloģiskā darbība.

Barija sāļi nokrāso liesmu zaļā krāsā. Spektroskopā novērojama vesela rinda gaišu joslu spektra sarkanā, dzeltenā un zaļajā daļās. Šam elementam ir raksturīgas divas līnijas: zaļa un zila. Liesmas nokrāsojums.

### Spidošas masas (fosfori).

17. gadsimteņa sākumā Boloņā dzīvoja alķīmiķis Vikentijs Kasčiorots. Reiz pilsētas tuvumā tas atrada sevišķu smagu špatu. Mājās pārnācis, tas šo akmeni karseja kopā ar ogli. Par lielu brīnumu tas novēroja, ka šajā operacijā iegūtais produkts tumsā spīdeja. Vēlāk daudzi pētnieki mākslīgi ieguva šādas masas un atrada, ka viņu spīdešanu ierosina iepriekšējs apgaismojums saules vaj mākslīgā gaismā. Šās vielas, pēc atrašanas vietas, nosauca „Boloņas akmeņus“, kā arī „Boloņas fosforus“. Pagājušā gadsimteņa 70-tos gados Balmainis sāka tehniski pagatavot šās spīdošās masas zem nosaukuma „Balmaiņa krāsas“. Vikentija Kasčiorota atradums.

Sevišķi spoži dažādās krāsās spīd sārmezemju metālu sulfīdi: CaS, SrS, BaS, kurus iegūst attiecīgus sulfātus reducējot ar ogli. Tomēr Verneils (Verneuil) pierādīja, ka šie sulfīdi tīrā veidā nespēj fosforescēt un šo īpašību iegūst no niecīgiem smagu metālu, sevišķi bismuta, savienojumu piemaisījumiem. Lenards, pamatojoties uz daudziem mēģinājumiem, nāca pie slēdziena, ka spīdošā masā nepieciešamas trīs sastāvdaļas: 1) sārmezemes sulfīds (vaj sārmezemes metāla sāls), 2) smags metāls (minimalos daudzumos) un 3) sārmu metāla sāls, ko pieliek maisījuma kušanas temperatūras pazeminašanai. Pēc Ventiga (Waentig) pētījumiem, „fosfori“ sastāv no smaga metāla sulfīda cietiem šķīdumiem sārmezemes metāla sulfīdā. Smaga metāla saturu palielinot, maisījuma gaismas spēja palielinās. Šās spējas robežu tomēr nosaka viena sulfīda šķīstamība otrā. Ļoti stipri spīdošu masu sastāvs pievests Vanino un Cumbuša (Vanino — Zumbusch) darbos. Šeit pievedam dažas mineto autoru receptes. (Skat. tab. 99. 128 lp. p.). Spīdošo masu sastāvs.

Pievestos maisījumos karsē  $\frac{3}{4}$  stundas ugunsizturīgā tiģelī pie 1200° (Resslerera krāsnī). Spīdešanu „ierosina“ ar saules gaismu un arī mākslīgi: ar magnija gaismu, loka lampu, Auera degli vaj dzīvsudraba lampu. Sildišana stipri pavairo „fosforu“ izstarojumu. Sevišķi skaisti gaismas efekti iegūstami, spīdošo maisījumu ieberot sasildītā koncentretā sērskābē. Tad kalcija „fosfori“ mirdz zilganā gaismā, stroncija Ierosme un izstarojums.

Tabele 99.

Spidošu krāsu sastāvs (Vanino — Zumbusch).

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	
rezonatori	CaO	20	20	20	20	10	—	—	—	—	—	
	CaWO <sub>4</sub>	—	—	—	—	10	—	—	—	—	—	
	SrO	—	—	—	20	20	—	—	—	—	—	
	Sr(OH) <sub>2</sub>	—	—	—	—	—	20	—	—	—	—	
	SrCO <sub>3</sub>	—	—	20	—	—	40	20	100	100	—	
	Sr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	—	—	—	—	—	—	—	—	—	60	
	Ba(OH) <sub>2</sub>	—	20	—	—	—	—	—	—	—	—	
	BaCO <sub>3</sub>	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	40
	sērs	6	6	6	6	6	6	6	100	30	—	6
stērķeles	2	2	2	2	2	—	—	—	—	—	—	
kaušņi	NaCl	—	—	—	—	—	—	0,5	0,5	—	—	
	KCl	—	—	—	—	—	—	0,5	—	—	—	
	Li <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	—	2	2	2	2	1	1	—	—	1	
	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	0,5	1	1	1	1	—	—	—	—	—	
	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	0,5	1	1	1	1	—	—	—	—	—	
	As <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	—	—	—	—	—	1	—	—	—	—	
	MnCl <sub>2</sub>	—	—	—	—	—	—	0,4	—	—	—	
	MnSO <sub>4</sub>	—	—	—	—	—	—	—	0,2	—	—	
	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	—	—	—	—	—	—	—	2	—	0,02	
	Rb <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	—	—	—	—	—	—	—	—	—	0,47	
ierosinātaji	Bi(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> <sup>1)</sup>	0,01	0,01	0,01	0,01	0,01	—	—	—	—	0,01	
	Tl <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> <sup>2)</sup>	0,01	—	—	—	—	—	—	—	—	—	
	RbNO <sub>3</sub> <sup>3)</sup>	—	0,02	0,02	0,02	0,02	—	—	—	—	—	
	TlNO <sub>3</sub> <sup>4)</sup>	—	—	—	—	—	0,01	0,01	—	—	—	
	UO <sub>2</sub> (NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> <sup>5)</sup>	—	—	—	—	—	—	—	—	—	0,03	
Gaisma	vijoleta	gaiši zila	zila	zaļa	zaļa	gaiši-zaļa	dzelteni-zaļa	dzeltena	dzeltena	zaļa	oranža	

maisījumi izstaro burvīgu smaragda-zaļu gaismu, bet barija-rubīdija preparāti laistas oranža-dzeltenā gaismā.

Lenarda teorija.

Izstarotās gaismas spektrs parasti sastāv no vairākām gaišām joslām. Šās gaismas stara viļņa garums atkaras no maisījuma dielektriskās konstantes. Lenards uz kvantitatīvu mērījumu pamata nāca pie slēdziena, ka maksimālā spožuma viļņa garums tieši proporcionāls maisījuma dielektriskās

1) lieto 2 cm<sup>3</sup> šķīduma, kas satur 0,5 gr. Bi(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> uz 100 cm<sup>3</sup> spirta un dažus pilienus koncentr. HCl.

2) lieto 2 cm<sup>3</sup> šķīduma, kas satur 0,5 gr. Tl<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> uz 100 gr. ūdens,

3) „ „ „ „ „ 1 gr. RbNO<sub>3</sub> „ 100 „ „

4) „ „ „ „ „ 0,5 gr. TlNO<sub>3</sub> „ 100 „ „

5) „ 6 cm<sup>3</sup> „ „ „ 0,5 gr. UO<sub>2</sub>(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> uz 100 gr. ūdens.

konstantes kvadratsaknei. Pašas spīdešanas mehanismu šis pētnieks izskaidro šādi: „Smagā“ metala (piem. bismuta) atoms zem gaismas iespaida izsviež elektronus, kurus uztver sulfīda daļiņas. Kad gaisma stājas darboties, elektroni atgriežas iepriekšējā stāvoklī. Ša parādība saistīta ar elektronu svārstību ap līdzsvara stāvokli, t. i. ar gaismas izstarojumu. Mērojumi pierāda, ka gandrīz visa gaismas enerģija, kuru „fosfors“ uzņem ierosmē, atkal izstaro spīdešanas periodā. Tādā kārtā šie maisījumi ir ideāli gaismas akumulatori (sal. I. s. 285. lp. p.).

Izstarojuma periods dažreiz ilgst vairākas stundas. Tam Izlietošana. pateicoties, jau sen radas doma, lietot praktiskiem nolūkiem „spīdošas krāsas“, piem. tiltu margu, dzelzsceļu žogu, gāzes krānu, elektrības ieslēdzēju krāsošanai u. t. l. nolūkiem. Pēdējā kārā izlūki bieži lietoja spīdošas krāsas ceļa apzīmešanai, lai zinātu no izlūkojumiem atgriezties atpakaļ nometnē.

### Sārmzemju elementu salīdzinošs pārskats.

Sārmzemju metali sastāda galvenā otrās grupas apakšgrupu, kuras locekļi viens otram ļoti tuvu pēc savām fizikalām un ķīmiskām īpašībām, tāpat kā pirmās grupas galvenās apakšgrupas locekļi, t. i. sārmu metali. Starp viņiem sevišķi savā starpā līdzīgi ir trīs elementi: kalcijs, stroncijs un barijs, kas sastāda vienu triādi. Pēdējais šās apakšgrupas elements no visas rindas atšķiras ar sevišķu īpašību: radioaktivitāti, kurai tam jāpateicas par savu nosaukumu un kura šam elementam piešķirusi ārkārtīgi lielu teoretisku interesi. Tāpēc šo elementu aplūkosim atsevišķā lekcijā, un šeit pievedīsim tikai dažas ša elementa vispārīgās fizikalās un ķīmiskās īpašības (skat. tab. 100. 130. lp. p.).

Fizikalās  
īpašības.

Sārmzemju metalu blīvums sākumā pamazinas no berilija līdz kalcijam, bet pēc tam palielinās, elementu atomsvāriem pieaugot. Bet īpatnejais tilpums  $= \frac{\text{atomsvars}}{\text{blīvums}}$  visā rindā kārtīgi pieaug no berilija līdz barijam. Uz ša pamata arī aprēķināts radija īpatnejais tilpums. Šās apakšgrupas lielākās daļas elementu kušanas temperatūras diezgan tuvas viena otrai un atrodas starp 630° un 900°. Viszemākā kušanas un vārišanās temperatūra ir magnijam. Elementu īpatnejā elektrības vadītspēja un cietums, acimredzot, pamazinas, atomsvāriem palielinoties.

Hidroksīdu šķīstamība konzekventi palielinās no berilija līdz barijam. Kamēr berilija hidroksīds praktiski ūdenī nešķīst Neorganiskās ķīmijas kurss. II. s.

**Tabele 100.**

Sārmzemju metālu fizikālo īpašību salīdzinājums.

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Atomsvārs	9,02	24,32	40,07	87,6	137,4	226,0
Blīvums	1,84	1,75	1,52	2,55	3,8	(6,0)
Atomtilpums	4,9	13,9	26,3	34,4	36,1	(37,9)
Kušanas temperatūra	1300°	633°	800°	∞ 800°	850°—900°	700°
Vārišanās temperatūra	∞ 1900°	∞ 1100°	—	—	—	—
Īpatn. elektrības vadītspēja	—	23,2 × 10 <sup>4</sup>	9,4 × 10 <sup>4</sup>	4,03 × 10 <sup>4</sup>	—	—
Cietums	—	2,0	1,5	—	—	—
Valence	2	2	2	2	2	2

un pat grūti šķīst skābēs (pēc stāvešanas), magnija hidroksids skaidri uzrāda sārmainu reakciju un šķīst pat chloramonija klātbūtnē (skat. tab. 101. 131. lp. p.).

Ari fluorīdu sāļu šķīstamība palielinās šādā kārtībā: Ca — Sr — Ba. Bet pārejo sāļu šķīstamība pamazinas, metāla atomsvaram pieaugot. Tas sevišķi uzskatāmi redzams sulfātu un chromātu rindā. Tā, magnija sulfāta šķīdums nogulsnē ģipsi, bet ģipsa piesātināts šķīdums nogulsnē pārejo sārmzemju metālu sulfātus. Kalcija chromāts šķīst ūdenī, stroncija chromātu nogulsnē neitrāls kalija chromāts, bet barija chromāts izkrit, barija sāļa šķīdumam pieliekot kalija bichromātu. No karbonātiem vismazākā šķīstamība stroncija karbonātiem. Kas attiecas uz radiju, ir zināms, ka viņa karbonāts un sulfāts ūdenī nešķīst, kas pilnīgi atbilst šā elementa piederībai pie sārmzemju metāliem, bet chlorīds un bromīds šķīst vieglāki nekā attiecīgi barija savienojumi.

Sārmzemju metāli mazāk elektropozitīvi nekā sārmu metāli. Tikai augstākie šās apakšgrupas locekļi spēj sadalīt ūdeni parastā temperatūrā. Kā sārmu metālu apakšgrupā, tā arī šeit novērojam, ka metāla pozitīvais raksturs pastiprinās, atomsvaram pieaugot. Berīlijs zināmā mērā amfotērs elements: viņa hidroksīds, līdzīgi alumīnija hidroksīdam, šķīst sārmos, radīdams berīlskābes sāļus (berīlātus).

Ķīmiskais raksturs.

Tabele 101.

Sārmzemju metālu sāļu šķīstamība molos uz 1 litru ūdens.

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
(OH) <sub>2</sub>	nešķīst	$1,4 \times 10^{-4} (18^{\circ})$	$1,07 \times 10^{-2} (20^{\circ})$	$6,5 \times 10^{-2} (20^{\circ})$	$2,5 \times 10^{-1} (18^{\circ})$	—
F <sub>2</sub>	izplūst	$1,4 \times 10^{-3} (18^{\circ})$	$3,2 \times 10^{-4} (18^{\circ})$	$0,9 \times 10^{-3} (18^{\circ})$	$9,2 \times 10^{-3} (18^{\circ})$	—
Cl <sub>2</sub>	hidrolizejas	5,8 (22 <sup>o</sup> )	6,7 (20 <sup>o</sup> )	3,4 (20 <sup>o</sup> )	1,71 (20 <sup>o</sup> )	viegli šķīst
CO <sub>3</sub>	viegli šķīst	$9,5 \times 10^{-3} (15^{\circ})$	$1,3 \times 10^{-4} (18^{\circ})$	$7,4 \times 10^{-5} (18^{\circ})$	$1,2 \times 10^{-4} (18^{\circ})$	nešķīst
SO <sub>4</sub>	10	3,01 (20 <sup>o</sup> )	$1,5 \times 10^{-2} (18^{\circ})$	$6,2 \times 10^{-4} (18^{\circ})$	$9,8 \times 10^{-6} (18^{\circ})$	nešķīst
CrO <sub>4</sub>	—	5,15 (18 <sup>o</sup> )	$1,45 \times 10^{-1} (20^{\circ})$	$5,9 \times 10^{-3} (18^{\circ})$	$1,37 \times 10^{-5} (18^{\circ})$	—
(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	izplūst	5,06 (18 <sup>o</sup> )	7,4 (18 <sup>o</sup> )	3,34 (20 <sup>o</sup> )	$3,52 \times 10^{-1} (20^{\circ})$	—

Sāļu šķī-  
stamība.

Berilija chlorīds ar ūdeni hidrolīzejas un ar savu gaistību vairāk atgādina nemetālu halogēnu savienojumus nekā īstu sāli. Ari magnija sāļi ūdenī manāmi hidrolīzejas, kaut gan mazākā mērā nekā berilija sāļi. Tājak pozitīvais raksturs arvienu vairāk pastiprinās un augstāko pakāpi tam jāsasniedz pie rādija.

Sāļu rašanās siltumi.

Tas uzskatāmi redzams, salīdzinot sāļu rašanās siltumus, kas pievesti 102. tabelē. Chlorīdu, bromīdu, jodīdu, karbonātu un sulfātu rašanās siltumi pakāpeniski pieaug, metāla atomsvaram palielinoties. Bet oksīdu un hidroksīdu rašanās siltumi vispār ļoti tuvi viens otram: domājams, šis princips šeit top maskēts ar sekundārām parādībām, kas atstāj iespaidu uz rašanās siltumiem.

**Tabele 102.**

Sārmzemju elementu savienojumu rašanās siltumi.

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
O	—	144000	130930	128440	124240	—
(OH) <sub>2</sub>	—	217800	215600	217300	217000	—
Cl <sub>2</sub>	155000	151000	169820	184550	194740	—
Br <sub>2</sub>	—	121700	140850	157700	169960	—
J <sub>2</sub>	—	84800	107250	122960	136100	—
CO <sub>3</sub>	—	266600	270410	281170	283420	—
SO <sub>4</sub>	—	300900	318370	330900	338070	—

Karbonātu disociācija.

Metālu pozitīvā rakstura pakāpeniska pieaugšana atspoguļojas viņu sāļu stabilitātes pastiprinājumā, t. i. metālu tieksmes palielinājumā uz skābju radikāļiem. Tā, piem., magnija karbonāts sadalās jau pie 200°, kalcija karbonāts disociē zem vienas atmosfēras spiediena virs 900°, stroncija karbonāts ap 1100°, bet barija karbonāts tikai baltas kvēles temperatūrā.

Hidroksīdu disociācija.

Šādu stabilitātes pieaugšanu novērojam arī hidroksīdos, kuru disociācijas temperatūras pievestas sekojošā tabelē.

**Tabele 103.**

Sārmzemju metālu hidroksīdu disociācijas temperatūras, pēc  
Džonstona (Johnston).

Spiediens	Disociācijas temperatūra.			
	Mg(OH) <sub>2</sub>	Ca(OH) <sub>2</sub>	Sr(OH) <sub>2</sub>	Ba(OH) <sub>2</sub>
9,2 m/m	35 <sup>0</sup>	369 <sup>0</sup>	452 <sup>0</sup>	630 <sup>0</sup>
17,4 "	44 <sup>0</sup>	389 <sup>0</sup>	488 <sup>0</sup>	670 <sup>0</sup>
31,5 "	53 <sup>0</sup>	408 <sup>0</sup>	524 <sup>0</sup>	710 <sup>0</sup>
55 "	63 <sup>0</sup>	428 <sup>0</sup>	561 <sup>0</sup>	749 <sup>0</sup>
92 "	74 <sup>0</sup>	448 <sup>0</sup>	597 <sup>0</sup>	789 <sup>0</sup>
149 "	86 <sup>0</sup>	468 <sup>0</sup>	634 <sup>0</sup>	829 <sup>0</sup>
234 "	100 <sup>0</sup>	488 <sup>0</sup>	670 <sup>0</sup>	870 <sup>0</sup>
355 "	118 <sup>0</sup>	507 <sup>0</sup>	706 <sup>0</sup>	910 <sup>0</sup>
526 "	147 <sup>0</sup>	527 <sup>0</sup>	742 <sup>0</sup>	951 <sup>0</sup>
760 "	—	547 <sup>0</sup>	778 <sup>0</sup>	998 <sup>0</sup>

Magnija hidroksīds visvieglāk atdala ūdeni un pārvēršas oksidā, visgrūtāk atūdeņojams barija hidroksīds.

## Trīsdesmit trešā lekcija.

### Radijs.

Radija iegūšana, īpašības un darbība. — Viņa atrašanās vēsture. — Pētišanas metode. — Marijas Kiri hipoteze. — Urana piķa rūdas analīze. — Urana palieku pārstrādašana. — Radija saturs uranā. — Radija atomsvars. — Elementa īpašības. — Sāļi. — Liesmas nokrāsojums. — Siltuma attīstīšana. — Ķīmiskā darbība. — Krāsas maiņas. — Fizioloģiskā darbība. — Spīguļošana. — Fotografiskā darbība. — Elektriskā darbība. — Gāzu jonizācija. — Strāva gāzēs. — „Piesātinājuma” strāva. — „Perpetuum mobile”. — Radija staru sašķelšana. — Magnetiska sašķelšana. — Elektriska sašķelšana. — Staru vispārīgs raksturojums. —  $\alpha$ -stari. —  $\beta$ -stari. —  $\gamma$ -stari. — Sekundārie stari.

### Radija iegūšana, īpašības un darbība.

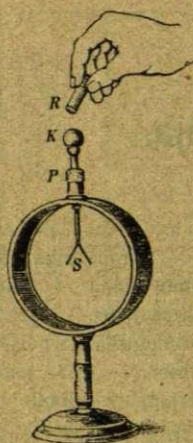
Kad 1895. gadā Rentgens (Röntgen) atrada jaunus starus, kas iet cauri necaurspīdīgiem ķermeņiem, kā: kokam, ādai, drēbei, — starus, kurus vēlāk, viņu atradejam par godu, nosauca „rentgenstarus”, daži pētnieki nodarbojās ar jautājumu: vaj arī Radija atrašanās vēsture.

citadas dabas stariem nepiemīt ša īpašība. Izejot no ša viedokļa, pazīstamais franču fiziķis Bekkerels (Becquerel) izpētīja fosforescejošas masas („fosforus“, sal. 127. lp. p.) un to skaitā arī dažus urana sāļus, kuru fosforescenci bij atradis jau viņa tēvs. Mēģinājumu rezultāti pilnīgi apstiprināja ar tiem saistītās cerības. Izrādījās, ka arī stari, kas uranam fosforescejojot izplūst, iet cauri necaurspīdīgiem priekšmetiem, un, tiem cauri izgājuši, darbojas uz fotografisko plati. Bet kas pārsniedza visas cerības un sākumā izlikas gluži neticami, bij tas, ka urana sāļiem pavisam nav vajadzīga iepriekšēja apgaismošana: tie izstaro sevišķus „urana“ starus pat tad, kad tie ilgu laiku atradušies tumsā.

Mēs zinām, ka gaisma ir enerģija. Tāpat kā citi enerģijas veidi, gaisma nevar pārvērsties par neko, un arī nevar rasties no neka. Un te nu izliekas, it kā urana sāļi runātu pretim šam principam, uz ka celta pasaules ēka, — jo tie liekas neizsmeļams avots, no kura plūst vienmēr jauni un jauni enerģijas daudzumi, savā ziņā „perpetuum mobile“.

Šim atradumam bij ārkārtīgi liela nozīme ne tikai praktiskā ziņā, bet arī no zinātniski-teoretiskā viedokļa. Tas ierosināja jaunus pētījumus šajā virzienā. Šis atradums Pjera un Marijas Kiri (Curie) veiklajās rokās noveda pie jauna elementa, radija, atklāšanas un zinātnes jaunas nozares — radioloģijas — izcelšanās.

Pētīšanas metode.



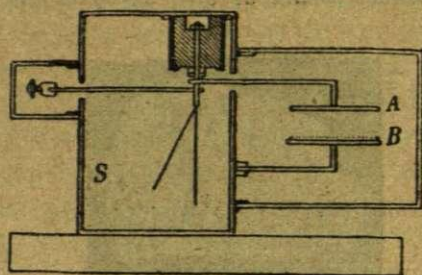
Zīm. № 273.

Radioaktīvu vielu iedarbība uz pielādētu elektroskopu.

No „urana“ staru īpašībam kvantitatīviem mērojumiem sevišķi svarīga viņu spēja izlādet pielādētu elektroskopu (zīm. 273.). Sauss gaisms nevada elektrību (sal. I. s., 226. lp. p.). Pielādets elektroskops uzglaba tajā savu lādiņu ilgu laiku. Bet ja pielādeta elektroskopa tuvumā turam urana preparātu, elektroskopa lapiņas nolaižas un ātri atgriežas iepriekšējā stāvoklī. Tā tad elektroskops izlādejas. Elektrības novadītāji šajā gadījumā ir „gaisa joni“, kas zem urana staru iespaida attīstas.

Izstarošanas spējas kvantitatīvos mērojumos P. Kiri lietoja aparātu, sastāvošu no divām kamerām (zīm. 274.). Pirmā kamerā S atrodas elektroskops ar zelta lapiņu, kuras noliekšanos noteic pēc skālas, kas atrodas mikroskopa okularā (nav zīmējumā parādīts). Kreisā kamerā mēs redzam divas horizontālas plātes A un B. Plāte A savienota ar elektroskopa galviņu. Plāte B — izoleta. Uz to noliek pētāmo izstarojošo preparātu. Prepa-

rata stari jonizē kreisās kameras gaisu. Tikko gaiss kļūst elektrības vadītājs, elektroskopa lādiņš pāriet no A uz B un lapiņa sāk krist ar noteiktu ātrumu uz leju. Šās krišanas ātrums uzlūkojams kā preparata izstarojuma spējas mērs.



Zīm. № 274. Kiri elektroskops izstarošanas spējas mērošanai.

Izrādījās, ka visi urana savienojumi izstaro, pie kam viņu izstarošanas spēja proporcionāla elementa urana saturam. Ar to tika pierādīts, ka izstarošanas spēja ir elementa urana neatsavināma īpašība, kas nemaināmās uzglabājas visos tā savienojumos.

Kad M. Kiri-Sklodovsky kundze izpētīja dažādus da- M. Kiri hi-  
bigos urana mineralus, ta atrada, ka dažiem no tiem daudz poteze.  
lielāka aktivitāte nekā tīram metāliskam urānam (sal. tabeļi 104.).

### Tabele 104.

Dažu mineralu aktivitāte salīdzinošās vienībās.

Metāliskais urāns . . . . .	2,3	Karnotīts . . . . .	6,2
Joachimstales urāna piķa rūda	7,0	Halkolīts . . . . .	5,2
Georgenštates " " "	8,3	Autunīts . . . . .	2,7
Pribramas " " "	6,5	Torijanīts . . . . .	5,0

Sevišķi aktīva izrādījās urāna piķa rūda. Aiz to Kiri <sup>Urāna piķa rūdas analīze</sup> kundze piegriezta šam mineralam sevišķu vēribu. Urāna rūda, ša svarīgā dabīgā izejas viela urāna savienojumu iegūšanai, sastāv galvenā kārtā (75%) no urāna oksīda,  $U_3O_8$  („uranilurānata“). Ta satur bez urāna vēl svīnu, dzelzi, magniju un gandrīz visus pazīstamos elementus. Viņa pastāvīgi izstaro gaismu un tapēc var pati sevi tumsā fotografēt (zīm. 275 un 276). „Izstarotāju“ elementu pētīšanai Kiri kundze lietoja parastās kvalitatīvās analīzes metodes.

Sistematiska analīze pierādīja, ka „izstarošanas spēja“ (ko vēlāk nosauca radioaktivitāti) „sākās“ divos nogulšņos. Nogulsnī, kas rodas no sērūdeņraža, tika atrasts bismuts, kura aktivitāte 400 reiz pārsniedz urāna izstarošanas spēju. Tā kā parastam bismutam nepavisam nav šādu īpašību, Kiri kundze nāca uz domām, ka „aktīvais“ bismuts satur ja un u, stipri izsta-

rojošu, elementu. Savai dzimtenei par godu, ta šo elementu nosauca poloniju. Tikai vēlāk noskaidrojās ša elementa ģenētiskais sakars ar otru aktīvo elementu — radiju.



Zīm. № 275. Piķa rūda, no-fotografeta dienas gaismā.



Zīm. № 276. Piķa rūda, no-fotografeta tumsā ar pašas stariem (pēc K r u k s a).

Otrs radioaktīvais elements tika atrasts nogulsni, kas rodas no amonija karbonāta: tas bij kopā ar barija nogulsni. Kiri kundze šo otru elementu nosauca radiju, t. i. „starojošu“.

Urana palieku pārstrādašana.

Ļoti labs materiāls „izstarojošu“ elementu iegūšanai tika atrasts Joachimstalē (Bohemijā). Joachimstales raktuves, kuras kādreiz bij slavenas ar savu sudrabu, pagājušā gadsimteņa beigās vairs gandrīz nemaz netika izstrādātas. Tur guleja sagāzti vairāki vagoni urana rūdas atlieku pēc urana savienojumu atdalīšanas. Tās uzglabāja cerībā labvēlīgos apstākļos izstrādāt tajās palikušo sudrabu. Šās „urana atliekas“ tad arī nodereja kā izejas materiāls „izstarojošu“ elementu iegūšanai. Tās vispirms apstrādāja ar karstu zodas šķīdumu, lai bariju un radiju pārvērstu to karbonātos. Pēc tam karbonātus izšķīdināja sālskābē un ar sērskābi nogulsneja kā sulfātus. Šos pirmos sulfātus no jauna apstrādāja ar zodas šķīdumu un atkal otru reizi izšķīdināja sālskābē. Tad šķīdumā laida sērūdeņradi, svina un citu smago metālu nogulsnešanai, pēc tam šķīdumu izvaicejot koncentrēja. Koncentrētā šķīdumā paliek kalcijs un stroncijs chlorīdi, kā lielākā mērā šķīstoši, turpretim, mazāk šķīstošie barijs un radijs chlorīdi atdalās kā kristāli. Tālāk radijs chlorīdu atdala no barijs chlorīda „frakcionētas“ kristalizēšanas ceļā, kas dibināta uz faktu, ka radijs chlorīds mazāk šķīst ūdenī nekā barijs chlorīds.

Radija saturs uranā.

Radijs uranā ļoti maz. Boltvuds (Boltwood), Stretts (Strutt) u. c. pētnieki pierādījuši, ka radijs samērs pret uranu visos radioaktīvos minerālos vienāds, un proti: 3,3 : 10 000 000. No 7000 kilogramiem rūdas, saturošas ap 50% urana oksīda, teoretiski var iegūt tikai 1 gramu radijs. Faktiskais iznākums vēl mazāks, jo darbā viena daļa neizbēgami iet zudumā.

Neraugoties uz to, M. Kiri tomēr izdevas atdalīt pietiekoši daudz tīra radija chlorīda, viņa galveno īpašību un spektra izpētīšanai, kā arī radija atomsvāra noteikšanai. Jaunākie Henigšmita (Hönigschmidt) pētījumi devuši noteiktu radija atomsvāru = 226,0. Aiz šā iemesla radijs bij jāievieto periodiskās sistēmas otrā grupā, kurā bij vēl brīva vieta 10. horizontālā rindā (sal. elementu periodisko tabeli I. s. 377. lpp.). Un arī patiesībā visas radija īpašības norādīja uz viņa analogiju ar bāriju un pilnīgi apstiprināja tā piederību pie sārmezņu metāliem.

Radija atomsvārs.

Elements radijs, iegūts elektrolīzējot radija chlorīda šķīdumu ar dzīvsudraba katodu un pēc tam aizmācējot no amalgāmas dzīvsudrabu, ir balts metāls, kurš kūst pie 700°. Tas, līdzīgi citiem sārmezņu metāliem, sadala ūdenī parastā temperatūrā. Sildot skābeklī sadeg, viegli savienojas ar gaisa slāpekli un dod radija nitrīdu.

Elementa īpašības.

Radija sāļi izomorfi ar bārija sāļiem; tie reizā kristalizējas no kopīga šķīduma, radīdami „maisītus kristalus“. Šis apstāklis stipri apgrūtinā šo elementu atdalīšanu, izstrādājot radiju no rūdām. Sērskābe nogulsnē  $RaSO_4$ , kas nešķīst ūdenī, bet ļoti labi šķīst atšķaidītās skābēs.

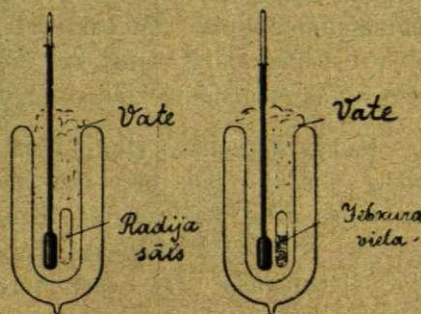
Radija sāļi.

Radija savienojumi ir bezkrāsaini, un tikai ilgi stāvēt zem pašu izstaroto staru iespaidā paliek brūni. Tie Bunzena degļa liesmu nokrāso karmīnsarkanā krāsā. Radija spektrs sastāv no joslām un no vairākām spilgtām līnijām. Tas atgādina citu sārmezņu metālu spektru. Un, vispār, radijs citādi maz atšķiras no pārējiem elementiem. Tikai viena īpašība to nostāda izcilus starp citiem elementiem. Ta ir — spēja pastāvīgi un nepārtraukti raidīt no sevis enerģiju. Šā divainā spēja jau no paša radija atklāšanas momenta saistīja vispārīgu uzmanību.

Liesmas nokrāsojums.

Vispārsteidzošāki tā parādās radija spējā bez pārtraukuma attīstīt siltumu. Jau ar vienkāršu termometri, kas iedalīts grāda desmitdaļās, viegli iespējams pārliecināties, ka radijs arvienu „siltaks“ nekā apkārtnē. Lai šo demonstrētu, divus vienādus termometrus ieliekam divos Djuāra traukos, kas tos aizsargā no siltuma zaudē-

Siltuma attīstīšana.



Zīm. № 277. Kiri un Lab'orda eksperiments, kas pierāda siltuma attīstīšanu radijam izstarojot.

šanas (sal. I. s., 29. lp. p.). Vienā traukā ieliekam stobriņu ar radija preparātu (zīm. 277). Mēs redzam, ka termometrs tajā ceļas un rāda augstāku temperatūru nekā otrs termometrs. Tā tad slēdziens tāds, ka radijs pastāvīgi izstaro siltuma enerģiju.

Pats par sevi atdalītais siltums nav liels. P. Kiri un Labords (Laborde) aprēķinājuši, ka 1 gr. radija vienā stundā atdala 137 kalorijas. Tas nav daudz. Bet ja ņemam vērā, ka šāda siltuma atdališanās notiek no dienas dienā, no gada uz gadu vairākus gadusimtenus, tad dabonam milzīgi daudz enerģijas, kas vairākus miljonus reiz pārsniedz visus parastos enerģijas avotus.

Ķīmiskā darbība.

Ša radija īpašība parādas viņa spējā radīt tādas reakcijas, kuras norisinās enerģiju patērojot. Kā tādas minamas:

1) ūdens sadalīšanās ūdeņradī un skābeklī zem radija staru iespaida;

2) oglekļa dioksīda, amonjaka, halogēnu oksīdu sadalīšanās tādos pat apstākļos;

3) skābekļa pārvēršanās ozonā.

Krāsu maiņa.

Daudzi sāļi, radija staru iespaidoti, divainā kārtā maina savu krāsu. Akmeņsāls kļūst oranž-dzeltens, chlorkalcijs — purpursarkans, fluoršpats — violets. Ari daudzi minerāli, kā: kvarcs, ametists, zafīrs un topass zem radija staru iespaida iegūst skaistas krāsas un tapēc šādā ceļā ari „mākslīgi krāso“ dārgakmeņus. Pat stikls maina savu krāsu un paliek brūns, dažreiz ari violets. Pats radija sāls, kas sākumā bezkrāsains, staru iespaidots, ātri paliek brūns.

Fizioloģiskā darbība.

Radija stari sadala organiskas vielas (papīri). Augu un dzīvnieku šūniņas zem viņu iespaida sabrūk. Tomēr neļielos daudzumos radija savienojumi darbojas tikai uzbudinoši. Tā, piem., stādi ātrak attīstās „radioaktīvā“ zemē, kas noveda pie mēģinājumiem lietot „radioaktīvu mēslošanu“. Bet zem stiprāka radija iespaida sēklas, tāpat kā dzīvnieku olas, zaudē attīstīšanās spēju. Radijs nomaitā koleras un tifa bakterijas.

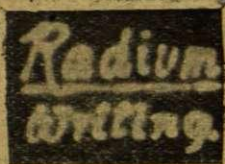
Radija stari atstāj stipru iespaidu uz augstāku dzīvnieku un cilvēka miesu. Jau pēc īsas radija preparāta iedarbības, uz ādas rodas vātis, kas ļoti ilgi dzīst. Šās vātis tomēr neparādas tūlī, bet pēc dažām dienām. Tapēc, ar radija preparātiem strādājot, jāuzmanās, lai eksperimentators no radija stariem neciestu.

Jaunākā laikā ar panākumiem lieto „radioterapiju“ ādas slimību, sevišķi vēža, dziedēšanai.

Stipri radioaktīvi preparāti izstaro pastāvīgi zilu gaismu. Spīguļošana. To stari ierosina daudzus vielu, tajā skaitā villemītu ( $ZnSiO_3$ ), šelītu ( $CaWO_4$ ), cinka mānekļa ( $ZnS$ ), dimanta u. c. minerālu spīguļošanu (fosforescenci). Ļoti stipri spīguļo sārmezņu metālu platīncianīdi, piem.  $BaPt(CN)_6$ , ko lieto rentgenoskopijā priekš ekrāniem. Radiju aizvācot, dažreiz spīguļošana momentāli nodziest, dažreiz atkal kādu laiku vēl turpinās, kā tas ir pie fosforescejošiem sulfīdiem, kad tos apgaismo parastiem gaismas stariem.

Ari šās parādības atradušas praktisku izlietojumu, un proti: pulksteņu rādītājus un ciparus apsmērē ar cinka sulfīda un nedaudz radija savienojuma maisījumu. Šādi pulksteņi apgaismo paši sevi un laiks pēc tiem noteicams arī tumsā.

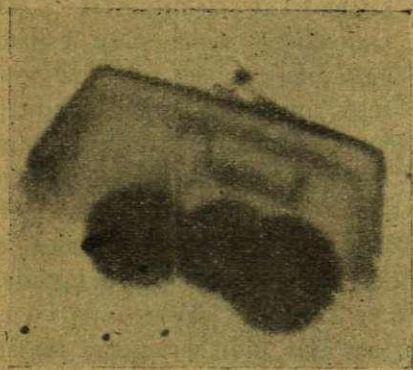
Radija stari, tāpat kā urāna stari, iet cauri dažādiem necaurspīdīgiem priekšmetiem un stipri darbojas uz fotografisko plati. Viņu iedarbība tik stipra, ka pārvelkot ar stobriņu, kurā daži miligrami radija preparāta, pār melnā papīri ietītu fotografisku plati, jau iegūstam uz tās matnāmas pēdas (zīm. 278.).



Fotografiskā darbība.

Zīm. № 278. Uzraksts ar radiju uz fotografiskas plātes (pēc Soddi).

Parastā gaismā necaurspīdīgie priekšmeti radija staros kļūst caurspīdīgi, gluži tāpat kā rentgenstaros. Tā, piem. 279. zīmējumā redzami naudas makā nofotografēti naudas gabali. Bet, kā šajā zīmējumā redzam, „radiogramas“ nav tik „asas“, kā uz-



Zīm. № 279. Naudas maka radiograma (pēc M. Kiri).

ņēmumi ar rentgenstariem. Tas ceļas no tā, ka radija stariem visumā daudz lielāka caurspiešanās spēja nekā rentgenstariem, kā arī tapēc, ka tie nevienādas dabas, t. i. sastāv no vairākām staru sugām, kurām arī dažāda caurspiešanās spēja.

Visjūtīgākais „reaģents“ uz radiju, kā redzējam, ir elektroskops (134. lp p.).

Elektriskā darbība.

Ar jūtīgu elektrometri iespējams konstatēt vienu biljono daļu grama (t. i.  $10^{-12}$  gr.) radija. Ja 0,1 gr. radija izdalītu starp visiem zemes iedzīvotājiem, tad katram būtu viņa pietiekoši

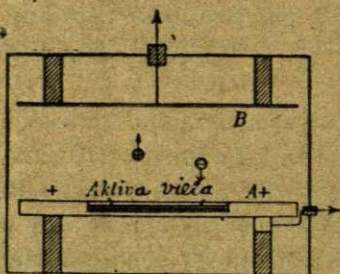
daudz, lai parādītu ta darbību uz elektroskopu. Un šajā ziņā neviens reaģents nespēj konkuret ar elektroskopu.

Gāzu jonizācija.

Elektroskopa izlādešanās notiek tapēc, ka gaiss, radija staru iespaidots, kļūst elektrības vadītajs. Bet gaisa elektrības vadītspēja atkarajas no viņa „jonizācijas“. Jonu attīstīšanās gaisā un citās gāzēs notiek savadaki nekā elektrolitu šķīdumos. Elektrolitos joni rodas, molekulam sašķeļoties jeb disociējot savās sastāvdaļās. Gāzēs joni rodas nevis molekulam sadaloties, bet tām savienojoties ar elektroniem jeb uzņemot pozitīvos un negatīvos lādiņus, kā arī vairakām pielādetām molekulam savienojoties kopā. Zem radija staru iespaيدا vienmēr attīstas jauni pozitīvie un negatīvie gāzes joni. Daļa attīstījušos jonu tomēr pazūd, jo tie savā starpā pamazam neutralizejas, kā arī adsorbejas ar trauka sienām, tā kā beigās rodas zinams līdzsvara stāvoklis starp joniem un neītralām gāzes molekulam.

Strāva gāzēs.

280 zīmējumā redzams aparats, ar kuru iespējams gāzēs mērot jonu daudzumu, ko attīsta radioaktīva viela. „Izstarojošo“ preparātu noliek starp divam kondensatora izoletām plātiņiem A un B. Apakšējā plātiņē A savienota ar augsta sprauguma galvaniskās baterējas pozitīvo polu, kas piešķir plātiņē vairak tūkstošu voltu spraugumu. Baterējas negatīvo polu savieno ar zemi. Augšējo plātiņē B, kas sākumā nemaz nav pielādēta, savieno ar elektrometri.



Zīm. № 280. Aparats gaisa jonizācijas mērošanai zem radioaktīvu vielu iespaيدا, pēc Rezerforda.

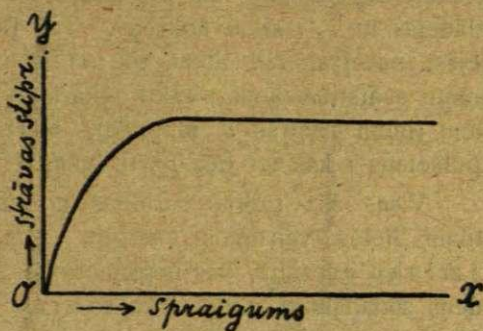
Zem radioaktīvās vielas staru iespaيدا gaiss starp abām plātiņiem jonizejas un kļūst strāvas vadītajs.

Aiz ša iemesla pozitīvie joni pārnes plātiņē A pozitīvo lādiņu uz plātiņē B, kas savienota ar elektrometri un pielādē pēdejo. Elektrometra pielādešanās ātrums ir strāvas stipruma mērs. Ir zinams, ka cietos un šķīdros vadītajos (metalos un elektrolitos) strāvas stiprums tieši proporcionals spraugumam (Oma likums). Bet gaisā un gāzēs strāvas stiprums nepadodas Oma likumam, bet stāv pret spraugumu sevišķā attiecībā, kuru nosaka jonu pastāvīgā rašanās un zušana. Ša attiecība redzama 281 zīmējumā.

„Piesātinājuma“ strāva.

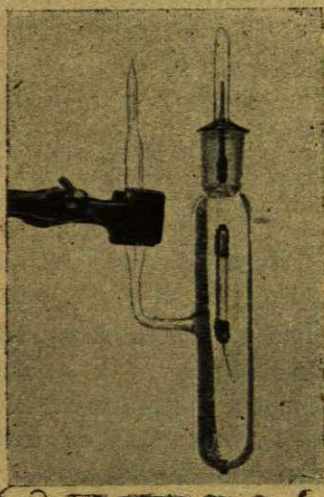
Kamēr spraugums nav liels, jonu skaits paliek konstants, t. i. tik pat jonu attīstas dotā momentā, cik izzūd, viņiem atkal savienojoties, kā arī atdaloties uz plātiņiem. Tā kā jonu

kustības ātrums pieaug proporcionāli līdz ar spraigumu, strāvas stiprums sākumā ir proporcionāls spraigumam, kā to prasa Oma likums. Bet kad spraigums pieaug, arvienu vairāk jonu atdalās uz elektrodiem, jonu attīstīšanās ātrums paliek iepakā viņu atdališanās ātrumam un jonu daudzums gāzē sāk pamazīnāties. Tapēc strāvas stiprums „paliek iepakā” teoretiskam



Zīm. № 281. Strāvas stipruma atkarība no spraiguma jonizētā gaisā.

strāvas stiprumam, kādu prasa Oma likums, un likne noliecas uz abscisu. Beidzot, kad spraigums sasniedz zinamu robežu, visi dotā momentā attīstījušies joni virzas uz elektrodiem. No šā momenta sākot, strāvas stiprums gāzē atkarajas tikai no attīstījušos jonu daudzuma un vairs nemainas no turpmākās spraiguma pieaugšanas. Tā kā zem noteikta radioaktīvas vielas daudzuma dotā laikā attīstas viens un tas pats gāzes jonu skaits, strāvas stiprums gāzē paliek konstants. Strāvas stipruma likne kļūst horizontāla. Šādu maksimālā stipruma strāvu sauc piesātinājuma strāvu. „Piesātinājuma” strāva ir parocīgs mērs radioaktīvu vielu staru „jonizācijas spējas” noteikšanai. Parasti „piesātinājuma strāva” sasniedzama pie 300 voltu spraiguma.



Zīm. № 282. Stretta perpetuum mobile.

Angļu pētnieks Stretts „Perpetuum mobile” (Strutt) uz radija elektriskās darbības pamata konstruejis sevišķu aparātu: jaunu „perpetuum mobile”, t. i. mechanismu, kas pastāvīgi kustas un pie tam no ārienes nepatērē nekādu enerģiju. Šis aparats redzams 282. zīmējumā. Tas pēc savas būtības vienkāršs elektroskops. Pie stobriņa, kurā radija preparats, pakārtas divas zelta lapiņas. Preparats nepārtraukti izraida negatīvo elektrību (elektronus) un pats tapēc pielādejas pozitīvi. Radija pozitīvais lādiņš ieplūst

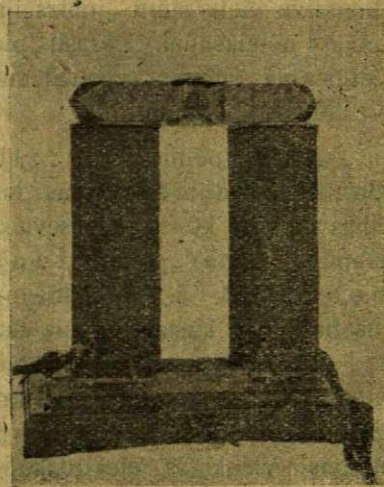
zelta lapiņās, kuras pamazām sāk celties. Paceldamās līdz noteiktam augstumam, tās pieskaras drātij, kas savienota ar zemi, izlādejas un . . . atkal nokrītas. Tās pēc kāda laika atkal pielādejas, paceļas, tad atkal pie drāts izlādejas un krītas. Šāda lapiņu svārstība nepārtraukti atkārtojas pēc zinamiem laika sprīžiem (piem. katras 3 minutes). Stretta aparats tādā kārtā ir „pulkstens“, kas iet bez uzvilkšanas.

Visas šās radija darbības norāda, ka radijs nepārtraukti atdala lielos vairumos enerģiju, gan kā siltumu, gan kā ķīmisko enerģiju, kas nepieciešama tādām reakcijām, kā, piem. ūdens sadalīšanai, gan arī kā starus, kas ierosina spīguļošanu, iedarbojas uz fotogrāfisko plati un jonizē gaisu. Kur ir avots šai enerģijai, kuras darbība draud apgāzi vienu no dabas pamata likumiem? Pirms uz šo jautājumu atbildam, iepazīsimies tuvāk ar radija izstarojumu dabu.

### Radija staru sašķelšana.

Magnetiskā sašķelšana.

Radija starus iespējams sašķelt ar elektromagnētu trijos kūļos. Ja radija preparātu svina kapselē, kuras augšpuse vaļā, ieliekam starp stipra elektromagneta poliēm (kā redzams 283. zīmējumā), novērojam, ka daļa staru noliecas un pie tam dažādos virzienos. Ja pagriežam 283. zīmējumā parādīto elektromagnētu ap vertikālo asi



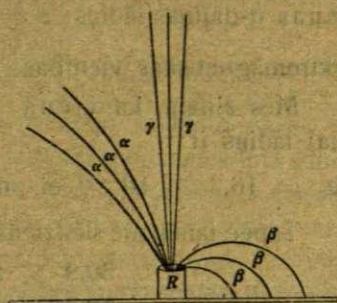
Zīm. № 283. Elektromagnets noliec radija starus dažādos virzienos.

tā, ka ziemeļpols nāk zīmējuma plāksmja priekšā, bet dienvidpols aiz tā, un lai magneta spēka līnijas ietu šam plāksmim perpendikulāri, tad stari iekārtojas tā, kā parādīts 284. zīmējumā. Staru viena daļa mazliet noliecas pa kreisi. Šos sauc alfa-starus ( $\alpha$ ). Daļa stipri noliecas pa labi. Tos sauc beta-starus ( $\beta$ ). Bet viena daļa staru nemaina magneta laukā savu virzienu. Tie ir gamma-stari ( $\gamma$ ).

Elektriskā sašķelšana.

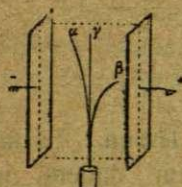
Šāda sašķelšana iespējama arī stiprā elektrostatiskā laukā (zīm. 285). Iedomāsimies, ka mūsu radija preparāts atrodas starp divām elektriski pielādeiām metāla plātīm, kas

savienotas ar elektrisko mašīnu. Tad negatīvā platīte pievelk alfa-starus, bet pozitīvā platīte stipri pievelk beta-starus, turpretim gama-stari iet taisnā virzienā un netiek ne uz vienu pusi pievilkti. No tā varam taisīt slēdzienu, ka  $\alpha$ -stari pielāda pozitīvi (jo tos pievelk negatīvā platīte),  $\beta$ -stari — negatīvi (tos pievelk pozitīvā platīte), bet  $\gamma$ -stari elektriski neitrāli: Pamatojoties uz mūsu laiku uzskatiem par elektrības dabu,  $\alpha$ -stari un  $\beta$ -stari uzlūkojami kā materiālas daļiņas („korpuskulas“), kuras pielāda elementāriem lādiņiem (sal. I. s., 226. un 230. lp. p.).



Zim. № 284. Radija staru sašķelšana magneta laukā.

Tapēc no liela svāra noteikt šo staru izplatīšanās ātrumu un atsevišķas daļiņas masu. Šie abi raksturīgie lielumi aprēķināmi no radija staru magnetiskās un elektriskās noliekšanās pēc elektrodinamikas vispārejiem likumiem.



Zim. № 285. Radija staru sašķelšana elektrostātiskā laukā.

Bet radija dažādie stari arī citādi atšķiras savā starpā.  $\alpha$ -stariem vislielākā jonizācijas spēja un vislielākā siltumspēja. Turpretim vislielākā caurspiešanās spēja ir  $\gamma$ -stariem. Šajā ziņā tie pārspēj rentgenstarus.  $\gamma$ -stari iet cauri pat metāliem, un 1 cm bieza svina platīte vēl laiž cauri pusi uz tās krītošo staru. Daudz mazāka caurspiešanās spēja ir  $\beta$ -stariem: 0,05 cm bieza alumīnija lapa jau pusi no tiem aiztur. Kas attiecas uz  $\alpha$ -stariem, tad tiem jau gaisā (pie normala gaisa spiediena) ir stingrs „sniegšanās tālums“, kas nepārsniedz 3,3 cm. Cietie priekšmeti, pat 0,01 cm biezi, pilnīgi aiztur šos starus.

Vispārīgs raksturojums.

Lekcijā par „atomu absolūto lielumu“ (I. s., 227. lp. p.) pie „Alfa“ stariem vesta metode, pēc kuras saskaitāms radija izstaroto  $\alpha$ -daļiņu skaits Kruksa (Crookes) spintariskopā, kurā šās daļiņas, krītot uz cinka sulfīda ekranu, rada mirdzošus punktus. Rēzērfords (Rutherford) un Geigers (Geiger) tādā ceļā atrada, ka

1 grams radija izsviež vienā sekundē  $z = 34 \times 10^9$   $\alpha$ -daļiņas.

Šie paši pētnieki pēc  $\alpha$ -daļiņu magnetiskās un elektriskās noliekšanās atrada, ka elektriskais lādiņš visām  $\alpha$ -daļiņām, ko

izsveež 1 gr. radija 1 sekundē =  $E = 10,5 \times 10^{-10}$  elektromagnetiskās vienības.

No ta aprēķinats:

vienas  $\alpha$ -daļiņas lādiņš:  $e = \frac{E}{z} = \frac{10,5 \times 10^{-10}}{34 \times 10^9} = 30,9 \times 10^{-21}$  elektromagnetiskās vienības.

Mēs zinam, ka viena vienvērtīga jona (piem. ūdeņraža jona) lādiņš ir:

$$e_0 = 16,3 \times 10^{-21} \text{ el. magn. vien. (sal. l. s., 226. lp. p.)}$$

Tapēc janāk pie slēdziena, ka  $\alpha$ -daļiņu elektriskā valence ir:

$$n = \frac{e}{e_0} = \frac{30,9 \times 10^{-21}}{16,3 \times 10^{-21}} = 1,89, \text{ t. i. apm. } 2.$$

Tas nozīmē, ka katrā  $\alpha$ -daļiņā ir divkāršs pozitīvās elektrības lādiņš, kā divvērtīgu metālu (piem. Zn<sup>2+</sup>, Cu<sup>2+</sup>, Ca<sup>2+</sup> u. c.) jonos.

No ta neatkarīgi bij eksperimentāli aprēķinats arī  $\alpha$ -daļiņu „īpatnejs lādiņš“, t. i. attiecība

$$\frac{\text{lādiņš}}{\text{masa}} = \frac{e_\alpha}{m_\alpha} = 4823 \text{ el. magn. vien.}$$

Šis skaitlis apzīmē viena grama  $\alpha$ -daļiņu lādiņu. Tā kā vienas  $\alpha$ -daļiņas lādiņš, pēc augstāk pievestiem datiem, ir  $e = 30,9 \times 10^{-21}$  el. m. vien., no ta varam aprēķinat daļiņu skaitu vienā gramā:

$$N_\alpha = \frac{e_\alpha}{m_\alpha \cdot e} = \frac{4823}{30,9 \times 10^{-21}} = 1,56 \times 10^{23}$$

un vienas  $\alpha$ -daļiņas masu:

$$m_\alpha = \frac{1}{N_\alpha} = \frac{1}{1,56 \times 10^{23}} = 6,41 \times 10^{-24} \text{ gr.}$$

Vēl atceresimies, ka

viena ūdeņraža atoma masa:

$$m_h = 1,6 \times 10^{-24} \text{ gr. (l. s., 224. lp. p.)}$$

Tagad viegli varam aprēķinat  $\alpha$ -daļiņu relatīvo

$$\text{molekularsvaru: } M_\alpha = \frac{m_\alpha}{m_h} = \frac{6,41 \times 10^{-24}}{1,6 \times 10^{-24}} = 4,00$$

Šādi iegūtais  $\alpha$ -daļiņu molekularsvars gandrīz precīzi sakrīt ar elementa helija (He = 4,00) atom- un molekularsvaru. Rezerfords, uz šiem aprēķiniem pamatojoties, izteica domas, ka „ $\alpha$ -daļiņas ir helija divvērtīgi joni“

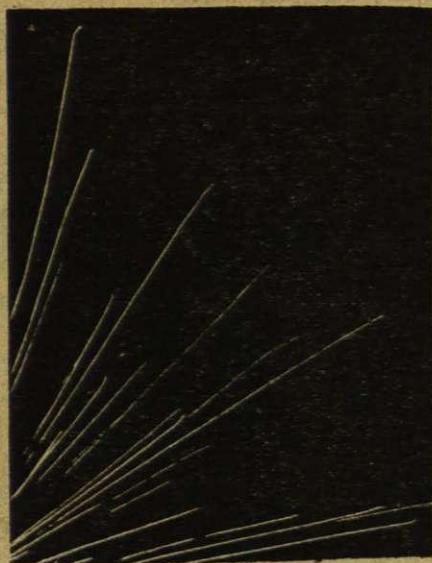
Tie atšķiras no parastiem joniem ar savu milzīgo kustības ātrumu. Jau minētie magnetiskās un elektriskās noliekšanās mērojumi dod iespēju noteikt šo ātrumu. Rezerfords un Hāns (Hahn) atrada, ka

radija  $\alpha$ -daļiņu ātrums =  $1,5 \times 10^9$  cm. = 15 000 kilometru sekundē.

Ar šādu ātrumu brīvi kustoties,  $\alpha$ -daļiņa aplidotu dažās sekundēs zemes lodi un noskrietu 28 stundās no zemes līdz saulei, ja tai ceļā nerastos nekādu šķēršļu. Īstenībā ta tomēr nemitīgi saduras ar ārkārtīgu daudzumu gaisa daļiņu, zaudējama savu elektrisko lādiņu un ātrumu: ta jonizē gaisa daļiņas, bet viņas kustības enerģija pārvēršas siltumā. Pēc tam  $\alpha$ -daļiņa pārvēršas parastā gāzes (helija) atomā. Tikai pateicoties milzīgajai kustības enerģijai, kas 200 miljonu reiz pārsniedz „parasto“ gāzu daļiņu kustības enerģiju, atsevišķas  $\alpha$ -daļiņas kļūst novērošanai pieejamas: caur fosforescenci (spintariskops) vaj jonizāciju (elektroskops).

Eksperiments pierādījis, ka  $\alpha$ -stariem ir pilnīgi noteikts lidojuma tālums. Gaisā pie normala atmosfēras spiediena radija  $\alpha$ -stari izplatās tikai

3,3 cm tālu no izstarojuma centra (pie  $15^\circ$ ). Šo tālumu sauc  $\alpha$ -staru „sniegšanās” tālumu (Reichweite) jeb robežu. Raksturojot  $\alpha$ -starus, kurus izstaro dažādas radioaktīvas vielas, šai robežai svarīga nozīme. Lidojuma ceļš uzskatāms attēlojams, ņemot palīgā gaisa jonu īpašību kondensēt uz savas virsmas ūdens pilienus no pārsātināta tvaika (sal. I. s., 226. lpp.). Vilsonam tādā kārtā izdevās nofotografēt atsevišķu  $\alpha$ -daļiņu ceļus. No pievēstās fotografijas (zīm. 286) redzams, ka šās daļiņas sasniedz noteiktu „sniegšanās tālumu” un piepīši izdziest. Lidojuma traektorija izdzišanas momentā bieži lūzt. Pie šās interesantās parādības vēl atgriezīsimies nākošā lekcijā.



Zīm. № 286. Atsevišķu  $\alpha$ -daļiņu lidojuma ceļi pēc Vilsona.

„Beta” stari.  $\beta$ -stari magneta laukā noliecās pa labi un tos pievelk kondensatora pozitīvi pielādetā platīte. Tas pierāda, ka  $\beta$ -stari sastāv no negatīvi pielādetām materiijas daļiņām. Šo staru daļiņām tādā pat ceļā kā  $\alpha$ -stariem izdevās noteikt lādiņu, masu un ātrumu. Šie aprēķini skaidri pierāda, ka  $\beta$ -stari nav vienādas dabas, t. i. sastāv no vairākām nevienādu ātrumu un dažādu lādiņu „linijām”. Lēnako  $\beta$ -staru ātrums ir 87000 kilometru sekundē. Viņu „īpatnejais lādiņš”, t. i. attiecība:

$$\frac{\text{lādiņš}}{\text{masa}} = \frac{e_{\beta}}{m_{\beta}} = 17\,000\,000 \text{ el. mag. vien.}$$

$\beta$ -staru lādiņš tuvu sakrīt ar katoda staru lādiņu (sal. I. s., 230. lp. p.). No ta spriežams, ka

„ $\beta$ -stari ir atsevišķu elektronu kūlis”.

Visātrāko beta-staru ātrums sasniedz 296 000 kilometru sekundē un pēc sava lieluma tuvojas gaisma ātrumam (300 000 kilom. sek.). Lielu interesi radija Kaufmaņa (Kaufmann) eksperimenti, kuros tas pierāda, ka  $\beta$ -staru ātrumam pieaugot, lādiņa attiecība pret masu pamazām kritās. Viņa dati pievesti sekojošā tabelē.

**Tabele 105.**

Masas atkarība no ātruma.

Ātrums: v	Attiecība $\frac{e_{\beta}}{m_{\beta}}$
177 000 $\frac{\text{kilom.}}{\text{sek.}}$	16 800 000 el. mag. vien.
216 000	14 900 000
237 000	13 100 000
249 000	11 700 000
258 000	9 750 000
273 000	7 700 000
285 000	6 300 000

Kā izskaidrojama ša pakāpeniskā lādiņa un masas attiecības pamazinašanās,  $\beta$ -staru ātrumam pieaugot? Kā zināms, mums ir drošs pamats apgalvot, ka atsevišķa elektrona, kā arī jona, lādiņš ir konstants lielums ( $16,3 \times 10^{-21}$  el. mag. vien.). Tā tad,

ja  $e_{\beta}$  visos ātrumos paliek viens un tas pats,  $\frac{e_{\beta}}{m_{\beta}}$  attiecības pa-

mazinašanās izskaidrojama vienīgi ar elektronu masas ( $m_{\beta}$ ) palielinašanos. Tādā kārtā Kaufmaņa eksperimenti apstiprina vienu svarīgu relativitātes teorijas principu, kas aprobežo masas neiznīcības pamata likumu (I. s., 47. lp. p.):

„kustības ātrumam pieaugot, ķermeņu masa palielinās un tuvojas bezgalībai, kad ātrums tuvojas gaismas ātrumam“.

Protams, šis aprobežojums attiecas tikai uz ļoti lieliem ātrumiem, ar kādiem mēs laboratorijas apstākļos nekad nedarāmies.

$\beta$ -stariem ejot caur kādu vielu, kuras biezums  $x$ , šo staru adsorbēcija padota ļoti vienkāršam „adsorbēcijas likumam“. Ja staru stiprums sākumā  $J_0$ , pēc adsorbēcijas stiprums  $J$ , tad

$$J = J_0 \cdot e^{-\mu x}$$

( $e$  = naturalo logaritmu bāze). Konstanti  $\mu$  sauc dotās vielas adsorbēcijas koeficientu. Vispārīgi, adsorbēcijas koeficients tieši proporcionāls dotās vielas blīvumam  $\delta$ :

$$\frac{\mu}{\delta} = \text{Const.}$$

$\gamma$ -stari atšķiras no citiem radija stariem ne tikai ar to, ka tie nenoliecas ne magneta, ne elektriskā laukā, bet arī ar stipru caurspiešanās spēju. Tie neatspogu un arī nelūzt. Šajā ziņā viņi pilnīgi līdzīgi rentgenstariem. Tikai  $\gamma$ -stariem lielāka caurspiešanās spēja nekā rentgenstariem. \*Gama\* stari

Pēdējo gadu pētījumi par rentgenstaru dabu noveduši pie ļoti interesantiem rezultātiem. Agrāk daudzi pētnieki domāja, ka rentgenstari (kā arī  $\gamma$ -stari) sastāv no materijas daļiņām, līdzīgi  $\alpha$ - un  $\beta$ -stariem. Turpretim jaunāko laiku pētnieki Laue (v. Laue) un Braggi (tēvs ar dēlu) pierādījuši, ka šie stari ir parastie gaismas stari, kas atšķiras tikai ar savu ārkārtīgi mazo viļņa garumu (sal. I. s., 389. lp. p.).

Spektra redzama daļa viļņa garums atrodas starp 760  $\mu\mu$  un 400  $\mu\mu$ . Tomēr ar fotografijas palīdzību vēl varam spektra ultravioletā daļā pētīt starus, kuru viļņa garums nav mazāks par 100  $\mu\mu$ . Bet rentgenstari sastāv no svārstībām, kuru viļņu garums vismaz 100 reiz mazāks nekā ultravioleto staru viļņa garums. Pareizos mērojumos konstatēts, ka rentgenstaru spektrs atrodas starp 1,2  $\mu\mu$  un 0,08  $\mu\mu$ , t. i. tajās robežās, kas atbilst atomu un molekulu absolūtiem lielumiem (sal. I. s., 232. lp. p.). Radioaktīvo vielu  $\gamma$ -staru viļņa garums vēl mazāks: tas atrodas starp 0,14  $\mu\mu$  un 0,007  $\mu\mu$ . Šo staru ātrums vienāds ar gaismas ātrumu: 300 000 kilom. sekundē.

$\gamma$ -staru adsorbcija padota tādām pat likumam, kā  $\beta$ -staru adsorbcija. Ja apzīmejam  $J_0$  staru stiprumu sākumā, bet  $J$ -staru stiprumu pēc adsorbcijas ar kādu vielu, kuras biezums  $x$ , tad

$$J = J_0 \cdot e^{-\mu x}$$

$\gamma$ -staru „adsorbcijas koeficients“  $\mu$  neatkarajas no adsorbējošās vielas dabas, bet tikai no viņas blīvuma  $\delta$ :

$$\frac{\mu}{\delta} = \text{Const.}$$

$\gamma$ -stari visās radioaktīvās vielās novērojami kopā ar  $\beta$ -stariem. Domājams, ka šie stari rodas  $\beta$ -daļiņām atsitoties pret radioaktīvas vielas atomiem, tāpat kā rentgenstari rodas katoda stariem atspogojot no „antikato da“ virsmas.

Radija staru visu triju sugu īpašības salīdzinot, iegūstam sekojošu tabeli.

**Tabele 106.**

Radija staru pamatīpašību salīdzinājums.

	Siltumspeja.	Jonizācija.	Cauršpēšanas spēja.	Ātrums: cm. sek.	Lādiņš: e m	Masa gramos	D a b a.
$\alpha$ - stari	26,3	10000	1	$1,4 \cdot 10^9 - 2 \cdot 10^9$	$+4,82 \cdot 10^3$	$6,6 \cdot 10^{-24}$	He atomi
$\beta$ - stari	1	100	100	$0,9 \cdot 10^{10} - 2,9 \cdot 10^{10}$	$-1,77 \cdot 10^7$	$9 \cdot 10^{-28}$	elektroni
$\gamma$ - stari	1,36	1	10000	$3 \cdot 10^{10}$	0	—	elektromagnet. stari: $\lambda = 10^{-8} - 10^{-9}$ cm

Sekundarie stari.

Bez šiem trim primāro staru veidiem, ko izstaro radijs, novērota vēl viena sekundāro staru suga. Tie izceļas tad, kad primārie  $\alpha$ ,  $\beta$  un  $\gamma$ -stari sastopas savā ceļā ar materiju. Šie sekundārie stari pielādoti, tāpat kā  $\beta$ -stari, negatīvi, bet atšķiras no pēdejiem ar to, ka tiem daudz mazāks ātrums. Tos sauc „delta“ starus.

## Trīsdesmit ceturkā lekcija.

### Elementu sabrukšana.

Radija emanacija, RaEm. — Inducētā radioaktivitate. — Radioaktivitātes mazinašanās. — Aktivitātes krišanās likums. — Emanacija. — Viņas īpašības. — Emanācijas daba. — Atomsvars un vieta periodiskā sistēmā. — Siltuma attīstīšanās. — Emanācijas pārvēršanās helijā. — Pārvēršanās likums. — Pārvēršanās konstante. — Radija miklās uzminejums. — Emanācijas enerģijas avots. — Radija liktenis. — Radija dzīves periods. — Radijs un enerģijas neiznīcības likums. — Radija visa enerģija. — Emanācijas liktenis. — Inducētās aktivitātes izcelšanās. — Rezerforda uzskats. — Radioaktīvā nogulsņa īpašības. — Radioaktīvā nogulsņa komplicētā daba. — Emanācijas sabrukšanas produkti. — RaC divkārtš sabrukums. — Ilgi dzīvojošais radioaktīvais nogulsnis. — Polonijs. — Radioelementu atomsvāri. — Radiosvāns. — Izopoti. — Radija izcelšanās. — Radioaktīvais līdzsvars. — Urana dzīves periods. — Zemes vecums. — Radioelementu ievietošana periodiskā sistēmā. — Pārvietojuma likumi. — Plejades. — Izotopijs, kā dabīgu elementu vispārīga īpašība. — Vaj radioaktivitate elementu vispārīga īpašība? Elementu mākslīga sadalīšana. Protoelementi.

### Radija emanacija, RaEm.

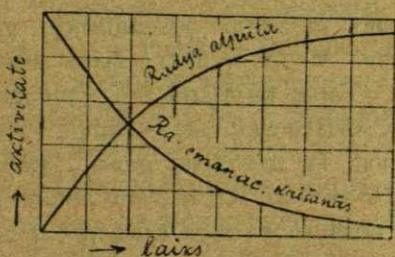
Radijs nemitīgi raida no sevis vienmēr jaunus un jaunus enerģijas daudzumus. Šo īpašību mēs nosaucām radioaktivitāti. Vēl vairāk. Tas spēj piešķirt šo īpašību visām citām vielām. Visas vielas radija tuvumā kļūst „radioaktīvas“: tās pēc īsa laika izstaro starus un jonizē gaisu. M. un P. Kiri šo parādību nosauca „inducētu radioaktivitāti“.

Inducētā radioaktivitate.

Tā, gaiss, radijam pieskaroties, kļūst radioaktīvs. Tas uzglabā šo īpašību arī tādā gadījumā, ja to no trauka, kurā radijs, ievadam citā traukā. Tomēr ša gaisa sekundārā radioaktivitate, kas radīta ar radija iespaidu, savā būtībā atšķiras no primārās paša radija radioaktivitātes. Ta pakāpeniski krītas. Pēc 3,85 dienas tā krītas līdz pusei no iepriekšējā lieluma, pēc nākošām 3,85 dienas tā no jauna pamazinas uz pusi u. t. t. Vārdu sakot, pēc katra 3,85 dienu

Aktivitātes mazinašanās.

laika sprīža tā zaudē pusi no tā lieluma, kāds tai bija ša sprīža sākumā. „Aktiveta“ gaisa radioaktivitātes pakāpeniska krišanās redzama sekojošā tabelē, kurā gaisa sākuma radioaktivitate pielīdzināta 100.



Zīm. 287. Emanācijas „izsīkšanas“ un radija atpūtas liknes.

Šie dati attēloti arī grafiski 287. zīmējumā, kur uz

abscisas atzīmets laiks (dienu skaits), bet uz ordinatas — pēc ša laika novērotā radioaktivitāte. No radioaktivitātes krišanās liknes redzams, ka sākumā radioaktivitāte kritas strauji, pēc tam arvienu lēnak un asimptotiski tuvojas nullei ... pēc ļoti liela laika sprīža.

**Tabele 107.**

„Aktiveta“ gaisa radioaktivitātes krišanās.

Laiks	Radioakti- vitate	Laiks	Radioakti- vitate
0 dienas	100	6 dienas	34,0
1 „	83,5	8 „	23,7
2 „	69,8	10 „	16,5
3 „	58,3	12 „	11,5
4 „	48,7	14 „	8,05
5 „	40,7	20 „	2,73

Aktivitates  
krišanās  
likums.

P. Kiri no šiem datiem izveda ļoti svarīgu radioakti-  
vitātes krišanās likumu, kuram vēlāk piekrita liela loma  
„inducetas“ radioaktivitātes noskaidrošanā un teorijā:

„radioaktivitātes logaritms kritas propor-  
cionāli laikam.“

Ja gaisa aktivitāte sākumā  $A_0$ , bet pēc  $t$  laika aktivitāte  
kļūst  $A$ , tad aktivitātu logaritmu diference izteicama vienkāršā  
funkcijā:

$$\log A_0 - \log A = \lambda t,$$

pie kam  $\lambda$  apzīmē krišanās konstanti. Logaritmus izmainot  
pret skaitļiem un pieņemot  $e$  kā naturalo logaritmu bāzi, šis  
likums izsakams arī šādi:

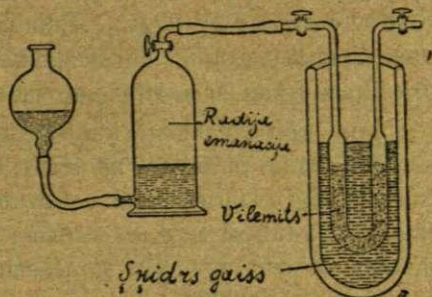
$$A = A_0 \cdot e^{-\lambda t}$$

Emanācija.

Rezerfords, šo ievērojamo parādību noskaidrojot, gāja  
tālāk pa to ceļu, kuru nosprauduši M. un P. Kiri savos pirmos  
urana radioaktivitātes pētījumos. Tāpat kā Marija Kiri pieņēma,  
ka piķa rūdas radioaktivitāti izsauc sevišķa elementa — radija — klāt-  
būtne, arī Rezerfords pieņēma, ka „aktīvā gaisā“ atrodas  
jauna gāzejada, stipri radioaktīva, viela, kas atdalās no  
radija. Viņš šo gāzejado vielu nosauca radija emanāciju.

Rezerfordam un Soddi (Soddy) 1903. gadā izdevās ar  
sekošu slaveno eksperimentu izolat šo gāzi un izpētīt viņas īpa-  
šības. Viņi izpūmēja no trauka, kurā atradās radija sāļa šķī-

dums, ar dzīvsudraba pumpi gaisu un ievāca to virs dzīvsudraba stikla rezervuarā, kas redzams 288. zīmējumā. No šejienes to ievadija U-caurulē, ko atdzeseja ar šķidru gaisu. Emanacija zemajā temperatūrā pārvērtas šķidrumā, bet gāzejads gaiss aizplūda projam.



Emanācijas ipašības.

Zīm. № 288. Radija emanācijas šķidrīnašana.

Šķidra emanacija vāras pie  $-62^{\circ}$ . Tās kritiskā temperatūra  $= +104^{\circ}$ . Ta sacietē pie  $-71^{\circ}$  un pārvēršas pie tam oranž-dzeltenos kristalos. Šķidra emanacija ir bezkrāsaina, caurspīdīga viela, kurai 5 reiz lielaks blīvums nekā ūdenim. Gāzejadas emanācijas blīvums 111 reiz lielaks nekā ūdeņraža blīvums. Tā kā ūdeņraža molekularsvārs ir pieņemts 2,016, tad no ta dabonam emanācijas molekularsvāram skaitli, kas tuvu 222. Emanacija vissmagākā no visām pazīstamām gāzēm.

Ramsejs un Soddi jo drīzi pēc emanācijas sašķidrīnašanas pierādīja, ka ša divainā viela padota tādiem pat likumiem, kā parastās gāzes. Saspiežot, viņas tilpums pamazinas tā, ka reizinajums: spiediens  $\times$  tilpums paliek konstants (Boila likums). Tās izplēšanās koeficients maz atšķiras no citu gāžu izplēšanās koeficienta. Emanācijas difuzijas un iztecesanas ātrumi pilnīgi atbilst viņas lielajam molekularsvāram. Emanacija šķīst ūdenī. Parastā temperatūrā 30 cm<sup>3</sup> emanācijas šķīst 100 cm<sup>3</sup> ūdens. Iegūtais ūdens šķīdums ir radioaktīvs. Vēl labaki radija emanacija šķīst spirtā, toluolā un citos organiskos šķīdumos. Dažadas vielas, sevišķi koka ogle, ļoti viegli un lielos vairumos adsorbē emanaciju. Ari radija sāļi to stipri adsorbē. Tapēc emanācijas pilnīgai aizvākšanai no radija sāļiem, tos jāšķīdina ūdenī vaj ari jākaušē retinatā telpā.

Emanācijas spektrs sastāv no liela skaita atsevišķu līniju, starp kurām sevišķi raksturīgas zaļās un vijoletās. Rēzēforda un Roidsa (Royds) pētījumi pierāda, ka emanācijas spektram individuāls raksturs: tas ir tāda elementa spektrs, kas no pārējiem elementiem atšķiras, starp citu, ar savu nepastāvību.

Emanācijas daba.

Šis jaunais elements nesavienojas ne ar skābekli, ne ar metāliem, ne ar metaloīdiem. Tas nereaģē ne uz skābem, ne ari uz sārmīem. Emanacija šajā ziņā ir līdzīga cēlajām gāzēm (helijam, neonam, argonam, kriptonam un ksenonam), kas atrodas Mendelejeva periodiskās sistēmas „nulles“ grupā (sal. I. s.,

Atomsvārs un vieta periodiskā sistēmā.

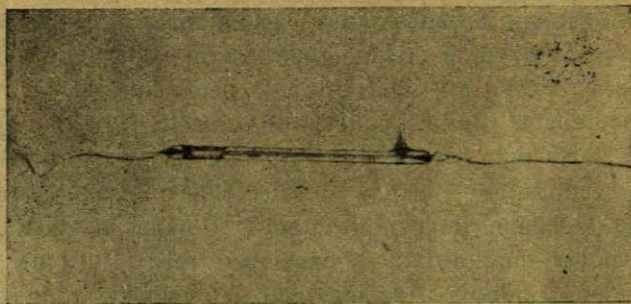
136. un 137. lp. p.). Analogija ar cēlajām gāzēm noved pie slēdziena, ka emanācijas molekulas sastāv no atsevišķiem atomiem. Tapēc emanācijas atomsvars vienads ar viņas molekulārsvaru: 222. Emanācija ievietojama periodiskās sistēmas nulles grupā, kā smagākais šās grupas elements, vienā horizontālā rindā ar radiju (sal. tabeli 60: I. s., 377. lp. p.).

Siltuma  
attīstīšanās.

Kaut gan emanācija ķīmiski pilnīgi indiferenta, ta izstaro enerģiju daudz plašākos apmēros nekā radijs. Ta nepārtraukti izstaro vienīgi  $\alpha$ -stārus, lielos daudzumos, ar ātrumu: 16200 kilometri sekundē. Ta tumsā spīd un ierosina stikla, kā arī villemīta, cinka mānekļa un citu minerālu spīdēšanu. Viens grams emanācijas stundā atdala 5000000 kalorijas. Pēc Rezerforda aprēķina, 75% no visa siltuma, ko attīsta radijs, rodas no tajā atrodošās emanācijas. Tādā kārtā emanācija uzlūkojama kā milzīgākais enerģijas avots. No kurienes rodas šie milzīgie enerģijas daudzumi? Kā tas bieži mēdz būt, šo noslēpumaino mīklu atminēt palīdzēja gadījens.

Emanācijas  
pārvēršanās  
helijā.

1903. gadā Ramsejs un Soddi pētīja emanācijas spektru aizkautētā stobriņā (zīm. 289). Pēc dažām dienām viņi no jauna



Zīm. № 289. Ramseja un Soddi eksperiments. Emanācijas pārvēršanās helijā.

aplūkoja emanācijas spektru šajā pat stobriņā un bij pārsteigti par notikušo pārmaiņu. Raksturīgajām emanācijas linijām bij pievienojusies jauna, spilgti dzeltena linija. Ta bij helija linija (I. s., 136. lp. p.).

Pēc kāda laika stobriņā parādījās pilnīgs šās gāzes spektrs, gāzes — kuru jau 1895. gadā Ramsejs atrada gaisā un dažos dabīgos mineralos. Vairs nebija šaubu, ka elements emanācija pats no sevis pārvēršas citā elementā: helijā.

Mēs jau zinām, ka emanācija pastāvīgi izstaro  $\alpha$ -stārus. Šie stāri sastāv no daļiņām, kuras pieder elementam ar atomsvāru = 4. Rezerfords pieņēma, ka šis elements — helijs. Augstāk pievestais eksperiments šo pieņēmumu spīdoši apstiprina.

Bez tam bij zinams, ka emanācijas radioaktivitate pakāpe- Pārvēršanās likums.  
niski krītas, sekodama likumam:

$$A = A_0 \cdot e^{-\lambda t} \quad (150. \text{ lp. p.}).$$

Šo nolīdzinājumu diferencējot, iegūstam:

$$-\frac{dA}{dt} = \lambda A.$$

Diferencialais kvocients  $-\frac{dA}{dt}$  apzīmē aktivitātes krišanās ātrumu. Šo vērā ņemot, iepriekšējais nolīdzinājums vārdos izsakams šādi:

„emanācijas aktivitātes krišanās ātrums proporcionāls viņas aktivitātei dotā momentā.“

Šādā veidā aktivitātes krišanās likums pilnīgi līdzinās reakciju ātruma likumam (sal. I. s., 82. lp. p.). Tā tad emanācijas aktivitātes krišanās ātrums pilnīgi sakrīt ar šā elementa pārvēršanās ātrumu helijā un padots vispārigam ķīmisko pārvēršanos likumam.

Tapēc arī konstanto lielumu  $\lambda$  sauc pārvēršanās ātruma konstanti. Emanācijas pārvēršanās ātruma konstante pēc augstāk pievestiem datiem, ja mērojam laiku sekundēs, ir

$$\lambda = 0,00000208.$$

Tas nozīmē, ka katrā sekundē pārvēršas  $\frac{208}{100000000}$  daudzuma emanācijas, kas pastāv dotā momentā. Ja viņas pārvēršanās norisinātos ar pastāvīgu ātrumu, visas emanācijas pārvēršanai būtu vajadzīgs laiks:

$$\tau = \frac{100\,000\,000}{208} = 480\,000 \text{ sek.} = 5,55 \text{ dienas.}$$

Šo laiku sauc emanācijas „dzīves periodu“. Tomēr mums zināms no zīmējuma 286 pievestās liknes, ka pārvēršanās ātrums īstenībā nav pastāvīgs, bet pastāvīgi krītas. Īstenībā emanācijas pilnīgai pārvēršanai vajadzīgs bezgalīgi garš laiks sprīdis. Bet praktiski viņas daudzums jau pēc dažām nedēļām kļūst gluži niecīgs.

Radioaktīvu vielu raksturojumam bieži aprēķina t. s. pusperiodu  $T$ , zem ka saprot laiku, kas nepieciešams preparāta iepriekšējā daudzuma puses pārvēršanai. To noteic attiecība:

$$\frac{A}{A_0} = \frac{1}{2}$$

jeb

$$e^{-\lambda T} = \frac{1}{2}$$

No ta „pusperiods“  $T$  aprēķinams pēc formulas:

$$T = \frac{1}{\lambda} \log_{\text{nat}} 2 = \frac{0,69315}{\lambda}$$

Tā kā emanācijas pārvēršanās konstante  $\lambda = 2,08 \times 10^{-6}$ , tad

$$T = \frac{0,69315 \times 10^6}{2,08} \text{ sek.} = 333\,000 \text{ sek.} = 3,85 \text{ dienas,}$$

kas saskan ar 149. lp. p. pievestiem eksperimentāliem datiem.

Pārvēršanās  
konstante.

Pārvēršanās konstante — ir radioaktīvas materiālas individuāla īpašība. Ta atsevišķu radioaktīvu elementu raksturojumā tikpat svarīga, kā spektrs, atomsvārs, blīvums un citas īpašības parasto elementu raksturojumā. Mēs vēlāk redzēsim, ka daudzas radioaktīvas vielas tik nestabilas, ka bieži nav iespējams noteikt viņu fizikalās konstantes. „Pārvēršanās konstante“ tādos gadījumos ir vienīgais lielums, ar kuru iespējams noteikti šās vielas raksturot un atšķirt vienu no otras.

Bet kas atšķir „pārvēršanās konstanti“ no parasto ķīmisko reakciju ātruma konstantes? Ta ir viņas pilnīgā neatkarība no ārejiem apstākļiem.

Ne spiediens, ne arī temperatūra neatstāj ne mazākā iespaida uz emanācijas pārvēršanās ātrumu. Ša pārvēršanās norisinās ar vienādu ātrumu, kā šķidra gaisa temperatūrā, tā arī elektriskā loka karstumā. Un līdz šim vēl nav zinams līdzeklis paātrināt vaj darīt gausaku šo procesu. Tas šķiet jo divainaki tapēc, ka visas ķīmiskās reakcijas paātrinās ne tikai temperatūru paaugstinot, bet arī citu vielu (katalizatoru) klātbūtnē. Elementu sadalīšanās process ir šajā ziņā vienīgais izņēmums. „Katrs elements, kā vientulīgā saule, cēli turpina savu pārvēršanos ciklu. Tas ir kā pasaules pulkstens, kas nekādus iespaidus neuzņem no ārienes“ (Ostvalds). Un tiešam: ar šo pulksteni iespējams smalki noteikt ģeoloģisko laikmetu ilgumu.

### Radija miklas uzminejums.

Emanācijas  
enerģijas  
avots.

Tā atrisinājās emanācijas enerģijas izcelšanās mikla. Ta atrisināta nevis spekulāciju ceļā, bet ar neapgāžamiem eksperimentāliem pierādījumiem, kaut gan nav noliedzams, ka sākumā šās problēmas eksperimentālam atrisinājumam ceļu no-

rādija hipoteze. Emanācijas enerģijas avots smēļ sev spēkus no tās enerģijas, kas atdalās emanācijai pārvēršoties helijā.

Kas notiek ar radiju, kad tas atdala enerģiju? Izrādas, ka radijs, visu emanāciju atdalījis, zaudē 75% no visas savas enerģijas. Viņa radioaktivitāte kritusies līdz vienai ceturtdaļai. Bet ar laiku šis, emanāciju zaudejušais radijs, atkal „atžirgst“. Pēc mēneša tas izstaro enerģiju atkal ar iepriekšēju spēku. Visu laiku pētot šo radija radioaktivitātes pakāpenisko pastiprinašanos, novērojam, ka ta padota tam pašam likumam, kas ir spēkā priekš emanācijas aktivitātes krišanās. Pēc 3,85 dienas starpība starp iesākuma aktivitāti un doto aktivitāti ir tikai puse no iepriekšējās starpības, pēc nākošām 3,85 dienas tikai ceturtdaļa, atkal pēc nākošām 3,85 dienas — tikai astotdaļa u. t. t. Ja tajā pašā zīmejumā, kurā pievesta emanācijas aktivitātes krišanās, uzziņejam radija „atpūtas“ likni, izrādas, ka ta papildina pirmo tādā kārtā, ka „emanācijas pārvēršanās un radija atpūtas laikā šo abu vielu radioaktivitāte zuma visu laiku paliek konstanta“ (sal. 287. zīm. 149. lp. p.). Pēc viena mēneša no jauna iespējams no radija ievākt tādu pat daudzumu emanācijas, kādu tas deva sākumā. No ta spriežams, ka

„ari radijs pastāvīgi pārvēršas, radidams emanāciju“.

Tikai radija pārvēršanās norisinās daudz lēnaki nekā emanācijas pārvēršanās. Radijs pārvēršas tik gausi, ka mērošanai mums pieejamā laikā nemaz nevaram novērot viņa aktivitātes krišanos. Tomēr aprēķināt radija pārvēršanās ātrumu mēs varam.

Mēs zinam, ka viens grams radija vienā sekundē izsviež 34 000 000 000 „alfa“ daļiņu, t. i. helija atomu. Šis skaitlis liekas ārkārtīgi liels. Tas īstenībā tomēr ir visai niecīga daļa no visu atomu skaita, kas atrodas vienā gramā radija. Ir zināms, ka jebkuras vielas viens gram-atoms satur  $62,1 \times 10^{22}$  atsevišķu atomu (Lošmidta skaitlis I. s., 229. lp. p.). Radija atomsvars = 226. Tā tad:

$$1 \text{ grams radija satur } \frac{62,1 \times 10^{22}}{226} = 0,275 \times 10^{22} \text{ Ra atomu.}$$

No ša milzīgā atomu skaita vienā sekundē pārvēršas tikai  $34 \times 10^9$ . Tā tad:

Ra pārvēršanās konstate:

$$\lambda = \frac{\text{pārvērtušos Ra atomu skaits}}{\text{Ra atomu vispārīgs skaits}} = \frac{34 \times 10^9}{0,275 \times 10^{22}} = 1,24 \times 10^{-11},$$

Radija lik-  
tenis.

Radija dzīves  
periods.

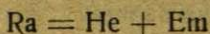
$$\text{radija dzīves ilgums} = \frac{1}{\lambda} = 0,807 \times 10^{11} \text{ sek.} = 2500 \text{ gadu}$$

$$\text{radija dzīves pusperiods} = \frac{0,69315}{\lambda} = 1733 \text{ gadi.}$$

No mūsu rīcībā esošā radija pēc 1733 gadiem tikai puse pārvērstos emanacijā. Nav nekāds brīnums, ka tik lēni pārvērtoties mums šķiet, ka radijs nemaz nemainas, neraugoties uz viņa attīstītās enerģijas lielo daudzumu.

Radijs un enerģijas neiznīcības likums.

Šimbrīžam varam gluži noteikti sacīt, ka radijs neapgāž enerģijas neiznīcības likumu. Ša elementa itkā neizsīkstošās enerģijas avots slēpjas viņa ārkārtīgi lēnā un nepagurstošā pārvēršanās procesā. Pēc Rezerforda teorijas radija pārvēršanās ir viņa atomu pastāvīga sabrukšana divu citu elementu atomos. Viens no šiem sabrukšanas produktiem ir mums pazīstamais elements helijs, kura atomiem, kas pielādoti diviem pozitīviem lādiņiem, ārkārtīgs ātrums. No šiem atomiem sastāv  $\alpha$ -stari. Otrs produkts ir jauns elements — emanacija — kas, savukārt, pārvēršas tālak. Tā rodas jauns ķīmiskis nolidzinājums: elementa sadalīšanās nolidzinājums:



$$226 = 4 + 222$$

Iegaumesim, ka radija atomsvars = 226, helija atomsvars = 4, bet emanācijas — 222. No ta spriežams, ka arī masas pastāvības likums, elementiem sadaloties, paliek spēkā.

Radija visa enerģija.

Enerģijas daudzums, ko radijs atdala visā savā sadalīšanās laikā, viegli aprēķinams. 1 grams tīra radija (bez emanācijas un citiem sabrukšanas produktiem) vienā stundā attīsta 25,2 kalorijas, t. i. 220 800 kalorijas gadā. Tā kā radija videjais dzīves ilgums 2500 gadi, tad 1 grams radija visā šajā laikā attīstīs:

$$Q = 220800 \times 2500 = 552000000 \text{ kalorijas!}$$

Neparasti milzīgs skaitlis, kurš vairak desmit tūkstošu reizes pārsniedz siltumus, kas atdalas parastās reakcijās. Salīdzinājumam pievedisim, ka 1 gr. ūdeņraža sadegot attīsta 34 000 cal., bet 1 gr. oglekļa tikai 8000 cal. Tā tad, lai iegūtu tādu enerģiju, kādu attīstītu 1 gr. radija pilnīgi sabrukot, jasadēdzina 16 kilogrami ūdeņraža vaj 69 kilogrami ogles.

1 gr. emanācijas atdala stundā 5 000 000 kalorijas (152. lp. p.). Tā kā emanacija tomēr „dzīvo“ videji tikai 5,55 dienas, t. i. 133 stundas, tad šajā laikā atdalītos

$$5000000 \times 133 = 665000000 \text{ cal.}$$

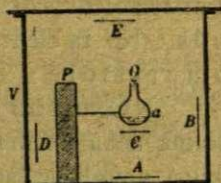
Protams, šiem skaitļiem tikai teoretiska nozīme. Tie pierāda, cik liela enerģija slēpjas elementu atomos. Tie norāda arī, ka šie lielie enerģijas krājumi elementos ir šo elementu lielākās daļas stabilitātes ķīla. Un elementu stabilitāte ir visas ķīmijas pamats. Un, beidzot, tie norāda arī iemeslu, kāpēc ar mazāku enerģiju ne tikai nevaram izsaukt elementu sadalīšanos, bet arī nevaram iespaidot šās reakcijas ātrumu un virzienu tajos gadījumos, kad tā norisinās pati no sevis.

### Radioaktīvais nogulsnis.

Emanācijai, preteji radijam, ļoti īss mūžs. Tas skaitas videji tikai 5,55 dienas. Kas notiek ar emanāciju pēc viņas nāves? Vienu no viņas pārvešanās produktiem mēs atradam  $\alpha$ -daļiņās, kuras, zaudējot elektrisko lādiņu un ātrumu, pārvēršas helijā. Ar citiem emanācijas pārvešanās produktiem tuvāki iepazīsimies, aplūkojot inducēto radioaktivitāti, ko mīņejam jau šās lekcijas sākumā.

Novērots, ka netiekvien gaiss, bet vispār visi priekšmeti un vielas radija tuvumā iegūst radioaktivitāti. Ka ša „inducētā radioaktivitāte“ cieši saistās ar emanācijas rašanos, norāda šāds Kiri un Debierna (Debierne) eksperiments. Radijs atrodas mazā kolbiņā a, kurā šaurs caurumiņš O (zīm. 290). Zem un virs kolbas, kā arī visās pusēs atrodas plātītes no dažāda materiāla: A, B, C, D un E. Pēc vienas dienas eksponēšanas visas piecas plātītes izrādijas radioaktīvas. Seit jāievēro, ka starp plātīti D un radija preparātu atrodas biezs svina ekrans P, kas adsorbē visus uz plātīti raidītos radija starus. Neraugoties uz to, plātīte D pēc eksponēšanas izrādijas tikpat aktīva, kā visas citas. Tā tad nav pielaižams, ka inducēto radioaktivitāti izsauc radija starri, jo pēdejos pilnīgi adsorbē ekrans. Vienīgi pieņemams, ka to ierosina emanācija, kas izplūst no kolbiņas un difundejot izplatās visā traukā. Un tiešām, īstenība pierāda, ka „inducētā radioaktivitāte“ rodas visos priekšmetos, kurus emanācija iespaidojusi. Eksperimentējot nav no svara, kāds materiāls padots viņas iespaidam: dažādi metāli aktīvejas tāpat, kā stikls, koks vai papīrs.

Ša mākslīgi radītā radioaktivitāte izrādās vēl nepastāvīgāka nekā emanācijas radioaktivitāte. Ja aktīvetu plātīti izņem no radija iespaida sfēras, tās izstārošanas spēja 15 minūtēs krītas uz pusi, bet 24 stundās gandrīz pilnīgi izzūd.



Zīm. № 290. Kiri un Debierna eksperiments. „Inducētās aktivitātes“ izcelšanās.

Emanācijas liktenis.

Inducētās radioaktivitātes izcelšanās.

Rezerforda uzskats. Rezerfords pieņem, ka „induceto radioaktivitāti“ rada sevišķa cieta viela, kas pārklāj ar ārkārtīgi plānu kārtu visus radija iespaidotos priekšmetus. Aktivetu platīti ar smilšpapīri notīrot, ta zaudē savas radioaktīvās īpašības, bet smilšpapīrs pie tam kļūst radioaktīvs. Šo sevišķo vielu, saskaņā ar Rezerforda hipotezi, sauc „radioaktīvu nogulsni.“

Radioaktīvā nogulšņa īpašības. Rezerforda hipoteze izrādījās sevišķi auglīga, jo visas inducetās radioaktivitātes īpašības saskaneja ar pieņēmumu par tās materialo dabu, kaut gan „radioaktīvā nogulšņa“ daudzums tik ārkārtīgi neliels, ka nav pietiekoši jūtīgu svaru ta masas konstatēšanai. Un neraugoties uz to, daudzās „radioaktīvā nogulšņa“ īpašības pieejamas eksperimentāliem pētījumiem.

Platinas drāts aktīvejas zem radija iespaida. Ja aktīvo drāti nokarsejam līdz baltai kvēlei, ta zaudē aktivitāti un pēdējā no jauna sakrājas uz drāts aukstajām daļām. No ta spriežams, ka „radioaktīvais nogulsnis“ baltās kvēles temperatūrā izgaist.

Ja aktīvo drāti iemērcam koncentretā sālsskābē, drāts zaudē radioaktivitāti. Bet sālsskābe iztvaicējot atstāj radioaktīvu nogulsni. No ta varam taisīt slēdzienu, ka radioaktīvais nogulsnis šķīst sālsskābē.

Ja elektrolīzejam šķīdumu, ko iegūstam aktīvo platinas drāti iemērcot sālsskābē, radioaktīvais nogulsnis atdalās uz katoda. No ta slēdzams, ka radioaktīvam nogulsnim metāla raksturs.

Radioaktīvā nogulšņa komplicētā daba. „Nogulšņa“ aktivitāte krītas pēc daudz komplicētā likuma nekā emanācijas aktivitāte. Rezerfords atrada, ka radioaktīvā nogulšņa sadalīšanās uzlūkojama kā trīs pakāpenisku sadalīšanās reakciju rezultāts, no kurām atsevišķi katra padota vienkāršam pārvēršanās likumam, kas pievests 153. lpp. Faktiski izdevās novērot un atdalīt šās pārvēršanās trīs pakāpeniskās fāzes, kuras Rezerfords nosauca: A-radiju, B-radiju un C-radiju.

Emanācijas sabrukšanas produkti. Tieši no emanācijas rodas RaA, kas izgaist apm. 900<sup>0</sup> temperatūrā un sabrukdam izstaro alfa starus. Ta videjais „dzīves ilgums“ ir 4,4 minūtes. Radijam A sabrūkot, no ta rodas otrs produkts: RaB, kas izgaist pie apm. 600<sup>0</sup>. Tas dzīvo videji 38,6 minūtes un, izstarojot beta un gamma starus, pārvēršas RaC, kas izgaist pie 1100<sup>0</sup>; tas izstaro visus trīs staru veidus:  $\alpha$ ,  $\beta$  un  $\gamma$  un dzīvo videji 28,1 minūtes. RaC cēlaks nekā RaB un elektrolīzējot atdalāms no šķīduma uz gluda platinas katoda.

Radioaktīvās sabrukšanas produktu atdalīšanai zināma ļoti glīta metode, kas dibināta uz atomu atlieku „atdošanas“ parādībām. Pudelē, kas satur radija sāļa šķīdumu, ievielkam pa izo-

lejošu cauruli B platinas drāti W, ko savienojam ar stipras batarejas negatīvo polu (zīm. 291), bet otru platinas drāti P savienojam ar pozitīvo polu.  $\alpha$ -daļiņas, ko emanācija sadaloties izsviež, sakrājas uz drāts P, turpretim „atomu atliekas“ pievelk negatīvā drāts W. Tādā ceļā iespējams sakrāt uz drāts ļoti daudz radioaktīvā nogulšņa.

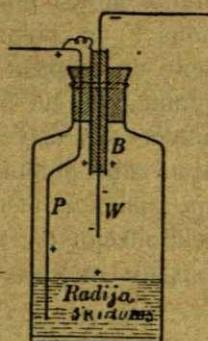
Šis eksperiments pierāda, ka  $\alpha$ -daļiņām atdaloties, pāri palikušie radioaktīvā nogulšņa atomi pielādēti pozitīvi un caur „atdošanu“ iegūst kustības ātrumu. Makovers aprēķināja, ka to īpatnejais lādiņš ir 50 elektromagnetiskās vienības, bet ātrums apm. 300 kilometri sekundē.

Radijs C, kā jau aizrādīts, izstaro  $\alpha$ ,  $\beta$  un  $\gamma$  starus. Fajanss (Fajans) pierādīja, ka šis elements pārvēršas vienā laikā divējādi. Tas rada no vienas puses visai īsi pastāvošu produktu RaC', kas izstaro  $\alpha$ -starus un dzīvo ne ilgāki par vienu miljonu daļu sekundes! Neskatoties uz to, tas liek tomēr sevi manīt ar savu izstarošanas spēku. Tam paraleli, zaudējot  $\alpha$ -daļiņas, atīstas no RaC nelielos daudzumos otrs produkts, kas izstaro  $\beta$ -starus un dzīvo videji 2,02 minūtes. Šo produktu apzīmē ar simbolu C''.

Radija sabrukšanas process ar šo tomēr vēl nebeidzas. Kiri kundze pierādīja, ka neliela daļa radioaktivitātes, kas sastāda apm. vienu miljonu daļu no tās iepriekšējā lieluma, pastāv ļoti ilgi. Tās klātbūtne vēl pierādama pēc vairāk gadiem. Telpas, kurās kādreiz strādāts ar vāļiem radioaktīviem preparātiem, kļūst radioaktīvas. Emanācija, kas attīstas no radija, izplatās visā laboratorijas ēkā un aktivē visus priekšmetus. Tapēc strādājot ar radiju ieteicams izvairīties no emanācijas izplatišanās un radiju pēc iespējas uzglabāt aizkusetā traukā.

„Paliēkošā“ radioaktivitāte, kas sākumā visai niecīga, pieaug pirmajos trijos gados un pastāv gadusimtenus. Arī šā radioaktīvā nogulšņa lēnā pārvēršanās norisinās vairākās pakāpeniskās fāzēs. Ilgi dzīvojošā radioaktīvā nogulšņa galvenā sastāvdaļa ir radijs D. Šis elements vienmēr pavada radiju urana rūdās. Tas ar sērūdeņradi nogulsnejas kā sulfīds, rada dioksīdu RaDO<sub>2</sub> un visādi līdzīgs svīnam. Tas nelielā mērā izstaro  $\beta$  un  $\gamma$  starus. Radija D videjais dzīves ilgums 23 gadi. Tas ir visstabilākais no visiem radija sabrukšanas produktiem.

No radija D rodas RaE, elements, kas pēc savām ķīmiskām īpašībām līdzīgs bismutam. Tas izstaro  $\beta$ -starus un nelielā mērā



Zīm. № 291. Aktivā nogulšņa sakrāšana uz negatīvi pielādētas drāts.

RaC divkārtš sabrukums.

Ilgi dzīvojošais radioaktīvais nogulšnis.

ari  $\gamma$ , dzīvo videji 7 dienas. Tas pārvēršdamies rada pēdejo radioaktīvo elementu radija rindā: RaF.

Polonijs.

Mēs radijā F uzzīmejam veco paziņu: poloniju, ko Kiri kundze atrada piķa rūdā (sal. 136. lp. p.). Rezerfords pierādīja radija F un polonija pilnīgu identitāti. Abi elementi izstaro vienu un to pašu staru sugu, un proti:  $\alpha$ -starus ar snieģšanās tāļumu 3,85 cm pie  $15^{\circ}$  un iesākuma ātrumu 15800 kilom. sekundē. Ari dzīves periods abiem vienāds: 196,9 dienas. Ķīmiskā ziņā polonijs līdzīgs teluram un no šķīduma nogulsnejas, tajā iemērcot bismuta spieķīti. Tas viegli atdalās uz katoda, elektrolīzējot pie minimalākā strāvas stipruma. Tādā ceļā iespējams to koncentrēt uz katoda virsmas tīrā veidā.

Radioelementu atomsvāri.

Visi radija sadalīšanās produkti iegūstami tik niecīgos daudzumos, ka nav iespējams noteikt to atomsvāru tieši nosverot, jo vairāk vēl tapēc, ka daudzi no tiem ļoti nestabili un ātri sadalās. Bet radioelementu atomsvārus iespējams aprēķināt, ņemot vērā sekošo. Vienu  $\alpha$ -daļiņu zaudejot, kas notiek vienam helija atomam atdaloties, rodas jauns elements, kam atomsvārs par 4 mazāks nekā iepriekšējam elementam (jo helija atomsvārs = 4). Bet vienas  $\beta$ -daļiņas zaudejums neatstāj uz pārvēršanās produkta atomsvāru manāmu iespaidu, jo elektrona svārs ir tikai  $\frac{1}{1830}$  no ūdeņraža atomsvāra (l. s., 230. lp. p.).

Tapēc  $\beta$ -daļiņas izstarojošā elementa pārvēršanās produkta atomsvāru bez lielas apgrūcības varam skaitīt vienādu ar sabrūkošā elementa atomsvāru. To vērā ņemot, iegūstam sekojošu radioelementu ģeoloģisku tabeļu ar viņu atomsvāriem (skat. 161. lp. p.).

Radiosvāns.

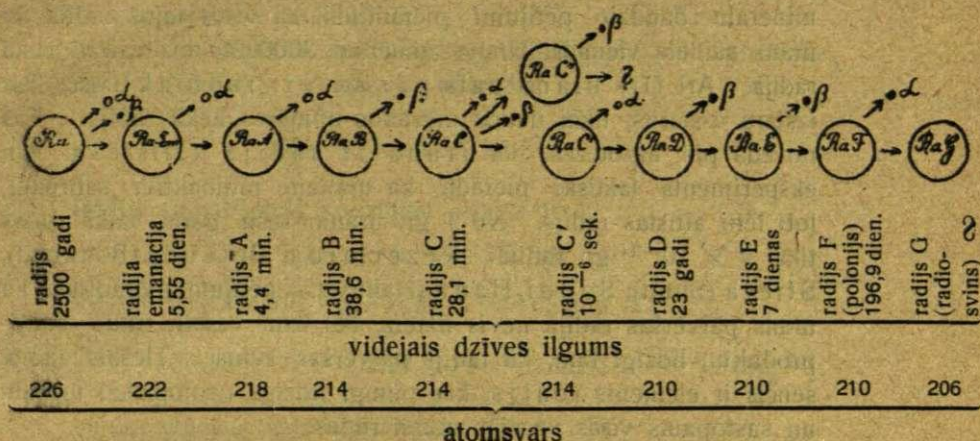
Kas notiek ar poloniju, kad beidzot arī tas zaudē savu radioaktivitāti? Acimredzot, polonija pārvēršanās produktam jābūt neaktīvam elementam. To nosauksim radiju G. Kā redzams 108. tabelē, polonijs rodas no radija, pēdejam zaudejot četrus  $\alpha$ -daļiņas. Tā tad polonija atomsvārs par 16 mazāks nekā radija atomsvārs un ir 210. Ja polonijs zaudē vēl vienu  $\alpha$ -daļiņu, tad viņa sabrukšanas produkta, radija G, atomsvāram jābūt 206. Šis skaitlis ļoti tuvs svina atomsvāram. Svina atomsvārs = 207,1.

Izotopi.

Un tiešām visi radiju saturošie radioaktīvie minerāļi satur arī svinu. Tikai „parastā ceļā“ (t. i. no neradioaktīvām rūdām) iegūtam svinam atomsvārs ir 207,1, bet teoretiski aprēķinātais „radiosvina“ atomsvārs = 206. Acimredzot, pastāv divi svini ar dažādiem atomsvāriem. 1914. gadā Henigšmids (Hönigschmidt) un Horovics (Horovitz) ar vislielāko precizitāti noteica atomsvāru svinam, kas iegūts no piķa rūdas, un atrada skaitli 206,05, kas pilnīgi sakrīt ar teoretisko.

Tabele 108.

Radioelementu ģenealoģiskā rinda.



Tā tad nav vairs šaubu, ka viens elements var pastāvēt vairākos veidos, kas atšķiras tikai ar atomsvāru lielumu. Kā „parastam“, tā arī radiosvinam ir vienādas fizikalās un ķīmiskās īpašības. To sāļiem vienāda šķīstamība. To reakcijas pilnīgi identiskas. Nav nevienas ķīmiskās metodes, ar ko atdalīt šos elementus, ja tie samaisīti. Un tomēr to atomsvāri atšķiras viens no otra vairākas par veselu vienu. Šādi gadījieni, kā tūlī redzēsim, sevišķi starp radioaktīviem elementiem nav reti. Tiem tapēc arī radījs sevišķs nosaukums. Elementus, kas pēc savām fizikalām un ķīmiskām īpašībām pilnīgi identiski, bet atšķiras ar saviem atomsvāriem, sauc izotopus (pēc Soddi priekšlikuma).

Vēl izšķirams radija izcelšanās jautājums. Radījs sadalās ļoti lēni. Gada laikā pārvēršas tikai  $\frac{1}{2500}$  no dotā radija daudzuma. Kamēr puse no dotā radija sadalītos, mums jāgaida būtu 1733 gadi! Šis laiks, salīdzinot ar cilvēka mūžu, ir ļoti garš. Bet zemes dzīvī, kuras vēstures periodi aptver miljoniem gadu, tas ir tikai īss moments. Ja cietās čaulas attīstīšanās laikmeta sākumā būtu atradušies virs zemes pat milzīgi radija krājumi, tad līdz mūsu laikiem tie jau pilnīgi būtu sadalījušies un mūsu rokās nonāktu visniecīgākās atliekas, kas nebūtu vairs iespējams pētīt. Bet ja radījs šimbrīžam atrodas, kaut arī niecīgs, tomēr sveramos daudzumos piķa rūdā un citos minerālos, tad no tā jānāk pie slēdziena, ka šis elements pastāvīgi rodas un pastāvīgi mirst, līdzīgi dzīvījam būtnēm.

Radija izcelšanās.

Bez tam vēl japielaiž, ka radijs pastāvīgi rodas no cita elementa. Jautājums — no kāda? Uz to atbild ģeoloģiskie pētījumi. Radijs dabā sastopams vienmēr kopā ar uranu. Urana minerālu daudzie pētījumi pierādījuši, ka visos tajos radija un urana samērs vienāds. Urana apmēram 3000000 reiz vairāk nekā radija. Ari tīrs urans pats par sevi ir radioaktīvs. Tas izstaro  $\alpha$ -stārus, tikai daudz mazākos apmēros nekā radijs. Tas novēda pie hipotēzes, ka urans ir radija ciltstēvs. Un eksperiments faktiski pierāda, ka uranam radioaktīvi sabrūkot, ļoti lēni attīstas radijs. No 1 gr. urana sešu gadu laikā rodas tikai  $4 \times 10^{-14}$  gr. radija. Rezerforda, Botvuda (Bottwood), Streta (Strutt), Soddi, Hāna (Hahn) u. c. pētījumi pierādījuši, ka urans pārvēršas radijā nevis uzreiz, bet caur veselu rindu starpproduktu, līdzīgi tam, kā radijs pārvēršas svinā. Tiešais radija sencis ir elements jonijs, kas pilnīgi līdzīgs (izotopisks) torijam un sastopams visās vecajās urana rūdās.

Radioaktīvais  
līdzsvars.

Par urana un tā atvasinājumu pārvēršanos runasim vēlāk, kad iepazīsimies ar sestās grupas elementiem, pie kuriem pieder arī urans. Šeit vēl aplūkosim radija rašanās ātrumu no urana. Acimredzams, ja radijs būtu pilnīgi stabils elements, ilgajos gadsimteņos viņa daudzums radioaktīvos minerālos pamazām vairotos uz urana rēķina. Bet tā kā radijs, savukārt, ātkal sadalās tālāk, pēc gadu tūkstošiem šajos minerālos jāradas zināms stacionārs stāvoklis, kurā dotā laika sprīdī tikpat daudz radija atomu rodas, cik sadalās. Šajos apstākļos radija daudzums mineralā kļūst konstants jeb, kā mēdz sacīt, urans ar radiju atrodas radioaktīvā līdzsvarā. Zinot abu elementu samēru līdzsvara stāvokli, viegli aprēķināma to dzīves ilgumu attiecība.

Urana dzīves  
periods.

Pienemsim, ka dotā minerala daudzumā, kurā urans ar radiju ir radioaktīvā līdzsvarā, atrodas  $N_1$  atomu urana un  $N_2$  atomu radija. Ja urana pārvēršanās konstante  $= \lambda_1$  tad 1 sekundē sadalījušos urana atomu skaits:

$$z_1 = \lambda_1 N_1 \text{ (sal. 143. lp. p.)}$$

Apzīmejojot radija pārvēršanās konstanti ar  $\lambda_2$ , dabonam 1 sekundē sadalījušos radija atomu skaitu:

$$z_2 = \lambda_2 N_2$$

Radioaktīvā līdzsvara stāvoklī vienā sekundē radija atomu tikpat rodas, cik sabrūk. T. i..

$$\begin{aligned} z_1 &= z_2 \\ \lambda_1 N_1 &= \lambda_2 N_2 \\ \frac{\lambda_1}{\lambda_2} &= \frac{N_2}{N_1} \end{aligned}$$

Tas vārdos skan šādi: „radioaktīvā līdzsvarā elementu daudzumi, izteikti atomu skaitos, preteji proporcionāli to pārvēršanās konstantēm“. Tas ir „radioaktīvā līdzsvara likums“.

Piķa rūdas precīzās analīzes, ko taisījuši Janašs (Jannasch) un Bekers (Becker), pierāda, ka attiecība:

$$\frac{N_2}{N_1} = 3,415 \times 10^{-7}$$

Radija pārvēršanās konstante atrasta ir:

$$\lambda_2 = 1,24 \times 10^{-11} \text{ (155. lp. p.)}$$

Tā tad urana pārvēršanās konstante ir:

$$\lambda_1 = \frac{N_2}{N_1} \cdot \lambda_2 = 3,415 \times 10^{-7} \times 1,24 \times 10^{-11} = 4,53 \times 10^{-18} \text{ [sek.}^{-1}\text{]}.$$

Urana videjais dzīves periods:

$$\tau = \frac{1}{\lambda_1} = \frac{1}{4,53 \times 10^{-18}} = 2,21 \times 10^{17} \text{ sek.} = 7000000000 \text{ gadu.}$$

Tā tad: 5 miljardi gados sadalās tikai puse no iepriekšējā urana daudzuma. Šis periods ievērojami pārsniedz ģeoloģisko periodu ilgumu.

Tādā kārtā var skaitīt pierādītu, ka urānam pakāpeniski sadaloties, rodas radijs, bet pēdējam tālāk sabrūkot gala rezultātā paliek — helijs un svins. Augstāk pievestā urana pārvēršanās ātruma konstante noved pie slēdziena, ka viena kub. centimetra helija attīstīšanai no 1 gr. urana vajadzīgi 10 miljoni gadu. Streta pētījumi par helija saturu urana mineralos pierāda, ka šie minerali pastāv jau apm. 700 miljonu gadu.

Zemes vecums.

No otras puses aprēķināms, ka viena grama svina attīstīšanai no ekvivalenta daudzuma urana jāgaida ne mazāk, kā 7,9 miljardi gadu. Svina un urana attiecības noteikšana dod jaunus datus šo mineralu vecuma aprēķinam: to pastāvēšanas periods ir:

$$T = \frac{\text{Pb}}{\text{U}} \times 7900000000 \text{ gadi.}$$

Holme (Holmes) un Lavsons (Lawson) tādā kārtā atrada dažādu mineralu vecumu no 32 miljoniem līdz vienam miljardam gadu.

Nemot vērā, ka no sāls koncentrācijas jūras ūdenī aprēķināts, ka no tā laika, kad zemes čaulas temperatūra bij kritusi zemāk nekā 100°, ir pagājuši apm. 166000000 gadu, varam spriest, ka zemes vecums rēķināms apmēram miljards gadu (sal. I. s., 90. lp. p.).

## Radioelementu ievietošana periodiskā sistemā.

„Pārvieto-  
jumu”  
likumi.

Daudzi radioelementi, to īsās pastāvēšanas pēc, pieejami pētījumiem tikai nenosveramos daudzumos. Tapēc nav brīnums, ka samērā vēlu izdevās iegūt noteiktas ziņas par to ķīmiskām īpatnībām. Viņu atomsvarus aprēķināt bij iespējams uz to ģenētiskā sakara pamata (161. lp. p.). Attiecībā uz ķīmisko raksturu un piederību pie vienas vai otras periodiskās sistēmas grupas izšķirošā loma pieder diviem likumiem, ko uzstādīja Fajanss un Soddi, pamatojoties uz materiala, kas ievākts par tādiem radioaktīviem elementiem, kurus izdevies smalkāki izpētīt.

„1. Elements, kas radies  $\alpha$ -pārvēršanās rezultātā, pieder pie otrās zemākās periodiskās sistēmas grupas attiecībā pret izejas elementu, t. i. pārvietojas periodiskā sistemā divas grupas pa kreisi.“

2. Elements, kas radies  $\beta$ -pārvēršanās rezultātā, pieder pie nākošās augstākās periodiskās sistēmas grupas, t. i. pārvietojas vienu grupu pa labi.“

109. tabele ilustrē šos likumus, kas pazīstami kā pārvietošanas likumi (skat. 165. lp. p.).

Plejades.

Pievēstā tabelē mēs redzam divpadsmit radioelementus ar atomsvāriem no 206 līdz 230. Kopīgs visu radioaktīvo, no radija, aktīnija, torija un urāna atvasināmo, elementu skaits ir 36. To atomsvāri atrodas starp 206 un 238. Protams, ka tiem visiem periodiskā sistemā nepietiek vietas. Tos nākas ciešāki saspīest jeb „sablīvēt“.

K. Fajanss šajā nolūkā lika priekšā ievietot vienā periodiskās sistēmas rūtīnā vairākus savā starpā līdzīgus elementus, kas kopā rada vienu „plejadi“ un ieņem sistemā viena elementa vietu. Vienas plejades elementi pilnīgi vienādi pēc savām ķīmiskām un fizikalām īpašībām, arī elektroķīmiskā ziņā tie identiski un, acīmredzot, uzrāda pat vienādu spektru. Tos nav iespējams parastām ķīmiskām metodēm atdalīt vienu no otra. Tie — izotopiski, kā radiosvins un parastais svins (sal. 160. lp. p.). Tie atšķiras viens no otra ar dzīves ilgumu, šo radioaktīvo elementu raksturīgo lielumu. Viņu atomsvāri var atšķirties viens no otra par vairākiem vieniniekiem. No radija saimes locekļiem sastādāmas plejades, kas pievestas tab. 110, 166. lp. p. (sal. ar tabeli, kas pievesta I. s. 377. lp. p.).

Tabele 109.

Nosaukums	Stari	Periodiskās sist. grupa.	Atomsvars.
Jo	$\alpha$	IV	230
↓			
Ra	$\alpha$	II	226
↓			
Ra-Em	$\alpha$	O(VIII)	222
↓			
RaA	$\alpha$	VI	218
↓			
RaB	$\beta$	IV	214
↓			
RaC	$\alpha, \beta$	V	214
↓			
RaC' ↓	$\alpha$	VI	214
↓ RaC''	$\beta$	III	210
↓			
RaD	$\beta$	IV	210
↓			
RaE	$\beta$	V	210
↓			
Po	$\alpha$	VI	210
↓			
RaPb	—	IV	206

Senak domāja, ka atomsvars pilnīgi noteic visas elementa ķīmiskās īpašības. Bet radioelementu pētījumi pierādīja, ka:

Izotopija, kā dabīgo elementu vispārēja īpašība.

- 1) vienas plejades locekļiem dažādi atomsvari;
- 2) elementi ar vienādiem atomsvāriem var piederēt pie dažādām plejadēm (piem. RaC'', RaD, RaE un polonijs);
- 3) izotopiskus elementus nav iespējams parastām ķīmiskām metodēm atdalīt vienu no otra.

Šie dati lika domāt, ka:

- 4) arī neradioaktīvie „dabīgie“ elementi var būt vairāku izotopu maisījumi.

Mēs redzējam periodiskai sistēmai veltītā lekcijā, ka jaunākie Astona pētījumi, kas dibināti uz kanālu staru

**Tabele 110.**

Radioelementu plejades un to atomsvari.

Rinda	Grupa 0	Grupa I.	Grupa II.	Grupa III.	Grupa IV.	Grupa V.	Grupa VI.	Grupa VII.	Grupa VIII.
9.	—	—	—	<b>Tallijs</b> 204 <b>Radijs C''</b> 210	<b>Radiosvins</b> 206 <b>Svins</b> 207 <b>Radijs D</b> 210 <b>Radijs B</b> 214	<b>Bismuts</b> 209 <b>Radijs E</b> 210 <b>Radijs C</b> 214	<b>Polonijs</b> 210 <b>Radijs C'</b> 214 <b>Radijs A</b> 218	—	—
10.	<b>Emanacija</b> 222	—	<b>Radijs</b> 226	—	<b>Jonijs</b> 230	—	—	—	—

analīzi dažādās gāzēs, pilnīgi apstiprina šās domas. Tie izskaidroja dažus divainos elementu atomsvāru periodiskuma izņēmumus, un atjaunoja zinātnē Prouta (Prout) hipotēzi, pēc kuras visi atomsvāri attiecas pret ūdeņraža atomsvāru, kā vienkārši skaiti (I. s. 385. lpp.). Šeit jāpiezīmē vēl, ka 1921. un 1922. g. Harkins, Hais (Hayes) un Millikens (Millikan) difūzijas ceļā atdalīja no tīra chlorūdeņraža smagāku frakciju, kurā chlora atomsvārs ir 35,515 (kamēr chlora izotopu maisījumā atomsvārs 35,46). Brenštedts (Brönstedt) un Heveši (Hevešy) tajā pat laikā, destilējot retinātā telpā, sadalīja dzīvsudraba tvaikus divās frakcijās, kurām dažādi blīvumi. Blīvumu starpība sastādīja tikai 0,0005 absolūtā lieluma, bet tomēr pēc autoru datiem 500 reiz pārsniedza eksperimentā iespējamās kļūdas.

Ar radiju pirmo reiz eksperimentāli pierādīta elementu „transmutācijas“ (t. i. pārvēršanas) iespējamība. Alķīmiķu sapnis kļuvis patiesība, par ko nav vairs jāšaubas. Un tomēr cik liela starpība starp vidus laimēta „zelta darinātāju“ fantāzējumiem un reālo īstenību! Gluži negaidīts bij fakts, ka elementu sabrukšana notiek pati no sevis bez jebkādas eksperimentatora piepalīdzības. Pat vēl vairāk: eksperimentators pie šās grandiozās parādības šimbrīžam spiests izpildīt vienīgi

Radioaktivitāte — elementu vispārīga īpašība?

skatītāja lomu. Nav viņa rīcībā līdzekļu, ar ko iespaidot dabā notiekošo elementu sabrukumu.

Vēl negaiditaks bij apstākļi, ka pārvēršanās process saistīts ar tik lielas enerģijas attīstīšanos, kas daudz tūkstošu reizes pārsniedz parasto ķīmisko reakciju enerģiju. Gluži pareizi saka Soddi, ka ja kādreiz patiesi izdotos mākslīgi iegūt zeltu, elementiem ar augstaku atomsvāru radioaktīvi sabrukot, tad šādā ceļā iegūtās materiālas vērtība būtu ļoti niecīga, salīdzinot ar to milzīgo enerģijas krājumu, kas šādā procesā atbrīvotos.

Tālak mēs redzejam, ka radioaktīvu elementu pārvēršanās ātrums, kas no ārejiem apstākļiem neatkarīgs, dažādiem elementiem var svārstīties ļoti plašās robežās: no miljona daļas sekundes (RaC') līdz miljardiem gadu (U). To vērtē ņemot, uz mācās domas, ka arī pārejie elementi, kas šimbrīžam šķietas neaktīvi, atrodas tāpat lēnas sabrukšanas stāvoklī, tikai šā sabrukšana norisinās tik lēni, ka pagaidām vēl nespējam to konstatēt ar izstarojumu metodi. Bez radija un urana rindām pazīstamas vēl divas stipri radioaktīvu elementu rindas, kas atvasināmas no aktīnija un torija. Aktīnijs atrasts gandrīz reizā ar radiju un poloniju melnajā piķa rūdā. Torijs bij jau sen pazīstams, bet viņa radioaktīvās īpašības kļuva zināmas tikai pēc tam, kad, iepazīstoties ar urāna stariem, pētnieki sāka strādāt šajā virzienā.

Tomēr, tā kā urāns, kā arī aktīnijs un torijs ir tipiski atiecīgu periodiskās sistēmas plejadu locekļi, tos aplūkosim, kad ies runa par tām grupām, pie kurām šie elementi pieder. Šeit mināma tikai tā vispārējā parādība, ka radioaktīvi, šā vārda īstā nozīmē, ir visi elementi ar vislielākiem atomsvāriem: no 210 (radijs D) līdz 238 (urāns). Tā tad vissmagākie atomi ir vismazāk stabili un visvieglāk sabruk. No vieglākiem elementiem radioaktivitāti uzrāda kālijs un rubīdijs, kas izstaro  $\beta$ -stārus (sāl. 60. un 62. lpp.).

Vaj radioaktivitāte ir vispārēja visu elementu īpašība? Mak Lenāns (Mc. Lennan) pierādīja, ka lielākā daļa pazīstamo metālu: svins, cinks, dzelzs, varš u. c. izstaro mazā mērā stārus, kas līdzīgi radija stāriem. Tomēr uz šo novērojumu pamata atbildot uz augstāk uzstādīto jautājumu, jābūt ļoti uzmanīgam, jo ļoti iespējams, ka pētāmie metāli satur citu radioaktīvu elementu piemaisījumus. Sevišķi šaubīgs var likties svins, kas parasti satur polonija piemaisījumus. Tapēc visos šādos spriedumos nav jāaizmirst, ka radioaktivitātē mums darišana ar ārkārtīgi jūtīgu metodi, kas reaģē uz visniecīgākām materiālas daudzumiem, kādi nav ne ar vienu citu metodi pierādāmi. Aiz šā iemesla

šādu pētījumu rezultātiem piemērojama visstingrakā zinātniskā kritika.

Elementu  
mākslīga sa-  
dalīšana.

Ja aiz ša iemesla jautājums par „neaktīvo“ elementu patstāvīgu sadalīšanos šimbrīžam uzlūkojams par atklātu, tad tomēr nav vairs šaubu, ka ir iespējams vieglos elementus mākslīgi sadalīt. Un elementu sašķelšanas ierocis — atkal radija enerģija, un atsevišķi šajā gadījumā — radija  $\alpha$ -daļiņu mehāniskā enerģija.

Jau I. sējumā, 231. un 394. lpp. aizrādīts, ka Rezerfords, pamatojoties uz elementu radioaktīvās sabrukšanas parādībām, radija jaunu atomu uzbūves hipotēzi. Rezerforda atoms sastāv no pozitīvi pielādētā centrālā kodola, ap ko pa noteiktām orbitām, ar noteiktiem ātrumiem riņķo negatīvi elektroni. Mozli (Moseley) pierādīja, ka elektronu skaitu, kam jābūt vienādam ar kodola pozitīvo lādiņu, noteic elementa „kārtības skaitlis“ (I. s., 389. lpp.). Bors (Bohr) aprēķināja pēc ūdeņraža spektra līnijām kodola lielumu, elektronu lielumu un ātrumus, kā arī to attālumus no kodola centra. Atoma uzbūve tādejādi noteikta ne tikai kvalitatīvi, bet arī kvantitatīvi.

Kas notiek, kad  $\alpha$ -daļiņa, kas kustas ar desmit tūkstošu kilometru ātrumu sekundē, saduras ar cita elementa atomu? Ta pa lielākai daļai iedrāžas starp atoma centrālo kodolu un elektroniem, kas ap to, — jo kodols aizņem tikai nelielu daļu visa atoma tilpuma, kā tas redzams no pirmā sējumā 395. lpp. pievešiem modeļiem. Tikai izņēmuma gadījumos  $\alpha$ -daļiņa saduras ar pašu atoma kodolu. Tad  $\alpha$ -daļiņa piepeši maina savu virzienu (pozitīvais kodols atgrūž pozitīvo  $\alpha$ -daļiņu). 145. lpp. pusē pieveštā  $\alpha$ -daļiņu kustības ceļu fotografija, pēc Vilsona, uzrāda dažu līniju galā vairākus šādus „lūzumus“. Bet arī atoma kodols šādā sadursmē dabon stipru triecienu, kas var to novest pie sabrukuma.

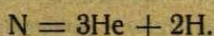
Jau Ramzejs un Kamērsons mēģināja izlietot  $\alpha$ -daļiņu milzīgo enerģiju vaļa mākslīgai pārvēršanai neonā un litijā, kā arī torija pārvēršanai ogleklī zem radija emanācijas iespaida. Tomēr viņu mēģinājumu rezultātus nevarēja apstiprināt citi pētnieki. Tikai pēdējos gados Rezerfordam izdevās šo problēmu atrisināt. Jau 1914. gadā Marsdens (Marsden) pierādīja, ka  $\alpha$ -daļiņam saduroties ar ūdeņraža atomiem, pēdējie iegūst ātrumu, kas vairākus reizes pārsniedz pašu  $\alpha$ -daļiņu ātrumu. Šādi, kustībā ievadīti ūdeņraža atomi, uz cinka sulfīda plati iedarbojoties, tāpat kā  $\alpha$ -daļiņas, rada pēdējās spīguļošanu. Marsdens, novērojot spīguļošanu, pierādīja, ka ūdeņraža kodoliem, kas  $\alpha$ -daļiņam bombardējot izsisti no ūdeņraža atomiem, daudz lielāks „snieg-

šanās tālums" (sal. 145. lp. p.) nekā pašām  $\alpha$ -daļiņam. Rezerfords noteica arī šo kodolu masu pēc viņu noliekšanās elektriskā un magnetiskā laukā un tiešam atrada vienu (t. i. ūdeņraža atomsvāru). Protams, ne visas  $\alpha$ -daļiņas rada šādu efektu, un Rezerfords parādija, ka no 300000  $\alpha$ -daļiņam, kas uz viena centimetra attāluma savā ceļā sastopas ar 10000 ūdeņraža daļiņam, tikai viena ķer mērķi un izsīt ūdeņraža kodolu.

Cik liels bija Rezerforda pārsteigums, novērojot to pašu „ātro“ ūdeņraža kodolu parādišanos,  $\alpha$ -stariem iedarbojoties uz slāpekli. Bij jauzstāda ļoti precīzi eksperimenti tik ievērojama fakta pārbaudišanai. Šam nolūkam Rezerfords ieguva no RaC  $\alpha$ -daļiņas ar noteiktu sniegšanās tālumu, laida tās absolūti tīrā slāpekli, pēc tam caur plānu alumīnija plati, kuras biezums bij tā aprēķināts, ka tā aiztureja visas  $\alpha$ -daļiņas, bet cauri laida „ātros“ ūdeņraža atomus, kuriem lielāks sniegšanās tālums nekā  $\alpha$ -daļiņam. Neapgāžams kļuva fakts, ka

„zem  $\alpha$ -daļiņu iedarbības no slāpekļa rodas ūdeņradis“ (sal. I. s., 198. lp. p.).

Domājams, ka slāpekļa atoms pie tam sadalas ūdeņradī un helijā:



Ar šiem eksperimentiem pirmo reiz pierādīts, ka sabrūk ne tikai smagie atomi, bet ka iespējams mākslīgi sadalīt arī vieglo elementu atomus, un ka to sastāvdaļa ir ūdeņradis. Kā atomu „apšauditāju“ lieto radiju C, kas izstaro  $\alpha$ -daļiņas. Protams, tā kā  $\alpha$ -daļiņas visai reti „trāpa“ „apšaudamā“ atoma kodolā (1 uz 300000), šādā ceļā iegūstami ļoti niecīgi ūdeņraža daudzumi. Šos niecīgos daudzumus nav iespējams citādā ceļā pierādīt, kā tikai ar „scintilāciju“, kas šeit pirmo reiz izpilda analītiskas metodes lomu.

Lietojot šās metodes, Rezerfords un Čedviks (Chadwick) 1921. gadā ar  $\alpha$ -daļiņam „bombardeja“ arī citus elementus. Viņiem izdevās pierādīt, ka ūdeņradis rodas no sekošiem elementiem:

bora (atomsvars = 11), fluora (atomsvars = 19), nātrija (atomsvars = 23), alumīnija (atomsvars = 27) un fosfora (atomsvars = 31).

Šimbrīžam valda uzskats, ka visi elementu atomi uzbūvēti no diviem visvienkāršākiem veidiem: no helija atomiem un ūdeņraža atomiem, pie kam domājams, ka arī helija atoms sastāv no 4 ūdeņraža atomiem, kas sastāda vienu veselu. Ja

šis uzskats nākotnē apstiprināsies, tad kā visas pasaules ēkas pamati jauzlūko:

pozitīvais ūdeņraža kodols un negatīvais elektrons.

## Trisdesmit piektā lekcija.

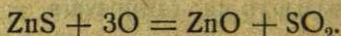
### Otrā grupa (turpinājums). Cinka apakšgrupa: cinks, kadmījs un dzīvsudrabs.

Cinks. — Atrašanās. — Cinka metalurģija. — Metāla īpašības. — Cinka indukcijas periods un pasivitate. — Cinka oksīds, ZnO. — Cinka sulfīds, ZnS. — Cinka hlorīds, ZnCl<sub>2</sub>. — Cinka cianīds, Zn(CN)<sub>2</sub>. — Cinka vitriols, ZnSO<sub>4</sub> · 7H<sub>2</sub>O. — Fizioloģiskā darbība. — Kadmījs. — Atrašanās. — Metāls. — Kadmija oksīds, CdO. — Kadmija hidroksīds, Cd(OH)<sub>2</sub>. — Kadmija sulfīds, CdS. — Kadmija hlorīds, CdCl<sub>2</sub> · 2H<sub>2</sub>O. — Kadmija jodīds, Cd<sub>2</sub>J<sub>4</sub>. — Kadmija cianīds, Cd(CN)<sub>2</sub>. — Kadmija sulfāts, CdSO<sub>4</sub> · <sup>8</sup>/<sub>3</sub>H<sub>2</sub>O. — Dzīvsudrabs. — Atrašanās. — Iegūšana. — Tīrīšana. — Īpašības. — Izlietošana. — Fizioloģiskā darbība. — Amalgāmas. — Merkuri savienojumi. — Dzīvsudraba oksīdus, Hg<sub>2</sub>O. — Merkurosulfīds, Hg<sub>2</sub>S. — Kalomels, Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>. — Merkurojodīds, Hg<sub>2</sub>J<sub>2</sub>. — Merkurinitrāts, Hg<sub>2</sub>(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>. — Merkurosulfāts, Hg<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. — Merkurosavienojumu struktūra. — Merkurosavienojumi. — Dzīvsudraba oksīds, HgO. — Merkurisulfīds, HgS. — Sublimāts, HgCl<sub>2</sub>. — Merkuribromīds, HgBr<sub>2</sub>. — Merkurijodīds, HgI<sub>2</sub>. — Dzīvsudraba bāziskais karbonāts. — Merkuricīnīds, Hg(CN)<sub>2</sub>. — Merkuriodanīds, Hg(CNS)<sub>2</sub>. — Merkurinitrāts, Hg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>. — Merkurisulfāts, HgSO<sub>4</sub>. — Dzīvsudraba sāļu reducēšana. — Cinka apakšgrupas elementu pārskats. — Fizikalās īpašības. — Ķīmiskais raksturs. — Amfoterās īpašības. — Kompleksu anjoni. — Kompleksu katjoni. — Sāļu šķīstamība. — Elektropozitīvais raksturs. — Savienojumu rašanās siltumi. — Izotopija. —

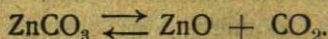
#### Cinks, Zn (Zincum).

Cinks sastopams dabā galvenā kārtā divos mineralos: cinka māneklī kā cinka sulfīds, ZnS, un galmejā kā cinka karbonāts, ZnCO<sub>3</sub>. Cinka rūdas lielākos daudzumos atrodas Šlezijā un Ziemeļ-Amerikas Savienotās Valstīs, bez tam Francijā, Beļģijā un Lielbritānijā.

Metāla iegūšanai vispirms cinka rūdas apdedzinot pārvērš cinka oksīdā, ZnO. Cinka sulfīds pie tam sadeg, radīdams, kā blakus produktu, sēra dioksīdu:



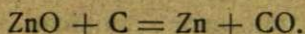
Sēra dioksīdu parasti pārstrāda pēc „kontakta metodes“ (skat. sērskābes pagatavošanu) sērskābē. Cinka karbonātu sadala tieši, tāpat kā otrās grupas pārejo elementu karbonātus:



Atrašanās.

Cinka metalurģija.

Cinka oksidu pēc tam samaisa ar ogli un pārtvaicē no šamota retortam baltas kvēles temperatūrā. Ogle viegli reducē cinka oksidu:



Metaliskā cinka tvaiki kondensejas māla traukā. Ja ša trauka temperatūra zemāka nekā cinka kušanas temperatūra, cinka tvaiki kondensejas kā putekļi (tāpat kā ūdens tvaiki zem 0° radā sniegu). Šos cinka putekļus, kas parasti satur vēl daudz cinka oksida, organiskā ķīmijā lieto kā enerģisku reducētāju. Bet normalā darba gaitā traukā uztur temperatūru 420°—550°. Šajos apstākļos cinks kondensejas šķidrā veidā. Procesa beigās to izlej formās.

Ar cinku pārklāj jumtus un dažādus traukus. Ļoti bieži ar cinku pārklāj arī dzelzi, lai to aizsargātu no rūsešanas. Cinka kausejumi ar vaļu pazīstami kā misiņš, par ko runajām lekcijā par vaļu (sal. 75. lp. p.).

Cinks — balts metāls ar iezilgaņu nokrāsu, kuram zema kušanas temperatūra (419°) un arī vārišanās temperatūra nav visai augsta (918°). Tas parastā temperatūrā ļoti trausls, bet 100°—150° temperatūrā izvelmejams plānās lapās un drāti. Tam liela nozīme cinka praktiskā izlietošanā. Pāri par 200° cinks atkal kļūst tik trausls, ka piestiņā saberžams smalkā pulverī.

Metāla īpašības.

Cinka tvaika blīvumu noteicot, izrādās, ka viņa molekulasvars sakrīt ar atomsvaru. Cinks parastā temperatūrā, sausā gaisā neoksidejas, bet mitrā gaisā pārklājas ar hidroksida un karbonāta kārtu, kas to aizsargā no tālākas atmosfēras iedarbības. Augstā temperatūrā cinks sadeg ar zilgaņu liesmu.

Atšķaidītās skābēs, pat sālsskābē un sērskābē ķīmiski tīrs cinks šķīst ļoti gausi. Bet pamazām attīstīties ūdenradis iespaido cinka šķīšanas ātrumu un tas pakāpeniski palielinās, un pēc noteikta laika kļūst normāls. Centneršvera, Zaksa un Drukera pētījumi pierādījuši, ka cinka šķīšanā novērotais reakcijas „indukcijas periods“ stāv sakarā ar cinka virsmas sevišķo „pasīvo“ stāvokli. Šis stāvoklis novēršams, cinku noberžot ar smilšpapīri vai uz to iedarbojoties dažiem reaktīviem (jodam), kā arī ar katoda polarizāciju. Pēdējā gadījumā cinku uz kādu brīdi savieno ar galvaniskās baterijas negatīvo polu.

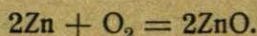
Cinka indukcijas periods un pasīvitate.

Cinks, saturošs kā piemaisījumus cēlakus metālus (vaļu, niķeli, platinu, zeltu), šķīst daudz ātrāki nekā tīrs cinks. Šajā gadījumā uz cinka virsmas attīstas neskaitams daudzums „vietejo elementu“. Cinka daļiņas ir šo elementu negatīvie poli un

pāriet šķīdumā (t. i. attīsta  $Zn^{..}$  jonus), bet ūdeņraža joni, izlādejoties uz otra metala piemaisījuma daļiņu virsmas, atdalās kā neitras gāzes molekulas. Tāpat darbojas arī cēlaku metālu sāļi, kasniecīgos daudzumos izšķīdināti skābē. Cinks šos metālus izvieto un tie, nogulsnedamies uz cinka virsmas, rada ārkārtīgi daudz „vietejo elementu“. Aiz ša iemesla, ūdeņradi iegūstot no tīra cinka un sērskābes (vaj sālsskābes), pēdejai parasti pielej nedaudz vara sulfāta šķīduma. Šajā gadījumā mums darišana, acimredzot, ar sevišķu katalīzes veidu, kas dibinas uz atdalījušos metāla daļiņu elektrisko iedarbību.

Cinka oksids,  $ZnO$ .

Cinka oksids,  $ZnO$ , rodas cinkam sadegot:

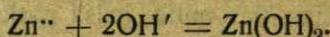


Technikā dedzina cinka tvaikus un oksīdu uztver sevišķās putekļu kamerās. Cinka oksīds — balts viegls pulveris. Tas karsejot kļūst dzeltens, bet atdzīstot paliek atkal balts. To lieto kā baltu krāsu (cinka baltums). Viņa nav kaitīga un no sērūdeņraža nemainas. Ta ir viņas priekšrocība pret svina baltumu. Tomēr ša krāsa dārgaka un tik labi nesedz priekšmetus.

Ar cinka oksīdu dziedē dažas ādas slimības („flores zinci“).

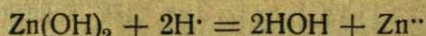
Cinka hidroksīds,  $Zn(OH)_2$ .

Cinka hidroksīds,  $Zn(OH)_2$ , rodas kā balts amorfs nogulsnis, kodīgam kalijam jeb nātrijam iedarbojoties uz cinka sāļu šķīdumiem pēc jonu reakcijas:

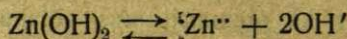


Amonjaks, lieka amonija chlorīda klātbūtnē, nedod nogulsni, pa daļai aiz sārmaino īpašību pamazinašanās, kā pie magnija (sal. 107. lp. p.), pa daļai tapēc, ka rodas kompleksa savienojums  $Zn(NH_3)_4(OH)_2$ .

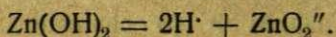
Cinka hidroksīds viegli šķīst ne tikai skābēs, bet arī sārmos. Šis apstāklis liecina par viņa amfotero raksturu, kas atgādina berilija hidroksīdu (sal. 103. lp. p.).



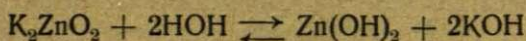
Pirmā gadījumā šķīdumā pāriet  $Zn^{..}$  katjoni, otrā — cinkskābes anjoni,  $ZnO_2''$ . Pats cinka hidroksīds, cik tas šķīst ūdenī, pa daļai disociē pēc šēmas:



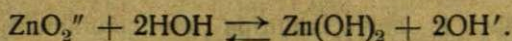
un pa daļai pēc šēmas:



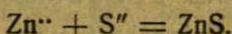
Cinkskābes sāļi jeb cinkati šķīdumā pastāv tikai lieka sārma klātbūtnē, jo tie ūdenī stipri hidrolizejas:



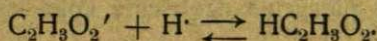
jeb



Cinka sulfids, ZnS, rodas kā balts nogulsnis, amonija sulfīdu,  $(NH_4)_2S$ , pielejot cinka sāļu šķīdumam: Cinka sulfids, ZnS.



Tas viegli šķīst skābēs un tapēc nav nogulsnejams ar sērūdeņradi no skāba vai neitrāla šķīduma. Bet ja neitrālam (vai vāji skābam) cinka sāļa šķīdumam pieļejam natrija acetāta šķīdumu pārsvarā, tad no šāda šķīduma cinka sulfids nogulsnejams kvantitatīvi. Šās parādības iemesls ir tas, ka etiķskābes anjoni,  $C_2H_3O_2'$ , pavājina skābes darbību. Tie savienojas ar šķīduma ūdeņraža joniem, radot maz disociētu (vāju) etiķskābi:



Ari amonija joni līdzīgā kārtā pavājina amonjaka, kā sārma, darbību (sal. 107. lp. p.). Ūdeņraža jonu visniecīgāko daudzumu klātbūtnē reakcija



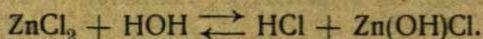
gandrīz pavisam nenotiek.

Dabīgais cinka māneklis, sevišķi zem radija  $\alpha$ -staru iespaida, tumsā spīguļo (sal. 145. lp. p.). Mēs redzejam iepriekšējā lekcijā, ka tas ir jūtīgs reaktīvs arī uz „ātrajiem“ ūdeņraža atomiem (169. lp. p.). Ša cinka sulfida īpašība atkarajas no dažiem niecīgiem piemaisījumiem (127. lp. p.). Fosforescejošu cinka sulfīdu iespējams mākslīgi pagatavot pēc Hofmaņa (Hofmann) un Dukas (Ducca) metodes, karsejot nogulsni, kas rodas sērūdeņradim iedarbojoties uz amonija sulfāta un cinka sulfāta amonjaka šķīdumu, saturošu chlornatrija un chlormagnija piemaisījumus. Šādā ceļā iegūtie preparāti ļoti jūtīgi ne tikai pret  $\alpha$ -stariem, bet arī pret  $\beta$ - un violeto gaismas stariem. Ja uz apgaismotu cinka sulfīda preparātu darbojas sarkanie stari, fosforescence acumirkli apstājas.

Cinka sulfīds, kā sastāvdaļa, ietiet litoponā, par ko runājam, aplūkojot barija sulfātu (126. lp. p.).

Cinka chlorīds,  $ZnCl_2$ , rodas šķīdumā, sāļsskābei iedarbojoties uz metalisku cinku. Tas ļoti labi šķīst ūdenī. Koncentretam šķīdumam pielejot koncentretu sāļsskābi, no šķīduma izkrit  $2ZnCl_2 \cdot 3H_2O$  hidrāta kristāli. Tie spēji Cinka chlorīds,  $ZnCl_2$ .

uzsūc no gaisa mitrumu un izplūst. Tos atūdeņojot, līdz ar ūdeni tie zaudē daļu chlorūdeņraža un rada bāzisko chlorīdu (hidrolīze):

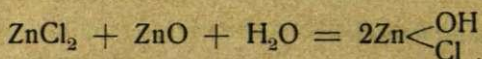


Stabilaks ir cinka chlorīda un chloramonija divsāls,  $\text{ZnCl}_2 \cdot 3\text{NH}_4\text{Cl}$ , kas no šo abu sāļu maisīta šķīduma viegli kristalizējas. Šo divsāli karsējot sausā chlorūdeņraža straumē, chloramonijs izgaro, bet paliek bez ūdens sāls.

Tas ir balta masa, kas kūst starp  $200^\circ$  un  $300^\circ$ , vāras pie  $680^\circ$ , ļoti higroskopiska un ūdenī viegli hidrolīzejas. To lieto organiskā ķīmijā kā atūdeņošanas līdzekli, piem. organiskus esterus pagatavojot no spirtiem un organiskām skābēm. Bez ūdens cinka chlorīds viegli šķīst ne tikai ūdenī, bet arī daudzos organiskos šķīdumos: spirtā un eterī.

Cinka chlorīda ūdens šķīdumam, pateicoties hidrolīzei, ir skāba reakcija un dezinficējošas īpašības. Aiz ša iemesla ar cinka chlorīdu piesūcina dzelzsceļu koka sijas, to aizsardzībai no pūšanas.

Bez ūdens cinka chlorīds, tāpat kā magnija chlorīds, ar cinka oksīdu samaisot, rada cietu masu (sacietē). Pie kam sacietēšana notiek pēc magnija chlorīda sacietēšanas reakcijai līdzīgas šēmas:

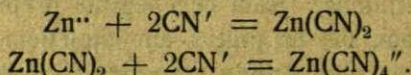


Iegūto masu zobārstniecības teknikā lieto kā plombu cementu.

Cinka chlorīds, pateicoties skābai reakcijai, spēj izšķīdināt arī citu metālu, piem. vara, oksīdus. Aiz ša iemesla, lodejot metālus, ar to tīra lodejamo gabalu virsmas.

Cinka cianīds.  
 $\text{Zn(CN)}_2$ .

Ciankalījs no cinka sāļu šķīdumiem nogulsnē baltu cinka cianīdu,  $\text{Zn(CN)}_2$ , kas tomēr šķīst liekā ciankalija šķīdumā, radot kompleksā sāli:



Kompleksā anjons  $\text{Zn(CN)}_4''$  pa daļai disociē cinka un ciana jonus, ko norāda tas apstākļi, ka sērūdeņradis no cianīda kompleksā šķīduma nogulsnē cinka sulfīdu.

Cinka vitriols,  
 $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,

Cinka sulfāts,  $\text{ZnSO}_4$ , rodas cinkam šķīstot sērskābē un no šķīduma kristalizējas kā hidrāts  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , kas pazīstams zem nosaukuma „cinka vitriols“. Tas viegli šķīst ūdenī:

**Tabele 111.**

Sērskābā cinka šķīstamība 100 gramos ūdens.

Temperatura; Šķīstamība:	0°	20°	40°	60°	80°	100°
	43,02	53,13	63,52	74,20	84,60	95,03 gr. ZnSO <sub>4</sub> .

Cinka joniem dezinficejošas īpašības. Acu iekaisumus Fizioloģiskā dziedē, apslāpinot ar cinka sulfata šķīdumu. Cinka sāļi, iekšā darbība. ieņemti, izsauc vemšanu. Ielpojot cinka tvaikus (un oksīdu), rodas drudzis.

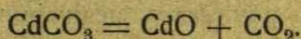
**Kadmījs, Cd (Cadmium).**

Kadmījs dabā sastopams kā sulfīds, CdS, samērā retā mi- Atrašanās. neralā g r e n o k i t ā, bet biežāki tas atgādās kopā ar cinku cinka mānēkli.

Cinku destilējot, kadmijs, kā vieglāk gaistošs metāls, pār- Metals. tvaiko līdz ar pirmām cinka frakcijām un nogulstas putekļus uz- tverošās kamerās kopā ar cinka putekļiem. Tas no cinka atda- lams frakcionētā destilācijā ar ogli. Kadmijs no cinka pilnīgi atdala, sālsskābes šķīdumā ar sērūdeņradi nogulsnejojot viņu chlorīdus. Tad nogulstas tikai kadmija sulfīds, ko apdedzina, pēc tam reducē ar ogli un pārdestilē.

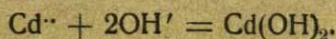
Tas ir balts, mīksts, viegli šķīstošs metāls. Tas kūst pie 320,9° un vāras pie 778°. Gaisā sadeg, līdzīgi cinkam, un rada oksīdu, CdO. Kadmijs skābēs šķīst gausāki nekā cinks. Tvaika veidā tas uzrāda molekularsvaru, atbilstošu vienkāršai formulai Cd, t. i. viņa molekulas, līdzīgi cinkam, sastāv no viena atoma. No cinka tas atšķiras ar stiprāku tendenci radīt kom- plekšu savienojumus.

Kadmija oksīds rodas metālu dedzinot vai karsejojot kadmija Karbonāts. CdO.



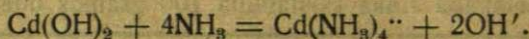
Tas ir brūns amorfs pulveris. Mitrā gaisā tas pamazām pievelk oglekļa dioksīdu un kļūst balts.

Kadmija sāļi rada ar kodīgiem sārmjiem baltu kadmija Kadmija hidroksīda nogulsni: Cd(OH)<sub>2</sub>.



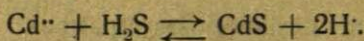
Tas viegli šķīst skābēs, bet nešķīst liekā sārmā. Tā tad kadmija hidroksīdam nav amfoters raksturs (atšķirība no

cinka hidroksida). Tas šķīst liekā amonjakā, radot amonjaka kompleksa sāli:



Kadmijs šajā sāli atrodas katjonā.

Sērūdeņradis nogulsnē dzeltenu kadmija sulfīdu,  $\text{CdS}$ , pat skābos šķīdumos. Sildot kadmija sulfīds šķīst stiprās skābēs ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). Rezultatā rodas līdzsvars:



Aiz to nogulsnejot jasargas no liekas skābes.

Kadmija sulfīdu lieto glezniecībā kā vērtīgu dzeltenu krāsu. Tās priekšrocība ir tā, ka viņa zem sērūdeņraža iespaida nepaliek melna, kā tas ir ar svina krāsām.

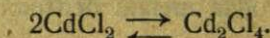
Kadmijam vaj viņa karbonatam šķīstot sāļsskābē, rodas kadmija chlorīds,  $\text{CdCl}_2$ , kas no ūdens šķīduma kristalizējas kā dihidrats,  $\text{CdCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Tas nelielā mērā ūdeni hidrolizējas un sildot zaudē ūdeni, pārvēršdamies baltā masā, kas kūst virs  $500^\circ$ . Tas viegli šķīst ūdenī, kā arī mazā mērā metil- un etilalkoholā.

### Tabele 112.

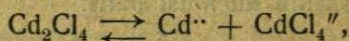
Kadmija chlorīda šķīstamība ūdenī.

Temperatura:	$1^\circ$	$10^\circ$	$19^\circ$	$25^\circ$	$61^\circ$	$82^\circ$
Šķīstamība:	47,6	51,6	52,6	52,9	57,9	58,8% $\text{CdCl}_2$

Neraugoties uz elektrolītisko disociāciju, kadmija chlorīds ūdens šķīdumā uzrāda liela molekularsvaru nekā jābūt pēc formulas  $\text{CdCl}_2$ . Tas liecina, ka kadmija chlorīds lielā mērā polimerizējas:



Hitorfs jonu pārvešanas mēģinājumos atrada, ka kadmijs top pārņests līdz ar chloru uz anodu. No tā slēdzams, ka kadmija chlorīds disociē pēc nolīdzinājuma:



pie kam rada kadmija divvērtīgu kompleksa anjonu,  $\text{CdCl}_4^{2-}$ .

Vēl krasākā veidā polimerizācija novērojama pie kadmija jodīda,  $\text{CdJ}_2$ . Šis savienojums gandrīz nemaz nevada strāvu, viegli šķīst spirtā un eterī un ar sērūdeņradi nedod nogulsni.

Kadmija sulfīds,  $\text{CdS}$ .

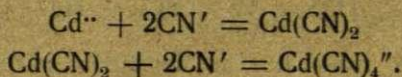
Kadmija chlorīds,  $\text{CdCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

Kadmija jodīds,  $\text{CdJ}_2$ .

Tā tad tas nav elektrolīts. Viņa molekularsvars šķīdumā norāda uz divkāršu formulu:  $Cd_2J_4$ .

Ciankalijs no kadmija sāļu šķīdumiem nogulsnē baltu kadmija cianidu, kas šķīst liekā reaktivā:

Kadmija cianids,  $Cd(CN)_2$ .



Komplekša anjons  $Cd(CN)_4^{--}$  pēc sastāva līdzīgs anjonam, kas rodas kadmija chloridam šķīstot ūdenī.

Kadmija sulfats interesants caur to, ka rada diezgan komplicētu sastāva hidratu:  $3CdSO_4 \cdot 8H_2O$ . To lieto „normal-elementos” — etalonus, ar kuriem noteic galvanisko elementu strāvas dzinejspēku.

Kadmija sulfats,  $CdSO_4 \cdot 8/9H_2O$ .

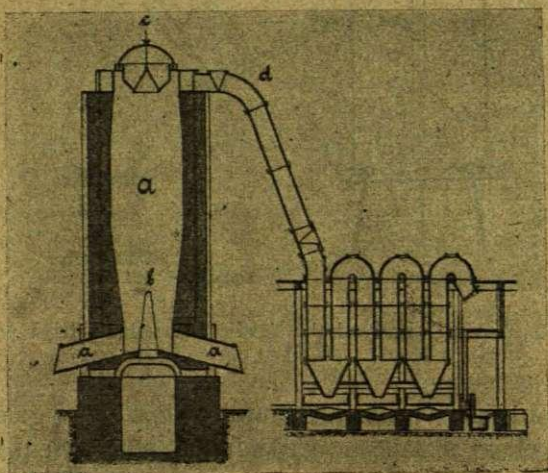
### Dzīvsudrabs, Hg (Hydrargyrum).

Visizplatītākā dzīvsudraba rūda ir cinobrs jeb dzīvsudraba sulfīds, HgS. Šo rūdu lielos daudzumos ieguva un izstrādāja Spanijā (Almadenē) jau sirmā senatnē. Otrā vietā ieņem Idrija, kur dzīvsudrabu iegūst jau no 16. gadsimteņa. Krievijā dzīvsudraba fabrikas atrodas Nikitovkā, Doņecas apgabalā. Bez tam ievērojamos daudzumos šo metālu iegūst Kalifornijā un Meksikā.

Atrašanās.

Dzīvsudrabu iegūst no rūdām vienīgi sausā ceļā, un proti: apdedzinot un destilējot. Apdedzinašanu izdara stāvceļos (zīm. 292), kas aizsargāti ar dzelzs bruņam pret dzīvsudraba izgaišanu. Rūdu (kas parasti satur ne vairāk kā 20% dzīvsudraba)

Iegūšana.



Zīm. № 292. Spireka krāns ar Čermaka kondensācijas aparātu dzīvsudraba iegūšanai.

kopā ar koka ogli ielādē no augšas pa piltuvi c un apdedzina telpā a. Paliekas izvāc pa apakšu, pa kuriem ielaiž arī vajadzīgo gaisu. Apdedzinot sadeg tikai sērs, bet dzīvsudrabs pārtvaiko:

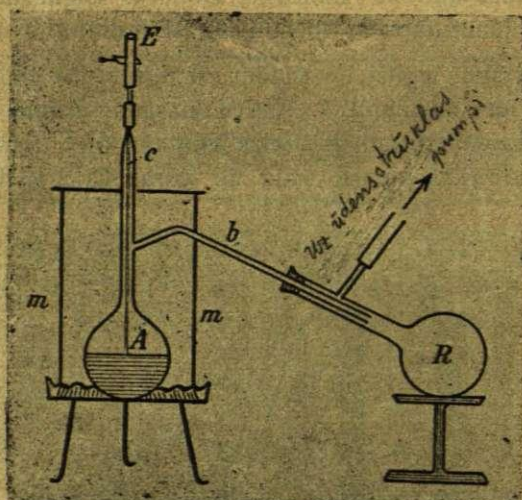


Dzīvsudraba tvaiki līdz ar degšanas gāzēm aiziet pa cauruli d un nogulstas kondensatorā, ko dzesē ar aukstu ūdeni. Liela daļa dzīvsudraba nogulstas kā smalki pilieni, samaisīti ar putekļiem, darvu un kondensācijas ūdeni. No šā maisījuma, ko sauc „štupu“, izspiež dzīvsudrabu, bet atliekas no jauna apdedzina un destilē kopā ar svaigu rūdu. Degšanas gāzes no kondensatora novada putekļus uztverošās kamerās, kur nogulstas pēdējās dzīvsudraba atliekas.

Dzīvsudraba izstrādašana — viens no visneveseligākajiem tehniskajiem procesiem, kurā strādnieki kroniski sanāvejas („merkurialisms“).

Tīrīšana.

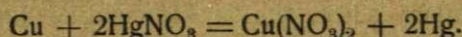
Laboratorijā dzīvsudrabu tīra destilējot retinātā telpā aparatā, kas redzams 293. zīmējumā. Kolbā A, kas savienota ar ievāktuvi R un ūdensstrūklas pumpi, karsē dzīvsudrabu. Lai



Zīm. № 293. Dzīvsudraba destilēšana retinātā telpā pēc Huletta.

atvieglotu vārišanos, pa kapilarcauruli c laiž tievu gaisa straumi. No mazāk cēliem metāliem dzīvsudrabu attīra vienkārši ar slāpekļskābi. Tievu dzīvsudraba straumi lej caurulē R (zīm. 294), kurā atšķaidīta slāpekļskābe, saturoša ap 5% merkuronitrāta,  $\text{HgNO}_3$ . Ja dzīvsudrabs satur mazāk cēlus metālus (piem.

cinku, varu), pēdejie izvieta no šķīduma dzīvsudrabu un paši pāriet šķīdumā:



Tīrs dzīvsudrabs sakrājas caurules apakšdaļā un pa caurumu a notek apakšā paliktā traukā.

Dzīvsudrabs — vienīgais metāls, kas parastā temperatūrā šķīdīrs. Tam — sudraba spīdums un liels īpatnejs svars (13,6). Tas sasalst pie  $-39,5^\circ$ , manāmi izgaro jau istabas temperatūrā un vāras zem atmosfēras spiediena pie  $357^\circ$ .

Dzīvsudraba tvaika blīvums norāda, ka šis metāls, kā citi šās apakšgrupas metāli, sastāv no molekulām, kurās pa vienam atomam.

Kinetiskā gāzu teorija māca, ka vienatomo gāzēm (t. i. gāzēm, kurām molekulā tikai viens atoms) zem pastāvīga spiediena un pie pastāvīga tilpuma īpatnejo siltumu attiecībajabūt:

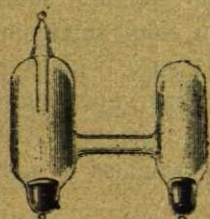
$$\frac{C_p}{C_v} = 1,66.$$

Tiešam, kad Kundts (Kundt) šo attiecību noteica, izejot no skaņas izplatīšanās ātruma dzīvsudraba tvaikos, radās skaitlis, kas pilnīgi saskan ar kinētiskās teorijas prasību. Ša metode, eksperimentāli pārbaudīta, kļuva pamats „cēlo gāzu” atomsvāru noteikšanai (sal. I. s., 136. lp. p.).

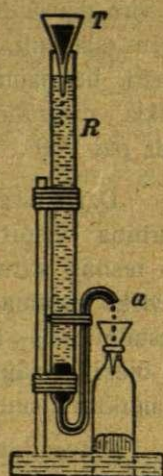
Dzīvsudrabs, gaisā sildot, lēni oksidejas. Bet augstākā temperatūrā dzīvsudraba oksīdi no jauna sadalās elementos (I. s., 21. lp. p.). Dzīvsudrabs nešķīst atšķaidītās sālsskābē un sērskābē, bet lēni šķīst atšķaidītā slāpekļskābē. Tas tieši savienojas ar sēru un halogēniem.

Dzīvsudrabu, kā vienīgo šķīdro metālu, lieto barometros un termometros. Dzīvsudraba tvaiki vakuumā vada elektrisko strāvu

Izlietošana.



Zim. № 295. Dzīvsudraba lampa.



Īpašības.

Zim. № 294.  
Dzīvsudraba tīrīšana ar slāpekļskābi pēc Ostvalda.

un izstaro zilu gaismu, kurā daudz ultravijoleto staru. Ultravijoletos starus iegūst evakuētā kvarca caurulē, kas satur dzīvsudrabu (zīm. 295). Kvarcs laiž cauri šos starus, turpretim stikls pilnīgi aiztur. Šiem stariem liela ķīmiskās iedarbības spēja, tie, starp citu, ozonizē skābekli (sal. I. s., 284. lp. p.), kā arī iedarbojas uz cilvēka ādu (ta īsā brīdī „nodeg”).

Parastie termometri lietojami tikai no — 39° (dzīvsudraba sasalšanas temperatūra), līdz 360° (vārīšanās temperatūra). Bet ja virs dzīvsudraba kapilāra telpā iepilda kādu indiferentu gāzi, piem. slāpekli vai oglekļa dioksīdu, zem spiediena, šādi termometri lietojami arī priekš augstākām temperatūram. Kvarca stikla dzīvsudraba termometri derīgi temperatūru mērošanai līdz pat 900°.

Fizioloģiskā  
darbība.

Dzīvsudraba tvaiki, kā arī ta joni, ļoti nāvīgi. Dzīvsudraba darbība vispirms parādās mutes iekšienes iekaisumā, tad — resnās zarnas iekaisumā, kas saistīts ar stipru caureju. Bet sevišķi bīstama dzīvsudraba iedarbība uz nierēm: nieru darbībai apstājoties — apstājas arī nāvēkļa atdalīšana no organisma. Aiz to bieži iestājas nāve. Kronisko sanāvēšanos ar dzīvsudrabu („merkuralismu“), starp citu, raksturo ārkārtīga nervozitāte.

Dzīvsudraba sāļu darbība, bez šaubām, ir dzīvsudraba jonu darbība, jo šo sāļu bakterijas nāvejošā spēja tieši proporcionāla dzīvsudraba jonu koncentrācijai šķīdumā.

Aiz to merkurīchlorīds,  $HgCl_2$ , daudz nāvīgāks nekā dzīvsudraba savienojumi ar bromu un jodu, jo pēdējie mazāk disociēti nekā pirmais. Vismazāk disociēts merkurīcianīds,  $Hg(CN)_2$ ; tas arī mazāk par citiem nāvīgs, kaut gan līdz ar dzīvsudraba joniem rodas nāvīgie ciana joni.

Dzīvsudraba jonu nāvejošā darbība, acīmredzot, stāv sakārā ar viņu spēju nogulsnet olbaltumu. Neraugoties uz to, dzīvsudrabu un ta savienojumus lieto ārstniecībā kā ļoti stipru līdzekli pret sifilisu, — protams, stingri aprobežotos daudzumos, zem ārsta kontroles.

Amalgamas

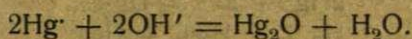
Lielākā daļa metālu šķīst dzīvsudrabā. Tā, piem. mēs jau zinām, ka sārmu metāli enerģiski reaģē uz dzīvsudrabu, pie kam rodas cieti ķīmiski savienojumi (sal. 9. lpp.). Metālu kausējumus ar dzīvsudrabu, parastā temperatūrā gan cietus, gan arī šķīdros — sauc amalgamas. Daudzas no tām izlieto arī praksē. Tā piem. no alvas amalgamas pagatavo spoguļus. (Tomēr pēdējā laikā ša metode pa daļai apmainīta pret spoguļu sudrabošanu, kas aprakstīta 87. lpp.). Sudrabu un zeltu amalgamē, šos cēlos metālus „izvelkot“ no rūdām (94. lpp.). Alvas un sudraba amalgamas ir mīkstaš valkanas masas, kas vēlāk pilnīgi sacietē. Tās lieto zobu plombēm. Zobu ārsti visai bieži lieto maisījumu no 61 d. alvas ar 39 d. sudraba, ko samaisa ar dzīvsudrabu.

Merkuro-  
savienojumi.

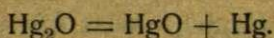
Dzīvsudrabs rada divas rindas savienojumu. Vienā no tām — dzīvsudrabs vienvērtīgs, otrā — divvērtīgs.

Vienvērtīga dzīvsudraba savienojumi (merkuro-savienojumi) nav tik stabili, kā divvērtīga dzīvsudraba savienojumi (merkuri-savienojumi).

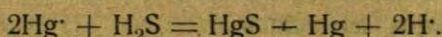
Tā, piem., dzīvsudraba oksiduls,  $\text{Hg}_2\text{O}$ , rodas kā melns Dzīvsudraba  
oksiduls,  
 $\text{Hg}_2\text{O}$ . nogulsnis kodīgam sārnam iedarbojoties uz merkuro-sāļu šķīdumiem:



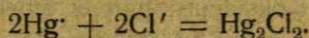
Bet sildot, kā arī turot gaismā, šis nogulsnis sadalās dzīvsudraba oksidā un dzīvsudrabā:



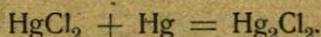
Vēl vieglāk sadalās merkurosulfids. Aiz to sērūdeņradis ar vienvērtīga dzīvsudraba sāļiem rada nogulsni, kas sastāv no merkurisulfida un dzīvsudraba maisījuma: Merkurosul-  
fids,  $\text{Hg}_2\text{S}$ .



Visstabilāks ir merkurochlorīds, balts, ūdenī nešķīstošs Kalomels,  
 $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ . savienojums, kas pazīstams kā kalomels. Tas izkrit sālsskābei (vaj chlorīdiem) iedarbojoties uz vienvērtīga dzīvsudraba sāļiem (piem. merkuronitrātu):

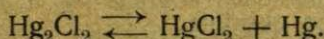


Praktikā to visbiežāk pagatavo „sausā ceļā“, un proti: merkurichlorīdu ar dzīvsudrabu karsejot un pārtvaicejot (skat. zemāk):



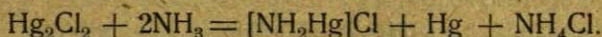
Kalomels, gaismas iespaidots, lēni sadalās merkuri-chlorīdā un metaliskā dzīvsudrabā, bet tumsā diezgan stabils savienojums. Tas nav nāvīgs, jo nešķīst ūdenī un tapēc to lieto ārstniecībā kā kungā un zarnu dezinficētāju, kā arī kā caurejas līdzekli.

Šā savienojuma tvaiku molekularsvars ir 236,06, kas atbilst vienkāršākai formulai  $\text{HgCl}$  ( $\text{Hg} = 200,6$ ;  $\text{Cl} = 35,46$ ). Tomēr difūzijas eksperimenti pierāda, ka merkurochlorīda tvaiki disociē dzīvsudrabā un merkuri-chlorīdā:



Bakers pierādīja, ka absolūti sauss kalomels nedisociē (tāpat kā chloramonijs, sal. I. s., 160. lp. p.). Šajā gadījumā tvaiku molekularsvars ir 472,12 un atbilst divkāršai formulai:  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ .

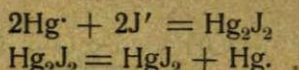
Amonjakam iedarbojoties uz kalomeli, rodas melns nogulsnis (mercurius praecipitatus niger), sastāvošs no merkuri-amonija chlorīda un dzīvsudraba:



No ša melnā nogulšņa ari cēlies nosaukums „kalomels“, kas nozīmē „skaistu melnu krāsu“.

Merkurojo-  
dids,  $Hg_2J_2$ .

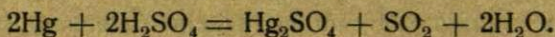
Jodidu šķīdumi (piem. jodkalija) rada ar vienvērtīga dzīvsudraba sāļiem dzeltenī zaļu merkurojodīda nogulsni, kas ātri sadalās merkurijordidā un dzīvsudrabā:



Merkuro-  
sulfats,  
 $Hg_2SO_4$ .

Merkurijordids šķīst liekā jodkalijā, bet dzīvsudrabs atdalās kā peleki pilieni.

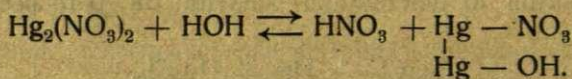
Merkurosulfats,  $Hg_2SO_4$ , rodas dzīvsudrabam šķīstot karstā koncentrētā sērskābē:



Tas izkrit kā balts kristalisks pulveris, kas vāji šķīst ūdenī. To lieto „normalos“ elementos.

Merkuro-  
nitrats,  
 $Hg_2(NO_3)_2$ .

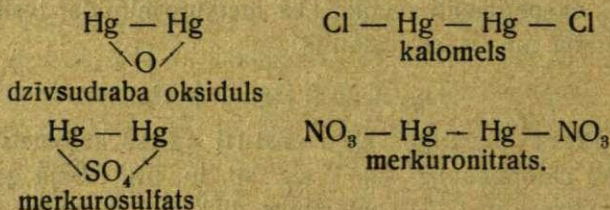
No vienvērtīga dzīvsudraba sāļiem vislabaki šķīst ūdenī merkuronitrats,  $Hg_2(NO_3)_2$ . Šis sāls rodas dzīvsudrabu izšķīdinot aukstā 25<sup>o</sup>/<sub>o</sub>-gā slāpekļskābē. Tas kristalizejas kā bezkrāsainas plāksnītes, kuru sastāvs:  $Hg_2(NO_3)_2 \cdot 2H_2O$ . Ūdens šķīdumā tas ļoti viegli oksidejas, pārejot attiecīgā dzīvsudraba oksīda sāļi. Bez tam tas, kā vājas bāzes sāls, ūdenī hidrolizejas, atdalīdams bāziskā nitrāta nogulsni:



Aiz to merkuronitrāta šķīdumu, kas laboratorijā tik svarīgs reaktīvs, paskābina ar slāpekļskābi (bāziskā sāļa izšķīdināšanai) un tura virs dzīvsudraba (lai reducētu attīstījušos merkurnitrātu). Merkuronitrats, līdzīgi kalomelim, uzrāda šķīdumā divkāršu molekulārvaru. Tā tad ari tam jāpieņem formula  $Hg_2(NO_3)_2$ .

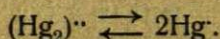
Merkuro-  
savienojumu  
struktūra.

No merkurosāļu divkāršām formulām izejot, šo savienojumu strukturformulas rakstamas šādi:



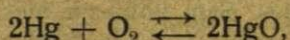
No šāda viedokļa dzīvsudrabs šajos savienojumos jāatzīst divvērtīgs un ta joniem piešķirama formula  $(Hg_2)^{++}$ .

Tomēr šie joni ūdens šķīdumā, domājams, pa daļai sadalās:



Aiz ša iemesla merkurosavienojumu šķidumi uzrāda vien-  
vērtīga jona Hg<sup>+</sup> reakcijas.

Dzīvsudraba oksīds, HgO, rodas dzīvsudrabu ilgi kar-  
sejot gaisa straumē. Iegūtais savienojums augstākā temperatūrā  
atkal sadalās elementos. Priestlejam ša pēdejā reakcija deva  
iespēju pagatavot tīru skābekli. Šeit mums, acimredzot, darišana  
ar apgriezenisku reakciju: Merkuri-  
savienojumi.  
Dzīvsudraba  
oksīds, HgO.



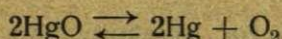
kurai trīs fāzes (šķidr dzīvsudrabs, ciets dzīvsudraba oksīds un  
gāzejads dzīvsudraba tvaiku un skābekļa maisījums) un kurā pie-  
dalās divi komponenti (Hg un O<sub>2</sub>). Fāžu likums prasa, ka

$$P = n + 2 - F = 2 + 2 - 3 = 1,$$

t. i. sistamai jābūt vienvariantai (sal. I. s., 128. lp. p.). Ci-  
tiem vārdiem: noteiktā temperatūrā līdzsvars iespējams tikai pie  
noteikta skābekļa spiediena (disociācijas spiediena). Zem ša  
spiediena dzīvsudraba oksīds sadalās, bet pie augstākiem spie-  
dieniem norisinās dzīvsudraba oksidēšanās. Dzīvsudraba ok-  
sīda disociācijas spiedieni pievesti sekojošā tabelē.

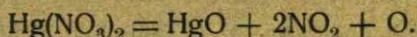
**Tabele 113.**

Dzīvsudraba oksīda disociācijas spiedieni pēc  
Pelabona (Pélabon)



Temperatura . . . . .	500°	520°	580°	610°
Disociācijas spiediens	985	1392	3610	5162 m/m

Bez tam dzīvsudraba oksīds pagatavojams karsejot merkuri-  
nitrātu:



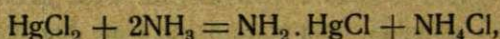
Sausā ceļā (t. i. dzīvsudrabu oksidējot vaj ta sāļus sada-  
lot) iegūtam dzīvsudraba oksīdam koši sarkana krāsa. Dzīv-  
sudraba oksīds iegūstams arī slapjā ceļā, merkuri-sāļu (piem.  
HgCl<sub>2</sub>) šķīdumiem pielejot sārmu metālu hidroksīdus:



Tad rodas amorfs dzeltens nogulsnis. Dzeltēnā oksīda  
šķīstamība drusku lielāka nekā sarkanā. Varetu domāt, ka tās  
ir vienas un tās pašas vielas divas modifikācijas. Tomēr  
Ostvalds pierādīja, ka šķīstamības un krāsu starpība šajā ga-

dijienā atkarajas vienīgi no „grauda lieluma“, t. i. no tā, cik lielā mērā šie abi pulveri sasmalcināti. Beržot ar stikla bumbiņam, sarkanais dzīvsudraba oksīds pārvēršams vieglak šķīstošā dzeltenā veidā. No ta redzams, ka vielas šķīstamība atkarajas no tās graudiņu lieluma. Jo pulverīts smalkaks, jo vieglak tas šķīst: smalki-kristaliskie nogulšņi vispār šķīst vieglak nekā rupjo kristalu nogulšņi. Mēs analītiskā ķīmijā tapēc cenšamies iegūt rupjo kristalu nogulšņus. Šam nolūkam mēs nogulsnejam karstos šķīdumos vaj turam nogulsni ar šķīdumu kādu laiku karstumā. Tad smalkie kristališi izšķīst (jo to šķīstamība lielaka) un rupjākie kristali pieaug.

Amonjaks rada ar merkurisāļiem nevis oksīda nogulsni, kā sārmi, bet baltu merkuriamonija sāļu nogulsni. Tā, piem. ar merkurichlorīdu rodas:

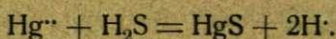


tā saucamais baltais precipitāts („mercurius praecipitatus albus“). To var uzlūkot arī kā chloramonija atvasinājumu, kurā divi ūdeņraža atomi apmainīti pret vienu divvērtīga dzīvsudraba atomu:

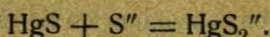


Merkurisulfīds, HgS.

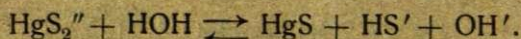
Sērūdeņradi laižot merkurisāļu vaj merkurosāļu šķīdumos, rodas melns merkurisulfīda nogulsnis (pēdejā gadījumā kopā ar dzīvsudrabu):



Tas nešķīst pat koncentrētās skābes: sāļsskābē un slāpekļskābē, bet šķīst vienīgi sildot karāļūdenī, un pie tam pārvēršas merkurichlorīdā. Sārnu metalu sulfīdu koncentrēti šķīdumi izšķīdina merkurisulfīdu, radot sulfomerkurātus, piem.  $\text{K}_2\text{HgS}_2$  — cinkatu analogus, t. i. skābekļa apmaiņas produktus ar sēru. Jonu reakciju izteic šāds nolīdzinājums:



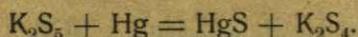
Ar ūdeni atšķaidot izkrīt atkal merkurisulfīds:



Merkurisulfīds pagatavojams arī sausā ceļā, dzīvsudraba un sēra blīvu maisījumu sildot un destilējot. Šādi iegūtam produktam ir dabīgā cinobra sarkanā krāsa. Merkurisulfīda sarkanā modifikācija daudz stabilāka nekā melnā. Aiz to ta arī

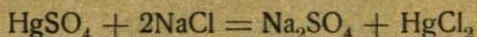
mazak šķīst. Melno merkurisulfīdu ar kalija vaj natrija sulfīda šķīdumu sildot, pēc kāda laika melnais sulfīds pamazām izšķīst (radot augstāk minēto sulfomerkurātu), bet no šķīduma atdalās merkurisulfīda sarkanā modifikācija.

Sarkano cinobri fabrikas apmēros iegūst, kalija pentasulfīdu un dzīvsudrabu samaisot ar ūdeni un sildot:



Tā rodas koši-sarkans savienojums, ko lieto glezniecībā kā ļoti vērtīgu krāsu. To lieto arī kosmetikā smiņķa pagatavošanai.

Ari merkurichlorīds,  $HgCl_2$ , pagatavojams divejadi: sausā ceļā un slapjā ceļā. Pirmā gadījumā samaisa sausus merkurisulfātu ar chlornatriju un maisījumu pārtvaicē: apmaiņas reakcijā



rodas gaistošs merkurichlorīds, kas sublīmejas un sakrājas māla ievāktuvēs. No tā cēlies arī sublīmāta nosaukums: mercurius sublīmatūs.

Slapjā ceļā sublīmātu iegūst dzīvsudraba oksīdu izšķīdinot koncentrētā sālsskābē:



Tas ūdens šķīdumā mazāk disociē nekā parastie sāļi (kaut gan lielākā mērā nekā citi dzīvsudraba sāļi). Aiz šā iemesla koncentrētā sērskābe to nesadala, kā citus chlorīdus. Neraugoties uz to, sublīmāts zināmā mērā hidrolīzejas un ūdens šķīdumā uzrāda skābu reakciju. Tas šķīst ūdenī, spirtā un eterī. Tomēr šķīstamība ūdenī nav liela, kas redzams sekošā tabelē:

**Tabele 114.**

Merkurichlorīda šķīstamība 100 gramos ūdens.

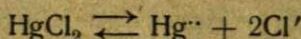
Temperatūra	0°	10°	20°	40°	60°	80°	100°
Šķīstamība	5,73	6,57	7,39	9,62	13,86	24,3	53,86 gr. $HgCl_2$

Merkurichlorīds kūst pie 265° un vāras 307° temperatūrā. Tas šķīst sālsskābē un chlorīdu šķīdumos daudz lielākos vairumos nekā tirā ūdenī. Šķīstamības palielinājumu izsauc attīstījušies kompleksu savienojumi, kā:  $NaHgCl_3$  un  $Na_2HgCl_4$  (metālu merkurichlorīdi). Pazīstāma arī merkurichlorīdeņģraža skābe:  $HHgCl_3$ .

Sublīmāts ir visnāvīgākais no visiem dzīvsudraba savienojumiem un visenerģiskākais dezinfektors. Jau atšķaidījumā 1:5000 tas īsā laikā nonāvē visas bakterijas. Pateicoties hidro-

Sublīmāts,  
 $HgCl_2$ .

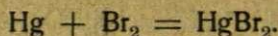
lizei, tam piemīt arī „kodīgas” īpašības, aiz ko tā izlietošana zināmā mērā aprobežota. Dezinfekcijai bieži lieto tabletes, saturošas sublimata maisījumu ar chlornatriju, jo tādās tabletes vieglāki šķīst ūdenī nekā tīrs sublimāts. Tomēr jāņem vērā, ka tādā gadījumā šķīdumā daudz hlora jonu, kas lielā mērā pavājina merkurichlorīda disociāciju, jo līdzsvars



pārvietojas pa kreisi. Līdz ar to pavājinās arī dzīvsudraba dezinficējošā spēja, kas, kā zinām, proporcionāla dzīvsudraba jonu koncentrācijai.

Merkuribromīds,  $\text{HgBr}_2$ .

Merkuribromīds,  $\text{HgBr}_2$ , rodas bromam iedarbojoties uz dzīvsudraba ūdens klātbūtnē:



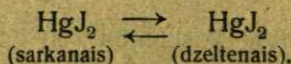
Tas sublīmējas līdzīgi sublimātam, radot baltas adatas, kas grūti šķīst ūdenī un disociē vēl mazākā mērā nekā merkurichlorīds. Gaismā tas reducējas merkurobromīdā,  $\text{Hg}_2\text{Br}_2$ .

Merkurijodīds,  $\text{HgJ}_2$ .

Merkurijodīds,  $\text{HgJ}_2$ , rodas kā sarkans nogulsnis, merkurichlorīda šķīdumam pielejot jodkalija šķīdumu:



Tas gandrīz nemaz nešķīst ūdenī, vieglāki šķīst spirtā, eterī un pat chloroformā. Ūdens šķīdumā tas nedisociē jonus. Karsējot virs  $126^\circ$ , sarkanais merkurijodīds pārvēršas dzeltenā modifikācijā. Dzesejot, pie  $126^\circ$  dzeltenā modifikācija pārvēršas atpakaļ sarkanā. Tā tad šeit, acimredzot, mums darišana ar enantiotropiskiem polimorfem vienas un tās pašas vielas veidiem, t. i. tādiem veidiem, kuri spēj pārvērsties viens otrā:



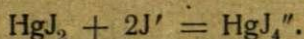
Līdzsvarā šeit divas cietas fāzes, darbojoties vienam komponentam. Pēc fāžu likuma, brīvības pakāpe:

$$P = n + 2 - F = 1 + 2 - 2 = 1.$$

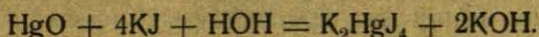
Sistēma ir vienvarianta, t. i. pie pastāvīga spiediena abi veidi var atrasties līdzsvarā tikai vienā noteiktā temperatūrā. Šo sauc pārvēršanās temperatūru. Pie atmosfēras spiediena merkurijodīda pārvēršanās temperatūra ir  $126^\circ$ .

Ja merkurijodīdu izšķīdinām spirtā un šo šķīdumu ielejam ūdenī, merkurijodīds atdalās kā dzeltenī kristāli, kas lēni pārvēršas sarkanos. Mēs atkal šeit redzam Ostvalda likuma apstiprinājumu, pēc kura sākumā reakcijās atdalās vismazāk stabilā fāze, kas vēlāk pārvēršas stabilākā (sal. I. s., 336. lp. p.).

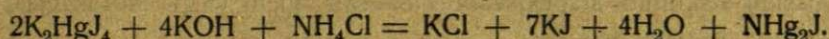
Merkurijodids šķīst liekā jodkalija šķīdumā, radot kompleksā sāli  $K_2HgJ_4$ :



Šis pats sāls rodas dzīvsudraba oksidam šķīstot jodkalijā:



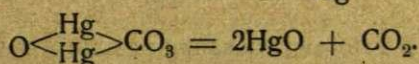
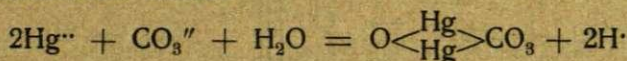
Kalija merkurijodida sārmainu šķīdumu lieto kā reaktīvu uz amonjaku (Neslera reaktīvs: sal. I. s., 158. lp. p.):



Šās reakcijas produkts — dimerkuriamonija jodids uzlūkojams kā amonija sāls, kurā visi četri ūdeņraža atomi apmainīti pret diviem divvērtīga dzīvsudraba atomiem:



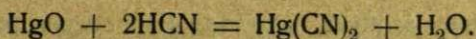
Sārnu karbonāti ar  $Hg^{++}$  joniem rada bāziskā karbonāta Dzīvsudraba  
bāziskais  
karbonāts. brūni-sarkanu nogulsni. Vārot šis oksikarbonāts pārvēršas sarkanā dzīvsudraba oksidā:



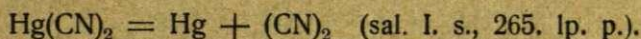
Dzīvsudraba oksīds ir tik vāja bāze, ka tās karbonāts ūdenī pilnīgi hidrolizējas.

Merkuricianīds,  $Hg(CN)_2$ , rodas dzīvsudraba oksīdu izšķīdinot zilskābē:

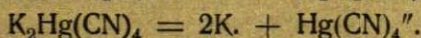
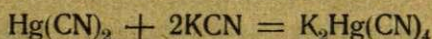
Merkuricianīds,  
 $Hg(CN)_2$ .



Tas atdalās no šķīduma kā balti kristāli, kas šķīst ūdenī un spirtā. Merkuricianīds nav elektrolīts: tas nedisociē jonus un neuzrāda parastās dzīvsudraba jona reakcijas (izņemot nogulsnešanu ar sērūdeņradi). Aiz ša iemesla tas arī mazāk nāvīgs, nekā citi dzīvsudraba sāļi. Sildot merkuricianīds sadalās dzīvsudrabā un cianidā:

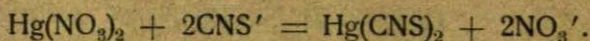


Tas ar lieku ciankaliju rada kalija merkuricianīda kompleksi, kas ūdens šķīdumā attīsta kompleksā jonus:  $Hg(CN)_4''$ :



Merkurirodanids,  
Hg(CNS)<sub>2</sub>.

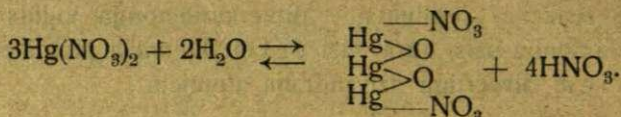
Merkurirodanids, Hg(CNS)<sub>2</sub>, rodas merkurinitratu samaisot ar kalija rodanidu ūdens šķīdumā:



Aizdedzinot tas sadeg, atdalidams dzīvsudraba tvaikus un pārvēršdamies fantastiskās figurās („varava čūska”), kas sastāv no organiska savienojuma — mellona.

Merkurinitrats,  
Hg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

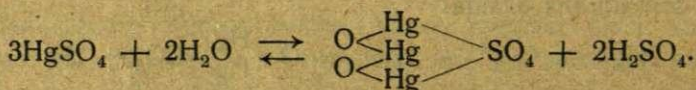
Merkurinitrats, Hg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, rodas dzīvsudrabu vaj ta oksīdu izšķīdinot slāpekļskābē. Šis sāls ūdenī viegli hidrolizejas, atdalot bāzisku sāli:



Neitrals nitrats stabils tikai slāpekļskābē šķīdumā.

Merkurisulfats,  
HgSO<sub>4</sub>.

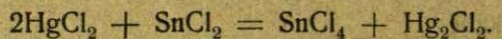
Merkurisulfats rodas dzīvsudrabu šķīdinot koncentretā sērskābē un šķīdumu iztvaicejot, kamēr sulfats pilnīgi oksidejas. Sildot tas diezgan stabils un sadalās tikai kvēles temperatūrā. Tas grūti šķīst ūdenī un pie tam hidrolizejas līdzīgi nitrātam:



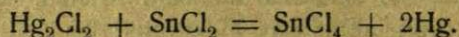
Medicinā to lieto zem nosaukuma „turpethum minerale”.

Dzīvsudraba sāļu reducēšana.

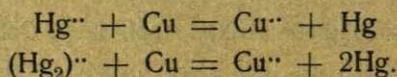
Merkurisāļi viegli reducējas merkurosāļos. Tā, piem., ar alvas dichlorīdu iedarbojoties uz merkurichlorīdu, sākumā rodas balts kalomeļa nogulsnis:



Bet kalomels ar alvas dichlorīdu (ja pēdejaiss pārsvarā) reducējas tālāk līdz pat dzīvsudrabam:



Lielākā daļa metālu reducē dzīvsudraba sāļus līdz dzīvsudrabam. Tā, piem., varš, iemērcot dzīvsudraba sāļu šķīdumā, kas satur Hg<sup>..</sup> vaj (Hg<sub>2</sub>)<sup>..</sup> jonus, pārklājas ar baltu amalgamas kārtu:



### Cinka apakšgrupas elementu pārskats.

Fizikalās īpašības.

Pie šiem elementiem mēs vērojam, ka atomsvaram pieaugot,

- 1) palielinas blīvums un atomtilpums,
- 2) pazeminas kušanas un vārišanās temperatūras un
- 3) pamazinas īpatnejā elektrības vadītspēja.

**Tabele 115.**

Cinka apakšgrupas metālu fizikālo īpašību salīdzinājums.

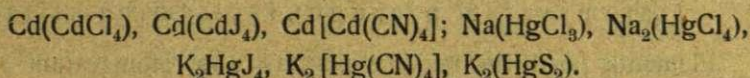
	Zn	Cd	Hg
Atomsvars	65,37	112,4	200,6
Blīvums pie 20°	6,9 — 7,2	8,6	13,546
Atomtilpums	9,27	13,1	14,7
Kušanas temperatūra	419,4°	320,9°	— 38,89°
Vārišanās " "	930°	785°	357,3°
Īpatnejā elektrības vadītspēja: 0°	$16,93 \times 10^4$	$12,89 \times 10^4$	$1,063 \times 10^4$
Valence	2	2	2(1)
Molekulas sastāvs	Zn	Cd	Hg

Cinks, kadmijs un dzīvsudrabs ir vienatomu divvērtīgi elementi. Šajā ziņā tie līdzīgi sārmezņu metāliem. Bet pēc sava ķīmiskā rakstura un reakcijām tie no pēdejiem stipri atšķiras un tuvāk piesienas vara apakšgrupai. Tie nesadala ūdenī un pat skābēs šķīst lēni. To sāļi ūdenī pa daļai hidrolizejas, bet oksīdi viegli reducējami. Vārdu sakot, viņiem pozitīvais raksturs daudz vājāks nekā iepriekšējai apakšgrupai.

Ķīmiskais raksturs.

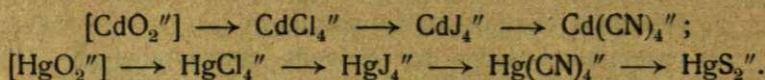
Līdz ar bāzisko īpašību pavājināšanos novērojama lielākā vaj mazākā mērā amfoterā rakstura izpaušanās. Viskrasi tas novērojams pie cinka, kura hidroksīds rada cinkātus un anjonus  $ZnO_2^{2-}$ . Kadmijs un dzīvsudrabs nerada skābekli saturošas skābes, kas būtu pēc sava sastāva līdzīgas cinkātiem, un to hidroksīdi nešķīst sārmos, bet šie elementi viegli rada ar chlorīdiem, un sevišķi ar jodīdiem un cianīdiem, kompleksu sāļus, piem.:

Amfoterās īpašības.



Visi šie kompleksu sāļi attīsta kadmija un dzīvsudraba kompleksu anjonus, kas uzlūkojami kā nepastāvošu skābju anjonu skābekļa apmaiņas produkti pret halogēnu, cianu vai sērū:

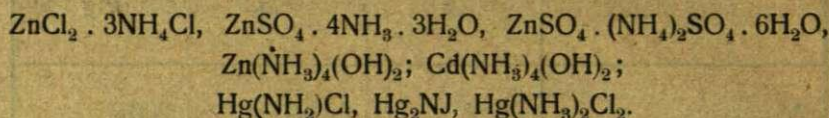
Kompleksu anjoni.



Ša spēja — radīt kompleksu anjonus nav novērojama pie sārmezemju metaliem, bet ta parādas vaļa apakšgrupā: pie vaļa, sudraba un zelta.

Kompleksu katjoni.

Cinks, kadmijijs un dzīvsudrabs rada ar amonjaku kompleksus, piem.

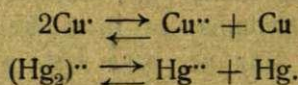


Dzīvsudrabs spēj amonjakā apmainīt ūdeņradi un radīt merkuriamonija savienojumus. Visi šie savienojumi, cik tālu tie šķīst ūdenī, rada kompleksu katjonus, piem.  $\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ ,  $\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ . Un iekš tam no jauna izpaužas viņu līdzība ar vaļa, sudraba un zelta savienojumiem.

Sāļu šķīstamība.

Cinka apakšgrupas metālu sulfāti vieglaki šķīst ūdenī nekā sārmezemju metālu sulfāti. Bet nešķīst cinka, kadmija un dzīvsudraba sulfidi, tāpat kā vaļa, sudraba un zelta sulfidi. Sulfidu šķīstamība pareizi kritās, metāla atomsvaram pieaugot: cinka sulfids šķīst atšķaidītās skābēs, kadmija sulfids — koncentretās, bet dzīvsudraba sulfids tikai karāļūdenī. Ari šo metālu hidroksidi:  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HgO}$  ūdenī nešķīst, kamēr kalcijs, stroncijs un barijs hidroksidi ūdenī šķīst, radot stipras bāzes.

Sevišķu stāvokli ieņem merkurosavienojumi, kas, kaut gan ari rada kompleksa jonus  $(\text{Hg}_2)^{2+}$ , tomēr daudzkārt līdzīgi vienvērtīga vaļa un sudraba savienojumiem. Tā, piem. tie rada nešķīstošus chloridus:  $\text{CuCl}$ ,  $\text{AgCl}$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ , bromidus un jodidus. Līdzīgi kuprosavienojumiem, merkurosavienojumi viegli sadalās merkurisavienojumos un metaliskā dzīvsudrabā:



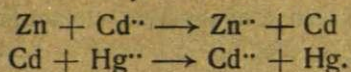
Salīdzinot cinka apakšgrupas sāļu šķīstamības, kas pievestas tabelē 116, 191. lp. p., redzam, ka

„atomsvaram pieaugot, šķīstamība kritās.“

Elektropozitīvais raksturs.

Elementu pozitīvais raksturs pamazinas, atomsvaram pieaugot, tāpat kā vaļa apakšgrupā. Pie sārmu un sārmezemju metaliem tas ir gluži otrādi: to pozitīvais raksturs pastiprinās, atomsvaram pieaugot. Tā, cinks sāļsskābē un sērskābē šķīst ātrāki nekā kadmijijs; dzīvsudrabs sāļsskābē nešķīst, bet šķīst tikai

koncentretā sērskābē vaj slāpekļskābē. Cinks no sāļu šķīdumiem nogulsnē kadmiju, bet kadmijs — dzīvsudrabu:



**Tabele 116.**

Zn, Cd un Hg savienojumu šķīstamība molos uz 1000 gr. ūdens.

	Zn <sup>··</sup>	Cd <sup>··</sup>	Hg <sup>··</sup>	Hg <sub>2</sub> <sup>··</sup>
(OH) <sub>2</sub> <sup>''</sup>	5,65 × 10 <sup>-5</sup> (18 <sup>o</sup> )	1,78 × 10 <sup>-5</sup> (25 <sup>o</sup> )	2,38 × 10 <sup>-4</sup> (25 <sup>o</sup> ) <sup>1)</sup>	—
S <sup>''</sup>	7,06 × 10 <sup>-5</sup> (18 <sup>o</sup> )	8,95 × 10 <sup>-6</sup> (18 <sup>o</sup> )	5,38 × 10 <sup>-8</sup> (18 <sup>o</sup> )	—
F <sub>2</sub> <sup>''</sup>	5 × 10 <sup>-5</sup> (18 <sup>o</sup> )	2,89 × 10 <sup>-1</sup> (25 <sup>o</sup> )	hidrolize	hidrolize
Cl <sub>2</sub> <sup>''</sup>	26,9 (20 <sup>o</sup> )	7,03 (30 <sup>o</sup> )	2,73 × 10 <sup>-1</sup> (20 <sup>o</sup> )	8,07 × 10 <sup>-7</sup> (20 <sup>o</sup> )
Br <sub>2</sub> <sup>''</sup>	20,9 (25 <sup>o</sup> )	3,52 (18 <sup>o</sup> )	1,71 × 10 <sup>-2</sup> (25 <sup>o</sup> )	7,1 × 10 <sup>-8</sup> (25 <sup>o</sup> )
J <sub>2</sub> <sup>''</sup>	13,5 (18 <sup>o</sup> )	2,33 (18 <sup>o</sup> )	1,32 × 10 <sup>-4</sup> (25 <sup>o</sup> )	3,05 × 10 <sup>-10</sup> (25 <sup>o</sup> )
SO <sub>4</sub> <sup>''</sup>	3,59 (25 <sup>o</sup> )	3,66 (18 <sup>o</sup> )	hidrolize	6,71 × 10 <sup>-3</sup> (25 <sup>o</sup> )

1) HgO sarkanais.

Līdz ar to pakāpeniski pastiprinās arī sāļu hidrolīze. Dzīvsudraba sāļi hidrolīzejas lielākā mērā nekā cinka sāļi. Merkurinitrāts un merkurisulfāts ar ūdeni rada bāziskus sāļus. Kadmijs sāļi mazāk hidrolīzejas aiz tā iemesla, ka tie polimerīzejas, radīdami kompleksu jonus.

Sāļu rašanās siltums pakāpeniski kritās no cinka uz dzīvsudrabu (sal. tabeli 117.). Sevišķi krasa starpība novērojama starp kadmiju un dzīvsudrabu.

**Tabele 117.**

Zn, Cd un Hg savienojumu rašanās siltumi.

	Zn <sup>··</sup>	Cd <sup>··</sup>	Hg <sup>··</sup>	Hg <sub>2</sub> <sup>··</sup>
O	85430	65680 <sup>1)</sup>	21500	22170 cal.
Cl <sub>2</sub> <sup>''</sup>	97210	93240	54490	62630 "
Br <sub>2</sub> <sup>''</sup>	75930	75200	40500	49050 "
J <sub>2</sub> <sup>''</sup>	49230	48830	25200	28550 "
(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> <sup>''</sup>	140820 <sup>2)</sup>	113300 <sup>3)</sup>	57400 <sup>4)</sup>	69400 "
SO <sub>4</sub> <sup>''</sup>	230000	150470	165100	175000 "

1) Cd(OH)<sub>2</sub> 2) Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O 3) Cd(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> · H<sub>2</sub>O

4) Hg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> · aq.

Izotopija.

Pēc jaunakiem Astona pētījumiem, cinks un dzīvsudrabs sastāv no vairakiem izotopiem: cinks sastāv no diviem, bet dzīvsudrabs no sešiem izotopiskiem elementiem ar atomsvāriem no 198 līdz 204 (I. s. 388. lp. p.).

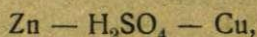
## Trisdesmit sestā lekcija.

### Galvaniskais elements. Metalu spraugumu rinda.

Galvaniskā elementa enerģijas avots. — Pirmā un otrā veida „perpetuum mobile”. — Strāvas iegūšanas ķīmisms Danieļa elementā. — Danieļa elementa elektroierosmes spēks. — Strāvas ierosmes mehānisms Danieļa elementā. — Nernsta teorija. — Galvanisko elementu elektroierosmes spēka aprēķins. — Nernsta teorijas slēdzieni. — Ostvalda normalais „kalomeļa elektrods”. — Otrā veida elektrodi. — Normalais ūdeņraža elektrods. — Elementu „normalo spraugumu” tabele. — Normalie elementi. — Metalu spraugums un „elektriskā tieksme”. — Ūdeņraža stāvoklis spraugumu tabelē. — Ūdeņraža reducējošā darbība. — Gāzu elektrodi. — Sprāgstošās gāzes ķēde. — Oksidejošie elektrodi. — Leklanšē elements. — Svina akumulators. — Niķeļa akumulators. — Šķīdrie depolarizatori. — Chroma elements. — Oksidētajai definējums. — Reducējošie elektrodi. — Oksidejošie un reducējošie spraugumi.

Galvanisko elementu enerģijas avots.

12-tā lekcijā iepazīties ar galvanisko elementu (I. s., 282. lp. p.). Mēs redzējam, ka tā ir chemo-elektriska mašīna jeb ierīce, kas pārvērš reakciju ķīmisko enerģiju elektriskā. Slavenais Volta, kuram mums jāpateicas par pirmo elementu atklājumu, kas sastādīti pēc šēmas:



domāja, ka elektriskās strāvas avots meklējams dažādu metalu savstarpējā kontaktā. Bet šāds uzskats, kā tagad zināms, runā pretim enerģijas neiznīcības likumam. Strāvas elektriskā enerģija var rasties tikai uz kāda cita enerģijas veida rēķina. Kā tādā nevar būt arī apkārtnes siltums, jo pēc termodinamikas otrā principa siltums pārvēršams darbā tikai tādā gadījumā, ja mums darišana ar temperatūru diferenci. Šāds pieņēmums galu galā runātu pretim eksperimentam, kas ik dienas pierāda, ka katrs galvaniskais elements darbā izsīkst un palaiķam papildināms jaunām vielām. Šā parādība mums māca, ka elektriskai strāvai attīstoties, dažas vielas zūd, citas atkal rodas, citiem vārdiem: galvaniskos elementos norisinās ķīmiskās pārvēršanās.

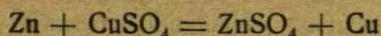
„Perpetuum mobile”: pirmais un otrais veids.

Strāvas iegūšanas ķīmisms Danieļa elementā.

Kādas ir šās pārvēršanās? Jau šā kursa pirmajā sējumā, aplūkojot tipisku galvanisko elementu piemēru, Danieļa elementu, mēs centāties iedziļināties tā ķīmiskās reakcijās. Atceresimies,

ka Danieļa elements sastāv no cinka platītes, kas iemērta cinka sulfata šķīdumā un vara platītes, kas iemērta vara sulfata šķīdumā (zīm. 296). Abi šķīdumi viens no otra atdalīti ar porainu dedzināta māla cilindri. Šis cilindris, strāvu ieslēdzot, laiž brīvi cauri jonus, bet aiztur abu šķīdumu difūziju, kad elements nestrāda. Abas platītes ar metala vadu savienojot, rodas elektriskā strāva, kas elektrolītā plūst no cinka uz varu. Tā tad cinks ir negatīvais pōls, varš — pozitīvais.

Mēs redzejam, ka šajā procesā norisinās reakcija:



(I. s., 282. lp. p.).

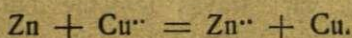
Pieņemot, ka visa ķīmiskā enerģija pārvēršas elektriskā, mēs atradam, ka Danieļa elementa spraigumam jeb elektroierosmes spēkam jābūt 1,087 voltu. Tomēr šāds pieņēmums nav pilnīgi pareizs, jo patiesībā daļa enerģijas atdalās kā siltums, t. i. citiem vārdiem, elements strādājot sasilst. Zināmi arī tādi elementi, kas darbojoties atdziest. Tādos gadījumos iegūtai elektriskai enerģijai jābūt lielākai nekā elementa ķīmiskā procesa enerģija — par tik daudz siltuma, cik elements darbojoties uzņēms no apkārtnes.

Šajos apstākļos iespējams iegūt noteiktu jēdzienu par strāvas izcelšanās mehanismu galvaniskā elementā un uzstādīt vienkāršu elektroierosmes spēka aprēķināšanas formulu, izejot no strāvas ierosmes jonu teorijas. Šās problēmas atrisināšanai ceļu norādīja Nernsts.

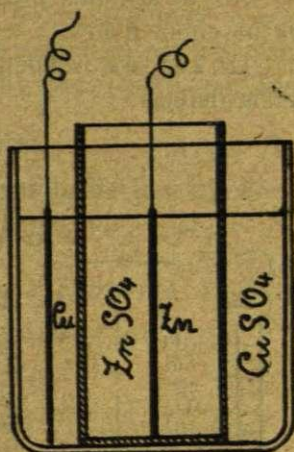
Saskaņā ar jonu teoriju, abi sāļu šķīdumi satur šos sāļu jonus. Tapēc reakcija, kas norisinās Danieļa elementā, rakstama šādi:



No ša nolidzinājuma redzams, ka  $\text{SO}_4''$  joni reakcijā nemaz nepiedalās. Aiz ša iemesla augstāk pievestais nolidzinājums rakstams vienkāršāki:



Viss process, tā tad, noved pie tā, ka

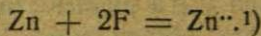


Zīm. № 296. Danieļa elements.

Danieļa elementa elektroierosmes spēks.

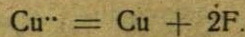
Strāvas ierosmes mehanisms Danieļa elementā.

uz anoda šķīst metaliskais cinks, radidams pozitīvos cinka jonus:

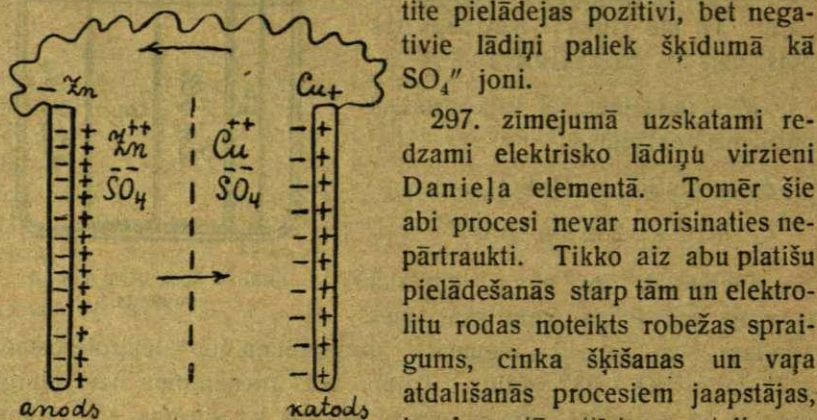


Aiz to šķīdums pielādejas pozitīvi, bet negatīvais lādiņš paliek uz cinka plates.

Uz katoda izlādejas vara pozitīvie joni, radot neitralas metala daļiņas:



Vara joni atdod savus pozitīvos lādiņus katodam. Vara plā-



Zim. № 297. Strāvas rašanās mehānisms Danieļa elementā.

te plate pielādejas pozitīvi, bet negatīvie lādiņi paliek šķīdumā kā  $\text{SO}_4^{--}$  joni.

297. zīmējumā uzskatāmi redzami elektrisko lādiņu virzieni Danieļa elementā. Tomēr šie abi procesi nevar norisināties nepārtraukti. Tikko aiz abu platiņu pielādešanās starp tām un elektrolītu rodas noteikts robežas spraugums, cinka šķīšanas un vara atdalīšanās procesiem jāpastājas, jo elementā attīstas preteji procesi. Negatīvā cinka platīte sāk pievilkt cinka pozitīvos

jonus, bet pozitīvā vara platīte — negatīvos  $\text{SO}_4^{--}$  jonus. Tādā kārtā negatīvās elektrības sakrāšanās uz anoda un pozitīvās uz katoda traucē turpmāko reakcijas gaitu.

Bet ja abus elektrodus vienu ar otru savienojam ar metala drāti, abi cinka un vara platiņu pretejie lādiņi izlīdzinās. Pozitīvais vara lādiņš iet pa drāti uz cinku, bet cinka negatīvais lādiņš — pretejā virzienā. Kad abas metala platītes izlādejušās, process sākas no jauna un turpinās slēgtā ķēdē, kamēr izšķīst viss cinks vaj arī no šķīduma atdalās visi vara joni. Tā rodas pastāvīga pozitīvās elektrības strāva, kas virzas drātī no vara uz cinku, bet elektrolītā no cinka uz varu.

Nernsta teorija.

Tagad varam iet vēl soli uz priekšu, aplūkojot Danieļa elementu, kā to dara Nernsts, no termodinamikas otrā principa viedokļa. Šis princips attiecināms uz visiem apgriezeniskiem procesiem un izteic, ka apgriezeniskā procesā iegūtais darbs neatkarājas no tā, kādā ceļā norisinās šis process.

Varam jautāt, vaj strāvas ierosme Danieļa elementā ir apgriezenisks process? Acimredzot: jā. Jo, strāvu Danieļa

1)  $\text{F} = 96540$  kuloni (sal. l. s. 340. lp. p.).

ķēdē laižot preteja virzienā (patērojot priekš tam cita elementa darbu), elementā norisināsies preteja reakcija: vaŗš pāries šķīdumā kā Cu<sup>+</sup> joni, bet cinka joni atdalīsies kā metāls. Uz šo pamatojoties, mums ir tiesība pielietot otro termodinamikas principu arī galvaniskā elementa teorijā un izvest vienkāršu, bet ļoti svarīgu formulu, pēc kuras aprēķināmi dažādu apgriezenisku galvanisko kombināciju elektroierosmes spēki.

Jau Vant-Hofs ar „osmotisko mašīnu“ pierādīja (l. s., 121. lp. p.), ka ar termodinamikas palīdzību aprēķināms darbs, kas iegūstams, ja vienu molu izšķīdinātās vielas pārvedam jebkurā apgriezeniskā ceļā no viena šķīduma, kura osmotiskais spiediens  $p_1$ , otrā šķīdumā ar osmotisko spiedienu  $p_2$ . Šis darbs ir

$$A = RT \ln \frac{p_1}{p_2}$$

R apzīmē gāzu konstanti = 83160000 absol. vienības,

T = abu šķīdumu absolūtā temperatūra,

ln = naturalais logaritms.

Daniēļa elementā viens mols cinka pāriet no elektroda šķīdumā, bet viens mols vaŗa no šķīduma atdalās uz elektroda. Saskaņā ar šā laika elektronu teorijas uzskatiem, mēs pieņemam, ka cinka joni jau iepriekš rodas metāla plātītē. Tā tad pieņemams, ka tie anodā izdara zināmu osmotisku spiedienu, analogisku šķīdru šķīdumu osmotiskam spiedienam. Nernsts to sauc „šķīšanas spiedienu“. Apzīmesim to ar Z. Šķīšanas spiediens parādas iekš tam, ka cinka joni no elektroda top raidīti šķīdumā. No otras puses, sērskābā cinka šķīdumā jau atrodas noteikts cinka jonu skaits, kas izdara osmotisko spiedienu  $p_1$ . Ša spiediena lielums aprēķināms pēc Vant-Hofa likuma (sal. l. s., 213. lp. p.). Šis osmotiskais spiediens cenšas no šķīduma cinka jonus raidīt elektrodā, un tapēc metāla šķīšanas spiedienam darbojas pretim. Vienam cinka molam no elektroda pārejot šķīdumā, iegūstam darbu  $A_1$ , kas, kā zinām, ir:

$$A_1 = RT \ln \frac{Z}{p_1}$$

Uz katoda norisinās pretejs process. Viens mols vaŗa jonu no šķīduma, kurā tas izdara osmotisko spiedienu  $p_2$ , pāriet elektrodā. Vaŗa šķīšanas spiedienu apzīmejojot ar C, šādā pārejā iegūstam darbu

$$A_2 = - RT \ln \frac{C}{p_2}$$

Kopīgais darba daudzums, kas rodas elementā vienam cinka molam šķīstot un vienam vaŗa molam atdaloties, aprēķināms ar elementā spraiguma ( $\pi$ ) reizinājumu uz elektrības daudzumu,

Galvanisko  
elementu  
elektro-  
ierosmes  
spēku  
aprēķins.

kas izgājis šajā laikā caur ķēdi (I. s., 282. lp. p.). Pēc Fara-  
deja likuma, šis daudzums ir  $nF$  (I. s., 340. lp. p.), pie kam  
 $n =$  jonu valence, bet  $F = 96540$  amper-sekundes. Tādā kārtā

$$A = \pi \cdot n \cdot F.$$

Bet pēc augstāk pievestā termodinamikas principa, ap-  
griezēniskā elementā elektriskam darbam jābūt vienādam ar  
osmotisko, t. i.

$$A = A_1 + A_2$$

jeb

$$\pi \cdot n \cdot F = RT \left( \ln \frac{Z}{p_1} - \ln \frac{C}{p_2} \right).$$

No tā aprēķināms Danieļa elementa elektroierosmes spēks:

$$\pi = \frac{RT}{nF} \left( \ln \frac{Z}{p_1} - \ln \frac{C}{p_2} \right).$$

Šam aprēķinam  $\pi$ ,  $F$  un  $R$  jaapzīmē absolūtās vienībās. Tad

$$\pi \text{ voltu} = \pi_0 \cdot 10^8 \text{ c.g.s.}$$

$$F = 96540 \cdot 10^{-1} \text{ c.g.s.}$$

$$R = 8,316 \cdot 10^7 \text{ c.g.s.}$$

Tāļak, naturalo logaritmu pārvēršanai parastos (decimalos),  
pirmie jādala uz moduli 2,303:

$$\ln x = 2,303 \log_{10} x.$$

Tad

$$\pi_0 \cdot 10^8 = \frac{8,316 \cdot 10^7 \cdot T \cdot 2,303}{96540 \cdot 10^{-1} \cdot n} \left( \log \frac{Z}{p_1} - \log \frac{C}{p_2} \right)$$

$$\pi_0 = \frac{0,0001985T}{n} \left( \log \frac{Z}{p_1} - \log \frac{C}{p_2} \right).$$

Nernsta  
teorijas  
slēdzieni.

Pēdējā formula ļauj izvest dažus praktiskus slēdzienus par  
galvaniskiem elementiem. Tā, piem. nav grūti pārliecināties, ka

1)  $\text{CuSO}_4$  šķīduma koncentrācijai ( $p_2$ ) palielinoties, elementa  
elektroierosmes spēks pieaug, turpretim

2)  $\text{ZnSO}_4$  šķīduma koncentrācijai ( $p_1$ ) pieaugot, elektro-  
ierosmes spēks pamazinas.

Aiz to praktikā kā katoda šķīdumu lieto piesātinātu  
vara sulfata šķīdumu, bet kā anoda šķīdumu pēc iespējas at-  
šķaidītu cinka sulfata šķīdumu: parasti piepilda māla cilindri  
ar atšķaidītu sērskābi vaj cinka sulfata šķīdumu.

Vispārīgi elektroierosmes spēks dažādiem galvaniskiem  
elementiem, kas sastādīti no diviem dažādiem metaliem  
 $A$  un  $B$ , iemērktiem viņu sāļu šķīdumos, ietērpjams divu  
lielumu diferencē:

$$\pi = \pi_1 - \pi_2.$$

Viens no šiem lielumiem ir metala A potenciāls pret viņa jonu šķīdumu, bet otrs — B metala potenciāls pret tā jonu šķīdumu:

$$\pi_1 = \frac{0,0001985T}{n_1} \log \frac{A}{a}$$

$$\pi_2 = \frac{0,0001985T}{n_2} \log \frac{B}{b}.$$

Šeit apzīmē:

$n_1$  un  $n_2$  = abu jonu valences šķīdumā,

A un B = abu metālu šķīšanas spiedienus,

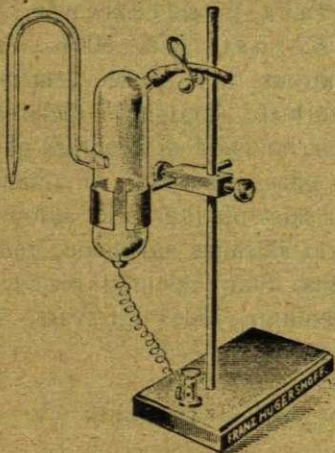
a un b = viņu šķīdumu osmotiskos spiedienus

$\log$  = parastos (decimalos) logaritmus.

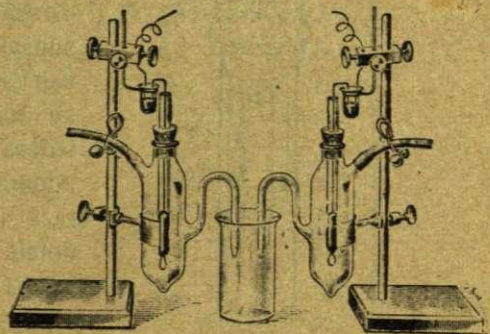
Zinot visu metālu šķīšanas spiedienus, varam pēc pēdējās formulas aprēķināt teoretisko elektroierosmes spēku jebkuram elementam. Bet lai varetu noteikt atsevišķus potenciālus visiem elementiem, jau iepriekš jāzin kāda viena metāla potenciāls attiecībā pret šķīdumu vaj, ja tas nebūtu iespējams, pieņemt to kā noteiktu vienību. Šam nolūkam lieto „normalus puselementus“, sastāvošus no viena elektroda, kas līdzsvarā ar noteiktas koncentrācijas joniem.

Normalais Ostvalda elektrods, kas redzams 298. zīmējumā, sastādīts šādi. Trauka dibinā ir dzīvsudrabs, kas pārklāts ar kalomeļa kārtu, virs kuras, savukārt, atrodas chlorkalija šķīdums ( $1/10$  mola litrā). Dzīvsudrabs, kas trauka dibinā pieskaras tur iekausetai platīnas drātij, ir ša puselementa elektrods. Chlorkalija

Ostvalda normalais kalomeļa elektrods.



Zīm. № 298. Kalomeļa normalais puselements (Ostvalda).

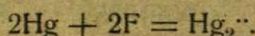


Zīm. № 299. Galvaniskais elements, no diviem puselementiem sastādīts.

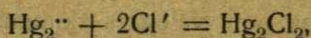
šķīdums aizņem visu trauku un caur sifonu savienojas ar otru elektrolītu (zīm. 299).

Otrā veida elektrodi.

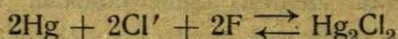
Kalomeļa elektroda darbības mehānismu tuvāk aplūkojot, redzam, ka tas dažā ziņā atšķiras no agrāk aplūkotiem elektrodziem. Kad elements savienots, dzīvsudrabs tiecas pāriet šķīdumā, radot merkurojonus pēc nolidzinājuma:



Bet tā kā šķīdumā atrodas hlora joni, tad tūlīt pēc tam norisinās sekundārā reakcija:



kurā rodas kalomels, kas nešķīst ūdenī un tapēc no šķīduma atdalās. Bet ja strāva caur mūsu puselementu iet preteļā virzienā, kalomels reducējas: šķīdumā rodas jauni hlora joni, bet dzīvsudrabs nogulstas uz katoda. Tā mēs redzam, ka  $\text{Hg}_2^{2+}$  jonu koncentrācija, kalomeļa elektrodam darbojoties, nemainās un īstenībā mainās tikai hlora jonu skaits: tas krītas, ja strāva iet no dzīvsudraba elektrolītā, un pieaug, ja strāva iet preteļā virzienā. Tā tad kalomeļa elektrods attiecībā uz anjonu ir apgriezēns un rada reakciju:

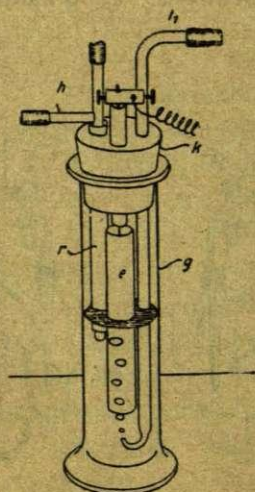


viņā un otrā virzienā. Šādus elektrodus, kas sastādīti no metāla ar nešķīstošu sāli, sauc otrā veida elektrodus.

Pamatojoties uz teoretiskiem datiem, kalomeļa elektroda potenciālu pieņem

$$\pi_{\text{Hg}} = 0,560 \text{ voltu.}$$

Normalais ūdeņraža elektrods.



Zīm. 300. Normalais ūdeņraža elektrods.

Jaunākā laikā arvienu biežāki sāk lietot ūdeņraža puselementu, ko lika priekšā Nernsts (zīm. 300). Tajā platīnas elektrods līdz pusei iemērkts sērskābes normālā šķīdumā; elektroda augšas daļa ir kontaktā ar ūdeņraža gāzi, kas atrodas gāzes caurulē. Ir zināms, ka ūdeņradis šķīst platīnā. Šis šķīdums izdara noteiktu šķīšanas spiedienu, radot ūdeņraža jonus. Starp ūdeņradi un ūdeņraža jonu šķīdumu rodas līdzsvars, ko noteic puselementa



spraigums un kura lielums, pēc Nernsta nolidzinājuma, ir:

$$\pi_H = \frac{RT}{F} \ln \frac{H}{h}$$

H = ūdeņraža gāzes šķīšanas spiediens, h = ūdeņraža jonu osmotiskais spiediens. Nernsts patvaļīgi pieņem kā nulli ūdeņraža gāzes spraigumu pie atmosfēras spiediena pret ūdeņraža jonu normālu šķīdumu pie 18°. Mērojot pārejo elementu spraigumus pret normālo ūdeņraža elektrodu, varam tieši atrast visu pārejo elementu (metālu un nemetālu) spraigumus pret viņu jonu normāliem šķīdumiem. Piem., kombinācijai:



elektroierosmes spēks ir -0,76 voltu. Tas nozīmē:

$$\pi = \pi_{\text{Zn}} - \pi_{\text{H}} = -0,76 \text{ voltu.}$$

Tā kā mēs patvaļīgi pieņemam  $\pi_{\text{H}} = 0$ , tad cinka spraigums pret ta jonu normālo šķīdumu ir -0,76 voltu.

Tādā kārtā dabonam sekošu tabeli, kurā pievesti elementu spraigumi pret to joniem:

Elementu „normālo” spraigumu tabele.

**Tabele 118.**

Elementu normalie spraigumi (H = O).

Elements	Jons	Spraigums	Elements	Jons	Spraigums
Li	Li <sup>·</sup>	-3,02	H <sub>2</sub>	H <sup>·</sup>	±0,00
K	K <sup>·</sup>	-2,92	Sb	Sb <sup>··</sup>	+0,1
Ba	Ba <sup>··</sup>	-2,8	Bi	Bi <sup>··</sup>	+0,2
Sr	Sr <sup>··</sup>	-2,7	As	As <sup>··</sup>	+0,3
Na	Na <sup>·</sup>	-2,71	Co	Co <sup>··</sup>	+0,4
Ca	Ca <sup>··</sup>	-2,5	Cu	Cu <sup>·</sup>	+0,34
Mg	Mg <sup>··</sup>	-1,55	Cu	Cu <sup>·</sup>	+0,52
Mn	Mn <sup>··</sup>	-1,0	Tl	Tl <sup>··</sup>	+0,72
Zn	Zn <sup>··</sup>	-0,76	Ag	Ag <sup>·</sup>	+0,80
Cr	Cr <sup>··</sup>	-0,6	2Hg	Hg <sub>2</sub> <sup>··</sup>	+0,80
Cr	Cr <sup>··</sup>	-0,5	Hg	Hg <sup>··</sup>	+0,86
Fe	Fe <sup>··</sup>	-0,43	Au	Au <sup>··</sup>	+1,3
Cd	Cd <sup>··</sup>	-0,40	Au	Au <sup>·</sup>	+1,5
Tl	Tl <sup>·</sup>	-0,33	S ciets	S''	-0,55
Co	Co <sup>··</sup>	-0,29	J ciets	J'	+0,54
Ni	Ni <sup>··</sup>	-0,22	Br šķ.	Br'	+1,08
Pb	Pb <sup>··</sup>	+0,12	Cl <sub>2</sub>	2Cl'	+1,36
Sn	Sn <sup>··</sup>	-0,10	F <sub>2</sub>	2F'	+1,9
Fe	Fe <sup>··</sup>	-0,04			

Pēc šās tabeles viegli aprēķināms spraugums jebkuram galvaniskam elementam, kas sastādīts no diviem metāliem, iemērktiem viņu sāļu normalos šķīdumos. Tā, piem. priekš Danieļa elementa, kas sastādīts pēc šēmas:



iegūstam pēc tabeles datiem spraugumu:

$$\pi = 0,34 - (-0,76) = + 1,10 \text{ voltu.}$$

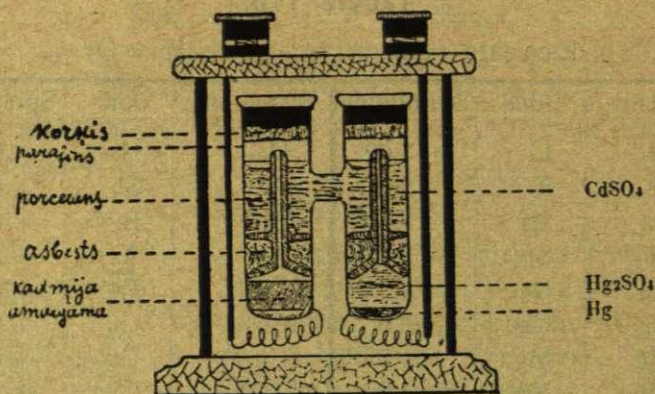
Šis skaitlis pilnīgi saskan ar praktiski iegūto.

Normalie  
elementi.

Protams, no visām iespējamām metālu un viņu sāļu kombinācijām tikai nedaudzas noderīgas praktiskiem nolūkiem. Minesim šeit tikai divus „normalos“ elementus, t. i. tādus, kurus lieto elektroierosmes spēku mērošanai. Šie „normalie“ elementi atšķiras ar to, ka viņu elektroierosmes spēks vienmēr pastāvīgs. Pie tādiem pieder:

Vestona elements, kas sastādīts pēc šēmas:

Hg / piesātinats  $\text{Hg}_2\text{SO}_4$  šķīd. —  $(\text{CdSO}_4 \cdot \frac{3}{8}\text{HO})$  piesāt. šķīd. / Cd  
(zīm. 301).



Zīm. № 301. Normalais Vestona elements.

Ta elektroierosmes spēks istabas temperatūrā ir 1,0186 voltu. Klarka elements konstruēts pēc šēmas:

Hg / piesātin.  $\text{Hg}_2\text{SO}_4$  šķīd. —  $(\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})$  piesāt. šķīd. / Zn,  
un ta elektroierosmes spēks = 1,4328 voltu pie  $15^\circ$ . Šo „normalo“ elementu elektroierosmes spēka pastāvība izskaidrojama tādi, kā tie satur elektrolītu piesātinātus šķīdumus kopā ar lieku cieto sāli. Aiz ša iemesla elektrolītu koncentrācija un viņu jonu osmotiskais spiediens elementam „strādājot“ nemainas.

Aplūkojot elementu spraigumu tabeli, redzam, ka metalu sekošanas kārtība atbilst viņu tieksmes lielumam pret negatīviem elementiem (sal. I. s. 287 lp. p.). Elementi, kuriem tabelē vislielākais (negatīvais) spraigums, uzrāda vislielāko tieksmi pret skābekli un halogēniem. Tā, piem. pirmie elementi spraigumu rindā: litījs, kalījs, barijs, stroncijs, natrijs un kalcijs sadala ūdeni parastā temperatūrā. Vidus elementi, kā: cinks, chroms, dzelzs un kadmijs ūdeni nesadala, bet šķīst atšķaidītās skābēs. „Cēlmetali“, t. i. tādi, kas gaisā neoksidejas un grūti šķīst skābēs, piem.: sudrabs, dzīvsudrabs, zelts un platīna, — atrodas tabeles beigās un uzrāda vislielākos pozitīvos spraigumus. Tiem seko elementi, kurus parasti apzīmē kā elektriski negatīvus (metaloīdi): sērs, skābeklis un halogēni, un proti: viņu tieksmes pieaugšanas kārtībā pret ūdeņradi un metaliem. To vērā ņemot, varam sacīt sekošo:

Metalu spraigums un „elektriskā tieksme“.

„elementi ar vislielākiem negatīviem spraigumiem ir visvairāk pozitīvi, bet elementi ar vislielākiem pozitīviem spraigumiem ir visvairāk negatīvi.“

Tādā kārtā elementi ar vislielākiem negatīviem spraigumiem uzrāda vislielāko tendenci radīt pozitīvus jonus, t. i. vislielāko „tieksmi uz pozitīvo elektrību“. Bet elementi ar vislielākiem pozitīviem spraigumiem uzrāda vislielāko tendenci radīt negatīvus jonus, t. i. vislielāko tieksmi uz negatīvo elektrību (Abegs un Bodlenders).

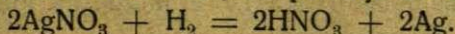
Elementu elektriskie spraigumi nosaka viņu ķīmisko raksturu. Tā, piem. izrādas, ka

„katrs iepriekšējais metāls izvieto visus sekojošos metālus no viņu sāļu šķīdumiem.“

Cinks izvieto svīnu, svīns — varu, varš — dzīvsudrabu, bet dzīvsudrabs — sudrabu.

Vidus stāvokli „spraigumu rindā“ ieņem ūdeņradis, kura „normalo“ spraigumu pieņēmam = 0. Pirmie rindas locekļi (kalījs, natrijs, kalcijs) izvieto no ūdens ūdeņradi, radot sārmus. Elementi, kas nāk pēc kalcija, piem. magnijs, cinks, chroms un dzelzs, nesadala ūdeni, aiz niecīgā ūdeņraža jonu satura pēdejā. Bet tie viegli šķīst skābēs, no tām izvietodami gāzejadu ūdeņradi. Tājāk nāk elementi, kuriem spraigums lielāks nekā ūdeņradim: antimons, bismuts, arsēns u. c. Šie elementi vairs nešķīst atšķaidītās skābēs. Beidzot, pašus pēdejos rindas locekļus: sudrabu, zeltu un platīnu ūdeņradis izvieto no viņu sāļu šķīdumiem, t. i. tos reducē, kā parādīja Beketovs, piem.

Ūdeņraža stāvoklis spraigumu tabelē.

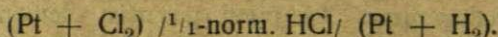


Ūdeņraža reducējošā darbība.

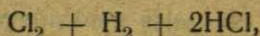
Bez metaliem mēs atrodam tabeles beigās vairākus metalloīdus, kas spēj radīt jonus. Tā, mēs redzejam, ka ūdeņradis, kaut gan

Gāzu elektroti.

tas nemetals, tomēr, pateicoties viņa šķīstamībai platinā, var radīt elektrodu ar pilnīgi noteiktu spraugumu (198. lp. p.). Šādā kārtā sastādami „puselementi“ no negatīviem elementiem: hlora, broma, joda un skābekļa, piem.:

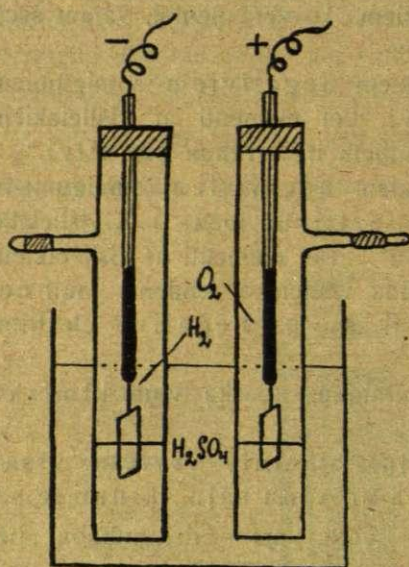


Kad šis elements strāda, pie katoda rodas hlora joni, pie anoda — ūdeņraža katjoni. Citiem vārdiem, notiek reakcija:



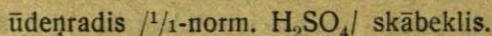
kuras enerģija tieši pārvēršama elektriskā strāvā. Šāda elementa spraugumam pēc tabeles datiem jābūt 1,36 voltu, kas pilnīgi saskan ar īstenību.

Sprāgstošās  
gāzes ķēde.

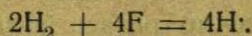


Zīm. № 302. Sprāgstošās gāzes elements.

un līdz pusei tajā pat elektrolītā. Ša „gāžu elementa“ šēma ir šāda:



Abus elektrodus ar galvanometri savienojot, dabonam elektrisko strāvu, kas ārejā ķēdē plūst no skābekļa uz ūdeņradi. Pie anoda ūdeņraža gāze rada pozitīvos ūdeņraža jonus:

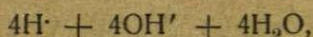


Pie katoda rodas negatīvie hidroksila joni no skābekļa un ūdens, pēc nolīdzinājuma:

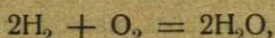


Ari skābeklis viegli šķīst platinā. Tapēc varam sastādīt elementu, kas satur kā elektrodus platinu (pārklātu ar platīnas sūcekni), ar ūdeņradi piesātinātu un platinu (pārklātu ar platīnas sūcekni), ar skābekli piesātinātu. Redas „gāžu ķēde“, kas redzama 302. zīmējumā. Katods sastāv no platinetas platīnas platiņas, kas līdz pusei atrodas skābekļa atmosfērā un līdz pusei elektrolīta šķīdumā ( $\frac{1}{2}$ -norm. sērskābē). Anods sastāv no tādas pat platiņas, kas līdz pusei atrodas ūdeņraža atmosfērā. Ša „gāžu elementa“ šēma

Bet tā kā ūdeņraža joni savienojas ar hidroksila joniem, radot ūdeni, t. i.



tad, kopā saliekot visus trīs reakciju nolīdzinājumus, galu galā dabonam ūdens rasanās reakciju no viņa elementiem:



kuru augstak aprakstītā gāžu elementā varam izlietot elektriskās enerģijas iegūšanai.

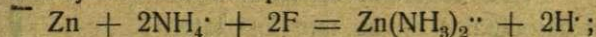
Jaatzīmē, ka brīvu skābekli saturoši elektrodi samainami ar elektrodiem, kuros skābeklis saistītā veidā, t. i. atrodas savienojumā. Praktiskā bieži lieto pie katoda stipri oksidejošas vielas, galvanisko elementu elektroierosmes spēka palielināšanai. Šādus oksidētājus sauc „depolarizatorus“ (tapēc ka tie iznīcina polarizāciju, kas rodas uz katoda aiz tā iemesla, ka tur atdalās ūdeņradis, sal. I. s., 343. lp. p.).

Oksidejošie elektrodi.



Pie šās galvanisko elementu kategorijas pieder pazīstamā L e k l a n š ē batareja (zīm. 303.). Tai anods ir cinka platīte, katods — strāvu vadoša retortu ogle. Katods ietīts maisījumā, kurā ogles maisījums ar smalku mangana peroksīdu. Kā elektrolītu lieto 20% amonija chlorīda šķīdumu. Elementam strādājot, no anoda rodas pozitīvie cinka joni, kas ar amonija joniem rada amonjaka-cinka kompleksa sāli:

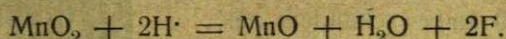
L e k l a n š ē elements.



Zīm. № 303. L e k l a n š ē elements.

tajā pat laikā uz katoda jaatdalās ūdeņradis. Tomēr pēdejam, kā zināms, ir noteikts šķīšanas

spraigums. Bez tam vajadzīgs vēl sevišķs „papildu spraigums“ šā elementa atdalīšanai gāzejadā veidā. Šo apstākļu radītās katoda polarizācijas iznīcināšanai, katodu pārklāj ar mangana peroksīdu. Pēdejam ūdeņraža jonus oksidē ūdeni, līdzīgi skābekļa elektrodam, kas aprakstīts augstak:

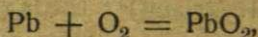


L e k l a n š ē elementam diezgan pastāvīgs spraigums (apm. 1,45 voltu) un maza iekšējā pretestība. To bieži lieto praktiskā. Pēc šādas pat šēmas sastādīti t. s. „sausie elementi“, kurus lieto „kabatas lampiņās“. Šajos elementos ar zalmiaka šķīdumu piesūcināta poraina masa (ģipsis, milti).

Svina akumulatorā (I. s. 283. lp. p.) oksidejošā elektroda lomu izpilda svina peroksīds, PbO<sub>2</sub>, kas akumulatoru lādejojot attīstas uz anoda. Un proti: atšķaidītas sērskābes (30%) elektrolizē lietojot svina elektrodus (zīm. № 304.), uz

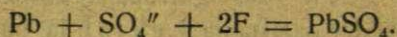
Svina akumulators.

katoda atdalas ūdeņradis, bet uz anoda atdalīties skābeklis svina oksidē svina peroksidā:

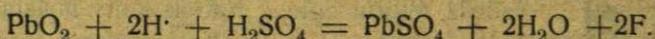


Zīm. № 304. Akumulatora pildīšana.

un tapēc anods pēc kāda laika pārklājas ar brūnu peroksida kārtu. Ja tagad pārtraucam strāvu un abas platītes savienojam ar elektrisko zvanu, pielādetais akumulators sāk darboties un zvans zvana. Bet akumulatorā tagad strāva iet pretejā virzienā. Svina platīte kļūst anods un, sērskābē šķīstot, rada svina sulfātu, tāpat kā cinks Daniēļa elementā pārvēršas cinka sulfātā. Bet tā kā svina sulfāts ūdenī nešķīst, tas nogulstas uz anoda virsmas. Tādā kārtā svina anods, kas ir otrā veida elektrods, no šķīduma aizvāc anjonus (sal. kalomeļa elektrodu, 197. lp. p.):



Uz katoda svina peroksids oksidē ūdeņraža jonus:



Tā tad gala rezultātā, akumulatoram izlādejojies, uz anoda pazūd sērskābes anjoni  $\text{SO}_4''$ , bet uz katoda pazūd ūdeņraža katjoni  $\text{H}$ .

Svina akumulatora (zīm. 305) priekšrocība ir ta, ka tam ļoti labs strāvas iznākums. Tādam akumulatoram izlādejojies, iespējams iegūt 90% no ta enerģijas daudzuma, kas patērēts akumulatoru lādejojot. Bet svina akumulatora neērtība pastāv ta smaģumā. Svina atomsvars = 206,9. Uz katrām 96540 amper-sekundem nāk viens ekvivalents, t. i. 103,45 gr. svina. Ša neērtība sevišķi sajūtama pie pārnēsajamām batarejam. Aiz ša iemesla sen jau centas atrast svina akumulatora vietā citu, ar vieglaku metalu.



Zīm. № 305. Svina akumulators.

Niķeļa akumulators.

Jaunakā laikā Edisons ieguvis šajā ziņā lielus panākumus. „Edisona akumulatora“ elektrodi, kurus tik bieži sāk lietot, pēdējā laikā sastāv no niķeļa tērauda, kurā margai līdzīgi iegriezumi. Šos iegriezumus piepilda ar masu, kurai ir elektroierosmes

spēja. Un proti: anodu piepilda ar dzelzs pulvera maisījumu ar grafītu, bet katodu — ar niķeļa peroksīda,  $Ni_2O_3$ , maisījumu ar grafītu. Kā elektrolītu lieto 20<sup>o</sup>/o-tīgu kodīgā kalija šķīdumu. Izlādes process tajā tāds pat, kā vienkāršā svina akumulatorā. Dzelzs pāriet šķīdumā kā katjoni  $Fe^{2+}$ , bet niķeļa peroksīds oksidē ūdeņraža jonus ūdenī. Akumulatora kapacitātes samērs ar masu daudz izdevīgāks nekā svina akumulatorā. Uz katru akumulatora māsas kilogramu kapacitāte sastāda 2,9 vat-stundas. Aiz to enerģijas iznākums vājāks nekā svina akumulatorā, kas pie šā praktiskā aparāta ir diezgan liels trūkums.



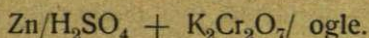
Zīm. № 306. Niķeļa akumulators.



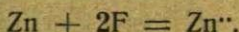
Zīm. № 307. Chroma elements.

Oksidejošo elektrodu lomu var izpildīt ne tikai cietas vielas, šķīdrie depo-  
bet arī elektrolītu šķīdumi un to joni, ja tie pieskaras nešķīsto- larizatori.  
šam elektrodam (katodam). Šādu piemēru mēs redzam Bunzena  
„chroma elementā“ (zīm. 307.).

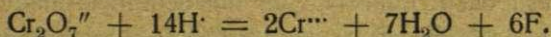
Šā elementa anods ir cinka platīte, bet katods — retortu Chroma ele-  
ogle. Elektrolīts: kalija bichromāta šķīdums sērskābē: ments.



Cinku elektrolītā iemērcot, attīstas cinka katjoni:



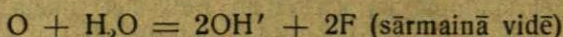
Uz katoda norisinās ūdeņraža jonu oksidēšana ar div-  
chromskābes anjoniem  $Cr_2O_7^{2-}$ :



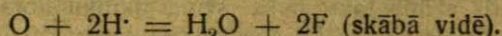
Chroms, elementam strādājot, reducējas no sešvērtīga anjona  
trīsvērtīgā katjonā.

Kopā ņemot visus augstāk minētos gadījumus, visus Oksidētāju  
oksidētājus varam uzlūkot kā skābekļa elektrodus, kuros defīnejums.

skābeklim piemīt noteikts šķīšanas spiediens. Ša šķīšanas spiediena lielums un tā tad arī dotā oksidētāja spraugums atkarājas no tā dabas. Visas šādas vielas spēj radīt hidroksila anjonus vaj aizvākt no šķīduma ūdeņraža katjonus:



vaj



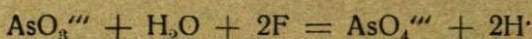
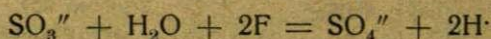
Kā rezultats abos gadījumos rodas elektriskais lādiņš:  $2 \times 96540$  amper-sekundes uz katru brīvu vaj saistītu skābekļa atomu. Tā dabonam jaunu, oksidētāju elektroķīmisku definējamu.

„Oksidētājus sauc tās vielas, kurām reakcijā palielinās negatīvais lādiņš vaj pamazinas pozitīvais lādiņš.“

Šeit pieder, piem. katjoni:  $Fe^{2+}$ ,  $Sn^{4+}$ ,  $Tl^{3+}$ ,  $Hg^{2+}$ , kuri oksidēdami zaudē vienu vaj vairākus pozitīvos lādiņus. No anjoniem minami:  $MnO_4'$ ,  $Cr_2O_7''$ ,  $NO_3'$ . Ūdeņraža katjonus ūdenī oksidējot, tie pazudina pozitīvos lādiņus, kā to augstāk redzējam divchromskābes piemērā.

Reducejošie elektrodi.

Gluži otrādi darbojas t. s. „reducetāji“. Tā, piem. katjoni:  $Fe^{3+}$ ,  $Sn^{2+}$ ,  $Cu^+$ ,  $Cr^{3+}$  oksidējoties uzņem pozitīvo lādiņu un pāriet  $Fe^{2+}$ ,  $Sn^{4+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Cr^{6+}$ . Anjoni oksidējoties uzņem no ūdens skābekli un rada ūdeņraža jonus, piem.:



No tā izvedams, ka

„reducetāji ir tās vielas, kuru negatīvais lādiņš reakcijā pamazinas vaj pozitīvais lādiņš palielinās“.

No svara atzīmet, ka platīnas elektrods, iemērķts elektrolītā, kurā atrodas dotais oksidētājs (vaj reducetājs) noteikti parāda šās vielas oksidejošo (vaj reducejošo) spraugumu. Tādā kārtā, pēc augstāk minētā definējuma, rodas iespēja atšķirt oksidejošās vielas no reducejošām ne tikai kvalitatīvi, bet arī attiecīgu galvanisku kombināciju elektroierosmes spēku arī kvantitatīvi mērot dažādu vielu oksidejošo un reducejošo spēju. Sekojošā tabelē pievesti dažu reducētāju un oksidētāju normalie spraugumi, kurus Bankrofts (Bancroft) ieguvis Ostvalda laboratorijā. Katra tabelē pievestā viela ir oksidētājs attiecībā uz iepriekšējām un reducētājs attiecībā uz visām pēc tās sekojošām vielām.

Oksidejošie un reducejošie spraugumi.

Sikāki dati par šo jautājumu atrodami specialās fizikalās un elektroķīmijas rokas grāmatās.

Tabele 119.

Reducetāju un oksidētāju normalie spraigumi pēc Bankrofta (Bancroft), izmēroti attiecībā pret kalomeļa elektrodu (197. l.p. p.).

SnCl <sub>2</sub> + KOH . . . . .	-0,861	voltu	Hidroksilamins . . . . .	+0,076	voltu
Na <sub>2</sub> S . . . . .	-0,651	"	NaHSO <sub>3</sub> . . . . .	+0,103	"
Hidroksil-			H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> . . . . .	+0,158	"
amins + KOH	-0,616	"	FeSO <sub>4</sub> + H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> . . . . .	+0,234	"
Cr(CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub> + KOH	-0,589	"	Kalij-ferioksalats . . . . .	+0,286	"
Pirogalols + KOH	-0,482	"	J <sub>2</sub> + KJ . . . . .	+0,328	"
Hydrochinons . . . . .	-0,329	"	K <sub>3</sub> Fe(CN) <sub>6</sub> . . . . .	+0,422	"
Ūdeņradis + HCl	-0,311	"	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> . . . . .	+0,502	"
Kalij-ferooksalats . . . . .	-0,275	"	KNO <sub>3</sub> . . . . .	+0,577	"
Cr(CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub> . . . . .	-0,196	"	Cl <sub>2</sub> + KOH . . . . .	+0,626	"
K <sub>4</sub> Fe(CN) <sub>6</sub> + KOH . . . . .	-0,086	"	FeCl <sub>3</sub> . . . . .	+0,678	"
J <sub>2</sub> + KOH . . . . .	-0,070	"	HNO <sub>3</sub> . . . . .	+0,697	"
SnCl <sub>2</sub> + HCl . . . . .	-0,064	"	HClO <sub>4</sub> . . . . .	+0,707	"
KAsO <sub>2</sub> . . . . .	-0,054	"	Br <sub>2</sub> + KOH . . . . .	+0,755	"
NaH <sub>2</sub> PO <sub>2</sub> . . . . .	-0,044	"	H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> . . . . .	+0,837	"
CuCl <sub>2</sub> . . . . .	+0,000	"	HClO <sub>3</sub> . . . . .	+0,856	"
Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> . . . . .	+0,016	"	Br <sub>2</sub> + KBr . . . . .	+0,865	"
Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> . . . . .	+0,023	"	KJO <sub>3</sub> . . . . .	+0,929	"
Na <sub>2</sub> HPO <sub>3</sub> . . . . .	+0,033	"	MnO <sub>2</sub> + KCl . . . . .	+1,068	"
K <sub>4</sub> Fe(CN) <sub>6</sub> . . . . .	+0,035	"	Cl <sub>2</sub> + KCl . . . . .	+1,106	"
FeSO <sub>4</sub> . . . . .	+0,073	"	KMnO <sub>4</sub> . . . . .	+1,203	"

## Trisdesmit septītā lekcija.

### Trešā elementu grupa. Bors.

Atrašanās. — Bors. — Borūdeņraži — Bora trioksids, B<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. — Borskābe, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>. — Borāti. — Borpārkābe un tās sāļi. — Bora nitrīds, BN. — Bora chlorīds, BCl<sub>3</sub>. — Bora fluoriāds, BF<sub>3</sub>. — Bora analogija ar silīciju. —

Tikai divi trešās grupas elementi dabā izplatīti plašāki un atraduši praktisku pielietojumu: tie ir bors un alumīnijs. Pārējie uzlūkojami kā „reti“ elementi. Atrašanās.

Bors atrodas kā borskābe, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, ūdens tvaikos, kas Toskanā vārd no zemes un pazīstami kā „fumaroli“ (ital. fumarole, soffioni). Šos fumarolus, kas satur ne vairāk kā 0,5% borskābes, koncentrē sevišķos baseinos un pēc tam iztvaicē (izmantojot fumarolu siltumu). No atsāļņa kristalīzejas borskābe.

Tibetā dažos ezeros atgadas borskābes natrija sāls, ko sauc boraksu jeb tinkalu un kura sastāvs:  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ . Vidus laikmetā tas bij galvenais materials, no ka pagatavoja borskābi un citus bora savienojumus. Patlaban boraksu iegūst galvenā kārtā Burekas ezerā, Kalifornijā (Clear Lace). Borakss tur kristalizes patstāvīgi uz milzīga sēkļa, ezera vidū.

Bez tam bors atgadas kā borskābes kalcija sāls,  $\text{Ca}_2\text{B}_6\text{O}_{11}$ , Mazajā Azijā un Nevadā, Ziemeļamerikā (pandermits, kolemanīts) un kā natrija-kalcija sāls,  $\text{NaBO}_2 \cdot \text{CaB}_4\text{O}_7 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ , Čilē (boronatrokalcīts). Stasfurtas sāļu iegulumos atgadas magnija borats:  $2\text{Mg}_3\text{B}_8\text{O}_{15} \cdot \text{MgCl}_2$  (Stasfurtas boracīts), ko līdzīgi iepriekšējiem mineraliem pārstrāda boraksā un borskābē.

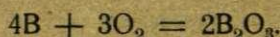
Bors. Elements bors iegūstams, bora oksīdu reducējot ar metalisku magniju pēc *M u a s a n a* (Moissan):



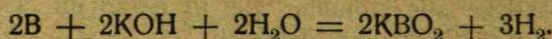
Šam nolūkam karsē noslēgtā šamota tīgeli līdz sarkanai kvēlei maisījumu, sastāvošu no 3 d.  $\text{B}_2\text{O}_3$  un 1 d. Mg. Pēc reakcijas, kurā atdalās daudz siltuma, iegūto masu apstrāda ar karstu ūdeni un stipru sālskābi — magnija un liekā bora oksīda atdalīšanai. Šādā ceļā iegūtais bors ir brūns, amorfs pulveris.

Kristalisku boru iegūst, bora trioksīdu ar alumīniju reducējot. Tam nolūkam maisījumu no 50 d. bora trioksīda, 75 d. sausa sēra un 100 d. alumīnija šamota tīgeli aizdedzina ar magniju lentu. Iegūto kausejumu vispirms apstrāda ar ūdeni, alumīnija sulfīda sadalīšanai. Pēc tam alumīniju izšķīdina sālskābē, un paliekas apstrāda ar fluorskābi. Nešķīstošās paliekās atrodas spīdoši, melni kristāli, ar savu cietumu dimantam līdzīgi. Viņu sastāvs:  $\text{B}_{12}\text{Al}$ . Tīrs bors jaunākā laikā pagatavots, bora trichlorīdu elektriskā lokā ar ūdeņradi reducējot.

Amorfais bors skābekli aizdegas tikai pie  $700^\circ$ , pārvēršoties bora trioksīdā:



Tas vieglāk savienojas ar halogēniem, sevišķi ar fluoru. Slāpekļskābe boru oksīdē borskābē. Vārot bors šķīst arī sārmos, radot boratus, piem.:



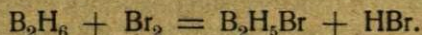
Karsejot bors savienojas ar slāpekli, radīdams nitrīdu BN, kuram ļoti augsta kušanas temperatūra.

Bora oksīdu ar magniju reducējot, ja pēdejs pārsvarā, rodas bora un magnija savienojumi (magnija borīdi:  $\text{Mg}_3\text{B}_2$  u. c.). Tie ar sālskābi sadalās, pie kam rodas dažādu bor-

ūdeņražū maisījumā. Frakcionēti destilējot, A. Štokam (Stock) šo maisījumu izdevās zemā temperatūrā sadalīt un atšķirt atsevišķus borūdeņražus. Viņu īpašības pētot, Štoks atrada, ka bors ta savienojumos ar ūdeņradi — četrvērtīgs (atšķirībā no pārējiem šā elementa savienojumiem, kuros tas trīsvērtīgs) un stipri līdzīgs savam kaimiņam nākošā periodiskās sistēmas grupā, t. i. ogleklim (sal. 18 lekciju). Vienkāršākais no tiem,  $B_2H_6$ , pēc sastāva līdzīgs etanam. Šis „boroetans“ iegūstams komplicētaku borūdeņradi  $B_4H_{10}$  (borobutanu) sadalot. Tas ir šķidrums, kas vāras pie  $91^\circ$  un sacietē pie  $-169^\circ$ , gaisā diezgan pastāvīgs, bet ātri sadalās zem ūdens iespaida:

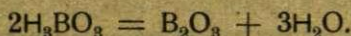


Sālsskābei uz magnija borīdu iedarbojoties, rodas galvenā kārtā borobutans,  $B_4H_{10}$ , kas vāras pie  $+18^\circ$  un sacietē pie  $-120^\circ$ . Gaisā tas aizdegas, bet pēdejam iztrūkstot, sadalās lēni, pie kam bez boroetana rodas vēl citi borūdeņraži, kuru struktūra nav vēl pietiekoši noskaidrota:  $B_5H_9$ ,  $B_6H_{10}$ ,  $B_{10}H_{14}$  u. c. Visiem šiem borūdeņražiem pretīga smaka. Tie ieelpojot rada galvas sāpes un vemšanu. Chlors un broms iedarbojas uz tiem tāpat, kā uz ogļūdeņražiem, un proti: izvietņo ūdeņradi, radot attiecīgus halogēnūdeņražus, piem.:



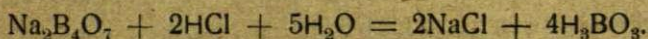
Bors visos savienojumos ar elektronegati-  
viem elementiem ir trīsvērtīgs.

Ar skābekli bors rada bora trioksīdu jeb boran-  
hidrīdu,  $B_2O_3$ . Šis savienojums rodas karsejot borskābi Bora triok-  
sīds,  $B_2O_3$ .  
uz lodejamās liesmas:

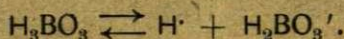


Boranhidrīds pievelk no gaisa mitrumu un pārvēršas atpa-  
kaļ borskābē.

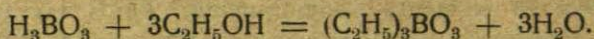
Borskābe,  $H_3BO_3$ , atdalās kā baltas, zvīņainas plāksni-  
ņas karstam, piesātinātam boraksa šķīdumam pielejot koncen- Borskābe,  
 $H_3BO_3$ .  
tretu sālsskābi:



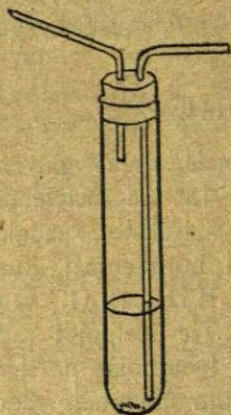
Ta ir visai vāja skābe: viņas disociācijas pakāpe priekš  $1/10$ -norm. šķīduma ir  $0,01\%$ . Elektrolītiskās disociācijas kon-  
stante pie  $25^\circ = 6,5 \times 10^{-10}$ . Borskābe 500 reiz vājāka nekā ogļskābe un 30000 reiz vājāka nekā etiķskābe. Domājams, ka disociejot atšķēļas tikai viens ūdeņraža jons:



Ta nokrāso lakmusu sarkana vīna krāsā, bet kurkumas papīrīts, borskābes šķīdumā saslapets, izžūstot kļūst sarkani-brūns. Neraugoties uz savu vājumu, borskābe viegli savienojas ar spirtiem, radot organiskus esterus, piem.:



Šie esteri sildot viegli izgaist, un deg ar zaļu liesmu. Uz to dibinata diezgan jūtīga reakcija uz borskābi. Pētamo vielu aplej mēģinajumu stobriņā ar 5—10 cm<sup>3</sup> metil- vaj etilspirta un pielej dažus pilienus koncentrētas sērskābes. Pēc tam stobriņu aizbāž ar korķi, kurā divas caurules (zīm. 308.) un sasildot tajā šķīdumu līdz vārišanās, pēdējam pūš cauri gaisu degoša Bunzena degļa apakšējā caurumā. Ja šķīdumā ir borskābe vaj tās sāļi, liesma krāsojas zaļa.



Zīm. 308. Liesmas krāsojums ar borskābi.

Borskābe ir gaistoša un ar ūdens tvaikiem pārtvaicejas. Ieliekot to uz platīnas drāts liesmā, pēdējā kļūst zaļa. Zemā temperatūrā ta ūdenī šķīst vāji, bet šķīstamība stipri pieaug līdz ar temperatūru.

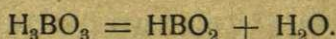
Tas dod iespēju viņu pārkristalizēt no karsta ūdens un attīrīt no piemaisījumiem.

### Tabele 120.

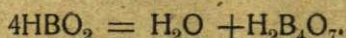
Borskābes šķīstamība ūdenī (pēc Dittes).

Temperatūra:	0°	12°	20°	40°	62°	80°	102°
Šķīstamība:	1,95	2,92	3,99	6,99	10,42	16,81	29,12 gr. H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> 100 gramos H <sub>2</sub> O.

Līdz 107° sildot, borskābe zaudē vienu ūdens molekulu un pārvēršas metaborskābē:



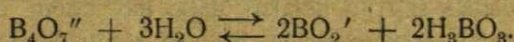
Pie 140° rodas tetraborskābe, H<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub>, no kuras iegūstama lielākā daļa borskābes sāļu, starp citu, arī borakss (skat. zemāk):



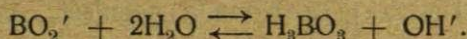
Atlikušais ūdens aiziet sarkanas kvēles temperatūrā, un tad rodas boranhidrids.

Borskābei, kā vājai skābei, piemīt nelielā mērā arī dezin-  
ficejošas īpašības. Tās 3<sup>o</sup>/o-tīgu šķīdumu lieto ārstniecībā rīkles  
un acu skalošanai iekaisumu gadījumos. To lieto arī dažādu  
smēru un „bora vates“ izgatavošanai. Amerikā ar borskābi kon-  
servē ēdamos produktus, galvenā kārtā gaļu. Tomēr tas nav  
pilnīgi droši, jo borskābe veselībai kaitīga.

Borskābes nātrijs sāls jeb borakss,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , ir  
dabīgs produkts (sal. 208 l.p. p.). Tā kā borskābe ir vāja  
skābe, borakss ūdens šķīdumā hidrolizejas un aiz šīs iemesla  
šķīdumam sārmaina reakcija. Pirms hidrolīzes notiek  
boraksa anjona hidratācija un šķīdumā rodas ortoborskābe un  
metaborskābe pēc nolīdzinājuma:



Metaborskābes anjons reaģē ar ūdeni un rada brīvus  
hidroksila jonus (t. i. brīvu sārmu):

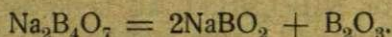


**Tabele 121.**

Boraksa šķīstamība ūdenī (Poggiale).

Temperatūra:	0 <sup>o</sup>	10 <sup>o</sup>	20 <sup>o</sup>	40 <sup>o</sup>	60 <sup>o</sup>	80 <sup>o</sup>	100 <sup>o</sup>
Šķīstamība:	2,83	4,65	7,88	17,9	40,43	76,19	201,43 gr. $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ 100gramos ūdens.

Karsejot borakss zaudē kristalizācijas ūdeni un pie 87<sup>o</sup>  
kūst, pārvēršdamies caurspīdīgā, stiklam līdzīgā masā. Caur-  
spīdīgie bezūdens boraksa gabaliņi pievelk no gaisa mitrumu un  
paliek neskaidri. Augstā temperatūrā sakausētam stiklai-  
nam boraksam skāba reakcija, jo pēc sastāva tajā ir lieks  
boranhidrids. Un tiešām, boraksu var uzlūkot kā nātrija meta-  
borāta savienojumu ar boranhidridu:

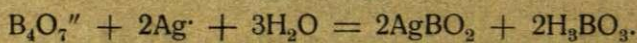


Boraksa skābais raksturs izpaužas tamā, ka izkausētā  
boraksā šķīst citu metālu oksīdi. Pie tam rodas stikli, nokrāsoti  
dažādās krāsās, kas raksturīgas boraksā izšķīdušā oksīda meta-  
lam. Šo apstākli izlieto kvalitatīvā analizē, vielu iepriekšējai  
pārbaudīšanai. Platīnas drāts saliektā galiņā sakausē nelielu  
boraksa, un caurspīdīgā „boraksa pērlē“ ieliek pētāmo vielu.

Tā, piem., dzelzs oksidejošā liesmā pārli. krāso brūnu, bet reducejošā liesmā — zaļu. Kobalts oksidejošā liesmā pārlei piešķir vijoletu krāsu, vaļš — gaiši zilu. Chroms oksidejošā liesmā pārli nokrāso dzeltenu, bet reducejošā liesmā — zaļu. Pēc O. Luca (Lutz) pētījumiem, pērles krāsa zināmā mērā atkarajas arī no metala daudzuma un no temperatūras.

Šo boraksa īpašību, izšķīdināt sevī metālu oksidus, izlieto arī tehnikā. Tā, piem. viegli oksidejošos metālus kausē zem bezūdens boraksa kārtas. Pēdejā no vienas puses aizsargā metālu no gaisa skābekļa, bet no otras — izšķīdina attīstījušos metāla oksidus un pārvērš to sārņos. Ari metālus salodejot, to vīrsmas tīra ar izkausētu boraksu.

Citi borskābes sāļi pa lielakai daļai nav ūdenī izšķīdināmi. Bet tā kā borskābe ir vāja skābe, tās sāļi viegli šķīst pat atšķaidītās skābēs un tapēc izkrit tikai lieka amonjaka klātbūtnē. Tā, piem. barija chlorida šķīdums dod ar boraksa šķīdumu un amonjaku baltu barija borata nogulsni. Etiķskābais svins rada ar boraksu baltu svina borata nogulsni. Sudraba nitrāts nogulsnē baltu sudraba metaborātu:



Sudraba borāts vārot paliek tumšāks un pārvēršas brūnā sudraba oksidā:



Boraksu lieto podu rūpniecībā emalju pagatavošanai, bez tam to piejauc arī dažām stikla sugām temperatūras izturības palielināšanai, piem. lampu cilindriem, Jenas stiklam u. c. Tā kā boraksam vāji sārmais raksturs, tas lietojams ziepju vietā. Ar to sevišķi mazgā vilnainu drānu, kas caur to uzglabājas miksta. Ja boraksu piemaisa stērķeļem, veļai gludinot rodas stipraks spodrums.

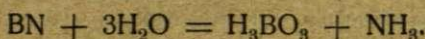
Borpārskābe  
un tās sāļi.

30%-tīgu ūdeņraža peroksīdu pielejot koncentratam boraksa šķīdumam, kam piemaisīts kodīgais nātrijs, Tanatārs iegūva nātrija perborātu,  $\text{NaBO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ , kā bezkrāsainus, ūdenī grūti šķīstošus kristālus. Sausā nātrija perborāts uzglabājas nemainīdamies, bet ūdens šķīdumā, it sevišķi vārot atdala skābekli. Nātrija perborāts ir labs oksidētājs. Viņa izlietošana vilnas, papīra, zīda u. c. produktu balināšanai, kā arī „skābekļa vannu“ pagatavošanai radija sākumu jaunai neorganiskās rūpniecības nozarei un netieši iespaidoja arī ūdeņraža peroksīda iegūšanas metodu uzlabošanā.

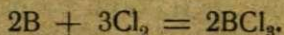
Boranhidridu sildot amonjaka straumē, rodas bora nitrids, BN. Ta ir balta, amorfa, nekūstoša un ūdenī neizšķīdinama viela, kas rodas pēc nolidzinājuma: Bora nitrids,  
BN.



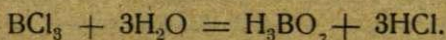
Bora nitrids, ūdenī vārot, lēni hidrolizejas:



Bors sildot savienojas ar chloru un rada bora trichlorīdu: Bora chlorīds,  
 $\text{BCl}_3$ .



Tas ir bezkrāsains, ļoti gaistošs šķidrums. Vāras pie  $+13^\circ$ , satietē pie  $-107^\circ$  un gaisā kūp, attīstīdams miglu, kas sastāv no sālsskābes un borskābes. Bora chlorīds ūdenī pilnīgi hidrolizejas:



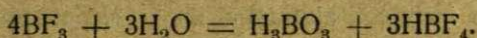
Tā tad šis savienojums nav uzlūkojams kā sāls. Tas ir īsts borskābes chloranhidrids, t. i. viņas hidroksilu grupu apmaiņas produkts pret chloru:



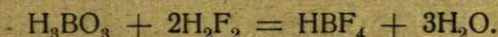
Vēl vieglāk pagatavojams bora trifluorīds,  $\text{BF}_3$ , un proti: Bora fluoriāds,  
 $\text{BF}_3$ . boranhidridu ar sērskābi un kalcija fluoriādu sildot:



Ta ir bezkrāsaina gāze, kas sabiezē tikai pie  $-110^\circ$ . Viegli šķīst ūdenī un lēni hidrolizejas, radot bez borskābes vēl kompleksu — borofluorūdeņraža skābi,  $\text{HBF}_4$ :



Borofluorūdeņraža skābe uzlūkojama kā metaborskābes,  $\text{HBO}_2$ , atvasinājums, kurā katrs skābekļa atoms apmainīts pret diviem fluora atomiem. Ta ir ūdens šķīdumā stabila un tapēc tieši iegūstama ar fluorūdeņraža skābi iedarbojoties uz borskābi:



Ta — stipra skābe. Viņas sāļi ūdenī šķīst un nehidrolizejas. Vāji šķīst tikai  $\text{KBF}_4$ .

Borofluorūdeņraža skābe un tās sāļi savā raksturā līdzīgi silīcijfluorūdeņraža skābei un sāļiem, par kuriem runasim silīcijam veltītā lekcijā. Ša līdzība, kā ari borūdeņražu sastāvs, šo elementu oksīdu skābais raksturs un spēja radīt poliskābes (poliboratus un polisilikatus) atkal norāda uz bora analogiju ar silīciju. Beidzot, bors un silīcijs ir tipiski metaloīdi, turpretim to homoloģiem (piem. alumīnijam un germanijam) ir tīri metalisks raksturs. Bora līdzība  
silīcijam.

## Trisdesmit astotā lekcija.

### Trešā grupa (turpinājums). Aluminijs, gallijs, indijs, tallijs.

Aluminijs. — Atrašanās. — Alumīnija iegūšana. — Īpašības. — Izliešana. — Alumīnija kausejumi. — Termīta metode. — Alumīnija oksīds,  $Al_2O_3$ . — Alumīnija hidroksīds,  $Al(OH)_3$ . — Alumīnija karbīds. — Alumīnija nitrīds,  $AlN$ . — Alumīnija sulfīds,  $Al_2S_3$ . — Alumīnija chlorīds,  $AlCl_3$ . — Alumīnija bromīds un jodīds. — Alumīnija acetāts,  $Al(CH_3COO)_3$ . — Alumīnija fosfāts,  $AlPO_4$ . — Alumīnija sulfāts,  $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ . — Gallijs un indijs. — Gallija savienojumi. — Indijs. — Tallijs. — Atrašanās. — Metaliskais tallijs. — Tallija valence. — Vienvērtīga tallija savienojumi (tallosavienojumi). — Trīsvērtīga tallija savienojumi (tallīsavienojumi). — Tallija izotopi. — Radijs  $C''$ . — Bora apakšgrupas elementu pārskats. — Fizikalās īpašības. — Ķīmiskais raksturs. — Valence. — Elektriskā tieksme. — Savienojumu rašanās siltumi.

### Aluminijs, Al.

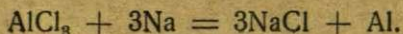
Atrašanās.

Visvairāk izplatīts no trešās grupas elementiem ir alumīnijs. Kā oksīds,  $Al_2O_3$  (mālainis), tas ietilpst dažos dārgakmeņos: rubīni nokrāsoti ar chroma oksīda piemaisījumu sarkani; nīcīgi titāna piemaisījumi piešķir zafīriem zilu krāsu; parastie korundi nokrāsoti ar dzelzi piemaisījumu brūnā krāsā. Vēl lielākā mērā dzelzi oksīds atrodas tā saucamā smirģelī, ko lielā cietuma dēļ lieto metālu un akmeņu polešanai. Mālainā hidratu,  $Al_2O_3 \cdot 2H_2O$ , sajauktu ar kramaini, lielos daudzumos atrod Francijas dienvidos, Boksas apvidū, un tas pazīstams zem nosaukuma „boksīts”. Tas ir galvenā izejviela alumīnija un tā savienojumu iegūšanai.

Tājak, alumīnijs ir laukšpatu ( $KAlSi_3O_8$ ) — zemes čaulas galvenās sastāvdaļas, kā arī vizlu ( $KAlSiO_4$ ) pamatelements. Šie minerali pēc sava ķīmiskā sastāva ir kalija un alumīnija dubultsilikāti. Ūdenim un ogļskābei uz šiem silikātiem ilgi iedarbojoties, rodas māli. Triem māliem balta krāsa un sastāvs atbilst formulai:  $H_2Al_2(SiO_4)_2 \cdot H_2O$ . Tie ir ortosilīcijskābes,  $H_2SiO_4$ , skābais sāls un tādā gadījumā saucas kaolīns jeb porcelāna māli, jo tiek lietoti porcelāna izstrādājumu pagatavošanai. Parastie māli satur dzelzi oksīda, smilšu, kaļķakmeņa u. c. piemaisījumus, aiz ko ir sarkani-brūni. No tiem izgatavo ķieģeļus un podniecības izstrādājumus.

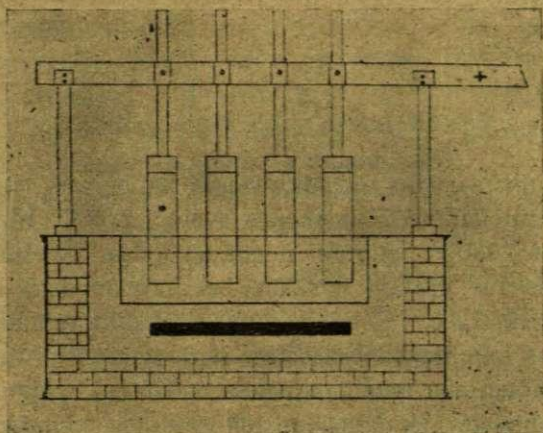
Metaliskā alumīnija iegūšanai ļoti svarīgs izejmaterials ir minerals kriolīts jeb nātrijs un alumīnija dubultfluorīds:  $Na_3AlF_6$ . Tas atrodas lielos vairumos Grenlandē.

Alumīniju pirmo reizi ieguva Vēlers (Wöhler) 1828. g. ar nātriju iedarbojoties uz bezūdens alumīnija chlorīdu:



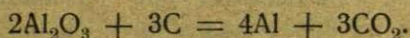
Alumīnija  
iegūšana.

Kaut gan S. Kler-Deville (St. Claire Deville) šo metodi vēlāk tehniski papildināja, tomēr ša metala (ko toreiz sauca par „sudrabu no māliem“) cena bij tik liela, ka nebij vēl domājama ta pielietošana praktiskiem nolūkiem. Tikai pēc tam, kad Bunzens (Bunsen) atrada, ka aluminijs iegūstams alumīnija chlorīda un chlornātrija kausējumā elektrolīzējot, ša metala cena kritās jau tik zemu, ka šimbrīžam tas konkurē ar vislētākajiem metāliem: cinku un pat dzelzi.



Zīm. №. 309. Alumīnija elektrolītiska iegūšana (Billiters).

Tagad alumīniju iegūst vienīgi alumīnija oksīda šķīdumus izkausētā kriolītā,  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ , elektrolīzējot. Šo procesu izdara lielās dzelzs vannās (zīm. 309), kas izkeltas ar ogli. Vannas ar dzelzs sliedem savienotas ar dinamomašīnas negatīvo polu. Anodi ir no ogles, kas elektrolīzē oksidējas:



Ari karsēšanu izdara ar elektrisko strāvu, aiz ko alumīnija iegūšana saistīta ar lielu elektriskās strāvas patēriņu (uz 1 kilogr. alumīnija apm. 30 kilovatstundas). Tapēc alumīnija fabrikas ceļ ūdenskritumu tuvumā, kas dod lētu elektrisko enerģiju, vaj arī tādās vietās, kur lēts kurinamais.

Anodus sākumā nolaiž tik zemu, ka rodas elektriskais loks, kurā izkausē kriolītu. Pēc tam pieliek alumīnija oksīdu un izdara elektrolīzi pie 8 voltu spraiguma. Sadalas tikai alumīnija oksīds, kam mazaks sadalīšanās spraigums nekā alumīnija fluorīdam (sal. I. s., 343. lp. p.). Pa sevišķiem caurumiem pa laiku nolaiž alumīniju, kas sakrājas vannas dibinā.

Aluminiija iegūšanā ievēdot elektrolitisko metodi, cenas uz to ievērojami kritās un šis metāls stipri izplatījās:

Gads:	Cena par 1 kilogr.: markas	Vispasaules raža: metr. tonnas
1854.	2400	—
1857.	240	—
1885.	74	—
1891.	8	—
1902.	2	7800
1906.	3,5	14500
1912.	1,5	61100

Aluminiija  
īpašības.

Aluminijs — balts metāls, viegli izstiepjams drāti un velmejams. Tam ļoti mazs īpatnejais svārs: 2,583. Kūst pie 657° un vāras pie 1800°, izturīgs ūdenī un gaisā. Viegli šķīst atšķaidītā sāļsskābē, grūtāki sērskābē, bet pavisam nešķīst pat koncentrētā slāpekļskābē. Kodīgie sārmī izšķīdina aluminiiju, radot alumīnātus (alumīnijskābes sāļus, skat. zemāk). Aluminiiju pārklājot ar dzīvsudraba amalgamu (kas izdarāms, aluminiija plātīti iemērcot sublimāta šķīdumā un dzīvsudraba nogulsni ierīvejot metalā), tas kļūst aktīvs. Tas šķīst ātrāki atšķaidītās skābēs un sadala pat ūdenī. Caisā tas ātri oksīdejas, pārklādamies ar baltu ierdeni oksīda kārtu, kas uz metāla virsmas „aug” kā sūna.

Aluminijs sildot savienojas ar slāpekli un rada nītrīdu, AlN. Vēl vieglāk aluminijs savienojas ar halogēniem. Ja maisījumam no 2 d. aluminiija pulvera un 1 d. joda uzpīlinām ūdenī, norisinas strauja reakcija, kurā daļa joda izgaro kā vijoleta migla.

Aluminiiju lieto visur, kur vajadzīgs viegls metāls, piem. gaikuģniecībā, automobiļu un velosīpedu būvē, zinātnīskiem instrumentiem u. t. t. Pateicoties tam apstāklim, ka aluminijs izturīgs pret gaisā un ūdens iedarbību, no tā izgatavo arī virtuvju traukus. Tas ieteicāmi vēl jo tāpēc, ka aluminiija savienojumi (preteji vaŗā un svina savienojumiem) nav veselībai kaitīgi. Aluminiijam ļoti laba elektrības vadītspēja un tāpēc no tā pēdejā laikā bieži vien izgatavo elektrīskos vadus. Aluminiija īpatnejā vadītspēja gan divreiz mazāka nekā vaŗam, bet šā starpība pilnīgi kompensējas ar to, ka aluminijs trīsreiz vieglāks nekā vaŗš. Aiz to aluminiija kabelis izmaksā tomēr tikai pusi no tā, ko maksā vaŗā kabelis ar vienādu elektrības vadītspēju.

Aluminiija mehanīsko īpašību uzlabojums sāsniedzāms to sakausejot ar citiem metāliem. Aluminiija kausejumi ar magnīju, sāturōši 10%—25% magnīja, pazīstāmi kā magnālijs. Šiem

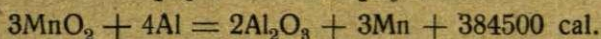
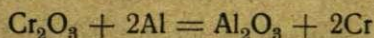
Aluminiija  
izlietošana.

Aluminiija  
kausejumi.

kausejumiem balta krāsa, liela stiepes pretestība un mazaks īpatnejais svars nekā tīram aluminiyam. Aluminiya kausejumu ar 4% vara un 0,5% mangana sauc duraliju un tas sevišķi izturīgs. Aluminiya bronza satur 5%—10% aluminiya un 90%—95% vara. Ta ļoti cieta, ar zeltainu spīdumu un piesitot izdod skaistu skaņu.

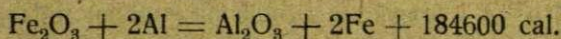
Aluminiju, pateicoties ta lielai tieksmei pret skābekli, lieto metalurģijā kā enerģisku reducētāju. Tā, piem., ļoti daudz aluminiya lieto dzelzs un tērauda metalurģijā, dzelzs oksiduļa piemaisījumu izskaušanai, ar ko sasniedzams blīvs, no burbulišiem tīrs lējums. Pēc Goldšmita (Goldschmidt) metodes iegūst manganu, chromu un citus metālus, reducējot to oksidus ar smalku aluminiju. Metāla oksidu samaisa ar aluminiju šamota tiģeli un maisījumu aizdedzina ar „aizdedzinamo ķirsi“, kas sastāv no magnija maisījuma ar barija peroksīdu. Reakcija notiek pēc sekošiem nolīdzinājumiem:

Termita metode.



Šajās reakcijās attīstas tik liels siltums, ka visa masa noķaist līdz 3000°, reducētais metāls izkūst un saplūst trauka dibinā vienā gabalā. Ar šo „termita“ metodi iegūst metālus tīrā veidā, kāmēr kausejot elektriskā krāsnī tiem piemaisas vienmēr diezgan daudz oglekļa.

Bez šādā ceļā iegūtā metāla, ne mazāk vērtīga ir „aluminotermiskās reakcijās“ attīstītā enerģija. Aluminiyam uz dzelzs oksīda rēķina sadegot, attīstas ne mazāk kā 184600 cal:

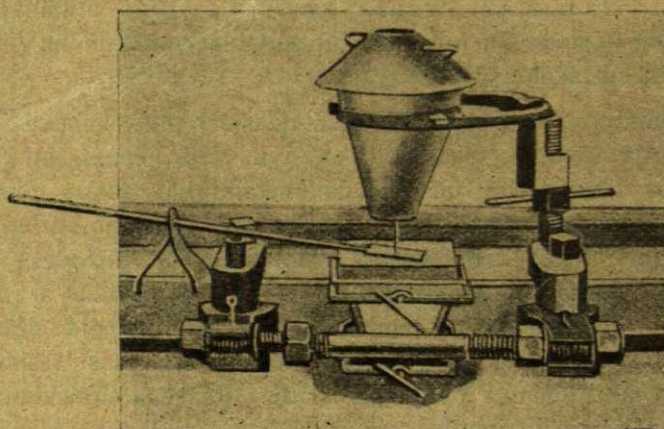


Šis apstākļis pamudināja Goldšmitu augstu temperatūru sasniegšanai lietot „karsejamos maisījumus“, kas sastāv no 75% dzelzs oksīda un 25% aluminiya. Ar parastiem siltuma avotiem (ogļi, gāzi u. t. t.) salīdzinot, „termitam“ ta priekšrocība, ka aluminijs sadeg ārkārtīgi ātri (dažās sekundēs) un atdalījes siltums koncentrējas vienā vietā, caur ko sasniedzama apm. 3000° temperatūra. Termitu lieto dzelzs gabalu un sevišķi dzelzsceļu sliežu salodešanai. Dzelzs oksīda maisījumu ar aluminiju iepilda magnēzita tiģeli, kura apakšējais caurums aizklāts ar dzelzs plati. Izkaustā dzelzs iztek pa apakšas caurumu telpā starp salodejumiem dzelzs gabaliem (zīm. 310).

Augstāk aprakstītā aluminotermiskā metodē kā blakus produkts rodas aluminiya oksīds kristaliskā veidā. Tas ļoti ciets un tapēc tiek lietots slīpešanai smirģeļa vietā zem alunda nosaukuma. Sprāgstošās gāzes liesmā aluminiya oksīds kūst un

Aluminiya oksīds,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

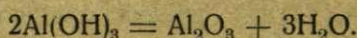
sacietejot rada homogēnus kristalus, kas noslipejot neatšķiras no dabīgiem korundiem. Pieliekot nelielu daudzumu chroma oksīda, šie



Zīm. № 310. Dzelzs salošanās ar „termitu” pēc Goldšmita metodes.

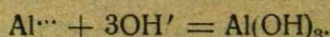
mākslīgie dārgakmeņi kļūst sarkani; tie ir mākslīgi rubīni („korubīni”); piemaisot titanu, rodas mākslīgi zafīri. Šie mākslīgie dārgakmeņi kā pēc sastāva, tā arī īpašībām ne ar ko neatšķiras no dabīgiem un tiem tāda pat cena, kā pēdējiem.

Amorfais alumīnija oksīds jeb mālainis rodas karsejot alumīnija hidroksīdu:

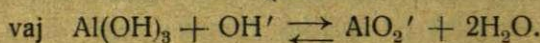
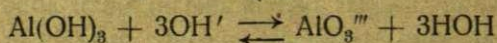


Alumīnija  
hidroksīds,  
 $\text{Al}(\text{OH})_3$ .

Alumīnija hidroksīds (mālainis hidrāts) rodas kā amorfs balts nogulsnis, sārmu un amonjaka iedarbojoties uz alumīnija sāļiem. Pēdējie ūdens šķīdumā rada trīsvērtīgu katjonu  $\text{Al}^{+++}$ , kas ar hidroksīda joniem rada hidroksīda nogulsni:



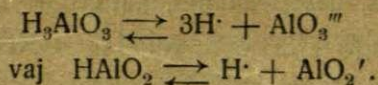
Alumīnija hidroksīds viegli šķīst skābēs, kā arī liekā šārmā:



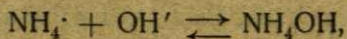
No tā redzams, ka alumīnija hidroksīds (līdzīgi cinka hidroksīdam) amfoters elektrolīts. Skābēs šķīdumos tas rada alumīnija katjonu:



bet sārmainā vidē aluminijskābes anjoni:  $\text{AlO}_3'''$  vaj  $\text{AlO}_2'$ :



Tā kā aluminijskābe ļoti vāja, tās sāļi (alumināti) viegli hidrolizejas. Alumināta šķīdumam sārma pieļaujot chloramonijskābes šķīdumu, rodas aluminijskābes hidroksīda nogulsnis. Amonija katjoni dod ar hidroksīla joniem vāji disociētu amonija hidroksīdu:



aiz ko hidroksīla jonu koncentrācija šķīdumā pamazinas un reakcijas

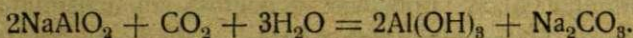


līdzsvars, pēc aktīvo masu likuma, pārvietojas pa kreisi, t. i. aluminijskābes hidroksīda attīstīšanās virzienā.

Aluminijskābes hidroksīdu tehniski iegūst no minerāla boksīta (sal. 214. lpp.), kas satur 50%—70% aluminijskābes oksīda kopā ar dzelzs oksīdu, kramaini un citiem piemaisījumiem. Tīra aluminijskābes hidroksīda iegūšanai lieto divas metodes. Pēc pirogēnetiskās Lešateljē (Le Chatelier) metodes, sausu boksītu karsē kopā ar zodu. Tad rodas nātrijs alumināts, ko izvelk ar ūdeni:



Pēc tam, iegūtā šķīdumā laižot oglekļa dioksīdu, nogulsnē aluminijskābes hidroksīdu:

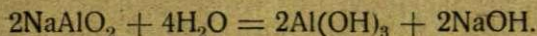


Reakcijā attīstījušos zodu laiž atpakaļ nodarbē.

Pēdējā laikā visbiežāk lieto slapjo Baijera (Bayer) metodi. Sasmalcinātu boksītu kopā ar kodīgā nātrijs koncentrētu šķīdumu autoklavā silda līdz 170°:

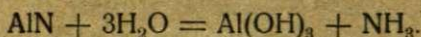


Šādi iegūto nātrijs aluminātu atšķaida ar ūdeni un sajauc ar iepriekš pagatavotu aluminijskābes hidroksīdu. Nātrijs alumināts šādos apstākļos gandrīz pilnīgi hidrolizejas un pārvēršas aluminijskābes hidroksīdā, bet palikušo sārmu laiž atpakaļ nodarbē:



Aluminijskābes hidroksīdu šajā reakcijā pieliek šķīduma pārsātināšanas novēršanai (sal. I. s., 115. lpp.). Jaunākā laikā likts priekšā iegūt aluminijskābes hidroksīdu no aluminijskābes nitrīda, ko

pagatavo pēc Serpeka metodes (skat. zemak). Aluminiija nitrīds ūdenī hidrolīzejas, pārvērsdamies hidroksidā pēc nolīdīzinājuma:



Amonjaks šajā reakcijā rodas kā blakus produkts (sal. I. s., 147. lp. p.). Aluminiija hidroksīds karsejot pārvēršas aluminiija oksidā un tapēc uzlūkojams kā svarīgs starpprodukts metaliskā aluminiija iegūšanā.

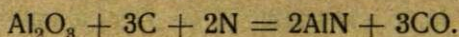
Aluminiija karbīds.

Aluminiija oksīdu kopā ar ogli karsejot elektriskā krāsnī, rodas aluminiija karbīds, šāda sastāva:  $\text{Al}_4\text{C}_3$ . Šis karbīds nav acetilēna atvasinājums (kā piem. kalcija karbīds, 114. lp. p.), bet gān metāna atvasinājums, jo tas ar ūdeni sadalās pēc nolīdīzinājuma (sal. I. s., 240. lp. p.):

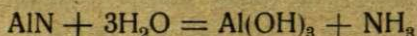


Aluminiija nitrīds, AlN.

Aluminiija nitrīds pēc Serpeka metodes iegūstams aluminiija oksīda maisījumu ar ogli karsejot elektriskā krāsnī, slāpekļa straumē, līdz apm. 1600°:



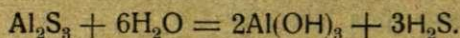
Tas ir amorfs balts pulveris, kas pie 2300° disociē elementos. Vārot ūdenī, tas sadalās, radīdams aluminiija hidroksīdu un amonjaku:



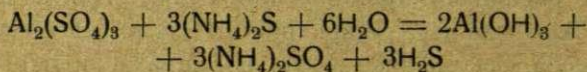
un šajā ziņā uzlūkojams kā svarīga izejviela amonjaka un aluminiija iegūšanai (sal. I. s., 147. un II. s., 219. lp. p.).

Aluminiija sulfīds,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ .

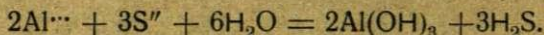
Aluminiija sulfīda iegūšanai samaisa aluminiija pulveri ar sēru, formulai  $\text{Al}_2\text{S}_3$  atbilstošos samēros, un maisījumu tīgeli aizdedzina ar magnija lentu (Fonzès - Diacon). Kad beidzas reakcija, kas norisinās atdalot daudz siltuma, rodas dzeltenī-peleka masa, kas ož pēc sērūdeņraža. Aluminiija sulfīds enerģiski reaģē ar ūdeni, atdalot sērūdeņradi:



Aiz to amonija sulfīdu pielejot aluminiija sāļu šķīdumiem, rodas nevis aluminiija sulfīds, bet tieši tā hidrolīzes produkts, aluminiija hidroksīds, piem.:



jeb jonu reakcijas veidā:



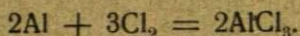
Aluminiija chlorīds,  $\text{AlCl}_3$ .

Metalisko aluminiiju vaj aluminiija hidroksīdu izšķīdinot sālskābē, rodas aluminiija chlorīds, kas no ūdens šķīduma

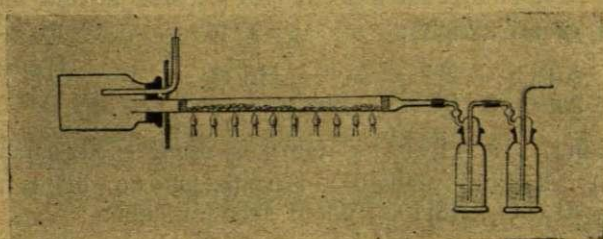
kristalīzejas kā hidrāts:  $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Šis hidrāts viegli šķīst ūdenī un spirtā, gaisā izplūst un ūdens šķīdumā pa daļai hidrolīzejas. Aiz to alumīnija chlorīda šķīdumam skāba reakcija un no tā pamazām atdalās alumīnija hidroksīds (vaj bāziskā sāļā) nogulsnis. Sildot līdz ar ūdens tvaikiem tas atdala chlorūdeņradi, un paliek tikai alumīnija oksīds:



Bezūdens alumīnija chlorīds pagatavojams pēc Štokhauzena un Gatermaņa (Stockhausen un Gattermann) metodes alumīniju karsejot chlora straumē:



Grūti kausejama stikla caurulē, kurā alumīnija graudiņi, laiž chloru un karsē dedzināmā krāsnī (zīm. 311). Caurulē rodas

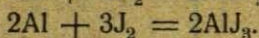
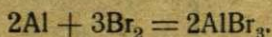


Zīm. № 311. Alumīnija chlorīda pagatavošana un sublīmēšana.

alumīnija chlorīds, kas pāriet ievāktuvē. Tas gaisā kūp un pievelk mitrumu, kapēc uzglabājams aizkausetos traukos. Bezūdens alumīnija chlorīds kūst zem spiediena pie  $193^\circ$ , sublīmējas pie  $184^\circ$ , šķīst ūdenī, spirtā un eterī, atdalot daudz siltuma.

Alumīnija chlorīda tvaiku blīvums zemā temperatūrā (pēc Nilsona un Pettersona pētījumiem) atbilst formulai  $\text{Al}_2\text{Cl}_6$ . Bet temperatūrās virs  $700^\circ$  tvaikos pastāv tikai vienkāršās molekulas  $\text{AlCl}_3$ . Noteicot molekularsvaru eterī pēc vārišanās temperatūras paaugstināšanās, arī atrasta vienkārša formula  $\text{AlCl}_3$ .

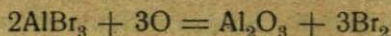
Alumīnija bromīds un jodīds karsejot pagatavojami no elementiem:



Alumīnija  
bromīds un  
jodīds,  $\text{AlBr}_3$   
un  $\text{AlJ}_3$ .

Alumīnija bromīds kūst pie  $93^\circ$  un vāras pie  $260^\circ$ ; stipri šķīst ūdenī, kā arī acetona un sērogleklī. No ūdens šķīduma kristalīzejas hidrāts:  $\text{AlBr}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Alumīnija jodīds kūst pie  $125^\circ$  un vāras pie  $350^\circ$ , sadalīdamies pa daļai elementos; šķīst ūdenī,

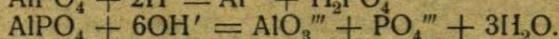
atdalot siltumu, kā arī spirtā, eterī un sēroglekli. Aluminiā bromīds un jodīds deg skābeklī:



Tas pierāda, ka aluminiā tieksme pret skābekli daudz lielāka nekā pret halogēniem.

Aluminiā acetāts,  $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$  izšķīdinot etiķskābē. Tas ūdenī stipri hidrolīzejas, radot bāziskos acetātus, un to lieto kā kodni, krāsojot ar alizarīna krāsam. Kā vājāku dezinfekcijas līdzekli, un proti: zobu un ievainojumu skalošanai lieto t. s. „liquor aluminii acetici“, ko pagatavo samaisot aluminiā sulfāta un nātriā acetāta šķīdumus, un hidrolīzē radušos brīvo etiķskābi neitralīzejot ar kalcīā karbonātu.

Aluminiā fosfāts,  $\text{AlPO}_4$ . Nātriā fosfāts nogulsnē no aluminiā sāļu šķīdumiem neitralu aluminiā fosfātu,  $\text{AlPO}_4$ , kas līdzīgā mērā šķīst kā skābēs, tā arī sārmos:



Aluminiā sulfāts,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ . Aluminiā sulfātu fabrikas apmēros iegūst aluminiā hidroksīdu izšķīdinot sērskābē; kristalīzejas no ūdens šķīduma kā hidratu  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ ; ūdenī šķīst ļoti labi:

**Tabele 122.**

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$  šķīstamība 100 gramos ūdens.

Temperatūra:	100 gr. ūdens izšķīdina: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ .
0°	86,85 gr.
10°	95,8 „
20°	107,35 „
30°	127,6 „
40°	167,6 „
60°	262,6 „
80°	467,3 „
100°	1132 „

Ar vienvērtīgu metalu (piem. K, Na,  $\text{NH}_4$ , Tl) sulfātiem aluminiā sulfāts rada divsāļus pēc kopejas šēmas:  $\text{Me}_2\text{SO}_4$ .

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$  (Me = vienvērtīga metala simbols), kas pazīstami kā alauni. Dažādu metālu alauni savā starpā izomorfi. Tie kristalīzejas lielos pareizos oktaedros. No maisītiem šķīdumiem tie kristalīzejas kā maisīti kristāli, kuru sastāvs mainās nepārtraukti līdz ar atsāļņu satura maiņu. Pēc jaunāko laiku uzskatiem šādi kristālu „izomorfi maisījumi“, kuriem pilnīgi homogēna uzbūve, ir dažādu indivīdu cieti šķīdumi viens otrā. Pēc Vant-Hofa domām cietie šķīdumi pilnīgi līdzīgi parastiem šķīdumiem un padoti tiem pašiem vispārejiem likumiem (sal. I. s. 119 un 214 lp. p.).

No kompleksu sāļiem alauni un citi dubultsāļi atšķiras tajā ziņā, ka tie ūdens šķīdumā pilnīgi sadalās sastāvdaļās un nerada kompleksu jonus (sal. 98 lp. p.):



Visbiežāki praktiskā lieto kalija-alumīnija alaunu:  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ . Sildot tas zaudē ūdeni un pārvēršas bezūdens masā: alumen ustum.

Alaunu šķīstamība pamazinas, vienvērtīga metāla atomsvaram palielinoties. Tas uzskatāms redzams sekošā tabelē.

**Tabele 123.**

Alaunu šķīstamība ūdenī.

Sastāvs	Šķīstamība
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$	100 gr. ūdens pie 13° izšķīdina 46,7 gr. sāļa
$\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$	100 gr. ūdens pie 20° izšķīdina 15,1 gr. sāļa
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$	100 gr. ūdens pie 20° izšķīdina 13,6 gr. sāļa
$\text{Rb}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$	100 gr. ūdens pie 17° izšķīdina 2,27 gr. sāļa
$\text{Cs}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$	100 gr. ūdens pie 17° izšķīdina 0,619 gr. sāļa

Uz alaunu nevienādas šķīstamības pamata iespējams atdalīt sārmu metālus vienu no otra.

Alumīnija sulfātu un alaunu lieto krāsošanā kā kodni. Pateicoties hidrolīzei, šķīdru vaj vilnāš porās atdalās alumīnija hidroksīds, kam piemīt īpašība adsorbēt (uzsūkt) dažas organiskas

krāsas, piem. alizarīnu. Bez tam alumīnija sāļus lieto papīra rūpniecībā, ādu mīecēšanā un citās tehnikas nozarēs.

### Gallijs un indijs (Ga, Jn).

Gallijs un tā savienojumi. 1869. gadā D. J. Mendelejevs uz periodiskās sistēmas pamata (I s. 382 lpp.) pareģoja kāda elementa esamību, kas radniecisks alumīnijam. Viņš to nosauca eka-alumīniju, un, ņemot vērā tā vietu periodiskajā sistēmā, paredzēja tā īpašības. 1875. gadā Lekok de Boabodrans (Lecoq de Boisbaudran) atklāja cinka mānēkli jaunu elementu, kas pēc atomsvara un īpašībām pilnīgi apstiprināja Mendelejeva pareģojumus. Viņš to nosauca galliju. Šā elementa spektrā raksturīgas divas violeto linijas.

Gallijs — balts metāls ar zemu kušanas temperatūru (30,2°). Gallijs, līdzīgi alumīnijam, uzrāda amfoteru raksturu un šķīst sālskābē un sērmos. Gallija kausejumi ar alumīniju parastā temperatūrā šķīdri un sadala pat ūdenī. Gallijs — trīsvērtīgs. Tā chlorīdam ir sastāvs:  $\text{GaCl}_3$ ; tas gaisā kūp un ar ūdeni hidrolīzejas. Gallija hidroksīds izkrit gallija sāļiem pieļojot amonjaku. Tas, līdzīgi alumīnija hidroksīdam, šķīst skābēs un sērmos.

Indijs. Indijs nelielos vairumos atrodas dažos cinka mānēkļos. Reichs un Richters to atklāja ar spektrānālizi. Tā spektrs uzrāda divas raksturīgas linijas: zilu un violeto. Metāliskais indijs iegūstams elektrolīzējot sāļus. Tas deg ar zilganu liesmu, radīdams dzeltenu oksīdu:  $\text{Jn}_2\text{O}_3$ . Sālskābē un sērskābē indijs šķīst gausi, ātrāki slāpekļskābē. Ar chloru indijs dod trīs savienojumus:  $\text{JnCl}$ ,  $\text{JnCl}_2$  un  $\text{JnCl}_3$ .

### Tallijs, Tl.

Atrašanās. Talliju atklāja Kruks (Crookes) ar spektrānālizi. Tallijam raksturīga spilgti zaļa linija, caur ko tas iegūvis arī savu nosaukumu (no grieķu vārda *θαλλός*). Šis elements atgādā cinka mānēkļos un dzelžos. Kad pēdējos sērskābes fabrikās apdedzina, tallijs kā oksīds aiziet līdz ar dūmu gāzēm un nogulstas putekļu kamerās uz sienām. No kameru putekļiem to atskalo ar sērskābi un pēc tam ar sālskābi nogulsnē kā chlorīdu  $\text{TlCl}$ , vēl labāki — ar jodkaliju kā jodīdu  $\text{TlJ}$ .

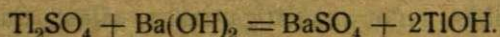
Metāliskais tallijs. Metāls viegli iegūstams elektrolīzējot tallija sāļus. Pēc ārejā izskata tas atgādina svīnu: ar zilganu kāpinājumu, mīksts, ar lielu īpatnejo svaru (11,8) un zemu kušanas temperatūru (302°). Tallijs gaisā deg ar zaļu liesmu un viegli šķīst sērskābē un slāpekļskābē.

Tallija valence. Tallijs rada divas savienojumu rindas. Vienā rindā tas izpilda vienvērtīga metāla lomu un visādi līdzīgs pirmās grupas (t. i. sārnu metālu) vienvērtīgiem metāliem. Otrā rindā

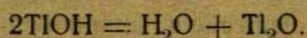
tallijs trīsvērtīgs metāls un līdzīgs citiem trešās grupas metāliem, piem. alumīnijam.

Tallohidroksīds iegūstams samaisot ekvivalentus tallo-sulfāta un kodīgā barīta šķīdumus:

Vienvērtīga tallija savienojumi (tallosavienojumi).



Šķīdumu iztvaicējot, atdalās dzeltenī kristāli, kuru sastāvs:  $\text{TIOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Tie viegli šķīst ūdenī, radot stipru sārmu, kas pēc savām īpašībām atgādina sārmu metālu hidroksīdus. Tallohidroksīda šķīdums uzrāda stipri sārmainu reakciju, adsorbē gaisa oglekšābi un sildot izēd stikla un porcelāna trauku. Pie  $100^\circ$  tallija hidroksīduls zaudē ūdeni un pārvēršas tallija oksidulā:

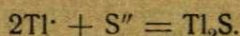


Tallija oksiduls — melns pulveris, ļoti higroskopisks un viegli šķīst ūdenī.

Sērūdeņradis nogulsnē no vienvērtīga tallija sāļu neitraliem šķīdumiem melnu tallija sulfīda nogulsni:



kas brīvā skābē tomēr izšķīst. Aiz to sulfīda pilnīgai nogulsnešanai labāki lietot amonija sulfīdu:



Halogenūdeņražu skābes un to sāļi nogulsnē no tallosāļu šķīdumiem grūti šķīstošus tallija halogenīdus:  $\text{TiCl}$ ,  $\text{TiBr}$  un  $\text{TiI}$ . Šajā ziņā tie līdzīgi sudraba halogensavienojumiem. Analogija izpaužas arī tamā, ka vislielākā šķīstamība ir tallochlorīdam, bet vismazākā — tallojodīdam. Tallojodīds izkrit kā tumši dzeltens nogulsnis, jodkaliju pieliekot tallosāļu šķīdumiem. Tā kā šis savienojums nešķīst, to lieto talliju kvantitatīvi noteicot. Tallija halogensavienojumi, līdzīgi sudraba sāļiem, ir gaismasjūtīgi. Tie šķīst nātrija tiosulfātā, bet nešķīst amonjakā.

Oglekļa dioksīdu laižot tallija hidroksīdula šķīdumā, rodas tallija karbonāts,  $\text{Ti}_2\text{CO}_3$ , kas no pārsātināta šķīduma atdalās kā spīdošas adatas, kūstošas pie  $272^\circ$ . Tas samērā viegli šķīst ūdenī un uzrāda skaidri izteiktu sārmainu reakciju. Ar to tallija karbonāts vēl reiz atgādina savu līdzību sārmu metālu karbonātiem.

Tallosulfāts,  $\text{Ti}_2\text{SO}_4$ , ko iegūst metālisku talliju izšķīdinot koncentrētā sērskābē, izomorfs ar kalija sulfātu un, līdzīgi pēdejam, rada ar alumīnija sulfātu tallija alaunu:  $\text{Ti}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ .

Platinchlorūdeņraža skābe nogulsnē no vienvērtīga tallija sāļiem dzeltenu tallija chlorplatinata nogulsni,  $Tl_2PtCl_6$  (analoģija ar kalija un amonija joniem, sal. 59. lp. p.).

Trisvērtīga tallija savienojumi (tallisavienojumi.)

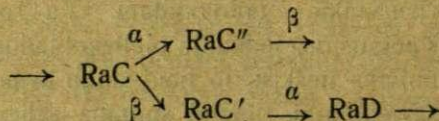
Tallijam slābekli degot, rodas melns tallija oksīds,  $Tl_2O_3$ . Tas šķīst skābēs, radot trisvērtīga tallija sāļus. Sārmi no šiem sāļiem nogulsnē tallihidroksīdu,  $Tl(OH)_3$ . Tallichlorīds,  $TlCl_3 \cdot 4H_2O$ , rodas piesātinot tallochlorīda šķīdumu ar chloru. Tas viegli šķīst ūdenī, bet šķīdumu atšķaidot, hidrolizējas, atdalot kaloīdalu tallija oksīdu. Gluži tāpat hidrolizējas arī citi trisvērtīga tallija sāļi: nitrāts,  $Tl(NO_3)_3$  un sulfāts,  $Tl_2(SO_4)_3$ . Bāziskās īpašības trisvērtīgā tallijā izteiktas daudz vājāki nekā vienvērtīgā. Šajā ziņā trisvērtīgais tallijs līdzīgs citiem trešās grupas elementiem: alumīnijam, gallijam un indijam. Ar to sakarā stāv tallisāļu spēja radīt kompleksu savienojumus, piem.  $K_3TlCl_6$ .

Tallisavienojumi viegli reducējami tallosavienojumos. Bet pretejs process norisinās tikai zem stipru oksidētāju iespaida. Tā, piem. ozons un ūdeņraža peroksīds oksidē tallohidroksīdu brūnā tallihidroksīdā. Šo reakciju arī dažreiz izlieto ozona un ūdeņraža peroksīda noteikšanai. Beidzot jāpiemin, ka tallija savienojumi visai nāvīgi.

### Tallija izotopi.

Radijs C''.

Tallija plejadē vēl sastopam trīs radioaktīvus elementus:  $RaC''$ ,  $AcC''$  un  $ThC''$  (sal. I. s., 383. lp. p., 61. tab.).  $RaC''$  ir  $RaC$  atzarojumu produkts (161. lp. p.).



K. Fajanss pierādīja, ka radijam C divkārti pārvērtoties, tikai 0,03% pārvēršas radijā C'', bet pārējie 99,97% pārvēršas radijā C'. Radijs C'' ar visām savām ķīmiskām un fizikalām īpašībām pilnīgi identisks tallijam, bet atšķiras no tā: 1) ar radioaktivitāti, un proti:  $\beta$ -staru izstarošanu un 2) ar atomsvāru.

Aktīnijs C'' un torijs C'' rodas analoģiskos atzarojumos aktīnija rindā un torija rindā kā aktīnija C un torija C sabrukšanas produkti. To radioaktīvās konstantes pievestas sekošā tabelē:

**Tabele 124.**

Tallija radioaktīvo izotopu īpašības.

	RaC''	AcC''	ThC''
Atomsvars	210	(207)	208
Izstarojumi	$\beta, \gamma$	$\beta, \gamma$	$\beta, \gamma$
Videjais dzīves ilgums	2 min.	6,8 min.	4,47 min.
Pusperiods	1,38 min.	4,71 min.	3,1 min.
Pārvēršanās konstante	$8,4 \cdot 10^{-3} \text{ sek.}^{-1}$	$2,45 \cdot 10^{-3} \text{ sek.}^{-3}$	$3,73 \cdot 10^{-3} \text{ sek.}^{-1}$
Period. sist. grupa	III	III	III

**Bora apakšgrupas elementu pārskats.**

Bora homologu rindā, atomsvaram pieaugot, palielinās īpatnejie svāri un īpatnejie tilpumi. Turpretim kušanas temperatūra sākumā pazeminās, pie gallija sasniedz minimumu, un pēc tam atkal drusku pieaug:

Fizikalās īpašības.

**Tabele 125.**

Trešās grupas elementu fizikalās īpašības.

	B	Al	Ga	In	Tl
Atomsvars	10,9	27,1	69,9	114,8	204,0
Blīvums pie 20°	2,554 (krist.)	2,70	5,904	7,12	11,85
Īpatnejamais tilpums	4,27	10,03	11,84	16,12	17,21
Kušanas temperatūra	> 2000°	657°	29,8°	155°	301°
Vārišanās temperatūra	—	1800°	—	sark. kvēle	1700°
Valence	3	3	3	3	3 un 1

Vispārīgi šās apakšgrupas elementiem amfoters raksturs. Bet atomsvaram palielinoties, elektronegatīvais raksturs pakāpeniski kļūst vājāks, un oksīdu bāziskais raksturs pastiprinās. Bora hidroksīds  $B(OH)_3$  ir skābe, kaut arī ļoti vāja, bet bora chlorīds pilnīgi hidrolīzejas ar ūdeni. Alumīnija hidroksīdam vairāk bāzisks nekā skābs raksturs: alumīnija sāļi hidrolīzēti mazākā mērā nekā alumīnāti. Tallijs vienvērtīgā stāvoklī dod stipru bāzi  $TlOH$ , kas ūdenī izšķīstot rada stipru sārmu. Bet trīsvērtīgā stāvoklī tallija metaliskais raksturs izzūd:

Ķīmiskais raksturs.

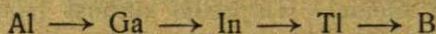
tallisavienojumi hidrolizejas lielākā mērā nekā tallosāļi, un talli-hidroksids,  $Tl(OH)_3$ , šķīst arī sārmos. Tā tad: valencei palielinoties, elementa pozitīvais raksturs kļūst vājaks. Šo parādību mēs jau novērojām pie vara un dzīvsudraba, un vēl krasākā veidā to redzesim pie turpmako grupu elementiem.

Valence.

Bora apakšgrupas elementu pamatvalence = 3, t. i. atbilst grupas nosaukumam, kurā šie elementi atrodas. Tomēr pastāv arī izņēmumi. Bors attiecībā pret ūdeņradi, ar ko rada diezgan daudz savienojumu, četrvērtīgs. Aluminijs un ta augstakie homologi nepavisam nedod ūdeņraža savienojumus. To valence nosveras uz pretejo pusi. Gallijs bez normalā chlorida  $GaCl_3$  dod vēl šādu:  $GaCl_2$ . Indijam pazīstami pat trīs chlorīdi:  $InCl$ ,  $InCl_2$ ,  $InCl_3$ . Tallijs jau noteikti dod divas savienojumu rindas: vienvērtīga un trīsvērtīga tipa.

Elektriskā tieksme.

Šās apakšgrupas elementi pēc elektrolitiskā sprauguma lieluma nostādami sekošā rindā:



—1,28 —0,8 —0,45 —0,32 ? voltu pēc ūdeņraža elektroda (199. lp. p.). Viscēlaks no tiem ir bors, vismazāk cēls — aluminijs.

Savienojumu rašanās siltumi.

Šo elementu savienojumu rašanās siltumi izpētīti visai nepilnīgi:

**Tabele 126.**

Bora apakšgrupas elementu savienojumu rašanās siltumi.

	B <sup>...</sup>	Al <sup>...</sup>	Ga <sup>...</sup>	In <sup>...</sup>	Tl <sup>·</sup>	Tl <sup>...</sup>
O	272600	380200	—	—	42240	—
(OH)	—	297000	—	—	56910	—
F	234900	249000	—	—	—	—
Cl	93400	161800	—	—	48580	—
Br	43200	121950	—	—	41290	—
J	—	70300	—	—	30180	—
(NO <sub>3</sub> )	—	—	—	—	58150	—

## Trisdesmit devītā lekcija.

### Trešā grupa (turpinājums), Retzemju elementi.

Vispārīgs raksturojums. — Vēsture un atrašanās. — Retzemju līdzība. — Vieta periodiskā sistēmā. — Retzemju sadalīšana. — Retzemju metali. — Izstarpojumu un adsorbcijas spektri. — Katoda fosforescence. — Valence. — Sistemātika. — Skandījs, itrijs un lantans. — Cerijs. — Atdalīšana. — Metāli. — Piroforie metāli. — Cerosavienojumi. — Cerisavienojumi. — Cerija reakcijas. — Izlietošana. — Aktīnija rinda. — Atklāšanas vēsture. — Īpašības. — Izcelšanās. — Sabrukuma produkti. — Aktīnija ģenealogiskā tabele. — Aktīnija rindas elementu īpašības. —

Retzemes sauc veselu rindu grūti reducējamu oksīdu, kas atgādā dažos retos mineralos un savā starpā ļoti līdzīgi kā pēc fizikalām, tā arī ķīmiskām īpašībām. Pēc vispārīgā rakstura retzemju elementi pieder bora un alumīnija grupai. Tā, piem., to sāļi dod ar amonjaku želatīnei līdzīgus hidroksīdu nogulsņus; tomēr pēdejie nešķīst liekā sārmā (atšķirībā no alumīnija hidroksīda). Ari to karbonāti, fosfāti un fluorīdi nešķīst ūdenī. Bet vispārīgā to pazīme ir, ka nešķīst viņu oksalāti, kas izkrit pat skābā šķīdumā, pielejot skābeņskābi.

Ķīmija nodarbojas ar šo zemju pētišanu un sadalīšanu atsevišķos elementos jau kopš vairāk kā simts gadiem, un proti: no 1794. g., kad Gadolīns pirmo reizi atrada mineralā, ko vēlāk nosauca „gadolīnītu“, sevišķu oksīdu, kuru tas nosauca itrija zemi. Otrs svarīgs izejas produkts retzemju atdalīšanai bij minerals „cerīts“. Tomēr interese uz šiem elementiem un to savienojumiem lielākā mērā pieauga tikai 1891. g., kad Auers fon Velsbachs (Auer von Welsbach) izgudroja pazīstamo „gāzes kvēlsietīņu“, sastāvošu no 99% torija oksīda un 1% cerija oksīda, ar ko sasniedzama vislielākā gāzes ekonomija pie ievērojami spilgtas gaismas. Šo sietīņu izgatavošanai nodērigu materiālu atrada Brazīlijas „monacita smiltīs“, kas satur bez 5% torija dioksīda,  $\text{ThO}_2$ , apmēram 60% cerīta zemes. No tā laika pieprasījumi uz „spīdošo zemi“ tik lielā mērā vairojušies, ka patlaban ikgadus pārstrāda apm. 3300 tonnas monacita un iegūst apm. 2000 tonnas retzemju oksīdu. Bez cerija tajos atrodas arī citi retie elementi: lantans, neodīms, prazeodīms, samarijs u. c. Šie retie elementi, pateicoties monacita tehniskai pārstrādašanai, kļuva vairāk pieejami arī zinātniskiem pētījumiem.

Retzemju sadalīšanu atsevišķos elementos un pēdejo iegūšanu tirā veidā stipri kavē apstākļi, ka retzemju elementi līdzīgi viens otram vairāk nekā periodiskās sistēmas jebkuras citas grupas elementi. Ne tikai šķīstamība, bet arī visas fizikalās īpašības

Vispārīgs raksturojums.

Vēsture un atrašanās.

Retzemju līdzība.

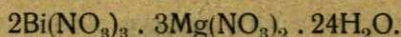
šo elementu savienojumiem tik tuvas viena otrai, ka tikai jaunākā laikā izdevās retzemju elementus atdalīt un raksturot.

Vieta periodiskā sistēmā. Patlaban bez skandija, itrija, lantana un cerija pazīstami un izpētīti 13 reti elementi, kuri periodiskā sistēmā apzīmēti kā rītibas skaitļiem no 59 līdz 72, pēdejo ieskaitot, un sastāda atsevišķu horizontālu rindu (sal. period. tab. I. s., 377. lp. p.). No šajā tabelē pievestiem datiem redzams, ka šimbrīžam pazīstami un izoleti visi šās rindas elementi, izņemot vienu, kas apzīmēts ar kārt. skaitli 61.

Retzemju atdalīšana.

Retzemes no monacita atdala šādi. Sasmalcinatus minerālus karsē kopā ar koncentretu sērskābi. Retzemju elementu oksīdi šajā operācijā pārvēršas šo elementu sulfatos, bet kramainis paliek nemainījis. Pēc tam retzemju sulfātus atskalo ar aukstu ūdeni (karstā ūdenī notiek hidrolīze) un nogulsnē ar skābeņskābi. Iegūto oksalātu nogulsni apstrāda ar karstu amonija oksalātu šķīdumu, pie kam torijs pāriet šķīdumā kā kompleks: amonija — torija oksalāts. Skābeņskābā amonijā neizšķīdušo nogulsni izkarsē un tādejādi iegūst retzemju oksīdu maisījumu.

To turpmāk atdalīšana ļoti apgrūtināta aiz visu viņu sāļu gandrīz vienādās šķīstamības. Urbens (Urbain) šam nolūkam lika priekšā retzemju nitrātu kristalizāciju no šķīdumiem, kas satur bismuta nitrāta un magnija nitrāta dubultsāļi:



Šis dubultsāļis izomorfs ar dubultsāļiem, ko rada magnija nitrāts ar retzemju nitrātiem. Maisījumus pakāpeniski kristalizējot, pirmās frakcijās atdalās cerija grupas elementu sāļi; itrija grupas elementu sāļi šķīst labāk un tapēc atdalās pēdējās frakcijās.

Metali.

Retzemju elementiem sudraba spožums. Tie stipri pozitīvi un nav iegūstami elektrolīzējot sāļu ūdens šķīdumus; tos parasti iegūst elektrolīzējot bezūdens izkausētus hlorīdus.

Izstarojuma un adsorbcijas spektri

Šos elementus diezgan spilgti raksturo to sāļu šķīdumu izstarojuma un adsorbcijas spektri (sal. 63. lp. p.). Visai raksturīgas līnijas un joslas dažiem elementiem novērojamas viņu adsorbcijas spektru ultravioletā daļā. Krukss (Crookes) parādīja, ka retzemes zem katoda staru iespaida izstaro gaismu (fosforescē).

Katoda fosforescence.

Ari šās gaismas (katoda fosforescences) spektrā vērojamas ļoti raksturīgas līnijas. Tomēr — gluži tīras retzemes nerada katoda fosforescenci (sal. 127. lp. p.). Fosforescences iztrūkums tādā kārtā ir iegūto preparātu tīruma kriterija.

Valence.

Visi retzemju elementi rada oksīdus pēc  $\text{Me}_2\text{O}_3$  tipa, kuros tie trīsvērtīgi. Šiem oksīdiem stipri bāzisks raksturs, un to

sāļi nemaz nehidrolizejas ūdens šķīdumā. Tomēr cerijs, praeodims un terbijs var būt arī četrvērtīgi un radīt dioksīdus, piem.  $CeO_2$ .

Pēc atrašanās retzemju elementi sadalāmi divās klasēs. Sistematika.  
Ceritzemju klasē parasti ieskaita: ceriju (Ce), lantanu (La), praeodimu (Pr), neodimu (Ne) un samariju (Sa).

Itrijzemju klasē ieskaita pārējos retos elementus: skandiju (Sc), itriju (Y), europiju (Eu), gadoliniju (Gd), terbiju (Tb), disproziju (Dy), holmiju (Ho), erbiju (Er), tulliju I. (Tu I.), iterbiju (Yb), luteciju (Lu) un tulliju II. (Tu II.).

Pēdējā laikā Bors, Heveši un Kosters (Bohr, Hevesy, Coster) no retiem mineraliem — malakona un alvita — atdalījuši jaunu elementu ar kārtības skaitli 72. Šam elementam dots hafnija nosaukums (Hafniae-Kopenhagena). Tas ir četrvērtīgs un, acimredzot, cirkonija homologs.

### Skandijs, itrijs, lantans.

Šie elementi kopā ar radioaktīvo aktīniju un ta sabrukšanas produktiem (kurus aplūkosim atsevišķi) sastāda periodiskās sistēmas III. grupas otro apakšgrupu. Skandiju, ko pareģoja jau Mendelejevs kā bora homologu (eka-bors, sal. I. s., 382. lp. p.), 1879. g. atrada Nilsons. Itrijs ir t. s. „itrijzemju“ galvenā sastāvdaļa. Itrijs kopā ar cirkonija oksīdu lieto Nernsta lampas kvēlķermenišu pagatavošanai (sal. cirkoniju). Skandijs, Sc.  
Itrijs, Y.

Lantans vispozitīvākais no visiem trim retzemju metāliem. Viņa bāziskā daba vērojama no tā, ka lantana oksīds,  $La_2O_3$ , uzsūc no gaisa ogļskābi. Lantana sāļiem, kas satur  $La^{3+}$  jonu, raksturīga reakcija ar nātrija acetātu un jodu. Pētāmā šķīdumā ielejam nātrija acetāta šķīdumu, joda šķīdumu jodkalijā, un dažus pilienus amonjaka, kamēr šķīdums paliek dzeltēni-brūns. Sildot rodas tumši-zils nogulsnis, bet atšķaidīti šķīdumi nokrāsojas zilā krāsā. Lantans, La.

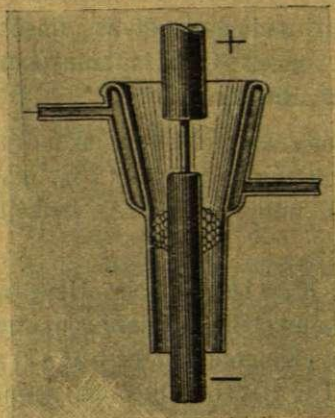
### Cerijs, Ce.

Cerijs atšķiras no pārējiem retzemju metāliem tajā ziņā, ka tas bez trīsvērtīgiem savienojumiem rada arī četrvērtīgus. Cerija atdalīšana pēc Auera fon Velsbacha dibinās uz tā savienojumu oksidēšanu ar amonija persulfātu un slāpekļskābi par  $CeO_2$ .  $CeO_2$  oksidējot, rodas nešķīstoši bāziski sāļi. Cerija nitrāta un amonija nitrāta divsāls,  $(NH_4)_2Ce(NO_3)_6$ , grūti šķīst ūdenī un to lieto cerija atdalīšanai no citiem elementiem. Atdalīšana.

Metals cerijs iegūstams elektrolizējot bezūdens cerija hlorīda un chlorkalcija kausējumu:  $CeCl_3 + CaCl_2$  (zīm. 312). Metals.

Tas diezgan miksts, stiepjams metāls, pēc krāsas līdzīgs tēraudam. Tas nokarsets izstiepjams dratī. Gaisā aizdegas pie 150°.

Piroforie metāli.



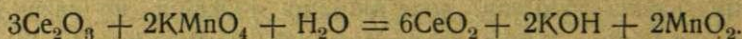
Zīm. № 312. Cerija iegūšana, elektrolīzējot cerija chlorīdu (Muthmann).

Cerosavienojumi.

stabili. Tie rada ar sārmjiem baltu hidroksīda nogulsni  $Ce(OH)_3$ , kas tomēr viegli oksīdejas dzeltenā četrvērtīgā cerija hidroksīdā:  $Ce(OH)_4$ .

Cerisavienojumi.

Cerija hidroksīdu vaj cerosāļus karsejot, rodas cerija dioksīds,  $CeO_2$ . Vispār četrvērtīga cerija sāļi nestabili un ūdenī hidrolīzejas. Gerisulfātu,  $Ce(SO_4)_2$ , iegūst cerija dioksīdu izšķīdinot karstā koncentrētā sērskābē. Šķīdumu atšķaidot ur ūdeni, atdalās bāzisks sāls. Cerojons,  $Ce^{+++}$ , dod raksturīgu reakciju ar ūdeņražā peroksīdu: šķīdums nokrāsojas sarkani-dzeltens vaj rodas brūns nogulsnis. Cerija kvantitatīvai noteikšanai cerosāļus oksīdē ar kalija permanganātu:



Izlietošana.

No cerija nitrāta, samaisīta ar torija nitrātu, izgatavo galvenā kārtā kvēlsietīņus. Bet tā kā kvēlmasā cerija ir tikai 1%, monacitu apstrādājot, rodas daudz lieku cerita savienojumu. Tas pēdējā laikā ierosināja dažādus šā elementa praktisku pielietojumu mēģinājumus. Starp citu, to sāka lietot loka lampu oglēs un Nernsta lampās. Cerija oksīdu lieto dažās reakcijās kā katalizatoru, bet cerisulfātu — organiskā ķīmijā kā enerģisku oksidētāju. Skābeņskābo ceriju lieto ārstniecībā kā pretvemšanas līdzekli („cerium oxalicum medicinale“).

### Aktinija rinda.

Aktiniju atrada Debierns (Debiere) un Gizels (Giesel) 1899. g. t. i. drīzi pēc radija atrašanas, piķā rūdā, un proti: no-

Auers-Velsbachs pirmais lika priekšā lietot tehnisko ceriju, kas atkrit monacita smiltis pārstrādājot torijā, t. s. piroforo kauseju mu pagatavošanai. Tā sauc cerita metālu kausejumus ar 30% dzelzs, kas beržot vaj uzsitot dod lielas dzirksteles. Tos lieto „šķiltavās“, ar kurām mēdz aizdedzināt gāzi, bencīnu vaj spirtu. Par šo praktisko rīku izplatišanos var spriest jau no tā, ka cerija patēriņš šam nolūkam patlaban sasniedzis 30,000 kilgr. gadā.

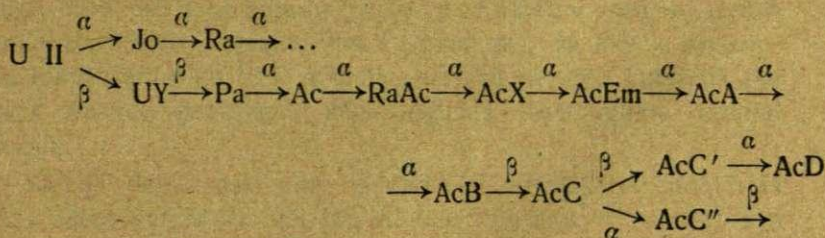
Trīsvērtīgie cerija sāļi ir

gulsni, ko dod amonjaks, un kas satur dzelzi, un retzemju elementus (sal. 136. lp. p.). Tas pēc ķīmiskā rakstura un valences ieskaitams trešā periodiskās sistēmas grupā un ir tuvākais lantāna homologs. Vēl līdz šim laikam nav izdevies noteikt tā atomsvāru. Pamatojoties uz kādu konstantu attiecību, kas pastāv starp radioaktīvo elementu atomsvāriem un to sabrukšanas konstantēm, Fajanss nāk pie slēdziena, ka aktīnija atomsvāram jābūt tuvu 227. Tas saskan ar tā stāvokli periodiskās sistēmas trešās grupas desmitā horizontālā rindā (sal. I. s., 377. lp. p.).

Aktīniju dabā vienmēr pavada urāns. Nav šaubu, ka aktīnijs līdz ar radiju rodas kā urāna sabrukšanas produkts, vienam no tā produktiem divkārtīgi sašķeļoties (159. lp. p.). Antonovs atrada starp pēdējiem vienu, urānu Y, kas rodas kopā ar joniju no urāna II. O. Hāns un L. Meitner atrada, ka aktīnija tiešais priekštecis ir elements protoaktīnijs, kas pēc ķīmiskā rakstura līdzīgs tantalam.

Aktīnija sabrukuma produktus izpētījis galvenā kārtā Godlevskis, kurš pierādījis, ka dabīgā piķa rūdas aktīnija stiprā radioaktivitāte ceļas vienīgi no tā sabrukuma produktiem. Tīrs aktīnijs visai niecīgā mērā izstaro  $\alpha$ -stārus. No aktīnija tieši rodas radioaktīvijs, un tas savukārt sabrukot dod aktīniju X, radija plejadei piederošu elementu. Aktīnijs X, līdzīgi radijam, atdala aktīnija emanāciju, pēc īpašībam līdzīgu radija emanācijai. Atšķiršanai no pēdējās to sauc „aktīnonu“. Tai ļoti īss mūžs: tā pastāv „videji“ tikai 5,6 sekundes. Tālāk pārvērstoties, aktīnija emanācija atdala radioaktīvu nogulsni, sastāvošu no trim tā pakāpeniskās pārvēršanās produktiem: aktīnija A, aktīnija B un aktīnija C. Aktīnijs C, līdzīgi radijam C, divkārtīgi pārvēršas, pie kam starp citiem rodas aktīnijs D — svina izotops. Tas — pēdējais, inaktīvs pārvēršanos produkts aktīnija rindā.

Aktīnija sakars ar urānu un radiju uzskatāmi redzams sekošā ģeoloģiskā tabelē:



Ša tabele rāda, ka radija rinda un aktīnija rinda ir divas paralelas zaru līnijas pie kopeja ģeoloģiska stumbra: urāna rindas.

Aktinija rindas elementu raksturīgās konstantes pievestas 127. tabelē,

**Tabele 127.**

Aktinija rindas elementu īpašības.

Nosaukums	Simbols	Izstarojums	Dzīves ilgums	Kārtības skaitlis	Grupa	Izotops
Protoaktinijijs	Pa	$\alpha$	12000 gadu	91	V	Pa
Aktinijijs	Ac	—	20 "	89	III	Ac
Radioaktinijijs	RdAc	$\alpha(\beta)$	19,5 dienas	90	IV	Th
Aktinijijs X	AcX	$\alpha$	11,4 "	88	II	Ra
Ac-emanacija (Aktinons)	An	$\alpha$	3,9 sek.	86	0	Em
Aktinijijs A	AcA	$\alpha$	0,002 "	84	VI	Po
Aktinijijs B	AcB	$(\beta, \gamma)$	36,1 min.	82	IV	Pb
Aktinijijs C	AcC	$\alpha$	2,15 "	83	V	Bi
Aktinijijs C''	AcC''	$\beta, \gamma$	4,71 "	81	III	Tl
Aktinijijs D	AcD	—	$\infty$	82	IV	Pb

Aktinija izotopi.

Vienīgais aktinija izotops ir mezotorijs 2, viens no torija radioaktīvā sabrukuma produktiem. Par to runasim torijam veltītā lekcijā.

# Četrdesmitā lekcija.

## Ceturta grupa. Silīcijs.

Silīcijs un tā savienojumi ar ūdeņradi. — Silīcija un oglekļa analogija. — Atrašanās. — Silīcija iegūšana un īpašības. — Silīcīdi. — Silīcijūdeņraži (silāni). — Kramainis un silīcijskābe. — Silīcija dioksīds,  $\text{SiO}_2$ . — Kvarca stikls. — Silīcijskābe,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , — Šķīstošais stikls. — Koloīdala silīcijskābe. — Silīkatu hidrolīze. — Šķīstošā stikla izlietošana. — Stikla izgatavošana. — Ķīmiskais sastāvs. — Stikla fizikālās un ķīmiskās īpašības. — Stikla priekšmetu pagatavošana. — Māls un porcelāns. — Porcelāna izstrādājumu pagatavošana. — Vēsture. — Sadalījums. — Ultramarīns. — Cements. — Portlandcements. — Romāncements. — Cementa izlietošana. — Dabīgie silīkāti. — To saliktais sastāvs. — Izomorfi maisījumi. — Analogija ar organiskiem savienojumiem. — Silīkatu iedalījums. — Strukturformulas. — Dabīgo silīkatu sintēze. — Silīcijskābes kultūrelā nozīme. — Karborunds,  $\text{SiC}$ . — Iegūšana. — Īpašības. — Silūnds. — Silīcija savienojumi ar halogēniem. — Silīcija tetrachlorīds,  $\text{SiCl}_4$ . — Silīcijchloroforms,  $\text{SiHCl}_3$ . — Silīcija fluorijs,  $\text{SiF}_4$ . — Silīcijfluorūdeņraža skābe,  $\text{H}_2\text{SiF}_6$ . — Silīcija nepiesātināti savienojumi. — Oksisilīdīns. — Silīkal-savienojumi. —

### Silīcijs un tā savienojumi ar ūdeņradi.

Ar pirmo ceturtais grupas elementu, oglekli, iepazīstamies jau šā kursa pirmā sējumā. Tuvākais oglekļa homologs ir silīcijs, elements, kas pēc sava izplatījuma ieņem otro vietu (sal. I. s. 41 lpp.). Kā zināms, silīcijs sastāda apm.  $\frac{1}{4}$  visas zemes čaulas. Kā ogleklis ir visas dzīvās dabas galvenā sastāvdaļa, tā mineralu valstī, t. i. nedzīvā dabā, šāda dominejoša loma piekrit silīcijam. Šo divu elementu līdzība izteicās arī tamā, ka tie abi spēj radīt saliktas molekulas. Bet kamēr oglekļa (organiskos) savienojumos sastopam „virknes“, ko rada daudzi oglekļa atomi, silīcija savienojumos silīcija atomi saistīti ar skābekļa atomu palīdzību. Tad vēl arī pašu elementu īpašībās un to ūdeņraža savienojumu sastāvā un raksturā redzēsim šo abu homologu lielo līdzību. Tie ar savienojumu lielo dažādību ieņem izcilus stāvokļus starp visiem elementiem. Domājams, ka silīcija savienojumu ķīmija ar laiku tiks nodalīta sevišķā nozarē, kurai tik pat svarīga nozīme ģeoloģijā, kāda oglekļa savienojumu ķīmijai bioloģijā.

Silīcijs dabā sastopams vienīgi kā silīcijskābes anhidrīds un tās ūdenī nešķīstoši sāļi jeb silīkāti. Pirmais, t. i. silīcija dioksīds,  $\text{SiO}_2$  (jeb kramainis), sastopams kā kristāls zem kalnu kristāla un kvarca nosaukuma. Ametīsts, topāss, ahāts un opāls ir krāsoti kvarca veidojumi, kurus bieži lieto kā rotas. Nekristāls silīcijs atrodas smiltīs, kas rodas ūdenim

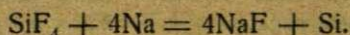
Silīcija un oglekļa analogija.

Atrašanās.

ķīmiski un mehāniski iedarbojoties uz iežiem, un infuzoriju zemē. Pēdejā ir zemāko mikroorganismu — diatomu — cietās atliekas. Vēl vairāk izplatīti dabā ir silikāti, t. i. silicijskābes sāļi. No tiem arī galvenā kārtā sastāv lielākā daļa iežu. Pie tādiem pieder: laukšpats:  $KAlSi_3O_8$ , oligoklas:  $NaAlSi_3O_8$ ,  $CaAl_2Si_2O_8$ , vizlas, piem.:  $H_2KAl_3Si_3O_{12}$ , māls:  $H_4Al_2Si_2O_9$  un citi vairāk vaj mazāk salikti silikāti.

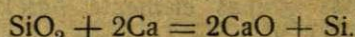
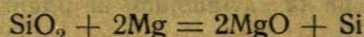
Elementa  
iegūšana un  
īpašības.

Amorfs silicijs iegūstams reducējot silīcija fluorīdu ar nātriju pie  $400^\circ$ :



Reakcijas produktu sakausē ar nātriju un alumīniju maisījumu, lieko metālu daļu izšķīdina sāļsskābē, un kramaiņu piemaisījumus atdala ar fluorskābi (Hempel, Haasy). Šādi iegūts silicijs ir amorfs brūns pulveris, kas sildot aizdegas un sadeg silīcija dioksīdā.

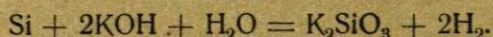
Silīcija kristāliska modifikācija iegūstama no silīcija dioksīda, pēdējo reducējot ar alumīniju, magniju vai kalciju:



Kīne (Kühne) liek priekšā ļoti vienkāršu silīcija dioksīda reducēšanas metodi. Šamota tīgeli samaisa 400 d. alumīnija skaidiņas ar 500 d. sēra un 360 d. jūras smilšu. Maisījumu aizdedzina ar sevišķu „kapseli“ (kādu lieto aluminotermiskos procesos, sal. 217. lp. p.). Tas sadeg ar lielu efektu un pāri paliek alumīnija sulfīda un silīcija maisījums. Alumīnija sulfīdu izšķīdinot sāļsskābē, paliek tumši spīdoši silīcija kristāli, kas karsejot nedeg. Kristālisks silicijs tik ciets, ka tas griež stiklu un elektrību vada ne sliktāki par grafitu. Ar halogēniem tas savienojas, vāji karsejot, bet fluorā aizdegas pat parastā temperatūrā. No skābēm uz silīciju iedarbojas vienīgi fluorūdeņraža skābe, atdalot ūdeņradi:



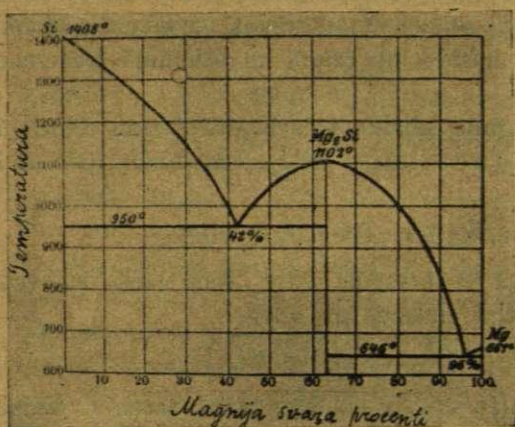
Sildot silicijs ūdens šķīdumā viegli sadala sārņus:



Silīcīdi.

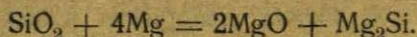
Silicijs šķīst daudzos metālos, pie kam no šiem kausejumiem atdziestot kristalīzejas metālu savienojumi ar silīciju — silīcīdi. Dzelzs silīcīds,  $SiFe$ , ir čuguna un tērauda sastāvdaļa, no kuras lielā mērā atkarājas šo materiālu mehāniskās īpašības (skat. lekciju par dzelzi). Metālu silīcīdiem metālisks raksturs

un tie līdzīgi metālu kausejumeem. To sastāvu noteic kušanas



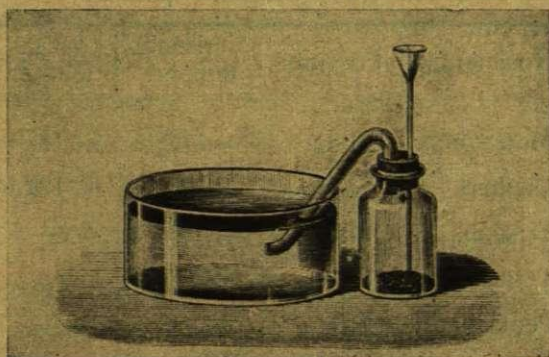
maksimalā temperatūra. Tā, piem. no silīcija un magnija kausejuma kušanas līknes (zīm. 313) redzams, ka pastāv divas eitektiskās temperatūras: 950° un 646° un maksimums pie 1102°, kas atbilst noteiktam savienojumam: Mg<sub>2</sub>Si. Šis savienojums, magnija silīcids:

Mg<sub>2</sub>Si, iegūstams samaisot 2 d. magnija pulvera ar 1 d. smilšu, un maisījumu aizdedzinot ar magnija lentu:



Šādi iegūts produkts enerģiski reaģē ar atšķaidītu skābi, atdalot silīcijūdeņražū maisījumu, kas gaisā momentāli aizdegas un sadeg ar vieglu sprādzienu. Silīcijūdeņraži (silāni). Pēdējā laikā no šiem silīcijūdeņražiem Što kam (Stock) izdevās atdalīt veselu rindu individu, kas pēc sastāva pilnīgi līdzīgi vienkāršākiem ogļūdeņražiem — metāna atvasinājumiem (sal. I s. 246 lp. p.). Pēdējo vispārējā formula: C<sub>n</sub>H<sub>2n+2</sub>, pie kam n = 1, 2, 3..., un tiem arī vispārīgs nosaukums: etāni.

Ar vienkāršākiem šās rindas locekļiem, metānu CH<sub>4</sub> un etānu C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, jau iepazīnāties 18 lekcijā. Silīcijūdeņražū sastāvs



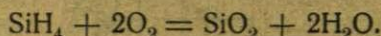
Zīm. № 314. Silāna iegūšana sālsskābei uz magnija silīcīdu iedarbojoties.

atbilst vispārējai formulai  $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ . Pēc analogijas ar etaniem tos sauc silanus. Štorks atdalīja atsevišķus silanus no to maisījuma, kas rodas sālsskābei iedarbojoties uz magnija silicidu, tos sašķidrinot šķidra gaisa temperatūrā un vakuumā frakcionēti destilējot.

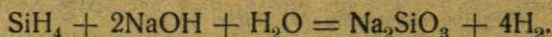
Sālsskābei uz magnija silicidu iedarbojoties (zīm. 314), galvenā kārtā attīstas monosilans,  $\text{SiH}_4$ , kas rodas pēc noli-dzinājuma:



Tas — riebigas smakas bezkrāsaina gāze, kas gaisā aizdegas. Tai sadegot, rodas silīcija dioksīds un ūdens:



Monosilans sildot sadalās silīcijā un ūdeņradī. Sārmi to sadala, radot ūdeņradī un silikātu:



Ša reakcija līdzīga sārmu iedarbībai uz silīciju (236. lpp. p.).

Monosilana augstākie homologi: disilans,  $\text{Si}_2\text{H}_6$ , trisilans,  $\text{Si}_3\text{H}_8$  u. t. t. uzrāda analogiskas ķīmiskas īpašības. Bet to stabilitāte pamazinas līdz ar silīcija atomu skaita palielināšanos molekulā; tā, piem., tetrasilans,  $\text{Si}_4\text{H}_{10}$ , jau sadalās istabas temperatūrā. To fizikalās īpašības pievestas 128. tabelē. Šie savienojumi krasi atšķiras no ogļūdeņražiem tajā ziņā, ka tie nestabili daudz lielākā mērā nekā pēdējie. No pazīstamiem silīcijūdeņražiem visaugstākais satur molekulā tikai sešus silīcija atomus, kamēr starp ogļūdeņražiem pazīstami ar 50 un vairāk ogļekļa atomiem (parafini). Tas pierāda, ka silīcija atomiem virknēs savienoties daudz mazāka spēja nekā ogleklim.

**Tabele 128.**

Silanu rindas fizikalās īpašības:

Nosaukums	Formula	Vārišanās temper.	Sasalš. temper.
Monosilans	$\text{SiH}_4$	— 112°	— 185°
Disilans	$\text{Si}_2\text{H}_6$	— 15°	— 132,5°
Trisilans	$\text{Si}_3\text{H}_8$	+ 53°	—
Tetrasilans	$\text{Si}_4\text{H}_{10}$	80°—90°	—
Pentasilans	$\text{Si}_5\text{H}_{12}$	sadalās	—
Heksasilans	$\text{Si}_6\text{H}_{14}$	"	—

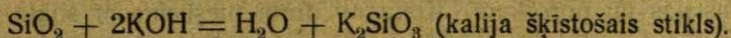
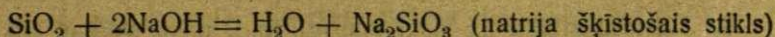
### Kramainis un silicijskābe.

Silicijs rada tikai vienu oksidu:  $\text{SiO}_2$ , kas pēc sastāva Silicija, dioksids,  $\text{SiO}_2$ . līdzīgs oglekļa dioksīdam  $\text{CO}_2$ , bet no pēdējā pilnīgi atšķiras ar savām īpašībām. Dabīgais silicija dioksīds (kalna kristāls, kvarcs) — caurspīdīga kristāliska viela, kas kūst pie  $1750^\circ$  un vāras pie  $2230^\circ$  (pēc jaunākiem Ruffa un Schmidt'a pētījumiem); turpretim oglekļa dioksīds parastos apstākļos zināms tikai gāzejādā stāvoklī. Tāda īpašību starpība norāda, ka silicija dioksīds stipri polimerizēts. Ta formulai jābūt  $(\text{SiO}_2)_x$ . Tomēr vēl šimbrīžam nav zināms, kāds ir  $x$ , jo nav vēl izdevies noteikt šīs vielas molekulasvaru pēc kādas no vispār pieņemtām metodēm. Japiemin, ka tieksme radīt saliktas molekulas sastopama arī pie silicija dioksīda atvasinājumiem un sevišķi krasi izpaužas dabīgos silikatos.

Kvarcs pie  $1750^\circ$  sakūst caurspīdīgā, stiklam līdzīgā masā, Kvarca stikls. no kuras izpūšami dažādi priekšmeti: mēģinājumu stobriņi, kolbas, tiģeļi, bļodiņas u. t. t. Kvarca stikls no parastā atšķiras ar savu niecīgo izplēšanās koeficientu un cieto kausejumu. Pateicoties šām īpašībām, tas iztura straujas un krāsas temperatūras maiņas. Piem. kvarca tiģeļi var nokarset lodejamā liesmā līdz sarkanai kvēlei un iebāst tūliņ aukstā ūdenī: tas pie tam neplīst. Kvarca stikls neadsorbē ultravioleto starus un tapēc no tā izgatavo dzīvsudraba jeb kvarca lampas (179. l. p.) un aparātus, kas domāti ultravioleto staru pētīšanai. Tas pilnīgi izturīgs arī pret skābēm, bet sairst no sārmu, kā arī fluorskābes (tāpat arī fosforskābes) iedarbības. Puscaurspīdīgās kvarca iztvaicešanas bļodas lieto sērskābes fabrikās skābes koncentrēšanai iztvaicejot, senāk lietoto dārgo un bojājošos platīnas trauku vietā.

Tāpat kā oglekļa dioksīds rada ar ūdeni nestabilu ogļskābi,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , arī no silicija dioksīda (sil.sk. anhidrida) atvasinama hipotētiska silicijskābe,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ . Hipotētiskā silicijskābe,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ . Bet šāda sastāva skābe brīvā veidā nav pazīstama. Zināmi tikai tās dažādie sāļi: silikāti.

Nātrija un kalija silikāti rodas dabīgo silicija dioksīdu (smiltis) sakausejot ar kodīgiem sārmjiem. Tie šķīst ūdenī un pazīstami teknikā kā „šķīstošs stikls“: Šķīstošais stikls.



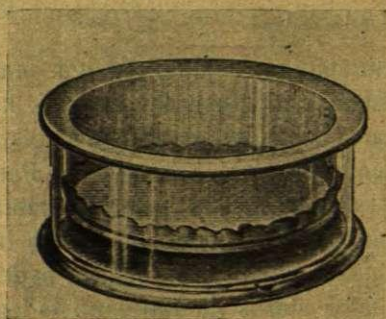
Technikā šķīstošo stiklu parasti iegūst, smiltis kausejot ar lētākiem nātrija vai kalija karbonātiem (zodu vai potašu), pie kam negaistošs silicijskābes anhidrīds,  $\text{SiO}_2$ , izvietojot gāzejādo ogļskābes anhidrīdu:



Šie silikāti sildot izšķīst ūdenī un top laisti tirdzniecībā kā biezi šķīdumi ar īpatnejo svaru 30—35° Bomē.

Koloīdala silicijskābe.

Natrija vai kalija silikata šķīdumam pielejot koncentretu sālsskābi, pēdējā izvieto silicijskābi kā želatīnei līdzīgu, irdenu masu, šāda sastāva:  $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ , kurā silīcija dioksīda samērs pret ūdeni var mainīties diezgan plašos apmēros. Tas ir silīciskābes hidrogels. Ja darām otrādi, t. i. atšķaidītā sālsskābē pamazām lejam stikla šķīdumu, silicijskābe neatdalās, bet paliek



Zīm. № 315. Koloīdaldas silicijskābes dialīze pēc Grema (Graham).

šķīdumā koloīdalā stāvoklī. Šādu silicijskābes koloīdšķīdumu sauc hidrozolu. No chlornatrija un liekās skābes piemaisījuma tas attīrāms dialīzējot (sal. I. s. 130. lp. p.). Ar pūslī vaj pergamentpapīri apvilktā dializatora iekšējā cilindri (zīm. 315) ielej silicijskābes netīro koloīdšķīdumu, bet ārējā cilindri — tīru ūdeni, ko palaikam atjauno. Sāļi, skābes un vis-

pār „kristaloīdi“ difundē caur dializatora membrānu, un iekšējā cilindri paliek tīra koloīdala silicijskābe. Šķīdumu iztvaicējot vaj pielejot tam koncentretu skābi, izkrīt silicijskābes hidrogels, kas karsejot zaudē ūdeni un pārvēršas baltā, cietā amorfā silicijskābes anhidrīda pulverī.

Silikatu hidrolīze.

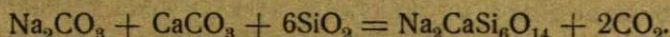
Silicijskābe ļoti vāja. Tās šķīstošie sāļi gandrīz pilnīgi hidrolīzēti, aiz ko šķīdumi satur brīvu sārmi un silicijskābi koloīdstāvoklī. Ogļskābes anhidrīds izvieto no šķīstošā stikla silicijskābes hidrogeli un rada zodu vaj potašu.

Šķīstošā stikla izlietošana.

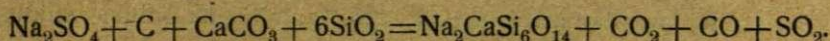
Ar šķīstošu stiklu, kā visai izturīgu limi, mēdz salimet stikla drumstalas un porcelānu. Koku un drēbi piesūcina ar stikla šķīdumu, aizsargašanai no pūšanas un uguns. Krāsošanā to lieto kā kodni. Šajā gadījumā attīstīties silicijskābes nogulsnis audos adsorbē un nostiprina krāsvielas. Bez tam šķīstošais stikls ir labs olu uzglabāšanas līdzeklis. Ziepju vāritavās to bieži lieto kā surogatu lētako šķīru ziepju izgatavošanai.

## Stikls.

Daudz lielaku nozīmi kā teknikā, tā arī ikdienībā ieguvuši ūdenī nešķīstošie, caurspīdīgie silikatu kausejumi, kas kopš seniem laikiem pazīstami zem vispārīga stiklu nosaukuma. Tos iegūst karsejot zodas un kaļķakmeņa maisījumus ar smiltīm ģeneratorkrāsnīs. Stikls nav ķīmisks indivīds, bet šķidr, pārdzesets kausejums (kam liela stigrība), kura sastāvs atkarajas no iepriekšējā maisījuma sastāva. Tā saucamais „normalais stikls“ atvasinams no heksasilicijskābes,  $H_4Si_6O_{14}$ , un rodas apmēram pēc šāda reakcijas nolīdzinājuma:



Bieži zodas vietā lieto gläubersāļa maisījumu ar ogli, savienojot vienā procesā silikata rašanos un zodas iegūšanu (sal. 17. lp. p.). Šajā gadījumā karsejot norisinās šāda reakcija:



Abos gadījumos reakcijās atdalās daudz gāžu ( $CO_2$ ,  $CO$ ,  $SO_2$ ). Pilnīgai gāžu burbulišu aizvākšanai kausejumu, pastāvīgi maisot, karsē augstā temperatūrā apm. 12—30 stundas. Zemākās stikla šķīrās gāžu burbuliši paliek arī pēc sacietešanas.

Dažādu stikla šķīru mechaniskās, optiskās un ķīmiskās īpašības atkarajas no tā sastāva. Sastāvu mainot, iespējams iegūt stiklu, daudz maz piemērotu zināmam nolūkam. Praktiskā izgatavo šādus stiklus:

Ķīmiskais  
sastāvs.

1. nātrija stikls sastāv no nātrija un kalcija silikātiem, viegli kūst un tiek lietots glāžu, trauku, logu un viegli kūstošu cauruļu izgatavošanai;
2. kalija stikls satur kalija un kalcija silikātus, kūst jau daudz grūtāki nekā nātrija stikls un top lietots priekš caurulem un traukiem, kam jāiztur augstas temperatūras (piem. dedzinašanas caurules);
3. kristāls sastāv no kalija un svina silikātiem, viegli kūst, mīksts, ar lielu īpatnejo svaru un lielu gaismas staru laušanas koeficientu: no tā izgatavo rotas lietas, dārgus traukus un vāzes;
4. pudeļu stikls bez nātrija un kalcija silikātiem vēl satur alumīnija oksīdu, domājams, kā aluminātu; tas parasti nokrāsots zaļš vai brūns un tiek lielā mērā lietots pudeļu izgatavošanai;
5. optisko's stiklos sastāvs stingri atbilst gaismas laušanas un dispersijas noteikumiem; stikli ar lielu laušanas spēju un lielu dispersiju satur svinu un fluoru („kronglas“),

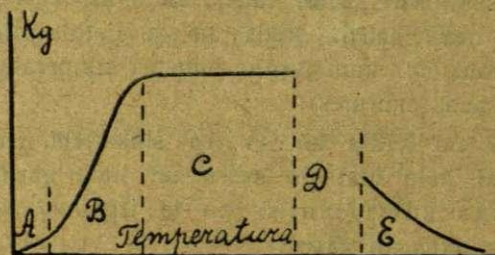
stikli ar mazu dispersiju — bora anhidridu („flintglas“). Svarīgākā optisko stiklu prasība: tiem jābūt pilnīgi homogeniem un bez švītram. Lai to sasniegtu, šādus stiklus ļoti lēni atdzesē: vairakas nedēļas no vietas;

6. ķīmiskais stikls („Jenas stikls“) satur 65,3%  $\text{SiO}_2$ , 15,0%  $\text{B}_2\text{O}_3$ , 12,0%  $\text{BaO}$ , 4,2%  $\text{ZnO}$  un 3,5%  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ; tas ļoti izturīgs pret reaģentu iedarbību un temperatūras maiņām un tapēc no tā izgatavo laboratorijas traukus;
7. termometru stikls satur apm. 12% bora anhidrida un tas sildot vismazāk deformējas;
8. neskaidri un krāsaini stikli: stikla neskaidrums tā saucamā „piena stiklā“ sasniedzams, tam pieliekot kriolitu, apatitu u. c. mineralus, kas dziestot izkristalizējas; „matstiklus“ jeb blāvistiklus pagatavo mehāniski pūšot uz stikla virsmu smiltis, vaj arī ķīmiski iedarbojoties uz to ar fluorskābi (sal. I. 296. lpp.). Krāsainus stiklus iegūst kausejumam pieliekot minerālkrāsas. Dzelzs oksiduls piešķir stiklam zaļu krāsu, kādu redzam vinkāršās pudelēs; mangana peroksīds un dzelzs oksīds stiklu krāso brūnu, kobalts — tumši zilu, urāna oksīds — dzeltenu. Stiklā izšķīdinot koloīdālus metālus: zeltu, sudrabu un varu, dabonami skaisti krāsaini stikli, ko lieto priekš baznīcu logiem („rubīna stikls“, sal. 95. lpp.).

Vienkrāsāis stikls, ko iegūst no netīriem materiāliem, vienmēr satur dzelzs oksīduļa piemaisījumus, kapēc tam netīra zaļa krāsa. Lai to novērstu, maisījumam kausejot pieliek mangana peroksīdu. Tas no vienas puses dzelzs oksīdulu oksidē dzelzs oksīdā, no otras — pats krāso stiklu violetā krāsā, kas papildina

dzeltenu krāsu līdz baltai. Šam nolūkam bieži liek klāt arī zālpetri vaj arsēna trioksīdu.

Stikls ir — pārdesets šķīdums. Tamans (Tammann) pierādīja, ka šķīdumu kristalizācijas ātrums zem to sacietēšanas temperatūras



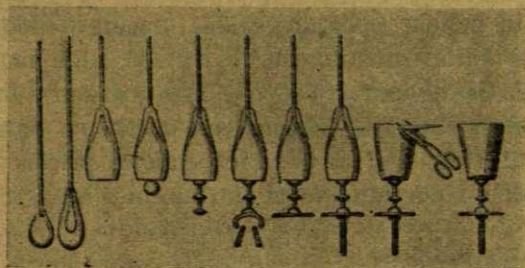
Zīm. № 316. Temperatūras iespaids uz pārdeseta šķīduma kristalizācijas ātrumu.

sākumā palielinās, pēc tam zināmā temperatūru intervālā kļūst pastāvīgs, un temperatūru vēl vairāk pazeminot, pamazām krīt (sal. 316. zīm.). Tīrā šķīdumā izšķīdinot citas vielas, kristalizācijas ātrums, savukārt, stipri pamazinas (Tamans, Bogo-

Stikla fizikalās un ķīmiskās īpašības.

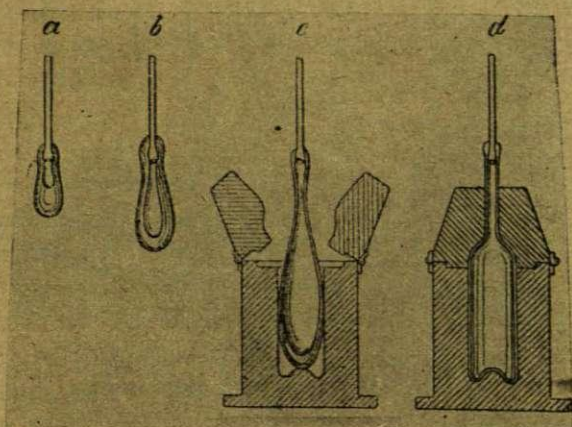
javļenskis). Ar to arī izskaidrojams, ka stikls parastā temperatūrā kristalīzejas tik gausi, ka to novērot var tikai pēc gadu simteņiem (piem. vecos stiklos). Tomēr ilgaku laiku karsejot, kristalizācijas process ievērojami paātrinas. Tas bieži atgads dedzinašanas caurulēs, kas ilgaku laiku lietotas.

Stikls — šķidrums ar ārkārtīgi lielu stigrību parastā temperatūrā. Aiz to pēkšņi atdzesetos stiklos starp atsevišķiem slāņiem rodas stipri saspīļējumi: šie slāņi nepadodas ne spiedienam, ne stiepšanai. Šāds stikls ļoti izturīgs pret sitienu. Bet pietiek kādā vietā izjaukt virsmas slāņa struktūru, ar vili iegriežot, un viss gabals sadrūp smalkās drumslās („Batavijas asaras“).



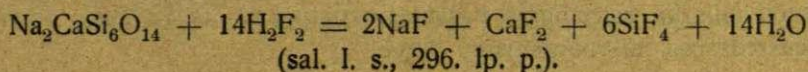
Zīm. № 317. Bīķera pagatavošanas atsevišķas fāzes.

Labs stikls izturīgs pat pret koncentrētu skābju iedarbību. Tomēr vārošs ūdens stiklu sadala, izšķīdinot sārnu un atdalot



Zīm. № 318. Pudeles izpūšana formā.

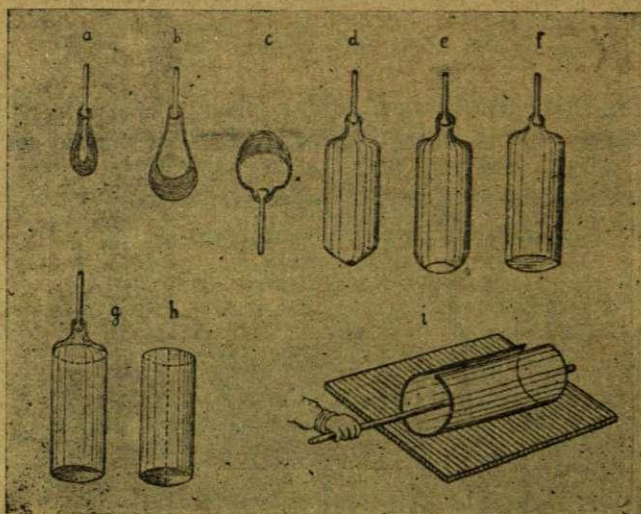
silicijskābi. Vēl stiprak iedarbojas sārnu šķīdumi. Fluorskābe kā šķīdumā, tā arī gāzejada stipri izēd stiklu, jo norisinās reakcija:



Stikla  
izstrādājumu  
pagatavo-  
šana.

Lielako daļu stikla izstrādājumu, kā: dažādu traukus un pudeles, izpūš. Galvenais stikla pūteju rīks ir dzelzs „pūšamā caurule“, 1 metru gara. Tai apkārt ir koka mētels, vienā galā mutenis, otrā — platinājums stikla uzņemšanai. Pūtejs šo otro galu iebāž izkauseta stikla masā un pēc tam, cauruli griežot ap horizontālo asi riņķī, izpūš galā pieķērušos stiklu. Cauruli nolaižot uz leju, te atkal to paceļot, tas izpūstai pusšķidrai masai piešķir vajadzīgo veidu. Pudeles parasti pūš saliekamās metāla formās (zīm. 318). Pudeļu izgatavošanai lielos vairumos pēdējā laikā bieži lieto sevišķas mašīnas. Caurules pagatavo stikla masu izstiepjot starp divām pūšamām caurulēm. Stikla diegus un stikla vati iegūst izstiepjot karstus pilienus.

Logu un nelielu spoguļu stiklus pagatavo šādi. Vispirms stiklu parastā kārtā izpūš ar cauruli cilindri, kura augš- un apakšgalus apgriež. Šās nodarbes atsevišķi etapi redzami zīm. 319 a—h. Pēc tam cilindri gareniski pārgriež un uz slīpeta šamota izvelmē plakanā platē (zīm. 319 h, i). Lielas plates priekš izstādem un spoguļiem lej un pēc tam no abām pusēm slīpē.

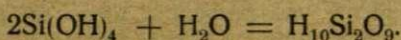


Zīm. №. 319. Logu stikla pagatavošana.

Visus stikla izstrādājumus tūlīt pēc izgatavošanas liek dzesejošā krāsnī, kur tie vairāk dienas lēni atdziest līdz istabas temperatūrai. Bez stikla mūsu laiku kultūra nav domājama. Tas ievēd mūs kā bezgalīgajā pasaules izplatījumā, tā arī sīko, acīm nesaredzamo mikroorganismu dzīvē.

### Māls un porcelans.

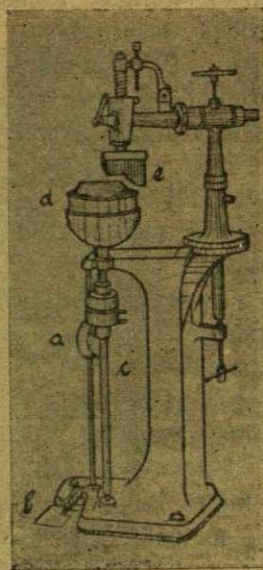
Māla izstrādājumi, līdzīgi stiklam, sastāv no silikatiem, ar to starpību, ka galvenā bāze tajos ir mālainis,  $Al_2O_3$ , kamēr kaļķiem un sārmiem šeit tikai blakus nozīme. Aiz to māla izstrādājumi apdedzinot nekūst, bet saķep un sacietē. Saķepot bieži pamazinas arī tilpums (rodas t. s. „sarukums“). Māls ir porcelana, fajansa, majolikas un vienkāršu podu galvenā sastāvdaļa. Tīrs māls ir balts amorfs pulveris un saucas kaolīns. Kaolīns ir laukšpata dabīgās trusešanas produkts: zem ogļskābes un ūdens iespaids laukšpats sadalās kalija silikatā, ko izskalo ūdens, un alumīnija silikatā, kas ūdenī nešķīst. Normalais kaolīna sastāvs izteicams formulā:  $Al_2H_4Si_2O_9$ , kas atbilst ortosilīcijskābes hidratam:



Vienkāršais māls satur kramaiņa un dažādu metālu oksīdu piemaisījumus. Starp pēdejiem bieži pārsvarā dzelzs oksīds,  $Fe_2O_3$ , kas mālam piedod brūnu krāsu. Samaisot ar ūdeni, māls rada valkanu, mīklai līdzīgu masu, no kuras veido dažādus priekšmetus. No valkaniem māliem ar rokām uz podnieku ripas (zīm. 320) pagatavotos priekšmetus sausē un sevišķās krāsnīs apdedzina. Ūdens šajos procesos izgaro, aiz ko tilpums ievērojami pamazinas. Pēc apdedzīšanas starp māla daļiņām paliek poras. Visa masa sacietē un uzglabā savu iepriekšējo veidu. Lai pagatavotie priekšmeti neļautu cauri ūdeni, to virsmu pārklāj ar kūstošu silikātu (stiklu) kārtu jeb „glazuru“. Lešateljē parādīja, ka māla valkanību rada divi apstākļi: graudu ārkārtīgais smalkums un to plāksnainā struktūra.

Ķīmiskais sastāvs.

Māla izstrādājumu pagatavošana (keramika).



Vēsture.

Māls kultūras vēsturē viena no visvecākām vielām. Jau 6000 g. pirms Kr. dz. Eģiptes būvēs lietoja ķieģeļus. Keramikā senā Grieķijā un Romā stāveja uz visai augstas pilnības pakāpes, par ko liecina pazīstamās „etruriešu vāzes“. Pēc tam ša māksla pārgāja pie mauriem; sevišķi slavēta bij Majorkas sala ar saviem glazuretiem un izkrāsotiem izstrādājumiem, kas pēc izgatavošanas vietas dabuļūši „majolikas“ nosaukumu. No turienes keramika pārgāja uz Itāliju. Šeit izcilus stāvokli

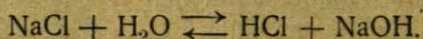
Zīm. № 320. Podnieku ripa.

ieņēma Fajencas pilsētas izstrādājumi, kurus nosauca fajansu. Porcelans bij pazīstams Ķīnā jau 6. g. simteni pēc Kr. dz. 1695. g. Čirnhauzens (Tschirnhausen) kopā ar alķīmiķi Betgeru (Böttger) atrada porcelana pagatavošanas metodi, un drīzi pēc tam tika atvērta Zaksijā pirmā porcelana fabrika.

Sadalījums.

Porcelans — visvērtīgākais starp māla precēm. Tam raksturīgs stiklam līdzīgs lūzums, lūzuma vietas spīdīgas un pati masa laiž vāji cauri gaismu. Porcelanu pagatavo no kaolina maisījuma ar laukšpatu un kvarcu. Izstrādājumus sākumā apdedzina pie 900° un pēc tam pārklāj ar glazūru, sastāvošu no tā paša porcelana maisījuma, tikai citādās sastāvdaļu proporcijās, vēl klāt pieliekot kaļķakmeni. Pēc glazūrešanas priekšmetus otrreiz apdedzina pie 1450°. Šajā otrā procesā izkausētā, stiklam līdzīgā glazūra iesūcas visā porcelana masā un aizpilda ta poras. Porcelans cietaks nekā stikls un tērauds un izturīgāks pret temperatūras maiņām un ķīmisko reaģentu iedarbību. No tā pagatavo ne tikai traukus un figūras, bet arī laboratorijas un tehniskus piederumus. Elektrotehnikā porcelanu lieto kā labu izolatoru. No neglazūreta porcelana jeb t. s. biskvita pagatavo dažādas figūras.

Klinkers atšķiras no porcelana ar savu pelesko vaj dzelteno krāsu. Tam tāpat spīdīgs lūzums, kā porcelanam. Tāpat kā porcelanu to apdedzina augstā temperatūrā. Tas ļoti ciets un ķīmiski izturīgs. Ķīmisko rūpniecību vajadzībam no tā izgatavo dažādus adsorbešanas aparātus, caurules, retortes u. c. priekšmetus. Būvniecībā klinkeru lieto māju apšuvumiem. Parasti glazūru rada ar vāramo sāli, kas, krāsni izgarodams, ar ūdens tvaikiem hidrolizejas:



Hidrolizē attīstīties kodīgais nātrijs rada uz māla traukiem nātrija un alumīnija silikāta izkausētu plānu kārtu.

Fajansam un majolikai porains, balts lūzums un caurspīdīga glazūra, sastāvoša no māla maisījuma ar svina oksīdu. No fajansa izgatavo vienkāršus galda traukus, no majolikas — krāsns podiņus un sienu izrotājumus. Tos mēdz krāsot ar kobalta oksīdu (zilā krāsā) un vara vaj dzelzs oksīdu (sarkanā krāsā).

Podnieku prece (vienkāršie podi) parasti dzeltenā, sarkanā vaj brūnā krāsā top pagatavota no sliktāka māla, ko apdedzina zemā temperatūrā un pārklāj ar viegli kūstošu silikātu glazūru, saturošu diezgan daudz svina oksīda.

Ķieģeļi sastāv no poraina māla, ko apdedzina līdz saņemuma sākumam. Tie brūni tapēc, ka satur daudz dzelzs. Ugunsizturīgus ķieģeļus jeb šamotu izgatavo no tīra māla, kas kūst ne zemāk par 1580°.

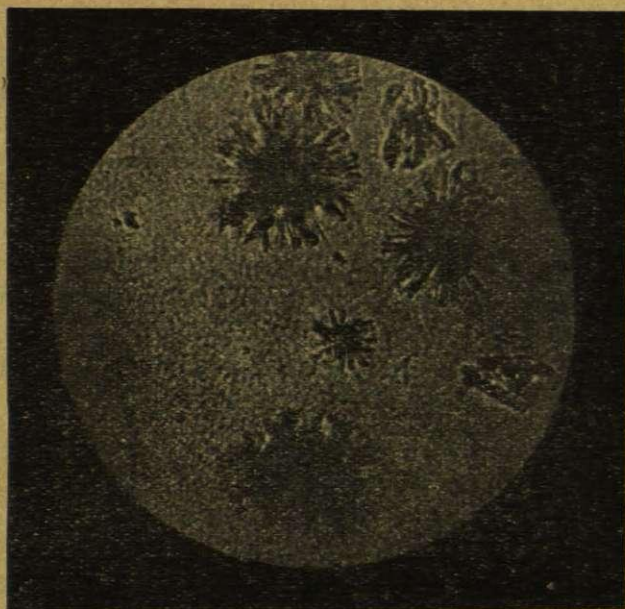
Sakausejot mālu ar zodu, ogli un sēru, fabrikās izgatavo Ultramarins. ļoti svarīgu zilu krāsu — ultramarīnu. Tās empiriskā formula diezgan komplicēta:  $\text{Si}_3\text{Al}_3\text{Na}_4\text{S}_2\text{O}_{12}$ . Domājams, ka ultramarīns nav noteikts ķīmisks savienojums, bet uzlūkojams kā ciets šķīdums, kurā sērs atrodas koloīdalā stāvoklī (R. Hofmaņa uzskats). Ultramarīns nešķīst nevienā šķīdinātājā, izturīgs pret gaisu, gaismu un ziepju iedarbību, un nav kaitīgs veselībai. Bet jau pat vājas skābes to sadala, atdalot sērūdeņradi. Ar to krāso papīri, tapetes, zilina veļu un cukuru (veļas zilums).

### Cements.

Māla maisījumu ar kaļķakmeni apdedzinot pie  $1300^{\circ}$ — $1400^{\circ}$ , rodas masa, kas pazīstama kā cements. Cementam, kā zināms, ļoti svarīga loma būvniecības darbos, jo ūdens klātbūtnē tas „saistas“, t. i. sacietē. Pēc Glazenapa (Glaserapp) datiem portlandcements ir tumši-peleki-zaļš un sastāv no divām daļām: 1) no bezkrāsaina, kristāliska, optiski anizotropa kalcija bāzisko silikātu un aluminātu maisījuma:  $\text{Ca}_2\text{SiO}_4$  un  $\text{Ca}_3\text{Al}_2\text{O}_6$  un 2) no tumša bāziska, ar dzelzs oksīdu nokrāsota stikla.

Portland-  
cements.

$\text{CaO}$   
 $\frac{\text{SiO}_2 + \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}_2\text{O}_3}{\text{CaO}}$  procentu attiecība portlandcementā ir 1,8—2,2 un saucas „hidrauliskais moduls“. Cementa sacie-



Zīm. № 321. No klinkera ūdenī pagatavots preparāts, pēc Glazenapa. Pakāplānā, sastāvošā no smalkiem hidrogēla ( $\text{SiO}_2$ ?) pilieniem, redzami zvaigžņaini kristāli (kalcija hidrosilikāts?); pavairots 750 reiz.

tešana, ar ūdeni samaisot, dibinas uz to, ka cementa bezkrāsainā daļa, kas sastāv no bāzisku aluminātu un silikātu maisījuma un saucas „alīts“, hidrolizejas, pie kam rodas kalcijsilikāti un hidroalumināti, pa daļai kristaliskā, pa daļai koloidālā stāvoklī (zīm. 321). Bez tam atdalas kristaliski kaļķi,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .<sup>1)</sup> Kā saistes viela šeit darbojas silicijskābes hidrogēls, kas saista hidrosilikātu un aluminātu kristāliņus. Cementā sastopamo atsevišķo individu ķīmiskais sastāvs vēl nav pilnīgi noskaidrots. Pēc Vašingtonas Carnegie Institution pētījumiem, apdedzināta cementa (klinkera) galvenās sastāvdaļas ir: trikalcijsilikāts:  $\text{Ca}_3\text{SiO}_5$ , dikalcijsilikāts:  $\text{Ca}_2\text{SiO}_4$  un trikalcijalumināts:  $\text{Ca}_3\text{Al}_2\text{O}_6$ .

Romancementu.

Romancementu sauc tās cementa šķiras, kuru sastāvs neatbilst augstāk pievestam „hidrauliskam modulim“. Tās iegūst nevis no maisījumiem, bet no dabā atrodamiem kaļķakmeņiem un dolomītiem, kas satur daudz māla. Romancementu lieto samērā diezgan maz.

Cementa izlietošana.

Cementu kopā ar smiltīm lieto: 1) kā ziežu ķieģeļu saistīšanai dažādās sauszemes un zemūdens būvēs un 2) kā patstāvīgu būvmateriālu: betonu. Cementa ziežai pret mūrnieku kaļķiem ta priekšrocība, ka ta ātrāk sacietē un zem gaisa ogļskābes iespaida neatdala mitrumu (sal. 113. lp. p.). No betona taisa būvju pamatus, kanālus, trotuārus un veselas ēkas.

### Dabīgie silikāti.

To saliktais sastāvs.

Ja vēršam skatu uz dabīgo silikātu analīžu rezultātiem, uzkrītoša iegūto formulu komplikācija, kā arī tas apstāklis, ka savā starpā kristalografiski līdzīgie minerali uzrāda diezgan dažādu sastāvu. Tā, piem. laukšpatos sastopam dažādu nātrija, kalija un kalcijs saturu. Vēl dažādāks mēdz būt dažādu vizlu ķīmiskais sastāvs, kaut gan kristaliskā forma, skaldnība un optiskās īpašības tām vienādas. Čermaks pirmais pierādīja, ka šajos gadījumos mums darišana nevis ar atsevišķiem indivīdiem, bet ar divu vai vairāku komponentu, noteikta sastāva cietiem šķīdumiem. Tā, piem. visi laukšpati dod cietu šķīdumu nepārtrauktu rindu; sastāvošu no diviem komponentiem:

albita (jeb ortoklasa), kura sastāvs:  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ .

un anortita, kura sastāvs:  $\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ .

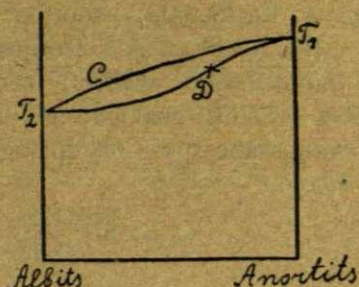
Jaunākā laikā izdarītie kušanas likņu pētījumi apstiprina šo uzskatu. 322. zīmējumāp ievestā likne  $T_1\text{TC}_2$  un  $T_1\text{DT}_2$  raksturīga cietajiem šķīdumiem, kādus sastopam arī metālu kausejumos (sal. 84. lp. p. un 96. lp. p.). Augšējā likne  $T_1\text{CT}_2$  apzīmē sili-

<sup>1)</sup> Šeit pievestos datus autoram personīgi sniedzis prof. Glazenaps, par ko autors tam šeit izsaka pateicību.

Izomorfi maisījumi.

katu kausejumu (t. s. magmu) sacietešanas temperatūru sākumus, bet apakšējā likne  $T_1DT_2$  — sacietešanas beigu temperatūras.

Tādā kārtā daudzi dabīgie minerāļi uzlūkojami kā nedaudzu, noteikta sastāva individu izzormofi maisījumi. Bet arī uz šāda viedokļa nostājoties, izrādās, ka dabīgu silikatu dažādība ārkārtīgi liela. Silikatu ķīmija ar šo dažādību atgādina oglekļa savienojumu ķīmiju, tikai ar to starpību, ka silikatos atsevišķus silīcija atomus molekulā savieno skābeklis, kamēr organisku savienojumu molekulās oglekļa atomi tieši savienoti cits ar citu „virknēs“ un „riņķos“.



Analoģija ar organiskiem savienojumiem.

Zīm. № 322. Albīta un anornīta izzormofu maisījumu kušanas un sacietešanas likne.

Pareizu silikatu iedalījumu lielā mērā apgrūtinātas, ka patlaban nav mums vispārīgu metožu to molekularsvaru noteikšanai. Silikāti vispār neizgaist, un nešķīst parastos šķīdinātajos. Aizto neizdodas aprēķināt to molekularsvaru ne pēc tvaika blīvuma (I. s., 210. lpp.), ne pēc osmotiskām metodēm (I. s., 214. lpp.). Aprēķini, kas dibināti uz to savstarpējās kušanas temperatūras pazemināšanās magmās, nav noveduši pie galīgi noteiktiem rezultātiem. Bez tam vēl — silikāti arī ķīmiskā ziņā visai inerti. Ievietpošanas reakcijas, kas organiskā ķīmijā palīdzēja konstatēt noteiktus „radikālus“, silikatu ķīmijā pilnīgi iztrūkst. Tādēļ jāsaprot, ka „silikātu ķīmija“ līdz šim vēl nepastāv. Mēs attiecībā uz silikātiem vēl turamies pie viedokļa, pie kāda turejamies pagājušā gadsimta vidū — attiecībā uz organiskās ķīmijas savienojumiem. T. i. šimbrīžam aprobežojamies, izpētot to ķīmisko sastāvu un galvenās fizikalās īpašības. Mineraloģijas grāmatās pieņemti silikātus iedalīt grupās, saskaņā ar to kristalogrāfiskām īpatnībām. Tā, piem., izšķir laukšpatu, granātu, piroksenu u. c. grupas. Bet ķīmijā to daudz lietderīgāki sadalīt pēc to ķīmiskā sastāva, no vienkāršākiem mineraliem pārejot uz saliktākiem. Parasti aplūko:

Silikātu iedalījums.

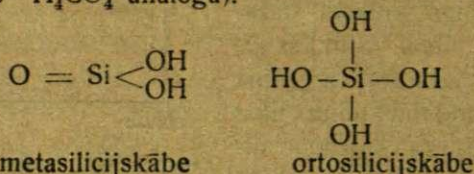
I. vienkāršus silikātus, piem. piroksenu:  $MgSiO_3$ , vilemitu:  $Zn_2SiO_4$ , serpentīnu:  $Mg_3Si_2O_7 \cdot 2H_2O$ , talku:  $Mg_3Si_4O_{11} \cdot H_2O$  u. c.

II. alumīnija un dzelzs silikātus, piem. silimanītu:  $Al_2SiO_5$ , topasu:  $Al_2SiO_4F_2$ , kaolinu:  $H_4Al_2Si_2O_9$  u. c.

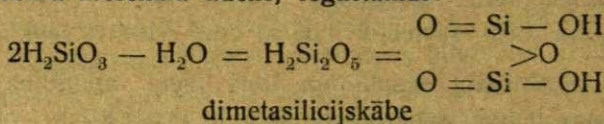
III. aluminosilikatus, t. i. tādus, kas bez alumīnija (kā skābes elementa) vēl satur citas bāzes. Šeit pieder: nefelīns:  $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$ , natrolīts:  $\text{Na}_2\text{Al}_2\text{Si}_3\text{O}_{10} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , albits:  $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$ , kalija vizla:  $\text{KAlSi}_3\text{O}_8$ , ortoklāss:  $\text{KAlSi}_3\text{O}_8$ , biotīts:  $\text{K}_2\text{Mg}_2\text{Al}_2\text{Si}_3\text{O}_{12}$ , granāts:  $\text{Ca}_3\text{Al}_2\text{Si}_3\text{O}_{12}$ , anortīts:  $\text{CaAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8$  u. c.

Strukturformulas.

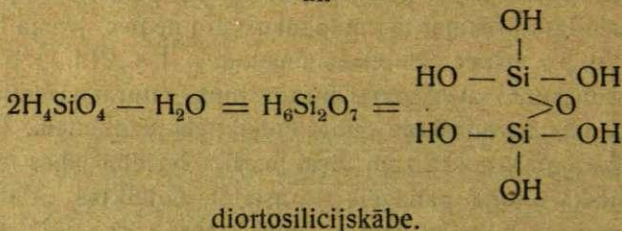
Pēc Vernadskā teorijas vienkāršākie silikāti atvasināmi no hipotētiskām skābēm: metasilīcijskābes,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  (ogļskābes  $\text{H}_2\text{CO}_3$  analoga) un no ortosilīcijskābes,  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  („ortoogļskābes“  $\text{H}_4\text{CO}_4$  analoga):



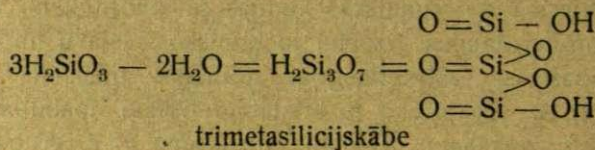
No divām metasilīcij- un ortosilīcijskābēm, molekulām atņemot vienu molekulu ūdens, iegūstamas:



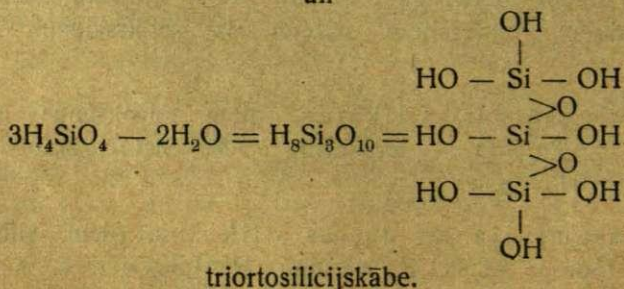
un



No trim metasilīcijskābēm un trim ortosilīcijskābēm molekulām atņemot divas ūdens molekulas, iegūstamas:

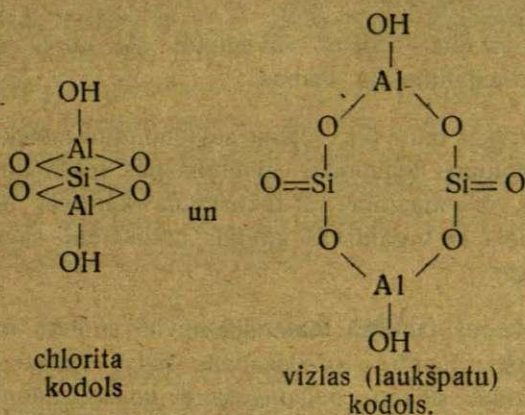


un



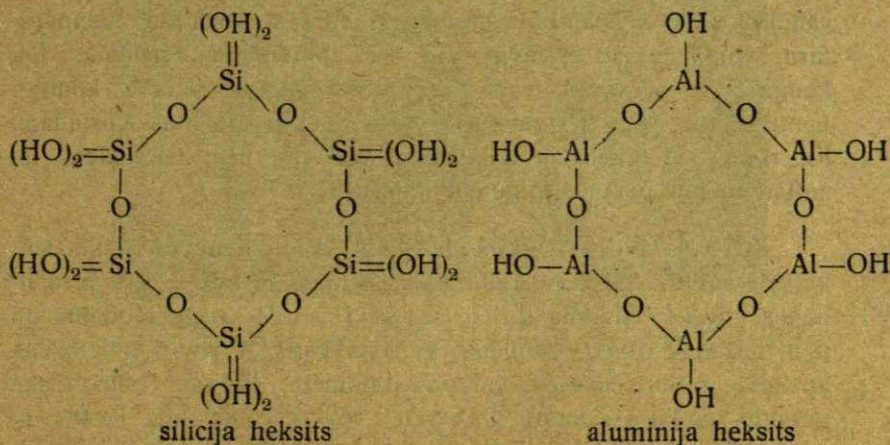
Tādā kārtā no jebkura metasilicijskābes un ortosilicijskābes molekulu skaita, ūdeni atņemot, iespējams dabūt bezgalīgu rindu silicijskābju, kuru vispārējā formula izteicama simbolā  $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ . Šajās skābēs pilnīgi vaj pa daļai ūdeņradi apmainot, iegūstamas vissaliktako silikatu formulas.

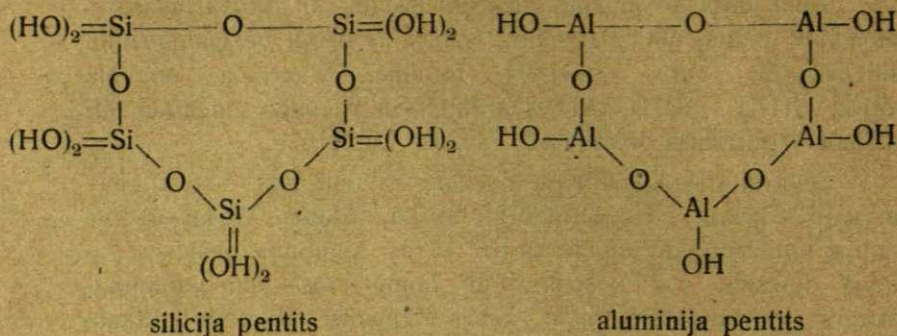
Sevišķu stāvokli silikatu sistēmā, kā redzējam, ieņem aluminosilikāti. To strukturu noskaidrošanai Vernadskis radījis ļoti asprātīgu hipotēzi, pēc kuras alumīnija oksīds ar silīcija dioksīdu dod veselu rindu kompleksas „silīcij-alumīniskābes“, kurās alumīnijs ir skābes elements. Kā šādu silikatu struktūras piemēru pievedisim sekošas formulas:



Pēdējā gadījumā dabonam noslēgtu rinķi, kas sastāv no alumīnija, skābekļa un silīcija atomiem un atgādina organiskās ķīmijas heterociklisko savienojumu struktur-formulas.

Vēl tālāk šajā virzienā gājuši V. un D. A šī (Asch), kuri visus silikātus izved no seš- un pieclocēkļu rinķiem (heksītu un pentītu teorija):





Divus dažadus riņķus savienojot, V. un D. A šī iegūst kompleksas silicijaluminija skābes.

Tā kā trūkst datu par silicija savienojumu molekularsvariem un šie savienojumi nepadodas izvietņošanas reakcijām, visas šās formulas nav vēl pamatotas uz faktiskiem skaitļiem, kaut gan to analogijas ideja ar organiskās ķīmijas cikliskiem savienojumiem visai pievilcīga.

Dabīgo silikatu sinteze.

Daudz vairak faktiska materiala devuši silikatu mākslīgas sintezes eksperimenti. No dažādām šādas sintezes metodēm vislielākā nozīme silikatu pagatavošanai no kausejumiem, jo ša metode pa lielakai daļai atgādina šo mineralu attīstīšanos dabā, zemes čaulai lēni atdziestot. Sevišķi interesanti Morozeviča eksperimenti ar samērā lielu kausejumu skaitu, kas vairak dienas lēni atdzeseti. Morozevičs šādā ceļā ieguva lielu skaitu labi kristalizētu mineralu. Reizā ar preparatīviem mēģinājumiem pēdējā laikā izdarīta vesela rinda fizikāli-ķīmiska rakstura pētījumu par kausejumu dažādu cieto fāžu līdzsvara noteikumiem. Šie pētījumi, pamatojamies uz fāžu teoriju, uzstādīja kā mērķi — noskaidrot silikatu stabilitātes sferu, sakarā ar „magmu“ temperatūru, spiedienu un sastāvu. Tā kā aplūkojamās sistēmas ļoti komplicētas, sastāvošas no 3, 4 un reizem pat lielaka komponentu skaita, šādi pētījumi teoretiski un eksperimentāli nostādami ļoti rūpīgi. Pa lielakai daļai tie noved pie neapstrīdamiem rezultātiem par pētāmo mineralu dabu.

Silicijskābes kulturelā nozīme.

No visa augstak sacītā redzams, kādu lomu bij lemts silikātiem izpildīt cilvēces kultūras attīstības vēsturē. Jau pirmatnejs cilvēks izlietoja dabīgos silikatus, pagatavodams no tiem dažādus rīkus. Akmeņu, galvenā kārtā „krama“, izlietošana apzīmēja pirmo cilvēces kultūras laikmetu, ko sauc paleolītisko periodu un kura sākumu Osborns rēķina 75000 līdz 100000 g.

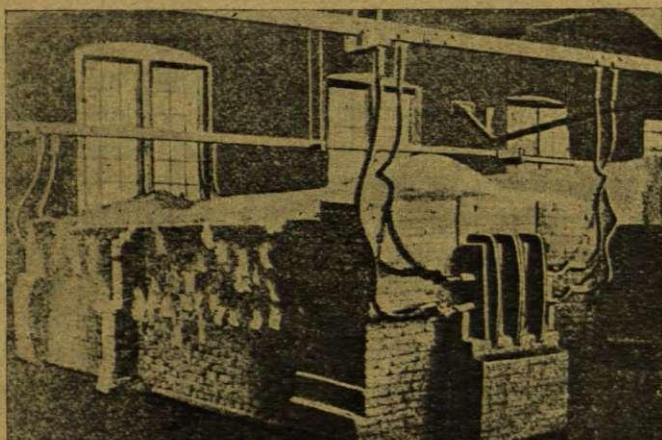
atpakaj. Jau aizvēsturiskos laikos bij zinams māls, no ka jau „neolitiskā“ (t. i. jaun-akmeņa) laikmetā pagatavoja traukus (sal. 323 zīm.). Mālu veidojot, cilvēks centas, bez šaubām, izstrādāt arī mākslas ornamentu. 5000 g. pirms Kr. dz. Eģiptē tika izgudrots stikls. Stikla logi atrasti Pompejas izrakumos. Visjaunākais izgudrojums šajā nozarē ir — cements. Kaut gan jau romieši lietoja „pucolana cementu“ ūdensvadu izgatavošanai, tomēr tikai pēdejos desmit gados sāka lietot betona būvēm portlandcementu tik lielos apmēros, ka Ziemeļamerikas Savienotās Valstīs vien 1915. gadā ražots ša materiāla 15000000 tonnas, 125 miljonu dolaru vērtībā.



Zīm. № 323. Neolitiskā perioda māla urna, atrasta uz Mena salas (Areniusus).

### Karborunds, SiC.

1891. gadā amerikāņu ķīmiķis Ečisons (Acheson) atrada, ka ogle elektriskā krāsnī, kramaini reducejot, savienojas ar silīciju un rada silīcija karbīdu SiC: legūšana.



Zīm. № 324. Elektriskā krāsns karborunda pagatavošanai pēc Ficheraļda.

Tas šo vielu nosauca karborundu. Ta ir ļoti cieta, šajā ziņā gandrīz līdzīga dimantam, un to lieto tērauda un citu metālu

slīpēšanai. Karborundu pagatavo lielās šamota krāsnīs, ar vaļeju augšu, kurām abos sānos iestiprināti ogleš elektrodu (zīm. 324). Krāsnis piepilda ar kramaiņa un ogleš maisījumu. Oglekļa oksids iziet pa vaļejo augšgalu un sadeg.

Īpašības.

Karborunds ļoti izturīgs pret ķīmisku reaģentu iedarbību. Tas nedeg pat, ja to karsē ar lodejamo liesmu. Ari kausejot kopā ar Bertolē sāli vaj zalpetri, tas neoksidejas. Kūpošā slāpekļskābe un fluorskābe uz to neatsāj nekādu iespaidu. Bet izkauseti sārmi, gaisa skābekļa klātbūtnē, karborundu oksidē karbonatā un silikatā. Virs 2200<sup>o</sup> karborunds sadalas silicijā un grafitā (I. s., 237. lp. p.).

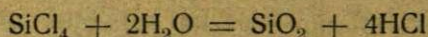
Silunds.

Karborunds vada elektrisko strāvu. No ta pagatavo lielu pretestību caurules, kurās ar elektrisko strāvu iegūst augstu temperatūru. Šam nolūkam lietojamo masu sauc „silundu“.

### Silicija savienojumi ar halogēniem.

Silicija tetrachlorīds,  
SiCl<sub>4</sub>.

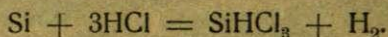
Chloram uz siliciju (kas iegūts no kramaiņa un metal. magnija, sal. 236. lp. p.) iedarbojoties 300<sup>o</sup> temperatūrā, rodas silicija chlorīdi, starp kuriem pārsvarā silicija tetrachlorīds (jeb silicijchlorometans), SiCl<sub>4</sub>. Tas — bezkrāsains, viegli kustīgs šķidrums ar smacejošu smaku, vāras pie 56,9<sup>o</sup>. Ūdenī tas pilnīgi hidrolizejas, radot silicija dioksīdu:



un aiz to gaisā stipri kūp.

Silicijchloroforms,  
SiHCl<sub>3</sub>.

Uz siliciju stikla caurulē ar chlorūdeņradi iedarbojoties pie 450<sup>o</sup>, rodas savienojums SiHCl<sub>3</sub>:



Šo savienojumu pēc analoģijas ar chloroformu (CHCl<sub>3</sub>) sauc silicijchloroformu. Tas ir bezkrāsains, viegli kustīgs šķidrums, vāras pie 34<sup>o</sup>, mitrā gaisā kūp un ūdenī strauji sadalas, atdalidams chlorūdeņradi. Gaisā tas aizdegas.

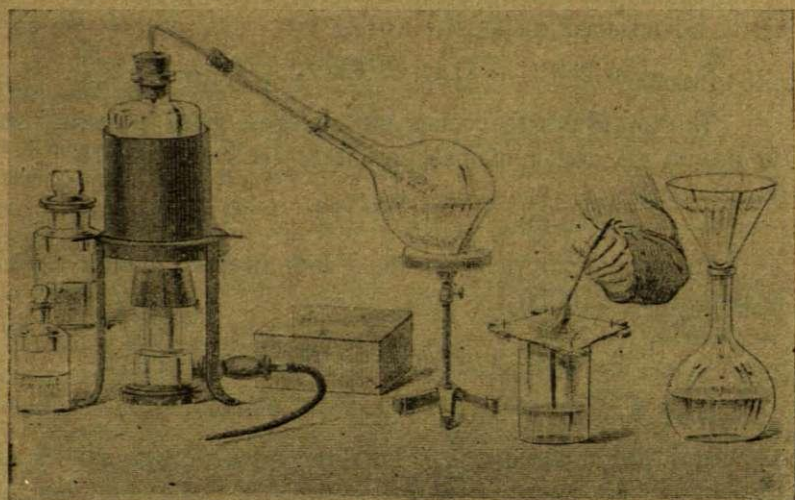
Silicija fluoriīds,  
SiF<sub>4</sub>.

Jau vairakkārt augstak tika aizrādīts, ka silicijam sevišķi liela tieksme uz fluoru. Šai tieksmei pateicoties, fluors spēj izvietot skābekli no silicija dioksīda. Aiz to ari silicija fluoriīds vieglak iegūstams nekā pārejie silicija savienojumi ar halogēniem. Apaļkolbā ieberam vienados daudzumos smiltis un kalcija fluoriīdu. Šam maisījumam pa pilinamo piltuvi lejam virsū koncentretu sērskābi (zīm. 325). No sērskābes un kalcija fluoriīda, sildot rodas fluorūdeņradis:

$\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{F}_2$  (I. s., 296. lp. p.),  
kas uz kramaini iedarbojoties rada silicija fluoriīdu:

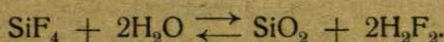


Silīcija fluorīds — smacejoša gāze, kas pie  $-90^{\circ}$  pārvēršas baltā amorfā masā.

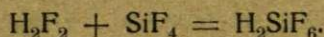


Zim. № 325. Silīcija fluorida un silīcijfluorūdeņraža pagatavošana pēc Arendta.

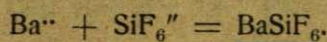
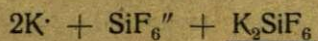
Šo gāzi laiž cilindri vai kolbā, kuras dibinā dzīvsudrabs. Ja ielejam virs dzīvsudraba ūdeni, pēdejs hidrolizē silīcija fluorīdu (t. i. augstāk pievestā reakcija, ja ūdens pārsvarā, norisinās pretējā virzienā):



Bet attīstījies fluorūdeņradis pievienojas silīcija fluorīdam un rada kompleksu silīcijfluorūdeņraža skābi,  $\text{H}_2\text{SiF}_6$ :



Ta ir stipra skābe, bet pazīstama tikai ūdens šķīdumos un kā sāļi. Tās šķīdumu mēģinot koncentrēt, tā sadalās fluorūdeņradī un silīcija fluorīdā. Tās kalija un barija sāļi grūti šķīst ūdenī, kapēc tos bieži lieto kā reaktīvus uz  $\text{K}^+$  jonu (sal. 56. lp. p.) un uz  $\text{Ba}^{++}$  jonu:

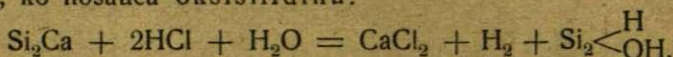


Silīcijfluorūdeņraža skābe pēc sava sastāva atbilst metasilīciskābei  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , kurā trīs divvērtīga skābekļa atomi apmainīti pret sešiem vienvērtīga fluora atomiem. Šādu fluora spēju skābēs apmainīt skābekli jau aplūkojam borofluorūdeņraža skābes,  $\text{HBF}_4$ , piemērā (sal. 213. lp. p.).

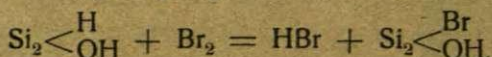
Silīcijfluorūdeņraža skābe,  $\text{H}_2\text{SiF}_6$ .

### Silīcija nepiesātināti savienojumi.

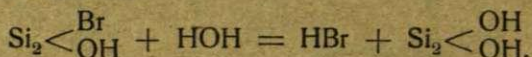
Oksisilidins. Jaunākā laikā Kautskis (Kautsky), ar atšķaidītu sālsskābes spirta šķīdumu uz kalcija silīcīdu,  $\text{CaSi}_2$ , iedarbojoties, iegūva baltu vielu, ko nosauca oksisilidīnu:



Silikal-savienojumi. Tas ļoti stiprs reducētājs un aizdegas gaisā pats no sevis. Ar bromu tas dod apmaiņas produktu, silikalbromīdu:



Ta ir dzeltena viela, ar ūdeni hidrolīzejas un rada silikāla hidroksīdu,  $\text{Si}_2(\text{OH})_2$ :



Silikāla hidroksīds ir bāze. Ar neorganiskām skābēm ta dod sāļus pēc tipa:  $\text{Si}_2\left\langle \begin{array}{l} \text{A} \\ \text{OH} \end{array} \right.$ , kurā A — vienvērtīga skābes radikāla simbols. Silikālsavienojumi ir enerģiski reducētāji. Sārmim iedarbojoties, tie sadalās, atdalīdami ūdeņradi un silīcija dioksīdu,  $\text{SiO}_2$ . To strukturformulas vēl pagaidām nav noskaidrotas. Ļoti var būt, ka tie atbilst acetilēna formulai:  $\text{R}_1 - \text{Si} \equiv \text{Si} - \text{R}_2$ .

Vispār salīdzinot silīcija savienojumus ar oglekļa savienojumiem, mēs novērojam tajos daudz līdzības, bet arī atšķirības, kas ceļas no tam, ka silīcijam lielāka tieksme uz elektriski negatīviem elementiem, sevišķi uz skābekli un fluoru.

## Četrdesmit pirmā lekcija.

### Ceturtnā grupa (turpinājums). Germanijs, alva, svins.

Germanijs. — Germanija atrašana. — Elements. — Ta savienojumi. — Germanija dioksids,  $\text{GeO}_2$ . — Germanija hidrīds,  $\text{GeH}_4$ . — Germanija savienojumi ar halogēniem:  $\text{GeCl}_4$ ,  $\text{GeBr}_4$ ,  $\text{GeI}_4$ . — Germanijchloroforms,  $\text{GeHCl}_3$ . — Germanijfluorīdēnraža skābe,  $\text{H}_2\text{GeF}_6$ . — Germanija līdzība silīcijam. — Alva. — Atrašanās. — Iegūšana. — Alvas iegūšana no baltā skārda atgriezumiem. — Alvas īpašības. — Pelekā alva. — Pārvēršanās elements. — Alvas izlietošana. — Alvas ķīmiskās īpašības. — Alvas divvērtīgi savienojumi. — Stanno-hidroksīds,  $\text{Sn(OH)}_2$ . — Alvas oksīduls,  $\text{SnO}$ . — Stannosulfīds,  $\text{SnS}$ . — Alvas dichlorīds,  $\text{SnCl}_2$ . — Reducejošās īpašības. — Četrvērtīgi alvas savienojumi. — Alvas dioksīds,  $\text{SnO}_2$ . —  $\alpha$ -alvskābe. —  $\beta$ -alvskābe. — Stannisulfīds,  $\text{SnS}_2$ . — Alvas tetrachlorīds,  $\text{SnCl}_4$ . — Reducešana. — Svins. — Atrašanās. — Svina metalurģija. — Svina īpašības. — Izlietošana. — Koloīdals svins. — Svina oksīdi. — Divvērtīga svina savienojumi. — Svina oksīds,  $\text{PbO}$ . — Svina hidroksīds,  $\text{Pb(OH)}_2$ . — Svina sulfīds,  $\text{PbS}$ . — Svina chlorīds,  $\text{PbCl}_2$ . — Svina jodīds,  $\text{PbI}_2$ . — Svina karbonāts,  $\text{PbCO}_3$ . — Bāziskie svina karbonāti. — Svina acetāts,  $\text{Pb(CH}_3\text{COO)}_2$ . — Svina nitrāts,  $\text{Pb(NO}_3)_2$ . — Svina sulfāts,  $\text{PbSO}_4$ . — Svina chromāts,  $\text{PbCrO}_4$ . — Četrvērtīgi svina savienojumi. — Svina dioksīds,  $\text{PbO}_2$ . — Plumbāti. — Minijs,  $\text{Pb}_3\text{O}_4$ . — Svina tetrachlorīds,  $\text{PbCl}_4$ . — Plumbisulfāts,  $\text{Pb(SO}_4)_2$ . — Svina un ta savienojumu nāvigās īpašības. — Svina izotopi. — Radiosvins. — Radija rindas svina izotopi. — Aktinija rindas svina izotopi. — Toriosvins. — „Parastais“ svins. — Oglekļa apakšgrupas elementu vispārīgs raksturojums. — Alotropija. — Fizikalās īpašības. — Skābes un skābju anhidrīdi. — Hidrīdi. — Bāziskais raksturs. — Termoķīmiskie dati. —

### Germanijs, Ge.

Šo elementu, pamatojoties uz periodiskās sistēmas, Mendelejevs paredzēja un nosauca „eka-silīciju“ (I. s., 382. lp. p.). 1886. gadā Vinklers (Winkler) to atrada mineralā argiroditā, Zaksijā, Freibergas pilsētā. Bez tam tas iegūstams arī no amerikāņu cinka mānekļa pārstrādašanas atliekām. Metalisks germanijs iegūstams reducējot ta oksīdu ūdeņraža strāumē:



Tas nešķīst sālsskābē, bet slāpekļskābe un karājūdenis to oksidē germanija dioksīdā,  $\text{GeO}_2$ . Šis savienojums nešķīst ūdenī, bet, līdzīgi silīcija dioksīdam, rada koloīdalu hidrogelu. Germanija dioksīds šķīst skābēs un arī sārmos un tā tad uzrāda amfoteru dabu.

Sērskābei iedarbojoties uz germanija un magnija kausejumu, Šenks (Schenck) ieguva germanija hidrīdu,  $\text{GeH}_4$ , kā gāzi, kas sabiezē šķīdumā šķīdri gaisa temperatūrā un vāras pie  $-125^\circ$  zem normala spiediena. Ša gāze sildot pilnīgi sadalās metaliskā germanijā un ūdeņradī.

Atrašana.

Elements  
germanijs.

Ta savienojumi:  
germanija  
dioksīds,  
 $\text{GeO}_2$ .

Germanija  
hidrīds,  $\text{Ge}_4\text{H}$ .

Germanija savienojumi ar halogēniem, ar pēdējiem iedarbojoties uz tīru metalisku germani-  
niju. To īpašības pievestas sekojošā tabeļē.  
GeBr<sub>4</sub>, GeJ<sub>4</sub>.

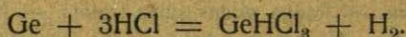
**Tabele 129.**

Germanija halogensavienojumu īpašības.

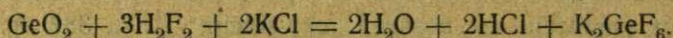
	Krāsa	Kušanas temp.	Vārišan. temp.	Blīvums
GeCl <sub>4</sub>	bezkrāsains	— 49,5 <sup>o</sup>	86,5 <sup>o</sup>	1,874
GeBr <sub>4</sub>	bezkrāsains	26,1 <sup>o</sup>	185,9 <sup>o</sup>	3,131
GeJ <sub>4</sub>	sarkans	144,0 <sup>o</sup>	disociē	4,322

Germanij-  
chloroforms,  
GeHCl<sub>3</sub>.

Visi šie savienojumi ūdenī viegli hidrolizejas, atdalot ger-  
manija dioksīdu, GeO<sub>2</sub>. Sālsskābei uz germanija un magnija  
kausejumu iedarbojoties, rodas „germanijchloroforms“,  
GeHCl<sub>3</sub>:



Ša savienojuma īpašības līdzīgas silīcijchloroforma (SiHCl<sub>3</sub>)  
īpašībam (254. lp. p.). Germanijs tāpat kā silīcijs rada germa-  
nijfluorūdeņraža skābi H<sub>2</sub>GeF<sub>6</sub>. Šās skābes kalija sāls,  
K<sub>2</sub>GeF<sub>6</sub>, rodas fluorūdeņraža skābei iedarbojoties uz germanija  
dioksīdu chlorkalija klātbūtnē:



Tas grūti šķīst ūdenī un top lietots germanija atdalīšanai  
no citiem elementiem.

Germanija  
līdzība ar  
silīciju.

No augstāk sacītā redzams, ka germanijs ķīmiskā ziņā  
pilnīgi līdzīgs silīcijam. Divi pārejie šās apakšgrupas ele-  
menti uzrāda dažas savadības, ar kurām tūlīt iepazīsimies.

### Alva, Sn (Stannum).

Atrašanās.

Alva dabā sastopama kā alvas akmenis (kasiterīts), kas  
sastāv no alvas dioksīda, SnO<sub>2</sub>. Ļoti daudz ša minerāla mala-  
jiešu salās, sevišķi Bankas salā, bez tam Ķīnā, Bolīvijā un  
Australijā.

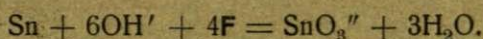
Alvas iegū-  
šana.

Neapstrādātu alvas rūdu vispirms apdedzina, lai aizdabūtu  
prom sēru un arsenu, un pēc tam to krāsnī reducē ar ogli,  
karsejot līdz 1000<sup>o</sup>

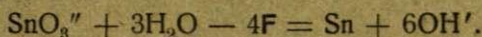


Šādi iegūtu neapstrādātu metālu tira pārkausejot vēl reiz. Pie tam mazāk cēlo metālu piemaisījumi oksidejas, uzpeld virspusē, no kurienes tos ar speciālu kaņoti noņem. Protams, ka šajā procesā oksidejas arī daļa alvas. Rafinēta alva satur līdz 99,99% tira Sn („bankas“ alva).

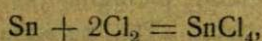
Ļoti daudz alvas iegūst arī no baltā skārda atgriezumiem, kuros atrodas no 2% līdz 3% alvas. Šādu skārdu lieto galvenā kārtā priekš konservu bundžām. Lai no šiem atgriezumiem iegūtu alvu, tos sapresē paciņās un dzelzs kurvjos iemērc vannās, kurās 15%-tīgs kodīgā natra šķīdums. Vannu savieno ar dinamomašīnas negatīvo, kurvi — ar pozitīvo polu. Pie anoda alva no skārda virsmas šķīst un pārvēršas alvskābes  $H_2SnO_3$ , anjonā:



Pie katoda alva atdalās uz vannas sienam kā sūcekņim līdzīga masa:



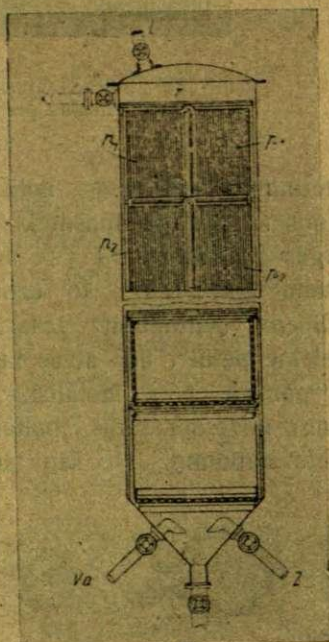
No turienes to novāc un pārkausē. Visjaunākā laikā stipri izplatījusies Goldšmita skārdu atgriezumū apstrādašanas metode (zīm. 326.). Sapresetus atgriezumus ieliek dzelzs cilindros un laiž tiem virsū saspīestu chloru. Alva tad pārvēršas alvas tetrachloridā:



kuru pārdestilē, bet dzelzs pie tam nemainas un to sūta atpakaļ uz dzelzskausetavam.

Alva — balts spožs metāls, ar zemu kušanas temperatūru: 231,5°. Tai rupji-kristaliska struktūra. Alvas stieņus liecot, kristāli lūzt, caur ko ceļas sevšķis troksnis: „alvas kļiedziens“. Alva ļoti stiepigā. Ta izvelmējama visplānakā „alvas folijā“, kādā parasti tiņ šokolādi. Pie

161° parastā tetragonālā alva pārvēršas citā polimorfā formā, un proti: rombiskā alvā, kas tik trausla, ka pie 200° sadauzama smalkā pulverī.



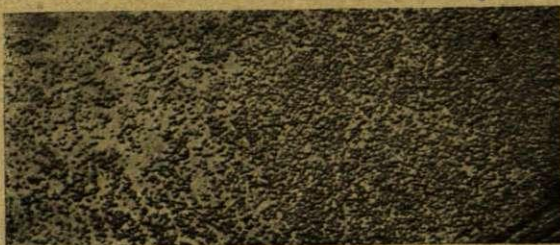
Metaliskas alvas iegūšana.

Zīm. № 326. Alvas iegūšana no skārda atgriezumiem pēc Goldšmita metodes.

Pelekā alva.

Bez šām divām metaliskām modifikācijām pazīstama vēl viena nemetaliska modifikācija, ko sauc „peleko alvu“. Ša atraduma vēsture šāda. Pagājušā gadsimta 60-tos gados, revidejot Peterburgā kāda kaļa resora noliktavu, kurā glabājās alvas pogas priekš kareivju apģērbiem, tika atrasta pogu vietā peleka pelnu guba. Bez kavešanās sastādījis komisija, ša „nozīguma“ izmeklēšanai. Bet izmeklēšanā, kā toreiz bij parasti, nekās nenoskaidrojās.

Līdzīgs gadījens notika Peterburgā 1868. gadā, ziemā, kad sala sasniedza —38° pēc Reomira. Lielaks vairums „bankas“ alvas, kas piedereja angļu tirdzniecības kantorim un glabājās



Zīm. 327. Pelekās alvas attīstīšanās uz metaliskas alvas virsmas pēc Kohena (alvas mēris).

Peterburgas muitnīcas nolīktavā, izrādījās pārvērties „pelekos pelnos“. Kantora īpašnieki toreiz griezās pie pazīstamā Peterburgas akadēmīka Fričše ar priekšlikumu, izpētīt notīkušo „vītojumu“. Fričše, šo uzdevumu izpīdot, pierādīja, ka šajā gadījenā „vītojumu“ izdarījusi pati daba. Tas parādīja, ka „pelekie pelni“, līdz alvas kušanas temperatūrai sasīldīti, pārvēršas parastā, t. i. metaliskā alvā. Jau agrak Erdmans (Erdmann) novēroja šādu „baltās alvas“ pārvēršanos „pelekā“ pie ērģeļu stabulem. Uz šām stabulem, kas pagatavotas no alvas,



Zīm. № 328. Alvas stabule, sabojājusies no „alvas mēra“ (pēc Kohena),

dažās vietās parādas peleki plankumi, kas vēlāk izvēršas „kārpās“ (zīm. 328.). Šajās vietās vēlāk rodas pādīžīnajumi, kas izplatās uz visām pusēm, kā redzams 328. zīmejumā, kur parādīta viena daļa no „saēstas“

ērģeļu stabules. Parasti ša „sērga“ pāriet no vienas vietas uz otru, līdzīgi lipīgām slimībām, kāpēc to nosauca „alvas mēri“. Tapēc gadījenos, kad uz stabules parādas pelekās alvas iezīmes, „slīmā“ stabule jāizņem, lai izsargātos no slimības pārņēšanas

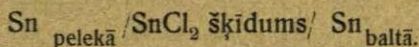
uz „veselām“ stabulem. Bieži šāda alvas pārvēršanās novērojama muzejos, kurus ziemā neapkurina. Tādā gadījumā bojājas medaļi (zīm. 329.) un veci mākslas priekšmeti, piem. senlaiku kafejas kannā, kas parādīta 330. zīmējumā. Šāda parādība pazīstama zem „muzeju slimības“ nosaukuma.

Pārvēršanās  
elementi.

E. Kohens un Van-Eiks (Cohen un van Eijk) šo parādību izpētīja no fizikālīķīmiskā viedokļa. Vērā ņemot, ka pelekā alva attīstas zemā temperatūrā, viņi pagatavoja „pārvēršanās elementu“, kurā viens elektrods bij no pelekās, otrs — no baltās alvas, bet elektrolīts — stannochlorīda šķīdums (kā redzams 331. zīmējumā):



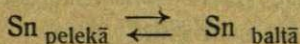
Zīm. № 329. Medaļi, kas sabojāts pelekai alvai attīstoties (pēc Kohena).



Šo elementu izmēģinot, izrādījās, ka

- 1) pie visām temperatūram zem 20<sup>0</sup> strāva elementā gāja no baltās alvas uz peleko, t. i. baltā alva šķīda, bet pelekā alva atdalījās uz katoda,
- 2) pie visām temperatūram virs 20<sup>0</sup> strāva elementā gāja no pelekās alvas uz balto (t. i. pelekā alva šķīda pie anoda, un baltā — atdalījās uz katoda sal. 194. l. p.).
- 3) pie 20<sup>0</sup> strāvas elementā nebij.

Pamatojoties uz šiem datiem, varena taisīt slēdzienu, ka apgriezeniskās reakcijas



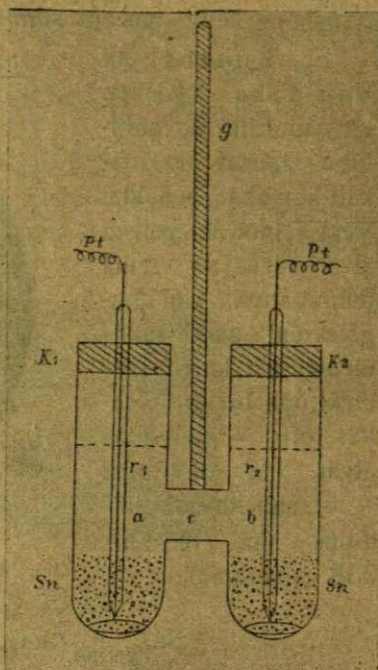
pārvēršanās temperatūra ir 20<sup>0</sup>. Zem šās temperatūras baltā alva pārvēršas pelekā, virs tās — pārvēršanās notiek pretējā virzienā. Tikai pie 20<sup>0</sup> abas polimorfās alvas modifikācijas atrodas līdzsvarā.

Un ja tomēr pelekās alvas rašanās novērojama samērā diezgan reti un tikai pie temperatūram, kas daudz zemākas par 0<sup>0</sup>, tad tas izskaidrojams ar to, ka baltā alva pārvēršas pelekā ļoti gausi, un, pelekās alvas iezīmem trūkstot, gandrīz nepārvēr-

šas nemaz. Tikai baltai alvai mākslīgi iepotejot pelēko alvu, var šo pārvēršanos izsaukt un pātrināt.



Zim. 330. Kafijas kannā, kurā alvai pārvēršoties radies caurums (pēc Kohen'a).



Zim. № 331. „Pārvēršanās” elements (Kohens un Van Eiks).

Alvas izlietošana.

Tīru alvu vien lieto ļoti reti, jo ta ļoti mīksta. Visbiežāk lieto alvas kausējumus ar citiem metāliem. Alvas kausējumi ar vaļu pazīstami kā bronzas, un no tiem lej statujas un zvanus (sal. 75. lp. p.). No alvas kausējumiem ar antīmonu un vaļu pagatavo kaķotes, nažus un traukus (baltais metāls, angļu metāls). Alvas kausējumu ar svinu lieto metālu (sevišķi vaļa un misiņa) lodešanai. Visvairāk alvas patērē metālu apalvošanai un baltā skārda izgatavošanai priekš konservu bundžam. Šam nolūkam dzelzs platem notīra virsmu ar sāļsskābi un zalmiaku un tās iebāž izkausētā alvā. Alvas skārds satur 2<sup>0</sup>/<sub>0</sub>—3<sup>0</sup>/<sub>0</sub> alvas un ļoti izturīgs mitrumā un gaisā.

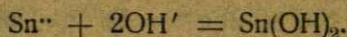
Alvas ķīmiskās īpašības.

Alva gaisā oksidejas tikai karsējot. Sāļsskābē šķīst lēni, atdalot ūdeņradi. Slāpekļskābē alvu enerģiski oksidē „metālvskābē” (skat. zemāk). Sildot alva šķīst arī sārmos, radot „stannatus”, t. i. alvskābes sāļus.

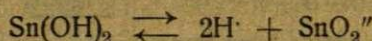
Alva dod divas rindas savienojumu. Divvērtīgus alvas savienojumus sauc stannosavienojumus, bet četrvērtīgus — stannisavienojumus.

### Divvērtīgie alvas savienojumi.

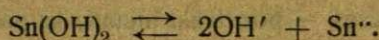
Alvas divvērtīgie sāļi, kas ūdens šķīdumā rada katjonu  $\text{Sn}^{2+}$ , Stannohidroksids,  $\text{Sn(OH)}_2$ .  
 dod ar amonjaku baltu stannohidroksida nogulsni.



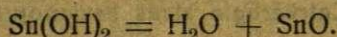
Šis nogulsnis šķīst kā skābēs, tā arī liekā sārmā. Tas norāda, ka stannohidroksidam amfoters raksturs: tas var disociēt, līdzīgi skābēm, ūdeņraža jonos un arī hidroksila jonos, kā tas notiek ar bāzēm:



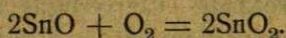
un



Stannohidroksida nogulsni vārot ūdenī, stannochlorida (kā Alvas oksiduls,  $\text{SnO}$ . katalizatora) klātbūtnē, stannohidroksids zaudē ūdeni un pārvēršas vijoletos alvas oksidula kristalos:



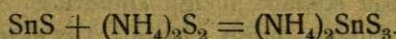
Alvas oksiduls sildot gaisā aizdegas un pārvēršas alvas dioksidā  $\text{SnO}_2$ :



Sērūdeņradis nogulsnē no stannosāļu neitraliem (vaj vāji Stannosulfids,  $\text{SnS}$ . skābiem) šķīdumiem brūnu stannosulfida nogulsni:



Šis nogulsnis nešķīst bezkrāsainā amonija sulfīda šķīdumā, bet viegli šķīst dzeltenā amonija sulfīdā (polisulfīdā):



Pie tam rodas sulfo-alvskābes amonija sāls, kurā alva — četrvērtīgs, skābi radošs elements.

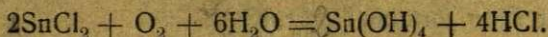
Alvas dichlorids,  $\text{SnCl}_2$ .

Alvu izšķīdinot sālsskābē, rodas alvas dichlorīds:

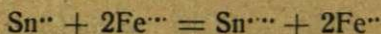
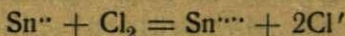


kas no ūdens šķīduma kristalīzejas kā hidrāts:  $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  („alvas sāls“). Šis hidrāts karsejot zaudē ūdeni un pārvēršas bez ūdens alvas dichlorīdā, kas pie  $250^\circ$  kussdams rada eļļai līdzīgu šķīdumu un vāras pie  $606^\circ$ . Bez ūdens alvas dichlorīds šķīst ne tikai ūdenī, bet arī organiskos šķīdinātajos: spirtā, eterī, acetona, etiķesterī un piridinā.

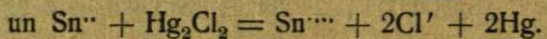
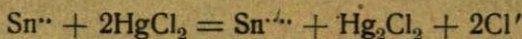
Divvērtīgas alvas sāļi viegli pāriet četrvērtīgas alvas sāļos Reducejošās un aiz to ir stipri reducētāji. Alvas dichlorīda šķīdums saista ipašības. gaisa skābekli, atdalot alvskābes nogulsni:



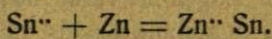
Ari hlors un trīsvertīgas dzelzs sāļi oksidē līdzīgā kārtā:



Raksturīga reakcija rodas ar merkurichlorīdu, kas vispirms reducējas kalomeli, pēc tam metaliskā dzīvsudrabā (sal. 188. lpp.):



No otras puses — pozitīvāki metāli, kā piem. cinks, reducē divvertīgas alvas sāļus, atdalot alvu kā sūcekņim līdzīgu masu:



### Četrvertīgie alvas savienojumi.

Alvas dioksīds,  $\text{SnO}_2$ .

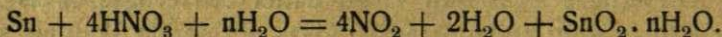
Alvas dioksīds,  $\text{SnO}_2$ , rodas alvai sadegot kā balts pulveris (alvas pelni). To lieto „piena stikla“ (242. lpp.) un emaļas (245. lpp.) pagatavošanai. Četrvertīgas alvas sāļi hidrolīzejas daudz vairāk nekā divvertīgie sāļi. Aiz to tie ūdens šķīdumā stabili tikai lielāka vairuma brīvas skābes klātbūtnē.

$\alpha$ -alvskābe.

Ar amonjaku tie dod baltu amorfu  $\alpha$ -alvskābes nogulsni;  $\alpha$ -alvskābe daudzkārt atgādina silīcijskābi. Kā amorfa viela, tā ir nenoteikta sastāva alvas dioksīda hidrāts:  $\text{SnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ , kas viegli pāriet koloīdālā stāvoklī (hidrozolā) un, pamazām zaudējot ūdeni, pēc sausešanas dod stiklam līdzīgu anhidrīdu:  $\text{SnO}_2$ . Ta mazliet šķīst ūdenī un lakmusu krāso sarkanu, kas norāda uz tās dominejošo skābo raksturu. Bet tā viegli šķīst arī skābēs un sārmos. Pēdējā gadījumā rodas stannāti, t. i. sāļi, kas atvasināmi no hipotētiskas meta-alvskābes,  $\text{H}_2\text{SnO}_3$ , kuras sastāvs līdzīgs ogļskābes,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  un metasilīcijskābes,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , sastāvam. Nātrija stannāts,  $\text{Na}_2\text{SnO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ , labi kristalīzejas no ūdens šķīduma un to lietots krāsotavās kā kodne. Stannāti ūdenī viegli hidrolīzejas, bet skābes tos sadala, atdalot  $\alpha$ -alvskābi.

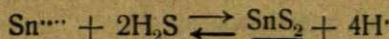
$\beta$  alvskābe

$\alpha$ -alvskābe ilgi stāvot vaj sildot kopā ar ūdeni, zaudē šķīšanas spēju ūdenī un pat atšķaidītās skābēs. Šo nešķīstošo alvskābes veidu sauc  $\beta$ -alvskābi. Ta iegūstama arī tieši, koncentrētai slāpekļskābei iedarbojoties uz alvu:

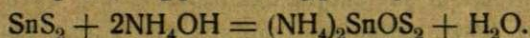
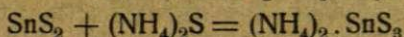


Pastāv domas, ka tā ir  $\alpha$ -alvskābes polimers. To mēdz apzīmēt arī ar šādu formulu:  $(\text{H}_2\text{SnO}_3)_n$ .

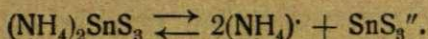
Sērūdeņradis no stannisāļu šķīdumiem nogulsnē dzeltenu Stannisulfids,  
SnS<sub>2</sub>.  
amorfū stannisulfida nogulsni:



Tas sildot šķīst skābēs. Vēl vieglāk šķīšana norisinās bezkrāsainā amonija sulfidā, pat arī amonjakā un sārmos. Šajā gadījumā rodas sulfo-alvskābes, H<sub>2</sub>SnS<sub>3</sub>, sāļi:



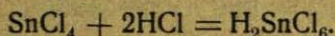
Sulfostannati savukārt disociē, radot sulfo-alvskābes anjonu:



Alvas bisulfīdu praktiskā dzīvē bieži pagatavo sausā ceļā, un proti: pagatavo amalgamu no 12 daļām tīras alvas un 6 daļām dzīvsudraba. Šo amalgamu ar 7 daļām sēra ziedu un 6 daļām zalmiaka retortā ilgi silda pie neaugstas temperatūras. Šajos apstākļos stannisulfīds rodas kristaliskā veidā kā plānas zeltainas plāksniņas, kas pazīstamas kā lapu zelts. Ar to apzeltī lētus koka priekšmetus.

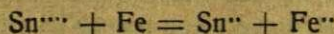
Stannichlorīda hidrāts, SnCl<sub>4</sub> · 5H<sub>2</sub>O, rodas stannochlorīda Alvas tetra-  
chlorīds,  
SnCl<sub>4</sub>. šķīdumu piesātinot ar chloru. Iztvaicējot un atdzesejot no šķīduma atdalās balti hidrāta kristāli. Tie kūst pie 60°, viegli šķīst ūdenī un izplūst gaisā. Bezūdens sāls rodas tieši laižot chloru izkausētā alvā un iegūto produktu destilējot. Tas — viegli kustīgs šķīdums, vāras pie 114°. Tas gaisā, stipri kūp, radot ar ūdens tvaikiem sāļsskābi un dažādus alvskābes hidrātus. Šo vielu jau 16 g. s. pagatavoja jatroķimīķis Libavius, kapēc to sauc „spiritus fumans Libavii“.

Stannichlorīda koncentrētās sāļsskābes šķīdumā laižot chlorūdeņradi, pēdejs pievienojas alvas tetrachlorīdam, radot alvaschlorūdeņraža skābi:



Ta uzlūkojama kā skābekļa apmaiņas produkts pret chloru meta-alvskābē, H<sub>2</sub>SnO<sub>6</sub>. Ari silicijfluorūdeņraža skābe, kā redzējam 255. lpp., ir šāds apmaiņas produkts. Alvas-chlorūdeņraža skābe ir balta kristaliska masa, kas kūst pie 20°. Gaisā ta izplūst un atdala chlorūdeņradi. Tās amonija sāls (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SnCl<sub>6</sub> pazīstama kā „pinksolts“ (t. i. rozā sāls). To, tāpat arī nātrija stannātu, lieto kā kodni drēbju krāsotavās. Šķīdros hidrolizē atdalās koloīdala alvskābe, kas adsorbē skābas krāsvielas.

Četrvērtīgas alvas savienojumi daudz stabilāki nekā divvērtīgi savienojumi un ļoti grūti reducējami. Reducēšana Reducēšanas  
reakcijas. notiek metaliskas dzelzs klātbūtnē:



Stipri skābā šķīdumā reakcija apstājas uz augstak pievestās pakāpes. Bet ja šķīdumā tikai nedaudz brīvas skābes, reducešana iet vēl tālāk — līdz metaliskai alvai:



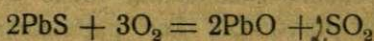
### Svins, Pb (Plumbum).

Atrašanās.

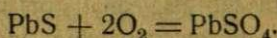
Svinu un ta savienojumus izstrāda no svina spīduma, PbS (kam bieži piemaisīts sudrabs un reizam pat zelts) un no baltās svina rūdas,  $\text{PbCO}_3$ , kas bieži atgadas kopā ar svina spīdumu.

Svina metalurģija.

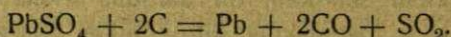
Šimbrīžam visbiežāk svinu iegūst no ta sulfida pēc apdedzinašanas un reducešanas metodes. Sulfidu saturošas rūdas samaisa ar kaļķakmeni, sākumā apdedzina krāsnī, pēc tam konvertorā (sal. 73. lp. p.). Svina sulfids šajos apstākļos oksidejas svina oksidā:



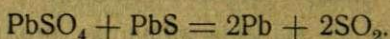
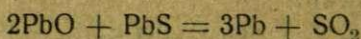
un pa daļai svina sulfatā:



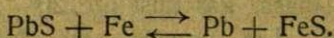
Kaļķi darbojas šajā reakcijā kā katalizators. Pēc tam apdedzinašanas produktu kausē kopā ar ogli stāvceplī. Ogle svina oksīdu viegli reducē metalā:



Nepilnīgas apdedzinašanas metodē, kad svina sulfīdu apdedzina gaisam trūkstot, sulfīda oksidešanas produkti, PbO un  $\text{PbSO}_4$ , reducejas ar lieko svina sulfīdu:



Nogulsnešanas metodē svinu no sulfīda reducē ar dzelzi:



Tā kā ša reakcija nav pilnīga, to lieto reti.

Pēc augstak aprakstītām metodēm iegūtais svins satur diezgan daudz citu metālu piemaisījumu. Izkausētā metālam gaisu cauri pūšot, vara, antimona, cinka un citu necēlo metālu piemaisījumi oksidejas un to oksīdus noņem no izkausētā svina virsas. Sudrabu, kas bieži gadas kopā ar svinu, atdala pēc Patinsona (84. lp. p.) vaj Parkesa (84. lp. p.) metodes.

Svins ļoti mīksts metāls ar zilganu spīdumu. Tas griežams ar nazi, un uz papīra atstāj peļu stripu. Kūst jau pie 327°; izkausēts svins viegli oksidējas; sāļsskābē un sērskābē nešķīst; slāpekļskābē šķīst visai strauji, radot nitrātu. Gaisa klātbūtnē svins lēni šķīst pat ogļskābē un vājās organiskās skābēs (piem. etiķskābē). Dzeramais ūdens, kas satur brīvu ogļskābi, pa svina caurulem tekot, rada šķīstošu svina bikarbonātu,  $Pb(HCO_3)_2$ . Šāds ūdens organismu kroniski nozāļo ar svinu. Seno romiešu skeletu atliekas analizējot pierādījis, ka tajās daudz svina. Tas izskaidrojams ar to, ka romieši ūdens vadiem lietoja svina caurules, kas, acīm redzot, lielā mērā būs saīsinājušas senās Romas iedzīvotāju dzīves ilgumu.

Svina īpašības.

Svinu plaši izlieto ķīmiskās rūpniecībā priekš caurulem, kristalizēšanas vannam un dažādiem ķīmiskiem traukiem. Sērskābes rūpniecībā no svina izgatavo lielas „kameras“ (skat. lekciju par sēru). Ļoti daudz svina patērē arī akumulatoru izgatavošanai (sal. 204 l.p.). No svina kausejumiem sevišķi svarīgi ta kausejumi ar antimonu, kurus aplūkosim antimonam veltītā lekcijā.

Izlietošana.

Pirmo vietu pēc iegūtā svina daudzuma ieņem Ziemeļamerikas Savienotās Valstis, kurās, sevišķi Missuri, ša metalurģijas nozare visai attīstīta. Otrā vietā ieņem Spanija, tai seko Vācija, Meksika un Austrālija. Vispasaules kopejais svina ražojums 1912. gadā iztaisija 1189000 metr. tonnas, kas vērtējamas 3500000 zelta rubļos.

Svina lapu (foliju) elektriski sasmidzinot metilspirtā, Svedbergs (Svedberg) ieguva koloīdālu svina šķīdumu, kas atspogotā gaismā izliekas tumši-zils, bet caurejošos staros — brūns. Vēl vieglāk koloīdāls svins iegūstams, ja svina platiņi ar tīru, spožu virsmu iemērcam etilspirtā un laižam uz to iedarboties ultravioleto stariem (no dzīvsudraba lampas, 179. l.p.). Jau pēc 5 minūtem rodas skaists koloīdāls svina hidrozois.

Koloīdāls svins

Svins rada četrus oksīdus:

Svina oksīdi.

$PbO$  — svina oksīdu jeb masikotu,

$Pb_2O_3$  — svina trioksīdu

$Pb_3O_4$  — miniju un

$PbO_2$  — svina dioksīdu.

Pirmais no šiem oksīdiem,  $PbO$ , ir divvērtīga svina savienojums, kamēr pārējie uzlūkojami kā svinskābes (kurā svins četrvērtīgs) atvasinājumi.

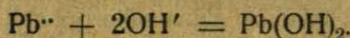
Divvērtīga svina savienojumi. Svina oksīds,  $PbO$ .

Svina oksīds,  $PbO$  (Bleiglätte, глетъ), izkausētu svinu oksidējot, rodas uz metāla virsmas kā plāna kārtiņa. Ļoti daudz svina oksīda rodas sudrabu treibejojot („Silberglätte“, sal. 86. l.p.). Svina oksīds kristalizējas dzeltenos, zvaņainos kristālos un top lietots kā izejviela svina baltuma, svina cukura u. c. svina

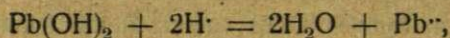
savienojumu pagatavošanai. Svina hidroksidu,  $Pb(OH)_2$ , vaj nitrātu,  $Pb(NO_3)_2$ , uzmanīgi sildot, svina oksīds rodas kā amorfs dzeltens pulveris. Šo svina oksīda modifikāciju sauc masikotu un to lieto kā krāsu.

Svina hidroksīds  
 $Pb(OH)_2$ .

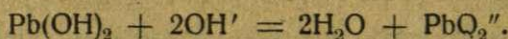
Sārmi un amonjaks no svina sāļu šķīdumiem nogulsnē baltu svina hidroksīdu:



Tas šķīst vājās skābēs (piem. etiķskābē):



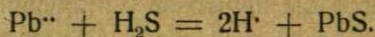
kā arī sārmos:



Pēdējā gadījumā rodas svīnaskābes sāļu (plumbītu) anjons. Tas norāda uz svina hidroksīda amfotero raksturu.

Svina sulfīds,  
 $PbS$ .

Sērūdeņradi laižot svina sāļu šķīdumā, iegūstams melns amorfs svina sulfīda nogulsnis:



Tas sildot šķīst slāpekļskābē.

Svina chlorīds,  
 $PbCl_2$ .

Sālsskābe un chlorīdi no svina sāļu šķīdumiem nogulsnē baltu kristalisku svina chlorīdu,  $PbCl_2$ , kas grūti šķīst ūdenī. Karstā ūdenī tas šķīst daudz vairāk, kā redzams sekojošā tabelē.

**Tabele 130.**

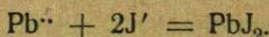
Svina chlorīda šķīstamība 100 gramos šķīduma.

Temperatura:	0°	20°	40°	55°	86°
Šķīstamība:	0,80	1,18	1,70	2,10	3,10 d. $PbCl_2$

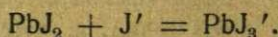
Aiz to, šķīdumu sildot, svina chlorīda nogulsnis izzūd, bet dzesejot atkal parādas.

Svina jodīds,  
 $PbJ_2$ .

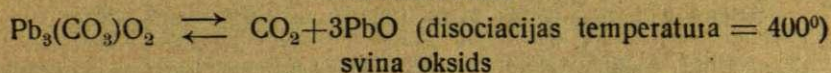
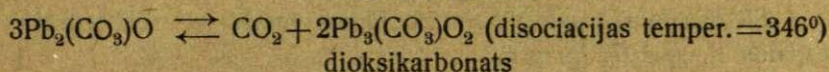
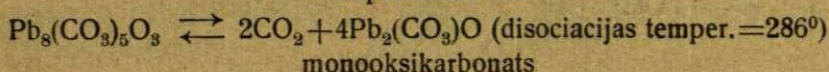
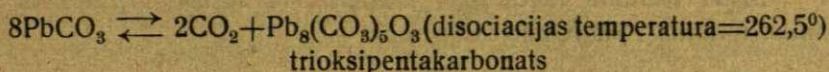
Jodkalijs no svina sāļiem nogulsnē kristalisku dzeltenu svina jodīda,  $PbJ_2$ , nogulsni:



Tas sildot paliek sarkani-brūns, bet atdziestot atgūst atpakaļ iepriekšējo dzeltenu krāsu.  $PbJ_2$  šķīst liekā jodkalijā, radot kompleksu sāli  $KPbJ_3$  (kalija plumbojodīdu):



Normalais svina karbonats,  $\text{PbCO}_3$ , rodas kā baltiSvina karbo-  
kristali oglekļa dioksīdu laižot etiķskābā svina šķīdumā pie  $40^\circ$ nats,  $\text{PbCO}_3$ .  
Sildot tas disociē, atdalidams oglekļa dioksīdu. Pie atmosfēras  
spiediena oglekļa dioksīda atmosfērā disociācija sākas pie  $268,5^\circ$ .  
Falka un Averbucha pētījumi Latvijas Universitātes laborato-  
rijā pierādījuši, ka svina karbonāta disociācija notiek nevis  
piepeži, bet pamazām (līdzīgi sāls hidratu disociācijai, sal. I. s.  
101. lp. p. un II. s. 82. lp. p.). Pie tam kā starpprodukti  
rodas trīs oksikarbonāti, un proti:



Katru līdzsvaru augšējos nolīdzinājumos raksturo trīs fāzes  
(divas cietas un viena gāzējada), sastāvošas no 2 komponentiem  
( $\text{PbO} + \text{CO}_2$ ). Tapēc, saskaņā ar fāžu likumu (I. s., 127. lp. p.),  
„brīvības pakāpei“ jābūt:

$$P = n + 2 - F = 2 + 2 - 3 = 1.$$

T. i. disociācijas temperatūra atkaras tikai no oglekļa  
dioksīda spiediena, kas arī eksperimentā pierādīts.

Svina sāļiem pielejot alkalisku karbonātu šķīdumus (vajSvina bāziskie  
amonijs karbonātu), rodas dažāda sastāva bāziskie svina karbonāti.  
karbonāti (hidroksikarbonāti):  $(\text{PbCO}_3)_m(\text{PbO})_n$ . Kā baltai  
krāsai (svina baltumam), tiem liela praktiska nozīme.

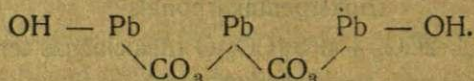
Svina baltumu praktiskā pagatavo galvenā kārtā pēc divām  
metodēm: holandiešu un vācu. Pēc holandiešu metodes  
svina baltumu pagatavo šādi. Svina plātes ieliek nelielos podos,  
kuros dibinā etiķis. Šos podus ierok zirgu mēšlos, kas sajaukti  
ar mieces mizām.

Šai masai pūstot, attīstas siltums un ogļskābe. No ša  
siltuma etiķskābe izgaro un, uz svina iedarbodamās, rada bāzi-  
skus svina acetātus. Bet no mēšļiem izdalījusies ogļskābe  
izvieto no acetātiem etiķskābi, tos pārvēršot bāziskos karbonātos.  
Brīvā etiķskābe no jauna rada acetātu, kas zem ogļskābes  
iespaida atkal pārvēršas karbonātā u. t. t. Pēc dažiem mēne-  
šiem svina plātes apklātas ar biezu svina baltuma masu. Pēc  
holandiešu metodes pagatavotais svina baltums skaitas sevišķi  
vērtīgs, jo tas cieši piestāv krāsojamam priekšmetam.

Pēc vācu metodes darbs norit daudz ātrāk. Plānas svina plātes iekar lielās kamerās, kurās no vara retortam laiž etiķskābes tvaikus un reizā ar tiem arī oglekļa dioksīdu, ko iegūst dedzinot koksli. Pēc 6—8 nedēļām svins izšķīst un pārvēršas bāziskā karbonatā, kas nogūlas kameras dibinā.

Franču metodē karbonātu iegūst slapjā cēļā. Svina oksīdu izšķīdina etiķskābē ar aprēķinu — iegūt bāzisku svina acetātu. Acetata šķīdumā laiž ogļskābes anhidrīdu, filtrē svina karbonātu, un filtrātā izšķīdina svaigu svina oksīdu.

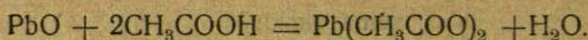
Svina baltumu lieto eļļas krāsām. Ta sastāvs apmēram atbilst formulai:  $Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$  jeb



Slēgtās telpās svina baltums paliek tumšs no sērūdeņraža iespauda (l. s. 107. lp. p.).

Svina acetāts,  
 $Pb(CH_3COO)_2$ .

Svina acetāts rodas svina oksīdu izšķīdinot etiķskābē:

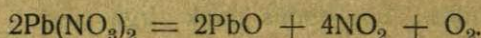


Tas kristalīzejas kā hidrāts:  $Pb(CH_3COO)_2 \cdot 3H_2O$ , kas pie 75° paliek šķīdri, šķīsdams pats savā kristalizācijas ūdenī. Tas viegli šķīst ūdenī. Šis šķīdums, uzsūkdams no gaisa ogļskābi, duļķojas, jo attīstas  $PbCO_3$ . Svina acetātam salda garša, kapēc to sauc „svina cukuru“.

Svina acetāta šķīdumā šķīst svina oksīds, pie kam rodas bāziski acetāti:  $Pb(OH)CH_3COO$  un  $Pb_3(OH)_4(CH_3COO)_2$ . Pēdejā bāziskā acetāta šķīdums pazīstams kā „svina etiķis“. To ārstniecībā lieto kā vāšu ūdeni un arī kompresēm, bet pēdejā laikā ta vietā ņem alumīnija acetātu (222. lp. p.), kuram ta priekšrocība, ka tas veselībai gluži nekaitīgs.

Svina nitrāts,  
 $Pb(NO_3)_2$ .

Svina nitrāts rodas svīnu izšķīdinot slāpekļskābē. Tas viegli šķīst ūdenī, un karsejot sadalās svina oksīdā, slāpekļa dioksīdā un skābeklī (sal. l. s., 174. lp. p.):

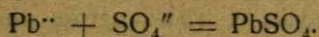


### Tabele 131.

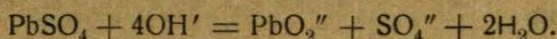
$Pb(NO_3)_2$  šķīstamība 100 gramos ūdens.

Temperatūra:	0°	10°	20°	30°	40°	50°	70°	100°
100 gr. ūdens izšķīdina	38,7	48,3	56,4	65,5	75,2	85,1	105,8	138,9 gr $Pb(NO_3)_2$

Sērskābe ar svina sāļu šķīdumiem rada baltu kristalisku Svina sulfats, svina sulfātu:  $\text{PbSO}_4$ .

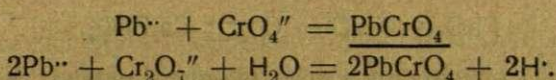


Šis nogulsnis grūti šķīst ūdenī, drusku — slāpekļskābē, bet viegli šķīst sārmos un vīnskābā amonija šķīdumā. Ar sārmiekiem tas rada ūdenī viegli šķīstošus „plumbitus“ (sal. 268. lp. p.):

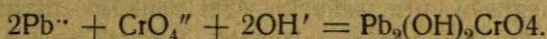


Svina sulfata šķīstamība amonija tartaratā izskaidrojama ar to, ka rodas svina-vīnskābes komplekss anjons.

Kalija chromats un bichromats no svina sāļu šķīdumiem Svina chromats, nogulsnē koši dzeltenu neitrālu svina chromata,  $\text{PbCrO}_4$ , nogulsni:

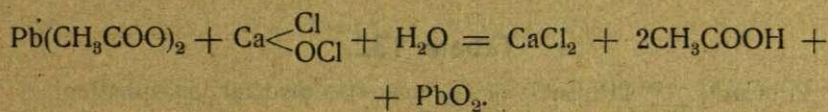


No sārmaina šķīduma izkrit sarkans svina bāziskā chromata nogulsnis, kura sastāvs, pēc K. Jablčinska pētījumiem, atbilst formulai  $\text{Pb}_2(\text{OH})_2\text{CrO}_4$ . To iegūst parasti no svina bāziskā acetata un kalija chromata, vaj arī svina acetata šķīdumam pieliekot zodas un kalija bichromata maisījumu:



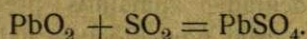
Dzelteno un sarkano svina chromkrāsas lieto eļļas krāsu, litografijas un spiestuvju krāsu pagatavošanai.

Svina dioksids (peroksids),  $\text{PbO}_2$ , rodas svina acetātu oksidejot ar balināmo kalķi, vaj chloru laižot svina acetata un kodīgā natrija šķīdumu maisījumā (pie kam šķīdumā rodas natrija hipochlorīts):



Jaunākā laikā oksidē svina divvērtīgus savienojumus elektrolitriski, anoda telpu atdalot no katoda ar diafragmu (Grīsheimas „Elektrona“ fabrikas metode). Svina dioksids — brūns amorfs pulveris, kas atšķaidītās skābēs nešķīst.

Tas ir enerģisks oksidētājs. Pār nokarsetu svina dioksīdu laižot sēra dioksīdu, svins reducejas:

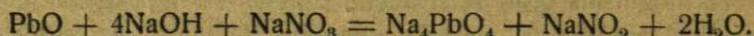


Uz svina dioksīda oksidejošo īpašību dibinata ta pielietošana akumulatoros (sal. 204. lp. p.), kur tas pārmaiņus reducejas (izlādejojies) un atkal attīstas (piepildot).

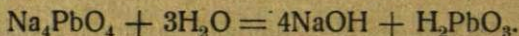
No otras puses — svina dioksids uzlūkojams kā svinskābju:  $H_2PbO_3$  (metasvinskābes) un  $H_4PbO_4$  (ortosvinskābes) anhidrīds.

Plumbati.

Ortosvinskābes nātrija sāls (nātrija plumbats) dabonams svina oksīdu sakausejot ar kodīgo nātriju un zalpetri:

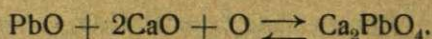


Šķīdinot ūdenī, tas acumirkli hidrolizejas, atdalot svina peroksīda hidratu:



No ta spriežams, ka svinskābe ir ļoti vāja skābe.

Kalcija sāli (kalcija ortoplumbatu) ieguva Kasners (Cassner), svina oksīdu karsejot kopā ar kaļķiem, gaisam piekļūstot:



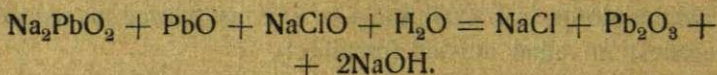
Augstākā temperatūrā kalcija plumbats sadalas, atdalot skābekli. Uz šās reakcijas dibinas Kasnera metode, pēc kuras skābeklis iegūstams no gaisa. Sākumā svina oksīda maisījumu ar kaļķiem gaisā silda līdz temperatūrai, kas zemāka nekā plumbata disociācijas temperatūra: šajos apstākļos skābeklis saistas un attīstas plumbats. Pēc tam, tālak sildot, sadala kalcija plumbatu, iegūstot tīru skābekli, bet palikušo masu no jauna oksidē zemākā temperatūrā. Jaunākā laikā ša skābekļa iegūšanas metode, tāpat kā Brina metode (kurā skābekli iegūst barija peroksīdam disociējot, 124. lpp.), praksē atmetas un to vietā frakcionēti destilē šķīdru gaisu (sal. I. s., 27. lpp.). Kalcija plumbatu lieto arī degkociņu galviņu masas sastādīšanai (skat. lekciju par fosforu). Kalcija plumbata disociācijas spiedienus noteicis Le Šateļjē (Le Chatelier) un tie pievesti sekojošā tabelē.

**Tabele 132.**

$2PbCaO_3 \rightleftharpoons 2PbCaO_2 + O_2$  reakcijas disociācijas spiedieni.

Temperatūra:	880°	940°	1020°	1070°	1100°	1110°
Disociācijas spiediens:	47	112	350	570	940	1040 mm.

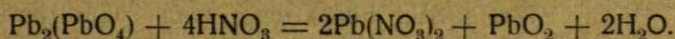
Svina pārejas oksīdi no  $PbO$  uz  $PbO_2$  uzlūkojami kā svinskābes sāļi, kuros ūdeņradis apmainīts pret svinu. Svina trioksīds,  $Pb_2O_3$ , rodas nātrija hipochlorītam iedarbojoties uz nātrija plumbītu:



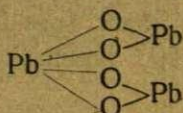
To var uzskatīt kā svina metaplumbātu:  $Pb(PbO_3)$ .

Daudz vairāk praktiskas nozīmes svina ortoplumbātam,  $Pb_2(PbO_4) = Pb_3O_4$ , jeb t. s. minijam. Fabrikas apmēros to pagatavo sildot masikotu ( $PbO$ ) gaisa straumē pie  $350^{\circ}$ . Tas ir koši sarkans kristalisks pulveris, ko lieto eļļas krāsam un ziežai. Atšķaidīta skābe miniju sadala svina dioksīdā un nitrātā:

Minijs,  
 $Pb_3O_4$ .

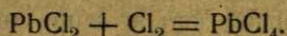


Ša reakcija apstiprina uzskatu, ka minijs ir svinskābes sāls, kuras strukturformula izteicama šādā šēmā:

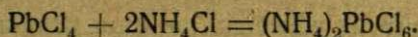


Svina dichlorīdu izšķīdinot kūpošā sālsskābē un šajā šķīdumā pie  $0^{\circ}$  laižot chloru, pēdejs stipri adsorbejas, bet šķīdums krāsojas dzeltens. Tajā attīstas svina tetrachlorīds:

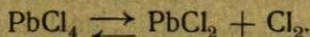
Svina tetra-  
chlorīds,  
 $PbCl_4$ .



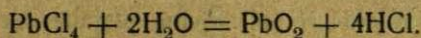
Šādi iegūtam šķīdumam pieliekot zalmiaku, atdalās svina-chlorūdeņraža skābes amonija sāls (tās sastāvs līdzīgs alvas-chlorūdeņraža skābes sastāvam:  $H_2SnCl_6$ , sal. 265 lp. p.) kā dzeltens kristalisks pulveris:



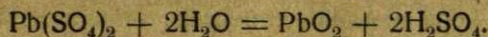
Amonija chlorplumbātu sadalot ar koncentrētu sērskābi, ledū pastāvīgi dzesejot, atdalās svina tetrachlorīds kā smags, dzeltens šķidrums, kas stipri lauž gaismas starus un gaisā kūp. Svina tetrachlorīds viegli sadalās, atdalīdams chloru:



Pie  $105^{\circ}$  tas sadalās ar sprādzienu. Ūdens svina tetrachlorīdu hidrolītiski sadala svina dioksīdā un chlorūdeņradī:



No četrvērtīga svina sāļiem šeit vēl jāpieved plumbisulfāts,  $Pb(SO_4)_2$ . Elbs to iegūva uz anoda kā baltus kristalus, sērskābi elektrolīzējot ar svina elektrodiem. Līdzīgi svina tetrachlorīdam, ar ūdeni tas sadalās svina dioksīdā un sērskābē:



Nemot vērā svina četrvērtīgo savienojumu vispārējās īpašības, redzam, ka svina hidrodioksīds,  $Pb(OH)_4$ , ir līdzīgā mērā vāja skābe, kā arī ļoti vāja bāze.

Svina un ta savienojumu nāvīgās īpašības.

Svins un visi ta savienojumi (pat tādi, kas nešķīst ūdenī), organismā ievadīti, rada grūtus saslīmšanas gadījumus, sevišķi, ja sanāvešanās notiek pastāvīgi, pat ar samērā niecīgām svina dozām. Senatnē, kad svina kaitīgās īpašības nebija zinamas, šādu kroniskas sanāvešanās gadījumu nebija mazums, jo lietoja svina traukus, ūdensvadus, bet senās romiešu — svinu saturošu puderi. Vidus laikos sevišķi mēdza lietot svina cukuru nevēlamu cilvēku nozāļošanai. Šis preparāts ar savu saldo garšu un gauso iedarbību uz organismu reāģēja neuzkrītoši, bet pareizi. Mūsu laikos sanāvešanai ar svinu bieži padoti svina raktuvju un svina baltuma fabriku strādnieki: tapēc šajās iestādēs ta novēršanai izlietojami visi aizsarglīdzekļi: pretmaskas, cimdi un — galvenā kārtā — ievērojama tīrība.

Kad notiek kroniska sanāvešanās ar svinu, pirmie simptomi šādi: smaganu iekaisums, tās kļūst pelekas. Tam seko roku un kāju trieka (paralīze). Zarnās izceļas spazmatiskas sāpes („graizes, dūrieni“). Kā pretlīdzekļi asos saslīmšanas gadījumos lietojami jodkalijs un nātrijs sulfāts, kuri ar svinu rada nešķīstošus sāļus. Galvenais veselīošanās noteikums kroniski saslīmšiem ir — turpmākas nāvēkļa iedarbības novēršana, laba barība, piens un kārtīga dzīve.

### Svina izotopi.

Radiosvins.

Svins bij pirmais elements, pie kura neapšaubami tika pierādīta izotopijas parādība (sal. 160 lp. p.). Henigšmids (Hönigschmid) atrada, ka svinam, kas sastopams piķa rūdā un tiek uzlūkots kā radija sabrukšanas (inaktīvais) produkts, atomsvars ir 206,05, kamēr „parastam“ svinam atomsvars = 207,2. Bet ķīmiskā ziņā abi „svini“ pilnīgi identiski, un nav nevienas analītiskas metodes, ar ko varetu atdalīt „radiosvinu“ no „parastā“ svina.

Svina izotopi radija rindā.

Periodiskā sistēmā klasificējot radioelementus un pakāpeniski pielietojot „pārvietošanās likumus“, svina izotopu skaits stipri palielinājās (sal. 164 lp. p.). Svina plejade locekļu skaita ziņā ir visbagātākā. No radija rindas šajā plejadē ietilpst trīs locekļi: radijs B, radijs D un radijs G. Hāns un Lize Meitner (Hahn un Meitner), kā arī Makovers un Russ (159 lp. p.) atdalīja radiju B kā pozitīvas daļiņas, kas tālāk sabrukot izstaro β-starus. Radijam D ir garaks dzīves periods (23 gadi), kapēc tas sastopams kopā ar radiosvinu urana mineralos. Heveši un Panets (Hevešy un Paneth) to ieguva kā peroksīdu no radija emanācijas sabrukšanas produktiem. Tas izstaro β-starus. Radijs G, kas identisks ar radiosvinu, ir radija sabrukuma beigu produkts, bez izstarošanas spējām.

Aktinija rindā sastopam divus svina izotopus: aktiniju B, kas aprakstīts 233 lp. p., un aktiniju D, — aktinija sabrukuma beigu produktu. Tā kā aktinija rinda ceļas no urana, paraleli radija rindai, — aktiniji D jeb „aktinija svins“ meklejams urana mineralos, kur tas pavada radiosvinu. Tomēr aiz ta iemesla, ka no galvenās urana rindas aktinija atzaro tikai 3%, aktinija D piemaisījums tikai niecīgā mērā var iespaidot radiosvina atomsvāru.

Tāpat uz pārvietošanas likumu pamata sagaidāmi divi svina izotopi torija rindā: tie ir — torijs B (par ko runāsim vēl nākošā lekcijā) un torija sabrukuma beigu produkts: torijs D jeb „toriosvins“. Torija atomsvārs = 232, bet torija svins rodas no torija, pēdejam atdalot sešas  $\alpha$ -daļiņas, no kurām katra sver 4. Tā tad sagaidāms, ka toriosvina atomsvāram jābūt 208, t. i. par 1 vairāk nekā parastam svinam. Patiesībā, kad Henigšmids noteica atomsvāru svinam, kas iegūts no norveģu torīta, saturoša 30,1% torija, tas dabuļa 207,9 — skaitli, ļoti tuvu torija D atomsvāram.

Tomēr pazīstamo torija mineralu lielākā daļa satur ļoti daudz urana. Tapēc šādos mineralos sastopamais svins ir maisījums no radiosvina — ar atomsvāru 206 un toriosvina — ar atomsvāru 208. Ta atomsvārs diezgan smalki sakrīt ar parastā svina atomsvāru (207,2). Ceļas jautājums: vaj „parastais svins nav šāds radiosvina un toriosvina maisījums? Fajanss šādu uzskatu uzlūko visai ticamu, pielaižot, ka, zemes čaulai sacietējot, urans un torijs šajā periodā no šķidrās magmas attīstījušos mineralos izplatījušies vienmēriģi.

**Tabele 133.**

Svina izotopu īpašības.

	RaB	RaD	RaG (radiosvins)	AcB
Atomsvārs	214	210	206	—
Kārtības skaitlis	82	82	82	82
Izstarojums	$\beta(\gamma)$	$(\beta, \gamma)$	—	$(\beta, \gamma)$
Videjs dzīves ilg.	38,6 min.	23,1 gadu	$\infty$	52,1 min.
Pusperiods	26,8 min.	16,5 gadu	—	36,1 min.

	AcD (akt. svins)	ThB	ThD (toriosvins)	Pb (parast. svins)
Atomsvārs	—	212	208	207,20
Kārtības skaitlis	82	82	82	82
Izstarojums	—	$\beta, \gamma$	—	—
Videjs dzīves ilg.	$\infty$	15,3 stund.	$\infty$	$\infty$
Pusperiods	—	10,6 stund.	—	—

Toriosvins.

Parastais svins.

**Oglekļa apakšgrupas elementu vispārīgs raksturojums.**

Alotropiski  
veidi.

Vispār šās apakšgrupas elementiem elektronegatīvs (metaloīdu) raksturs. Bet — kā to jau novērojām citās apakšgrupās — atomsvaram palielinoties, elementu negatīvais raksturs kļūst vājaks, un elektropozitīvais (metaliskais) raksturs pastiprinās. Ogleklis visos savos trijos alotropiskos veidos ir metalloīds, kaut gan grafitis pēc ārejā izskata un fizikalām īpašībām (elektr. vadītspēja) drusku tuvojas metāliem. Silīcijs pazīstams divos veidos: amorfā — nemetaliskā un metaliskā. Tas pats novērojams pie alvas: ir pelekā alva un metaliskā alva. Tikai svins pazīstams vienā, metaliskā modifikācijā.

**Tabele 134.**

Fizikalās  
īpašības.

Oglekļa apakšgrupas elementu fizikālo īpašību salīdzinājums.

	C (dimants)	Si(kristal.)	Ge	Sn (tetr.)	Pb
Atomsvars	12,00	28,3	72,5	118,7	207,2
Blīvums	3,5	2,39	5,47(20 <sup>0</sup> )	7,286(15 <sup>0</sup> )	11,36(20 <sup>0</sup> )
Atomtilpums	3,4	11,8	13,2	16,3	18,2
Kušanas t <sup>0</sup>	∞ 4400 <sup>0</sup>	—	958 <sup>0</sup>	231,5 <sup>0</sup>	327 <sup>0</sup>
Vārišanās t <sup>0</sup>	∞ 3870 <sup>0</sup>	—	—	2270 <sup>0</sup>	1555 <sup>0</sup>
Īpatn. elektr. vadītspēja	0,08—0,39×10 <sup>4*</sup>	1,72×10 <sup>4</sup>	—	8,74×10 <sup>4</sup> (0 <sup>0</sup> )	5,05×10 <sup>4</sup> (0 <sup>0</sup> )
Valence	(2)4	4	(2)4	(2)4	(2)4

No šajā tabelē pievestiem skaitļiem redzams, ka

- 1) elementu blīvumi un īpatnējie tilpumi pieaug līdz ar atomsvaram,
- 2) kušanas un vārišanās temperatūras pazeminās atomsvaram pieaugot (alvai viszemākā kušanas temperatūra),
- 3) īpatnējā elektrības vadītspēja pieaug līdz ar atomsvaru un sasniedz pie alvas maksimumu.

Skābes un to  
anhidridi.

Šo elementu dioksīdi ir skābju anhidrīdi. Bet brīvas skābes viegli atdala ūdeni un pārvēršas atkal anhidrīdos. Tas notiek ar ogļskābi, silīcijskābi, alvskābi un svinskābi. Tās vispār ļoti vājas skābes; ogļskābe stiprāka nekā silīcijskābe, jo tā pēdejo izvieto no silikātiem. Tādejādi skābju stipruma pakāpeniskā pavājinājumā izpaužas arī elementu metalloīdālā rakstura pakāpeniska pavājināšanās. Svinskābe, acimredzot, no tām ir visvājākā, jo

\* ) grafīta elektr. vadītspēja.

plumbati ūdenī hidrolitiski pilnīgi sadalas. No skābju anhidriem tikai oglekļa anhidrīds ir gāze, pārējie oksīdi — cietas vielas, kas viegli pārvēršas koloīdos.

Oglekļa un tā homologu elektronegatīvais raksturs izpaužas arī to spējā radīt ūdeņraža savienojumus pēc tipa  $RH_4$ , kuros R četrvērtīgs elements. Visstabilāks no tiem ir oglekļa hidrīds:  $CH_4$ . Tas iztur diezgan augstu temperatūru un gaisā tikai sildot aizdegas. Silīcija hidrīds,  $SiH_4$ , vāji sildot sadalas un aizdegas parastā temperatūrā. Tikpat viegli, apmēram, sadalas arī germanija hidrīds,  $GeH_4$ . Bet alvas un svina hidrīdi tik nestabili, ka līdz šim vēl nav izdevies tos iegūt. Panets pierādīja, ka alvas hidrīds rodas alvas kausejumu ar magniju šķīdinot skābē. Attīstījušos gāzi novadcaurulē sildot, uz pēdējās sienām rodas „alvas spogulis“. Svina hidrīda pierādīšanai šis pats pētnieks lietoja svina radioaktīvu izotopu, toriju B, kā „indikatoru“. Cinku šķīdinot sāļsskābē, torija B klātbūtnē, attīstīties ūdeņradis izrādas radioaktīvs, jo tam piemaisīts torija B savienojums ar ūdeņradi. Izplūstošo gāzi caurulē sildot, gāze radioaktivitāti zaudē, bet caurules iekšpusē uz sienām nogulstas torija B radioaktīvs nogulsnis. Tā kā torijs B — svina izotops, svina un ūdeņraža savstarpejas savienošanās iespējamība uzlūkojama par pierādītu. Tādā kārtā torijs B ir ļoti jūtīgs indikators, kura radioaktivitātei pateicoties, noteicami daudzumi, kas nepārsniedz  $\frac{1}{100000}$  miligr.

Hidri-  
savienojumi.

Katrā ziņā no Paneta eksperimentiem redzams, ka alvas un svina savienojumi ar ūdeņradi ārkārtīgi nestabili.

Oglekļa un tā homologu pozitīvais raksturs izpaužas to spējā savienoties ar halogēniem. Tomēr jāatzīmē, ka šo elementu četrvērtīgie halogēnsavienojumi nav „sāļi“, bet šķīdumi, kas ūdenī pilnīgi sadalas. Un arī halogēni šajos savienojumos viegli apmaināmi pret ūdeņradi (metalepsija), t. i. tiem it kā pozitīvs raksturs. Pie tam rodas chloroforma analogi:  $CHCl_3$ ,  $SiHCl_3$ ,  $GeHCl_3$ . Pat alvas un svina tetrachlorīdi drīzak atgādina organiskus savienojumus nekā neorganiskus elektrolītus. Visvājāk pozitīvais raksturs novērojams pie oglekļa. Ka šis elements spēj radīt arī bāzes, pirmo reizi pierādīja Valdens pie saviem organiskiem atvasinājumiem: trifenilkarbinola,  $C(C_6H_5)_3OH$ , un tā sāļiem. Oglekļa atomu sakrāšanās molekulā šajā gadījumā veicina šā elementa bāziskās dabas izpaušanos. No silīcija savienojumiem bāziska daba piemīt silikāla hidroksīdam (sal. 256. lpp.). Spēja radīt īstus sāļus, daudz lielākā mērā novērojama pie divvērtīgiem alvas un sevišķi svina savienojumiem. Svina sāļi, piem.  $PbCl_2$ ,  $PbSO_4$ ,  $Pb(NO_3)_2$  tikai ļoti niecīgā mērā hidrolizejas. Tādā kārtā šeit atrodam sekošu likumu apstiprinājumu:

Bāziskais  
raksturs.

- 1) atomsvaram pieaugot, pastiprinās elementu pozitīvais raksturs un
- 2) valencei pieaugot, elementu pozitīvais raksturs pavājinās, un reizā ar to negatīvais raksturs pastiprinās.

Pirmo no šiem likumiem mēs novērojam sevišķi skaidri trešā grupā, no bora pārejot uz talliju. Otrā likumu apstiprina tallijs, kura trīsvērtīgie sāļi hidrolizejas daudz vairāk nekā vienvērtīgie. Ceturtā grupā šis likums izpaužas vēl reljefāk, jo silīcijs, germanijs, alva un svins tikai četrvērtīgā stāvoklī rada skābes. Tādā kārtā valences pamazinašana ir kā elementu pārceļ uz kādu no iepriekšējām grupām, kurām pozitīvais raksturs (šīnī gadījumā uz otro grupu).

**Tabele 135.**

Oglekļa apakšgrupas elementu bināro savienojumu rašanās siltumi.

	C	Si	Ge	Sn	Pb
H <sub>4</sub>	21750	—6700	—	—	—
O	26100	—	—	66200	50300 cal.
O <sub>2</sub>	94310	191000	—	137200	62400 „
F <sub>2</sub>	—	—	—	—	107600 „
F <sub>4</sub>	—	239800	—	—	—
Cl <sub>2</sub>	—	—	—	80790	82770 „
Cl <sub>4</sub>	75700	128100	—	127250	—
Br <sub>2</sub>	—	—	—	61500	64450 „
Br <sub>4</sub>	—	71000	—	—	—
J <sub>2</sub>	—	—	—	—	39800 „
J <sub>4</sub>	—	6700	—	—	—

Savienojumu rašanās siltumi vispārīgos vilcienos apstiprina augstāk pievestos likumus. No tabelē 135 pievestiem skaitļiem redzams, ka

- 1) elementu tieksme pret ūdeņradi stipri pamazinas atomsvaram pieaugot,
- 2) turpretim tieksme pret skābekli un halogēniem, atomsvaram pieaugot, palielinās.

Sevišķi krīt acīs silīcija tetrafluorīda lielais rašanās siltums, kas liecina par šo elementu stipro savstarpejo tieksmi.

Termo-  
ķīmiskie  
dati.

## Četrdesmit otrā lekcija.

### Ceturtais grupa (turpinājums). Titana apakšgrupa.

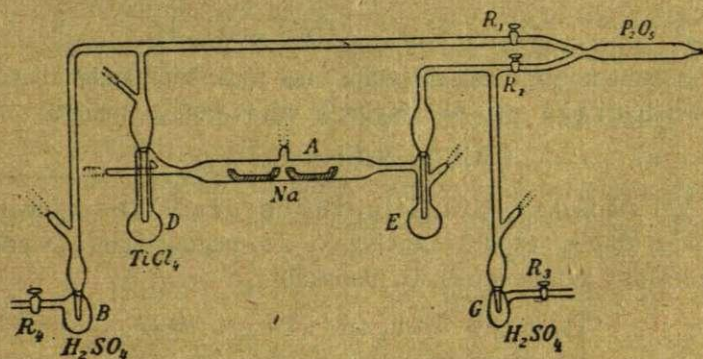
Titans. — Atrašanās. — Metaliskais titans. — Četrvērtīgi titana savienojumi. — Reducēšanas reakcijas. — Reakcija ar ūdeņraža peroksīdu. — Cirkonijs. — Atrašanās. — Metāls. — Cirkonija dioksīds,  $ZrO_2$ . — Cirkonija sāļu reakcijas. — Torijs. Atrašanās. — Metāls. — Torija dioksīds,  $ThO_2$ . — Torija hidroksīds,  $Th(OH)_4$ . — Torija sāļi. — Izlietošana. — Torija radioaktivitāte. — Dabīgais torijs. — Mezotorijs 1 un 2. — Radiotorijs. — Torijs X. — Torija emanācija. — Torija radioaktīvais nogulsnis. — Torija sabrukuma pēdejs produkts. — Torija rindas elementu īpašības. — Torija izotopi. — Titana apakšgrupas vispārīgs pārskats. — Fizikalās īpašības. — Ķīmiskais raksturs. —

Ceturtais grupas otrā apakšgrupā ietilpst 4 elementi: titans, cirkonijs, cerijs un torijs. Divi pēdejie pēc analītiskām reakcijām tuvi retzemju elementiem, kurus aplūkojām 40 lekcijā. Aiz ša iemesla cerijs un ta savienojumi aprakstīti reizā ar retzemem (231 lp. p.). Vispār visi četri elementi dabā mazāk izplatīti nekā oglekļa apakšgrupas elementi. Visvairāk izplatīts:

#### Titans, Ti.

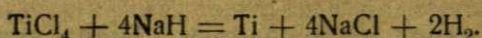
Titans kā dioksīds,  $TiO_2$ , atrodas dabā diezgan retos minerālos: rutilā, anatasā un brokitā. Visbiežāk tas sastopams kopā ar dzelzi dzelzs rūdās. Pēdejās apstrādājot, tas nogulstas stāvceļos kā cianslēpekļa savienojums,  $Ti_5CN_4$ , un pa daļai iekļūst dažādās tehniskās dzelzs sugās. Atrašanās.

Metaliskais titans iegūstams pēc Billi (Billy) metodes, titana tetrachlorīdu reducējot ar nātrija hidrīdu (8 lp. p.) aparatā, kas parādīts 332 zīm. Iekš A atrodas nātrijs porcelāna siltēs, kas izliktas ar vāramo sāli. Ūdeņraža straumē karsejot, nātriju Metaliskais titans.



Zīm. № 332. Titana iegūšana,  $TiCl_4$  reducējot ar  $NaH$  (no Vanino, Handb. d. präparat. Chemie).

pārvēš hidridā, NaH. No kolbas D pārtvaicē titana tetrachlorīdu uz A, kur notiek reducēšana:



Pēc tam lieko natriju izšķīdina spirtā, bet chlornatriju — sālsskābē un ūdenī. Titans rodas kā peleks kristalisks pulveris, kas virs 1800° sakūst metalā, un pēc izskata un īpašībam atgādina tēraudu. To mēdz pielikt tēraudam izturības vairošanai („ferotitanu“ lieto priekš dzelzsceļa riteņiem). Tad — amonjaku sintetiski pagatavojot, to lieto kā katalizatoru (sal. I s. 142 lp. p.).

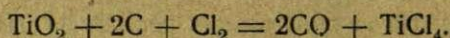
Titana četr-  
vērtīgie  
savienojumi.

Titana tetrachlorīda ūdens šķīdumam pielejot amonjaku, izkrīt amorfs titana hidroksīds,  $\text{Ti}(\text{OH})_4$ , nogulsnis, kas viegli rada koloīdšķīdumus. Šam savienojumam amfoters raksturs: tas šķīst koncentretā sērskābē, radot sulfātu  $\text{Ti}(\text{SO}_4)_2$ , un arī sārmos. Pēdējā gadījumā rodas titanāti, piem.  $\text{Na}_2\text{TiO}_3$  (karbonātu analogi), kas viegli hidrolizejas un, chloramoniju pieliekot, dod atkal atpakaļ titana hidroksīdu. Ša reakcija uzlūkojama kā divu pakāpenisku reakciju rezultāts:

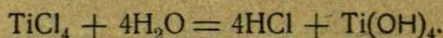


Titana hidroksīdu karsejot, rodas titana dioksīds,  $\text{TiO}_2$ , kā balts amorfs pulveris.

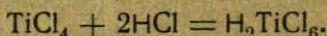
Titana tetrachlorīds,  $\text{TiCl}_4$ , rodas titana dioksīda un ogleš maisījumu karsejot chlora straumē:



Tas — bezkrāsains šķidrums, vāras pie 136,4° un sasilst pie —25°. Gaisā kūp, izplatīdams smacejošu smaku. Ūdenī sadalās hidrolītiski:



Šķīstot koncentretā sālsskābē, tas rada kompleksu titanichlorūdeņraža skābi ( $\text{H}_2\text{SnCl}_6$  un  $\text{H}_2\text{PbCl}_6$  analogu):



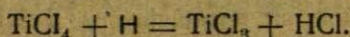
Vēl stabilāka ir titanifluorūdeņraža skābe (silicijfluorūdeņraža skābes,  $\text{H}_2\text{SiF}_6$ , analogs). Ta pagatavojama vienkārši ar fluorskābi iedarbojoties uz titānskābi:



(tāpat kā silicijfluorūdeņradi iegūst no fluorskābes un silicijskābes, sal. 225 lp. p.). Ta dod arī ar kalija sāļiem grūti šķīstošu kalija fluortitanātu:  $\text{K}_2\text{TiF}_6$ .

Viss tas norāda uz titana lielo līdzību silīcijam. Galvenā starpība starp šiem elementiem, ka titana četrvērtīgie savienojumi spēj reducēties trīsvērtīgos sāļos. Titana tetrachlorīds (vaj  $Ti(SO_4)_2$ ) reducējas jau ūdens šķīdumā, tajā iemērcot cinka gabaliņu. Tad šķīdums krāsojums tumši-zilā krāsā, kas raksturīga trīsvērtīga titana sāļiem:

Reducešanas  
reakcijas.



Šie sāļi ar sārmjiem rada zilu titanohidroksīdu,  $Ti(OH)_3$ , nogulsni.

Bezūdens titana trichlorīds pagatavojams pēc Štēlera un Bachrana (Stähler un Bachran) metodes — ar gāzejadu ūdeņradi iedarbojoties uz titana tetrachlorīdu sarkanās kvēles temperatūrā. Titana trīsvērtīgie savienojumi — enerģiski reducētāji. Tie gaisā ātri oksidējas un šķīdumos reducē zelta, sudraba, pat vara un dzīvsudraba sāļus. Titana trīsvērtīgie sāļi daudzkārt līdzīgi trešās grupas metālu, sevišķi alumīnija, sāļiem.

Titana četrvērtīgiem savienojumiem raksturīga reakcija ar ūdeņraža peroksīdu. Tas krāso šo sāļu šķīdumus sārtzelta (oranža) krāsā, bet amonjaka klātbūtnē rodas sārtzelta nogulsnis.

Reakcija ar  
ūdeņraža  
peroksīdu.

### Cirkonijs, Zr.

Šis elements kā dioksīds,  $ZrO_2$ , atgādā mineralā malakonā, Brazīlijas dienvīdos un kā silikāts,  $ZrSiO_4$ , mineralā cirkonā.

Atrašanās.

Metāliskais cirkonijs pēc izskata līdzīgs tēraudam, gaisā neoksidējas un stiprās skābēs nešķīst, izņemot fluorskābi, kas reaģē uz cirkoniju pat aukstumā.

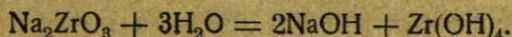
Metāls.

Cirkonijs rada četrvērtīgus sāļus. Cirkonija sulfāts iegūstams dabīgo oksīdu izšķīdinot karstā koncentrētā sērskābē, un kristalizējas kā hidrāts  $Zr(SO_4)_2 \cdot 4H_2O$ , kas viegli šķīst ūdenī. Sārmi un amonjaks no šķīdumiem nogulsnē cirkonija hidroksīdu,  $Zr(OH)_4$ , kas viegli šķīst skābēs, un gandrīz nemaz nešķīst liekā sārmā. Karsejot cirkonija hidroksīds zaudē ūdeni un pārvēršas cirkonija dioksīdā,  $ZrO_2$ . Ta ir viena no visgrūtākajiem kustošajām vielām. Viņas kušanas temperatūra ir aptuveni 3000°. Tapēc no tā izgatavo dažādus grūti kustošus traukus, kā: tiģeļus u. t. t. Tas karsejot izstaro spilgtu baltu gaismu. Ar sārmjiem sakausejot, cirkonija dioksīds rada metacirkonātus:

Cirkonija  
dioksīds,  
 $ZrO_2$ .



kas ūdenī pilnīgi sadalās, atdalot cirkonija hidroksīdu:



Tas pierāda, ka cirkonijs skābes radīt spēj mazākā mērā nekā titans. Skābais kalija fluorīds ar cirkonija dioksīdu ūdens šķīdumā rada ūdenī grūti šķīstošu kompleksu sāli:  $K_2ZrF_6$ , kalija cirkonofluorīdu ( $K_2SiF_6$  un  $K_2TiF_6$  analogu).

Cirkonija sāļu reakcijas.

Cirkonija sāļi rada ar skābeņskābi (vaj amonija oksalatu) baltu cirkonija oksalata nogulsni,  $Zr(COO)_4$ , kas šķīst liekā skābeņskābē (starpība ar retzemem). Ūdeņražā peroksīds nogulsnē baltu cirkonija peroksīdu. Cirkonija sāļu šķīdums sālskābē kurkumpapīri krāso sartzelta krāsā.

Cirkonija chlorīds ar sālsskābi rada baltu kristalisku oksichlorīda nogulsni:  $ZrOCl_2 \cdot 8H_2O$ .

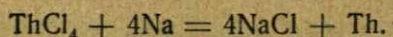
### Torijs, Th.

Atrašanās.

Torijs sastopams kopā ar ceriju un citām retzemem monacīta smiltīs (229 lp. p.). Ari ķīmiskā ziņā torijs stipri līdzinās retzemju elementiem un visvairāk savam tuvākam homologam — cerijam (231. lp. p.). Toriju no retzemem atdala kā kompleksu torija un amonija skābeņskābes sāli, kas viegli šķīst ūdenī (231 lp. p.).

Boltons ieguva metalisku toriju ar natriju iedarbojoties uz torija chlorīdu:

Metals.



Torijs kūst pie  $1450^{\circ}$ ; gaisā deģdams, rada spožu dzirksteļu fontanu un pārvēršas dioksīdā  $ThO_2$ . Tas šķīst sālsskābē, gausak — sērskābē. Slāpekļskābe, kā arī kodīgais kalijš, uz toriju nereaģē pat vārot.

Torija dioksīds,  $ThO_2$ .

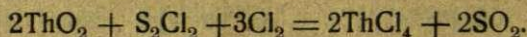
Torija dioksīds rodas kā balts amorfs pulveris, torija hidroksīdu, nitrātu vaj oksalatu karsejot. Tas karsejot nekūst; šķīst tikai karstā koncentretā sērskābē.

Torija hidroksīds,  $Th(OH)_4$ .

Torija hidroksīds izkrit kā hidrogels torija sāļu šķīdumiem pielejot amonjaka vaj sārmu šķīdumu. Nogulsni vārot ūdenī, mazliet pieliekot torija nitrātu, hidrogels pāriet koloīdalā šķīdumā jeb hidrozolā. Šādu parādību sauc peptizāciju.

Torija sāļi.

Torija chlorīds,  $ThCl_4$ , rodas sēra chlorīda tvaikiem iedarbojoties uz torija dioksīdu, nokarsetu līdz sarkanai kvēlei (Buriona metode):



Tie ir balti kristāli, viegli šķīstoši ūdenī un spirtā.

Torija nitrātu,  $Th(NO_3)_4 \cdot 4H_2O$ , iegūst fabrikas apmēros Auera kvēlsietīņu pagatavošanai (skat. zemāk). Tas rodas torija hidroksīdu izšķīdinot slāpekļskābē. Ūdens šķīdumam skāba reakcija, jo tajā notiek hidrolīze (nepilnīga).

Torija sulfats,  $\text{Th}(\text{SO}_4)_2$ , pazīstams kā hidrāti ar 9 un 8 molekulam ūdens, kas videji šķīst ūdenī un tapēc visai noderīgi torija preparātu tīrīšanai.

Ūdeņraža peroksīds ar torija sāļiem rada baltu torija peroksīda nogulsni. Tā kā šis savienojums, ar sērskābi paskābinot, uzrāda ūdeņraža peroksīda reakcijas, tas uzlūkojams kā ūdeņraža peroksīda grūti šķīstošs sāls (sal. I. s. 108 lp. p.).

Kad Auers fon Velsbachs (Auer von Welsbach) sāka lietot torija oksīdu „kvēlsietiņiem“, radas iespēja desmitkārt pastiprināt deggāzes liesmas spožumu, kas gāzes apgaismošanai ciņā ar elektrību deva jaunas izredzes. Šis svarīgais izgudrojums dibinas uz diviem principiem. Pirmkārt, zināms, ka spīdoša ķermeņa vispārējā izstarošanas spēja proporcionāla absolūtās temperatūras ceturtaī pakāpei. (Stefana un Bolcmaņa likums). Auera spuldzē augstā temperatūra sasniedzama gāzi pilnīgi sededzinot Bunzena deglī (I s. 243 lp. p.). Saspiestu gāzi lietojot, iespējams sasniegt vēl augstākas temperatūras un tā tad arī labāku gaismas efektu. Otrkārt, katrs ķermenis izstaro tādus starus, kādus pats adsorbē (Kirchhofa un Bunzena likums, 64 lp. p.). Rubensa pētījumi pierādījuši, ka tīrs torija oksīds pilnīgi „caurspīdīgs“, t. i. karsejot tas neadsorbē un arī neizstaro starus. Cerija oksīdu pieliekot, torija oksīds „nokrāsojas“, t. i. izstarojuma stiprums pieņemas spektra dzeltenā, zaļā un zilā daļās. Jau empiriski atrasts, ka vislabāk siltums top izmantots ar maisījumu, sastāvošu no 99,1% torija oksīda un 0,9% cerija oksīda. Šāda sastāva sietiņš vienā stundā patērē uz 1 Hefnera sveci apm. 1 litru deggāzes. Bez parastās gāzes kvēlgaismai noderīga ūdens gāze, kā arī spirts, bencīns un petroleja.

„Kvēlsietiņus“ pagatavo no „ramijas“ (ķīniešu zāles) šķiedriem vaj mākslīga zīda un piesūcina ar torija nitrāta koncentrētu šķīdumu, kuram piemaisīts cerija nitrāts. Izsausetu sietiņu aizdedzina. Organiskā daļa sadeg, bet paliek torija un cerija oksīdu skelets. Lai šis skelets pārvadādot būtu izturīgāks, to vēl piesūcina ar kolodiju, kas, lampā sietiņu pirmo reizi aizdedzinot, sadeg.

### Torija radioaktivitate

atrasta jo drīzi pēc tam, kad 1898. gadā Šmidts (G. C. Schmidt) un Marija Kiri (Curie) šo īpašību atrada uranā un radijā. Tā kā šis elements vairāk pieejams, tas saistīja pie sevis vairāk uzmanības, un jau 1899. gadā Rezerfords (Rutherford) atrada torija „emanāciju“, kad vēl nebija zināms radija un aktīnija emanācijas (sal. 150. lp. p. un 233. lp. p.) Vēlāk izrādījās, ka elements torijs, kas bij pazīstams jau 100 gadus atpakaļ, ir atsevišķas rindas

Torija izlietošana.

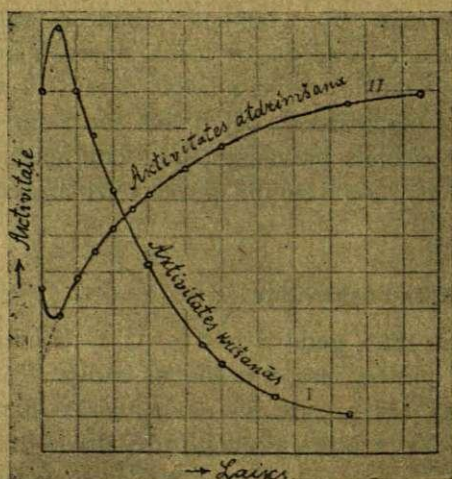
Torijs.

radioelementu ciltstēvs. Šie radioelementi dabīgā torijā atrodas radioaktīva līdzsvara stāvoklī. Tīrs torijs, ka atdališana no tā sabrukuma produktiem saistīta ar lielām grūtībām, izstaro tikai  $\alpha$ -starus, kuru sniegšanās tālums ir 2,72 cm. Geigers un Rezerfords ar „scintilāciju” palīdzību (143. lpp.) noteica torija videjo dzīves ilgumu = 19 miljardi gadu. No visiem pazīstamiem radioaktīviem elementiem torijam visgarākais mūžs.

Par torija sabrukuma pirmo tiešo produktu pētījumiem galvenā kārtā japateicas Hānam (O. Hahn). Pirmais no šiem produktiem, mezotorijs 1 — saskaņā ar pārvietošanās likumu (164. lpp.) — ir radija izotops un pieder otrai periodiskās sistēmas grupai. Tas izkrīt kopā ar barija sulfātu no torija nitrāta šķīduma. Izstarojot  $\beta$ -starus, tas pārvēršas mezotorijā 2, aktīnija izotopā. Mezotoriju līdzīgi radijam lieto ārstniecībā, un proti: radioterapijā. Ar radiju salīdzinot, mezotorijs daudz lētāks, bet tam īsāks arī mūžs: jau pēc 5,5 gadiem tā radioaktivitāte pamazinas divkārt.

Mezotorija 2 pārvēršanās produkts ir radiotorijs, paša torija izotops, ietilpstošs ceturrtā grupā. Šis elements izstaro  $\alpha$ -starus ar sniegšanās tālumu 3,87 cm. un pārvēršas torijā X, ko kā pirmie ieguva Rezerfords un Soddi (Soddy), torija nitrātu nogulsnejoj ar amonjaku. Šajā reakcijā gandrīz viss torijs, kā aizrādīts 282. lpp. pusē, izkrīt kā hidroksīds,  $\text{Th}(\text{OH})_4$ . Tomēr izrādījās, ka hidroksīda nogulsnis satur tikai nēcīgu iepriekšējās torija aktivitātes daļu. Lielākā daļa radioaktivitātes toties paliek filtrātā. Šo filtrātu iztvaicējot sausu, paliek neliels nogulsnis, kura radioaktivitāte 1000 reiz pārsniedz iepriekšējā torija radio-

aktivitāti (rēķinot uz abu preparātu vienādiem svāriem). Šo nogulsni nosauca toriju X. Nogulšņa radioaktivitāte nedaudz pieaug vienas dienas laikā, bet pēc tam strauji krītas un mēneša laikā krīt gandrīz līdz nullei. Par šo laiku hidroksīda nogulšņa radioaktivitāte pamazām pieaug un pēc viena mēneša sasniedz konstantu lielumu, atbilstošu iepriekšējā torija nitrāta aktivitātei. Ja koordinātu



Zīm. № 333. Torija X aktivitātes krišanās likne un torija „atpūtas” likne (pēc Rezerforda).

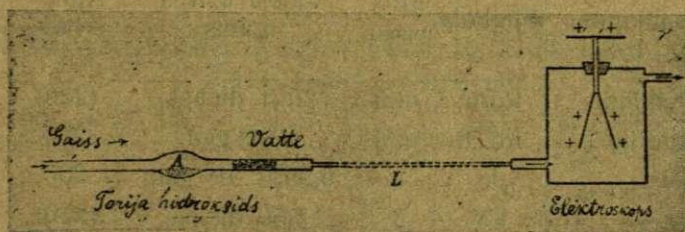
Mezotorijs  
1 un 2.

Radiotorijs.  
Torijs X.

sistemā (zīm. 333) atzīmejam torija X aktivitātes krišanos (likne I) un torija hidroksīda aktivitātes pieaugšanu (likne II), rodas ta pati aina, ko redzējam pie radija un ta emanācijas 149. lpp. pusē. Ta pierāda, ka torijs X ir torija sabrukuma produkts un apstiprina radioelementa un ta pārvēršanās produktu „radioaktivitātes konstantās zumas“ likumu (155. lpp. p.).

Torijs X izstaro  $\alpha$ -stārus un pie tam — līdzīgi radijam — atdala radioaktīvu gāzi. Tā kā torija savienojumi pieejami, torija emanācija viegli izpētāma ar vienkāršu ierīkojumu, ko aprakstījis Rezerfords (zīm. 334). Caurulē A, kurai bumbiņa, ieliek torija hidroksīdu (kas vieglāk nekā citi savienojumi atdala emanāciju). Šā caurule ar garu tievu cauruli L savienota ar pielādetu elektroskopu. Sākumā elektroskopa lādiņš nemainas. Bet gaisa straumi lēni pūšot caur A elektroskopā, pēdejs izlādejas, jo līdz ar gaisu tajā ieplūst torija emanācija. Gaisa straumi pārtraucot, pārliecināties, ka elektroskopa izlādešanās ātrums pakāpeniski kritas: pirmā minūtē tas pamazinas apmēram uz pusi, otrā — līdz ceturtdaļai, trešā minūtē — līdz astotdaļai iepriekšējā ātruma u. t. t. Tā tad arī šajā gadījumā paliek spēkā „aktivitātes krišanās eksponenciālais likums“, kas pievests 150. lpp. pusē. Starpība tikai, ka torija emanācijas aktivitāte kritas daudz ātrāk nekā radija emanācijas aktivitāte. Torija emanācijas vieds dzīves ilgums tikai 78,7 sekundes.

Torija emanācija.



Zīm. Nr. 334. Torija emanācijas iegūšana pēc Rezerforda.

Torija emanācija pilnīgi līdzīga radija emanācijai un uzlūkojama kā pēdejās izotops. Rezerfords un Soddi parādīja, ka torija emanācija nesavienojas ne ar vienu ķīmisku reaģentu, aizko ta pieskaitāma pie cēlajām gāzēm (I. s., 136. lpp. p.).

Torija emanācija, izstarojot  $\alpha$ -stārus, pārvēršas helijā un atstāj radioaktīvu nogulsni, sastāvošu no trim radioelementiem, kas pakāpeniski pārvēršas viens otrā. Šie trīs radioelementi ir:

Torija radioaktīvais nogulsnis.

torijs A, torijs B un torijs C. Torijs C — līdzīgi radijam C un aktinijam C — divkārti pārvēršas. No vienas puses, izstarojot  $\alpha$ -starus, tas rada toriju C'', un vienā laikā, izstarojot  $\beta$ -starus, rada radioelementu C' ar ārkārtīgi īsu mūžu: apm.  $\frac{1}{100\,000\,000\,000}$  sekundes!

Torija sabrukuma pēdējais produkts.

Pēdējais torija sabrukumā neradioaktīvais produkts ir torijs D jeb toriosvins, ar ko iepazīšamies pagājušā lekcijā (sal. 275. lp. p.).

No tā redzams, ka torijs un tā pārvēršanās produkti sastāda patstāvīgu ģenētisku elementu rindu, kas visai līdzīga urāna — radija rindai.

Kā redzams 137 tabelē, 164. lp. pusē pievestos pārvietošanās likumus torija rinda pilnīgi apstiprina.

Torija izotopi.

No torija sabrukuma produktiem radiotorijs — vienīgais torija izotops. Bet vispārīgs torija izotopu skaits sastāda plejadi no sešiem locekļiem.

**Tabele 136.**

Torija plejade.

Nosaukums	Simbols	Izstarojums	Videjs dzīves ilgums	Atomsvars	Kārt. skaitlis
Radioaktīnijs	RdAc	$\alpha(\beta)$	28,1 dienas	(226)	90
Radiotorijs	RdTh	$\alpha(\beta)$	2,92 gadi	228	90
Jonijs	Jo	$\alpha$	$9,95 \times 10^4$ gadi	230	90
Urāns Y	UY	$\beta$	1,50 dienas	(230)	90
Torijs	Th	$\alpha$	$1,89 \times 10^{10}$ gadi	232	90
Urāns X <sub>1</sub>	UX <sub>1</sub>	$\beta$	35,5 dienas	234	90

**Titana apakšgrupas vispārīgs pārskats.**

Ša apakšgrupa atšķiras no oglekļa apakšgrupas ar spilgtāki izteikto metalisko raksturu. Titana un tā analogu fizikalās īpašības pievestas tabelē 139, 288 lp. p.

**Tabele 137.**

Torija genealoģiska rinda.

Torija rindas  
elementu  
īpašības.

Nosaukums	Simbols	Izstarojums	Dzīves ilgums	Atomsvars	Kārtības skaits	Grupa	Izotops
Torijs	Th	$\alpha$	$1,89 \times 10^{10}$ gadi	232	90	IV	Th
Mezotorijs 1.	MsTh 1.	—	9,66 gadi	228	88	II	Ra
Mezotorijs 2.	MsTh 2.	$\beta, \gamma$	8,95 stundas	228	89	III	Ac
Radiotorijs	RdTh	$\alpha(\beta)$	2,92 gadi	228	90	IV	Th
Torijs X	ThX	$\alpha$	5,25 dienas	224	88	II	Ra
Th Emanacija	EmTh	$\alpha$	78 sek.	220	86	O(VIII)	Em
Torijs A	ThA	$\alpha$	0,20 sek.	216	84	VI	Po
Torijs B	ThB	$\beta, \gamma$	15,3 stund.	212	82	IV	Pb
Torijs C	ThC	$\alpha, \beta$	86,5 min.	212	83	V	Bi
Torijs C'	ThC'	$\alpha$	$14 \times 10^{-11}$ sek.	212	84	VI	Po
Torijs C''	ThC''	$\beta, \gamma$	4,48 min.	208	81	III	Tl
Torijs D (toriosvins)	ThD		$\infty$	208	82	IV	Pb

**Tabele 138.**

Torija emanācijas aktivitātes krišanās.

Laiks	Aktivitate	Laiks	Aktivitate
0 sek.	100	155 sek.	14
28 "	69	210 "	6,7
62 "	51	272 "	4,1
118 "	25	360 "	1,8

Tabele 139.

Fizikalās īpašības.

Titana apakšgrupas elementu fizikalās īpašības.

	Ti	Zr	Ce	Th
Atomsvars	48,1	90,6	140,25	232,1
Blīvums	4,5 (17°)	6,4(18°)	7,02	12,16
Atomtilpums	10,7	14,1	20	19,1
Kušanas temper.	1800°—1850°	1530°	623°	1700°
Vārišan. temper.	—	—	—	—
Valence	4 (3,2)	4	4(3)	4

Ķīmiskais raksturs.

Visi šie elementi rada grūti kūstošus oksidus pēc  $\text{MeO}_2$  tipa un hidroksidus  $\text{Me}(\text{OH})_4$ , kas viegli pāriet koloīdālā stāvoklī. Tikai titana hidroksidam amfoters raksturs. Šis savienojums šķīst sārmos un rada titanskābes sāļus ( $\text{Na}_2\text{TiO}_3$ ). Cirkonijam mazākā mērā, bet cerijam un torijam pavisam nav skāba rakstura. Totiesu tie rada stabilus sāļus pēc šēmas  $\text{ZrA}_4$ ,  $\text{CeA}_4$ ,  $\text{ThA}_4$ , kas tikai mazā mērā ūdenī hidrolizejas. Tadā kārtā arī šajā apakšgrupā, atomsvaram palielinoties, elementu pozitīvais raksturs pastiprinās. Pirmo divu elementu līdzība silīcijam vēl ir tā, ka tie rada fluortitānātus,  $\text{Na}_2\text{TiF}_6$ , un fluorcirkonātus,  $\text{Na}_2\text{ZrF}_6$ .

Titans un cerijs rada bez četrvērtīgiem vēl trīsvērtīgus savienojumus:  $\text{Ti}_2\text{O}_3$  un  $\text{Ce}_2\text{O}_3$ . Titanam pazīstams arī divvērtīgs oksīds  $\text{TiO}$  un chlorīds  $\text{TiCl}_2$ .

Vispār titana un oglekļa apakšgrupu starpība nav tik krasa, kā to novērojam pirmo trīs grupu paralelās apakšgrupās.

## Četrdesmit trešā lekcija.

### Piektā grupa: fosfors.

Fosfors. — Atrašanās. — Iegūšana. — Alotropiski veidi: a) baltais fosfors. — Ta izlietošana. — Nāvigās īpašības. — Mičlericha reakcija. — b) Sarkanais fosfors. — Sarkanā fosfora izlietošana. — Fosfora savienojumi ar ūdeņraði. — Fosfins. — Ta iegūšana. — Īpašības. — Analogija ar amonjaku. — Fosfonija jodida pagatavošana. — Viņa sadalīšana. — Šķidrās fosforūdeņradis,  $P_2H_4$ . — Cietais fosforūdeņradis. — Fosfora oksīdi un skābes. — Analogija ar slāpekļa oksīdiem. — Fosfora trioksīds,  $P_4O_6$ . — Fosfora tetraoksīds,  $P_2O_4$ . — Fosfora pentoksīds,  $P_2O_5$ . — Fosfora skābju pārskats. — Fosforapaskābe,  $H_3PO_2$ . — Fosforpaskābe,  $H_3PO_3$ . — Fosforieskābe,  $H_4P_2O_6$ . — Fosfora skābes. — Ostofosforskābe,  $H_3PO_4$ . — Fosfāti. — Ortofosforskābes reakcijas. — Superfosfāts. — Pirofosforskābe,  $H_4P_2O_7$ . — Metafosforskābe,  $HPO_3$ . — Fosfora savienojumi ar sēru un halogēniem. — Fosfora sulfīdi. — Fosfora trichlorīds,  $PCl_3$ . — Fosfora pentachlorīds,  $PCl_5$ . — Fosfora chloroksīds,  $POCl_3$ . — Fosfora bromīdi. — Fosfora jodīdi. — Salīdzinājums ar slāpekļa halogēnsavienojumiem.

Pirmo šās grupas priekšstāvi — slāpekli — siki iztirzājām šā kursa vispārīgā daļā (I. s. 12—15 lekcijas). Visvairāk izplatīts no piektās grupas elementiem ir

### Fosfors, P (Phosphorus),

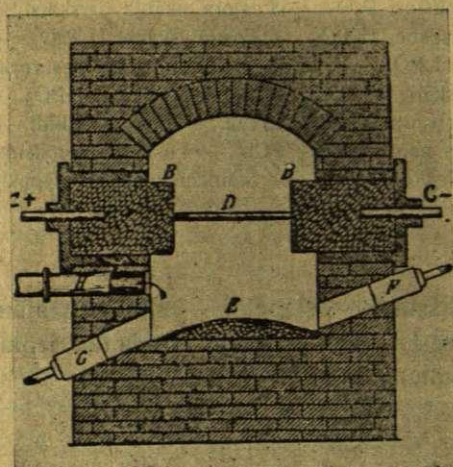
kas daudzkārt līdzīgs slāpeklim, bet no pēdējā atšķiras ar daudz lielāko tieksmi uz negatīviem elementiem un sevišķi uz skābekli. Aiz to fosfors dabā nav domājams brīvā veidā, kā slāpekļis, bet vienīgi savienojumos: fosforskābos sāļos jeb fosfatos. Visai izplatīts minerals ir kalcija fosfāts jeb apatīts,  $Ca_3(PO_4)_2$ . Fosforīts ir apatīta modifikācija un bagātīgi ta iegulumi atrodas Spanijā, kā arī Krievijas centralās guberņās.

Fosforam liela nozīme augos. Kur zemē maz fosfora, ta Atrašanās. mākslīgi mēslojama ar fosforu saturošām vielām (superfosfātu), kas līdz ar slāpekļa un kalija mēslošanas līdzekļiem izpilda lauksaimniecībā izcilus lomu visās kulturvalstīs. Ļoti daudz fosfora satur augstākie dzīvnieki. Dzīvnieku kauli, kā arī zobi galvenā kārtā sastāv no kalcija fosfāta:  $Ca_3(PO_4)_2$ . Bez tam fosfors ir daudzu baltumvielu, piem. lecitīna, sastāvdaļa. Sevišķi ar šo vielu bagāti cilvēka smadzenes un nervi. „Bez Neorganiskās ķīmijas kurss. II. s.

fosfora nav domu." Tā kā fosfors piedalās organisma vielu maiņā, tas pa daļai atdalās no organisma. Urina un ekskrementi tapēc vienmēr satur fosforskābes sāļus. Sevišķi daudz šādu fosfātu cietos putnu ekskrementos. No šāda materiāla dažos piekrastu apgabalos un salās aizvēsturiskos laikos uzkrājušies veseli kalni mēslu, kas pazīstami kā „guano“. Tā kā šie mēsli bez fosfora satur arī slāpekli, tie visai vērtīgs mēslošanas līdzeklis.

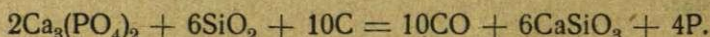
Fosfora  
iegūšana.

Elementu fosforu pirmo reizi atrada alķīmiķis Brandts 1669. gadā. Šis alķīmiķis, meklēdams „filosofu akmeni“, bij iedomājies, ka šam akmeņam jāatrodas urinā (mizalos), kā „cilveka darbības“ ekstraktā.



Zīm. № 335. Fosfora iegūšana Gibsa elektriskā kšāsnī.

dzama 335. zīm., ar neitrāla kalcija fosfāta (t. i. apatīta), smilšu un oglei maisījumu. Šo maisījumu karsē ar elektrisko strāvu, kas plūst caur grafīta mietiņu D. Silīcijs no fosfāta izvietojas fosforskābi, ko ogle tūlīt reducē:



Fosforu pārdestilē pa novadcauruli H. Reakcijas maisījumu iepilda pa F, bet atliekas izvāc pa G. Attīstījušies pie 1400° fosfora tvaiki kondensejas vara traukos zem ūdens. Vēlāk fosforu pārkausē cilindriskos spieķišos un tādā veidā pārdod.

Urīnu iztvaicējot un karsējot iegūto cieto nogulsni, gaisam nepieklūstot, tas dabuļa nedaudz fosfora, kas tumsā spīdot saistīja uzmanību (phosphorus mirabilis). Toreiz to uzlūkoja kā retu un dārgu brīnumu. Bet mūsu laikos fosfors visai pieejams un lēts tehnisks produkts. To iegūst gandrīz vienīgi elektriskās krāsnīs pēc Vēlera (Wöhler) metodes. Šam nolūkam piepilda krāsnī, kāda redzama 335. zīm., ar neitrāla kalcija fosfāta (t. i. apatīta), smilšu un oglei maisījumu. Šo maisījumu karsē ar elektrisko strāvu, kas plūst caur grafīta mietiņu D. Silīcijs no fosfāta izvietojas fosforskābi, ko ogle tūlīt reducē:

Destilejot iegūtais fosfors — bezkrāsains un caurspīdīgs (t. s. „baltais fosfors“). Tas viegli oksidejas un tapēc vienmēr tiek uzglabāts zem ūdens. Tomēr arī šajos apstākļos, ilgi stāvot, tas pārklājas ar dzeltenu kārtu. Tīrīšanai to kausē zem šķīduma, sastāvoša no vienādām daļām kalija bichromāta un sērskābes. Baltais fosfors istabas temperatūrā tik mīksts, ka tas griežams ar nazi (zem ūdens!). Ta īpatnejais svars = 1,83. Ūdens, fosfora un sērskābes blīvumu starpība novērojama sekošā mēģinājumā. Mēģinājumu stobriņā ielej ūdeni, pēc tam ar pipeti, kas iet līdz stobriņa dibinam, uzmanīgi stobriņa dibinā ielej apm. 10 cm<sup>3</sup> koncentretas sērskābes, ka abi šķīdumi atdalīti ar asu robežu (zīm. 336.). Stobriņā iemetot fosfora gabaliņu, redzam, ka tas slīkst ūdenī, bet peld virs koncentretas sērskābes. Tā tad fosfora blīvums lielāks nekā ūdens blīvums (1) un mazāks nekā sērskābes blīvums (1,84).



Zīm. № 336.  
Fosfora blīvuma noteikšana pēc Arendta.

Baltais fosfors kūst pie + 44,5° un vāras pie 290°. Pie 100° ta tvaiku spiediens pietiekoši liels, lai to varetu ar ūdens tvaikiem destilet. (Neltings un Feieršteins). Fosfora tvaiku blīvums atbilst fomulai P<sub>4</sub>. Štoks (Stock) parādīja, ka virs 1000° šās saliktās molekulas disociē vienkāršākās, saskaņā ar nolīdzinājumu:



Pie 1200° disociē 50% P<sub>4</sub> molekulu. Baltais fosfors ūdeni gandrīz nešķīst, vieglāk šķīst eterī, benzolā, terpentīnā un tauku eļļās, bet sevišķi viegli sērogleklī. No pēdējā tas kristalīzejas spīdīgos rombiskos kristalos. Fosfors gaisā lēni oksidejas jau istabas temperatūrā, bet pie 60° aizdegas. Divains ir fakts, ka fosfors parastā temperatūrā neoksidejas tīrā, normala spiediena skābeklī (sal. I. s., 36. lp. p.). Par fosfora oksidēšanas aizturešanu, dažu negatīvu katalizatoru klātbūtnē, jau minēts 3. lekcijā. Slāpekļskābe un chromskābe to oksidē, pārvēršot fosforskābē. Aiz šās oksidēšanas spējas baltais fosfors visai enerģisks reducētājs. Tas viegli reducē zeltu un sudrabu, kā arī vaļu un svinu no šo metālu sāļu šķīdumiem. Šādā ceļā iegūst zelta koloidšķīdumu (sal. 94. lp. p.). Fosfors ļoti enerģiski savienojas arī ar halogēniem un sēru.

Senak balto fosforu piemaisīja degkociņu galviņam, kas velkot pār grubuļainu virsmu aizdegās. Bet šo degkociņu kaitīgums un bīstamība pamudināja visu kultūrelo valstu valdības aizliegt „fosfora degkociņus“, kuru vietā nāca t. s. „nekaitīgie degkociņi“, par kuriem runāsim vēlāk. Balto fosforu šimbrīžam Baltā fosfora izlietošana.

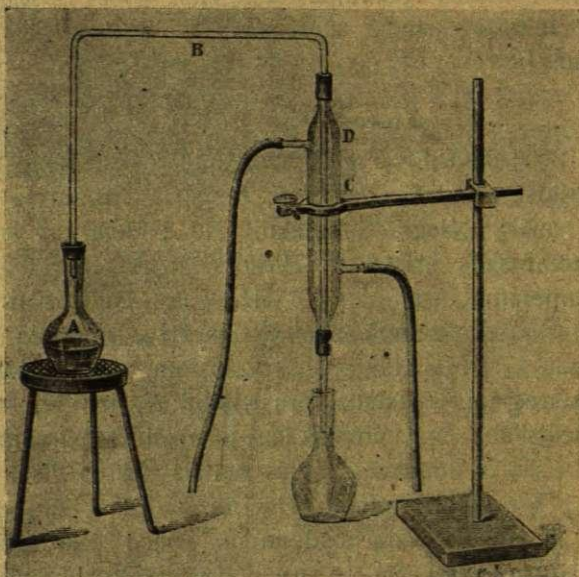
lieto fosformetalu, kā: fosforalvas, fosforvaļa, bronzas pagatavošanai, kā arī dažu ta savienojumu (fosforskābes, fosfora chlorīda u. c. preparātu) iegūšanai.

Pēdejā karā lidotāji ar balto fosforu aizdedzināja bumbas, ko svieda no aeroplaniem.

Baltā fosfora  
kaitīgā  
iedarbība.

Baltais fosfors ir viena no visnāvīgākām vielām. Jau 0,1 gr. nonāvē pieaugušu cilvēku. Pirmie sanāvēšanās simptomi ar fosforu ir stipras vēdera sāpes un vemšana. Tam pievienojas vēl fosfora īpatneja iedarbība uz aknu šūniņām: pēdejās iznīkst un to vietā stājas tauki. Kroniskā sanāvēšanās ar fosforu, ko senāk bieži novēroja degkociņu fabrikās, ceļas ieelpojot fosfora tvaikus. Ta vispirms atsaucas uz apakšas žokli, kam iekaistot sāk izkrist zobi.

Asos sanāvēšanās gadījumos kā pretnāvekli dod 0,2% tīgu vaļa vitriola ūdens šķīdumu, kas fosforu oksidē, kā arī ozonizētu terpentīnu. Šādos gadījumos bez izņēmuma ir kaitīgas tauku eļļas (sēņu eļļa), kas paātrina fosfora asimilāciju organismā. Kā radikāls līdzeklis atzīstams nāvekļa ātra laukā izdabūšana, izpumpējot vaj izvemjot kuņģa saturu.



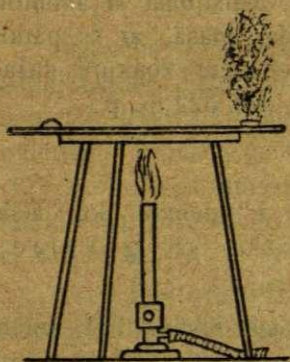
Zim. № 337. Mičerliča reakcija.

Mičerliča  
reakcija.

Senāk, kad lietoja „fosfora degkociņus“, fosfors bij iecienīts pašnāvības, kā arī citu nonāvēšanas līdzeklis. Gadījumos, kad pēc nāves jakonstatē sanāvēšanās ar fosforu, visai jūtīga ir Mičerliča (Mitscherlich) reakcija. To izdara šādi. Kuņģa

saturu ieliek kolbā A (zīm. 337), kas ar divreiz saliektu cauruli B savienota ar dzesetaju C. Pēc tam ielej kolbā A ūdeni un to vāra. Ja kuņģī fosfors, tas ar ūdens tvaikiem pārtvaicejas un gaisam piekļūstot oksidejas. Tādā gadījumā dzesetajā D tumsā novērojama spīdešana. Tomēr šeit vērā ņemams apstāklis, ka dažas vielas (piem. terpentīns, sērūdeņradis u. c.) aiztur fosfora oksidešanu (I. s. 36. lp. p.). Tā tad šo vielu klātbūtnē Mičlerliha reakcija dod negatīvu rezultātu.

Šretters (Schrötter) parādīja, ka baltais fosfors sildot pārvēršas citā, mazāk aktīvā modifikācijā, ko sauc sarkano fosforu. Dažus fosfora gabaliņus uzmanīgi nosausē ar filtrpapīri un ieliek caurulē ar biežām sienām. Pēc tam šajā pašā caurulē ieliek dažus joda kristāliņus, to aizkausē un dzelzs caurulē karsē 20 minūtes pie 300°. Pēc atdzišanas cauruli izņem. Baltais fosfors nu pārvērties sarkanā. Jods ir šās pārvēršanās paātrinātājs (katalizators). Sarkanais fosfors nešķīst sērogleklī, nereaģē ar kodīgā nātrija šķīdumu un vispār nav tik aktīvs, kā baltais fosfors. Tas aizdegas virs 400°.



Zīm. № 338. Baltā un sarkanā fosfora aizdegšanās ātrums.

sarkanā fosfora enerģijas krājumu starpība redzama to degšanas siltumos:

baltā fosfora degšanas siltums	=	369400 cal.
sarkanā " " "	=	365700 "

Sarkanais fosfors nav nāvīgs. Tas lēnāk reaģē ar slāpekļskābi un halogēniem un nereducē metālus no to sāļu šķīdumiem. Zem spiediena tas kūst pie 630°. Acimredzot, sarkanais fosfors visās temperatūrās ir visstabilākā fosfora modifikācija. Citiem vārdiem, fosfors pārvēršas tikai vienā virzienā:



Šādas modifikācijas, no kurām viena jebkuros apstākļos ir stabilāka nekā citas, Šenks (Schenk) nosauca mono-

tropiskas, atšķirībā no enantiotropiskām, kas savstarpēji spēj pārvērsties viena otrā, kā, piem., baltā un pelekā alva (sal. 260. lp. p.).

Sarkanais fosfors drusku šķīst svinā, no ka atdziestot tas atdalās kristaliskā veidā. Tas ir t. s. Hittorfa „metāliskais fosfors“. No šķīduma fosfora bromidā Šenks ieguva „gaiši sarkano fosforu“. Domājams, šās abas modifikācijas identiskas ar sarkano fosforu.

Fosfora koloidšķīdums iegūstams pagatavojot baltā fosfora piesātinātu šķīdumu etilspirtā (vārot) un ša šķīduma 5—25 cm<sup>3</sup> ielejot vienā litrā auksta ūdens, pastāvīgi maisot (fon Veimarns un Mališevs).

Sarkanā fosfora izlietošana.

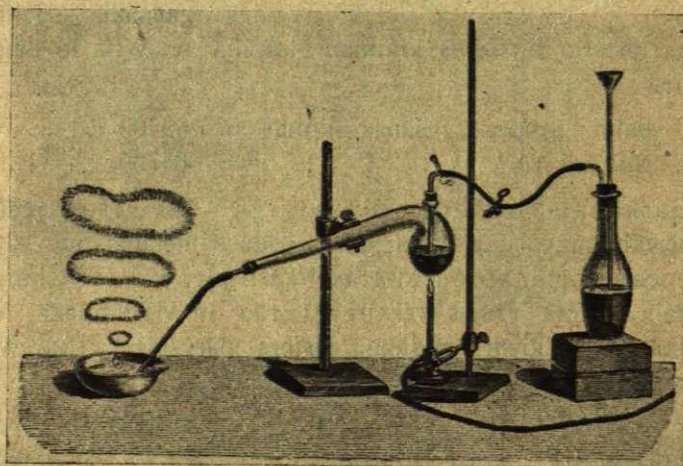
Sarkano fosforu galvenā kārtā lieto „nekaitīgo degkociņu“ izgatavošanai. Šo degkociņu galviņas nesatur fosfora, bet tikai oksidejošas vielas: Bertolē sāli, kalija bichromātu, mangana dioksīdu, kalcija plumbātu, bieži maisījumā ar antimona sulfīdu un līmi. Sarkanais fosfors atrodas masā, ar ko pārklāj kastišu sienas. Jaunākā laikā ar degkociņiem konkurē dažādi „aizdedzināmie“ no piroforiem metāliem (sal. 322 lp. p.).

### Fosforūdeņraži.

Pazīstami trīs fosfora savienojumi ar ūdeņradi, kuri atšķiras viens no otra ar savu agregatstāvokli, kā: gāzejads, šķidr un ciets fosforūdeņradis.

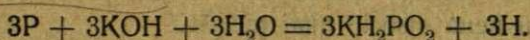
Fosfins, PH<sub>3</sub>. Iegūšana.

Gāzejads fosforūdeņradis jeb fosfins, PH<sub>3</sub>, netirā veidā rodas sārmam iedarbojoties uz balto fosforu. Stikla retortā, kurai tubuss (zīm. 339), apmēram līdz pusei ielej atšķaidītu ko-

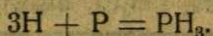


Zīm. № 339. Gāzejada fosforūdeņraža iegūšana pēc Arendta.

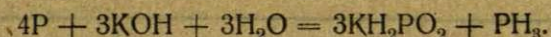
digā kalija šķīdumu, pa tubusu ielek dažus baltā fosfora gabaliņus un no visa ša aparata izdzen gaisu ar ūdeņradi no Kip a aparata vaj kāda cita ūdeņraža attīstītāja. Retortas tievais gals savienots ar gāzes novadcauruli ar trauku, kurā ūdens. Tikai pēc tam, kad viss gaiss no aparata izdzīts, sāk uzmanīgi sildīt retortu ar fosforu. Fosfors šķīst sārmā, izvietodams ūdeņradi un radidams kalija hipofosfitu (fosforapškābo kaliju):



Ūdeņradis „in statu nascendi“, ar fosforu savienodamies, rada fosfinu:



Abas reakcijas kopā saņemot, fosfina rašanās izteicama sekošā šēmā:

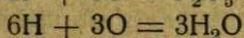
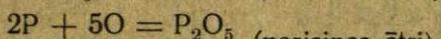
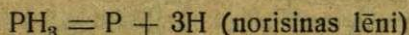


Patiesībā tomēr ša reakcija ir saliktaka, un bez gāzejadā fosforūdeņraža reizā attīstas arī pašaizdegošais šķīdrais fosforūdeņradis, ka tvaiki piemaisiti fosfinam. Katrs gāzes burbulis, nokļūdams ārpusē, gaisā aizdegas un sadeg fosfora anhidridā,  $P_2O_5$ , kas paceļas augšup kā skaisti balti rinķi — jo augstak, jo plataki. Ša gāze attirama no piemaisījumiem laižot caur spirtu vaj sālsskābi.

Tīrs fosfins,  $PH_3$ , ļoti nāviga gāze, kuras smaka atgādina ģiplokus. Tas kondensejas pie  $-86,2^{\circ}$  bezkrāsainā šķīdumā, kas sacietē pie  $-133^{\circ}$ . Tīrs fosfins parastā temperatūrā gaisā pats no sevis neaizdegas. Fosfina maisījums ar tīru skābekli, spiedienu pazeminot, aizdegas (van der Staadt). Lēni oksidejoties, rodas fosfora anhidrids un ūdens:



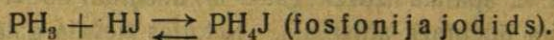
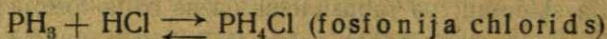
Šās reakcijas ātrumu pētot, Vant-Hofs atrada, ka šis ātrums proporcionals fosfina koncentrācijas pirmaj pakāpei, t. i. ša reakcija mono-molekulara (I. s., 82. lp. p.). No ta izvedams slēdziens, ka oksidešanas reakcija sastāv no trim pakāpeniskām fāzēm:



Fosfins,  $PH_3$ , pēc sastāva līdzīgs amonjakam,  $NH_3$ . Līdzīgi amonjakam tas spēj savienoties ar skābem, radot fosfonija sāļus, piem.:

ģpašības.

Analoģija ar amonjaku.



Tomēr fosfonija sāļi daudz nestabilaki nekā amonija sāļi. Fosfonija chlorids disociē jau pie  $-28^\circ$ , ja ta attīstīto gāžu spiediens = 1 atmosfera, bet istabas temperatūrā tas var pastāvēt tikai pie 20 atmosferu spiediena. Amonija chlorids zem atmosfēras spiediena disociē tikai pie  $340^\circ$ .

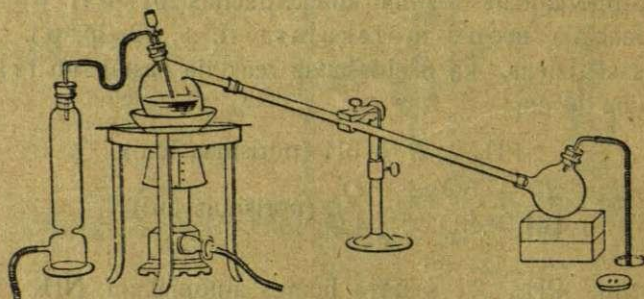
**Tabele 140.**

Fosfonija chlorida,  $\text{PH}_4\text{Cl}$ , disociācijas spiedieni.

Temperatura	Disociācijas spiediens	Autors
$-40^\circ$	284 mm	} Tammans
$-30^\circ$	603 "	
$-20^\circ$	1260 "	
$-15^\circ$	1924 "	
$+0^\circ$	8,9 atm.	} Briners
$15^\circ$	19,6 "	
$20^\circ$	25,9 "	
$28^\circ$ (kušanas temp.)	49 "	

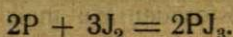
Fosfonija jodids,  $\text{PH}_4\text{J}$ , iegūšana.

Stabilaks ir fosfonija jodids,  $\text{PH}_4\text{J}$ . To iegūst aparatā, kāds redzams 340 zīmējumā. Retortā ielej sausu sēroglekli, kurā izšķīdina 100 gr. baltā fosfora. Pēc tam dzesejot pieliek 175 gr. joda, pārtvaicē sēroglekli, un ta pēdejās iezīmes aizden laižot

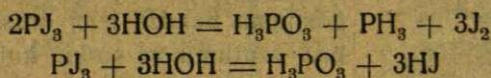


Zīm. № 340.  $\text{PH}_4\text{J}$  iegūšana un sublimācija pēc Arendta.

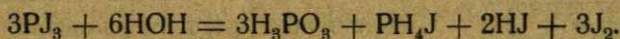
sausa oglekļa dioksīda straumi. Kad retorta atdzisusi, to ar garu plānu cauruli savieno ar ievāktuvi (kā parādīts zīmējumā) un pa pilinamo piltuvi lej mazām porcijām 50 gr. ūdens. Reakcijas beigās retortu silda un pārtvaicē fosfora jodīdu, kas caurulē nogulstas kā spīdīgi kristāli, kuri zem atmosfēras spiediena sublimējas bez kušanas jau pie +80°. Jodam uz fosforu iedarbojoties, rodas sākumā fosfora jodīds (skat. zemāk):



Ūdeni pielejot, fosfora jodīds sadalās, radot fosforpaskābi,  $H_3PO_3$ , bet attīstoties pie tam ūdeņradis „in statu nascendi” pa daļai pievienojas jodam, pa daļai fosforam:

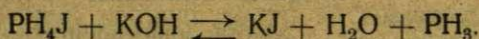


jeb kopā ņemot:

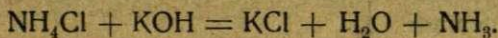


Daļa jodūdeņraža reakcijā atdalās brīvā veidā, bet brīvais jods no jauna savienojas ar lieko fosforu, radot svaigu fosfora jodīdu, kas ar ūdeni atkal sadalās.

Fosfora jodīds ūdens šķīdumā hidrolizējas, kas norāda uz fosfina, kā bāzes, vājumu. Vēl vieglāk tas sadalās sārmos: Fosfora jodīda sadalīšanās.



Šādā ceļā iegūstams gluži tīrs fosfīns, tāpat kā amonjaks — sārnam iedarbojoties uz amonija chlorīdu (I. s., 148. lpp.):



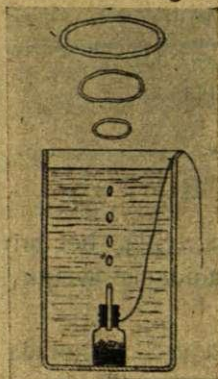
Ka fosfora jodīds, ar amonija sāļiem salīdzinot, vieglāk sadalās, norāda uz fosfina vāji attīstīto bāzisko raksturu. Ar to izskaidrojams arī apstāklis, ka fosfīns maz šķīst ūdenī un nerada hidroksīdu,  $PH_4OH$ , kas analogisks amonija hidroksīdam,  $NH_4OH$ .

Totiesu fosfīnam daudz stiprāki attīstīta reducēšanas spēja: tas — līdzīgi fosforam — reducē metālus: sudrabu un varu no to sāļu šķīdumiem.

Šķīdrais fosforūdeņradis,  $P_2H_4$ , pagatavojams kalcija fosfīdu šķīdrais (pašsadalot ar ūdeni (sal. 115 lpp. p.)). Šās vielas iegūšanai lieto Vulfa aizdegošais fosforūdeņradis,  $P_2H_4$ , trīskaklu stiklīni, savienotu ar kondensācijas cauruli, ko dzesē ar ledus un ūdens maisījumu līdz 0°. Sākumā no aparāta izņem ar ūdeņradi visu gaisu, tad trīskaklu stiklīni, saturošu apm. 1 1/2 litru ūdens, uzsilda uz ūdens vannas līdz 60° un pa platu piltuvi, kuras gals iemērkts ūdenī, iemet pa gabaliņam kalcija fosfīdu.

Reakcijā attīstas gāzejada un šķidra fosforūdeņražu maisījums, no kura kondensācijas caurulē atdalās šķidrāis fosforūdeņradis kā bezkrāsains šķidrums, kam ļoti liels staru refrakcijas koeficients un vārišanās temperatūra  $58^{\circ}$ . Šķidrāis fosforūdeņradis sildot sadalās gāzejadā un cietā fosforūdeņražos. Stipra sālsskābe šo sadalīšanos pātrina.

Šķidrāis fosforūdeņradis gaisā pats aizdegas. Šķidra un gāzejada fosforūdeņražu maisījums viegli pagatavojams aparatā, kāds redzams 341 zīmējumā. Lielā batarejas glāzē, kas pildīta ar ūdeni, saitītē pakar stikla bundžu, kurai dibinā skrotis



Zīm. № 341. Pašizdegoša fosforūdeņraža iegūšana pēc K. A. Hofmāņa.

(smaguma palielināšanai) un virs tām dažī gabaliņi kalcija fosfīda. Pirms mēģinājuma bundžā ielej drusku etera, aizbāž caurumu ar korķi, kurā īsa caurule, 3—5 mm diametrī, un ar roku silda bundžu. Bundžu ieliekot ūdenī, etera tvaika spiediens pamazinas un bundžā drusku iekļūst ūdens, kas sadala kalcija fosfīdu, atdalot fosforūdeņražu maisījumu. Šis maisījums gaisā aizdegas un rada dūmu riņķus, līdzīgus tiem, kas aprakstīti 294 lp. pusē. Ūdens ieplūšana un gāzes atdalīšanās notiek pārmaiņus.

Šķidrā fosforūdeņraža sastāvs  $P_2H_4$  līdzīgs hidrazīna sastāvam  $N_2H_4$  (I. s., 160. lp. p.). Bet  $P_2H_4$  daudz nestabilāks nekā hidrazīns. Šajā apstākļi atkal izpaužas fosfora vājā tieksme uz pozitīvo ūdeņradi.

Cietais fosforūdeņradis rodas kā šķidrā fosforūdeņraža sadalīšanās produkts kūpošās sālsskābes vaj cietā kalcija chlorīda klātbūtnē. To izpētījuši Šenkss (Schenk) un Štokss (Stock). Tas ir gaiši dzeltens pulveris, bez smakas; ūdenī un spirtā nešķīst, šķīst izkausētā fosforā. Tas sastāvs atbilst vienkāršākai formulai  $P_2H$ ; molekularo svaru noteicot pēc sasaldēšanas temperatūras pazeminašanās fosforā, Šenkss atrada šai vielai saliktaku formulu:  $P_{12}H_6$ , t. i.  $(P_2H)_6$ . Tas šķīst kodīgā kalija spirta šķīdumā, radot fosfīdu. Tas norāda uz cietā fosforūdeņraža skābo raksturu un atgādina analogiskas slāpekļūdeņraža,  $N_3H$ , īpašības (I. s., 162. lp. p.).

### Fosfora oksīdi un skābes.

Pazīstami četri fosfora oksīdi, kuru sastāvs līdzīgs slāpekļa oksīdu sastāvam (I. s., 165. lp. p.), kā redzams sekojošā tabelē.

Cietais fosforūdeņradis,  $P_{12}H_6$ .

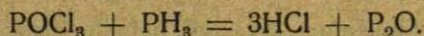
Analoģija ar slāpekļa oksīdiem.

**Tabele 141.**

Fosfora oksīdu sastāvs un īpašības.

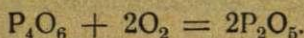
Slāpekļa oksīdi			Fosfora oksīdi		
Formula	Vārišanās temper.	Kušanas temper.	Formula	Vārišanās temper.	Kušanas temper.
N <sub>2</sub> O	— 89,5 <sup>o</sup>	— 102,4 <sup>o</sup>	P <sub>2</sub> O	—	—
NO	— 150,2 <sup>o</sup>	— 160,6 <sup>o</sup>	—	—	—
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	+ 3,5 <sup>o</sup>	— 103,0 <sup>o</sup>	(P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	173,1 <sup>o</sup>	22,5 <sup>o</sup>
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	+ 26,0 <sup>o</sup>	— 9,04 <sup>o</sup>	P <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	—	—
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	+ 45 <sup>o</sup>	+ 30 <sup>o</sup>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	sarkanā kvēle	

Pirmais no tiem, ko sauc fosfora oksīdulu, P<sub>2</sub>O, ir diezgan stabils savienojums un to iegūst fosfora chloroksīdam iedarbojoties uz gāzejādo fosforūdeņradi:

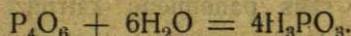


Pagaidām tas vēl maz izpētīts.

Fosfora trioksīds, kā pierādījuši Torpa un Tettona (Thorpe un Tutton) pētījumi, pastāv kā polimerizētas molekulas P<sub>4</sub>O<sub>6</sub>. Tas rodas fosforam lēni oksidējoties, vaj arī tam degot skābekļa nabadzīgā vidē. Reakcijā rodas balta kristaliska masa, kas kūst pie 22,5<sup>o</sup> un vāras bezskābekļa atmosfērā pie 173,1<sup>o</sup>. Gaisā un skābeklī fosfora trioksīds lēni oksidējas, pārvēršoties pentoksīdā:

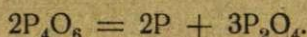


Trioksīda oksidēšanās norisinās ar spīdēšanu, kāda novērojama arī baltajam fosforam oksidējoties. Pie 70<sup>o</sup> trioksīds aizdegas. Tas viegli šķīst organiskos šķīdinātajos, ar ūdeni rada fosforpaskābi:

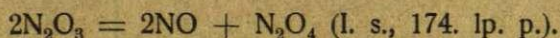


Tas ļoti nāvīgs.

Fosfora trioksīds sildot sadalās fosforā un fosfora tetraoksīdā:



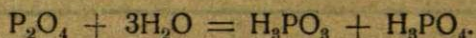
Atceresimies, ka arī slāpekļa trioksīds ir nestabils savienojums, kas sadalās pēc nolīdzinājuma:



Fosfora trioksīds, P<sub>4</sub>O<sub>6</sub>.

Fosfora tetraoksīds, P<sub>2</sub>O<sub>4</sub>.

Bezkrāsainie fosfora tetroksida kristali, savienodamies ar ūdeni, rada fosforpaskābi un fosforskābi:

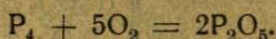


Līdzīgu parādību mēs novērojām arī pie slāpekļa tetroksida (kā slāpekļskābes un slāpekļpaskābes maisīta anhidrida):



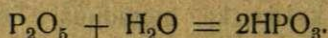
Fosfora  
pentoksids,  
 $P_2O_5$ .

No visiem fosfora oksīdiem visstabilākais ir pentoksids,  $P_2O_5$ , kas iegūstams fosforam pilnīgi sadegot:



Pēc ārejā izskata tas līdzīgs sniegam. Jau pie  $250^\circ$  tas sublīmējas un atdziestot nogulstas kā balti spīdīgi kristaliņi. Līdz ar to norisinās arī polimerizācija, kāpēc pentoksids zaudē izgaišanas spēju un pārvēršas amorfā, stiklainā modifikācijā, kas kūst sarkanās kvēles temperatūrā. Molekularsvars pēc tvaiku blīvuma dod formulu  $P_4O_{10}$ .

Fosfora pentoksīdam ārkārtīgi liela tieksme uz ūdeni, ar ko rada metā fosforskābi:



Aiz to fosfora pentoksīds uzlūkojams kā fosforskābes anhidrīds. To lieto gāzu un organisku šķīdumu pilnīgai atūdeņošanai. Tam tieksme uz ūdeni tik liela, ka tas spēj atņemt citām skābēm ūdeni, pēdējās pārvēršot anhidrīdos:



Fosfora  
skābju  
pārskats.

Fosfora oksīdiem pievienojot ūdeni, atvasinama vesela rinda skābju. Kaut gan šāds paņēmieni katrreiz nesakrīt ar fosfora skābju iegūšanas metodēm, tomēr tas atvieglo šo skābju pārskatu:

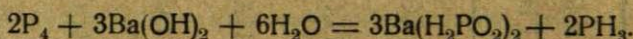
Tabele 142.

Fosfora oksīdi un skābes.

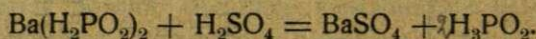
OKSĪDI		SKĀBES			SAKARS AR ANHIDRIDU
Nosaukums	Formula	Nosaukums	Formula	Strukturformula	
Fosfora oksīduls	$P_2O \rightarrow$	Fosforapaskābe	$H_3PO_2$	$H_2 = P \begin{matrix} \diagup O \\ \diagdown OH \end{matrix}$	$P_2O + 3H_2O = 2H_3PO_2$
Fosfora trioksīds	$P_2O_3 \rightarrow$	Fosforpaskābe	$H_3PO_3$	$H - P \begin{matrix} \diagup O \\ \diagdown OH \\ \diagdown OH \end{matrix}$	$P_2O_3 + 3H_2O = 2H_3PO_3$
Fosfora tetraoksīds	$P_2O_4 \rightarrow$	Fosforieskābe	$H_4P_2O_6$	$\begin{matrix} HO \\ \diagdown \\ O \end{matrix} P - P \begin{matrix} \diagup OH \\ \diagdown OH \\ \diagdown O \end{matrix}$	$P_2O_4 + 2H_2O = H_4P_2O_6$
Fosfora pentoksīds	$P_2O_5 \rightarrow$	Metafosforskābe	$HPO_3$	$\begin{matrix} O \\ \diagdown \\ O \end{matrix} P - OH$	$P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$
		Pirofosforskābe	$H_4P_2O_7$	$\begin{matrix} HO \\ \diagdown \\ O \end{matrix} P - O - P \begin{matrix} \diagup OH \\ \diagdown OH \\ \diagdown O \end{matrix}$	$P_2O_5 + 2H_2O = H_4P_2O_7$
		Ortofosforskābe	$H_3PO_4$	$O = P \begin{matrix} \diagup OH \\ \diagdown OH \\ \diagdown OH \end{matrix}$	$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$

Fosforapskābe  
H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub>.

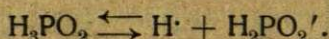
Fosforapskābes, H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub>, sāls rodas balto fosforu sildot sārma ūdens šķīdumā. Pie tam rodas arī pašaiždegošais fosforūdeņradis (294 lp. p.). Parasti iegūst barija sāli, fosforu sildot barīta ūdenī, līdz tas pilnīgi izšķīst:

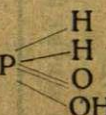


Pēc tam barija hipofosfitu sadala ar sērskābi un divkārtas apmaiņas reakcijā iegūst brīvu fosforskābi, jo barija sulfāts no šķīduma atdalās kā nogulsnis:

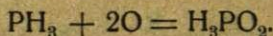


Šķīdumu iztvaicējot bezgaisa telpā, iegūst bezūdens skābi kā kristaliskas plāksniņas, kas kūst pie 17,4°. Ta šķīst ūdenī visados samēros. Kaut gan fosforskābe satur trīs ūdeņraža atomus, tomēr tikai viens no tiem spēj apmainīties ar metālu. Tā tad šeit mums darišana ar vienvērtīgu skābi, kas disociē pēc šēmas:

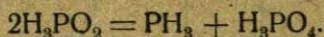


Uz ša pamata fosforapskābei pieņemta strukturformula: P 

un to uzlūko kā fosforūdeņraža, PH<sub>3</sub>, oksidēšanas produktu:



Istenībā tai ar fosforūdeņradi kopīgs ir tas, ka ta reducē zelta, sudraba un vara sāļus metālos. Tā, piem., vara sulfāts reducējas pat šķīdumā, saturošā 10% brīvas sērskābes. No otras puses ta pati var reducēties fosforūdeņradī, līdz ar to radot fosfora oksidēšanas augstāko pakāpi. Tā, piem., sildot norisinās šāda reakcija:



Šajā gadījumā notiek oksidēšanās starpvielas sadalīšanās galejos produktos, kādu novērojām 23 lekcijā pie hlora skābēm.

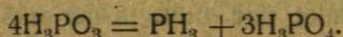
Fosforpaskābe,  
H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>.

Fosforpaskābe, H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>, rodas fosfora trioksīdu izšķīdinot ūdenī (299 lp. p.). Bet daudz parocīgāk ta pagatavojama, ar fosfora trichlorīdu iedarbojoties uz ūdeni:



Šajā nolūkā pūš stipru gaisa straumi caur fosfora trichlorīdu, kas sasildīts līdz 60°, un gāžu maisījumu laiž caur divam skalotņiem, saturošām 100 cm<sup>3</sup> ūdens. Pirmā skalotnē atdalās bezkrāsaini fosforpaskābes kristāli, kas kūst pie 71° un viegli šķīst

ūdeni. Fosforpaskābe, līdzīgi fosforapskābei, sildot sadalās fosforūdeņradī un fosforskābē:



Fosforpaskābe arī stiprs reducētājs. No sudraba sāļu šķīdumiem sākumā atdalās fosforpaskābais sudrabs, kas tomēr ātri sadalās, atdalīdams metalisku sudrabu. Sublimāta šķīdums reducējas kalomelī, bet sildot atdala metalisku dzīvsudrabu.

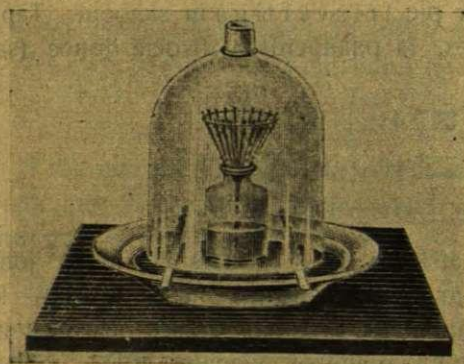
Šās reakcijas, kā arī pašas skābes iegūšana no fosfora trichlorīda, norāda, ka fosforpaskābē fosfors ir trīsvērtīgs, un noved pie

strukturformulas:  $\text{P} \begin{array}{l} \diagup \text{OH} \\ \text{—} \text{OH} \\ \diagdown \text{OH} \end{array}$ . Bet no otras puses apstākļi, ka šā skābe divvērtīga, kā arī organisku esteru pastāvēšana,

kuru struktūra konstatēta un atbilst formulai  $\text{R} \begin{array}{l} \diagup \text{O} \\ \text{—} \text{P} \\ \diagdown \text{OR} \\ \text{—} \text{OR} \end{array}$  (R = organisks radikālis, piem.  $\text{C}_2\text{H}_5$ ), pielaiž varbūtību, ka fosforpaskābes

strukturformula izteicama simbolā  $\text{P} \begin{array}{l} \diagup \text{H} \\ \text{—} \text{O} \\ \diagdown \text{OH} \\ \text{—} \text{OH} \end{array}$ . Beidzot iespējams, ka pastāv divas tautomeras fosforpaskābes formas, atbilstošas divām augstāk pievestām strukturformulām (sal. I. s. 269 lpp.).

Fosforieskābes nātrija sāls,  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_6 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , iegūstams pēc Zalcera (Salzer) metodes, fosfora gabaliņus virs nātrija acetāta šķīduma lēni oksidējot nepietiekošā gaisa daudzumā. Eksperimentu izdara aparatā, kas redzams 342 zīmējumā. Zem



Zīm. № 342. Fosforieskābes iegūšana pēc Zalcera metodes.

stikla kupola, kuramalas cieši nepiestāv šķīvim, paliek stiklēni, saturošu piesātinātu nātrija acetāta šķīdumu. Stiklēnes kaklā ieliek piltuvi, kurā vesela rinda stikla cauruļu ar šaurākiem apakšgaliem. Tajās atrodas baltā fosfora spieķi. Fosforam lēni oksidējoties, attīstās fosforskābe, fosforpaskābe un fosforieskābe, ku-

ras pa piltuvi tek uz leju. Fosforskābais nātrijs grūtāki šķīst

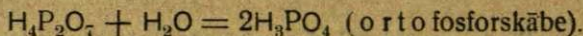
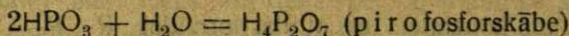
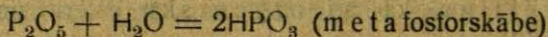
ūdenī un tapēc izkristalīzejas. Pēc tam ša šāļa šķīdumu nogulsnē ar svīna acetātu. Atdalas svīna hipofosfāts,  $Pb_2P_2O_6$ , kas ar sērūdeņradi sadalot dod brīvu fosforieskābi. Šķīdumu koncentrē evakuētā telpā iztvaicējot. Stipri dzesejot, no šķīduma atdalas rombiski kristāli, kuru sastāvs  $H_4P_2O_6 \cdot 2H_2O$ . Tie kūst pie  $70^\circ$  un ūdenī šķīst ļoti labi.

Fosforieskābes šķīdums pilnīgi stabils gaisā un reducē zelta un sudraba sāļus. Tomēr kopā ar sērskābi sildot, fosforieskābe sadalās fosforskābē un fosforpaskābē:



Fosfora  
skābes.

Visaugstākā fosfora skābe pazīstama kā trīs hidrāti, kas savā starpā atšķiras ar ķīmiski saistītā ūdens daudzumu:

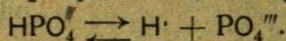
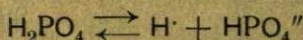
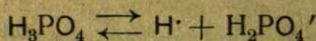


Visas trīs skābes ne tikai atšķiras pēc radīto sāļu sastāva, bet var pastāvēt atsevišķi arī ūdens šķīdumā, un dod dažādas reakcijas, kas vispār nav novērojams citos gadījumos, kad ūdens šķīdumos attīstas hidrāti.

Ortofosfor-  
skābe,  
 $H_3PO_4$ .

Tomēr visstabilākā no tām ir ortofosforskābe,  $H_3PO_4$ ; un arī citas fosforskābes, ūdens šķīdumā stāvot, lēni pārvēršas šajā skābē. Ta pagatavojama sildot retortā ar atpakaļplūstošu dzesetāju balto fosforu ar slāpekļskābi (īpat. sv. = 1,2). Šādi iegūto šķīdumu pēc tam iztvaicē platīnas bļodiņā, ne augstākā par  $150^\circ$  temperatūrā. Ortofosforskābe atdalās kā cieti caurspīdīgi kristāli, kas kūst pie  $38,6^\circ$  un ļoti viegli šķīst ūdenī. Sildot virs  $213^\circ$  ta zaudē ūdeni un pārvēršas pirofosforskābē.

Ortofosforskābe pieder pie trīsvērtīgām skābēm. Tāpat kā citas tamlīdzīgas skābes, ta pakāpeniski disociē jonus (sal. 43 lp. p.):

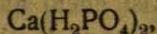


Tomēr lielākā mērā atšķēļas tikai pirmais ūdeņraža jons. Tapēc fosforskābi titrējot ar kodīgo nātriju, metiloranža — kā indikatora — klātbūtnē, pāreja no sarkanās krāsas uz dzeltenu jau rodas vienu molu NaOH pieliekot vienam  $H_3PO_4$  molam (t. i. trīs ekvivalentiem). Fenolftaleīna klātbūtnē šķīdums krāsojas vijolets tikai pēc divu molu NaOH pielaišanas vienam  $H_2PO_4$  molam. Trešais ūdeņraža jons vispārīgi nepadodas neitralīzešanai, t. i. gandrīz nepavisam neatšķēļas.

Ūrtofosforskābe dod trīs rindas sāļu:

Ūrtofosforskābes sāļi.

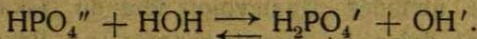
monofosfatus, piem.  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,



difosfatus, piem.  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{CaHPO}_4$  un

trifosfatus, piem.  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ .

Jau monofosfati, piem.  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ , uzrāda ūdens šķīdumā gandrīz neitrālu reakciju, kaut gan tie satur vēl 2 pret metāliem apmainamus ūdeņraža atomus. Tie atdala  $\text{H}_2\text{PO}_4$  jonu, kuram niecīga disociācijas pakāpe. Difosfati jau dod skaidru sārmainu reakciju, jo no ūdens atšķējas hidroksila joni:

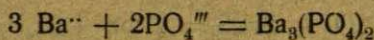


Ša reakcija novērojama vēl lielākā mērā pie trifosfātiem. Šķīstošie trifosfati ūdenī pilnīgi hidrolizejas:

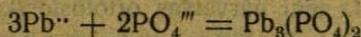


Kalcija un sudraba fosfati nehidrolizejas tikai tapēc, ka tie nešķīst ūdenī.

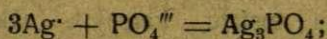
Fosforskābie sāļi dod nogulsņus ar parastiem skābju reakcīviem: barija chlorīdu, svina acetātu un sudraba nītrātu: Fosforskābes reakcijas.



balts nogulsnis, šķīst etiķskābē un ūdenī pa daļai hidrolizejas,

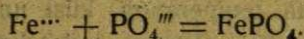


balts, etiķskābē grūti šķīstošs nogulsnis,

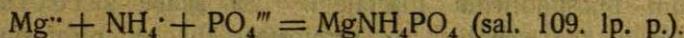


dzeltenais sudraba trifosfats viegli šķīst amonjakā un skābēs.

Ferichlorīds nogulsnē baltu ferit trifosfātu:

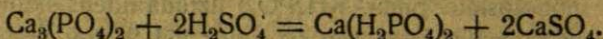


Fosforskābes kvantitatīvai noteikšanai visbiežāk lieto magnijs un amonija sāļu maisījumu ar amonjaku (t. s. „magnezijas miksturu“):



Fosforskābei un tās sāļiem raksturīga reakcija ar amonija molibdatu,  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ . Parasti lieto molibdata šķīdumu slāpekļskābē (īpat. sv. = 1,2), un šam šķīdumam pielej fosforskābi saturošu šķīdumu. Maisījumu vāji uzsildot, rodas dzeltens kristalisks kompleksa nogulsnis:  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  (amonija fosformolibdats).

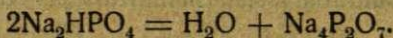
**Superfosfiats.** Fosfati ļoti svarīgs augsnes mēslošanas līdzeklis. Sevišķa loma šajā ziņā piekrīt kalcija fosfatam. Dabīgais apatīts šam nolūkam maz noderīgs, jo tas nešķīst ūdenī un aiz to ļoti niecīgā mērā top no augiem uzsūkts. Lībigis (Liebig) parādīja, ka neitrālais kalcija fosfats, ar sērskābi apstrādāts, pārvēršas šķīstošā monofosfatā:



Kalcija monofosfata maisījumu ar ģipsi lauksaimniecībā lieto kā mākslīgus mēslus. To sauc superfosfatu. Jaunākā laikā ļoti daudz kalcija fosfata iegūst kā blakus produktu, konvertoros pēc Tomasa metodes izgatavojot tēraudu (skat. lekciju par dzelzi). Šis produkts, ko sauc tomasmiltus, ūdenī nešķīst, bet viegli šķīst 20/o-tīgā citronskābē. Augi to viegli asimilē, kapēc to, tāpat kā superfosfatu, lieto mēslošanai.

Pirofosfor-  
skābe,  
 $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ .

Natrija difosfats,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ , karsejot zaudē ūdeni un pārvēršas natrija pirofosfatā:



Ar svina acetātu no ša sāļa apmaiņas reakcijā iegūst svina pirofosfatu,  $\text{Pb}_2\text{P}_2\text{O}_7$ , ko ūdens klātbūtnē sadala ar sērūdeņradi, tādejādi iegūstot šķīdumā pirofosforskābi:

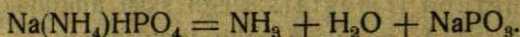


Tirā veidā ta ir bezkrāsaina stiklaina masa. Kopā ar skābju šķīdumiem sildot, ta lēni pārvēršas ortofosforskābē.

Pirofosforskābes sāļi dod ar sudraba nitrātu baltu  $\text{Ag}_4\text{P}_2\text{O}_7$  nogulsni, kas šķīst slāpekļskābē un amonjakā.

Metafosfor-  
skābe,  $\text{HPO}_3$ .

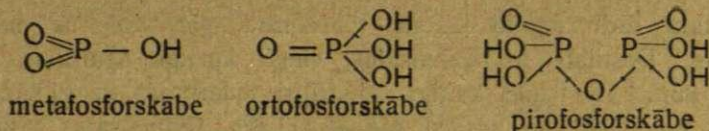
Natrija-amonija fosfatu karsejot, sākumā aiziet ūdens, pēc tam amonjaks, un paliek natrija metafosfats:



Tas paaugstinātā temperatūrā kūst un izkusis izšķīdina — līdzīgi boraksam — metālu oksidus, radot katram metālam raksturīgā krāsā nokrāsotus „stiklus“ („fosfora pārle“, sal. 211. lp. p.).

Metafosforskābe,  $\text{HPO}_3$ , iegūstama ortofosforskābi zelta bļodiņā ilgaku laiku karsejot. Ta ir balta, stiklam līdzīga masa (acidum phosphoricum glaciale“). Ša skābe sarecina olbaltumu, kas nenotiek ar ortofosforskābi un pirofosforskābi. Tās sāļi (metafosfati) ar sudraba nitrātu nedod nogulsni. Šās reakcijas parāda visu triju fosforskābju atšķirību ūdens šķīdumos.

Metafosforskābe pēc sastāva līdzīga slāpekļskābei,  $\text{HNO}_3$ , bet vājaka nekā pēdejā. Tā, atomsvaram palielinoties, 5-ās grupas elementu nemetaliskais raksturs pamazam krītas. Tās strukturformula līdzīga slāpekļskābes strukturformulai:



### Fosfora savienojumi ar sēru un halogēniem.

Sērs viegli šķīst baltā fosforā, pie kam rodas šķīdumi, kas istabas temperatūrā šķīdri un no kuriem dzesejot rodas mainīga sastāva cieti šķīdumi (Buluša (Boulouch) pētījumi). Tomēr, šos maisījumus iepriekš sasildot līdz 200°, tajos rodas noteikti savienojumi, kurus kušanas līknē raksturo maksimālie kušanas punkti (sal. 116. lp. p.). Jaunākā laikā A. Štoks un viņa līdzdarbinieki ieguva šos sulfidus sintētiski, karsejot sarkano fosforu kopā ar sēru. To īpašības šādas:

Fosfora sulfidi.

**Tabele 143.**

Fosfora sulfidi.

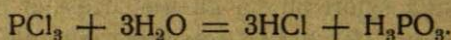
Nosaukums	Formula	Izskats	Temperat.		Šķīstamība sēroglekli
			kušan.	vāriš.	
Tetrafosfortrisulfids	$\text{P}_4\text{S}_3$	dzeltēni kristāli	173°	—	viegli šķīst
Difosfortrisulfids	$\text{P}_2\text{S}_3(?)$	—	296°	—	—
Tetrafosforheptasulfids	$\text{P}_4\text{S}_7$	bezkrās. kristāli	—	523°	grūti šķīst
Difosforpentasulfids	$\text{P}_2\text{S}_5$	dzeltēni kristāli	275°	530°	nešķīst
Fosforheksasulfids	$\text{PS}_6(?)$	—	314°	—	—

Fosfora sulfidi sildot aizdegas. Ūdens tos sadala, atdalot sērūdeņradi. Tetrafosforheptasulfids,  $\text{P}_4\text{S}_7$ , gaisā un tīrā skābeklī oksidejas tikai zem spiediena, kas zemāks nekā pēdējā noteikts parciālais spiediens (kā to pierādījuši Šarfa mēģinājumi) un, līdzīgi fosforam, izstaro „aukstu gaismu“. Technikā fosfora sulfidus lieto izgatavojot masu degkociņu galviņām, kas aizdegas velkot pār jebkuru grubuļainu virsmu.

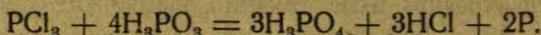
Fosfora trihlorids,  $\text{PCl}_3$ .

Fosfors ar halogēniem rada divas savienojumu rindas: trīsvērtīgus un piecvērtīgus savienojumus. Ar chloru fosfors savienojas tieši un šajā gāzē pat aizdegas, radot fosfora trihlorīdu,  $\text{PCl}_3$  (sal. I. s., 310. lp. p.). Reakcijas pavājināšanai fosforu izšķīdina fosfora trichlorīdā un laiž šajā šķīdumā chloru.

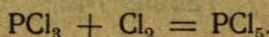
Pēc tam šādi iegūto fosfora trichlorīdu pārtvaicē uz ūdens vannas. Destilāts ir bezkrāsains, viegli kustīgs šķidrums, kas gaisā kūp. Ta tvaiki kaitīgi, jo stipri iedarbojas uz gļotādiņu. Vāras pie 73,8° un sasilst pie —111,8°. Samaisams visados samēros ar eteri, chloroformu, benzolu, sēroglekli u. c. organiskiem šķīdumiem. Ūdenī sadalās pat aukstumā, attīstot fosforpaskābi:



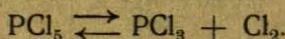
Sildot rodas fosforskābe un fosfors:



Fosfora pentachlorīds,  $\text{PCl}_5$ . Fosfora trichlorīds parastā temperatūrā adsorbē gāzejadu chloru un pārvēršas zaļi-dzeltenā kristaliskā masā — fosfora pentachlorīdā,  $\text{PCl}_5$ :

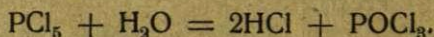


Tas sildot sublimejas nekusdams. Aizkausetā caurulē zem spiediena tas kūst pie 148°. Tvaiku blīvums atbilst  $\text{PCl}_5$  molekularsvarā pusei. Šāda Avogadro likuma izņēmumā cēlonis meklejams apstākļi, ka pentoksīda tvaikos norisinās disociācija:

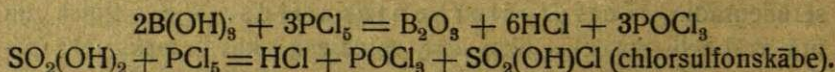


Līdzsvars chlora atmosferā, pēc aktīvo masu likuma, stipri pārvietojas pa kreisi, kāpēc fosfora pentachlorīdam chlora atmosferā ir normāls tvaika blīvums.

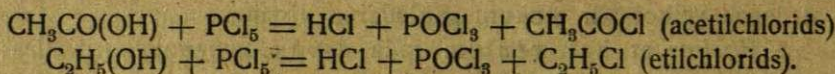
Fosfora pentachlorīds ar vienu molu ūdens rada chloroksīdu,  $\text{POCl}_3$ :



Līdzīgā kārtā reaģē visas vielas, saturošas hidroksīla grupu, piem.:



Fosfora pentachlorīdu bieži lieto organiskā ķīmijā, kad hidroksīla grupa apmaināma pret chloru:



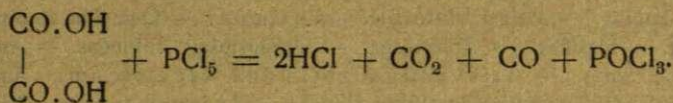
Kad ūdens pārsvarā, fosfora pentachlorīds pilnīgi hidro-lizejas:



Starpprodukts starp fosfora pentoksīdu,  $P_2O_5$ , un fosfora pentachlorīdu,  $PCl_5$ , ir fosfora chloroksīds, ka strukturformula Fosfora chloroksīds,  $POCl_3$ .

izteicama simbolā:  $O = P \begin{matrix} \diagup Cl \\ | Cl \\ \diagdown Cl \end{matrix}$ . To iegūst fosfora penta-

chlorīdam iedarbojoties uz hidroksilu saturošu organisku savienojumu (skat. augstāk). Visbiežāk šam nolūkam lieto skābeņskābi,  $H_2C_2O_4$ :



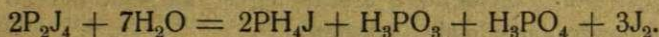
Fosfora chloroksīds — bezkrāsains šķidrums, kas stipri lauž gaismas starus. Gaisā kūp un vāras pie  $107,2^\circ$ . Sasalšanas temperatūra =  $1,25^\circ$ . Ūdenī hidrolizejas, līdzīgi pentachlorīdam, radot ortofosforskābi:



Līdzīgus savienojumus fosfors rada ar bromu. Tie iegūstami tieši savienojoties elementiem, izšķīdinātiem benzolā vai sērogleklī: Fosfora bromīdi.

fosfora tribromīds,  $PBr_3$  — šķidrums, kas vāras pie  $170^\circ$ , fosfora pentabromīds,  $PBr_5$  — dzeltenī kristāli, disociē pie  $100^\circ$ , fosfora bromoksīds,  $POBr_3$  — kristāli; vārišanās temp.  $195^\circ$ .

Fosfors ar jodu dod divus savienojumus:  $P_2J_4$  un  $PJ_3$ . Fosfora jodīdi. Tie abi rodas no elementiem, pēdējo šķīdumus sērogleklī samaisot. Difosfortetrajodīds,  $P_2J_4$ , kristalīzejas sārtzelta prizmās, kas kūst pie  $110^\circ$ . Ar ūdeni (nedaudz) rada fosfonija jodīdu (sal. 297. lpp.):



Fosfora trijodīds,  $PJ_3$ , ir tumši-sarkani kristāli, kas kūst pie  $61^\circ$ . Ar ūdeni sadalot, rada jodūdeņradi (sal. I. s., 360. lpp.). Fosfora pentajodīds,  $PJ_5$ , nav pazīstams.

Fosfora un slāpekļa halogensavienojumus salīdzinot, novērojam, ka līdz ar tieksmes pamazinašanos pret pozitīvo ūdeņradi, uz halogēniem fosforam lielāka tieksme nekā slāpeklim. Slāpekļa savienojumi ar halogēniem ir stipri endotermiski savienojumi, kas pieskaroties eksplodē ar ārkārtīgu spēku (I. s., 366. lpp.). Fosfora halogensavienojumi, turpretim, rodas siltumu atdalot un ļoti stabili. Tie tomēr nav pieskaitāmi sāļiem, jo nerada jonus un ūdenī pilnīgi sadalās. Turpmākos fosfora analogos jau spilgtāki manāma spēja radīt īstus sāļus. Salīdzinājums ar slāpekļa halogensavienojumiem.

## Četrdesmit ceturta lekcija.

### Piektā grupa (turpinājums). Ārsens, antimons un bismuts.

**Ārsens.** — Atrašanās. — Elementa iegūšana. — Īpašības. — Dzeltenais arsens. — Izlietošana. — Arsenūdeņradis,  $\text{AsH}_3$ . — Marša (Marsh) reakcija. — Arsena trīsvērtīgie savienojumi. — Arsena trioksids,  $\text{As}_2\text{O}_3$ . — Arsenpaskābe. — Arsena sulfīdi:  $\text{As}_2\text{S}_2$  un  $\text{As}_2\text{S}_3$ . — Arsena trichlorīds. — Arsenskābe,  $\text{H}_3\text{AsO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ . — Katjons  $\text{As}^{+++}$ . — Piecvērtīga arsena reducēšana. — Fizioloģiskā darbība. — Arsena izlietošana. — **Antimons.** — Elementa atrašanās. — Iegūšana. — Īpašības. — Izlietošana. — Sprāgstošais antimons. — Antimonūdeņradis,  $\text{SbH}_3$ . — Trīsvērtīga antimona savienojumi. Antimona trioksīds,  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ . — Antimonpaskābe,  $\text{HSbO}_2$ . — Antimona trisulfīds,  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ . — Antimona trichlorīds,  $\text{SbCl}_3$ . — Antimona sulfāts,  $\text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3$ . — Vemakmens. — Piecvērtīga antimona savienojumi. — Antimona pentoksīds,  $\text{Sb}_2\text{O}_5$ . — Antimona pentasulfīds,  $\text{Sb}_2\text{S}_5$ . — Antimona pentachlorīds,  $\text{SbCl}_5$ . — Fizioloģiskā darbība. — **Bismuts.** — Elementa atrašanās. — Bismutūdeņradis,  $\text{BiH}_3$ . — Bismuta savienojumi. — Bismutīla savienojumi. — Bismutskābe,  $\text{HBiO}_3$ . — Fizioloģiskā darbība. — Slāpekļa apakšgrupas elementu vispārīgās raksturojums. — Fizikalās īpašības. — Amfoteris raksturs. — Ūdeņraža savienojumi. — Oksīdu raksturs. — Bāziskie sāļi. — Sulfosāļi. — Valence. — Rašanās siltumi. —

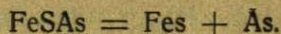
### Ārsens, Ās (Arsenum).

Atrašanās.

Tuvākais fosfora analogs, arsens, reti atgads brīvā veidā, biežāk sēra savienojumos: sarkanā realgarā,  $\text{As}_2\text{S}_2$  un dzeltenā auripigmentā,  $\text{As}_2\text{S}_3$ . Visbiežāk arsens sastopams arsena dzelznī,  $\text{FeSAs}$ , kopā ar piritu. Piritus sērskābes fabrikās apdedzinot, arsens līdz ar sēru šadegot, pa daļai kā trioksīds,  $\text{As}_2\text{O}_3$ , nogulstas kanālos, pa daļai iekļūst sērskābē, kas neapstrādātā veidā vienmēr satur zināmu procentu šā elementa.

Arsena iegūšana.

Ļoti daudz elementara arsena iegūst karsejot dabīgo arsena dzelznī horizontalās māla caurulēs:



Dzelzni sadalot, arsens izgaist un sakrājas ievāktuvē. Arsens ļoti viegli reducējams, arsena trioksīdu karsejot kopā ar ogli:



Ja reducēšanu izdara grūti kausejamā stobriņā, arsens sublimējas un nogulstas uz stobriņa aukstajām sienām kā spožs metalisks spogulis. Arsena tvaikiem raksturīga smaka, kas atgādina ķiplokus.

Arsens pieder pie vielam, kuru kušanas temperatūra augstāka nekā vārišanās temperatūra (kā, piem. oglekļa dioksīds, sal. l. s., 255. lpp.). Tas sildot sublimējas, nekusdams, pie  $450^\circ$ , jo pie šās temperatūras tā tvaiku spiediens sasniedz 1 atmosferu. Bet zem spiediena (aizkausetā caurulē) tas kūst pie  $480^\circ$ . Arsens — līdzīgi fosforam — gāzejadā stāvoklī rada polimeras daļiņas  $\text{As}_4$ .

Elementa īpašības.

Bet virs 1700° arsena tvaiks disociē, un rodas As<sub>2</sub>. „Metalisks“ arsens sildot oksidejas pie 200° un, pēc Žubera (Joubert) pētījumiem, spīguļo līdzīgi fosforam. Tas nešķīst sērogleklī.

Arsena tvaikus šķidrā gaisā pēkšņi atdzesejot, rodas arsena dzeltena modifikācija. Apmēram 8% ša dzeltenā arsena šķīst sērogleklī pie 20°. Tas mazak stabils nekā „melns“ arsens un sevišķi zem gaismas iespaida pārvēršas pēdejā. Tādā kārtā arsenā atkārtojas tādas pat alotropijas parādības, kādas novērojām iepriekšējā lekcijā pie fosfora: „dzeltenais“ arsens atbilst baltajām fosforam, „melns“ — sarkanajam.

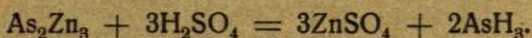
Dzeltenais arsens.

Elementu arsenu izlieto visai maz. To lieto dārgā antimona vietā kā piemaisījumu svinam, pēdejā cietuma pavairošanai.

Izlietošana.

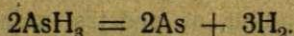
Arsenūdeņradis jeb arsins, AsH<sub>3</sub>, ļoti viegli rodas visos gadījumos, kad ūdeņradis „in statu nascendi“ reaģē uz arsena savienojumiem. Vislabāk šam nolūkam lietot arsena kausejumu ar cinku:

Arsenūdeņradis, AsH<sub>3</sub>.



Arsina atdališanai no ūdeņraža, to dzesē un kondensē cietā oglekļa dioksīda un acetona maisījumā. Arsins — gāze ar nepatīkamu smaku, visai nāvīga. Tapēc ar to strādājot ļoti jāuzmanas (nepieciešama laba ventilācija). Tā kā tehniskā sērskābe vienmēr satur arsena piemaisījumus, metālus šādās skābēs šķīdinot, līdz ar ūdeņradi arvienu atdalas arsenūdeņradis.

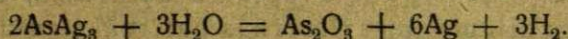
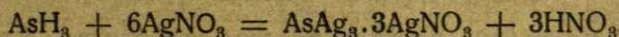
Šķidr arsenūdeņradis vāras pie —55° un sasilst pie —113,5°. Tas vēl nestabilaks nekā fosforūdeņradis. Sildot tas sadalas:



Gaisā deg ar zilu liesmu:



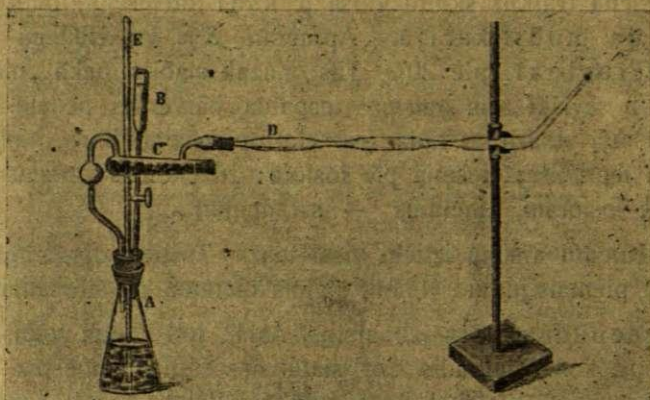
Daļa arsenūdeņraža liesmā sadalas, atdalot arsenu. Līdzīgi fosforūdeņradim, arsins reaģē kā reducetajs. Tas atdala no sudraba nitrāta šķīduma metalisku sudrabu:



Uz šās reakcijas dibinas Gutceita (Guthzeit) mēģinājums uz arsenu. Mēģinājumu stobriņā ieliek cinka gabaliņu, tad ielej sālsskābi un pētamo vielu. Pēc tam stobriņu aizbāž ar stikla vati un aiztaisa ar filtru, kuram galiņš samērcets koncentretā sudraba nitrāta šķīdumā. Ja pētāmā viela satur arsenu, filtra gals krāsojas dzeltens, jo uz ta rodas Ag<sub>3</sub>As. Ar ūdeni atšķaidot, rodas melns sudraba plankums.

Marša  
(Marsh)  
reakcija.

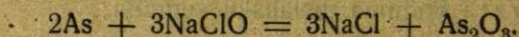
Visai jūtīga reakcija, ko lieto aizdomās par sanāvēšanos ar arsenu, dibinata uz augstak minēto arsina sadalīšanos. Pudelē (zīm. 343) ieliek apm. 20 gr. ķīmiski tīra cinka graudiņus un



Zīm. № 343. Marša reakcija uz arsenu.

pa piltuvi ielej ķīmiski tīru atšķaidītu sērskābi. Reakcijas pārītrināšanai sērskābei pielej dažus pilienus vara vitriola šķīduma (sal. I. s., 70. lp. p.). Ūdeņradis, chlorkalcija caurulē izsausets, ieplūst grūti kausejama stikla caurulē, kurai vairaki sašaurinājumi, un iziet pa tievo caurules galu. Tikko viss gaiss no aparata izdzīts (par ko japārlicinas ar atsevišķu mēģinājumu), caurules galā aizdedzina ūdeņradi un pudelē ielej šķīdumu, kas pārbaudams uz arsenu. Ja tiešam tajā ir arsens, tas, ar ūdeņradi savienodamies, rada arsinu, un liesma krāsojas zila. Tajā turot aukstu porcelāna bļodiņu, uz pēdejās rodas metalisks melns arsena plankums.

Ja cauruli karsejam sašaurinājumā, arsenūdeņradis sadalas, radidams spožu arsena spoguli. Arsena plankums, kā arī spogulis, viegli šķīst chlorapskābā natrija, NaClO, šķīdumā:



Pirms lejam pudelē pētāmo šķīdumu, katrā atsevišķā gadījumā japārlicinas par reaktīvu un trauku tīrību, izdarot sākumā mēģinājumu tikai ar ūdeņradi.

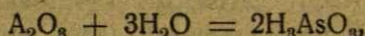
Arsens, līdzīgi slāpeklim un fosforam, rada divas rindas (trīsvērtīga un piecvērtīga arsena) savienojumu. Kā pirmās rindas priekšstāvis minams arsena trioksids,  $As_2O_3$ . Šo savienojumu, ko arsena rūdas apdedzinot iegūst dūmu kanālos kā blakus produktu, tīra sublīmējot. Šādā ceļā tas iegūstams amorfā stāvoklī. Ša, stiklam līdzīgā, modifikācija tomēr nav

Arsena  
trīsvērtīgie  
savienojumi.

Arsena  
trioksids,  
 $As_2O_3$ .

stabila: stāvot (sevišķi mitruma iezīmju klātbūtnē) ta pārvēršas kristaliskā veidā, kas iegūstams arī arsena trioksīdam atdaloties no ta sāļsskābes šķīduma.

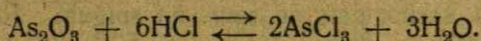
Arsena trioksīds ūdenī šķīst vāji. Pēc L. Brunera un Tolločko (Bruner un Tolloczko) pētījumiem, 100 gramos ūdens pie 15° šķīst tikai 1,656 gr. As<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Pats šķīšanas process norisinās visai gausi. Drukkers (Drucker) parādīja, ka ta šķīšanas ātrums stipri pieaug ūdeņražā un hidrosila jonu klātbūtnē. Acimredzot, šķīšanā notiek ķīmiska reakcija, un proti: arsena trioksīda hidratācija:



kas norisinās ļoti gausi, bet katalizejas ar augstak minētiem joniem.

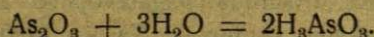
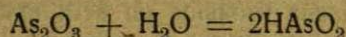
Gāzejadā stāvoklī arsena trioksīds rada saliktas molekulas: As<sub>4</sub>O<sub>6</sub>. Virs 1800° tās disociē vienkāršās molekulās: As<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

Arsena trioksīda amfoterāis raksturs izpaužas ta šķīstamībā sārmos un skābēs:



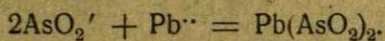
Tomēr arsena trioksīdā pārsvarā skābais raksturs, jo pēc Zavidzka pētījumiem, AsCl<sub>3</sub> ūdenī pilnīgi hidrolizejas.

Arsena trioksīda hidratācija noved pie divām arsenpaskābēm:

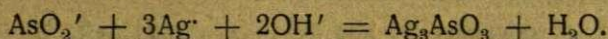


Arsen-  
paskābe.

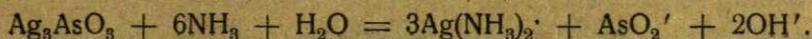
Kurš no šiem diviem hidrātiem pastāv ūdens šķīdumā, nav zinams. Zavidzka pētījumi noteikti pierāda, ka arsenpaskābe ir vienvērtīga. Tapēc vienkāršības labā tai kurmēram piešķirama formula HAsO<sub>2</sub>, kas analogiska slāpekļpaskābes formulai, HNO<sub>2</sub>. Ta visai vāja skābe, kuras sāļi ūdenī stipri hidrolizejas. Tikai nelielā mērā ta zilo lakmusu krāso sarkanu. Tās joni ar barija chlorīdu nedod nogulsni, bet ar svina acetātu rada baltu nogulsni, kas šķīst etiķskābē:



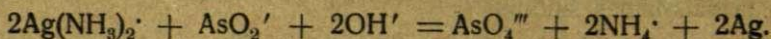
Ar sudraba nitrata šķīdumu rodas iedzeltens arsenpaskābā sudraba nogulsnis (brīva sārma klātbūtnē):



Šis nogulsnis šķīst liekā amonjakā, radot kompleksu katjonu: Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>' (sal. 88. lp. p.):



Bet ja šo šķīdumu sildam, arsenpaskābe reducē metalisku sudrabu, kas kā spožs spogulis atdalās uz mēģin. stobriņa sienām:



Arsenpaskābes anjons  $\text{AsO}_2'$  pie tam oksidejas.

No arsenpaskābes sāļiem praktisku interesi rada vara sāļi. Vara arsenīts pazīstams kā Šēles zaļums. Tas iegūstams arsenpaskābes un potaša šķīdumam pielejot vara vitriola ūdens šķīdumu. Ša savienojuma sastāvu aptuveni izteic formula  $\text{CuHAsO}_3$ . Šveinfurtes zaļums ir vara acetata un arsenīta divsāls:  $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{Cu}(\text{AsO}_2)_2$ . Tas rodas vara acetata un arsenīta karstus šķīdumus samaisot tādos samēros, kas atbilst augstāk pievestam sastāvam. Abas šās krāsas ļoti nāvīgas, un tapetu krāsošanai uz visstingrako noliedzamas.

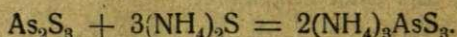
Arsens rada ar sēru divus savienojumus:  $\text{As}_2\text{S}_2$  un  $\text{As}_2\text{S}_3$ .

Tie abi sastopami dabā un pazīstami: pirmais kā realgars, otrs — kā auripigments (sal. 310. lp. p.). Jau senatnē tos lietoja kā sarkanu un dzeltenu krāsu. Sintetiski tie iegūstami sakausejot arsenu ar sēru formulām atbilstošos samēros. Arsens ar sēru savienodamies, sasilst pats no sevis un spīguļo. Realgars sublimējas virs  $450^\circ$ . Destilatātā rodas tumšs šķidrums, kas ātri sacietē sarkanā kristaliskā masā. To saberžot, iegūstama pomeranckrāsa. Realgars gaisā deg ar spilgtu zilu krāsu, kapēc to lieto pirotehnišķiem nolūkiem. No arsena trisulfīda sastāv t. s. „arsenstikls“, ko iegūst arsena trioksīda un sēra maisījumu sublīmējot. Slapjā ceļā arsena trisulfīds pagatavojams sērūdeņradī laižot arsenpaskābes sāļsskābē šķīdumā. Tā kā šādā šķīdumā pielaižama  $\text{As}'''$  katjonu esamība (313. lp. p.), reakcija izteicama sekošā jonu nolidzinājumā:

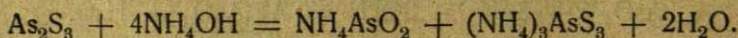


Rodas dzeltens amorfs nogulsnis, kurš vārot drusku šķīst sāļsskābē un sērskābē. Slāpekļskābe to oksidē arsenkābē.

Arsena trisulfīds viegli šķīst bezkrāsainā amonija sulfīda,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ , šķīdumā:



Šajā gadījumā rodas sulfoarsenpaskābes,  $\text{H}_3\text{AsS}_3$ , amonija sāls. Minētā skābe ir skābekļa apmaiņas produkts pret sēru arsenpaskābē,  $\text{H}_3\text{AsO}_3$ . Arsena trisulfīds šķīst pat amonjakā:

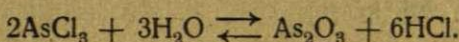


Vārot šķīšana norisinās arī tirā ūdenī, jo sulfīds hidro-lizejas:

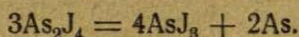


Serūdenradi laižot arsena trioksida tīra ūdens šķīdumā, protams, arī rodas arsena trisulfīds, bet tas paliek koloīdālā šķīdumā. Stiprus elektrolītus (piem. atšķaid. sāļsskābi) pielejot, dzeltenais hidrozols  $As_2S_3$  pārvēršas nešķīstošā hidrogelā. Koloīdalu arsena trisulfīdu viegli adsorbē dažādi nogulsņi, piem. kalcija, barija un stroncija sulfāti, ar kuriem kopā tas nogulstas.

Arsens deg chlorā un sadegot rada trichlorīdu  $AsCl_3$ , šķīdumu, kas vāras pie  $130,2^\circ$ . Valdēna pētījumi pierāda, ka šis šķīdums izšķīdina dažus elektrolītus (sevišķi metālu jodīdus), sadalot tos, tāpat kā ūdens, jonus. Arsena trichlorīds šķīst ūdenī, pie tam lielā mērā hidrolizēdamies (313 lp. p.):



Līdzīgā kārtā iegūstami arī citi arsena savienojumi ar halogēniem:  $AsF_3$ ,  $AsBr_3$  un  $AsJ_3$ , kuru īpašības pievestas sekojošā tabelē. Arsens ar jodu rada divus savienojumus: arsena trijodīdu,  $AsJ_3$ , un arsena dijodīdu ( $AsJ_2$ )<sub>2</sub>. Pēdejs rodas arsenu ar lieku jodu sildot aizkausetā caurulē līdz  $230^\circ$ . Tas ūdenī ātri sadalās arsena trijodīdā un metaliskā arsenā:



**Tabele 144.**

Trīsvērtīga arsena halogensavienojumu īpašības.

	$AsF_3$	$AsCl_3$	$AsBr_3$	$AsJ_3$	$As_2J_4$
Kušanas temper.	- 8,5°	- 18°	+ 31°	+ 146°	+ 128°
Vārišanās temper.	+ 63°	+ 130°	+ 221°	+ 400°	sadalās
Rašanās siltums	—	71390 cal.	45500 cal.	13500 cal.	—

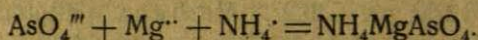
Šie savienojumi visi lielā mērā ūdenī hidrolizejas. Sāļi, kas sastādīti no trīsvērtīga arsena un skābekli saturošu skābju anjoniem, ir nestabili.

Arsena trioksīds koncentrētā slāpekļskābē sildot viegli oksidējas (sal. I. s. 193 lp. p.). Šķīdums, kas paliek arsena trioksīdu atšķīrot, iztvaicējot atdala arsenskābes kristālus, kuru sastāvs:  $2H_3AsO_4 \cdot H_2O$ . Tie ļoti viegli šķīst ūdenī un mitrā gaisā izplūst. Arsenskābe pēc sastāva un īpašībām līdzīga ortofosforskābei. Ta drusku vājāka nekā fosforskābe un rada sāļus, kuru sastāvs:  $Me_3AsO_4$  (Me = vienvērt. metāls) un kuri izomorfī ar fosforskābes sāļiem. Šāda parādība, ko pirmais novēroja Mičērlichs (Mitscherlich), bieži atgādās savienojumos,

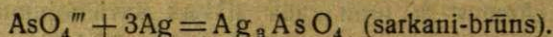
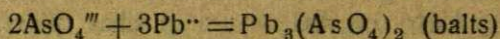
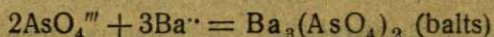
Arsena trichlorīds.

Arsena piecvērtīgie savienojumi.  
Arsenskābe:  $H_3AsO_4 \cdot \frac{1}{2}H_2O$

kas sastādīti no elementiem, kuri periodiskā sistēmā pieder pie vienas grupas. Izomorfisma pētījumiem savā laikā piekrita svarīga loma atomsvāru izvēlē (sal. I. s. 60 lp. p.). No arsenkābes sāļiem analītiskā ziņā svarīgs ir amonija-magnija sāls. Tas izkrit no šķīdumiem, saturošiem arsenkābes anjonus, pielejot magnēzijas miksturu, t. i. magnija chlorida, amonija chlorida un amonjaka šķīdumu maisījumu (109 lp. p.):

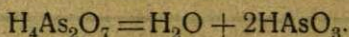
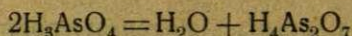


Barija chlorids, svina acetats un sudraba nitrats rada arsenātu nogulšņus, kas līdzīgi attiecīgiem fosfātu nogulšņiem (sal. 305 lp. p.):

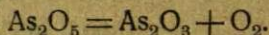


Amonija molibdāts nogulsnē dzeltenus amonija arsenmolibdāta kristālus, kas pēc sastāva līdzīgi nogulsnim, ko dod fosforskābe.

Sildot ortoarsenkābe zaudē ūdeni un pakāpeniski pārvēršas piroarsenkābē un metaarsenkābē:



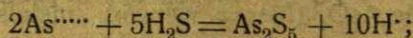
Pie 300° aiziet vēl palikušais ūdens un pāri paliek arsena pentoksids,  $\text{As}_2\text{O}_5$ , kā balta amorfa masa, kas jau pie 400° disociē arsena trioksidā un skābekli:



Kaut gan arsenkābe vājāka nekā arsenpaskābe, tomēr tai zināmā mērā amfoters raksturs. Ta rada skābā šķīdumā piecvērtīga arsena katjonus:



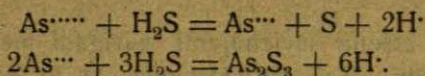
Piecvērtīga arsena sāļi vispār nestabili. Tā, piem. arsena pentāchlorids,  $\text{AsCl}_5$ , ko iegūst šķīdri oglekļa dioksida temperatūrā ar chloru piesātinot arsena trichloridu, zaudē chloru jau pie — 28° un pārvēršas atkal arsena trichloridā. Sērūdeņradis laižot arsenkābes šķīdumā, ar sālskābi paskābinātā, izkrit dzeltens arsena pentasulfida nogulsnis:



tomēr sērūdeņradis šajā gadījumā darbojas kā reducētājs un

Katjons  
As,.....

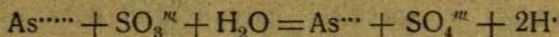
tapēc piecvērtīgais arsens reducējas trīsvērtīgā, pie kam atdalas sērs un arsena trisulfids:



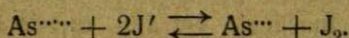
Ša reakcija norisinās sildot neītrālā šķīdumā.

Vispār piecvērtīga arsena savienojumi zem reducētāju iespaida viegli pārvēršas trīsvērtīgos savienojumos. Tā, piem. arsenskābes šķīdumā laižot sēra dioksīdu, ta viegli reducējas:

Piecvērtīga  
arsena  
reducēšana.



Aiz šās reakcijas atdalās jods, jodkalija un sālsskābes maisījumam iedarbojoties uz arsenskābi:



Brīvais jods pierādams šķīdumā pielejot dažus cm<sup>3</sup> chlorofoma vaj sēroglekļa un to saskalojot vaj arī pielejot stērķeļu šķīdumu (zils nokrāsojums, sal. I. s. 391 lp. p.). Ša reakcija tomēr apgrīezeniska, jo neītrālā šķīdumā (nātrija bikarbonāta klātbūtnē) jods arsenpaskābi oksidē arsenskābē. Šo apgrīezenisko reakciju lieto tilpumanalizē joda un arsenpaskābes kvantitatīvai noteikšanai („jodometrija“, sal. I. s. 391 lp. p.).

Arsens, līdzīgi fosforam, ir stiprs nāveklis ne tikai brīvā veidā, bet arī ta savienojumos. Mēs novērojam šeit to pašu parādību, kas bieži atgādās arī pie citām nāvigām vielām. Neītrālos vairumos arsens uz organismu iedarbojas labvēlīgi: zem ta iespaida miesas svārs pieņemas, kauli kļūst stiprāki un vielu apmaiņa organismā pastiprinās. Arsenpaskābi lieto iekšīgi, kā arī ārejiem iešļircejumiem mazasinīgiem. Maksimālā dienas doza nedrīkst būt lielāka par 0,02 gr. Kroniska sanāvēšanās ar arsenu noved pie organu aptaukošanās un izdzimšanas. Arsena ieņemšana lielos daudzumos rada vemšanu, caureju un parasti nobeidzas ar nāvi. Kā pretlīdzekļi lietojami dzelzs hidroksīds un magnēzija, kas ar arsenskābi rada nešķīstošus savienojumus. Pēdejos dabon laukā, izpūpejot kuņģa saturu. Senāk arsenu lietoja kā nozāļošanas līdzekli noziedzīgiem nolūkiem. Bet papildinoties metodem, ar kurām arsens pierādams organismā pat vairākus gadus pēc nozāļotā nāves, šādi noziegumi stipri gājuši mazumā (sal. 312 lp. p.).

Fizioloģiskā  
darbība.

No otras puses + zināms, ka arsenu pastāvīgi lietojot, organisms pie ta „pierod“ un panes bez kādas kaites diezgan lielus ša nāveklā daudzumus. Tā, piem. zirgiem bieži vien dod arsenu (apm. 0,2 gr. dienā), lai tie iegūtu skaistāku izskatu. Kalnu iedzīvotāji (piem. Steirijā) apēd pasākaini daudz arsena, apgalvodami, ka viņi kļūst caur to stiprāki. Šāda organisma „pie-radinašana“ izskaidrojama tādejādi, ka kuņģis un zarnas vairs

neuzsūc ieņemto nāvekli, kapēc tas organismu atstāj. Bet tikko „arsena ēdejs“ šo nāvekli vairs nelieto, viņa organisms ātri novājinās.

Trīsvērtīga arsena savienojumi nāvigaki nekā piecvērtīga arsena savienojumi. Tas izskaidrojams ar to, ka pirmie organismam atņem skābekli. Tomēr sanāvēšanās ar arsenu daudzkārt atgādina sanāvēšanos ar metaliskiem nāvekļiem (vaļu, svinu, dzīvsudrabu).

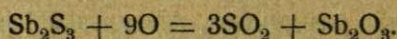
Organiski arsena savienojumi („atoksils“, „salvarsans“, „neosalvarsans“) ir „specifiski nāvekļi“ pret dažu slimību, kā: miega kaites, tifa, sifilisa (Ehrlich) ierosinātajiem.

Arsenpaskābes anhidridu ( $As_2O_3$ ) lieto žurku un peļu izskaušanai. Bez tam vēl to, kā arī citus arsena savienojumus, lieto augu parazītu iznīcināšanai, bet ādu rūpniecībā — ādu konservešanai. Arsens, kā sastāvdaļa, ieiet arī dažās krāsās (314 lp. p.), un to lieto stikla atkrāsošanai (242 lp. p.).

### Atrašanās. **Antimons, Sb (Stibium).**

Antimona spīdums,  $Sb_2S_3$ , bij pazīstams jau senatnē un šimbrīžam tas ir galvenais minerals, no ka iegūst antimonu un ta savienojumus. Sulfidam dabā oksidejoties, radušies antimona ziedi,  $Sb_2O_3$ . Antimona savienojumi atrodas visbiežāk kopā ar svina, vaļa un sevišķi sudraba rūdām.

Metālisko antimonu iegūst no sulfida divejados ceļos. Oksidešanas un reducešanas metodē antimonu apdedzina gaisam nepilnīgi piekļūstot:

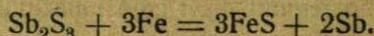


Antimona trioksids sublīmejas (kaut gan grūtāki nekā arsena trioksids) un top uztverts kanālos un kamerās. Pēc tam to kausē ar ogli un zodu:



Zodu liek klāt antimona aizsargašanai no oksidešanās un piemaisījumu (sulfidu) izšķīdināšanai.

Nogulsnešanas metodē antimona sulfidu („antimonium crudum“) sakausē ar dzelzi:



Šādi iegūto metālisko antimonu („regulus antimonii“) tīra pārkausējot ar antimona sulfidu.

Antimonam metālisks spīdums ar bāli-zilganu kāpinājumu. Tas ir tik trauslis, ka piestiņā viegli saberžams. Tīrā veidā tam kristaliska zvaigžņaina struktūra („regulus antimonii stellatus“). Tas nešķīst sālsskābē un sērskābē. Slāpekļskābe to

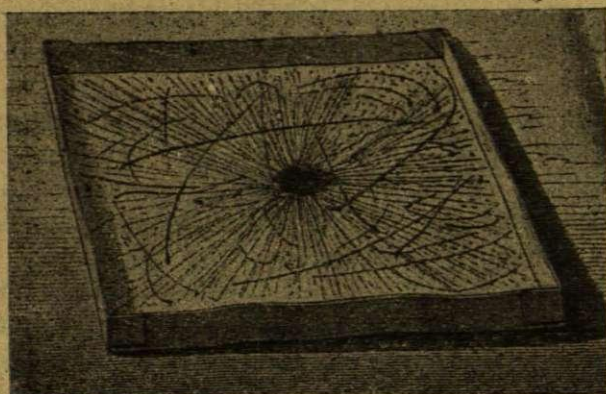
Izlietošana.

Atrašanās.

Antimona iegūšana.

Antimona īpašības.

oksidē antimonpaskābē (skat. zemak). Gaisā karsejot, tas sadeg un rada biezu oksida  $Sb_2O_3$  miglu. Izkausētu metālu izlejot uz baltu spodrūpīri, šķīdrie antimona pilieni izšķīst uz visām pusēm un rada dīvainas figūras, kādas redzamas 344. zīmējumā.



Zīm. № 344. Figūras, kas rodas izkausētu antimonu izlejot uz papīri.

Tīram antimonom nav praktiskas nozīmes, bet ta kausējumus ar citiem metāliem izlieto dažādiem nolūkiem. Svina kausējumi ar antimonu ir ļoti cieti un no tiem izgatavo tipografijas burtus. „Britānijas metāls“ satur 90% alvas, 9% antimona un 1% vara. Tas pēc izskata līdzīgs sudrābam un no ta izgatavo dažādus galda piederumus. Kausējumu, sastāvošu no alvas, antimona un vara, lieto gultņiem (I. s. 222 l. p.). Antimona kausējumu priekšrocība ir ta, ka tie sacietējot izplešas un, piepildīdami visas formu daļas, rada ļoti labus atlējumus.

Antimona  
izlietošana.

Antimons iegūstams arī elektrolīzē ta sāļus. Bet šajos apstākļos antimonom sevišķas īpašības. Antimona trichlorīda šķīdumu sāļsskābē elektrolīzē, uz platīnas katoda atdalās metālisk antimona nogulsnis (zīm. 345). Šo nogulsni rīvējot

Sprāgstošais  
antimons.



Zīm. № 345. Sprāgstošais antimons, pēc Kohena.

ar kādu asu priekšmetu, tas sprāgst, atdalīdams biezu baltu miglu. Kohens (Cohen) un viņa mācekļi pierādīja, ka šis „sprāgstošais antimons“ ir sevišķs parastā antimona nestā-

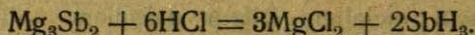
bils veids, kas sevī vienmēr satur šķīduma (antimona chlorīda) daļiņas. Sprāgstošam antimonam pārvērsties ša elementa parastā, stabilā modifikacijā, atdalās ļoti daudz siltuma, kas ir sprādziena cēlonis.

Antimonūdeņradi ar ozonizētu skābekli oksidejot, Štoks un Gutmans (Stock un Guttmann) iegūva dzeltenu, amorfu antimonu, kās tomēr izrādijas vēl nestabilaks nekā arsena dzeltenā modifikacija (sal. 311 lp. p.).

Antimonūdeņradi, SbH<sub>3</sub>.

Antimons, līdzīgi slāpeklim, fosforam un arsenam, ar ūdeņradi dod savienojumu SbH<sub>3</sub>, stibinu, kura iegūšanas metode un īpašības pilnīgi atgādina arsenūdeņradi („arsinu“). Tā, stibins rodas visos gadījumos, kad ūdeņradis „in statu nascendi“ nāk sakarā ar antimona savienojumiem. Tas atdalās līdz ar ūdeņradi Marša aparatā (zīm. 343), un, caurules sašaurinājumos sildot, kā arī ūdeņraža liesmā, sadalās vēl vieglāki nekā arsenūdeņradis (312 lp. p.). Antimona spogulis tumšaks nekā arsena spogulis un grūtāki izgaist. Natrija hipochlorīta šķīdumā antimona spogulis šķīst ļoti gausi.

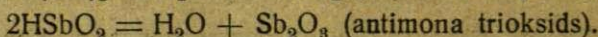
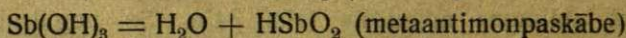
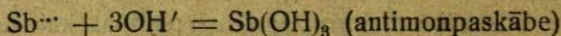
Štoks iegūva tīru stibinu, ar sāļsskābi iedarbojoties uz antimona kausējumu ar magniju:



Ta ir gāze, kuras smaka atgādina sērūdeņradi; ta sabiezē pie  $-18^\circ$  bezkrāsainā šķīdumā; ta šķīst ūdenī, vēl vieglāki spirtā un sērogleklī. Stibins pat vāji sildot sadalās elementos — antimonā un ūdeņradi — ļoti bieži ar sprādzienu. Tas ne mazāk nāvīgs, kā arsenūdeņradis.

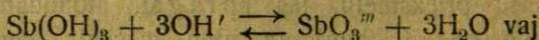
Trīsvērtīga antimona savienojumi. Antimona trioksīds, Sb<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

Sārmjiem vaj zodai iedarbojoties uz antimona trīsvērtīgu sāļu (antimona trichlorīda) šķīdumiem, izkrit balts antimona hidroksīda nogulsnis, kas vārot zaudē ūdeni un pārvēršas trioksīdā:



Antimona trioksīds viegli sublīmejas un kūst sarkanās kvēles temperatūrā. Tas ūdenī gandrīz nemaz nešķīst, bet viegli šķīst skābēs un sārmos. Tas norāda uz antimona hidroksīda amfotero raksturu, jo ša viela savienojas kā ar ūdeņraža, tā arī ar hidroksīla joniem:

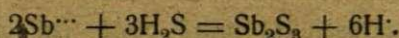
Antimonpaskābe, HSbO<sub>2</sub>.



Pēdeajā reakcijā rodas metaantimonpaskābes,  $\text{HSbO}_2$  (kas līdzīga slāpekļpaskābei), jons. Šās skābes sāļi stabili ūdens šķīdumā, bet amonjaka šķīdumā reducē sudrabu no ta nitrātā, oksidējoties piecvērtīga antimona savienojumos.

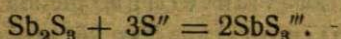
Sērūdeņradi laižot trīsvērtīga antimona sāļu paskābinatos šķīdumos, rodas antimona trisulfida nogulsnis, sārtzelta krāsā, kas grūti šķīst koncentretās skābēs:

Antimona  
trisulfids,  
 $\text{Sb}_2\text{S}_3$ .



Kausejot ša sārtzelta modifikacija pārvēršas melnā kristaliskā modifikacijā, kas identiska ar dabīgo antimona spīdumu.

Amorfais antimona trisulfids viegli šķīst amonija sulfidā, radot ūdeni šķīstošu amonija sulfantimonitu:  $(\text{NH}_4)_3\text{SbS}_3$ . Ša reakcija jonu veidā izteicama šādi:



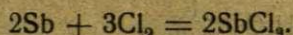
Antimona trisulfida koloīdals šķīdums pagatavojams laižot sērūdeņradi šķīdumā, kas uz 1000 gr. ūdens satur 4,3 gr. antimona oksida un 12,9 gr. vīnskābes. Hidrozols cauri plūstošā gaismā pilnīgi caurspīdīgs, bet atspogotā gaismā tumšisarkans.

Antimona trichlorīds,  $\text{SbCl}_3$ , iegūstams izšķīdinot antimona spīdumu koncentretā sāļsskābē:

Antimona  
trichlorīds  
 $\text{SbCl}_3$ .



vaj chloram uz antimonu iedarbojoties:



Jau Bazilijs Valentins (I. s. 11 lp. p.) šo vielu pazina kā „antimona sviestu“ (butyrum antimonū). Šis nosaukums tai dots tapēc, ka ta ir mīksta, pa daļai caurspīdīga masa. Ta viegli kūst un pārtvaicejas jau pie  $232^\circ$ . Gaisā ta pievelk mitrumu, kūp un izplūst. Viegli izšķīdinama spirtā, un ari pati izšķīdina daudzas organiskas vielas, kā ari dažus sāļus. Pēc Tolločko un Valdena pētījumiem, antimona trichlorīds, līdzīgi ūdenim, tajā izšķīdinatos elektrolītus sadala jonos (sal. 30 lp. p.).

Tas ūdenī hidrolizejas, pie kam kā starpprodukts izkrit antimona chloroksīds. Pēdejs ir balts nogulsnis un saucas Algarota pulveris:

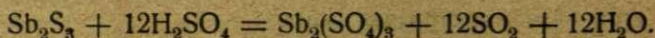


Tomēr liekas skābes klātbūtnē šis nogulsnis atkal izšķīst, kapēc ša reakcija uzlūkojama kā apgriezeniska. Japiemin, ka bez vienkārša sastāva chloroksīda  $\text{SbOCl}$ , ūdenim iedarbojoties, izkrit ari citi, saliktaki starpprodukti, piem.  $2\text{SbOCl} \cdot \text{SbCl}_3$  vaj  $2\text{SbOCl} \cdot \text{Sb}_2\text{O}_3$ .

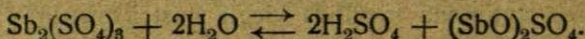
Antimona chlorīds ar sārnu metālu chlorīdiem rada kompleksus sāļus:  $K_3SbCl_6$ ,  $Na_3SbCl_6$ ,  $(NH_4)_3SbCl_6$ , kas stabili ūdens šķīdumā. Tie atvasināmi no antimonpaskābes,  $H_3SbO_3$ , apmainot trīs skābekļa atomus pret sešiem chlora atomiem.

Antimona sulfats,  $Sb_2(SO_4)_3$ .

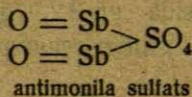
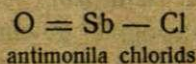
Antimona sulfats,  $Sb_2(SO_4)_3$ , iegūstams antimona sulfīdu izšķīdinot koncentrētā karstā sērskābē:



Tas rada bezkrāsainus, mitrā gaisā izplūstošus kristālus; ūdenī hidrolizejas, pārvēršdamies ūdenī nešķīstošā, amorfā baltā bāziska sāļa pulverī (antimonila sulfatā):



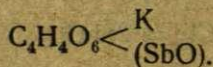
Antimona sāļu hidrolizē rodas bāziski sāļi, saturoši radikālu  $SbO$ , kas izpilda it kā vienvērtīga metāla lomu:  $O=Sb-$ . Šo radikālu sauc antimonilu. Tas kā sastāvdaļa ieiet Algarota pulverī un antimonila sulfatā, kuru struktūra izteicama šādās formulās:



Vemakmens.

Antimonila un kalija vīnskābam sālim, kas pazīstams zem vemakmeņa nosaukuma (jo specifiski iedarbojas uz kuņģi), farmācijā svarīga nozīme.

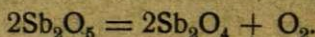
Ta sastāvs šāds:



Vīnskābē viens skābes ūdeņradis apmainīts pret kaliju, otrs — pret antimonilu. Vemakmens pagatavojams antimona oksīdu izšķīdinot vīnākmeņa šķīdumā.

Piecvērtīga antimona savienojumi. Antimona pentoksīds  $Sb_2O_5$ .

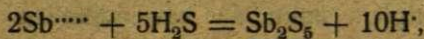
Antimona pentoksīds,  $Sb_2O_5$ , iegūstams antimonu izšķīdinot koncentrētā slāpekļskābē. Lieko skābi iztvaicējot un iegūto vielu sausejot pie  $275^\circ$ , rodas bāli-dzeltens, ūdenī nešķīstošs pulveris. Karsejot tas zaudē skābekli, pārvēršdamies antimona tetroksidā:



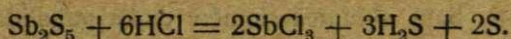
Antimona pentoksīds ir antimonskābes anhidrīds. Šās skābes sāļi (antimonāti) rodas antimona pentoksīdu sakausejot ar sārmiem, vai arī antimonpaskābes sāļus oksidējot ar koncentrētu slāpekļskābi. Skābais kalija piroantimonāts,  $K_2H_2Sb_2O_7$  (kas pēc sastāva līdzīgs pirofosfātiem, 306 lp. p.) — reaktīvs uz nātrija joni, ar ko rada grūti šķīstošu sāli:  $Na_2H_2Sb_2O_7$  (sal. 23 lp p.). Slāpekļskābi pielejot kalija antimonāta (vai piroantimonāta) šķī-

dumam, rodas antimonskābe kā balts, amorfs, nenōteikta sastāvā nogulsnis. Ta sausejot pamazam zaudē ūdeni un beigās pārvēršas antimona pentoksidā. Augstak pievestais antimona tetroksids,  $Sb_2O_4$ , uzlūkojams kā „antimonila metaantimonats“:  $(SbO)SbO_3$ .

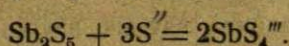
Sērūdeņradis no piecvērtīga antimona sāļiem skābā Antimona šķīdumā nogulsnē antimona pentasulfīdu kā oranž - sarkanu,  $Sb_2S_5$ , amorfu nogulsni:



kas tikai sildot šķīst koncentretā sāļsskābē, atdalot sēru:



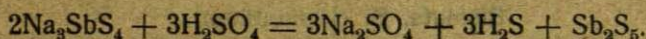
Bet tas šķīst ļoti viegli dzeltenā amonija sulfidā, radot sulfoantimonskābes,  $H_3SbS_4$ , anjonu:



Šās skābes natrija sāls, kas pazīstams kā Šlippes sāls, iegūstams natrija sulfīdu sakausejot ar antimona trisulfīdu un sēru:



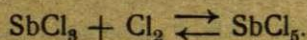
Tas labi kristalizējas no ūdens šķīduma un top lietots labi nokrāsota antimona pentasulfīda iegūšanai. Šam nolūkam to izšķīdina ūdenī un atšķaidītu šķīdumu sadala ar atšķaidītu sērskābi:



Antimona pentasulfīdu senāk plaši lietoja ārstniecībā vemšanas izsaukšanai („sulfur auratum antimonii“).

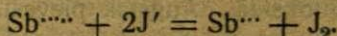
Šimbrīžam to galvenā kārtā lieto gumijas rūpniecībā kā piemaisījumu, kas paātrina kaučuka vulkanizāciju. Sarkanā gumija satur ļoti daudz antimona sulfīda. Bez tam vēl antimona trisulfīdu un pentasulfīdu piejauc degkociņu galviņām (sal. 294 lp p.).

Izkausets antimona trichlorīds adsorbē chloru un pārvēršas Antimona pentachlorīds.

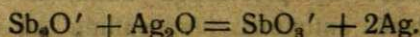


Šis savienojums sildot disociē, bet retinātā telpā pārtvaicējas nēsadalīdamies. Tas ir dzeltens šķidrums, gaisā stipri kūpošs. Antimona pentachlorīds sacietē pie  $-6^{\circ}$  un vāras pie  $+140^{\circ}$ . Ūdenī šķīst, radīdams piecvērtīgus katjonus  $Sb^{V}$ , un pa daļai hidrolīzēdamies, atdalīdams antimoniskābi. Tas liekā sāļsskābē rada kompleksu chlorantimoniskābi,  $HSbCl_6$ , kuras sāļus jo sīki izpētījis Veinlands (Weinland).

Reducešana. Piecvērtīga antimona savienojumi skābā šķīdumā reducējas ar jodkaliju, atdalot jodu:



Turpretim trīsvērtīga antimona sāļi ar sudraba nitrātu, amonjaka klātbūtnē, oksidejas, atdalot metalisku sudrabu:



Mazak cēli metali, kā: cinks, dzelzs vaj alva, nogulsnē no trīs- un piecvērtīgiem antimona savienojumiem metalisku antimonu kā tumšu plankumu. Parasti reakciju uz antimonu izdara šādi: pētāmā šķīduma dažus pilienus uzpilda uz platinas platīti (tīģeļa vāciņu). Šajā šķīdumā iemērc cinka gabaliņu tā, ka tas pieskaras platīnai. Tad uz platinas rodas tumšs antimona plankums. Šis plankums šķīst koncentretā sāļsskābē, un sevišķi viegli dzeltenā amonija sulfida šķīdumā.

Fizioloģiskā darbība.

Antimona savienojumi nav tik nāvīgi, kā arsena savienojumi. Bet tie acumirkli izsauc kuņģa sienas kairinājumu un vemšanu. Pateicoties šādai darbībai, tos organisms nepaspēj uzsūkt un tapēc nesānāvejas tādā mērā, kā no arsena savienojumiem. Vemakmeni („tartarus stibiatus“) lieto šam nolūkam pat medicīnā. Tomēr antimona preparātu, kā iekšķīgu līdzekļu, lietošana saistīta ar sānāvešanās varbūtību. Tapēc jaunākā laikā no tiem izsargas, vemšanu izsaucot ar nevainīgiem organiskiem preparātiem, kāds ir, piem. apomorfīns.

### Bismuts, Bi (Bismuthum).

Atrašanās.

Bismuts retaks nekā iepriekšējie piektās grupas priekšstāvji. Tas atgadas pa daļai kā tīrradnis, pa daļai kā sulfids,  $\text{Bi}_2\text{S}_3$  (bismuta spīdums), galvenā kārtā Bolīvijā.

Elements Bi.

Elementu iegūst apdedzinot bismuta rūdas, pie kam  $\text{Bi}_2\text{S}_3$  oksidejas un pārvēršas  $\text{B}_2\text{O}_3$ . Pēdejo reducē ar ogli. Bismutam metāla spīdums ar sarkanu kāpinājumu. Tas ir trausls kā antimons un kūst jau pie  $286^\circ$ . Aiz ša iemesla to lieto viegli kūstošu (eitektisku) kausejumu izgatavošanai:

	Bi	Pb	Sn	Cd	kušanas temperatura:
Rozes kausejums ...	2 daļas	1 daļa	1 daļa	—	$94^\circ$
Vuda „	7—8 „	4 daļas	2 daļas	1—2 daļas	$70^\circ$
Lipovica „	15 „	8 „	4 „	4 „	$60^\circ$

Šie kausejumi jau kūst karstā ūdenī.

Bismuts, gaisā karsejot, sadeg ar zilganu liesmu un rada brūnus oksīda dūmus. Tas, līdzīgi antimonam, šķīst tikai slāpekļskābē un karajā ūdenī.

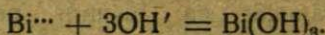
Ķimīki jau kopš seniem laikiem centušies pagatavot bismuta savienojumu ar ūdeņradi, pamatojoties uz ša elementa analogiju ar citiem pietkās grupas elementiem. Bet visi šie mēģinājumi beigušies nesekmīgi, un līdz pat pēdejam laikam lasijam ķīmijas mācības grāmatās, ka bismuts nespēj savienoties ar ūdeņradi. Tikai 1918. gadā F. Panets (Paneth) no jauna ķēras pie šās problēmas, pieņemdam, ka bismutūdeņradis, kā ļoti nestabils savienojums, var rasties tikai tik niecīgos daudzumos, ka tas parastos apstākļos nav novērojams. Šo niecīgo materiāla daudzumu eksistences pierādīšanai Panets izlietoja izotopisku elementu radioaktivitāti, kas dod iespēju materiālu konstatēt tik lielā atšķaidījumā, kādā vielu visas citas īpašības kļūst neuztveramas.

No 61. tabeles (I. s. 416. lp. p.) mums zinams, ka bismuts pieder radioaktīvu elementu plejādei, kuras loceklis ir arī torijs C (sal. 286. lp. p.). Panets ieguva šo elementu kā radioaktīvu nogulsni uz magnija pulvera virsmas, torija emanāciju sadalot magnija klātbūtnē. Augstāk minētā kārtā apstrādāto magnija pulveri Panets izšķīdināja sālsskābē un attīstījušos ūdeņradi laida elektroskopā. Izrādījās, ka ša gāze radioaktīva. Tās radioaktivitāte kritās pakāpeniski ar pusperiodu 60,8 min., kas precīzi sakrīt ar torija C pusperiodu. Ar šo tika pierādīts, ka torijs C, kas pats par sevi negaistošs elements, sālsskābē šķīstot, rada gaistošu gāzejadu savienojumu. Kad atdalījušos ūdeņradi laida caur nokarsetu Marša cauruli (zīm. 312 lp. p.), no tās iznākot, tas vairs nedarbojās uz elektroskopu. Totiesu caurulē bij radies radioaktīvs nogulsnis, sastāvošs no torija C, kas precīzi tika pierādīts, noteicot nogulšņa aktivitātes krišanās periodu. Beidzot, ša pati gāze, kas iegūta ar sālsskābi iedarbojoties uz magniju, saturošu radiju C, tika laista caur U-cauruli, atdzesetu ar šķīdru gaisu līdz — 180°. No U-caurules izejošo ūdeņradi elektroskopā pārbaudot, izrādījās, ka tas zaudējis gandrīz visu radioaktivitāti. Tas pierādīja, ka ūdeņraža radioaktīvais piemaisījums sabiezē šķīdru gaisa temperatūrā. Uz šiem datiem pamatojoties, var tāsīt slēdzienu, ka torijs C un radijs C (tā tad arī ķīmiskā ziņā viņam identiskais izotops — bismuts) dod ar ūdeņradi „in statu nascendi“ gāzejadu savienojumu, kas dzesejot sabiezē šķīdru, bet sildot sadalas, līdzīgi arsen- un antimon-ūdeņradim. Visinteresantākais ir tas, ka augšminētie mēģinājumi izdarīti ar vielas daudzumu, kas nepārsniedza vienu biljono daļu miligramā!

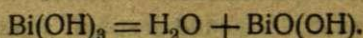
Stabili tikai trīsvertīgi bismuta savienojumi, kuros bismuts bez izņēmuma pozitīvs elements (katjons). Piecvērtīgu bismutu savienojumi.

sastopam bismutskābē  $\text{HBiO}_3$ , un tās sāļos, kuros bismuts atrodas anjonā.

Bismuta hidroksidu,  $\text{Bi(OH)}_3$ , nogulsnē amonjaks un sārmi no bismuta sāļiem kā baltu, amorfu nogulsni:

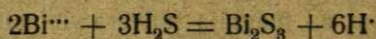


Tas viegli šķīst skābēs, bet nešķīst sārmos. Tas pierāda, ka bismuts, atšķirībā no arsena un antimona, neuzrāda amfoteru raksturu.  $\text{Bi(OH)}_3$  sildot zaudē ūdeni un pārvēršas bismutīla hidroksidā:



Pielejot chlor- vai bromūdeni, vaj arī ūdeņraža peroksīdu, bismuta hidroksīda nogulsnis oksidejas un pārvēršas bismuta dioksīdā,  $\text{BiO}_2$ , kam brūna krāsa.

Ūdeņradis no bismuta sāļu šķīdumiem nogulsnē brūnu sulfīdu, kas sildot šķīst koncentretā slāpekļskābē:

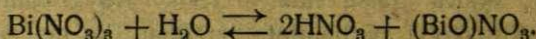


Bismuta sulfīds nešķīst amonija sulfīdā. Tas atkal pierāda, ka bismuts nespēj radīt anjonus (šajā gadījumā  $\text{BiS}_3^{\text{III}}$ ).

Bismuta chlorīdu,  $\text{BiCl}_3$ , iegūst ar chloru vai karalūdeni iedarbojoties uz bismutu. Tas kūst pie  $230^\circ$  un pārtvaicejas pie  $429^\circ$ . Ūdenī sadalās, atdalīdams bismuta chloroksīda nogulsni, kas šķīst liekā skābē:

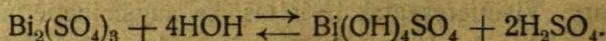


Bismuta nitrāts,  $\text{Bi(NO}_3)_3$ , pagatavojams bismutu izšķīdinot koncentretā slāpekļskābē. Tas atdalās no šķīduma kā prizmatiski kristāli, saturoši 5 molekulas ūdens, kuri sildot līdz  $78^\circ$  kūst savā kristalizācijas ūdenī. Ūdenī tas sadalās, atdalīdams bāzisku sāli:



Šis bāziskais sāls jau sen pazīstams medicīnā kā „magisterium bismuthi“. Tas darbojas antiseptiski un tiek lietots kuņģa un zarnu slimību ārstēšanai.

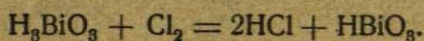
Bismuta sulfāts,  $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$ , ko iegūst karstai koncentretai sērskābei iedarbojoties uz bismutu vai ta oksīdu, ir higroskopiska viela, kas ūdenī sildot hidrolizejas:



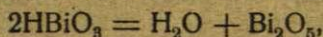
Bismuta sāļu hidrolizē rodas bāziski sāļi, piemēram:  $(\text{BiO})\text{Cl}$ ,  $(\text{BiO})\text{NO}_3$ ,  $(\text{BiO})_2\text{SO}_4$ . Visi šie bāziskie sāļi uzlūkojami kā vienvērtīga radikāla,  $\text{BiO}$ , savienojumi ar skābju anjoniem. Radikālu  $\text{BiO}$  — pēc analogijas ar radikālu  $\text{SbO}$  (322 lp. p.) —

sauc bismutilu. Bismuta sāļiem raksturīgi, ka tiem pielejot kalija bichromatu, rodas dzeltens bismutila bichromata,  $(\text{BiO})_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , nogulsnis, bet pielejot sārmu metalu chloridus, rodas bismutila chlorids,  $(\text{BiO})\text{Cl}$ .

Piecvērtīgs bismuts uzrāda vienīgi skābu raksturu. Tā, <sup>Bismutskābe,</sup>  <sup>$\text{HBiO}_3$ .</sup> piem. chloru laižot kodīgā kalija šķīdumā, kurā iemaisīts bismuta hidroksids, pēdejs kļūst tumši-sarkans, jo tas oksidejas bismutskābē:



Bismutskābe ir ļoti vāja un tās sāļi ūdenī pilnīgi sadalas. Pie  $120^\circ$  ta zaudē ūdeni, pārvēršdamies bismuta pentoksidā:



bet tālāk sildot, atdala skābekli un reducejas trioksidā,  $\text{Bi}_2\text{O}_3$ .

Bismuta tetroksidu,  $(\text{BiO}_2)_2$  jauzľuko kā bismutskābes,  $(\text{BiO})\text{BiO}_3$ , bismutila sāļi.

Bismuta savienojumi daudz mazak nāvīgi nekā arsena un antimona savienojumi. Bismuta bāziskie sāļi, kas nešķīst ūdenī, netop uzsūkti organismā. Tomēr, pieskārdamies svaigām brūcem, tie pārvēršas šķīstošā formā un, iekļūdami organismā, to stipri sanāvē un rada simptomus (piem. smaganās rodas tumša mala), kas līdzīgi simptomiem, kad sanāvēšanās notikuse ar dzīvsudrabu. Bismuta bāziskais nitrats vēl bīstams arī tapēc, ka tas zarnās var reducēties nitritā, un nitriti augstākā mērā nāvīgi. Aiz ša iemesla ārstniecībā visvairak lieto bismuta organiskus savienojumus, piem. dermatolu (galloskābo bismutilu jeb bismuthum subgallicum).

Fizioloģiskā darbība.

### Bismuta izotopi.

Bismuta radioaktīvie izotopi atrodas visās trijās radioaktīvo elementu — radija, aktīnija un torija — rindās. To īpašības pievestas sekojošā tabelē.

**Tabele 145.**

Bismuta izotopi.

	RaC	RaE	AcC	ThC
Atomsvars	214	210	—	212
Kārtības skaitlis	83	83	83	83
Izstarojums	$\alpha, \beta$	$\beta$	$\alpha$	$\alpha, \beta$
Pusperiods	19,5 min.	5,0 dienas	2,15 min.	60 min.

Slāpekļa apakšgrupas elementu vispārīgs raksturojums.

Tabele 146.

Slāpekļa apakšgrupas elementu fizikalās īpašības.

	N	P	As	Sb	Bi
Atomsvars	14,08	31,04	74,96	120,2	209,0
Blīvums	1,0265 <sup>1)</sup>	2,34 <sup>2)</sup>	4,72 <sup>3)</sup>	6,518	9,78
Atomtilpums	13,7	13,3	15,9	18,4	21,4
Kušanas temp.	—210 <sup>0</sup>	44,5 <sup>04)</sup>	480 <sup>06)</sup>	630,6 <sup>0</sup>	270 <sup>0</sup>
Vārišan. temp.	—195,7	290 <sup>0</sup>	568 <sup>0</sup>	1330 <sup>0</sup>	1490 <sup>0</sup>
Īpatn. elektr. vadītspēja	—	—	2,85×10 <sup>4</sup> (0 <sup>0</sup> )	2,56×10 <sup>4</sup> (0 <sup>0</sup> )	0,929×10 <sup>4</sup> (0 <sup>0</sup> )
Valence	5(2,3,4)	5(3)	5(3)	5(3)	5(3)

1) cietā slāpekļa blīvums pie —252,5<sup>0</sup>; 2) sarkanā krist. fosfora blīvums; 3) melnā metaliskā arsena blīvums; 4) baltā fosfora kušanas temper.; 5) kūst tikai zem spiediena.

Fizikalās īpašības.

No augstāk pievestā slāpekļa un tā homologu fizikālo īpašību salīdzinājuma redzams, ka atomsvaram pieaugot,

- 1) elementu blīvums un atomtilpums palielinās;
- 2) vārišanās temperatūras paaugstinās un
- 3) kušanas temperatūras pieaug no slāpekļa līdz antimonam.

Amfoterāis raksturs.

Piektās grupas elementi atrodas uz robežas starp metāliem un metaloīdiem. Daži no tiem, piem. fosfors, arsēns un antimons pazīstami vairākos alotropiskos veidos, no kuriem dažiem metalisks, dažiem nemetalisks raksturs. Bet slāpekļis pazīstams tikai vienā, nemetaliskā modifikācijā, un bismuts tikai metaliskā. Vispār, kā citās apakšgrupās, tā arī šajā, elementu pozitīvais raksturs pastiprinās atomsvaram pieaugot, bet elektronegatīvais raksturs pavājinās. Tas izpaužas jau elementu ārējā izskatā un pakāpeniskā elektrības vārdīšanas pieaugšanā. Līdz ar to pie tiem novērojam pakāpenisku tieksmes pamazinašanos uz ūdeņradi.

Ūdeņraža savienojumi.

Visstabilāks amonjaks. Tas neoksidejas gaisā parastā temperatūrā un sildot disociē. Fosfīns, PH<sub>3</sub>, sildot pilnīgi sadalās un viegli aizdegas gaisā. Arsīns, AsH<sub>3</sub>, un stibīns, SbH<sub>3</sub>, ir endotermiski savienojumi un sildot viegli sadalās (Maršā reakcija); bismutūdeņradis, BiH<sub>3</sub>, vispār nestabils un sadalās jau šķidrā gaisa temperatūrā. Amonjaks — noteikts sārms. Tas ar skābēm rada amonija sāļus pēc tipa NH<sub>4</sub>A. Fosfonijs sāļi, piem. PH<sub>4</sub>Cl disociē jau parastā temperatūrā. Arsīns un stibīns jau ar skābēm vairs nesavienojas, bet rada organiskus arsonija un stibonija

savienojumus:  $\text{AsR}_4\text{J}$ ,  $\text{SbR}_4\text{J}$ , kuros ūdeņradis apmainīts pret alkila radikāliem ( $\text{C}_2\text{H}_5$ ).

Pāreja no metaloīdiem uz metāliem uzskatāmi izpaužas oksīdos. Slāpekļa un fosfora trioksīdu hidrāti ir tikai skābes:  $\text{HNO}_2$  un  $\text{HPO}_2$ . Arsena trioksīds,  $\text{As}_2\text{O}_3$ , un antimona trioksīds,  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ , uzrāda amfoteru raksturu, t. i. rada kā skābes, tā arī bāzes, bet bismuta trioksīdam tikai bāzisks raksturs. Attiecībā uz pentoksīdiem novērojam pakāpenisku tieksmes krišanos uz ūdeni: slāpekļskābe un fosforskābe ļoti grūti atūdeņojamas. Turpretim, arsenskābe, antimonskābe un bismutskābe viegli zaudē ūdeni.

Arsena, antimona un bismuta sāļi viegli hidrolizejas. Antimonam un bismutam raksturīga kompleksu katjonu, antimonila:  $\text{SbO}^+$  un bismutila:  $\text{BiO}^+$ , rašanās.

Arsens un antimons rada raksturīgas sulfoskābes, kuru sāļi stabili pat ūdens šķīdumā. Bismutam šā īpašība iztrūkst.

Maksimālā piektās grupas elementu valence attiecībā pret skābekli ir 5. Bet bez tam slāpekļa analogi rada arī zemākas valences savienojumus, galvenā kārtā trīsvērtīgus. Slāpekļa un ta analogu trīsvērtīgus savienojumus ar skābekli salīdzinot ar piecvērtīgiem savienojumiem, izrādas, ka valencei palielinoties, elementu skābais raksturs pastiprinās. Slāpekļskābe stiprāka nekā slāpekļpaskābe, fosforskābe stiprāka nekā fosforpaskābe, arsenskābe stiprāka nekā arsenpaskābe. Šo elementu pozitīvais raksturs, turpretim, kritās valencei pieaugot. Piecvērtīgu katjonu  $\text{As}^{++++}$  un  $\text{Sb}^{++++}$  sāļi hidrolizēti lielākā mērā nekā trīsvērtīgu katjonu sāļi un vispār nestabilāki. Piecvērtīgs bismuts vispār nespēj veidot katjonu: tas rada tikai bismutskābi,  $\text{HBiO}_3$ .

Slāpekļa apakšgrupas elementu tieksme uz pozitīviem un negatīviem elementiem lielā mērā izpaužas arī to savienojumu rašanās siltumos.

**Tabele 147.**

Slāpekļa analogu savienojumu rašanās siltumi.

	N	P	As	Sb	Bi
$\text{RH}_3$	+12200 cal.	+ 5800 cal.	— 36700 cal.	— 84500 cal.	—
$\text{R}_2\text{O}_3$	—21400 "	+ 74800 "	+156400 "	+163000 "	+137800 cal.
$\text{R}_2\text{O}_5$	— 1200 "	+369400 "	+219380 "	+229600 "	—
$\text{RCl}_3$	—38477 "	+ 76600 "	+ 71390 "	+ 91390 "	+ 90630 "
$\text{RCl}_5$	—	+109200 "	—	+104870 "	—
$\text{RBr}_3$	—	+ 44800 "	+ 45500 "	+ 61400 "	—
$\text{RBr}_5$	—	+ 59050 "	—	—	—
$\text{RJ}_3$	—	+ 10900 "	+ 13500 "	+ 28800 "	—

No 147 tabeles redzams, ka

1) ūdeņraža savienojumu rašanās siltumi kritas atomsvaram palielinoties,

2) oksīdu un halogēnu savienojumu rašanās siltumi pieaug pamatelementa atomsvaram palielinoties.

Izņēmuma stāvoklī atrodas fosfora pentoksīds, kuram rašanās siltums lielāks nekā citiem oksīdiem.

## Četrdesmit piektā lekcija.

### Piektā grupa (turpinājums). Vanadija apakšgrupa.

Vispārīgs raksturojums. — Vanadija un ta analoģu atrašanās. — Niobija un tantala atdalīšana. — Elementu iegūšana. — To īpašības. — Izliešana. — Valence. — Vanadija skābes. — Polivanādati. — Vanadijskābes reakcijas. — Niobijskābe. — Tantalskābe. — Heteropoliskābes. — Protaktīnijs, Pa. — Ta īpašības. — Izcelšanās. — Protaktīnija izotopi. —

#### Vispārīgs raksturojums.

Iepriekšējās lekcijās redzējam, ka katrā grupā otrās (paralēlās) apakšgrupas elementi sastopami dabā retāk nekā pirmās (galvenās) apakšgrupas elementi. Tas pats novērojams arī piektā grupā. Vanadijs sastopams Kalifornijā, roskoelitā (vizlā, kas satur vanadija trioksīdu,  $V_2O_3$ ), niobijs atrodas niobitā (dzelzs niobatā,  $Fe(NbO_3)_2$ ), tantals — tantalitā (dzelzs tantalatā,  $Fe(TaO_3)_2$ ). Abi pēdejie minerali savā starpā izomorfi. Aiz to niobijs un tantals parasti atgads kopā.

Niobija atdalīšana no tantala pamatojas uz viņu fluorīdu komplekso sāļu dažādo šķīstamību. Šam nolūkam niobītu (vaj tantalītu) sakausē ar kalija bisulfātu un pēc tam iegūto masu vāra ūdenī. Niobija un tantala sulfāti ūdenī sadalās, pie kam niobijskābe un tantalskābe atdalās kā koloīdali nogulšņi (hidrogēli). Tos izšķīdina koncentrētā fluorskābē un, kalija fluorīdu pieliekot, pārvērš attiecīgu fluorskābju kalija sāļos. Niobijskābe rada tādā gadījumā kalija oksifluorniobātu, kura sastāvs:  $K_2NbOF_6 \cdot H_2O$  (t. i.  $KNbOF_4 \cdot KF \cdot H_2O$ ), un kas viegli šķīst ūdenī, bet tantalskābe atdala grūti šķīstošu kalija fluortantalātu,  $K_2TaF_7$ . Pēdejo tīra frakcionēti kristalizējot.

Šās apakšgrupas elementi iegūstami no to oksīdiem ar alumīniju reducējot („termīta metode“, 217. lpp.). Tantals iegūstams pēc Boltona metodes no kalija fluortantalāta (skat. augstāk), iedarbojoties uz to ar nātriju. Reakcijas produktu izskalo ar

Vanadija un ta analoģu atrašanās.

Niobija un tantala atdalīšana.

Elementu iegūšana.

ūdeni un spirtu, bet pulvera veidā palikušo tantalu pārkausē elektriskā krāsnī, vakuumā.

Elementi: vanadijs, niobijs un tantals ir pelekas krāsas metali, tēraudam līdzīgi. Tie ļoti cieti un kūst tikai augstā temperatūrā, kas pieaug metala atomsvaram palielinoties. Gaisā tie nemainas un uzglabā metalisko spīdumu. Tie nešķīst ne skābēs, ne arī sārmos. Niobijs un tantals nešķīst pat karāļūdenī, bet tie viegli šķīst fluorskābē.

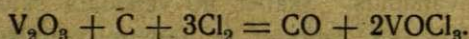
Elementu  
īpašības.

Vanadiju mēdz piemaisīt tēraudam, lai tas kļūtu cietaks. Vanadija tēraudu, saturošu apm. 0,20% vanadija, amerikāņi lieto automobiļu izgatavošanai. Vanadija savienojumi daudzās oksidēšanas reakcijās izpilda skābekļa „pārnesēju“ lomu un kā kontaktvielas top lietoti dažos tehniskos procesos, piemērskābes kontaktprocesā, krāsošanā ar anilīnkrāsām u. c. Tantalu kādreiz lietoja elektrisko lampu kvēldiegu izgatavošanai. Šādas lampas pirmo reizi parādījās 1905. gadā, bet pēc tam volframa un osrama lampas tās pilnīgi nobīdīja pie malas. Tantalu, pateicoties tā cietumam un ķīmiskai izturībai, lieto zobārstniecības instrumentiem, ķīmiskiem traukiem (platinas vietā) un elektrolītisko procesu anodiem. Niobijs līdz šim vēl nekur netiek izlietots.

Izlietošana.

Šo elementu maksimālā valence = 5. Tā sastopama viņu augstākais oksīds:  $V_2O_5$ ,  $Nb_2O_5$ ,  $Ta_2O_5$ , kas uzlūkojami kā vanadijskābes, niobijskābes un tantalskābes anhidrīdi. Vislielākā valences dažādība ir vanadijam, un proti: tā savienojumos ar halogēniem. Vanadija pentachlorīds nav pazīstams, bet viegli iegūstams vanadila trichlorīds,  $VOCl_3$ , chloram sarkanas kvēles temperatūrā iedarbojoties uz vanadija trioksīda maisījumu ar ogli (Prandtl un Bleyer):

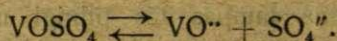
Valence.



Šis savienojums ir gaiši dzeltens šķidrums, kas vāras pie 126°. Vanadijs tajā piecvērtīgs. Ar chloru uz metalisku vanadiju iedarbojoties, Prandls un Bleijers pagatavoja četrvērtīgu chlorīdu  $VCl_4$  kā tumši-sarkanu šķidrumu, kuŗa vārišanās temperatūra = 154°. Šis šķidrums vārot tomēr sadalās, atdalīdams chloru un pārvērdamies vanadija trichlorīdā,  $VCl_3$ . Tā ir vijoleta, cieta, kristaliska viela. Vanadija trichlorīdu sasildot līdz sarkanai kvēlei (vislabāk sausa slāpekļa straumē), tas sadalās tālāk, pārvērdamies zaļās vanadija dichlorīda,  $VCl_2$ , plāksnīnās. Visi šie savienojumi ūdenī pilnīgi sadalās, kas norāda uz vanadija, kā pozitīva elementa, vājumu. Visstiprāk pozitīvais raksturs izpaužas divvērtīgos savienojumos. Valencei pieaugot, pozitīvā elektriskā tieksme

pamazam atslābst. Sakarā ar to piecvērtīgais vanadijs nespēj radīt normalu chlorīdu  $VCl_5$ , bet tikai oksichlorīdu  $VOCl_3$ . Vienīgi fluoram uz vanadiju pietiekoši liela tieksme radīt pentafluorīdu  $VF_5$ .

Vanadija augstako oksīdu  $V_2O_5$  sildot ūdeņraža straumē, rodas nevis vanadijs, bet vanadija oksīduls, VO (vanadils). Šis divvērtīga vanadija savienojums izskatās kā metāls. Aiz ša iemesla to senāk tureja par metālu. Divvērtīga vanadija sāļi oksidejas tik enerģiski, ka tie sadala ūdenī, atdalīdami ūdeņradi. Trīsvērtīga vanadija sāļi rada alaunus, kas izomorfi ar alumīnija alauneem (223 lp. p.). Ari tie gaisā viegli oksidejas un reducē vara sulfātu, atdalot metalisku varu. Četrvērtīga vanadija sāļi jau stabilāki. Bet ūdenī tie pa daļai hidrolizejas, radot bāziskus savienojumus pēc tipa  $VOX_2$ , piem. vanadila sulfātu:  $VOSO_4$ . Šie sāļi ūdenī atdala vanadila divvērtīgu katjonu:



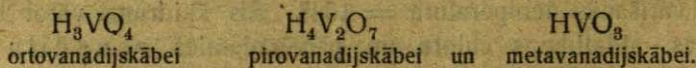
Vanadila radikāls ar šo atšķiras no antimonila (322 lp. p.) un bismutila (327 lp. p.) vienvērtīgiem radikāļiem. Vanadija pentoksīds uzrāda skābu raksturu, un uzlūkojams kā vanadija skābju anhidrīds (skat. zemāk).

Atomsvaram palielinoties, polivalentīgu savienojumu radītspēja elementiem pamazinas. Niobijs nerada divvērtīgus savienojumus, bet tikai trīsvērtīgus:  $Nb_2O_3$ ,  $NbCl_3$ , četrvērtīgus:  $NbO_2$  un piecvērtīgus:  $Nb_2O_5$ ,  $NbCl_5$ ,  $NbF_5$ . Tantalā rada tikai četrvērtīgus ( $TaO_2$ ) un piecvērtīgus savienojumus ( $Ta_2O_5$ ,  $TaCl_5$  un  $TaF_5$ ).

Vanadija  
skābes.

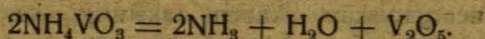
Vanadija rūdas ar kodīgo nātriju sakausejot, rodas ūdenī šķīstošs kalija vanadāts. Skābes no vanadāta šķīduma nogulsnē vanadijskābi kā sarkanu koloidālu nogulsni (hidrogeli). Šis nogulsnis liekā ūdenī rada diezgan stabilu asins-sārtu hidrozolu.

Vanadijskābe, līdzīgi fosforskābei, rada trīs sāļu tipus, kas atbilst

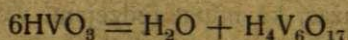


Visstabilākie ir metavanadāti, kas ūdens šķīdumā rada anjonu  $VO_3^-$ . Amonija metavanadātu iegūst pat fabriku apmēros. Tas grūti šķīst ūdenī, sevišķi lieka amonija chlorīda klātbūtnē. Aiz to, vanadātu šķīdumiem pielejot piesātinātu amonija chlorīda šķīdumu, tas izkrīt kā kristālisks nogulsnis. Amonija vanadātu lieto vanadijskābes atdalīšanai un tīrīšanai.

Kāsejot tas sadalās, atdalidams amonjaku un ūdeni. Pāri paliek vanadija pentoksids:



Metavanadatu šķīdumi bezkrāsaini. Paskābinot tie kļūst Polivanadati. zelt-sārti, jo šajā gadījumā rodas polivanadati, no kuriem raksturīgi ir heksavanadijskābes,  $\text{H}_4\text{V}_6\text{O}_{17}$ , sāļi:



No četriem heksavanadijskābes ūdeņraža atomiem tikai trīs apmaināmi pret metaliem. Nātrija heksavanadata sastāvs:  $\text{Na}_3\text{HV}_6\text{O}_{17}$ , un tas rada anjonu  $\text{HV}_6\text{O}_{17}'''$ .

Vanadati skābā šķīdumā viegli reducējami ar cinku, sēr- Vanadijskābes reakcijas. ūdeņradi un sērpaskābi, un pārvēršas violetos un zaļos vanadija trīsvērtīgos un divvērtīgos savienojumos (skat. augstāk). Amonija sulfīds pārvērš vanadatus sulfovanadatos, no kuriem, šķīdumu paskābinot, izkrit brūns vanadija pentasulfīda,  $\text{V}_2\text{S}_5$ , nogulsnis. Perhidrols ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) vanadatu skābos šķīdumos rada sarkani-brūnu vanadijpārskābi. Ša krāsa pazūd lieka perhidrola klātbūtnē. Vanadijs pēc valences dažādības, divvērtīgu vanadosāju īpašībam un vanadijskābes pārejas poliskābēs, dažā ziņā līdzīgs savam kaimiņam periodiskā sistēmā pa labi, t. i. chromam. Vanadija četrvērtīgie savienojumi no otras puses norāda uz ta analogiju ar kreiso kaimiņu, t. i. titanu.

Niobitu ar zodu sakausejot, rodas nātrija metaniobats, Niobijskābe.  $\text{NaNbO}_3$ , kas ar skābem viegli sadalās, attīstidams niobijskābes koloidālu nogulsni. Niobijskābe viegli šķīst mineral-skābēs, sevišķi silīcijfluorūdeņraža skābē, radot piecvērtīga niobija sāļus. Ta viegli šķīst arī sārmos, radot, līdzīgi vanadijskābei, mazāk vaj vairāk salikta sastāva poliniobatus, piem. kalija heksaniobatu:  $\text{K}_6\text{Nb}_6\text{O}_{19} \cdot 16\text{H}_2\text{O}$ . Niobati skābā šķīdumā reducējas ar cinku: tad šķīdums krāsojas zils vaj brūns, bet ar laiku izkrit brūns nogulsnis.

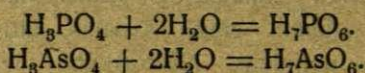
Tantaliskābe un tās sāļi, tantalāti, pilnīgi līdzīgi niobijskābei Tantaliskābe. un tās sāļiem. Niobijs un tantalats savā starpā līdzīgi daudz vairāk nekā vanadijam. Starp citu ta spēj radīt poliskābju sāļus. Kalija tantalats,  $\text{K}_8\text{Ta}_6\text{O}_{19} \cdot 16\text{H}_2\text{O}$ , viegli šķīst ūdenī, kamēr nātrija tantalats,  $\text{Na}_8\text{Ta}_6\text{O}_{19} \cdot 25\text{H}_2\text{O}$ , ūdenī šķīst grūti, un sevišķi kodīgā nātrija un zodas šķīdumā. Uz to dibinas tantala atdalīšana no niobija. Amonjaks nogulsnē tantaliskābi, kas atkal izšķīst kodīgā kalijā, sālsskābē un fluorskābē. Tantaliskābes šķīdums fluorskābē ( $\text{TaF}_6$ ), tam pielejot kalija fluorīdu, rada kristalisku kalija fluortantalata nogulsni:  $\text{K}_2\text{TaF}_7$ .

Tantals starp šās apakšgrupas elementiem ir vispozitīvākais. Tantalāti ar ūdeņraža peroksīdu reakciju nedod.

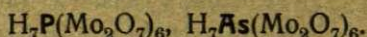
Heteropoliskābēs.

Vājām neorganiskām skābēm raksturīgi, ka tās spēj radīt polimerus anjonus un poliskābes. Borskābe rada tetraboratus, piem.  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ . Fosforskābe, arsenskābe un antimonskābe dod piroskābes:  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$  un  $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$ . Silicijskābe rada visai komplicēta sastāva polisilikātus (sal. 250 lp. p.). Vēl lielākā mērā ša spēja izpaužas, kā nupat redzējam, vanādija, niobija un tantala skābēs. Šai parādībai paraleli novērojam vēl citu: šo skābju spēju sev pievienot citu skābju anhidridus un radīt kompleksu skābes un to sāļus. Šādas kompleksu skābes sauc vispār par heteropoliskābēm. Visvieglāk pievienojas fluor-skābe, pie kam šādos gadījumos rodas fluor-skābes un oksifluor-skābes. Ar fluor-skābju piemēriem mēs iepazīties borofluorūdeņraža skābē,  $\text{HBF}_4$ , un silicijfluorūdeņraža skābē,  $\text{H}_2\text{SiF}_6$ . Pie šās kompleksu savienojumu grupas pieder arī nioboksifluorūdeņraža skābes sāļi, piem.  $\text{K}_2\text{NbOF}_6$  un tantalfluorūdeņraža skābes sāļi, piem. augstāk minētais kalija sāļš:  $\text{K}_2\text{TaF}_6$ .

Fosforskābe un arsenskābe rada arī molibdenskābi kompleksas skābes:  $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{MoO}_3)_{12} \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  un  $\text{H}_3\text{AsO}_4(\text{MoO}_3)_{12} \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ , kuru amonija sāļi grūti šķīst ūdenī (sal. 305 lp. p. un 316 lp. p.). Verners un Miolati (Werner un Miolati), pamatojoties uz Rozenheima (Rosenheim) pētījumiem, šo savienojumu formulas izved no skābju hidrātiem ar sešiem skābekļa atomiem:



Šajās skābēs skābeklis tiek apmainīts pret piromolibdenskābes,  $\text{H}_2\text{Mo}_2\text{O}_7$ , divvērtīgu radikālu:



Līdzīgā kārtā ortovanadijskābē,  $\text{H}_7\text{VO}_6$ , apmainot skābekli pret molibdenskābes radikālu, atvasinama vanadijmolibdenskābe:  $\text{H}_7\text{V}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6$  un tās sāļi, piem.  $(\text{NH}_4)_3\text{H}_4\text{V}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6$ . Bet vanadijskābe spēj savienoties ar fosforskābi un arsenskābi, apmainot pēdējās skābekli. Tādā kārtā rodas kompleksas fosforvanādija- un arsenvanādija skābes:  $\text{H}_7\text{P}(\text{V}_2\text{O}_6)_6$ ,  $\text{H}_7\text{AsO}_2(\text{VO}_3)_2$ ,  $\text{H}_7\text{P}(\text{V}_2\text{O}_6)(\text{Mo}_2\text{O}_7)_3$  u. c. Niobijskābe un tantalskābe rada kompleksas skābes ar skābekšskābes radikālu.

Fizioloģiskā darbība.

Vanadijs un tā savienojumi ir nāvīgi. Vanadijskābi un tās nātrija sāļi lieto nelielās dozās, līdzīgi arsenskābei, vielu apmaiņas pastiprināšanai organismā. Vanadijskābes šķīdumu lieto kā antiseptiku zem „oksidazina” nosaukuma.

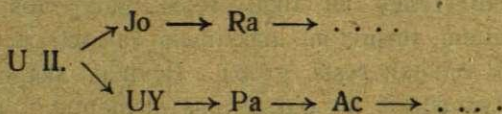
**Tabele 148.**

Vanadija apakšgrupas elementu īpašības.

	V	Nb	Ta
Atomsvars	51,0	93,5	181,5
Blīvums	5,688(18,7°)	8,4	16,6
Atomtilpums	8,97	11,1	10,9
Kušanas temper.	1715°	1950°	2770°
Valence	5(2,3,4)	5(3,4)	5

**Protaktinijs, Pa.**

Pēdejais šās apakšgrupas elements, protaktinijs, ir radio-aktīvs un sastāda pāreju no ģeoloģiskās urana rindas uz aktīnija rindu. To atrada Hāns un Līze Meitner (Hahn un Meitner) urana piķa rūdas atlieku atliekās. Tas šķīst līdz ar tantalu fluorskābē un visadi līdzīgs tantalam, nebūdamas tomēr tā izotops. Protaktinijs izstaro  $\alpha$ -starus ar sniegšanās tālumu 3,31 cm., dzīvo videji apm. 10000 gadu un sabrūkot pārvēršas aktīnijā (sal. 233. lpp.). Tā atomsvars nezināms. Tas atgādas vienmēr nēcīgos daudzumos kopā ar uranu ( $6,7 \times 10^{-8}$  gr. Pa uz 1 gr. uranā). Šis apstāklis liek domāt, ka protaktinijs ir urana pēcnācejs. Ļoti iespējams, ka tas cēlies no urana Y, kas rodas urana rindai atzarojoties no urana II, kā redzams sekojošā šēmā:



Protaktīnija īpašības.

Bet protaktīnija sakars ar uranu Y, kā arī pēdejā sakars ar uranu eksperimentāli vēl nav pierādīts. Pieņemot šeit pieņemto šēmu, protaktīnijam „šķietamais atomsvars“ būtu: 230.

Tā izotopi ir: urans  $X_2$  jeb brevijs, ko atrada Fajanss kā urana  $X_1$  pārvēršanās produktu, un Hāna 1921. g. atrastais urans Z. Pēdejā izcelšanās nav vēl noskaidrota.

Izotopi.

## Četrdesmit sestā lekcija.

### Sestā grupa: sērs.

Sēra atrašanās dabā. — Iegūšana. — Sēra īpašības. — Rombiskais un monoklīniskais sērs. — Trīskārtīgie punkti. —  $\alpha$ —sērs un  $\eta$ —sērs. — Plastiskais sērs. — Sēra molekularsvars. — Sēra savienojumi ar ūdeņradi un pozitīviem elementiem. — Sērūdeņraža attīstīšanās un iegūšana. — Sērūdeņraža īpašības. — Sērūdeņraža oksidēšana. — Sērūdeņradis kā skābe. — Metālu sulfīdi. — Polisulfīdi. — Sēra oksīdi. —  $\text{SO}_2$  iegūšana. — Tilpumu samēri. — Fizikālās īpašības. — Kritiskās parādības. — Šķīdinošā un jonizejošā spēja. — Oksidēšanas reakcijas. — Reducēšanas reakcijas. — Pievienošanas reakcijas. — Balinašana. — Sēra trioksīds. — Ta īpašības. — Sēra skābes. — Sērāpskābe,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ , un tās sāļi. — Sērāpskābe,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ . — Nogulsnešanas reakcijas. — Oksidēšanas un reducēšanas reakcijas. — Sērskābe,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . — Kameru metode. — Kontakta metode. — Sērskābes īpašības. — Izlietošana. — Pīrosērskābe,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ . — Sērāpskābe,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ . — Sulfopērskābe,  $\text{H}_2\text{SO}_5$ . — Strukturformulas. — Sēra tioskābes. — Tiosērskābe,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$  un tiosulfāti. — Politionskābes. — Sēra savienojumi ar slāpekli. — Slāpekļa sulfīds,  $\text{N}_4\text{S}_4$ . — Sēra savienojumi ar halogēniem. — Sēra heksafluorīds,  $\text{SF}_6$ . — Sēra chlorīds,  $\text{S}_2\text{Cl}_2$ . — Tionila chlorīds,  $\text{SOCl}_2$ . — Sulfūrla chlorīds,  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ . — Chlorsulfonskābe,  $\text{SO}_2(\text{OH})\text{Cl}$ . —

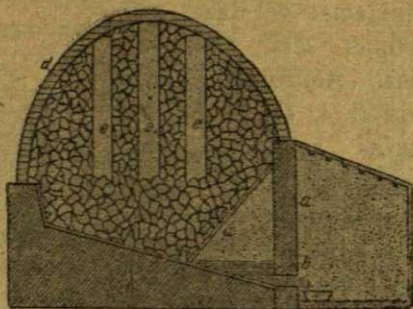
Periodiskās sistēmas sestā grupā pirmā vieta pieder skābeklim. Bet šis elements kā pēc fizikalām, tā arī ķīmiskām īpašībām atšķiras no pārējiem sestās grupas elementiem. Šo parādību novērojām arī citās periodiskās sistēmas grupās, sevišķi pie litija, bora, oglekļa, slāpekļa un fluora. Skābeklis — gāze, kamēr pārējie viņa „analogi“ — parastos apstākļos cietas vielas. Skābeklis ir divvērtīgs un tikai retos gadījumos četrvērtīgs. Citiem elementiem, turpretim, maksimālā valence ir seši, kas saskan ar viņu stāvokli sestā grupā. Beidzot, skābeklis uzrāda stipru tieksmi uz citiem tās pat grupas elementiem un neuzrāda tādu pret saviem kaimiņiem pa labi un pa kreisi: ar slāpekli tas dod endotermiskus, pa daļai nestabilus savienojumus, bet ar fluoru pavisam nesavienojas. Tas norāda uz skābekļa līdzību blakus stāvošiem elementiem pirmā horizontālā rindā un uz zināmu ķīmisku antagonismu pret kaimiņiem tajā pat vertikālā rindā.

Sēra atrašanās dabā.

Kamēr skābeklis visizplatītākais elements zemes gāzejadā, šķidrā un cietā daļā (sal. I. s. 27 lpp.), viņa tuvākais analogs — sērs — sastopams daudz retāk. Elementārā stāvoklī sērs atrodas Sicīlijā, Ziemeļamerikas Luīzianā štātā, Japānā, un vispār vulkānu apvidos. Sēra savienojums ar ūdeņradi, sērūdeņradis, izšķīdinātā veidā atrodas daudzos avotos „(t. s. sērūdeņros)“. Vēl vairāk dabā izplatīti sēra savienojumi ar metāliem: pīrits,  $\text{FeS}_2$ , svina spīdums,  $\text{PbS}$ , cinka māneklis,

ZnS u. c. Beidzot sērs, kā sastāvdaļa, atrodas dabīgos sulfatos: ģipsī,  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , smagajā špatā,  $\text{BaSO}_4$ , kizeritā,  $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  u. c. Organiskā pasaulē sērs, kā olbaltuma sastāvdaļa, izpilda svarīgu lomu. Baltumvielām pūstot, sērs savienojas ar ūdeņradi. Aiz to sapuvušas olas ož pēc sērūdeņraža.

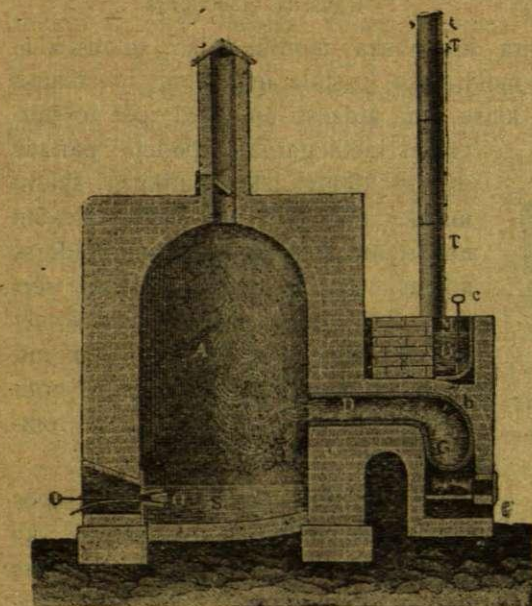
Sēru līdz pat šim laikam Sicīlijā iegūst, to izkausējot sevišķās, ar ģipsi izliktās krāsnīs, kuras sauc parkalkaronam (zīm. 346). Kalkaronas ierīko 2,5 metri dziļās bedrēs, ar slīpu dibinu, kas atbalsta vertikālā sienā *a*. Bez tam kalkaronā atrodas režģes *c* un caurums *b* izkauseta sēra izlaišanai. Krāsni piepilda ar sēru saturošiem mineraliem un pārklāj ar mālu kārtu *d*. Krāsni atstāj brīvus kanālus *e*, pa kuriem ar degošiem salmiem aizdedzina sēru.



Sēra iegūšana.

Zīm. № 346.

Kalkarona, parādīta griezumā.



Zīm. № 347.

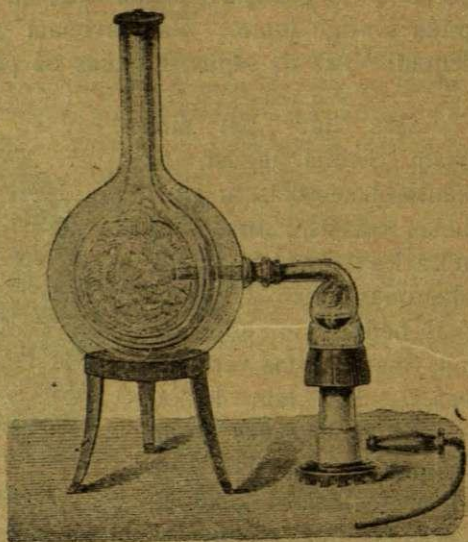
Sēra pārtvaicešana.

Apmēram 35%—40% sēra sadeg, pārejais izkūst un pa *b* satek koka formās. Daudz sēra šajā metodē iet zudumā. Luizianā, kur sērs atrodas 100 metru dziļumā, to iegūst pēc Fraša (Frasch) metodes, pa cauruli ar divkārsām sienām laižot pārkarsetu tvaiku, kas sēru izkausē; pēdejo ar saspiegtu gaisu uzspiež augšā.

Sicīlijas sēru tīra destilējot retortā G (zīm. 347). Sēra tvaiki iet kamerā A, kur pa daļai nogulstas uz kameras sienām kā smalki putekļi. Tos sauc sēra ziedus (flores sulfuris). Pārejā daļa kondensējas šķidrumā un to atlej koniskās koka formās. Laboratorijā sēra destilācija izdarāma stikla retortā,

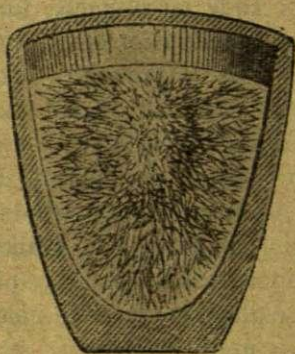
sēra tvaikus kondensejot lielā stikla balonā, kam sānos tubuss (zīm. 348).

Sēra īpašības. Sērs kristalīzejas rombiskās sistēmas kristalos. Bez šās stabilās formas iespējamas vēl dažas nestabilas sēra modifikācijas. Alotropijas parādība (I. s. 40 lp. p.) izpaužas šajā gadījumā daudz lielākā mērā, nekā pie jebkura cita elementa. Rombiskais sērs dzeltens, nevada elektrisko strāvu, viegli šķīst sērogleklī, un kūst pie  $114,4^{\circ}$ , radot gaiši-dzeltenu, viegli kustīgu šķidrumu.



Zīm. № 348. Sēra sublīmēšana un sēra ziedu iegūšana laboratorijā.

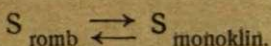
Izkausētam sēram lēni atdziestot, tajā rodas otra kristaliska modifikācija: monokliniskais sērs. Sēra monoklinisko kristalu iegūšanai, to izkausē šamota tīģeli, izkausēto masu lēni atdzēsē un, kad pār to pārvelkas cieta garoza, pēdejo pārlauž un no tīģeļa izlej palikušo šķidro masu. Pēc tam uz tīģeļa sienām novērojamas tumši-dzeltenas spīdīgas adatas. Tas ir monokliniskais sērs (sal. 349 zīm.). Šie kristali tomēr stāvot paliek neskaidri un zem mikroskopa novērojams, ka tajos notikusi pārvēršanās parastā, t. i. rombiskā sērā.



Zīm. № 349. Monokliniskā sēra iegūšana.

Vant-Hofs un Reichers savos klasiskos pētījumos pierādījuši, ka rombiskais un monokliniskais sērs var savstarpeji pārvērsties viens otrā, t. i. ka viņas ir enantiotropiskas formas (sal. 294 lp. p.). Šās pārvēršanās pierādīšanai autori lietoja termometram līdzīgu aparātu, ko sauc dilatometru (zīm. 350). Rezervuāru piepildot ar rombiskā un monokliniskā sēra maisījumu, bet brīvo telpu ar sēroglekļa un terpentīna maisījumu, tie novēroja maisījuma tilpuma maiņu dažādās temperatūrās. Rombiskā sēra pārvēršanās

monokliniskā saistīta ar tilpuma palielinašanos. Tapēc maisījuma tilpuma palielinašanās pierāda, ka pārvēršanās



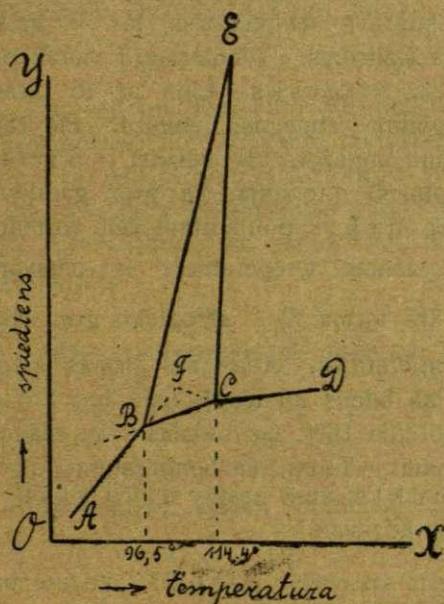
norisinās → virzienā, bet tilpuma pamazinašanās norāda uz pārvēršanos pretējā virzienā. Izrādījās, ka zem 96,5° reakcija norisinās no labās puses uz kreiso, bet virs 96,5° — no kreisās uz labo. Pie 96,5° sistēmas tilpums nemainās. Tā tad šā temperatūra uzlūkojama kā rombiskā sēra pārvēršanās temperatūra.

Katra no šām divām sēra kristāliskām modifikācijām uzrāda atsevišķu tvaika spiediena likni. Koordinātu sistēmā uz abscisas atzīmējot temperatūras, bet uz ordinatas tām attiecīgus tvaika spiedienus, rodas divas tvaika spiediena līknes: rombiskam sēram līkne AB, monoklīniskam sēram līkne BC (zīm. 351). Šās abas līknes krustojas B punktā, kas atbilst pārvēršanās temperatūrai, t. i. 96,5°. Punktīņām apzīmētās līknes daļas norāda uz nestabilo stāvokli. Monoklīniskās formas tvaika spiediena līkne BC punktā C, kas atbilst viņas kušanas temperatūrai (114,4°), sastopas ar šķidrā sēra tvaika spiediena līkni. Tam mans tālāk pierādīja, ka pārvēršanās temperatūra mainas ārejā spiediena maiņas dēļ, kas atgādina ledus

Zīm. № 350.  
Reichera dilatometrs.



Trīskārtīgie punkti.



Zīm. № 351. Sēra stāvokļu diagrama.

kušanas temperatūras maiņu zem palielināta spiediena (sal. I. s. 95 lp. p.) Sērā, ārejam spiedienam palielinoties, novērojama pārvēršanās temperatūras paaugstinašanās. Ja šajā pat koordinātu sistēmā atzīmējam sēra pārvēršanās un kušanas temperatūras pie dažādiem spiedieniem, iegūstam vēl divas līknes BE un CE, kas strauji dodas augšup un krustojas punktā E.

Salīdzinot sēra stāvokļu diagramu, kas redzama zīm. 351, ar ūdens stāvokļu diagramu, kas parādīta 68 zīm. (I. s. 97 lp.p.),

novērojām sēra diagramā trīs līdzsvara likņu krustojumu punktus, t. i. trīs trīskārtīgus, invariantus punktus:

punkts B:  $S_{\text{romb.}} + S_{\text{monokl.}} + S_{\text{tvaic.}}$  līdzsvars

punkts C:  $S_{\text{monokl.}} + S_{\text{šķid.}} + S_{\text{tvaic.}}$  līdzsvars

punkts D:  $S_{\text{romb.}} + S_{\text{monoklin.}} + S_{\text{šķid.}}$  līdzsvars.

Šiem trim stabiliem punktiem pievienojas vēl trešais punkts F, kurā krustojas rombiskā sēra (virs pārvēršanās temperatūras) un monokliniskā sēra (zem ta kušanas temperatūras) tvaika spiediena liknes. Šās abu likņu daļas atbilst, acim redzot, sēra nestabiliem stāvokļiem:

punkts F:  $S_{\text{romb.}} + S_{\text{šķidr.}} + S_{\text{tvaic.}}$  līdzsvars.

Tādā kārtā, pateicoties sēra polimorfismam, varam šajā gadījumā realizēt četrus trīskārtīgus punktus (trīs stabilus un vienu nestabilu). Katrā no tiem līdzsvarā atrodas trīs fāzes, viena komponenta klātbūtnē. Saskaņā ar fāžu likumu, šādas sistēmas invariantas:

$$P = n + 2 - F = 1 + 2 - 3 = 0 \text{ (sal. I. s. 127 lp. p.)}$$

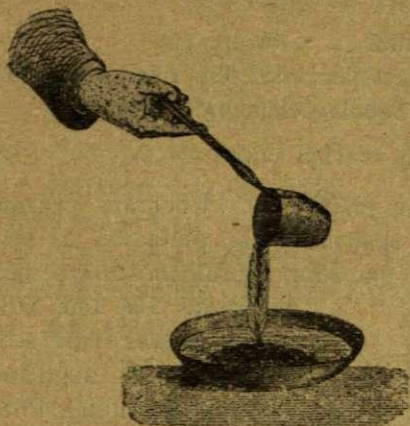
$\lambda$ -sērs un  
 $\mu$ -s sēr.

Alotropijas parādība novērojama arī šķidrā un gāzejadā sērā. Ja izkausējam kristalisku sēru mēģinājumu stobriņā nedaudz augstāk par viņa kušanas temperatūru, tas ir gaišdzeltens, viegli kustīgs šķidrums. Temperatūru vairāk paaugstinot, šķidrā sērs kļūst stigraks. Līdz ar to krāsa mainas tumši-brūnā, kas atgādina apdegušu cukuru. Pie 180° sērs jau tā sabiezē, ka stobriņu apgāžot, tas neizlīst. Smits un Holms (Smith un Holmes) pierādīja, ka šajā gadījumā mums darišana ar divām šķidrām polimorfām sēra formām. Viena no šām formām,  $S_{\lambda}$ , zemās temperatūrās ir pārsvarā. Ta viegli šķīst sērogleklī. Otrā forma,  $S_{\mu}$ , sērogleklī grūti šķīstošā, ir pārsvarā augstās temperatūrās. Abas šās formas savstarpēji šķīst viena otrā, kā ūdens un fenols (sal. I. s. 113 lp. p.). Izkausētu sēru ilgi turot pie 160°, tas sadalās divos slāņos, kas atdziestot skaidri novērojami. Tā tad šā temperatūra (160°) atkal ir trīskārtīgs punkts, kurā pastāv divu šķidrību un vienas gāzejadās sēra fāžu līdzsvars.

Valkanais  
(plastiskais)  
sērs.

Ja šķidrību sēru, kas augsti sakarsets, piepeži atdzesejam, tas pārvēršas staipīgā, valkanā, gumijai līdzīgā masā. Tas visvienkāršāki novērojams, sēru tiģelī sakarsejot līdz 200° un lēnu

straumi izlejojot aukstā ūdenī (zīm. 352). Tad rodas gari sēra diegi, kas rokās izstiepjami un saspiežami. Pēc kāda laika sērs tomēr šo īpašību zaudē un paliek trausls. Šeit mums amorfais sēra modifikācijas piemērs, kura starp citu atšķiras caur to, ka ta nešķīst sērogleklī. Amorfais sērs atrodas arī sēra ziedos, kā arī sērā, kas slapjā ceļā nogulsnes no polisulfīdiem, tiosulfātiem un sēra chlorīda.



Zīm. № 352.  
Valkanā sēra iegūšana.

Sēra tvaiku blīvums, viņa vārišanās temperatūras tuvumā, norāda, ka sērs attīsta polimeras molekulas, kuru sastāvs  $S_8$ . Tomēr, temperatūru paaugstinot, tvaika blīvums pamazinas, kas norāda uz šo polimero molekulu pakāpenisku disociāciju. Virs  $860^\circ$  tvaikos pastāv tikai  $S_2$  molekulas. Tapēc varam sacīt, ka sēra polimero molekulu disociācija norisinās pēc šēmas:

Sēra molekularsvars.



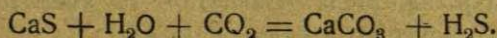
kaut gan iespējamas arī starpfāzes, piem.  $S_6$  vai  $S_4$ . Ap  $2000^\circ$  disociācija iet vēl tālāk, un proti:



t. i. noved pie sēra molekulu sabrukuma atsevišķos atomos. Ari Bekmans, noteicot sēra molekularsvaru pēc vārišanās temperatūras paaugstināšanās sērogleklī (tā tad zemā temperatūrā), atrada skaitļus, kas atbilst formulai  $S_8$  (sal. I. s. 214 lp. p.). No ta redzams, ka sēram polimerizēties lielāka tieksme nekā skābeklim.

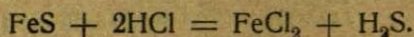
### Sēra savienojumi ar ūdeņradi un pozitīviem elementiem.

Sērūdeņradis,  $H_2S$ , dabā atrodas t. s. sēravotos (sal. I. s., 89 lp. p.). Tas dabā attīstas no ģipsa, kas vispirms reducējas sulfidā,  $CaS$ , un pēc tam ar ūdeni un ogļskābes anhidrīdu sadalās, atdalot sērūdeņradi:



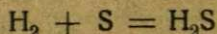
Laboratorijā to iegūst ar atšķaidītu sālsskābi (vaj sērskābi) iedarbojoties uz metālu sulfīdiem. Parasti šam nolūkam lieto

lētu dzelzs sulfīdu,  $\text{FeS}$ , kas pagatavojams sēru sakausējot ar dzelzi:

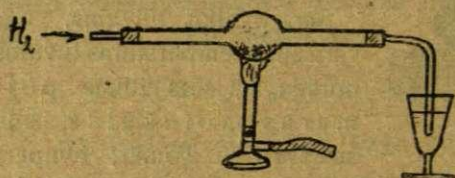


Reakciju izdara Kīpa aparatā (I. s. 69 lp. p.).

Sērs tieši ar ūdeņradi savienojas visai lēni tikai virs  $300^\circ$ , pie kam daļa sērūdeņraža atkal sadalās elementos. Reakcija



norisinās atdalot nedaudz siltuma ( $2700 \text{ cal.}$ ). Ūdeņraža tieksme uz sēru stipri mazāka nekā uz skābekli. Lai pierādītu, ka sērūdeņradis rodas no elementiem, pār sēru, caurulē nokarsetu, laiž



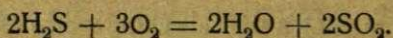
Sērūdeņraža īpašības.

Zīm. № 353. Sērūdeņraža pagatavošana no elementiem.

ūdeņradi. Pie tam attīstās gāze, kas svina acetāta šķīdumā nogulsnē melnu svina sulfīda,  $\text{PbS}$ , nogulsni (zīm. 353).

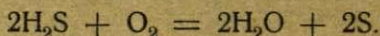
Sērūdeņradis,  $\text{H}_2\text{S}$ , bezkrāsaina gāze ar raksturīgu smaku, atgādināšu pūstošas olas. Tas

ļoti nāvīgs. Zemā temperatūrā pārvēršas bezkrāsainā šķīdumā, kas vāras pie  $-61,8^\circ$ , bet pie  $-83^\circ$  sacietē. Šķīstamība ūdenī tam šāda: uz 1 tilpumu ūdens pie  $15^\circ$  iet 3,2 tilpumi  $\text{H}_2\text{S}$ . Ūdens šķīdums (sērūdeņraža ūdens) uzrāda visas galvenās sērūdeņraža reakcijas. Augstā temperatūrā sērūdeņradis disociē sērā un ūdeņradī, pēc Preinera datiem 24% pie  $1047^\circ$ . Tas gaisā deg, radot ūdeni un sēra dioksīdu:

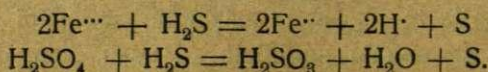


Sērūdeņraža oksidēšana.

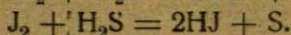
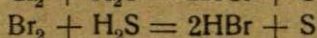
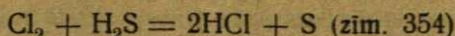
Bet ja degšana norisinās nepietiekošā gaisa daudzumā, piem. stikla cilindri, tad sadeg tikai ūdeņradis, bet sērs nogulstas uz cilindra sienām:



Šā reakcija notiek arī sērūdeņraža ūdenī, ja pēdejs lēni oksidējas gaisā. Tad no tā atdalās sērs. Sēra saites ar ūdeņradi tik vājas, ka sērūdeņradi viegli oksidē dažādi oksidētāji. Oksidēšanas reakcija visenerģiskāki norisinās, ja sērūdeņradi laižam pār chroma trioksīdu,  $\text{CrO}_3$ , un svina peroksīdu,  $\text{PbO}_2$ , pēdejos silitēs karsējot. Šajā reakcijā rasties var pat liesma. Bet arī vājāki oksidētāji, kā, piem. ferichlorīds un koncentrēta sērskābe ar sērūdeņradi reducējas, atdalot no tā sēru:

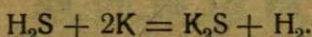


Halogeni: chlors, broms un jods sērūdeņradim atņem ūdeņradi un atdala sēru:



Hologenu šķīdumi aiz šās reakcijas atkrāsojas.

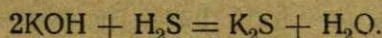
Sērūdeņraža ūdeņradis apmainams pret metaliem. Kalija gabaliņš, sērūdeņraža straumē sasildīts, aizdegas un atdala ūdeņradi:



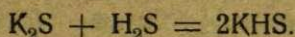
Tādus ūdeņraža savienojumus, kuros ūdeņradis apmainams pret metaliem, mēs saucam skābes (sal. I. s., 71 lp. p.). Aiz ša iemesla arī sērūdeņradis atzīstams par skābi. Bet

tas rada ļoti vāju skābi,

vēl vājaku nekā ogļskābi. Tomēr ša skābe lakmusu krāso sarkanu un neitralizē sārmus. Kā divvērtīga skābe ta dod divas sāļu rindas:  $\text{Me}_2\text{S}$  un  $\text{MeHS}$ . Sērūdeņradi laižot kodīgā kalija šķīdumā, sākumā rodas kalija sulfids,  $\text{K}_2\text{S}$ :

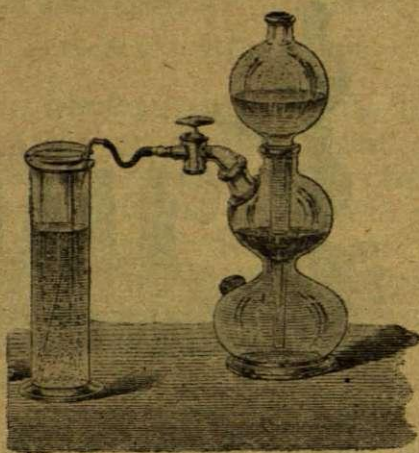


Bet sērūdeņradi laižot sārmā līdz piesātinajumam, reakcijā Metalu sulfidi. rodas kalija hidrosulfids,  $\text{KHS}$ :



Līdzīgā veidā pagatavo arī amonija sulfidu,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ , kuram, kā reaktivam, liela nozīme analitiskā ķīmijā. Smago metalu sulfidi grūti šķīst ūdenī. Tapēc, šo metalu sāļu šķīdumos laižot sērūdeņradi, tie nogulsnejas (sal. zīm 355). Viņi nokrāsoti raksturīgās krāsās, kapēc viegli viens no otra atšķirami. Bez tam tie vēl savā starpā atšķiras pēc šķīstamības skābēs un amonija sulfidā. Aiz to sērūdeņradis, neraugoties uz viņa nepatīkamo smaku un kaitīgumu, analitiskā ķīmijā tik svarīgs reaktīvs.

Sārmu metalu sulfidi viegli izšķīdina sēru, pie kam rada polisulfidus, piem.:  $\text{Na}_2\text{S}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_4$  u. t. t. Visaugstākā sulfūrešanas pakāpe sasniegta heptasulfidos, piem.  $\text{Na}_2\text{S}_7$ ,

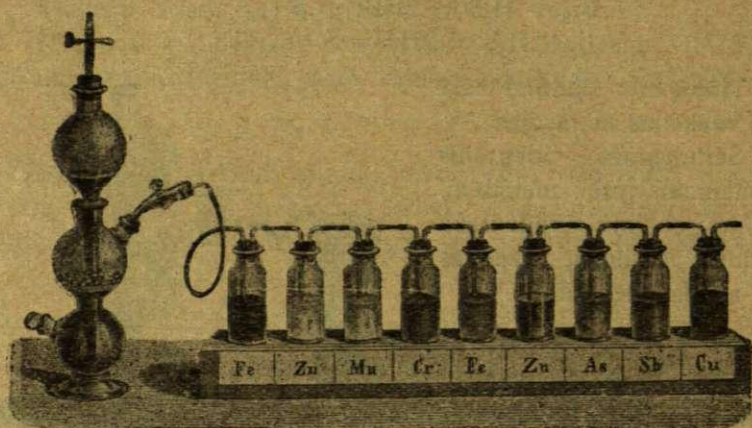


Zīm. № 354. Sērūdeņraža iedarbība uz halogenu šķīdumiem.

Sērūdeņradis kā skābe.

Polisulfidi.

CaS<sub>7</sub>, — kuri tomēr viegli atdala sēru pat skalojot tos ar sēr-  
oglekli. Ja polisulfida šķīdumu uzmanīgi ielejam koncentretā  
sālsskābē (pēdejai jābūt pārsvarā), trauka dibinā nogulstas smags,



Zim. № 355. Nogulsnešana ar sērūdeņradi.

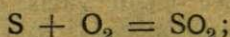
eļļai līdzīgs šķidrums, saturošs polisērūdeņražu maisījumu. Blochs un Schenks no šā maisījuma atdala hidrodī-  
sulfīdu, H<sub>2</sub>S<sub>2</sub> (vārīšanās punkts + 75°) un hidrotrisulfīdu,  
H<sub>2</sub>S<sub>3</sub> (kušanas temper. — 53°). Šie ūdeņraža polisulfīdi ļoti  
viegli sadalās, atdalīdami sēru. Nātrija polisulfīda šķīdumam  
pielejot skābi (un nevis otrādi, kā iepriekšējā gadījumā), momen-  
tāli notiek sadalīšanās, un sērs atdalās kā balts amorfs nogulsnis,  
saukts par sēra pienu („lac sulfuris“).

Polisulfīdi zināmā mērā līdzīgi peroksīdiem. Kamēr aug-  
stākais ūdeņraža savienojums ar skābekli ir H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, — sēram  
daudz lielāka tieksme pievienot vēl turpmākos sēra atomus,  
kas, starp citu, izpaužas arī sēra, kā elementa, polimerizācijā,  
kurā rodas molekulas S<sub>8</sub>, kamēr skābekļa polimerizācija  
iet tikai līdz O<sub>3</sub>.

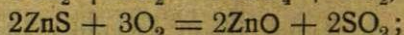
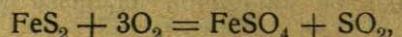
### Sēra oksīdi.

Sēra dioksīds, SO<sub>2</sub>, rodas:

- 1) sēram degot gaisā vaj skābeklī (sal. I. s., 32 lp. p.):

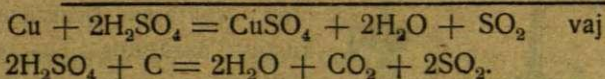
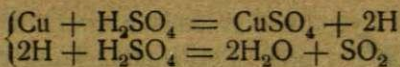


- 2) apdedzinot piritu un citus metālu sulfīdus:

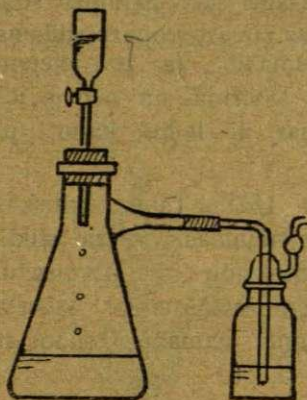
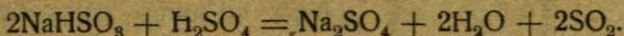


- 3) koncentretu sērskābi reducējot, to sildot kopā ar vara  
skaidam vaj ogli:

Sēra diok-  
sīds, SO<sub>2</sub>,  
iegūšana.



4) sulfītus vaj bisulfītus sadalot ar sērskābi:

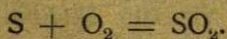


Zīm. № 356. SO<sub>2</sub> iegūšana no NaHSO<sub>3</sub> šķīduma un konc. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

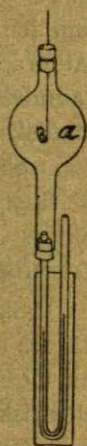
Technikā sēra dioksīdu (ko lieto sērskābes pagatavošanai) iegūst pēc otrās metodes (skat. sērskābi.) Laboratorijā tas visērtāki pagatavojams pēc ceturtās metodes. Koniskā kolbā ar biežām sienām, kurai sānos gāzu novadcaurule (zīm. 356), ielej koncentrētu nātrija bisulfīta šķīdumu un tajā pa pilinamo piltuvi pilieniem lej koncentrētu sērskābi. Izdalījušos gāzi sausē skalotnē ar konc. sērskābi.

Tilpumu samēri.

Sēra dioksīda rašanās reakcijas tilpumu samēri novērojami sekošā eksperimentā (zīm. 357). Balons a savienots ar U-cauruli, kurā dzīvsudrabs, un aiztaisīts ar gumijas korķi, caur kuru iet drāts ar sadedzinašanas kaņotīti. Pirms eksperimenta balonu piepilda ar skābekli pie atmosfēras spiediena. Dzīvsudrabs aiz to abos dilbjos ir vienā līmenī. Pēc tam korķi izņem, karotītē ieliek un aizdedzina sēru. Tad atkal korķi iebāž balonā un novēro tilpumu maiņu. Dzīvsudrabs dilbī, kas savienots ar balonu, sākumā krītas, jo gāze sasilst. Bet tikko tā atdzisusi un pēc degšanas pieņēmusi iepriekšējo temperatūru, dzīvsudrabs atgriežas iepriekšējā stāvoklī. Tātad sēram degot, tilpums nemainas, kā tas arī sagaidams pēc reakcijas nolīdzinājuma:



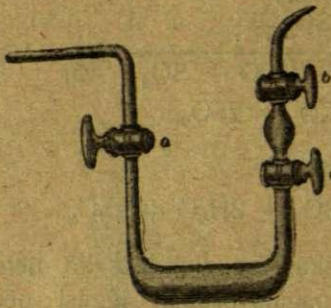
Šis eksperiments apstiprina vienkāršo tilpumu likumu (sal. I. s. 61 lp. p.).



Zīm. № 357.

Sēra dioksīds — bezkrāsaina gāze ar asu, smacejošu smaku. Un tomēr tas nav tik nāvīgs, kā sērtilpums nedegot, īpašības. Sēra dioksīds viegli sašķidrīnams. Šam mainas. nolūkam to laiž U-caurulē, kurai trīs krāni (zīm. 358). Cauruli

Fizikālās īpašības.

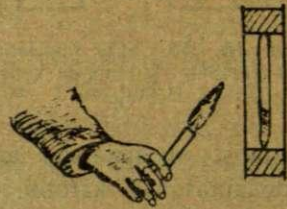


Zīm. № 358. U-caurule  $\text{SO}_2$  sašķidrīnašanai.

bāžam ūdenī, stobriņš ārpusē pārklājas ar ledus kārtu, jo dioksids izgarodams saista siltumu.

Kritiskās parādības.

Sēra dioksida kritiskā temperatūra  $157^\circ$ . Tapēc kritiskās parādības sēra dioksidā viegli demonstrējamās. Bieza stikla stobriņu, līdz  $\frac{1}{3}$  pildītu ar šķidru sēra dioksīdu un aizkausētu, ieliek otrā stobriņā, kas abos galos viegli aizbāzts ar asbesta korķiem (zīm. 359). Stobriņu visā garumā uzmanīgi sildot ar Bunzena degli, novērojams, ka robeža starp šķidrumu un taivkiem (menisks), kura sākumā stipri izliekta, sildot kļūst plakana un zināmā temperatūrā pavisam izzūd. Meniska izzušanas temperatūra — ir kritiskā temperatūra. Ja cauruli pēc tam lēni atdzesejam, tajā pat temperatūrā rodas bieza mīgla un tūliņ arī caurules saturs sadalās divās fāzēs, kuras atšķir krass menisks.



Zīm. № 359. Kritiskās parādības caurulē ar  $\text{SO}_2$ .

Sēra dioksids viegli šķīst ūdenī. Vienā kub. cm. ūdens pie  $0^\circ$  šķīst 79,79 tilpumi  $\text{SO}_2$ , bet pie  $20^\circ$  — 39,37 tilpumi  $\text{SO}_2$ . Šķīdri sēra dioksids sasilst pie  $-75,1^\circ$ , pārvēršdamies baltā kristaliskā masā.

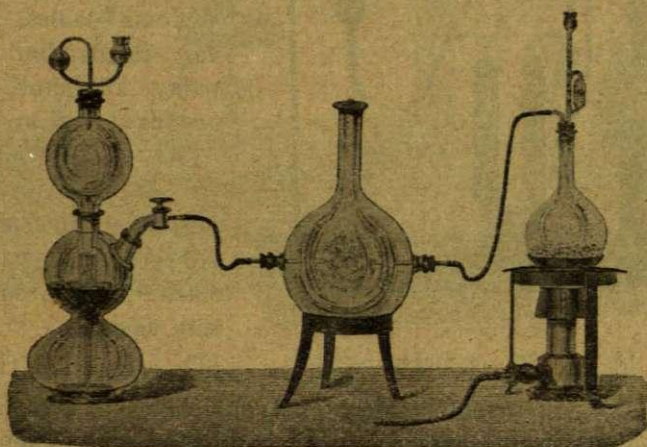
Šķīdinošā un jonizejošā spēja.

Šķīdri sēra dioksids izšķīdina lielako daļu organisku vielu, kā arī dažus sāļus, sevišķi: jodīdus un rodanīdus. Valdens un Centneršvers parādīja, ka sāļu šķīdumi šķīdrā  $\text{SO}_2$  vada elektrisko strāvu un ar to pierādīja, ka sēra dioksidam diezgan liela jonizēšanas spēja (35 lp. p.). Tomēr sēra dioksidā, izšķīdinātiem elektrolītiem sašķēloties jonus, notiek bez tam arī saliktaku molekulu attīstīšanās, t. i. asociācija. Šķīdumus iztvaicejot, pāri paliek sāļa savienojumi ar sēra dioksīdu, kas savās īpašībās analogiski „hidrātiem“, piem.  $\text{KJ}(\text{SO}_2)_4$ . Interesanti, ka izšķīdinātie sāļi neatdalās no sēra dioksīda, ja šķīdums sasildīts

augstak par kritisko temperatūru, t. i. kad šķīdinātais jau pārvērties tvaikos. Tomēr tie stipri paaugstina SO<sub>2</sub> kritisko temperatūru.

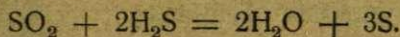
Sēra dioksīds grūti atdod savu skābekli. Skals, gaisā aizdedzināts, nodziest, ja to iebāž cilindri, pildītā ar SO<sub>2</sub>. Tomēr vielas, kurām stipra tieksme uz skābekli, spēj sēra dioksīdu reducēt. Tā, piem. magnija lenta deg sēra dioksīdā. Sērūdeņradis reducējas jau parastā temperatūrā. Balonā, kuram sānos divi caurumi, laiž reizā sērūdeņradi un sēra dioksīdu (zīm. 360). Pēc kāda laika balona sienas iekšpusē pārklājas ar

Oksidēšanas  
reakcijas.



Zīm. № 360. SO<sub>2</sub> iedarbība uz H<sub>2</sub>S.

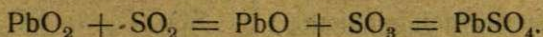
dzeltenu sēra nogulsni. Reakciju izteic šāds nolīdzinājums:



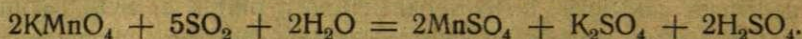
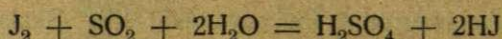
Tomēr patiesībā vēl bez sēra rodas politionskābes, par kurām runāsim vēlāk. Šā reakcija nenotiek, ja balons pilnīgi sauss. Te mums ir ūdens tvaiku katalitiskās iedarbības piemērs (sal. I. s. 160 lp. p.). Bet ja reakcija ir sākusies, ta norisinās ar pieaugošu ātrumu, jo katalizators (ūdens) rodas kā reakcijas produkts. Šādas reakcijas sauc autokatalitiskas.

Daudz lielākā mērā izpaužas sēra dioksīda spēja savienoties ar skābekli un radīt augstāku oksīdu SO<sub>3</sub> un viņa hidratu: sērskābi. Svina dioksīds jau aukstumā oksidē sēra dioksīdu. Stikla caurulē *a* ar sašaurinātu galu (zīm. 361) ieliek svina dioksīdu un no apakšas laiž stipru sēra dioksīda straumi, ko sausē U-caurulē *b*, pildītā ar konc. sērskābes piesūcinātu pumiku. Svina dioksīds reakcijā stipri sasilst un pat nokaist:

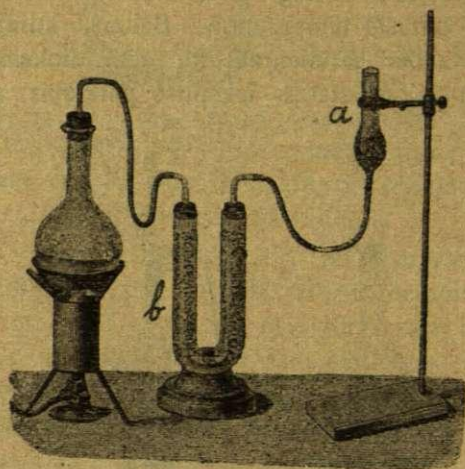
Reducēšanas  
reakcijas.



Joda šķīdums jodkalijā, kā arī sērskābes paskābināts kalija permanganāta šķīdums, laižot tajos sēra dioksīdu, atkrāsojas, jo notiek reducēšana:

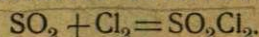


Pievienošanas reakcijas.

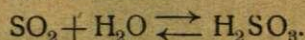


Zīm. № 361. SO<sub>2</sub> oksidēšana ar PbO<sub>2</sub>.

Sēra dioksīds, SO<sub>2</sub>, ir nepiesātināta viela un tāpēc samērā viegli savienojas ar citām vielām. Chlors tieši pievienojas saules gaismā vai katalizatoru (kampara) klātbūtnē, radot sulfūra hlorīdu:



Ar ūdeni savienojoties, sēra dioksīds rada sērskābi, par kuru sīkāk runāsim sakarā ar sēra skābēm:

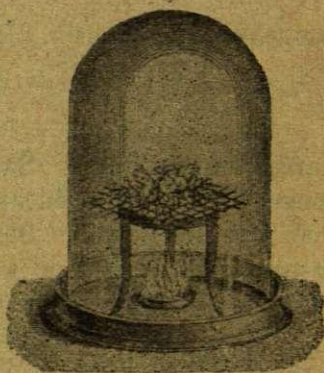


Balinašana.

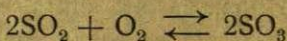
SO<sub>2</sub> viegli savienojas ar organiskām vielām un ar daudzām krāsām dod bezkrāsainus produktus. Ja zem stikla kupola uz trijkāja noliekam puķes un zem tām dzinam sēru (zīm. 362), pēc dažām minūtem puķes zaudē krāsu. Uz šo pamatojas sēra dioksīda lietošana zīdā, vilnas, papīra un sevišķi salmu balinašanai.

Sēra trioksīds, SO<sub>3</sub>.

Sēra dioksīds oksidējas ar skābekli tikai katalizatoru klātbūtnē. Visai enerģisks katalizators ir platīna. Sēra dioksīda un skābekļa maisījumu laiž sasildītā caurulē, kurā atrodas platinēts asbests. Abām gāzēm savienojoties sēra trioksīdā, rodas bieža balta migla, kas ievāktuvē kondensējas kā spīdīgi kristāli (zīm. 363). Reakcija



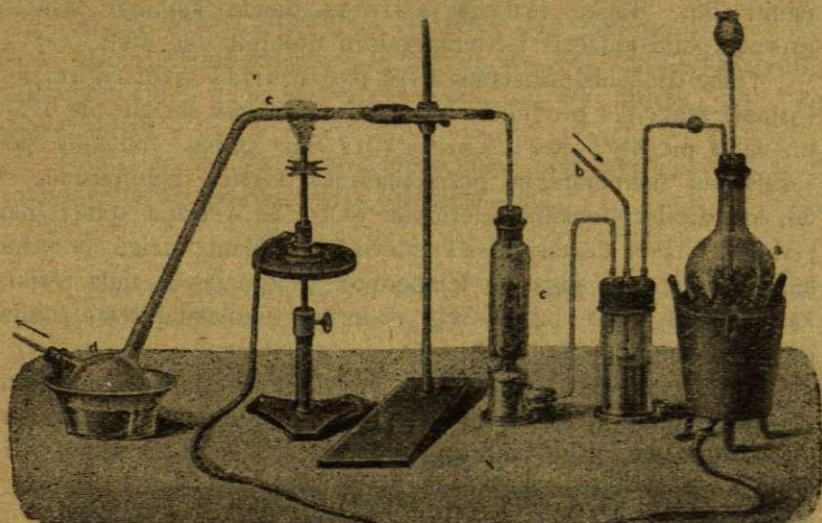
Zīm. 362. Puķu balinašana ar SO<sub>2</sub>.



ir apgriezeniska, jo jau pie 400° sēra trioksīds atkal disociē pēc augstāk pievestā nolīdzinājuma. Ja SO<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> un SO<sub>3</sub> koncentra-

cijas pēc analīzes datiem apzīmējam burtiem:  $a$ ,  $b$  un  $c$ , līdzsvara stāvoklī jābūt spēkā attiecībai

$$\frac{a^2 \cdot b}{c^2} = K \quad (\text{saskaņā ar aktīvo masu likumu: I. s. 84 lp. p.).}$$



Zīm. № 363.  $\text{SO}_3$  pagatavošana pēc kontakta metodes.

Līdzsvara konstantes atkarību no temperatūras izpētījis Bodenšteins, kurš atradis sekošus datus:

**T a b e l e 149.**

Temperatūras iespaids uz līdzsvara  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$  konstanti.

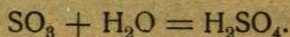
Temperatūra	$K = \frac{a^2 b}{c^2}$
528°	$1,55 \times 10^{-5}$
627°	$3,16 \times 10^{-4}$
727°	$3,54 \times 10^{-3}$
832°	$2,80 \times 10^{-2}$
897°	$8,16 \times 10^{-2}$

No tabeļē pievestiem skaitļiem redzams, ka līdzsvara konstante pieaug līdz ar temperatūru. Tas nozīmē, ka temperatūru paaugstinot,  $\text{SO}_2$  un  $\text{O}_2$  daudzumiem jāvairojas uz  $\text{SO}_3$  rēķina, i. i. ka, sistemu sildot, līdzsvars pārvietojas no labās uz kreiso pusi. Pie šāda pat rezultāta noved arī dinamiskā līdzsvara princips (sal. I. s. 96 lp. p.). Šēra dioksīdam savienojoties ar skābekli, atdalās siltums (45000 cal. uz  $2\text{SO}_3$ ). Aiz to temperatūras paaugstinājums, kas pabalsta endo-

termisku reakciju, uz sēra trioksida attīstīšanos atstāj nelabu iespaidu. Tapēc praktikā cenšas strādāt iespējami zemā temperatūrā, cik tik to pieļauj reakcijas sagrausinajums caur temperatūras pazeminašanos. Kā praktiskais temperatūras „optimums“ pieņemti 450°. Tā kā reakcijā attīstas daudz siltuma, sistema procesa gaitā jadzēsē, lai temperatūru noturetu pie 450°.

Sēra trioksida īpašības. Šēra trioksids pazīstams divās polimorfās modifikacijās. Pirmais reakcijas produkts ir šķidrums, kas sacietē pie 17,7° un vāras pie 46°. Molekulārsvars šai formai, noteikts pēc sasaldēšanas temperatūras pazeminašanās fosfora chloroksīdā, ir 80, kas atbilst vienkāršai formulai SO<sub>3</sub>. Ša α-forma tomēr nav stabila. Stāvot tā pārvēršas kristaliskā, asbestam līdzīgā, β-formā, kas kūst pie 40°, augstākā temperatūrā sublīmejas un rada tvaiku, kas sabiezē atkal par α-SO<sub>3</sub>. β-formas molekulārsvars atbilst divkāršai formulai S<sub>2</sub>O<sub>6</sub>.

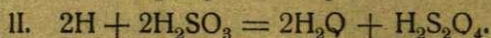
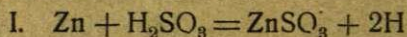
Abas sēra dioksīda formas gaisā, pievilkdamas mitrumu, stipri kūp, pārogļo koku, kaučuku un citas organiskas vielas, un vispār rada enerģiskas ķīmiskas reakcijas. Sēra trioksids ārkārtīgi enerģiski, pat ar sprādzienu, savienojas ar ūdeni, radot sērskābi:



Aiz ša iemesla sēra trioksids uzlūkojams kā sērskābes anhidrīds. SO<sub>3</sub> spēj izšķīdināt sēru. Pie tam rodas zils šķidrums, kuru daži autori uzlūko kā „sēra ieskābli“ (недокись), S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Visai iespējams, ka tas nav nekas cits, kā sēra koloidšķidrums.

### Sēra skābes.

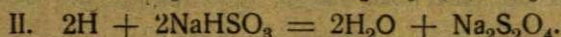
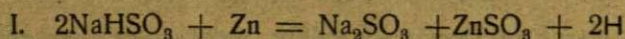
Sēraskābe, H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, un tās sāļi. Sērs rada skābju rindu ar dažādām oksidēšanas pakāpēm. Vismazāk skābekļa satur sēraskābe\*) (tiek saukta arī par hidro-sēraskābi), kuras sastāvu izteic formula H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, t. i. (HSO<sub>2</sub>)<sub>2</sub>. Ta rodas cinku izšķīdinot sēraskābē, jo uz pēdejo iedarbojas ūdeņradis „in statu nascendi“:



Bēt brīvā veidā tā nevar pastāvēt, jo ātri sadalās sēraskābē un sērā. Bēt viņas sāļi ir stabilāki. Nātrija sāls iegūstams ana-

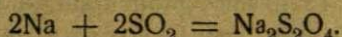
\*) Pareizāki H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>4</sub> skābi saukt par sēraskābi, jo tajā, ar pārejām sērskābēm salīdzinot, vismazāk skābekļa. Citās mācības grāmatās tiosērskābi (H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) mēdz saukt arī par sēraskābi un tiosulfātus — par hiposulfītiem. Pareizāki gan saukt par hiposulfītiem sēraskābes (H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) sāļus — analogiski chloraskābes sāļiem jeb hipochlorītiem. Pie šās — pareizākās — terminoloģijas turpmāk tad arī pieturesimies.

loģiskā reakcijā starp cinku un natrija bisulfītu. Uz bisulfīta šķīdumu iedarbojas ar cinka pulveri, šķīdumu atdzesejot līdz 0°; tad rodas natrija hiposulfīts:



No šķīduma kristalīzejas hidrāts  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  kā spīdīgas prizmas, kuras gaisā viegli oksidejas, ja tās mitras, un viegli šķīst ūdenī.

Interesanti, ka natrija hiposulfīts rodas natrijam tieši savienojoties ar sēra dioksīdu, ja tos abus silda:

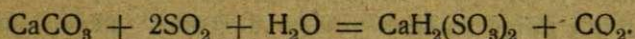


Hidrosērpkābe un tās sāļi ir ļoti stipri reducētāji. Natrija hiposulfīta ūdens šķīdums enerģiski uzsūc gaisa skābekli. Fēlinga šķīdums (81 lp. p.) reducējas pat aukstumā, atdalot vara oksīdu,  $\text{Cu}_2\text{O}$ . Sublimāta šķīdums atdala dzīvsudrabu. No sudraba nitrāta šķīduma nogulstas kopā ar sudraba sulfītu arī sudrabs. Aurichlorīds, tam pielejot hiposulfītu, rada koloidālu zelta šķīdumu (sal. 94 lp. p.), kuram purpura krāsa.

Praktiskā dzīvē natrija un kalcija hiposulfītus lieto krāsotavās indigo un citu krāsu reducēšanai. Šo krāsu reducēšanas produkti, sārmos izšķīstot, iesūcas drēbē un pēc tam gaisā atkal oksidejas.

Sēra dioksīda ūdens šķīdumam skāba reakcija, jo tas satur sērpkābi,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ . Ša skābe tomēr nepastāv brīvā veidā, jo, līdzīgi ogļskābei un slāpekļskābei, sadalās tās anhidrīdā un ūdenī (sal. I. s. 261 un 184 lp. p.). Ta — vāja divvērtīgā skābe un rada divas sāļu rindas: sulfītus, piem.  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  un bisulfītus, kā:  $\text{NaHSO}_3$ . Kalcija bisulfītu,  $\text{CaH}_2(\text{SO}_3)_2$ , iegūst pat fabrikās, ar sēra dioksīdu iedarbojoties uz kalķakmeni, ūdens klātbūtnē:

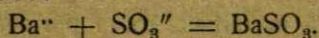
Sērpkābe,  
 $\text{H}_2\text{SO}_3$ .



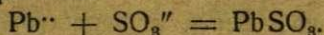
To lieto celulozas iegūšanai no koka (sulfīt-celuloza). Stiprās skābes izvieto no sulfītiem un bisulfītiem sērpkābi, kura atdala sēra dioksīdu. Tā kā sērpkābe ir vāja skābe, sulfīti ūdenī hidrolīzejas un uzrāda sārmainu reakciju.

Sērpkābes un tās sāļu šķīdumi satur  $\text{SO}_3''$  jonus. Ar barija chlorīdu tie rada baltu barija sulfīta nogulsni, kas šķīst atšķaidītā slāpekļskābē:

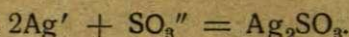
Nogulsneša-  
nas reakcijas.



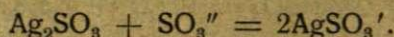
Svina acetāta šķīdums dod baltu svina sulfīta nogulsni, kuram ir līdzīgas īpašības:



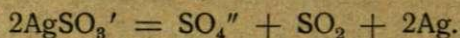
Ar sudraba nitrata šķīdumu rodas balts sudraba sulfīta nogulsnis:



Šis nogulsnis šķīst liekā sulfītā, radot kompleksu sāli:



Kompleksa šķīdums, kā arī sudraba sulfīts sildot atdala sudrabu:



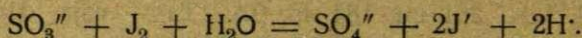
Oksidēšanas  
reakcijas.

Sērpaskābe, līdzīgi savam anhidridam, var darboties arī kā vājš oksidētājs. Ta oksidē sērūdeņradi, atdalot sēru (sal. 347 lp. p.). Ūdeņradis „in statu nascendi” reducē to līdz sēram un sērūdeņradim. Ja iemetam sālsskābē cinka gabaliņu un pieļejam sulfīta šķīdumu, rodas pienam līdzīgs duļķis un atdalas gāze, kura svina acetatā saslapetu papīrīti krāso melnu ( $\text{H}_2\text{S}$ ). Stannochlorīda,  $\text{SnCl}_2$ , šķīdums, sildot to kopā ar sērpaskābi, oksidējas stannichlorīdā. Līdz ar to sērpaskābe reducējas sērūdeņradī, kas ar stannichlorīdu dod dzeltenu nogulsni:  $\text{SnS}_2$  (sal. 265 lp. p.).

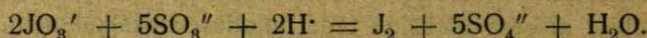
Reducešanas  
reakcijas.

Sērpaskābe, vāja kā oksidētājs, ir ļoti enerģisks reducētājs. Ša skābe un viņas sāļi lēni oksidējas jau gaisā. Bigelo (Bigelow) parādīja, ka sērpaskābes oksidēšana ar brīvo skābekli ļoti jūtīga pret vismazākiem katalizatoru piemaisījumiem. Vaļa un dzelzs-sāļi to paātrina, spirts, stannochlorīds u. c. vielas ir šās reakcijas negatīvi katalizatori, jo padara to gausāku.

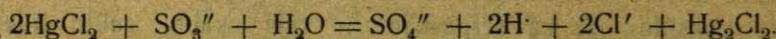
Sērpaskābe un sulfīti atkrāso joda šķīdumu:



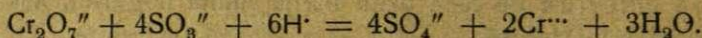
Kalija jodāts reducējas, atdalot jodu:



Kalija jodata un stērķeļu šķīdumu maisījumā saslapets papīrs ir ļoti jūtīgs reaktīvs uz sēra dioksīdu; pēdējā klātbūtnē papīrs kļūst zils. Merkurichlorīds ar sērpaskābi reducējas merkurochlorīdā:



Chromāti un bichromāti reducējas trīsvērtīga chroma sāļos:

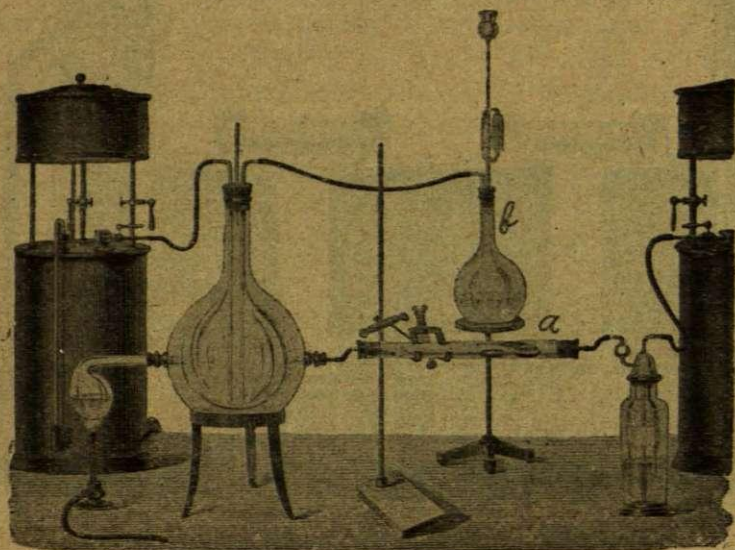


Analoģiskā kārtā norisinas kalija permanganāta, perhidrola un citu enerģisku oksidētāju reducēšana.

Sērskābe,  
 $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Sērskābe,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , ir viens no vissvarīgākajiem ķīmiskās rūpniecības produktiem. Senāk to pagatavoja vienīgi lielās svina

kamerās, ar gaisa skābekli oksidejot sēra dioksīdu, ūdens tvaika un slāpekļa oksīdu klātbūtnē. Ša metode, ko vēl līdz šim lieto ļoti plaši, pazīstama zem „kameru metodes“ nosaukuma. Kameru metode mazos apmēros demonstrējama 5 litru balonā, kam sānos divi tubusi (zīm. 364). Pa vienu no tiem laiž sēra

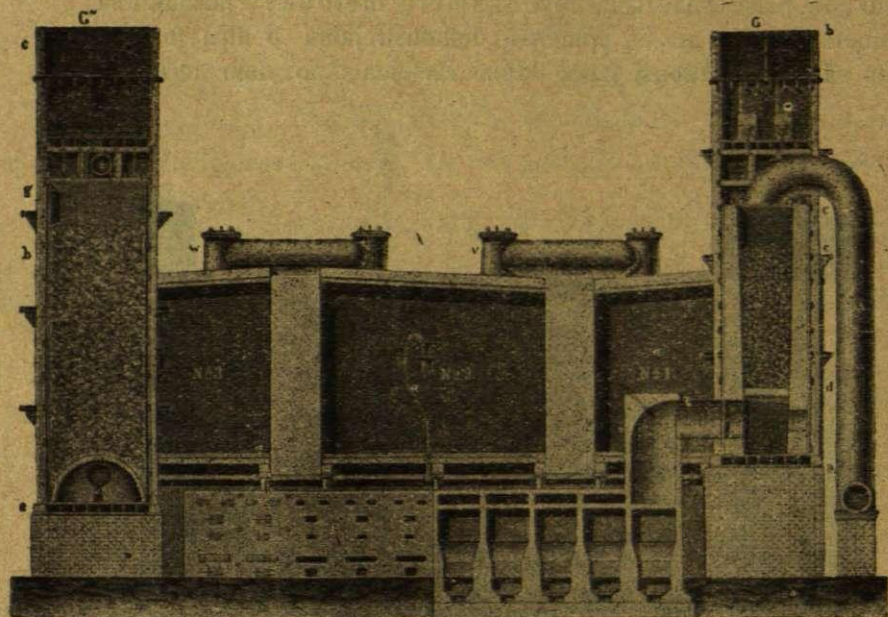


Zīm. № 364. Kameru metode mazā mērogā (pēc Arendta).

dioksīdu, iegūtu sēru sadedzinot caurulē *a*. Pa otru tubusu ievada ūdens tvaikus, kas nāk no retortas, kurā vāras ūdens. Balona kaklā ierīkotas trīs caurules, no kurām divas sniedzas līdz balona dibinam, bet trešās uzdevums — novadīt gāzes. Pa vienu garo cauruli laiž no gāztura skābekli, bet pa otru — slāpekļa oksīdu, ko iegūst kolbā *b*, ar slāpekļskābi iedarbojoties uz vaļu. Vispirms laiž balonā sēra dioksīdu, skābekli un slāpekļa oksīdu. Slāpekļa oksīds ar skābekli rada  $\text{NO}_2$ , bet pēdejs ar sēra dioksīdu attīsta kameru kristalus, kas nogulstas uz balona sienam. Kad ielaiž balonā ūdens tvaikus, kameru kristali pazūd un normalī attīstas sērskābe, kas sakrājas balona dibinā.

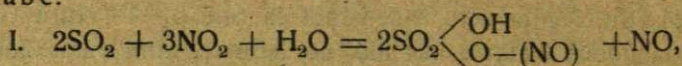
Sērskābes fabrikas šēma redzama 365 zīmējumā. Sēra dioksīds, ko iegūst apdedzinot piritus, no krāsns (nav zīmējumā parādīta) pa kanālu *X* ieplūst Glovera tornī *G'*. Šis tornis pildīts ar ugunsizturīgu saķepušu materiālu, pa kuru no augšas uz leju, pretīm gāzei, tek koncentrēta sērskābe, ko Gei-Lisaka tornī (par ko runasim vēlāk) piesātina slāpekļa oksīdiem. Ša nitrozās skābe, sastapdamās ar karstām gāzēm, pēdejām atdod slāpekļa oksīdus. Reaģējotās gāzes no Glovera torņa nokļūst plašās kamerās:  $\text{N}_1$ ,  $\text{N}_2$  un  $\text{N}_3$ , kas izliktas ar svinu. Kamerās pa Neorganiskās ķīmijas kurss. II. s.

atsevišķām caurulem laiž arī ūdens tvaiku. Tajās norisinās sērskābes attīstīšanās reakcija, kurā slāpekļa oksīdi izpilda skābekļa

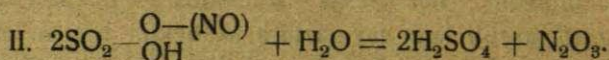


Zīm. № 365. Kameru metode fabriku apmēros.

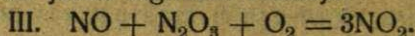
pārnesēju lomu. Pēc Lunges teorijas, pirmā fāzē rodas nitrozilsērskābe:



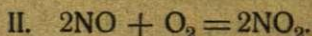
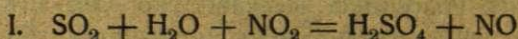
kura, ar ūdeni sadalīdamies, rada sērskābi:



Gaisa skābeklis oksidē slāpekļa oksīdus NO un N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> par NO<sub>2</sub>, un pēdejs no jauna atgriežas reakcijā:



Lunges teoriju apstiprina apstākļi, ka ūdens prombūtnē uz kameras sienām rodas nitrozilsērskābes kristāli (t. s. kameru kristāli). Tomēr iespējams, ka ūdens tvaiku klātbūtnē šis savienojums nemaz nerodas un reakcija, pēc Reinolda un Tailora (Reynolds un Taylor) domām, norisinās vienkāršāk:



Lai nu kā, sērskābe rodas kamerās (t. s. kameru skābe, saturoša 64% H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>). Ta tek lejup un sakrājas cisternās, bet

palikušās gāzes līdz ar gaisu aiziet pa kanālu uz torni G<sup>4</sup>, sauktu Gei-Lisaka torni. Pa šo torni, kas pildīts ar koksu, tek lejup koncentreta sērskābe, kas uztver gaisam līdzī aizejošos slāpekļa oksidus, pārvēršot tos nitrozilsērskābē (skāt. augstak). Pēc tam šo skābi pārpumpē Glovera tornī, kur tā slāpekļa oksidus atkal atdod dūmu gāzem. Tādā kārtā teoretiski slāpekļa oksīdi pastāvīgi paliek procesā un izpilda katalizatora lomu sēra dioksīda oksidēšanā par sērskābi. Bet praktiski viena daļa slāpekļa oksīdu pa Gei-Lisaka torni iziet gaisā. Šo zaudejumu papildina, kamerās ievadot lieku slāpekļskābi, to iztvaicējot atsevišķās retortās.

Kameru skābi, kuras īpatnejais svars apm. 50° Bomē (t. i. 1,55), vēl koncentrē iztvaicējot platīnas vaj kvarca bļodās. Šādā ceļā iegūst koncentretu sērskābi, saturošu 98% H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Tai visaugstākā vārišanās temperatūra (338°), un izgarojot, tā atdala tvaikus, sastāvošus no H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> un H<sub>2</sub>O tādā pat samērā, t. i. saturošus 98% H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (sal. l. s. 191 lp. p.). Techniskā sērskābe parasti satur tikai 93% H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (66° Bomē). To uzglabā stikla balonos vaj dzelzs cisternās.

Techniskā sērskābe satur svina, arsena, slāpekļskābes u. c. piemaisījumus. To atšķaida ar ūdeni, svinu, arsenu u. c. smagos metālus nogulsnē ar sērūdeņradi, pēc tam otreiz iztvaicē un beidzot destilē silīcij-dzelzs retortās.

Tīru 100%-tīgu sērskābi iegūst izšķīdinot attiecīgu daudzumu SO<sub>3</sub> koncentretā sērskābē.

Sērskābe pagatavojama daudz vienkāršāki, sēra dioksīdu oksidējot ar gaisa skābekli katalizatoru klātbūtnē — (sal. sēra trioksīdu, 349 lp. p.). Tomēr ša metode, kas pazīstama zem „kontakta metodes“ nosaukuma un jau 1875. gadā, K. Vinklera ieteikta, praktikā sastapas ar visai nopietniem šķēršļiem, kas stipri kaveja tās pielietošanu fabrikās. Galvenais šķērslis pastāveja platīnas un citu katalizatoru jutībā pret dažiem sēra dioksīda „kaitīgiem“ piemaisījumiem. Šie piemaisījumi, piem. arsens, is laikā sabojā katalizatoru, t. i. izskauž tajā katalītiskās spējas. Tikai pagājušā gadsimtenā beigās R. Knīčem (Kniesch), pēc rūpijiem pētījumiem Badenes Zodas fabrikā (patērojot šam nolūkam milzīgas naudas zumas), izdevās novērst visus šķēršļus un šo vienkāršo metodi piemērot teknikai.

Kontakta metode.

Kontakta aparāts sastāv no dzelzs cilindra, kurā gareniski ierīkotas apm. 30 kontakta caurules, saturošas uz caurumainām šamota platītem platīnetu asbestu (zīm. 366). Gāzes, kuras iegūst sēru vaj pīritus sadedzinot, no pumpja G ieplūst pa klapi v un kanālu A cilindra apakšējā daļā, dodas augšup gar koniakta caurulem, pēdejās dzesejot, un tikai pēc tam pa

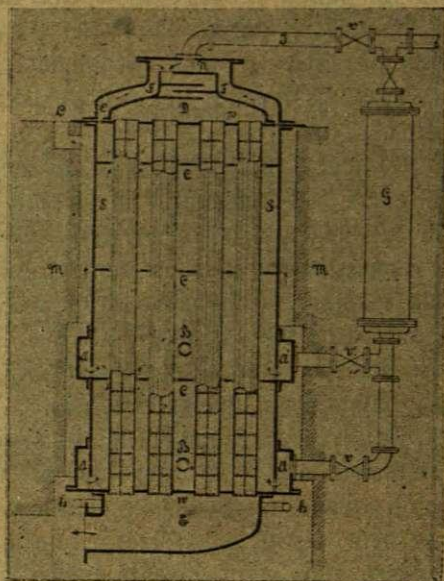
tām pa piltuvi D iet kontakta caurulēs. Pēc reakcijas gāzes, saturošas sēra trioksīdu, pa kanalu E aiziet no aparata uz adsorbetajiem, kas satur 98% sērskābi (zīm. 367). Iegūto produktu vaj nu tieši laiž tirdzniecībā („oleum“) vaj arī atšķaida ar ūdeni līdz 60° Bomē.

Bez platīnas katalītiski darbojas arī daži oksīdi, piem. dzelzs oksīds. Sēra dioksīdu no kaitīgiem piemaisījumiem tīra koksa, asbesta un apdedzināta māla „filtros“. Tā kā  $SO_3$  virs  $500^\circ$  sadalās (sal. 350 lp. p.), temperatūra reakcijas telpā jatur pie  $450^\circ$ .

Tīra sērskābe, kuras sastāvs  $H_2SO_4$ , ir bezkrāsains, stīgs šķidrums ar īpatnejo svaru 1,84 pie  $15^\circ$ . Zemā temperatūrā tas gausi sacietē un rada bezkrāsainus kristalus, kuri kūst pie  $+10^\circ$ . Sildot sērskābe pakāpeniski zaudē  $SO_3$  un pie  $338^\circ$  pārdestīlejas skābe, saturoša ne vairāk kā  $98,5\%$   $H_2SO_4$ . Samaisot ar ūdeni, sērskābe stipri sasilst, kas norāda, ka šķīdumā attīstas hidrāti. Uz to norāda arī lielā kontrakcija (tilpuma saraušanās), kas rodas  $H_2SO_4$  samaisot ar ūdeni. Un tiešām,  $SO_3$  un ūdens maisījumu sacietēšanas temperatūras dod iespēju konstatēt vairākus sērskābes hidratus, kas kušanas līknē atšķiras ar maksimāliem sacietēšanas punktiem. Šā līkne redzama 368. zīmējumā: uz abscīsas atzīmēts  $SO_3$  saturs procentos, bet uz ordinātas — sacietēšanas sākuma temperatūras. Līkne uzrāda piecas maksimālās temperatūras, atbilstošās noteiktiem ķīmiskiem savienojumiem (sal. I. s. 192 lp. p.):

punkts: C atbilst hidratam  $SO_3 \cdot 5H_2O$ , t. i.  $H_{10}SO_8$  ar kušanas temper. —  $25^\circ$ ;

punkts: E atbilst hidratam  $SO_3 \cdot 3H_2O$ , t. i.  $H_6SO_6$  ar kušanas temper. —  $38^\circ$ ;



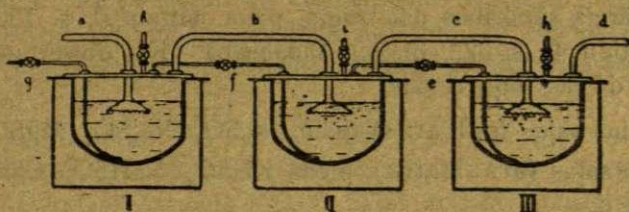
Zīm. № 366.  $SO_3$  pagatavošana pēc kontakta metodes.

Sērskābes īpašības.

punkts: H atbilst hidratam  $\text{SO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , t. i.  $\text{H}_4\text{SO}_5$  ar kušanas temper.  $+ 9^\circ$ ;

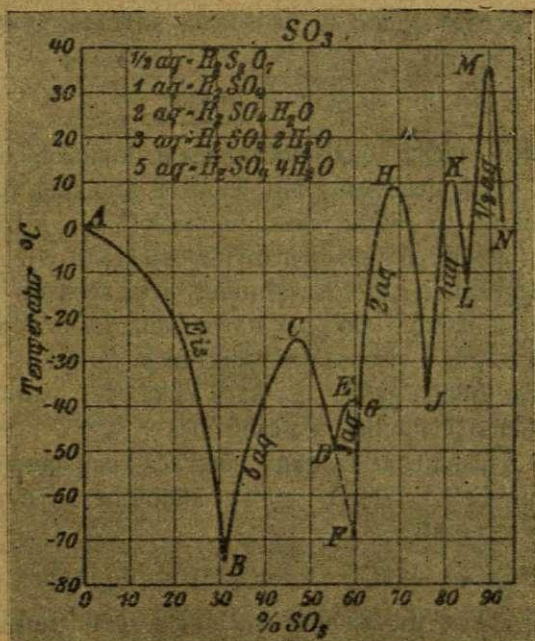
punkts: K atbilst hidratam  $\text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , t. i.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ar kušanas temper.  $+ 10^\circ$ ;

punkts: M atbilst hidratam  $2\text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , t. i.  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$  ar kušanas temper.  $+ 35^\circ$ .



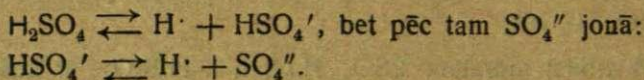
Zīm. № 367.  $\text{SO}_3$  adsorbešana ar konc.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Koncentrētās sērskābes tieksme uz ūdeni tik liela, ka ta atņem ūdeni citām vielām. Pateicoties šam apstāklim, to lieto gāžu sausešanai. Atņemot ūdeni dažādām organiskām vielām, piem. kokam, ta viņas pārgrūlo.



Zīm. № 368.  $\text{SO}_3$  un  $\text{H}_2\text{O}$  maisījumu kušanas likne.

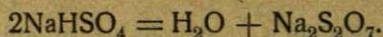
Sērskābe ir stipra divvērtīga skābe. Līdzīgi citām polivalentīgām skābēm, ūdens šķīdumā ta pakāpeniski disociē: vispirms  $\text{HSO}_4'$  jonā:



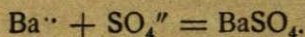
Pirmā disociācijas fāze norisinās daudz lielākā mērā nekā otrā. Aiz to daudzās izvietošanas reakcijās darbojas tikai puse no vispārējā sērskābes daudzuma, piem. nitrātu (I. s. 190. lp. p.) un chlorīdu (I. s. 322. lp. p.) sadalīšanā. Kā divvērtīga skābe ta rada divas sāļu rindas:

neitralus sāļus (sulfātus), piem.  $\text{K}_2\text{SO}_4, \text{Na}_2\text{SO}_4, \text{MgSO}_4$  un skābus sāļus (bi sulfātus), piem.  $\text{KHSO}_4, \text{NaHSO}_4, \text{CaH}_2(\text{SO}_4)_2$  un c.

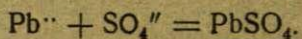
Bisulfātiem ir stipri skāba reakcija. Sildot tie zaudē ūdeni un pārvēršas piro-sulfātos:



Barija chlorīds nogulsnē no sērskābes un tās sāļu, sulfātu, šķīdumiem baltu barija sulfāta nogulsni, kas nešķīst atšķaidītās skābēs:

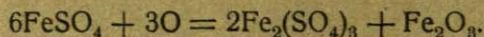


Svina acetāts dod baltu svina sulfāta nogulsni (sal. 271 lp. p.):

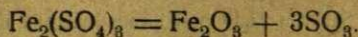


Sērskābe — viens no visredzamākiem ķīmiskās rūpniecības produktiem. Ta nepieciešama ļoti daudzos ķīmiskos pasākumos. Bet galvenā kārtā to patērē mākslīgu mēslošanas līdzekļu, superfosfāta (306 lp. p.) un amonija sulfāta (I. s. 157. un 174. lp. p.), iegūšanai. Lielos vairumos lieto sērskābi organisku krāsu un spridzināmo vielu pagatavošanai, kā arī minerāleļļu tīrīšanai. 1914. gadā vispasaules sērskābes ražojums sasniedza 10 miljonus tonnu gadā, bet kara laikā vēl vairak palielinājas, spridzināmo vielu lielā patēriņa dēļ.

Līdz 18. gadsimteņa beigām sērskābi pagatavoja karsejot dzelzs vitriolu,  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , gaisa klātbūtnē. Ferossāls pie tam oksidejas ferisālī:



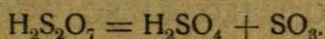
Ferisulfāts karsejot sadalās un atdala sēra trioksīdu, pārvēršdamies dzelzs oksidā („caput mortuum“):



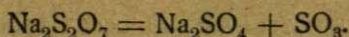
Sērskābes  
izlietošana.

Pirosērskābe,  
 $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ .

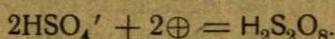
Šādi iegūtais produkts sastāv galvenā kārtā no piroškābes  $H_2S_2O_7$ , un gaisā kūp, kapēc saucas arī par kūpošo sērskābi (jeb Nordhauzenes skābe — pēc ražošanas vietas). Kūpešana ceļas no tā, ka, pirošērkābei sadaloties, izgaro sēra trioksids:



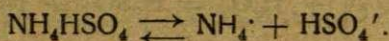
Šimbrīžam pirošērkābi iegūst tikai pēc kontakta metodes („oleum“). Ar šo skābi tīra neizstrādātu naftu. Piro sulfāti iegūstami no bisulfātiem, pēdejos karsejot, kā jau augstāk aizrādīts. Augstākā temperatūrā tie sadalas, atdalot sēra trioksidu:



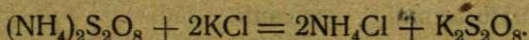
Elektrolizejot diezgan pastipru sērskābi un lietojot lielu strāvas blīvumu, uz anoda līdz ar  $SO_4''$  joniem izlādejas  $HSO_4'$  joni, radot sērpārkābi: Sērpārkābe  
 $H_2S_2O_8$



Praktikā visbiežāk elektrolizē piesātinātu amonija bisulfata šķīdumu. Amonija bisulfats disociē pēc šēmas:

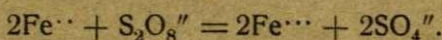


Tas dod ļoti labu reakcijas iznākumu, jo amonija persulfats grūti šķīst amonija sulfata šķīdumā un atdalās elektrolizes laikā. Kalija persulfatu,  $K_2S_2O_8$ , iegūst līdzīgā kārtā, t. i. kalija bisulfatu elektrolizejot, vaj arī divkārtā apmaiņā starp amonija persulfatu un kalija chlorīdu:



Kalija persulfats grūti šķīst ūdenī un izkrit no šķīduma kā baltas plāksniņas.

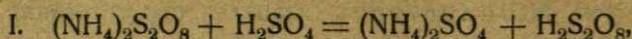
Sērpārkābe,  $H_2S_2O_8$  — divvērtīga. Bezūdens stāvokli tā rada kristalus, kas kūst pie  $65^\circ$  un viegli sadalas. Bet ūdens šķīdumā tā ir stabila. Sērpārkābe, kā arī tās sāļi ļoti stipri oksidēti. Tie oksidē jodkaliju, atdalot jodu. Divvērtīgas dzelzs sāļi oksidējas trīsvērtīgos dzelzs sāļos:



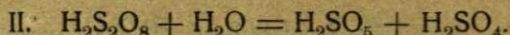
Sērpārkābi persulfāti oksidē sērskābē. Sudraba, vara, mangana, kobalta un niķeļa sāļi, pieliekot persulfātus, šķīdumā atdala minēto metalu peroksīdus. Bet kalija permanganātā zem persulfātu iespauda nekāda pārmaiņa nenotiek (atšķirība no  $H_2O_2$ ).

Sulfoperskābe,  $H_2SO_5$ , uzlūkojama kā pārejas loceklis no sērskābes uz sērpārkābi. Karo (Caro) to pagatavoja ar Sulfoperskābe  
 $H_2SO_5$

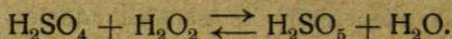
konc. sērskābi iedarbojoties uz amonija persulfatu. Šajā reakcijā vispirms rodas sērpiķskābe:



kas tālāk ūdenī hidrolizejas:

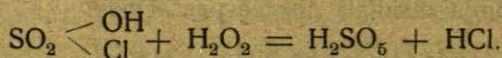
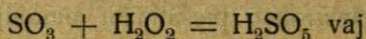


Baiers un Villigers pagatavoja šās vielas šķīdumu sērskābē, ar 5% -tīgu perhidrolu iedarbojoties uz pieckārtīgu konc. sērskābes daudzumu, maisījumu pie tam dzesejot:



Ša reakcija apgrīezieniska, un tapēc, sulfoperskābi atšķaidot ar ūdeni, pēdējā atkal sadalas ūdeņraža peroksīdā un sērskābē. Šo reakciju tehnikā lieto ūdeņraža peroksīda iegūšanai no persulfātiem (sal. I. s. 104 lp. p.).

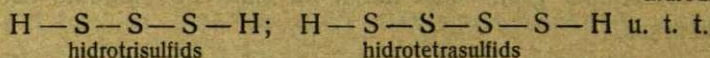
Tīra sulfoperskābe iegūstama 100% -tīgam perhidrolam iedarbojoties uz  $\text{SO}_3$  vaj uz chlorsulfonskābi:



Ta ir nestabila kristaliska masa, kas kūst pie + 45°. Jau parastā temperatūrā ta sadalas, atdalot skābekli un ozonu. Sulfoperskābe vēl enerģiskaks oksidētājs nekā sērpiķskābe, un top lietota indigo oksidēšanai.

Strukturformulas.

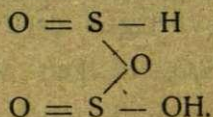
Sērs attiecībā pret ūdeņradi — divvērtīgs. Tapēc sērūdeņraža strukturformula, izteicama šādi:  $\text{H}-\text{S}-\text{H}$ ; polisulfīdiem tad uzstādāmas šādas formulas:  $\text{H}-\text{S}-\text{S}-\text{H}$ ;



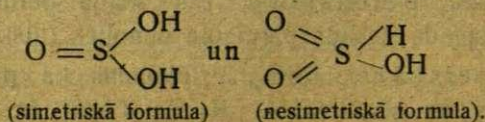
hidrotrisulfīds

hidrotetrasulfīds

Attiecībā pret skābekli, sēram iespējamās četras ( $\text{SO}_2$ ) vaj sešas ( $\text{SO}_3$ ) saites. Saskaņā ar to izvedamas strukturformulas sēra skābem. Sērapiķskābei visiespējamākā ir šāda formula:



Sērapiķskābei iespējamās divas konfigurācijas:



(simetriskā formula)

(nesimetriskā formula).

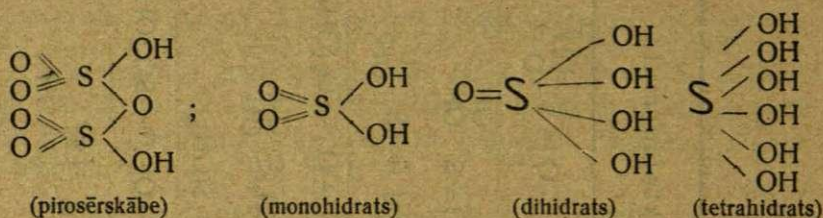
T a b e l e 350.

Sēra skābju pārskats.

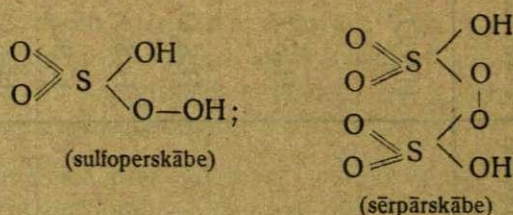
Skābes anhidrids	Skābes nosaukums.	Formula	Strukturformula	Ipašības
$[S_2O_8] \rightarrow$	Sērapskābe	$H_2S_2O_4$	$\begin{array}{c} H \\ \diagdown \\ O=S-O-S \begin{array}{l} \diagup \\ OH \\ \diagdown \\ O \end{array} \end{array}$	nestabila
$SO_2 \rightarrow$	Sērpaskābe	$H_2SO_3$	$\begin{array}{c} OH \\ \diagup \\ O=S \\ \diagdown \\ OH \end{array}$ vaj $\begin{array}{c} H \\ \diagup \\ O=S \\ \diagdown \\ OH \end{array}$	nestabila
$SO_3 \rightarrow$	Pirosērskābe	$H_2S_2O_7$	$(HO)O_2S-O-SO_2(OH)$	kušanas temp. $+32^\circ$
	Sērskābe	$H_2SO_4$	$\begin{array}{c} OH \\ \diagup \\ O_2S \\ \diagdown \\ OH \end{array}$	" " $+10^\circ$
	Ortosērskābe	$H_6SO_6$	$S(OH)_6$	" " $-38^\circ$
$S_2O_7 \rightarrow$	Sērpārskābe	$H_2S_2O_8$	$(HO)O_2S-O-O-SO_2(OH)$	kušanas temp. $+65^\circ$
$[SO_4] \rightarrow$	Sulfoperskābe	$H_2SO_5$	$\begin{array}{c} OH \\ \diagup \\ O_2S \\ \diagdown \\ O-OH \end{array}$	kušanas temp. $+45^\circ$

Simetriskai formulai par labu runā apstākļi, ka sērpaskābe rodas no sēra dioksida, nesimetriskai—ka pastāv organiski atvasinājumi, piem. etilsērpaskābe:  $C_2H_5.SO_2(OH)$ . Ir iespējams, ka pastāv abas šās formas kā tautomers maisījums (sal. I. s. 269 lp. p.).

Sērskābē bez šaubām mums darišana ar sešvērtīgu sēru. Monohidratam,  $H_2SO_4$ , rodama formula:  $O=S(OH)_2$ ; augstākiem hidratātiem uzstādāmas formulas ar lielāku hidroksīla grupu skaitu. Tādā kārtā izvedamas:



Sērskābes atliekai  $SO_2(OH)$  ar ūdeņraža peroksīda atlieku  $(HO)O$  savienojoties, rodas sulfoperskābe, kamēr sērpārskābe uzlūkojama kā sulfoperskābes anhidrīds, kā tas sekojošās formulās redzams:

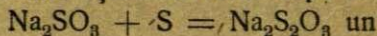


### Sēra tioskābes.

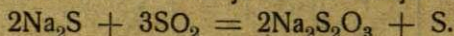
Sērskābē vienu skābekļa atomu pret sēru apmainot, rodas tiosērskābe:  $H_2S_2O_3$ . Ta nepastāv brīvā veidā, bet gan rada stabilus sāļus, piem.  $Na_2S_2O_3$ ,  $CaS_2O_3$  u. c.

Nātrija tiosulfāts,  $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ , rodas

1) nātrija sulfīta šķīdumu vārot kopā ar sēru:



2) sēra dioksīdam iedarbojoties uz nātrija sulfīda šķīdumu:

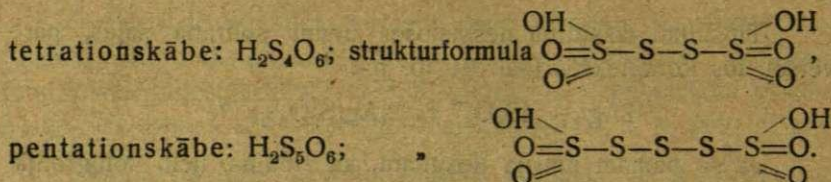


Tas kristalizējas lielos kristālos, kas kūst paši savā kristalizācijas ūdenī pie  $56^\circ$ .

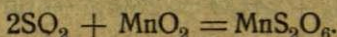
Kalcija tiosulfātu,  $CaS_2O_3$ , pagatavo oksidējot gaisā Leblana procesa atliekas, saturošas kalcija sulfīdu (24 lp. p.):







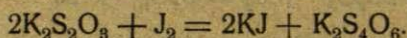
Mangana ditionats rodas laižot sēra dioksīdu svaigi nogulsnetā, ūdenī samaisītā mangana dioksīdā:



Kalija tritionats rodas sēra dioksīdam iedarbojoties uz tiosulfātu:



Kalija tetrationsats rodas reakcijā starp jodu un tiosulfātu;



Ša skābe, sāskanā ar viņas strukturformulu, uzlūkojama kā tiosērpārskābe.

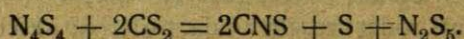
Sērpaskābes šķīdumu piesātinot ar sērūdeņradi, atdalās sērs (347 lp. p.), bet šķīdumā rodas brīvu politionskābju maisījums (t. s. Vakenrodera šķīdums). Šķīdumam pielejot barīta ūdeni, iegūstams kristalisks barija pentationsats,  $BaS_5O_6$ :



### Sēra savienojumi ar slāpekli.

Slāpekļa sulfīds,  $N_4S_4$ , rūpīgi izsausētu amonjaku laižot benzolā (pie  $0^\circ$ ), kurā izšķīdināts sēra dichlorīds ( $SCl_2$ ), bez amonija chlorīda un sēra rodas vēl sēra savienojums ar slāpekli, kas nešķīst ūdenī, bet viegli šķīst benzolā un citos organiskos šķīdinātajos, kā arī sērogleklī. Šenks, noteicot šam savienojumam molekularsvaru sērogleklī, atrada skaitli, atbilstošu formulai  $N_4S_4$ . Slāpekļa sulfīds kristalīzejas dzeltenās adatās, sublīmejas pie  $135^\circ$ , kūst pie  $178^\circ$ , bet drusku augstākā temperatūrā sadalās ar sprādzienu elementos.

Sildot kopā ar sēroglekli aizkausetā caurulē līdz  $100^\circ$ , tas pārvēršas sarkanā, eļļai līdzīgā šķīdumā, kas sacietē pie  $+10^\circ$  un kura sastāvs  $N_2S_5$ :



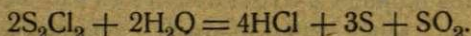
### Sēra savienojumi ar halogēniem.

Sēra heksafluorīds,  $SF_6$ .

Sērs viegli savienojas ar halogēniem. Sēra heksafluorīdu,  $SF_6$ , ieguva Moasans (Moissan) ar fluoru tieši iedarbojoties uz sēru. Ta ir bezkrāsaina gāze, kas kondensejas pie

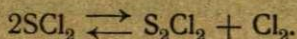
—55°. Ta ļoti stabila un — kas visdivainākais — indierenta attiecībā uz visiem reaktīviem. Ta nesaēd stiklu, nesadalās ne ar ūdeni, ne ar sārmu, nedz arī ar metāliem.

Ari hlors sildot dieši savienojas ar sēru (l. s. 322 lp. p.). <sup>Sēra chlorīds: S<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>.</sup> Bet šajā reakcijā rodas savienojums S<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, ko sauc sēra chlorīdu. Visērtāki šis savienojums pagatavojams laižot chloru pār kristalisku sēru, sēra chlorīda klātbūtnē. Šādos apstākļos hlors tiek adsorbēts visai enerģiski jau parastā temperatūrā, jo sēra chlorīds izšķīdina sēru un adsorbē chloru. Sēra chlorīds ir gaišdzeltens šķidrums ar nepatīkamu smaku; vāras pie + 138°. Tas šajā temperatūrā jau tomēr pa daļai disociē chlorā un sērā. Ūdenī tas hidrolizejas, atdalot sēru un SO<sub>2</sub>:



Sēra chlorīdu lieto gumijas izstrādājumu „aukstai vulkanizēšanai” un faktīsa pagatavošanai. Par faktīsu sauc produktus, kas rodas sēra chlorīdam iedarbojoties uz augu eļļām un kurus lieto gumijas rūpniecībā kā kaučuka surogātu.

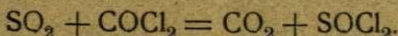
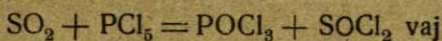
Sēra chlorīds, kā zināms, izšķīdina chloru. Šāds šķīdums stāvēt paliek sarkani-brūns un pārvēršas sēra dichlorīdā, SCl<sub>2</sub>, kas sildot sāk vārieties un atdalīt chloru jau pie 50°:



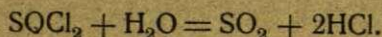
Sēra chlorīdu ar chloru piesātinot pie — 25°, rodas sēra tetrachlorīds, SCl<sub>4</sub>, kas sacietē pie — 30°, bet istabas temperatūrā pārvēršas sēra dichlorīdā, atdalot lieko chloru.

Ar bromu sērs rada savienojumu S<sub>2</sub>Br<sub>2</sub>, kas stipri retinātā telpā pārtvaicejas pie + 57° un viegli sadalās elementos. Ar jodu sērs nesavienojas.

Sēra dioksīdā vienu skābekļa atomu apmainot pret chloru, rodas tionila chlorīds, SOCl<sub>2</sub>, piem. fosfora pentachlorīdam vaj fosgenam iedarbojoties uz sēra dioksīdu: <sup>Tionila chlorīds, SOCl<sub>2</sub>.</sup>

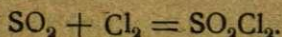


Tas ir bezkrāsains, nepatīkamas, smacejošas smakas šķidrums, kas vāras pie + 79°. Ūdenī tas hidrolizejas pēc nolidzinājuma:

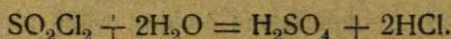


Tas uzlūkojams kā sēr-paskābes chloranhidrīds.

Bet sēra trioksīdā vienu skābekļa atomu apmainot pret <sup>Sulfurila chlorīds, SO<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>.</sup> chloru, dabonam sērskābes chloranhidrīdu jeb t. s. sulfurila chlorīdu, SO<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>. Ša viela iegūstama tieši sēra dioksīdam savienojoties ar chloru:

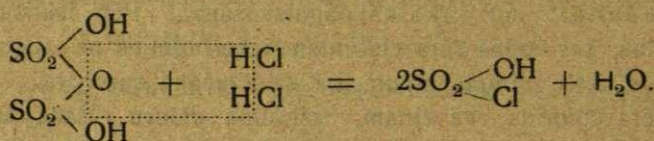


Ša reakcija notiek tikai vaj nu zem tieša saules staru iespaida, vaj arī dažu katalizatoru (piem. kampara, ledus etiķa u. c. organ. vielu) klātbūtnē. Viņu katalitiskā loma pastāv, acim redzot, iekš tam, ka, šķīsdami lielos vairumos sēra dioksidā, tie caur to paaugstina pēdejā vārišanās temperatūru un tādejādi rada iespēju savienošanās reakciju izdarīt augstākā temperatūrā. Šās reakcijas produkts ir gaiši-dzeltens, viegli kustīgs šķidrums, kas vāras pie 69° un virs 160° disociē uz SO<sub>2</sub> un Cl<sub>2</sub>. Tas ūdenī lēni sadalās sērskābē un sālsskābē:

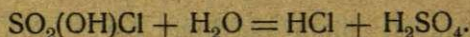


Chlorsulfon-  
skābe,  
SO<sub>2</sub>(OH)Cl.

Kā starpprodukts starp sulfurila chlorīdu, SO<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, un sērskābi, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, uzlūkojama chlorsulfonskābe, SO<sub>2</sub>(OH)Cl, kas pagatavojama ar sausu chlorūdeņradi iedarbojoties uz piro-sērskābi:



Chlorsulfonskābe — bezkrāsains šķidrums, kas gaisā kūp un vāras pie 155°—156°. Ta ūdenī acumirkli sadalās:



Vispārīgi jāsaprot, ka sēra tieksme uz halogēniem ir maza. Sēra savienojumiem ar halogēniem nav sāļu raksturs. Tie ūdenī pilnīgi hidrolizejas, un, kā Valdena pētījumi pierādījuši, nav elektrolīti ne tīrā veidā, ne arī citos šķīdinātajos. No tā redzams, ka sērs, līdzīgi skābeklim, galvenā kārtā elektronegatīvs elements. Tomēr sēra dioksīds (šķidr) vada elektrību. Elektrolīze, kurā uz katoda atdalās sērs (pie ļoti augsta spraiguma), pierāda, ka ša viela spēj radīt, kaut arī ļoti mazā mērā, pozitīvos jonus.

## Četrdesmit septītā lekcija.

### Sestā grupa (turpinājums). Selens, tellurs un polonijs.

Selens un tellurs. — Atrašanās. — Selena īpašības. — Tellura īpašības. — Selena un tellura savienojumi ar ūdeņradi:  $H_2Se$  un  $H_2Te$ . — Selena un tellura oksīdi. — Selenpaskābe,  $H_2SeO_3$ , un tellurpaskābe,  $H_2TeO_3$ . — Selenskābe,  $H_2SeO_4$ , un tellurskābe,  $H_2TeO_4$ . — Selena un tellura savienojumi ar halogēniem. — Polonijs un tā izotopi. — Polonija iegūšana un īpašības. — Polonija izotopu īpašības. — Skābekļa apakšgrupas vispārīgs pārskats. — Fizikālais raksturs. — Ķīmiskās īpašības. — Ūdeņraža savienojumi. — Savienojumi ar metāliem. — Savienojumi ar halogēniem. — Termoķīmiskie dati. — Valence.

#### Selens (Se) un tellurs (Te).

Atrašanās.

Selens atrodas nelielos daudzumos piritā,  $FeS_2$ . To sērskābes fabrikās apdedzinot, selens līdz ar sēru sadeg, un selena dioksīds aiziet kopā ar sēra dioksīdu. Tomēr savā ceļā tas nogulstas putekļu kanālos. No šiem putekļiem arī vēl šimbrīžam galvenā kārtā iegūst selenu un tā savienojumus. Šam nolūkam tos izšķīdina slāpekļskābē un šādi iegūto selenpaskābi reducē, laižot tās šķīdumā sēra dioksīdu. Tad selens izkrit kā amorfs sarkans pulveris.

Tellurs reti sastopams kā tīrradnis un savienojumā ar bismutu (minerālā tridimitā). Visbiežāk tas atgadas kopā ar sudrabu un zeltu, šo metālu rūdās. To iegūst, līdzīgi selenam, izšķīdinot slāpekļskābē (vaj sērskābē) un nogulsnejot ar sēra dioksīdu.

Sarkanais amorfais selens, ko iegūst selenpaskābi nogulsnejot ar sēra dioksīdu, sildot kūst, bet kausejumu pēkšņi atdzesejot, pārvēršas amorfā stiklainā modifikacijā. Tas nedaudz šķīst sērogleklī un no šķīduma kristalīzejas monoklīniskās sistēmas kristālos (kas izomorfi ar sēru). Ja amorfu selenu ilgaku laiku sildam pie  $150-200^{\circ}$ , vaj izkausētu selenu lēni dzesejam, rodas pelekas krāsas metāliskais selens, kas nešķīst sērogleklī.

Selena  
īpašības.

Sis metāliskais selens vada elektrību. Tikai tumsā viņa elektrības vadītspēja ļoti niecīga. Totiesu tā stipri pieaug gaismā. Ša interesantā selena divainība noveda pie t. s. selena elementa atraduma. Selena „elements“ sastāv no divam vājam drātim, savā starpā atdalītām ar plānu, gaismasjūtīgu selena kārtu. Šis elements tumsā nevada strāvu, bet jau pēc īsa vāja apgaismojuma tas kļūst strāvas vadītājs un tā tad spēj, strāvu ieslēdzot, kustinat elektrisko vānu vaj relē. Šādus selena elementus lieto, piem. kā bridinātājus pret zagļiem: jau aizdedzināta

sērkociņa gaismā tas ieslēdz strāvu un dod signalu („elektriskā a c s“). Tālak to lieto jūras signalizacijā, fotofonos un fotografijai tālumā.

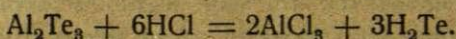
Selena molekularsvaru noteica Bekmans (Beckmann) pēc sacietēšanas temperatūras pazeminašanās difenilā. Tas atbilst molekulam  $Se_8$ . Bet augstā temperatūrā notiek selena molekulu depolimerizācija un viņa tvaika blīvums pie  $1000^{\circ}$  atbilst molekulai  $Se_2$ . Selens šajā ziņā pilnīgi līdzīgs sēram.

Tellura  
ipašības.

Ari tellurs pazīstams divās formās. Šķīdumā nogulsnejo ar sēra dioksīdu, tas izkrīt kā smags, brūns, amorfs pulveris. Kausejot tas pārvēršas baltā metaliskā modifikācijā, kas labi vada elektrību un ļoti trausla: piestīnā viegli saberžama pulverī. Tellurs nešķīst indiferentos šķīdinātajos. Tas vāras pie  $1400^{\circ}$  un tvaicējādā stāvokli rada molekulas  $Te_2$ .

Selena un  
tellura savie-  
nojumi ar  
ūdeņradi:  
 $H_2Se$  un  $H_2Te$ .

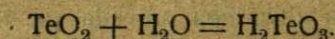
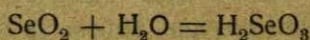
Selenūdeņradis un tellurūdeņradis iegūstami, līdzīgi sērūdeņradim, ar sālsskābi iedarbojoties uz selena un tellura savienojumiem ar metaliem:



Tās ir bezkrāsainas, ļoti nāvīgas gāzes ar pretīgu smaku; viegli šķīst ūdenī un atdzesejot kondensejas. Šķidrums selenūdeņradis vāras pie  $-42^{\circ}$ , tellurūdeņradis — pie  $0^{\circ}$ . Tie mazāk stabili nekā sērūdeņradis un mitrā gaisā ātri sadalas. Tellurūdeņradis sadalas jau pats no sevis tumsā. Šās gāzes, līdzīgi sērūdeņradim, no sāļu šķīdumiem nogulsnē ūdenī nešķīstošos smago metālu selenīdus un tellurīdus.

Selena un  
tellura oksīdi.

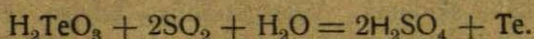
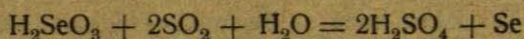
Selena un tellura dioksīdi,  $SeO_2$  un  $TeO_2$ , pagatavojami, līdzīgi sēra dioksīdam, sadedzinot elementus skābekļa straumē. Viņi atšķiras no sēra dioksīda fizikalā ziņā caur to, ka tie — cietas vielas. To ķīmiskā atšķirība ir tā, ka tie viegli reducejas. Selena dioksīds viegli šķīst ūdenī, tellura dioksīds — grūtāki. Abos gadījumos rodas attiecīgas skābes: selenpaskābe un tellurpaskābe:



Selenpaskābe,  
 $H_2SeO_3$ , un  
tellurpaskābe,  
 $H_2TeO_3$ .

Šās skābes rodas arī selenu un telluru izšķīdinot slāpekļskābē. Selenpaskābe pazīstama brīvā veidā. Ta no ūdens šķīduma atdalās lielos kristālos, kas viegli šķīst ūdenī un izplūst mitrā gaisā. Sildot selenpaskābe un tellurpaskābe zaudē ūdeni un pārvēršas attiecīgos anhidrīdus. Šo skābju ūdens šķīdumi viegli

reducejami ar sēra dioksīdu, pie kam selens un tellurs atdalās amorfā stāvoklī:



Stiprie oksidētāji, kā: broms, chromskābe, ūdeņraža peroksīds, oksidē selenpaskābi un tellurpaskābi — selenskābē un tellurskābē. Selenskābe,  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ , ir balta kristaliska masa, kas kūst pie  $58^\circ$  un, līdzīgi sērskābei, enerģiski uzsūc mitrumu. Tellurskābe,  $\text{H}_6\text{TeO}_6$ , pēc sastāva līdzīga ortosērskābei. Ta pie  $140^\circ$  zaudē 2 molekulas ūdens un pārvēršas monohidratā:  $\text{H}_2\text{TeO}_4$ . Turpināk sildot, līdz ar ūdeni aiziet arī skābeklis un ta reducejas tellura dioksīdā.

Selenskābe un tellurskābe:  $\text{H}_2\text{SeO}_4$  un  $\text{H}_2\text{TeO}_4$ .

Selenam un telluram uz halogēniem tieksme daudz lielāka nekā sēram. Sildot savienodamies tieši ar halogēniem, tie viegli rada augstākos četrvērtīga selena un tellura savienojumus:  $\text{SeF}_4$ ,  $\text{SeCl}_4$ ,  $\text{SeBr}_4$ ,  $\text{TeCl}_4$ ,  $\text{TeBr}_4$  un  $\text{TeJ}_4$ . Tomēr šie savienojumi ūdenī pilnīgi sadalās. Viņu īpašības pievestas tabelē 351. Tellura savienojumi ar halogēniem stabilāki, nekā pēdejo savienojumi ar selenu. Tellurs savienojas ar jodu un rada savienojumu  $\text{TeJ}_4$ , kamēr selens un sērs ar jodu nesavienojas.

Selena un tellura savienojumi ar halogēniem.

**Tabele 351.**

Selena un tellura halogensavienojumu īpašības.

Se				Te			
Formula	Krāsa	Kušanas temperat.	Vārišanās temperat.	Formula	Krāsa	Kušanas temperat.	Vārišanās temperat.
$\text{SeF}_4$	bezkrās. šķidr.	$-80^\circ$	$+100^\circ$	$\text{TeF}_6$	bezkrās. gāze	—	$-35,5^\circ$
$\text{Se}_2\text{Cl}_2$	sarkans šķidr.	—	disociē	$\text{TeCl}_2$	melni krist.	$+175^\circ$	$+324^\circ$
$\text{SeCl}_4$	bezkrās. krist.	disoc.	—	$\text{TeCl}_4$	bezkrās. krist.	$+214^\circ$	$+380^\circ$
$\text{Se}_2\text{Br}_2$	tumši-sark. šķid.	—	disociē	—	—	—	—
$\text{SeBr}_4$	brūni krist.	disociē	—	$\text{TeBr}_4$	dzelt. krist.	disociē	—
—	—	—	—	$\text{TeJ}_4$	metal. krist.	disociē	—

### Polonijs un ta izotopi.

Polonija  
iegūšana un  
īpašības.

Poloniju atrada Kiri kdze reizā ar radiju pika rūdā (sal. 136 lp. p.). Tas izkrit kopā ar bismutu, sērūdeņradi laižot urana atlieku sālsskābā šķīdumā. Vēlāk izrādījās, ka tas identisks pēdejam radija radioaktīvam pēcnācejam, un proti: radijam F. Tas visērtāki iegūstams no radiosvina (274 lp. p.), kas satur RaD. No pēdejā pastāvīgi attīstas polonijs. Mazāk cēlie metali (varš, sudrabs, bismuts) izvieta poloniju no viņa sālsskābiem šķīdumiem. Pietiek iebāzt bismuta spieķīti polonija chlorīda šķīdumā — un uz ta rodas stipri radioaktīvs polonija nogulsnis (Marckwald). Polonija sāļa šķīdumu elektrolīzējot, polonijs pie noteikta sprauguma atdalās tīrā veidā uz katoda. Polonijs izstaro tikai  $\alpha$ -starus. Markvalda pētījumi pierādīja šā elementa līdzību telluram un nodrošināja tam 84. vietu sestajā periodiskās sistēmas grupā. Panets (Paneth), lietojot polonija radioaktivitāti kā indikatoru, starp citu pierādīja, ka polonijs rada ar ūdeņradi gāzējādu savienojumu (sal. bismutūdeņradi, 325 lp. p.). Šis savienojums, līdzīgi tellurūdeņradim, mitrā gaisā sadalās dažās minūtēs.

Izotopu  
īpašības.

Polonija izotopi ir locekļi A un C' — radija, aktīnija un torija rindās, kā redzams sekojošā tabelē 352.

**Tabele 352.**

Polonija plejade.

Nosaukums	Simbols	Izstarojums	Staru sniegšanās tājums.	Videjais dzīves ilgums.	Atomsvars	Kārtības skaitlis
Polonijs	Po(=RaF)	$\alpha$	3,925 cm.	196 dienas	210	84
Radijs A	RaA	$\alpha$	4,722 „	4,3 min.	218	84
Aktīnijs A	AcA	$\alpha$	6,27 „	$2,9 \times 10^{-3}$ sek.	—	84
Torijs A	ThA	$\alpha$	5,70 „	0,2 sek.	216	84
Radijs C'	RaC'	$\alpha$	6,971 „	$1,4 \times 10^{-6}$ sek.	214	84
Aktīnijs C'	AcC'	$\alpha$	6,4 „	$7,2 \times 10^{-3}$ sek.	—	84
Torijs C'	ThC'	$\alpha$	8,60 „	$1,4 \times 10^{-11}$ sek.	212	84

#### Skābekļa apakšgrupas vispārīgs pārskats.

Šās apakšgrupas elementi pēc savas dabas ir nemetali. Tikai augstākie locekļi savās alotropiskās modifikācijās uzrāda

Fizikalais  
raksturs.

metalisko raksturu. Tas, acim redzot, vislielākā mērā izpaužas polonijā, kurš, līdzīgi citiem metaliem, elektrolizē atdalās uz katoda. Šiem elementiem sevišķi raksturīgi — to tieksme polimerizēties. Skābeklim ta novērojama ozonā. Bet sērs un selens polimerizejas daudz lielākā mērā, radot zemā temperatūrā molekulas  $S_8$  un  $Se_8$ , kuras sildot pamazām depolimerizejas — līdz pat molekulam ar vienu atomu. Roku rokā ar šo īpašību, kas izpaužas šķīdumos un tvaikos, acīs krit vēl cita parādība: daudzu alotropisku formu radītspēja cietā un šķidrā stāvokli. Sēram pazīstamas ne mazāk kā piecas dažādas formas: divas kristaliskas un trīs šķidrās:  $S_\lambda$ ,  $S_\mu$  un  $S_\gamma$  (pēdejā amorfa). Selena piemērā mēs iepazīnamies ar četrām modifikācijām: amorfo sarkano, amorfo stiklaino, kristalisko monoklinisko un metalisko. Ari tellurs pazīstams amorfā un metaliskā veidā. Visi augstāk minētie elementi bez tam vēl viegli pāriet koloidālā stāvokli.

**Tabele 353.**

Skābekļa apakšgrupas elementu fizikalās īpašības.

Simbols	O	S(romb.)	Se(met.)	Te(met.)	Po
Atomsvars	16,00	32,06	79,2	127,5	210
Blīvums	1,13(-183°)	2,05(17°)	4,80(17°)	6,23(25°)	(9,12)*
Ipatnejamais tilpums	14,2	15,6	16,5	20,5	(23,0)*
Kušanas temper.	-218°	+112,8°	+219°	+450°	—
Vārīšanās temper.	-183°	+444,5°	+690°	+1400°	—
Krāsa	gaišzila	dzeltēna	peleka	balta	—
Valence	2(4)	2(4)6	2(4)6	2(4)6	2(?)

\*) aprēķināti ekstrapolācijas ceļā.

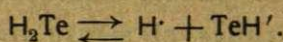
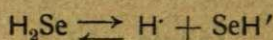
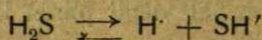
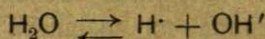
Tabelē 353 uzskatāmi redzama elementu fizikālo īpašību maiņa, sakarā ar viņu atomsvāru. Atomsvāriem palielinoties:

- 1) kārtīgi palielinās blīvumi un atomtilpumi,
- 2) paaugstinās elementu kušanas un vārīšanās temperatūras,

Ķīmiskās īpašības. Saskaņā ar šo, kārtīgi mainas arī viņu ķīmiskais raksturs, un proti: pakāpeniski pavājinās viņu elektronegatīvais un līdz ar to pastiprinās pozitīvais raksturs. Negatīvais raksturs izpaužas viņu savienojumos ar pozitīviem elementiem: ūdeņradi un nētaljiem. Vislielākā tieksme uz ūdeņradi ir skābeklim, kas ar ūdeņradi dod ļoti stabilu savienojumu: ūdeni. Sērūdeņradis jau nestabilāks un sadegot viegli apmaina sēru pret skābekli:



Tellurūdeņradis un polonijūdeņradis sadalās mitrā gaisā pat parastā temperatūrā. Šiem hidriem visiem skābs raksturs, t. i. tie rada ūdens šķīdumā ūdeņraža jonu:



Elektrības vadītspējas salīdzinājums veda Hlasko pie pārliecības, ka, elementu atomsvaram palielinoties, viņu ūdeņraža savienojumu skābais raksturs pastiprinās. Kā skābe, visvājāks ir ūdens, bet vissīprāks — tellurūdeņradis (skat. tabeli 354).

**Tabele 354.**

Ūdeņraža savienojumu disociācijas konstantes.

	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> S	H <sub>2</sub> Se	H <sub>2</sub> Te
Disociācijas konstante: $\text{H}_2\text{R} \rightleftharpoons \text{H} \cdot + \text{HR}'$	$1,04 \times 10^{-14}$	$9,1 \times 10^{-8}$	$1,88 \times 10^{-4}$	$2,27 \times 10^{-3}$

Savienojumi ar metāliem. Metalu oksīdi, sulfīdi, selenīdi un tellurīdi uzlūkojami kā šo skābju sāļi. Tie diezgan stabili savienojumi, kas nešķīst ūdenī (izņemot sārmi un sārmzemju metālu savienojumus), bet šķīst pa lielākai daļai stiprās skābēs.

Savienojumi ar halogēniem. Šās apakšgrupas elementiem vāja tieksme uz halogēniem. Visvājāka šā tieksme skābeklim, kura savienojums ar chloru, OCl<sub>2</sub>, sprāgst jau parastā temperatūrā (l. s. 324 lp. p.). Atomsvaram palielinoties, elementu tieksme uz halogēniem pieaug. To pierāda viņu elektropozitīvā rakstura pastipriņāšanās, ko apstiprina arī termokīmiskie dati, kas pievesti sekojošā tabelē.

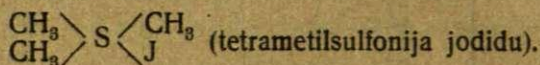
Tabele 355.

Skābekļa apakšgrupas elementu savienojumu rašanās siltumi.

	O	S	Se	Te
Ūdeņraža savienojumi	H <sub>2</sub> O : + 68380 cal.	H <sub>2</sub> S : + 5000 cal.	H <sub>2</sub> Se : - 25100 cal.	H <sub>2</sub> Te : - 34900 cal.
	—	SO <sub>2</sub> : + 69300 "	SeO <sub>2</sub> : + 63500 "	TeO <sub>2</sub> : + 87100 "
Oksidi	—	SO <sub>3</sub> : + 103700 "	—	TeO <sub>3</sub> : + 83600 "
Savienojumi ar halogēniem	—	S <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> : + 17600 "	Se <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> : + 22150 "	—
	OCl <sub>2</sub> : - 17930 "	—	—	—
	—	—	SeCl <sub>4</sub> : + 46160 "	TeCl <sub>4</sub> : + 77380 "
	—	S <sub>2</sub> Br <sub>2</sub> : + 2000 "	—	—

Valence.

Skābekļa apakšgrupas elementi attiecībā pret ūdeņradi ir divvērtīgi, kā tam arī jābūt pēc viņu stāvokļa periodiskās sistēmas sestajā grupā. Bet ja ūdeņradi apmainām pret organiskiem radikāļiem, iegūtie savienojumi manto īpašību pievienot alkila jodīdu (piem.  $\text{CH}_3\text{J}$ ) un radīt četrvērtīga skābekļa, sēra u. t. t. produktus, piem.



Šiem savienojumiem sāļu raksturs: tie ir elektrolīti (šķidrā  $\text{SO}_2$ ) un atgādina amonija sāļus. Tos pēc analogijas arī sauc par oksonija (četrvērtīga skābekļa atvasinājumi), sulfonija (četrvērtīga sēra atvasin.) u. t. t. sāļiem.

Divvērtīgi ir skābeklis un tā analogi arī attiecībā uz halogēniem, piem. hlora oksidā,  $\text{OCl}_2$ , un halogensavienojumos  $\text{SCl}_2$ ,  $\text{SeCl}_2$ ,  $\text{TeCl}_2$ . Bet šie savienojumi, pievienojot halogēnu, viegli pāriet attiecīgos četrvērtīgos savienojumos. Skābekļa analogi visaugstāko valenci sasniedz augstākos skābekļa savienojumos:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{SeO}_3$  un  $\text{TeO}_3$ , kas ar ūdeni rada stabilas un stipras skābes:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_4$  un  $\text{H}_2\text{TeO}_4$ . Līdz ar valences palielināšanos novērojam centrālā atoma (S, Se vai Te) elektro-negativā rakstura pastiprināšanos. Aiz to šie sešvērtīgie mīnēto elementu savienojumi tipiski un raksturīgi ne tikai skābekļa apakšgrupai, bet arī chromam un tā analogiem.

## Četrdesmit astotā lekcija.

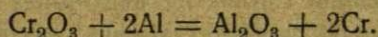
### Sestā grupa (turpinājums). Chroma apakšgrupa.

Chroms. — Atrašanās. — Metaliskais chroms. — Chroma pasivitate. — Chroma divvērtīgie savienojumi. — Chroma trīsvērtīgie savienojumi. — Chroma trichlorīds,  $\text{CrCl}_3$ . — Chroma fosfats,  $\text{CrPO}_4$ . — Chromisulfats,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 17\text{H}_2\text{O}$ . — Trīsvērtīga chroma savienojumu oksidēšana sešvērtīgos. — Chroma sešvērtīgie savienojumi. — Chroma trioksīds,  $\text{CrO}_3$ . — Chromskābes sāļi. — Fototipija. — Chromila chlorīds,  $\text{CrO}_2\text{Cl}_2$ . — Chrompārskābe. — Molibdens un volframs. — Atrašanās. — To iegūšana un īpašības. — Valence. — Molibdena un volframa skābes. — Molibdatu un volframatu reakcijas — Volframa sadalīšanās. — Urans. — Atrašanās. — Metaliskais urans. — Urana oksīdi. — Četrvērtīga urana savienojumi. — Sešvērtīgi urana savienojumi. — Uranila sāļi. — Uranila reducēšanas reakcijas. — Fotoelementi. — Oksidēšanas reakcijas. — Urana radioaktīvais sabrukums. — Vēsture. — Urana sabrukuma produkti. — Chroma apakšgrupas vispārīgs raksturojums. — Metaliskais raksturs. — Fizikalās īpašības. — Valence un polimerizācija. — Pasivitate. — Termoķīmiskie dati.

### Chroms, Cr.

Chroms atrodas dabā kā sarkanā chroma rūda,  $\text{PbCrO}_4$ , un chroma dzelznis,  $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ . Chroma dzelznis ir galvenā izejviela chroma un ta savienojumu iegūšanai. Ļoti daudz šās rūdas atrodas Uralos. Pēc iegūtiem chroma rūdu daudzumiem pirmo vietu ieņem Jaun-Kaledonija.

Metalisku chromu iegūst alumīnotermiskā ceļā, t. i. chroma oksīdu reducējot ar alumīniju pēc Goldšmita (Goldschmidt, 217 lp. p.) metodes:



Chroma kausejumu ar dzelzi (60% Cr) iegūst reducējot elektriskā krāsnī chroma dzelzni. Tas satur oglekļa piemaisījumu un pazīstams kā ferochroms. No ferochroma izgatavo chroma tēraudu, saturošu apm. 6% chroma, kas ļoti ciets un tapēc tiek lietots svārpstu, mašīnu daļu, gultņu u. t. t. izgatavošanai.

Metaliskam chromam sudraba spīdums, tas griež stiklu un kūst pie apm. 1580°.

Gaisā parastā temperatūrā tas neoksidejas, bet karsejot lēni oksidejas.

Attiecībā uz skābem chroma īpašības ir dažādas, atkarībā no iepriekšējā viņa apstrādājuma. Šāda chroma ķīmiskā rakstura grozīšana, ko visos sīkumos izpētījis Hitorfs (Hittorf), pazi-

Atrašanās.

Metaliskais chroms.

Chroma pasivitate.

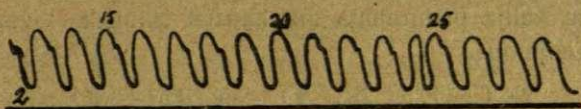
stama zem metālu aktīvēšanas un pasīvēšanas nosaukuma. Tas redzams sekošā. Chroms, kas ilgi stāvējis gaisā, grūti šķīst sālsskābē un sērskābē, un nepavisam nešķīst slāpekļskābē. Tas atrodas vidū starp metāla aktīvo (šķīstošo, necēlo) un pasīvo (nešķīstošo, cēlo) stāvokli. Ja uz šādu chromu iedarbojamies ar stipriem oksidētājiem, kā: slāpekļskābi, chlorskābi, vaj chromskābi, tas kļūst pasīvs, t. i. pilnīgi zaudē spēju parastā temperatūrā šķīst skābēs. Pāreja pasīvā stāvoklī novērojama sevišķi spilgti, ja chromu lietojam kā anodu atšķaidītā sērskābē vaj sālsskābē, t. i. to savienojam ar galvaniskās baterijas pozitīvo polu (katods šajā gadījumā no platīnas). Tad chroms iegūst absolūto potenciālu = + 1,19 voltu, t. i. kļūst cēlaks nekā sudrabs (sal. 199 lp. p.). Tas nešķīst skābēs, bet ja to šķīst piespiežam, elektrolītā laižot strāvu no chroma uz platīnu, tas pāriet šķīdumā, bet rada pie tam chromskābes anjonus.

Tomēr nepareizi būtu domāt, ka šeit mums darišana ar diviem chroma alotropiskiem veidiem, kādus novērojam, piem. alvā. Eksperiments, gluži preteji, pierāda, ka chroma pasīvās īpašības slēpjas tikai metāla plānā virsmas kārtā. Jo, šo kārtu notīrot ar smirģelpapīri, chroms kļūst atkal aktīvs. Līdzīgu iespaidu atstāj uz chromu arī stipras skābes: HCl, HBr, HJ, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> un daži reducetāji. Ja chromu lietojam skābē kā katodu, to savienojot ar baterijas negatīvo polu, tas aktīvejas, šķīst skābē un rada divvērtīgus katjonus, Cr<sup>2+</sup>. Aktīvā chroma absolūto potenciālu, kā parādījuši Mutmans un Frauenbergers (Muthmann un Frauenberger), tādejādi iespējams pazemināt līdz -0,63 voltu. Šāds chroms, pēc sava stāvokļa elektrisko spraugumu rindā, tuvojas cinkam (sal. 199 lp. p.). Bet starp šiem abiem galejiem stāvokļiem pastāv nepārtraukta rinda dažādu starpstadiju, caur kurām chroms iet aktīvejoties un pasīvejoties. Šādā starpfāzē atrodas parastais chroms, kas ilgi stāvējis gaisā (skat. augstāk).

Nav šaubu, ka aprakstītās metālu aktīvēšanas un pasīvēšanas parādībās izcilus loma pieder skābeklim. Aiz ša iemesla Mutmans un Frauenbergers domā, ka skābeklis, šķīstot metāla virsmas kārtā, līdz ar to aptura metāla šķīšanu (katalītiski). Visi līdzekļi, kas sekmē skābekļa kārtas iznīcināšanu (piem. skābes, reducetāji, ūdeņradis, kas atdalas elektrolizē), līdz ar to sekmē arī metāla aktīvēšanu. Šmidts (G. C. Schmidt) un daži citi pētnieki, turpretim, galveno lomu šajās parādībās piešķir ūdeņradim. Tie pieņem, ka ūdeņradis šķīst metāla virsmas kārtā un katalītiski paātrina metālu šķīšanu. Bet pasīvitāti tie izskaidro ar ūdeņraža aizvākšanu no metāla virsmas. Acim

redzams, ka abas hipotezes noved pie vienadiem secinājumiem, un tapēc gūti spriest, kura no tām tuvāk patiesībai.

Sakarā ar chroma pārejām no aktivā — pasivā stāvokli, pievedami visai interesantie Ostvalda un Brauera novērojumi chroma šķīšanās ātrumos. Viņi atrada, ka chroma šķīšanās ātrums periodiski te pieaug, te krītas. Ar Ostvalda izgudrotā pašreģistrejošā aparata (chemografa) palīdzību iegūtas viņņejadas liknes (zīm. 369), kurās uz horizontalās ases atzīmets laiks, bet

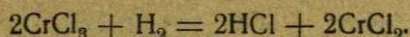


Zīm. № 369. Periodiskās parādības chroma šķīšanas procesā (pēc Ostvalda).

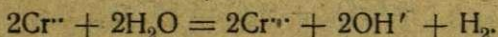
uz vertikālās ases — chroma šķīšanās ātrums. Ar šo pierādīts, ka chroms var periodiski mainīt savu stāvokli. Bet Brauera un Adlera eksperimenti pierāda, ka tīrs chroms šķīst skābēs bez periodiskām parādībām. Tomēr šajās parādībās vēl nepieciešami tālāki pētījumi.

Chromam viņa stabilajos savienojumos ir trijada valence. Divvērtīgos savienojumos tas ir krasi pozitīvs elements. Trīsvērtīgos savienojumos tas, līdzīgi alumīnijam, ir amfoters, bet sešvērtīgā stāvoklī chromam tikai negatīvs raksturs.

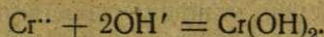
Chroma dichlorida ūdens šķīdums rodas izšķīdinot chromu sāļsskābē, ūdeņraža straumē. Bezūdens sāls rodas reducējot bezūdens chroma trichlorīdu sausa ūdeņraža straumē pie 420°:



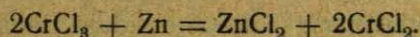
Tas ir balts kristalisks, ūdenī viegli šķīstošs pulveris. Ta ūdens šķīdumam ir gaiši-zila krāsa. Viņš ļoti nestabils, pievelk gaisa skābekli un pārvēršas zaļā trīsvērtīga chroma chloridā. Chroma dichlorīdam tieksme oksidēties tik liela, ka tas sadala ūdenī, atdalīdams no tā ūdeņradi:



Sārmi nogulsnē iedzeltenu chromohidroksida nogulsni:

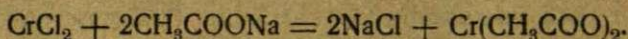


Stabilaks jau ir chromoacetats,  $\text{Cr}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , kuru pagatavo šādi. Vispirms chroma trichlorīdu sāļsskābes šķīdumā reducē ar cinku ūdeņraža straumē:



Divvērtīgie  
chroma  
savienojumi.

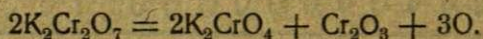
Iegūtam zilganam chroma dichlorida šķīdumam pieļejam natrija acetata šķīdumu. Tad izkrit chroma acetats kā sarkani kristali, grūti šķīstoši aukstā ūdenī:



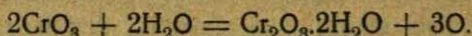
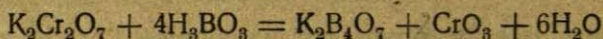
Šos kristalus sausē bezgaisa telpā un uzglabā traukā, kurā slāpeklis vaj oglekļa dioksids. Sausi kristali — stabili, bet mitrumā enerģiski uzsūc skābekli.

Trīsvērtīga  
chroma  
savienojumi.

Chroma oksids,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , iegūstams kā tumši-zaļi kristali, ja karsejam kalija bichromata un natrija chlorida vienadu daudzumu maisījumu:



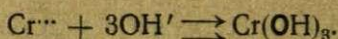
Tas ieiet kā sastāvdaļa zaļā krāsā (guinetzaļums), ko pagatavo kalija bichromata un borskābes maisījumu karsejot:



Borskābe vispirms izvieto chroma trioksīdu (chromskābes anhidridu),  $\text{CrO}_3$ , kas savukārt sadalīdamies atdala skābekli. No kausejuma ar karstu ūdeni atskalo boraksu. Pāri paliek spītīga zaļa krāsa, kuras sastāvs:  $\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

Trīsvērtīgi chroma sāļi ūdens šķīdumā rada katjonus  $\text{Cr}^{+++}$ . Tie, līdzīgi alumīnija sāļiem, ūdenī hidrolizejas, ar to pierādīdami, ka trīsvērtīgs chroms, kā bāze, ir vājš. Šie sāļi ar skābju anjoniem rada kompleksus, par ko runasim vēlāk.

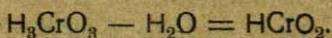
Pielejot amonjaka vaj sārma šķīdumu, izkrit zaļš anorgs chromihidroksīda nogulsnis:



Šis nogulsnis viegli šķīst skābēs, bet arī liekā sārma:

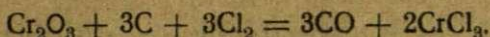


Pēdējā gadījumā rodas chrompaskābes,  $\text{HCrO}_2$ , anjons:



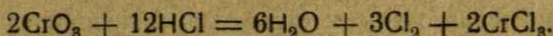
Šās skābes sāļus sauc par chromītiem. Tie iegūstami arī chroma oksīdu ar metālu oksīdiem sakausejot elektriskā krāsnī, un augstā temperatūrā ļoti stabili. Bet ūdens šķīdumā tie hidrolizejas, atdalot atkal chroma hidroksīdu. Tā, piem., šķīdums, kas iegūts liekam sārma iedarbojoties uz chroma hidroksīdu, atdala jau vārišanās temperatūrā  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  nogulsni. Arī dabīgais chroma dzelznis uzlūkojams kā dzelzs oksīdu chromīts:  $\text{Fe}(\text{CrC}_2)_2$ .

Chroma trichlorids (chromichlorids), CrCl<sub>3</sub>, pagatavojams kā bezūdens savienojums, karsejot chroma oksida un ogles maisījumu chlora straumē:

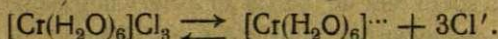


Reakcijas produkts sublimejas un nogulstas kā spīdīgas vijoletas plāksniņas. Bezūdens chromichlorids ļoti gausi šķīst ūdenī. Peligo (Péligot) tomēr novērojis, ka nedaudz chroma dichlorida klātbūtnē šķīšanas ātrums ievērojami pieaug. K. Drukers (K. Drucker) parādīja, ka šādu pat iespaidu atstāj daži reducētāji, piem, SnCl<sub>2</sub>. Domājams, šeit mums darišana ar šķīšanas procesa katalitisku paātrinājumu. Bezūdens chloridu izšķīdinot, rodas zaļš šķīdums.

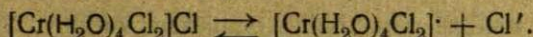
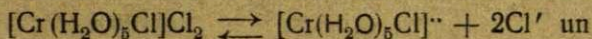
Chromichlorida hidrāts, CrCl<sub>3</sub>·6H<sub>2</sub>O, pazīstams vairākās modifikācijās. Chroma trioksīdu reducējot koncentrētā sālsskābē, rodas zaļā modifikācija:



Chromihidroksīdu izšķīdinot aukstā sālsskābē, iegūstami vijoleti hidrāta kristāli. Šie abi hidrāti viegli šķīst ūdenī. No vijoleta šķīduma viss chlors nogulsnejas ar sudraba nitrātu, kā sudraba chlorids, turpretim no zaļā šķīduma sudraba nitrāts nogulsnē tikai vienu trešdaļu chlora. Tas pierāda, ka divas trešdaļas chlora zaļā hidrātā atrodas kompleksos jonus. No Vernera pētījumiem izvedams slēdzienis, ka vijoleta hidrātā arī viss ūdens ieiet kompleksā katjona sastāvā (tāpat kā amonjaks rada kompleksus katjonus ar sudraba un vara sāļiem). Tapēc vijoleta sāļa disociācija izteicama sekošā nolīdzinājumā:



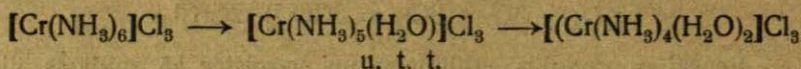
Sildot vijoletie šķīdumi kļūst zaļi. Šajā gadījumā vispirms viena, tad arī otra ūdens molekula atdalās no kompleksā katjona, un to vietā stājas chlors; rodas zaļi hidrāti:



Tā tad šie hidrāti elektrolītiskā disociācijā atšķēļ tikai daļu chlora un tapēc no tiem chlors ar sudraba nitrātu nav nogulsnejas pilnīgi. Bezūdens chromichlorids, domājams, nepavisam nav elektrolīts un caur šo, varbūt, izskaidrojams, ka tas nešķīst ūdenī.

Chroma trichlorids līdzīgus savienojumus rada arī ar amonjaku. Tas redzams no tā, ka chromihidroksīds, no CrCl<sub>3</sub> nogulsnets ar amonjaku, izšķīst liekā amonjakā; šķīdumam iesarkana

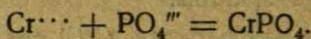
krāsa. Pēc Vernera uzskatiem, sagaidams, ka amonjaks šajos savienojumos apmainams arī pret ūdeni. Un eksperimenti to pilnīgi apstiprina, jo iespējams atdalīt šādu savienojumu rindu:



Pie Vernera teorijas vēl atgriezīsimies vienā no pēdējām lekcijām, kad būsim iepazinušies ar šādiem kobalta un platīnas kompleksiem savienojumiem.

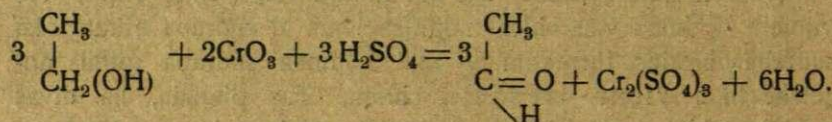
Chroma fosfats,  $\text{CrPO}_4$ .

Nātrija fosfats nogulsnē no chromisāļu šķīdumiem zaļu, amorfū chroma fosfata nogulsni, kas viegli šķīst sārmos, kā arī skābēs (pat vājās):

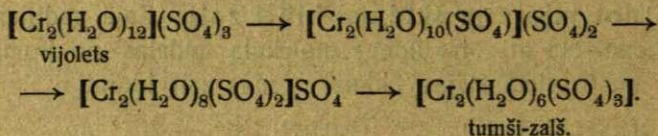


Chromisulfats  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 17\text{H}_2\text{O}$ .

Technikā diezgan redzamu vietu ieņem trīsvērtīga chroma sulfats un ta divsāls ar kalija sulfatu jeb t. s, chroma alauns. Chromisulfats rodas oksidējot organiskus savienojumus ar chromskābes un sērskābes maisījumu; piem. spirtu oksidējot aldehidā, norisinas šāda reakcija:



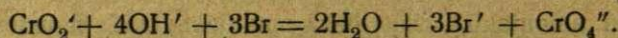
Chromisulfata hidrāts, kā arī chroma alauns,  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ , kas izomorfs alumīnija alaunam (sal. 223 l.p.), viegli šķīst ūdenī, radidams viļoletu šķīdumu, no kura ar barija chlorīdu nogulsnejama visa sērskābe kā  $\text{BaSO}_4$ . Sildot viļoleta šķīdums paliek zaļš un zaudē spēju dot ar barija chlorīdu nogulsni. Acimredzot, šeit atkārtojas iespējamība radīt kompleksus:



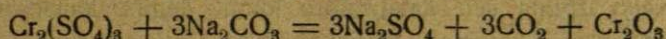
[ ] iekavās ielēgtā daļa rada komplekso katjonu, bet sērskābes radikāls ārpus šām iekavām atšķējas kā anjons un dod ar  $\text{Ba}^{\cdot\cdot}$  joniem nogulsni. Chroma alaunu lieto ādu rūpniecībā dzeltenās ādas („chromādas“) izgatavošanai.

Trīsvērtīgu chroma savienojumu oksidēšana sešvērtīgos.

Trīsvērtīga chroma pāreja augstākā valencē, kas saistāda 6, norisinas tikai zem enerģisku oksidētāju iespaīda. Ūdens šķīdumā oksidēšana notiek bromūdenim iedarbojoties uz chromihidroksīda šķīdumu sārma:



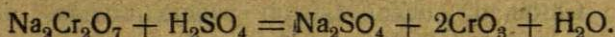
Pie tam zaļais chromita jons,  $\text{CrO}_2'$ , pāriet dzeltenā chromata jonā,  $\text{CrO}_4''$ . Līdzīgā kārtā iedarbojas arī chlorūdens un ūdeņraža peroksīds. Chroma sāļi, tos sakausejot ar zodu un zalpetri, oksidejas chromatos. Sākumā rodas chroma oksīds, kas ar zalpetri oksidejas par  $\text{CrO}_3$ :



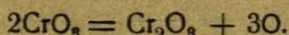
Iegūto natrija chromatu no kausejuma atskalo ar karstu ūdeni un nogulsnē ar svina acetātu dzeltenu svina chromatu,  $\text{PbCrO}_4$ .

Sešvērtīgā stāvoklī chromam negatīvs raksturs. Līdzīgi sēram un tā analogiem, chroms rada chromskābi. Bet chromskābe, atšķirībā no sērskābes, brīvā veidā nepastāv. Sešvērtīgie chroma savienojumi.

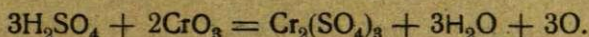
Tapec, koncentretai sērskābei uz chromatiem un bichromatiem iedarbojoties, atdalās nevis chromskābe, bet tās anhidrīds jeb chroma trioksīds,  $\text{CrO}_3$ . Chroma trioksīds,  $\text{CrO}_3$ .



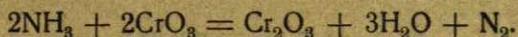
Chromskābes anhidrīds kristalīzejas tumši-sarkanos kristālos, kas kūst pie  $192^\circ$ , ļoti viegli šķīst ūdenī (radot diochromskābi,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) un izplūst gaisā. Sildot virs  $250^\circ$ , tie sadalās chroma oksidā un skābeklī:



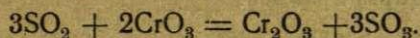
Vēl vieglāk atdalās skābeklis, ja chroma trioksīdu silda kopā ar koncentrētu sērskābi:



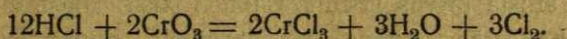
Chromskābes anhidrīds — viens no vistiprākajiem oksidētājiem. To iemetot spirtā, pēdejs acumirkli aizdegas un sadeg. Aizdegas arī amonjaka gāze, ja to laiž pār sasildītu chroma trioksīdu:



Ne mazāk enerģiski oksidejas arī sēra dioksīds:



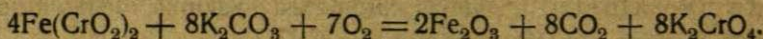
Sālsskābi sildot kopā ar chromskābes anhidrīdu, atdalās chlors:



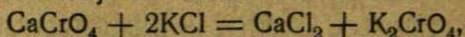
Chroms visos šajos gadījumos pāriet trīsvērtīgā stāvoklī, kas ir visstabilākais chroma stāvoklis.

Chromskābes sāji.

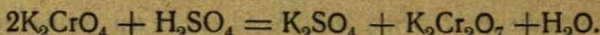
Chromskābes sāļiem liela stabilitāte. Tos iegūst lielos vairumos chroma dzelzni tieši oksidējot gaisā, potaša un kaļķu klātbūtnē:



Kaļķi izpilda šeit katalizatora lomu. Iegūto kausejumu izskalo ar ūdeni. Šķīdumam pieliekot chlorkaliju, attīstījušos kalcija chromatu pārvērš kalija chromatā:

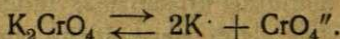


no ka, pielejot sērskābi, iegūst kalija bichromatu:



Kalija bichromats grūti šķīst aukstā ūdenī, no šķīduma labi kristalīzejas un tapēc to lieto kā izejvielu citu chroma savienojumu iegūšanai.

Chromskābe rada vairakas sāļu rindas. Vissvarīgākās no tām ir divas: chromati, kas atvasināmi no monochromskābes,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  (kas analogiska sērskābei), un bichromati, kas atvasināmi no divchromskābes,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (kura analogiska piro-sērskābei). Chromati, ūdenī šķīstot, pēdejo nokrāso dzeltenā krāsā, kas raksturīga  $\text{CrO}_4''$  jonam:



Bet šķīdumu paskābinot pat ar vāju skābi, viņa krāsa pārvēršas sarkanā, kas raksturīga divchromskābes anjoniem:

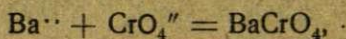


Turpretim sarkanam bichromata šķīdumam pielejot sārmu, krāsa kļūst atkal dzeltena, jo

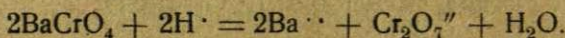


Ša reakcija tik jūtīga, ka kalija chromats lietojams kā reaktīvs uz brīvu skābi.

Ar barija chlōrīdu chromatu šķīdumi rada dzeltenu barija chromata nogulsni:

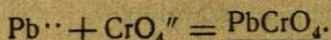


kas viegli šķīst stiprās skābēs:

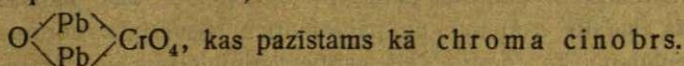


Aiz ša iemesla bichromati nedod pilnīgu reakciju, jo ar ūdeni tie attīsta brīvus ūdeņraža jonus (skat. augstāk).

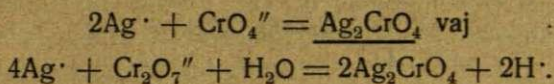
Etiķskābais svins no chromatu šķīdumiem nogulsnē dzeltenu svina chromata nogulsni:



Svina chromatu lieto kā spilgti dzeltenu vaj oranžu krāsu (atkarībā no šķīduma koncentrācijas un temperatūras) glezniecībā un krāsainos iespaidumos. Chromatu sārmainus šķīdumus vārot kopā ar svina acetātu, rodas sarkans bāziskā chromata nogulsnis:



Ar sudraba nitrātu chromatu un arī bichromatu šķīdumi rada sarkanu sudraba chromata nogulsni:



Chromam piemīt spēja radīt arī poliskābes; vēl lielākā mērā šā spēja izpaužas viņa analogos: molibdenā un uranā. Bez divchromskābes pazīstami trichromskābes,  $\text{H}_2\text{Cr}_3\text{O}_{10}$ , sāļi un tetrachromskābes,  $\text{H}_2\text{Cr}_4\text{O}_{18}$ , sāļi, kas ūdens šķīdumā tomēr sadalās, radot brīvu chromskābi.

Chromatus kā enerģiskus oksidētājus lieto organiskā ķīmijā, piem. antrachinona pagatavošanai. Maisījumā ar organiskām vielām, papīri, līmi, želatīnu u. t. t. zem gaismas iespaida tie reducejas. Tapēc fotografijā un fototipijā lieto plates, pārklātas ar kalija chromata un līmes maisījumu. Vietās, kurās šāda plate bijusi apgaismota, rodas chroma oksīds, kas nešķīst ūdenī. Ja nu uz šādu plati uzliek fotografijas negatīvu (92 lp. p.) un to izliek gaismā, rodas kopija, kuru attīsta siltā ūdenī. Silts ūdens izšķīdina līmi nereducētās vietās, bet apgaismojot reducejušās vietas kļūvušas nešķīstošas. Plati pārklājot ar tipografijas krāsu, pēdejā pieguļas tikai apgaismotās vietās. Tādā kārtā chromplates lietojamas tieši iespiešanai.

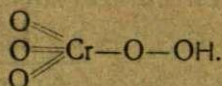
Sešvērtīgais chroms pilnīgi zaudejis spēju savienoties ar halogēniem. Bet tas var radīt skābekļa - halogensavienojumus. Šāds savienojums ir chromila chlorīds,  $\text{CrO}_2\text{Cl}_2$ , ar kuru jau iepazināties šā kursa pirmā sējumā (sal. I. s. 321. lp. p.). Chromila chlorīds ir sulfurila chlorīda,  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ , analogs (365 lp. p.). Tas pagatavojams apmainot chroma trioksīdā skābekli pret chloru. To panāk samaisot un karsejot kāda chlorīda maisījumu ar kalija bichromatu un koncentretu sērskābi:



Pie  $118^\circ$  pārtvaicejas sarkani-brūns šķīdums, kura īpatnejais svars = 1,96. Tas gaisā kūp un ūdenī sadalās chromskābē, kā redzams augstāk pievestā nolīdzinājumā.

Ūdeņraža peroksīda šķīdums, ar sērskābi paskābināts, ar chromata (vaj bichromata) šķīdumu nokrāsojas intensīvi zilā krāsā. Šam maisījumam eteri pielejot, krāsotais savienojums

savelkas eterī (saskalojot) un to nokrāso zilū. Šajā gadījumā rodas diezgan nestabils savienojums, ko sauc chrompārskābi. Tās sastāvs atbilst formulai  $\text{HCrO}_5$ . Viņa dod raksturīgus sāļus ar organiskām bāzēm (anilīnu, chinolīnu u. c.), bet ātri sadalās pat šķīdumā, atdalot skābekli un pārvēršoties trīsvērtīga chroma sāļos. Domājams, ka chroms šajā skābē septiņvērtīgs un chrompārskābes strukturformula ir šāda:



Atrašanās.

### Molibdens (Mo) un volframs (W).

Šie abi elementi dabā atrodas kā viņiem attiecīgu skābju (molibdenskābes un volframskābes) sāļi. Vulfenīts jeb svina molibdat,  $\text{PbOMoO}_4$ , dažreiz atgādās svina rūdās. Šēlīts,  $\text{CaWO}_4$ , un volframīts,  $\text{FeWO}_4$ , bieži sastopami alvas raktuvēs. Turpat sastopams arī molibdena sulfīds,  $\text{MoS}_2$ , kas pazīstams kā molibdena spīdums. Tas tad arī ir galvenais avots molibdena un tā savienojumu iegūšanai.

Molibdens un volframs iegūstami reducējot to trioksīdus,  $\text{MoO}_3$  un  $\text{WO}_3$ . Kā reductēji lietojami alumīnijs, ogle vai ūdeņradis. Teknikā parasti pagatavo abu šo metālu kausējumus ar dzelzi, feromolibdenu un ferovolframu, oksīdu maisījumu reducējot elektriskā krāsnī. Šos kausējumus mēdz piejaukt tēraudam, lai tas kļūtu cietāks. No molibdena tērauda, un sevišķi no volframa tērauda izgatavo svārpstus vīles u. t. l. instrumentus. Tie stādami augstāk par parasto tēraudu, jo karsējot neatlaižas, t. i. nezaudē savu cietumu (skat. dzelzi).

Tīrs molibdēns un volframs — metāli, izcilus stāvoši ne tikai ar savu cietumu un izturību pret skābju iedarbību, bet arī ar savām augstām kušanas temperatūram. Molibdēns kūst pie  $2390^\circ$ , volframs — virs  $3000^\circ$ . Šā īpašība pamudināja lietot volframu kvēldiegu izgatavošanai t. s. ekonomiskām elektriskām lampām. Volframa diegi iztur daudz augstāku temperatūru nekā ogles diegi, kurus lietoja senāk. Šis apstāklis dod iespēju racionāli izmantot elektrisko enerģiju apgaismošanai, jo — pēc Stefana likuma — spektra redzamās daļas staru enerģija proporcionāla absolūtās temperatūras ceturtaī pakāpei (sal. 283 lpp.).

Ar savienojumu dažādību molibdēns un volframs pārspēj vēl chromu. Tie dod arī halogēniem ne tikai divvērtīgus un trīsvērtīgus, bet arī četr- un sešvērtīgus savienojumus. Tā tad šie elementi izsmēļ visu valences skāļu līdz pat augstākai

Elementu  
iegūšana un  
īpašības.

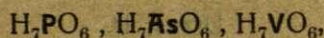
Valence.

valencei, kuru nosaka šo elementu stāvoklis sestā periodiskās sistēmas grupā. Kā citos līdzīgos gadījumos, arī šeit novērojams, ka, valencei pieaugot, pakāpeniski pavājinās viņu elektropozitīvais raksturs, un tā tad arī to tieksme uz halogēniem. Aiz šīs iemesla maksimālās valences savienojumi visvieglāk rodas ar fluoru, kura elektronegatīvais raksturs zināmā mērā kompensē metāla pozitīvā rakstura pavājinājumu. Chlors rada ar molibdenu augstāko savienojumu  $\text{MoCl}_5$ , bet ar volframu  $\text{WCl}_6$ . Tas atkal pierāda, ka elementa atomsvaram palielinoties, tā elektropozitīvais raksturs pastiprinās. Turpretim jods vieglāk rada divvērtīgus savienojumus:  $\text{MoJ}_2$ ,  $\text{WJ}_2$ .

Visi šie savienojumi rodas tieši no elementiem. Izņemot fluorīdus, tās ir tumšas, grūti gaistošas vielas, kas sildot sadalās. Tapēc tās grūti viena no otras atdalāmas un aiz šīs iemesla šimbrīžam vēl samērā maz izpētītas. Tās ūdenī lēni hidrolizejas un pie tam rada oksihalogensavienojumus, piem.  $\text{MoO}_2\text{Cl}_2$  un  $\text{WO}_2\text{Cl}_2$ , kas pēc sastāva līdzīgi sulfurila chlorīdam,  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ , un chromila chlorīdam,  $\text{CrO}_2\text{Cl}_2$ .

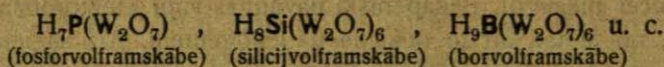
Visstabilākie oksīdi ir  $\text{MoO}_3$  un  $\text{WO}_3$ , jeb molibden-Molibdena un volframa skābes. skābes un volframskābes anhidrīdi. Šie oksīdi iegūstami karsējot minēto skābju amonija sāļus. Bet ja uz amonija molibdata un volframata šķīdumu iedarbojas koncentrēta slāpekļskābe, rodas molibdēnskābe,  $\text{H}_2\text{MoO}_4$ , un volframskābe,  $\text{H}_2\text{WO}_4$ , kristāliskā veidā. Šīs skābes pēc sastāva līdzīgas sērskābei un chromskābei. Bet tām sāļos vēl lielākā mērā, nekā chromskābei, ir tendence radīt poliskābes. Tā, piem., amonija molibdāts, pazīstamais reaktīvs uz fosforskābi (305. lpp.), uzlūkojams kā heptamolibdēnskābes,  $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24}$ , sāls. Sārnu metālu volframatu šķīdumi, vārot kopā ar lieku volframskābi, pēdējo izšķīdina un pārvēršas metavolframtos,  $\text{K}_2\text{W}_4\text{O}_{13}$ , un paravolframatos,  $\text{K}_{10}\text{W}_{12}\text{O}_{41}$ . Metavolframāti ļoti stabili pat ūdens šķīdumā un elektrolītiskā disociācijā rada metavolframskābes anjonu,  $\text{W}_4\text{O}_{13}^{--}$ , bet stipru skābi pielejot, atdala metavolframskābi,  $\text{H}_2\text{W}_4\text{O}_{13}$ , kā dzeltenus kristālus, kuri viegli šķīst ūdenī. Molibdēna un volframa polimerizācijas spēja vērojama arī heteropoliskābēs.

Ar molibdēna kompleksām skābēm, un proti: ar fosformolibdēnskābi, arsenmolibdēnskābi un vanādijsmolibdēnskābi jau iepazināties 45. lekcijā (sal. 334. lpp.). Tur ir jau aizrādīts, ka šīs skābes atvasināmas no hidratātiem:



skābekli apmainot pret divvērtīgiem radikāļiem  $\text{Mo}_2\text{O}_7 =$  (t. i. divvērtīgām divmolibdēnskābes,  $\text{H}_2\text{Mo}_2\text{O}_7$ , atliekām, Līdzīgas Neorganiskās ķīmijas kurss II. s. 25

kompleksas skābes rada arī volframs, un ne tikai ar piektās grupas elementiem, bet arī ar silīcij-, bor-, alvskābi u. c., piem.



Visas šās heteropoliskābes, pēc Vernerera teorijas, atvasinamas no skābjū normaliem hidratiem, kas papildināti līdz sešiem skābekļa atomiem:  $\text{H}_7\text{PO}_6$ ,  $\text{H}_8\text{SiO}_6$ ,  $\text{H}_9\text{BO}_6$ .

Molibdatu un volframatū reakcijas.

Bez jau minētās reakcijas ar fosforskābi (amonija fosfor- molibdata rašanās), molibdenskābei un tās sāļiem raksturīgas vēl šādas reakcijas.

Reducetāji, piem. cinks, divvērtīgas alvas un divvērtīgas dzelzs sāļi skābā šķīdumā reducē molibdenskābi. Sākumā šķīdums krāsojas zils (raksturīgi piecvērtīga molibdena savienojumiem). Pēc tam rodas brūns nokrāsojums, jo šķīdumā rodas trīsvērtīgs  $\text{Mo}^{III}$  jons.

Sērūdeņradis nogulsnē no paskābinātiem molibdenskābes šķīdumiem brūnu molibdena trisulfida nogulsni,  $\text{MoS}_3$ , kas šķīst amonija sulfidā, radot sulfomolibdatu,  $(\text{NH}_4)_2\text{MoS}_4$ .

Kalija rodanids molibdenskābes šķīdumā rada dzeltenu nokrāsojumu. Pielejot eteri, krāsa pāriet pēdejā un, gaisam piekļūstot, paliek sarkana. Šo reakciju uzrāda arī molibdena zemakas valences savienojumi.

Volframskābe ar reducētājiem dod tādu pat reakciju, kā molibdenskābe. Cinks vaj alva skābā šķīdumā, kā arī stannohlorīds,  $\text{SnCl}_2$ , sākumā rada zilu šķīduma nokrāsojumu (jo rodas piecvērtīgs savienojums), kas, reducētajam ilgāk darbojoties, pārvēršas brūnā (rodas četrvērtīgs savienojums).

Bet sērūdeņradis nenogulsnē no skābiem šķīdumiem volframa trisulfidū.

Ferosulfats dod ar volframatiem brūnu nogulsni, bet nerada zilo nokrāsojumu (atšķirība no molibdatiem).

Volframa sadalīšana.

Sevišķu interesi rada jaunākie Vendta un Airiona (Vendt un Irion) mēģinājumi volframu sadalīt augstā temperatūrā (virs  $20000^\circ$ ). Šie pētnieki laida augsta spraiguma (30000 voltu) strāvu caur tievu volframa drāti, kas atradās stikla balonā, no kura gaiss gandrīz pilnīgi bij evakuēts. Pēc eksperimenta izrādījās, ka balonā ir apm.  $1 \text{ cm}^3$  gāzes, kas uzrāda helija spektru. Vēl gaidāmi turpmākie pētījumi par elementu sadalīšanos, kas notiek augstās temperatūrās atomiem pārtūkstot.

### Urans, U.

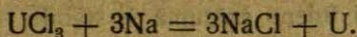
Atrašanās.

Vissvarīgākā no urana rūdām ir melnā piķa rūda, kas sastāv galvenā kārtā no urana oksīda,  $\text{U}_3\text{O}_8$  (uraniluranāta). Tās

galvenā atrašanās vieta ir Joachimstāle, Čehoslovāķijā. Ziemeļ-Amerikā (Kolorado) atrodas kalija uranovanadāts, kas pazīstams kā karnatīts. Uranu, kā nātrija uranātu, lieto t. s. „urana stikla“ izgatavošanai, kas nokrāsots dzeltenā, zaigojošā (fluorescejošā) krāsā. Bet sevišķu interesi šis elements ieguva no tā laika, kad izrādījās, ka tas ir radija ciltstīvs. Radijs vienmēr pavada uranu noteiktos daudzumu samēros (sal. 34. lekciju, 163. lp. p.).

Urāns iegūstams pēc Cimermana (Zimmermann) metodes, reducējot urāna hlorīdu ar nātriju, baltas kvēles temperatūrā:

Metaliskais urāns.



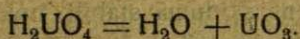
Urāns šajos apstākļos sakūst. Pēc reakcijas, atdziestot, rodas ciets metāls ar sudraba spīdumu, ļoti lielu īpatnejo svaru un augstu kušanas temperatūru. Tas gaisā, parastā temperatūrā nemainas, bet karsejot sadeg ar spožu baltu liesmu.

Technikā tam ir nozīme kā katalizatoram pie slāpekļa un ūdeņraža savienošanas amonjakā (sal. I. s. 161 lp. p.).

Urāns rada ar skābekli trīs savienojumus: dioksīdu,  $\text{UO}_2$ , trioksīdu,  $\text{UO}_3$ , un videjo oksīdu  $\text{U}_3\text{O}_8$ . Urāna dioksīds iegūstams reducējot trioksīdu ūdeņraža straumē. Kristāliskā veidā tā ir melna viela, kas gaisā karsejot sadeg. Aiz ša iemesla, kā arī urāna dioksīda tālākas reducēšanas grūtuma pēc, to senāk uzskatīja par elementu. Un vēl jo vairāk, ka tas, līdzīgi metāliem, uzrāda pozitīvo raksturu un ar skābju atliekām rada sāļus pēc šēmas  $\text{UO}_2\text{X}_2$ , kurus šimbrīžam sauc par urānīla sāļiem ( $\text{UO}_2 = \text{urānīls}$ ), bet senāk uzlūkoja kā divvērtīgus urāna sāļus.

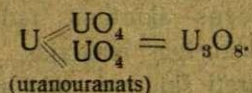
Urāna oksīdi.

Urāna trioksīds,  $\text{UO}_3$ , rodas kā sārtzelta pulveris, sildot urānskābi:



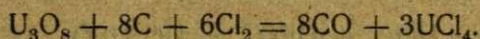
Iegūšanas metode pierāda, ka urāna trioksīdam ir skābs raksturs un ka tas ir urānskābes anhidrīds.

Videjais oksīds,  $\text{U}_3\text{O}_8$ , kas atrodas piķa rūdā, iegūstams karsejot gaisā zemāko un augstāko oksīdus. Tas jauzūko kā četrvērtīga urāna urānāts:



Četrvērtīgam urānam bāziskas īpašības. Viņa sāļus sauc urānosāļus. Urāna tetrachlorīds,  $\text{UCl}_4$ , pagatavojams karsejot urānourānāta maisījumu ar ogli, hlora straumē:

Četrvērtīga urāna savienojumi.



Sublimejas zaļš kristalisks pulveris, viegli šķīstošs ūdenī. Urana tetrachlorida ūdens šķīdums, kam tumši-zaļa krāsa, satur četrvērtīgus katjonus  $U^{4+}$ . Urana tetrachlorids, sildot ūdeņraža straumē, reducejas tumši-sarkanā kristaliskā urana trichloridā,  $UCl_3$ , kas tomēr, ūdenī šķīstot, atkal oksidejas un, atdalot no ūdens ūdeņradi, rada zaļu  $UCl_4$  šķīdumu.

Uranouranata un ogleš maisījumu chlorejot, līdz ar urana tetrachloridu rodas urana pentachlorids,  $UCl_5$ , kā brūni, adatom līdzīgi, viegli sublimejošies kristali. Tādā kārtā urans rada ar halogēniem 3, 4 un 5-vērtīgus savienojumus. Bet tikai četrvērtīgie savienojumi ūdens šķīdumā ir stabili. Pie tādiem pieder arī uranosulfāts,  $U(SO_4)_2 \cdot 4H_2O$ , kas pagatavojams uranilsulfātu,  $UO_2SO_4$ , reducejot ar nātrija bisulfītu.

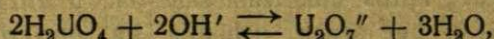
Urana sešvērtīgie savienojumi.

Sešvērtīgā uranā elektronegatīvais raksturs tik lielā mērā pārsvarā, ka tas nespēj savienoties ne ar chloru, ne ar skābju atliekām, radot pie tam sāļus, un tikai ar fluoru tas rada savienojumu  $UF_6$ , ko atrada Rufs (Ruff). Tie ir dzeltenī kristali, kas sublimejas jau pie  $55^\circ$ .

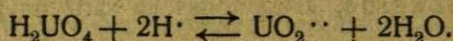
Totiesu ļoti stabili ir uranskābe un tās sāļi — uranāti. Tie rodas sakausejot urana trioksīdu ar zodu vai potašu un no ūdens šķīduma kristalīzejas kā diuranāti,  $Na_2U_2O_7$ ,  $K_2U_2O_7$  (līdzīgi dichromātiem). Ūdens šķīdumā tie rada dzeltenu  $U_2O_7^{2-}$  anjonu.

Uranila sāļi.

Uranskābei,  $H_2UO_4$ , amfoters raksturs. Ta sārmainā šķīdumā rada anjonus:



bet skābā šķīdumā — divvērtīga uranila katjonus:

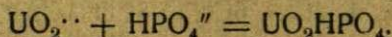


Uranila sāļi ūdens šķīdumā stabili, nokrāsoti dzeltenā krāsā un, šķīdumu iztvaicējot, kristalīzejas. Uranilnitrāts,  $UO_2(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ , rodas izšķīdinot piķa rūdu ( $U_3O_8$ ) slāpekļskābē, un, piemaisījumus atdalot, kristalīzejas dzeltenās zaigojošās plāksnīņās. Uz uranilnitrātu iedarbojoties ar šērskābi, pēc iztvaicēšanas iegūstams uranilsulfāts,  $UO_2SO_4 \cdot 3H_2O$ , no ka divkārsā apmaiņā ar barija chlorīdu pagatavojams uranilchlorīds,  $UO_2Cl_2$ .

Visi uranila sāļi ūdens šķīdumā rada uranila katjonu,  $UO_2^{2+}$ , kam ir sekošas raksturīgas reakcijas.

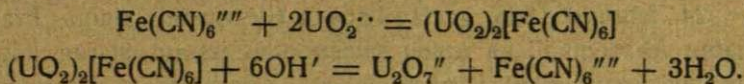
Uranila sāļu koncentrēti šķīdumi rada ar sārma metālu un amonija karbonātiem dzeltenu uranskābes nogulsni, kas šķīst liekā reaktīvā (jo attīstas uranāts).

Fosforskābais nātrijs nogulsnē dzeltenu uranila difosfātu:

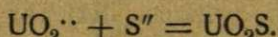


Aiz ša iemesla uranila sāļus lieto kā reaktīvus uz fosforskābi. Šam nolūkam visbiežāk lieto uranilacetātu,  $UO_2(CH_3COO)_2$ , kas amonija sāļu klātbūtnē ar fosfātiem rada fosforskābā uranilamonija,  $UO_2NH_4PO_4$ , nogulsni. Uz šās reakcijas dibinās fosforskābes tilpumanalīze.

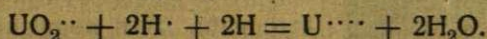
Kalija ferocianīds rada ar uranila sāļiem brūnu uranila ferocianīda nogulsni, kuru kalija hidroksīds pārvērš dzeltenā kalija uranāta nogulsnī:



Amonija sulfīds nogulsnē brūnu uranila sulfīdu, kas šķīst skābēs un amonija karbonātā:

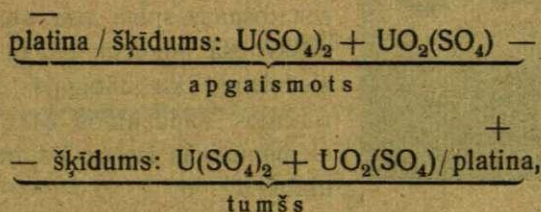


Cinks skābā šķīdumā reducē dzeltenos uranila sāļu šķīdumus zaļos uranosāļu šķīdumos:



Uranila  
reducēšanas  
reakcijas.

Turpretim uranosāļi ga sā viegli oksidejas un pārvēršas uranila sāļos. Bauris parādīja, ka uranila sāļu oksidēšanās potenciāls gaismā palielinās. Titlestads (Titlestad) konstruējis šādu fotoelementu:



kurā attīstas strāva (0,15 voltu spraiguma). Ša fotoelementa spraigums, anodu (—) apgaismojot, ātri pieaug un pēc kāda laika sasniedz maksimumu. Ja pēc tam anoda šķīdumu aptumšojam, elementa spraigums pamazinas un kritas līdz pat nullei (apdzīšanas periods). Fotoelementa maksimālais spraigums atkarajas no gaismas stipruma: tas pieaug proporcionāli gaismas stipruma logaritmam. Visintensīvāk iedarbojas zilie un violeto stari, t. i. tie paši stari, kuri visvairāk iespaido arī citas reakcijas. Turpmākiem fotoelementu pārlabojumiem liela nozīme cilvēces kultūrā, jo tie var radīt iespēju visvienkāršākā ceļā izmantot saules enerģiju (sal. 20. lekciju).

Ūdeņraža peroksīds rada ar koncentrētiem uranila sāļu šķīdumiem dzeltenu urana peroksīda nogulsni (kura sastāvs pieņemts  $UO_4$ ). Tas šķīst kā skābēs, tā arī sārmos. Pēdejā

Oksidēšanas  
reakcijas.

gadījumā rodas metālu peroksīdu uranāti. No augstāk pievešiem faktiem redzams, ka urāns spēj radīt stabilus četrvērtīgus un sešvērtīgus savienojumus, no kuriem pirmie norāda, ka urāns tajos bez izņēmuma pozitīvs elements, kamēr sešvērtīgos savienojumos tas uzrāda amfoteru raksturu: skābes raksturu urānatos un bāzisko — urānīla sāļos.

Vēsture.

### Radioaktīvais urāna sabrukums.

24. februārī 1896. g. Bekerels (Becquerel) ziņoja Franču Zinatņu Akadēmijai, ka urāna savienojumi izstaro starus, kas iet cauri necaurspīdīgiem ķermeņiem un iedarbojas uz fotografisko plati (zīm. 370). Šis ziņojums lika pamatus jaunai zinātnes nozarei: radioloģijai (sal. 135 lp. p.). Urāns un visi tā savienojumi izstaro  $\alpha$  un  $\beta$ -starus. Krukss (Crookes) tomēr pā-



rādīja, ka no urāna iespējams atdalīt vielu, kas izstaro vienīgi  $\beta$ -starus. Urānīlnitrāta šķīdumam pieliekot amonija karbonātu, izkrit nogulsnis  $UO_2(OH)_2$ , kas šķīst liekā reaktivā (sal. 389 lp. p.). Tomēr nogulšņa niecīga daļa paliek neizšķīdusi. Atsevišķi pētot šķīdumu un nogulsni, Krukss atrada, ka šķīdums izstaro tikai  $\alpha$ -starus, bet  $\beta$ -staru izstarošanas spēja visa koncentrējusies nešķīstošā nogulsnī. No tā vareja taisīt slēdzienu, ka dabīgais urāns satur niecīgos daudzumos otru radioaktīvu elementu, kas izstaro  $\beta$ -starus un saucas urāns X.

Urāna sabrukšanas produkti. Zīm. № 370. Urāna radioaktīvā iedarbība uz fotografisko plati (pēc 6 1/2 mēnešu ekspozīcijas).

Tāļāk izrādījās, ka urāna X aktivitāte ātri krītas un pēc 24 dienām pamazinas līdz pusei. Tajā pat laikā urāna

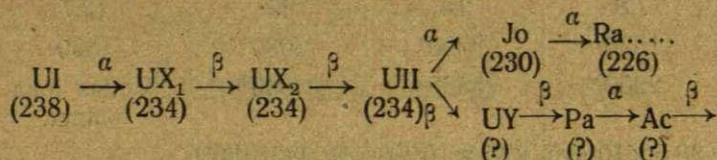
šķīstošais sāls atkal sāk izstarot  $\beta$ -starus, un pēc 24 dienām iegūst atpakaļ puši iepriekšējās aktivitātes. Šās parādības, kas pilnīgi līdzīgas radija emanācijas aktivitātes krišanās parādībam un no emanācijas brīvā radija „atpūtai“, norādīja, ka urāns X ir urāna pārvēršanās produkts (sal. 149 lp. p.). Tā kā urāns pieder sestai periodiskās sistēmas grupai, bet urāns X attīstas no urāna, pēdējam  $\alpha$ -daļiņas izstarojot, tad pēc pārvietošanās likuma (164 lp. p.) iznāk, ka urāns X pieder pie ceturtās grupas, tā tad uzlūkojams kā torija izotops (286 lp. p.). Tāļāk Rissels (Russell) un Fajanss, uz šiem pat likumiem pamatojoties, nāca pie slēdziena, ka urānam X, izstarojot  $\beta$ -starus un sabrūkot, jāpārvēršas elementā, kas pieder pie piektās grupas ar kārtības

skaitli 91, un kas ķīmiskā ziņā līdzīgs tantalam. Neilgi pēc tam Fajansam un Gēringam (Göhring) izdevās atdalīt šo elementu, kas pilnīgi atbilstoši iedomātās viņa rakstura īpašības. Šo elementu nosauca uranu  $X_2$  jeb breviju (t. i. isi dzīvojošu) aiz tā iemesla, ka videjs viņa dzīves ilgums ir tikai 1,7 min.

Dīvains izliekas vēl tas apstāklis, ka dabīgais urans izstaro divējādus  $\alpha$ -starus: ar sniegtā tājumu 2,67 cm un 3,07 cm. Būtu jāpieņem, ka urans sastāv no divu radioaktīvu elementu maisījuma, kuri atrodas radioaktīvā līdzsvarā (sal. 162. lp. p.). Šie abi elementi ir tomēr izotopi un tapēc viens no otra nav atdalāmi. Urana rindas ciltstēvu sauc uranu I. Ta videjais dzīves ilgums ir 7 miljardi gadu (sal. 162. lp. p.). Urans II rodas  $UX_2$  sabrūkot, un videji dzīvo apm. 2,9 miljonus gadu.

Urans II. pārvēršas divkārti: vienā laikā tas atdala  $\alpha$ -starus, pie tam pārvēršamies jonijā (pārejas locekli uz radija rindu), un  $\beta$ -starus, pārvēršoties uranā Y, kuru atklāja Antonovs. Urans Y ir aktinija rindas ciltstēvs.

Ģenētiskais sakars starp urana rindas un radija un aktinija rindas elementiem pievests sekojošā šēmā:



**Tabele 356.**

Urana rindas elementu īpašības.

Nosaukums	Simbols	Atomsvars	Izstarojums	Sniegtā tājums	Videjs dzīves ilgums	Kārtības skaitlis	Izotops
Urans I	UI	238,18	$\alpha$	2,67	$6,74 \times 10^9$ gadu	92	U
↓							
Urans $X_1$	$UX_1$	234	$\beta$	—	35,5 dienas	90	Th
↓							
Urans $X_2$	$UX_2$	234	$\beta$	—	1,66 min.	91	Pa
↓							
Urans II	UII	234	$\alpha$	3,07	$2,9 \times 10^6$ gadu	92	U
↓							
Jonijs	Jo	330	$\alpha$	3,194	$9,95 \times 10^4$ gadu	90	Th
↓							
Urans Y	UY	?	$\beta$	—	1,50 dienas	90	Th

**Chroma apakšgrupas vispārīgs raksturojums.**

Metaliskais raksturs.

Sestā grupā mēs novērojam tādas pat pārejas, kā piektā un iepriekšējās periodiskās sistēmas grupās. Pirmā apakšgrupā ievietoti metaloīdi ar zinamu nosvēršanos metālu pusē — atomsvāriem palielinoties. Otrā apakšgrupā atrodas tipiski metāli. Šās apakšgrupas elementi, Cr, Mo, W un U, nesavienojas ar ūdeņradi, totiesu zemākās oksidēšanas pakāpēs dod stabilus katjonus: Cr<sup>+++</sup> un Cr<sup>++++</sup>, Mo<sup>+++</sup>, W<sup>+++</sup>, U<sup>++++</sup> un UO<sub>2</sub><sup>++</sup>.

**Tabele 357.**

Fizikalās īpašības.

**Chroma apakšgrupas elementu fizikalās īpašības.**

	Cr	Mo	W	U
Atomsvars	52,0	96,0	184,0	238,18
Blīvums	6,7	10,2	19,1	18,7
Atomtilpums	7,8	9,4	9,6	12,7
Kušanas temper.	1520°	2500°	3080°	1350
Vārišanās „	2200°	3560°	4830°	Voltas loka temper.
Ipatneajā elektr. vadītspēja	38,5 × 10 <sup>4</sup> (0°)	22,8 × 10 <sup>4</sup> (0°)	18,9 × 10 <sup>4</sup> (0°)	—
Valence	2(3,6(7))	2,3,4,5,6(7)	2,3,4,5,6	3,4,6

Valence un polimerizācija.

Visai šai apakšgrupai raksturīga spēja radīt dažādas valences savienojumus: no 2 līdz 7. Sešvērtīgos savienojumos izpaužas analogija ar sēra apakšgrupas skābēm: sērskābi, selen-skābi un tellurskābi. Bet chroma apakšgrupas skābju atšķirošā pazīme ir viņu tieksme polimerizēties: radīt poliskābes un heteropoliskābes (ar fosforskābi, arsenskābi, silīcijskābi, borskābi, jodskābi u. c.). Šie elementi ar skābekli rada stabilus radikālus: chromilu, CrO<sub>2</sub>, molibdenilu, MoO<sub>2</sub>, uranilu, UO<sub>2</sub>, kas var radīt arī patstāvīgus jonus. Chroms, turklāt, rada arī amonjaku un ūdeni kompleksus katjonus. Šajos kompleksajos katjonos kā sastāvdaļa var iet arī negatīvi radikāli, piem. hlors vaj (SO<sub>4</sub>).

Pasivitate.

Visos šajos elementos, izņemot urānu, novērojama „pasivitates“ parādība, kas sīkāk izpētīta chroma piemērā (sal. 375. lpp. p.), Aiz šā iemesla precīzi grūti noteicami viņu absolūtie elektriskie spraugumi un sekošanas kārtība spraugumu rindā.

No tabelē 358 pievestiem termoķīmiskiem datiem redzams, ka vislielākā tieksmē uz skābekli un negatīviem elementiem piemīt uranam un ka oksidēšanās reakciju kalorimetriskais efekts palielinās metala atomsvaram pieaugot. Tas pierāda, ka arī chroma apakšgrupā apstiprinās vispārejamais likums, pēc kura — atomsvaram pieaugot, elementu pozitīvais raksturs pastiprinās.

Termo-  
ķīmiskie dati.

**Tabele 358.**

Chroma apakšgrupas elementu trioksīdu rašanās siltumi.

	CrO <sub>3</sub>	MoO <sub>3</sub>	WO <sub>3</sub>	UO <sub>3</sub>
Rašanās siltums:	+ 140000 cal.	+ 181500 cal.	+ 196300 cal.	+ 303900 cal.

## Četrdesmit devītā lekcija.

### Septītā grupa. Mangans.

Mangana atrašanās. — Metaliskais mangans. — Mangana oksīdi: MnO, Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, MnO<sub>2</sub>, Mn<sub>3</sub>O<sub>4</sub>, MnO<sub>3</sub> un Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>. — Valence. — Mangana divvērtīgie savienojumi. — Trīsvērtīgie savienojumi. — Četrvērtīgie savienojumi. — Sešvērtīgie savienojumi: manganāti. — Septiņvērtīgie savienojumi: manganpārskābe un permanganāti. — Kalija permanganāts, KMnO<sub>4</sub>. — Mangana salīdzinājums ar halogēniem. — Mangana pozitīvais raksturs. — Manganpārskābe. — Zemas valences savienojumi. — Polītopi. —

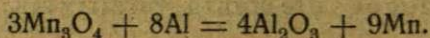
Septītās grupas pirmā apakšgrupā atrodas visi halogēni, kurus jau iztirzājām 22., 23. un 25. lekcijās. Šās grupas otrā apakšgrupā pazīstams tikai viens elements: mangans, kas no halogēniem atšķiras tāpat, kā chroms no sēra, selena vai tellura. Periodiskā sistēma šajā apakšgrupā paredz trīs (vai četrus) elementus, ar kārtības skaitļiem 25 (mangans), 43 un 75 (bet varbūt arī 93?).

Mangans atrodas dabā galvenā kārtā kā tā oksīdi: piro-luzīts, MnO<sub>2</sub>, braunīts un manganīts, Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub> u. Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O, un gausmanīts, Mn<sub>3</sub>O<sub>4</sub>. Bez tam zināma vēriba piegriežama arī mangana karbonātam, MnCO<sub>3</sub>, kuru sauc par mangana špatu. Šās rūdas atrodas galvenā kārtā Krievijā (Kaukazā un Uralos) un Spānijā.

Atrašanās.

Metaliskais mangans.

Tīru manganu iegūst pēc Goldšmidta metodes, ar alumīniju reducējot ta oksīdus. Parasti reakcijā lieto mangana dioksīda un oksīduļa maisījumu, kura sastāvs aptuveni atbilst formulai  $Mn_3O_4$ , jo šāds maisījums reakcijā ar alumīniju atdala pietiekoši daudz siltuma:

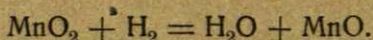


Šādi iegūtam metalam pelekā krāsa ar iesarkanu kāpinājumu. Tas kūst pie  $1245^{\circ}$ , viegli šķīst skābēs; pulveri sasmalcina, sadala pat ūdenī ta vārišanās temperatūrā.

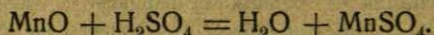
Technikā lielā mērogā pagatavo mangana kausējumus ar dzelzi: spoguļcugunu, saturošu no 5 līdz  $20\%$  mangana un ļoti daudz oglekļa, iegūst līdz ar dzelzi stāvēceļos, ar kuru uzbūvi iepazīsimies nākošā lekcijā. Dzelzs kausējumus ar manganu, kuri manganu satur pārsvarā (līdz  $80\%$ ), pagatavo elektriskās krāsnīs. Tie pazīstami kā feromangans. Mangana tērauds satur  $10-15\%$  mangana, ļoti ciets un tiek lietots dzelzsceļu sliežu sliedēm.

Mangana oksīdi.

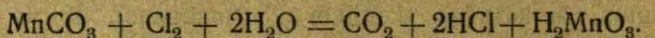
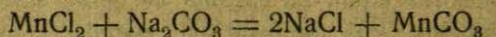
Manganam liela valences dažādība, kas atgādina chroma apakšgrupas elementu īpašības. Vīzēmako oksīdu, mangana oksīduļa,  $MnO$ , iegūst reducējot dabīgo piroluzītu ūdeņraža strāvē pie  $280^{\circ}$ :



Tas viegli šķīst skābēs, radot divvērtīga mangana sāļus:

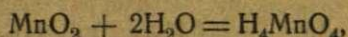


Mangana dioksīds (peroksīds),  $MnO_2$ , atrodas dabā kā piroluzīts, bet pagatavojams arī mākslīgi, divvērtīga mangana sāļus oksīdējot. Beilšteins un Javeins to izdara, sērskābo manganu izšķīdinot koncentrētā slāpekļskābē un paaugstinātā temperatūrā oksīdējot ar Bertolē sāli. Tad mangana dioksīds izkrīt kā melns kristālisks pulveris. Otra pagatavošanas metode ir tāda, ka mangana dichlorīdu apstrāda ar zodu un atdalījušos mangana karbonāta nogulsni oksīdē ar chloru (sal. I. s. 312. lp.p.):



Šajā gadījumā rodas brūns, biezs dioksīda hidrāta nogulsnis jeb t. s. manganpaskābe, kas ar sārmiem rada sāļus, sauktus manganītu, piem. kalcija manganītu,  $CaMnO_3$  — Veldona chlora iegūšanas procesa blakus produktu (sal. I. s. 306. lp. p.). Ari mangana oksīds,  $Mn_2O_3$ , no ša viedokļa uzlūkojams kā mangana manganīts:  $Mn(MnO_3)$ .

Mangana dioksīdu līdz baltai kvēlei karsejot, tas zaudē skābekli un pārvēršas videjā oksidā,  $Mn_3O_4$ , kas dabā atgads kā gausmanīts (sal. 393 lp. p.). Pēdejs uzlūkojams kā mangana manganīts, atvasināts no dioksīda dihidrata:



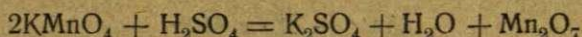
ūdeņradi apmainot pret divvērtīgu manganu:



Tas no mangana oksīdiem ir visstabilākais.

Sešvērtīga mangana oksīds,  $MnO_3$ , nepastāv. Ta hidrāts: manganpaskābe rada veselu rindu sāļu, piem.  $K_2MnO_4$ , kas pēc sastāva analogiski sulfātiem un chromātiem.

Visaugstākais oksīds,  $Mn_2O_7$ , ir manganpaskābes anhidrīds. Tas rodas koncentretai sērskābei iedarbojoties uz kalija permanganātu:



un pie 60—70° pārtvaicejas kā tumši-zaļa eļļa, kas, vāji sildot un pat stāvēt, ātri eksplodē.

Tādā kārtā redzam, ka mangans rada piecas rindas savienojumu, kas salīdzināti sekošā tabelē:

Valence.

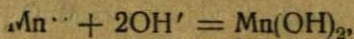
**Tabele 359.**

Mangana savienojumu valence.

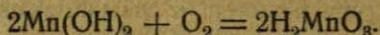
Valence	Oksīds	Hidrāts	Atvasinājumi	
			bāziska rakstura	skāba rakstura
2	$MnO$ zaļš pulveris	$Mn(OH)_2$ balts nogulsnis, viegli oksidejas	$MnCl_2, MnSO_4 \dots$ stabili rozā sāļi	—
3	$Mn_2O_3$ brūns pulveris	$Mn(OH)_3$ brūns nogulsnis, viegli oksidejas	$Mn_2(SO_4)_3$ hidrolīzejas	—
4	$MnO_2$ melns pulveris	$H_2MnO_3$ $H_4MnO_4$	$Mn(SO_4)_2, MnCl_4$ hidrolīzejas	$CaMnO_3$ $Mn_2(MnO_4)$
6	$(MnO_3)$ nestabils	$(H_2MnO_4)$ nestabils	—	$K_2MnO_4$ ūdenī sadalās
7	$Mn_2O_7$ zaļš šķidrums, sprāgstošs	$HMnO_4$ nestabils	—	$KMnO_4$ vijolets stabils sāls

Divvērtīgie  
savienojumi.

Divvērtīgs mangans rada stabilus sāļus, kas, ūdenī izšķīdināti, rada rožainas krāsas katjonus  $Mn^{2+}$ . Šie šķīdumi rada ar kodīgiem sārmjiem (NaOH, KOH) baltu nogulsni  $Mn(OH)_2$ :

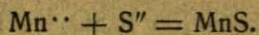


kas jau gaisā oksidejas, sākumā mangana hidroksidā, pēc tam brūnā mangana dioksida hidratā:



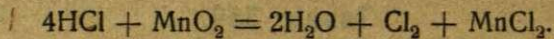
Chlorūdens un bromūdens, kā arī ūdeņraža peroksids, to oksidē acumirkli.

Amonija sulfids nogulsnē no divvērtīga mangana sāļu šķīdumiem rožainas krāsas mangana sulfidu,  $MnS$ , kas viegli šķīst pat vājās skābēs:



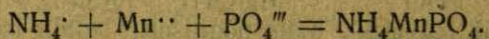
Šis nogulsnis, atrodoties kādu laiku kopā ar amonija sulfidu, pārvēršas zaļā modifikacijā.

Mangana chlorīdu iegūst kā blakus produktu, pagatavojot chloru (I. s. 305. lp. p.):

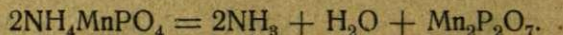


Tas no ūdens šķīduma kristalīzejas ar četrām ūdens molekulām kā rožaini kristāli, kas viegli šķīst ūdenī un spirtā, un mitrā gaisā izplūst.

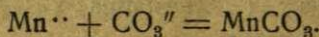
Natrija fosfata maisījums ar amonija chlorīdu nogulsnē no mangana sāļu šķīdumiem baltu amonija un mangana dubultfosfātu, kas stāvot pārvēršas rožainās spīdīgās plāksniņās:



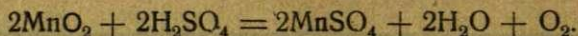
Tas viegli šķīst skābēs, bet nav izšķīdināms amonjakā. Pēc sastāva mangana dubultfosfats līdzīgs magnija un amonija dubultfosfātam:  $NH_4MgPO_4$  (109 lp. p.) un, līdzīgi tam, karsejot sadalās, pārvēršdamies pirofosfātā:



Sārmu karbonāti nogulsnē no mangana sāļu šķīdumiem baltu mangana karbonāta nogulsni, kas gaisā lēni oksidejas:

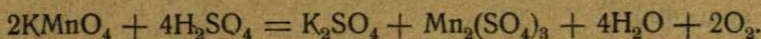


Mangana sulfātu,  $MnSO_4 \cdot 5H_2O$ , teknikā pagatavo ar koncentrētu sērskābi iedarbojoties uz mangana dioksīdu:

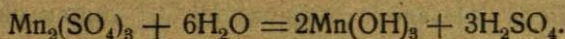


Hidrāts sildot zaudē ūdeni un pārvēršas baltā bezūdens sāļi.

Trīsvērtīga mangana sulfāts,  $Mn_2(SO_4)_3$  (manganisulfāts) Trīsvērtīgie savienojumi.  
rodas koncentrētai sērskābei iedarbojoties uz kalija permanganātu:

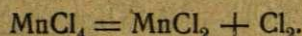


Tas kristalīzejas tumši-zaļos kristālos, kas pastāvēt var tikai liēkas sērskābes klātbūtnē, bet ūdenī pilnīgi hidrolīzejas pēc nolīdzinājuma:

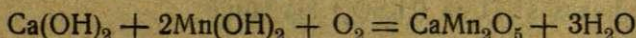
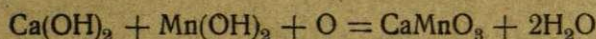


Sildot manganisulfāts zaudē skābekli un sērskābi un pārvēršas  $MnSO_4$ .

Mangana dioksīda hidratam amfoters raksturs. Elektrolītiski oksidējot mangana sulfātu, pie anoda rodas četrvērtīga mangana sulfāts,  $Mn(SO_4)_2$ , kurā mangans funkcionē kā katjons. Šis sāls ļoti enerģisks oksidējams, bet tas ūdens šķīdumā nestabils un hidrolīzējoties tūlīt atdala mangana dioksīdu. Sālsskābei uz mangana dioksīdu iedarbojoties, reakcijas pirmā fāzē rodas mangana tetrachlorīds,  $MnCl_4$  (līdz ar  $MnCl_3$ ), kas sadalās tālāk, atdalot chloru:

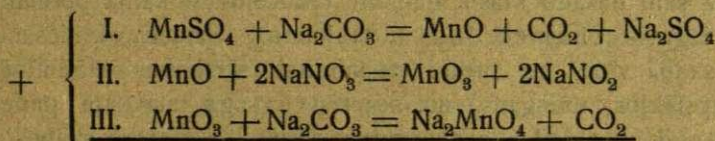


No otras puses zināms, ka mangana dioksīda hidratā rada ar sārmiem manganītus, kuros mangans ieņem vietu anjonā, piemēram:

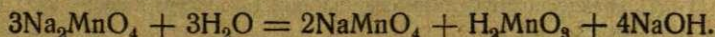


(sal. I. s. 306. lpp.).

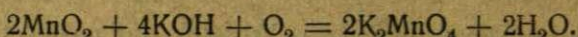
Ar zodu un zalpetri sakāusejot, mangana savienojumi oksidējas nātrija manganātā: Sešvērtīgie savienojumi.



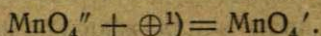
Kāusejums šķīst nelielā mērā, radot zaļu šķīdumu. Atšķaidot vēl vairāk ar ūdeni, manganāts hidrolīzejas. Pie tam rodas no vienas puses mangana oksidēšanas augstākā pakāpe: nātrija permanganāts (aiz ko šķīdums krāsojas vijoletā krāsā), bet no otras puses izkrīt mangana dioksīds:



Kalija manganats,  $K_2MnO_4$ , teknikā ir svarīgs starpprodukts kalija permanganata iegūšanai. To pagatavo ar gaisa skābekli oksidejot kodīgā kalija kausejumu ar mangana dioksīdu pie apm.  $400^{\circ}$ :



Manganata tāļaku oksidešanu permanganatā izdara elektro-lizejot manganata sārmainu šķīdumu dzelzs vannās pie  $60^{\circ}$  ar niķeļa anodiem. Uz anoda norisinās  $MnO_4''$  anjonu oksidešana:

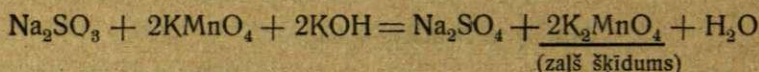


Kad šķīdums atdzisis, no tā kristalīzejas kalija permanganats kā spīdīgas violeto prizmas.

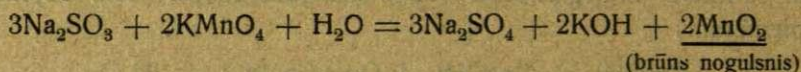
Septiņvērtīgie savienojumi.

Kalija permanganats,  $KMnO_4$ , ir nestabilas mangana pārskābes,  $HMnO_4$ , sāls. Ša skābe atvasinama no septiņvērtīga oksīda:  $Mn_2O_7$ . Tās sāļi visai enerģiski oksidējami. Atkarībā no tā, vaj reakcija norisinās skābā, neītrālā vaj sārmainā vidē, rodas dažādi mangana reducešanas produkti.  $KMnO_4$  reducešanas reakciju dažādie virzieni uzskatāmi izpaužas sērpskābes un sūlīdu oksidešanā, piem.:

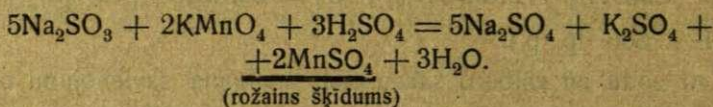
1) lieka sārma (KOH vaj NaOH) klātbūtnē:



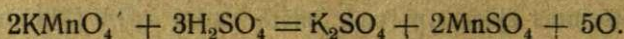
2) neītrālā vidē:



3) liekas skābes ( $H_2SO_4$ ) klātbūtnē:



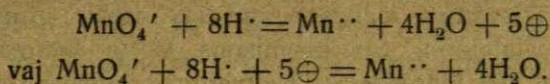
Aiz šām dažādo krāsu maiņām reducejoties, kalija permanganats iegūvis chameleona nosaukumu. Parasti oksidešanu izdara skābā vidē, un proti: atšķaidītas sērpskābes klātbūtnē. Šajos apstākļos mangans no septiņvērtīgā stāvokļa pāriet divvērtīgā un atdod 5 ekvivalentus, resp.  $2\frac{1}{2}$  atomus skābekļa reducetajam, t. i.



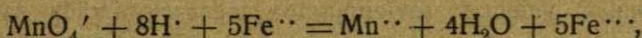
Bet 36. lekcijā redzejam, ka oksidešanas process ir — jonu pozitīvā lādiņa pavairošana (jeb negatīvā lādiņa pa-

<sup>1)</sup>  $\oplus$  apzīmē pozitīvo elektrisko lādiņu, t. i. 96540 kulonus uz 1 ekvivalentu (I. s. 282. lp. p.).

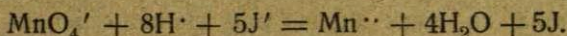
mazinašana). Tapēc no jonu teorijas viedokļa, oksidēšanai ar permanganātu nolidzinājumu varam rakstīt arī šādi:



Katjonu oksidēšana ir viņu pozitīvā lādiņa pavairošana, piemēram:



bet anjonu oksidēšana — viņu negatīvā lādiņa pamazinašana, piemēram:



Tā kā chameleonam reducejoties, šķiduma vijolētā krāsa pazūd, tad ša ir visai jūtīga reakcija, un to lieto tilpumanalizē reductaju (piem. ferosavienojumu, nitritu, jodidu u. c.) kvantitatīvai noteikšanai („oksidimetrija“).

### Mangana salīdzinājums ar halogēniem.

Kaut gan mangans pēc atomsvara lieluma, bez šaubām, pieder pie periodiskās sistēmas septītās grupas, tomēr pirmā acimirkli liekās, ka starp to un pārējiem šās grupas elementiem (halogēniem) nav neka kopīga. Mangans ir metāls, nesavienojas ar ūdeņradi un vispār nedod vienvērtīgus savienojumus, kā hlors, broms vai jods. Atceresimies tomēr, ka ne mazāk starpības mēs novērojam arī citu grupu paralelās apakšgrupās, piem. starp fosforu un vanādiju, vai starp sēru un chromu. Vispār atzīmejams, ka, sākot no ceturtās grupas, paralelās apakšgrupas uzrāda metalisku raksturu un nesavienojas ar ūdeņradi, piem.: titāns, vanādijs, chroms un to analogi. Šajā ziņā mangans, kā vienīgais otrās (paralelās) apakšgrupas priekšstāvis septītā grupā, nav izņēmums.

Pozitīvais raksturs.

Mangana analogija ar halogēniem skaidri izpaužas augstākās skābēs: manganpārskābe,  $\text{HMnO}_4$ , kā pēc struktūras, tā arī oksidējošām īpašībām līdzīga chlorpārskābei,  $\text{HClO}_4$ . No otras puses, mangans piekļaujas saviem kaimiņiem pa labi un pa kreisi, t. i. chromam un dzelzij. Chromam tas līdzīgs sešvērtīgos savienojumos, piem. manganskābe,  $\text{H}_2\text{MnO}_4$ , pēc sastāva atgādina chromskābi. Analogija ar dzelzi izpaužas divvērtīgos un trīsvērtīgos sāļos, kaut gan mangana divvērtīgie sāļi oksidējas grūtāk nekā ferosāļi, un trīsvērtīgie mangana sāļi hidrolīzes vairāk nekā attiecīgi trīsvērtīgas dzelzs sāļi.

Manganpārskābe.

Šeit mēs atkal vērojam vispārīgā likuma apstiprinājumu, ka dotā elementa savienojumu īpašības nosaka viņa valence. Div-

Zemākas valences savienojumi

vērtīgais mangans it kā pārceļas uz otro periodiskās sistēmas grupu un kļūst magnija analogs, piem. rada dubultfosfātu  $\text{NH}_4\text{MnPO}_4$ . Trīsvērtīgs mangans atgādina trešās grupas elementus, piem. alumīniju. Šeit pieminams, ka ta hidroksīds nešķīst ūdenī, bet sāļi hidrolizejas. Cetrvērtīgais mangans dioksīdā  $\text{MnO}_2$  un manganpaskābē ( $\text{H}_2\text{MnO}_3$ ) atgādina silīciju un alvu. Beidzot, sešvērtīgais mangans līdzīgs sešvērtīgam chromam. Tikai visaugstākās valences savienojumos mangans izrāda savu īsto ķīmisko raksturu, kuru noteic arī ta stāvoklis septītā periodiskās sistēmas grupā.

Politopi.

Acimredzot, šeit mums darišana ar vispārīgu parādību, kas izpaužas tamā, ka viens un tas pats elements ieņem vietu vairākās periodiskās sistēmas grupās. Šo parādību, kas uzlūkojama it kā izotopijas (160. l.p. p.) pretstats, nosaucām par politopiju. Politopi visbiežāk sastopami elementos, kuru valence augstaka par 4, t. i. piektā, sestā, septītā un sevišķi astotā grupā, kuru aplūkot sāksim nākošā lekcijā.

## Piecdesmitā lekcija.

### Astotā grupa. Dzelzs apakšgrupa.

Dzelzs. — Atrašanās. — Dzelzs iegūšana. — Čugunceļņu darbība. — Besemera process. — Pudlingprocess. — Simensa un Martena metode. — Dzelzs tehniskā iedalīšana. — Dzelzs un tērauda metalogrāfija. — Dzelzs ķīmiskās īpašības. — Divvērtīgie dzelzs sāļi. — Oksidēšanas reakcijas. — Trīsvērtīgas dzelzs sāļi. — Trīsvērtīgas dzelzs sāļu hidrolīze. — Reducēšanas reakcijas. — Sešvērtīgas dzelzs savienojumi. — Kompleksie ferociana savienojumi. — Kobalts. — Atrašanās. — Metāls. — Divvērtīgie kobalta savienojumi. — Trīsvērtīgie kobalta savienojumi. — Kompleksie kobalta aminsavienojumi. — Kobalta izlietošana. — Niķelis. — Atrašanās. — Iegūšana. — Tīrīšana. — Īpašības. — Izlietošana. — Niķeļa savienojumi. — Čugajeva reakcija. — Dzelzs apakšgrupas elementu salīdzinājums. — Fizikalās īpašības. — Ķīmiskās īpašības. — Valence. — Tiekme.

### Dzelzs, Fe (Ferrum).

Atrašanās.

Astotā periodiskās sistēmas grupa atšķiras no visām pārējām grupām ar to, ka katrā tās rūtīnā atrodas trīs elementi. Pirmie trīs no tiem pēc savām fizikalām un ķīmiskām īpašībām ieņem izcilus stāvokli un atdalīti sevišķā apakšgrupā. Visvairāk izplatīts pirmais šās grupas priekšstāvis, dzelzs. Ta sastopama dabā galvenā kārtā kā oksīdi un sulfīds.

Metāliskā dzelzs atgādas dabā reti, jo ta ļoti ātri oksīdejas. To satur daži meteorīti („siderīti“). Visbiežāk sastopams dzelzs

sulfids,  $\text{FeS}_2$ , ko sauc par dzelzni jeb piritu (dzelzs kolčedans). Bet tas dzelzs izstrādašanai neder, jo sērs piejaucas dzelzij un kaitē tās īpašībam. Tapēc dzelzi galvenā kārtā iegūst no ša metala oksīdiem. Pa lielakai daļai dzelzs rūdas satur dzelzs oksīdu,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , gan reti brīvā veidā (sarkanā dzelzni), biežāk kā savienojumu ar ūdeni — brūno dzelzni — kura sastāvs tuvu formulai  $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ . Pēc tīrības un praktiskās nozīmes sevišķi svarīga loma piekrit magneta dzelzsrūdai,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , kurai magneta īpašības. Ta dažreiz sastopama lielās masās, kā piem. Krievijā, Magneta kalns un Blagodatj Uralos. Vispār Krievijai Uralos, Sibīrijā, Kaukazā un Doņeca apgabalā pieder bagātākās dzelzs rūdas. Dzelzs atrodas arī citos savienojumos, piem. t. s. špata dzelzsrūdā kā karbonats,  $\text{FeCO}_3$ , bet arī kā silīkatu, fosfatu u. c. savienojumi.

Dzelzs, kā nepieciešama sastāvdaļa, atrodas visos organismos. Augiem ta vajadzīga chlorofila attīstīšanai (I. s. 284. lp. p.), bet dzīvniekiem — asiņu sarkanās substances, t. i. hemoglobina sintezei (I. s. 36. lp. p.).

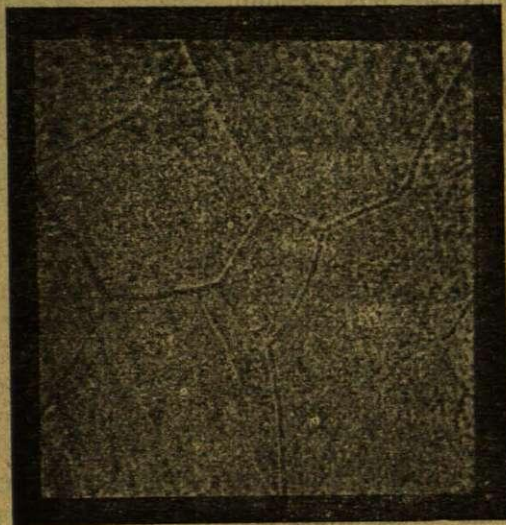
Tas, ko dzīves ikdienībā mēs saucam par dzelzi, no ķīmiskā viedokļa nebūt nav elements. Ķīmiski tīra dzelzs — diezgan rets preparāts, ko iegūst sevišķām metodēm, un praktiskiem nolūkiem maz noderīga (tāpat kā daudzi citi tīri metali, piem. alumīnijs). Ta iegūstama:

Dzelzs  
iegūšana.

1) reducējot tīru dzelzs oksīdu ūdeņraža straumē (sal. I. s. 85. lp. p.); šajā gadījumā dzelzs rodas kā peleks pulveris, kas gaisā aizdegas („piroforā dzelzs“) un

2) ferosāļus ( $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{FeSO}_4$ ) elektrolīzējot; elektrolīzes produkts parasti satur ūdeņradi un ļoti trausls.

Tīra dzelzs kūst pie  $1510^\circ$ . Ta ir mīksta un nenorūdama. Ātri rūsē un maz noderīga tehniskiem nolūkiem. Ta sastopama trijos polimorfos veidos. No izkausētas masas pie  $1510^\circ$  atdalas  $\gamma$ -ferīts, kas pie  $910^\circ$  pārvēršas  $\beta$ -ferītā. Pēdejs pie



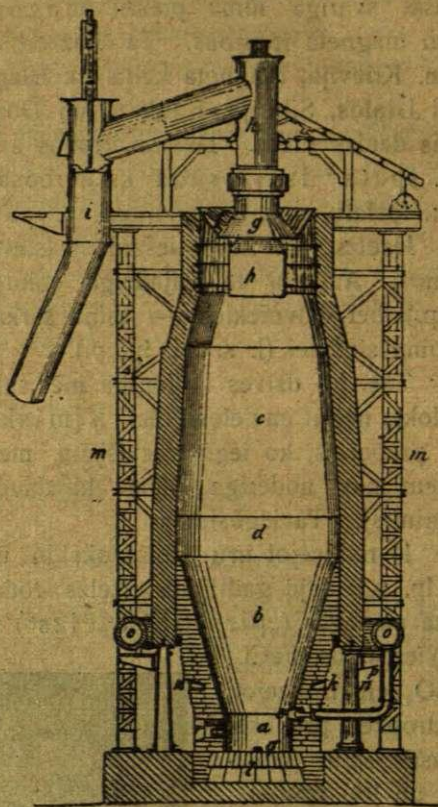
Zīm. № 371.  $\alpha$ -ferita šķīpeta virsma; palielinājums:  $\times 500$  (Goerens).

780° pārvēršas  $\alpha$ -ferītā, veidā, kas parastā temperatūrā stabils. Tikai  $\alpha$ -feritam piemīt magnetiskas īpašības (zīm. 371).

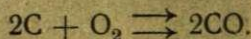
Techniskā dzelzs visdažādākos veidos: no čuguna līdz kaļamai dzelzij, ir maisījumi, kas bez ferīta satur oglekli, fosforu, silīciju un manganu. No tiem galvenā loma piekrit ogleklim.

Čuguncepļu  
process.

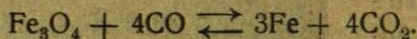
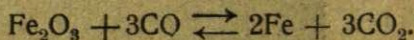
Ogleklis iekļūst dzelzī, kausejot „čugunu“ no dzelzs rūdām. Šo procesu izdara čuguncepļi, kāds redzams 372. zīmējumā. Šāds cepelis sastāv no diviem nošķeltiem konusiem, kas savienoti savām bāzēm. Pa cepļa augšējo caurumu  $g$  ielādē rūdas maisījumu ar ogli un kausni. Ogle vajadzīga dzelzs reducešanai (skat. turpmāk), bet kausni pieliek, lai dažādi rūdas piemaisījumi (māli, smiltis, kaļķakmens u. t. l.) sakustu viegli kūstošos sārņos. No apakšas pa cauruli  $p$  pūš sasildītu gaisu, kas nepieciešams ogļu degšanai. Cepļa apakšā deg ogle, pie kam gandrīz vienīgi rodas oglekļa oksīds:



Zīm. № 372. Čuguncepļis.

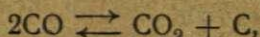


Cepļa vidus daļā oglekļa oksīds reducē dzelzs oksīdu (apm. pie 900°):



Aiz dzelzs oksīdu nepilnīgas reducešanas rodas oglekļa oksīda un dioksīda maisījums, ko izsūc pa cauruli  $h$  un lieto ievadamā gaisa iepriekšējai sasildīšanai, motoru dzīšanai u. t. l. nolūkiem.

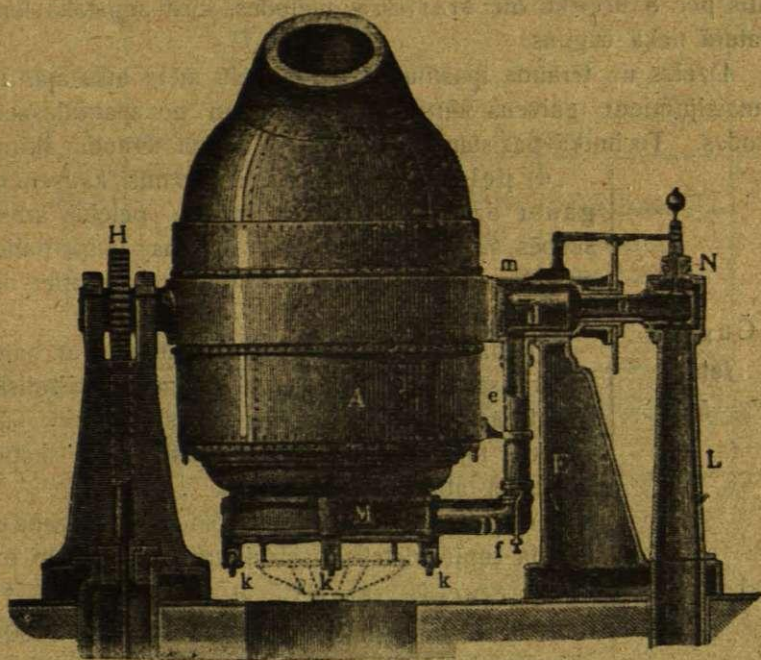
Līdz ar dzelzs oksīda reducēšanu cepļa reducējošā joslā norisinās oglekļa oksīda reducēšana:



aiz ko atdalās ogleklis. Šis ogleklis šķīst dzelzī un pazemina pēdejās kušanas temperatūru. Iegūtais šķīdums, ko sauc čugunu, izkūst cepļa apakšjoslā un kopā ar sārņiem tek lejup. To izlaiž no cepļa un atlej formās.

Čuguns satur apm. 10% piemaisījumu, un proti: 2,3—5% oglekļa, bez tam vēl manganu, silīciju, fosforu un sēru. Sevišķi fosfora un sēra saturs atstāj uz dzelzs īpašībām nelabvēlīgu iespaidu, jo ta kļūst trausla. Šo piemaisījumu novēršanai čugunu vēl pa daļai oksidē konvertorā, kāds redzams zīmējumā 373.

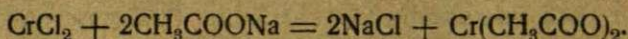
Besemera  
process.



Zīm. № 373. Besemera konvertors.

Izkausētu čugunu lej tīgelī (bumbierī) *A*, kas griežas ap horizontālu asi *d*. Pa cauruli *D* pūš saspīestu gaisu. Gaisa skābeklis oksidē daļu dzelzs, visu silīciju, fosforu un sēru, kā arī lielāko daļu oglekļa un mangana. Šiem elementiem sadegot, atdalās siltums, kas ievērojami paceļ kausējuma temperatūru. Šis paņēmienijs tehnikā pazīstams kā Besemera process. Fosfora oksidēšanas produktu ( $\text{P}_2\text{O}_5$ ) novēršanai, konvertoru iekšpusē izliek ar dolomītu, kas ar fosfora pentoksīdu rada kalcija un magnija fosfātu (Tomas'a un Gilchrist'a metode). Šādi

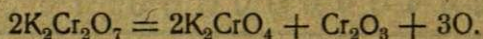
Iegūtam zilganam chroma dichlorida šķīdumam pieļejam natrija acetata šķīdumu. Tad izkrit chroma acetats kā sarkani kristali, grūti šķīstoši aukstā ūdenī:



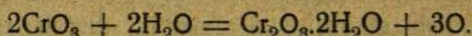
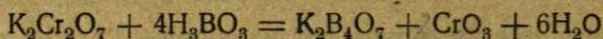
Šos kristalus sausē bezgaisa telpā un uzglabā traukā, kurā slāpeklis vaj oglekļa dioksids. Sausi kristali — stabili, bet mitrumā enerģiski uzsūc skābekli.

Trīsvērtīga  
chroma  
savienojumi.

Chroma oksids,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , iegūstams kā tumši-zaļi kristali, ja karsejam kalija bichromata un natrija chlorida vienadu daudzumu maisījumu:



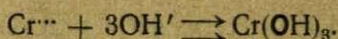
Tas ieiet kā sastāvdaļa zaļā krāsā (guinetzaļums), ko pagatavo kalija bichromata un borskābes maisījumu karsejot:



Borskābe vispirms izvieto chroma trioksīdu (chromskābes anhidridu),  $\text{CrO}_3$ , kas savukārt sadalīdamies atdala skābekli. No kausejuma ar karstu ūdeni atskalo boraksu. Pāri paliek spītīga zaļa krāsa, kuras sastāvs:  $\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

Trīsvērtīgi chroma sāļi ūdens šķīdumā rada katjonus  $\text{Cr}^{+++}$ . Tie, līdzīgi alumīnija sāļiem, ūdenī hidrolizejas, ar to pierādīdami, ka trīsvērtīgs chroms, kā bāze, ir vājš. Šie sāļi ar skābju anjoniem rada kompleksus, par ko runasim vēlāk.

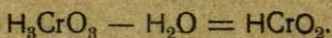
Pielejot amonjaka vaj sārma šķīdumu, izkrit zaļš anorgs chromihidroksīda nogulsnis:



Šis nogulsnis viegli šķīst skābēs, bet arī liekā sārmā:



Pēdējā gadījumā rodas chrompaskābes,  $\text{HCrO}_2$ , anjons:

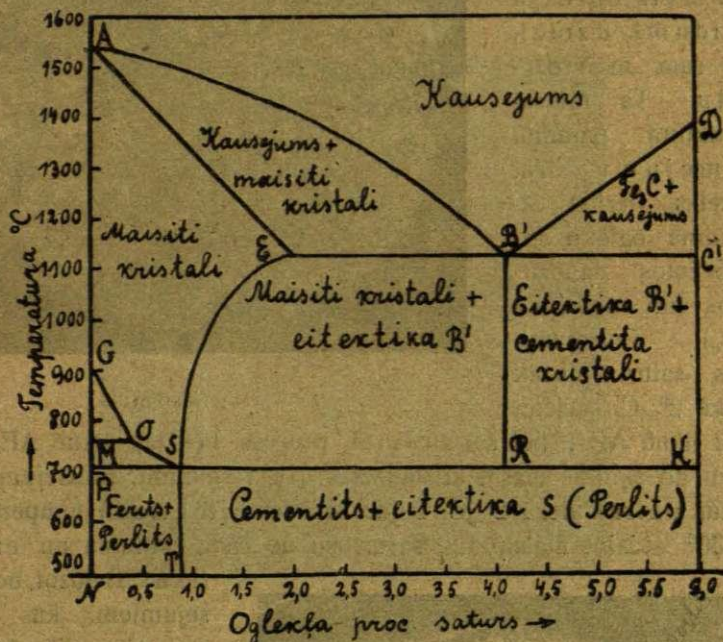


Šās skābes sāļus sauc par chromītiem. Tie iegūstami arī chroma oksīdu ar metālu oksīdiem sakausejot elektriskā krāsnī, un augstā temperatūrā ļoti stabili. Bet ūdens šķīdumā tie hidrolizejas, atdalot atkal chroma hidroksīdu. Tā, piem., šķīdums, kas iegūts liekam sārmam iedarbojoties uz chroma hidroksīdu, atdala jau vārišanās temperatūrā  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  nogulsni. Arī dabīgais chroma dzelznis uzlūkojams kā dzelzs oksīduļa chromīts:  $\text{Fe}(\text{CrC}_2)_2$ .

molibdena un vanadija tērauds (384. lp. p.), chroma tērauds (375 lp. p.), volframa tērauds (384. lp. p.), mangana tērauds (394 lp. p.) un niķeļa tērauds. Šās tērauda šķiras cietuma ziņā pārspēj parasto tēraudu.

„Dzelzs“ un tērauds ir oglekļa šķīdumi dzelzī. Šo šķīdumu saturs un stāvoklis lielā mērā noteic šo materialu īpašības. Šie šķīdumi daudzkārt atgādina sāļu šķīdumu īpašības, kuras aplūkojam pirmā sējumā (sal. I. s. 139. lp. p.). Ša līdzība redzama diagramā, kas parādīta zīmējumā 374. un kura attēlo parādības, kādas norisinās šķīdumos ar dažādu oglekļa saturu, kad

Dzelzs un tērauda metalurģija.

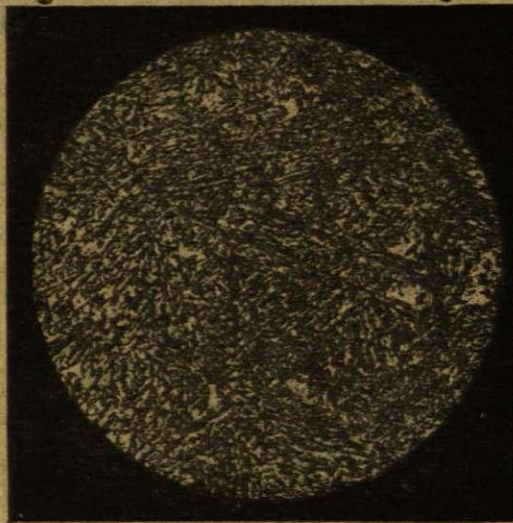


Zīm. № 374. Dzelzs un oglekļa savstarpejo kausejumu kušanas diagrama.

Šie šķīdumi atdziest. Šos pētījumus šimbrīžam izdara, novērojot mikroskopā noslipētu metālu virsmas, kas izēdinātas attiecīgiem reaģentiem, kuri tā sastādīti, ka izšķīdina tikai zināmas sastāvdaļas, pārējās atstājot neaizskārtas. Tās patlaban ir fizikalās ķīmijas atsevišķas nozares — metalografijas — pētījumu priekšmets. Šajā nozarē sevišķi daudz strādājuši Osmonds, Roberts Ostens, Le Šateljē, Kurņakovs u. c. Bet visu atsevišķo rezultātu sintēzi pirmais izdrija holandiešu fizikoķīmiķis Rozebums (Roozeboom), kura vārds jau vairākkārt minēts šajās lekcijās sakarā ar fāžu teorijas pielietojumu.

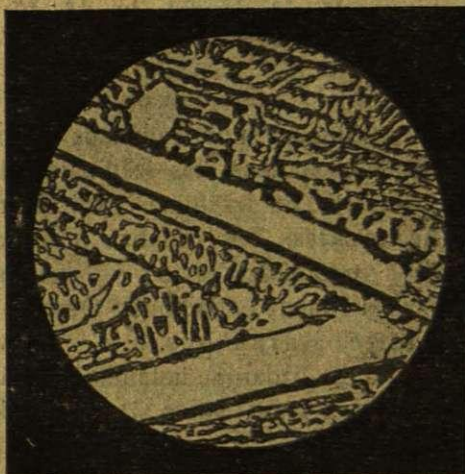
Likne ABD (zīm. 374) norāda kušanas temperatūras dzelzs kausejumos ar oglekli, kuri satur 0%—6,0% C. Ta līdzīga AgNO<sub>3</sub> ūdens šķīdumu sasaldēšanas liknei, kas parādīta zīmējumā 83

(l. s. 126. lp. p.). Tāpat kā sāls ūdens šķīdumā rada sasāļšanas temperatūras pazeminašanos, arī ogleklis, dzelzi izšķīdinot, rada pēdējās sacietēšanas temperatūras pazeminašanos. Tādā kārtā iegūst čugunu, kas satur 4,3% C un kūst pie 1130°. Starp sāļa šķīdumu un dzelzs kausejumu ar oglekli starpība ir ta, ka no sāļa šķīduma atdalās tīrs ūdens (ledus), bet no dzelzs kausejumiem atdalās ciets oglekļa šķīdums dzelzi, ko sauc martenzitu. Ta mikrostruktūra parādīta zīmējumā 375. Dzelzs (ferīts) izšķīdina oglekli aprobežotos daudzumos (ne vairāk kā 2%). Kausejumi, kas satur mazāk nekā 2% C, sacietē



Zīm. 375. Martenzīts.

sāk liknē AB', bet sacietēšanas process beidzas liknē AE, pie kam no šķīdņās masas kristalīzejas cieti šķīdumi. Kausejumi, kas satur vairāk nekā 2% C, beidz sacietēt eitektiskā temperatūrā: 1130°, atdalot maisījumu, sastāvošu no cieta šķīduma un eitekti-



Zīm. № 376. Cementīta adatas ( $Fe_3C$ ) eitektiskā (stiprā palielinājumā).

tikas. Beidzot, no kausejumiem, kas satur vairāk nekā 4,3% C, tiem sacietējot, atdalās oglekļa savienojums ar dzelzi ( $Fe_3C$ ), ko sauc cementītu. Tas atdalās kā garas adatas, kādas redzamas zīmējumā 376. Šo „hipereitektisko“ kausejumu sacietēšana beidzas liknē EC' (1130°), t. i. eitektiskā temperatūrā. Augstāk aizrādīts, ka  $\gamma$ -ferīts, kas attīstas no dzelzs

tās sacietēšanas temperatūrā, tālāk atdziestot, vēl pārvēršas: vispirms  $\beta$ -feritā, pēc tam  $\alpha$ -feritā. Aiz to zem  $900^{\circ}$  sākas vesela rinda turpmako pārvēršanos, kas norisinās jau sacietējušos dzelzs kausejumos.

Ogleklis nešķīst  $\alpha$ -feritā un  $\beta$ -feritā. Tadēļ oglekļa cietiem šķīdumiem dzelzī atdziestot, tūlīņ pēc ferīta pārvēršanās notiek cietā šķīduma sabrukums feritā un cementītā. Abas sastāvdaļas atdalās kā blīvs mehāniskais maisījums, kam sāļiem līdzīga struktūra, pēc āreja izskata atgādinoša perļu struktūru. Šo maisījumu sauc perlitu (zīm. 377). Cieto kausejumu pārvēršanās sākas līknē GO un beidzas uz līnijas PK, kas atbilst  $700^{\circ}$ .

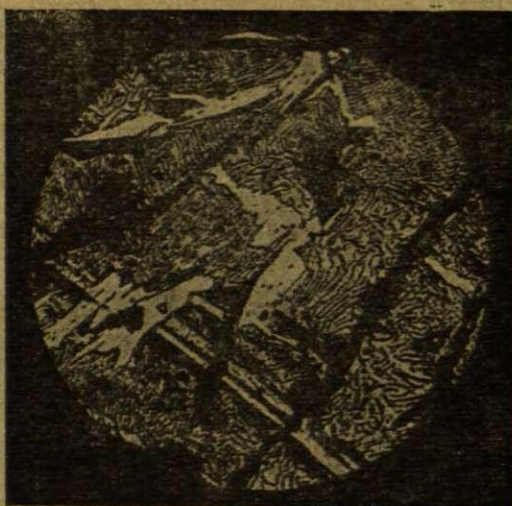


Zīm. № 377. Perlīts.

Tādā kārtā parastā temperatūrā tikai perlīts uzlūkojams kā stabila fāze. Tomēr pēkšņi atdzesejot (norūdinot), šās pārvēršanās nepagūst notikt, kapēc iegūstamas un parastā temperatūrā uzglabajamas arī citas, nestabilas fāzes. Praktiskā tas nāk priekšā, tēraudu apstrādājot. Tērauds, ātri atdzesets (norūdīts), satur oglekļa cietu šķīdumu  $\gamma$ -ferīta (martenzītā). Šāds tērauds ciets un elastīgs. Tas parastā temperatūrā pārvēršas ļoti lēni. Bet ilgaku laiku karsejot temperatūrā, kas zemāka nekā ta pārvēršanās temperatūra ( $900^{\circ}$ ), tērauds „atlaidinas”:  $\gamma$ -ferīts pārvēršas  $\alpha$ -feritā, un līdz ar to izšķīdušais ogleklis atdalās kā cementīts. Atlaidināts tērauds kļūst mīksts un iegūst magnetiskas īpašības.

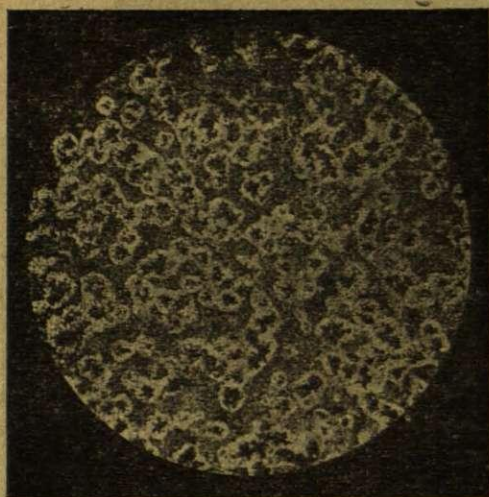
Beidzot jāizrāda, ka arī dzelzs savienojums ar oglekli, ko nosaucām cementītu, nav pilnīgi stabils, bet sadalās virs  $1000^{\circ}$

elementos. Tomēr arī šā pārvēršanās, kurā atdalās grafijs, norisinās tikai lēni dzesejot. Pelekā čugunā grafijs atdalās nepilnīgi, kā tas redzams zīm. 378. Bet baltā čugunā, ko



Zīm. № 378. Pelekais čuguns: melnās grafiņa dzīles un gaišās cementīta adatas iespiedušās perlitā.

iegūst gausi dzesejot, ogleklis atdalās kā melni puduri, ap kuriem atrodas gaiši ferīta riņķi (sal. zīm. 379).



Zīm. № 379. Baltais čuguns; pie 900° karsets un lēni atdzesets. Melnie grafiņa puduri, ap kuriem gaišs ferīts vispārējā perlīta masā.

Tās dzelzs un tērauda šķiras, ar kurām praktiskā sastopamies, satur bez oglekļa vēl citus piemaisījumus. Divi elementi bez izņēmuma kaitīgi. Tie ir — sērs un fosfors, kurus pēc iespējas jācenšas atdalīt (sal. 292 l.p.). Silīcijs un mangans sastopami visās čuguna šķirās. Viņu iespaids izpaužas divos pretejos virzienos. Silīcijs, kas pārsvarā pelekā čugunā, paātrina dzelzs karbīda sadalīšanos un

tādejādi veicina grafiņa atdalīšanos. Turpretim mangans, kas ar oglekli dod karbīdu  $Mn_3C$ , līdzīgu dzelzs karbīdam, bet tikai

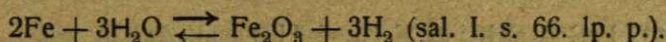
stabilaku nekā pēdejs, paaugstina cementita (kas pārsvarā baltā čugunā) stabilitāti. Citi metali, piem. niķelis, rada ar  $\gamma$ -feritu stabilus cietus šķīdumus, tādejādi paplašinot martenzita stabilitātes robežas. Šāds tērauds nepavisam nav atļaidinams un sevišķi ciets.

Apskatot vēl reiz vispārīgo ceļu, kas novedis pie būtības noteikšanas kausejumiem, ko saucam par dzelzi un tēraudu, mēs redzam, ka šajā ceļā kā izejas punkts bij fāžu līdzsvara teoretiskie pētījumi, kas vispirms izdarīti ūdens šķīdumos.

Tikai ūdens šķīdumos konstatēto faktu pakāpeniska apvienošana un to attiecinašana uz sarežģītākiem līdzsvara gadījumiem metālu kausejumos, deva materiālu kausejumu teorijas vispārīgam planam. Uz šiem pamatiem dzima jauna ķīmijas nozare: metalogrāfija, kas tehnologa rokās ielika svarīgu līdzekli — ne tikai tehnikas ražojumu pareizai kontrolei, bet arī to uzlabošanai.

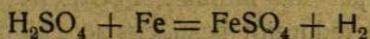
Un ne tikai dzelzs un tērauda tehnoloģijā, bet arī visās citās ķīmiskās tehnoloģijas nozarēs mēs pastāvīgi manām to lielo iespaidu, kādu atstāj ša ķīmijas jaunā nozare, ko saucam par fizikālo ķīmiju. Izskaidrojot novēroto, vadot pretim jauniem atradumiem, fizikālā ķīmija šimbrīžam ir nepieciešams palīglīdzeklis ne tikai ķīmiķim - teoretiķim, bet arī ķīmiķim - technologam.

Dzelzs pieder pie necēliem metāliem. Ta gaisā (mitrumā) rūsē un virs  $200^{\circ}$  sadala ūdens tvaiku:



Dzelzs  
ķīmiskās  
īpašības

Ta šķīst atšķaidītās sērskābē un sālsskābē, radot divvērtīga jona  $\text{Fe}^{2+}$  sāļus:



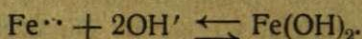
Ja dzelzs satura oglekli (kā karbidu), tad līdz ar ūdeņradi atdalās ogļūdeņraži, kas ūdeņradim piešķir nepatīkamu smaku. Koncentrēta slāpekļskābe dzelzi nešķīdina, bet noved to pasīvā stāvoklī (līdzīgi chromam, 375. lp. p.). Pasīvā dzelzs uzrāda pozitīvāku elektrisko spraigumu nekā parastā dzelzs (t. i. ta kļūvuši cēlaka) un nešķīst atšķaidītā sērskābē.

Dzelzs rada divas sāļu rindas: vienā rindā ta ir divvērtīga un līdzīga otrās grupas metāliem, piem. magnijam un cinkam. Otrā rindā — ta trīsvērtīga un līdzīga alumīnijam un trīsvērtīgam chromam. Mazāk stabili ir dzelzs sešvērtīgi savienojumi, un proti: dzelzsskābe,  $\text{H}_2\text{FeO}_4$ , un tās sāļi, kas atgādina pēc sastāva chromskābi un manganskābi un to sāļus. Augstākas valences dzelzs savienojumi nav pazīstami, kaut gan

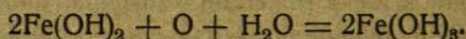
pēc ša elementa stāvokļa astotā grupā būtu sagaidams, ka tas spēj radīt astoņvērtīgus savienojumus ar skābekli un halogēniem.

Divvērtīgie  
dzelzs sāļi  
(ferosāļi).

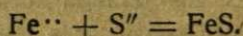
Divvērtīgas dzelzs sāļi ūdens šķīdumā rada katjonu  $Fe^{2+}$ , nokrāsotu gaiši-zaļā krāsā. Tie rada ar kodīgiem sārmjiem baltu nogulsni  $Fe(OH)_2$ :



Amonija sāļu klātbūtnē nogulsnis rodas nepilnīgs, jo šķīdumā attīstas vāji disociēti amonija hidroksīdi,  $NH_4OH$  (kā pie magnija, sal. 107. lpp.). Ferohidroksīds gaisā viegli oksidējas, pieņemot brūnu krāsu un pārvēršoties ferihidroksīdā:



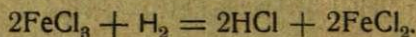
Amonija sulfīds no ferosāļu šķīdumiem nogulsnē dzelzs sulfīdu,  $FeS$ , kas šķīst skābēs, pat ļoti vājās, kā, piem., etiķskābē:



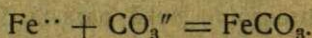
Tapēc tas neizkrit, ja sērūdeņradi laižam neitrālā dzelzs sāļu šķīdumā, bet rodas tad, kad šķīdumam pieliekam nātrija acetātu (tāpat kā cinka sulfīds, sal. 173 lpp.). Šis sulfīds sausā veidā pagatavojams karsējot dzelzs skaidiņas kopā ar sēru. Šajā reakcijā atdalās ļoti daudz siltuma, kapēc visa masa, vienā vietā sasildīta, sāk kvēlot. Reakcijā iegūto vielu laboratorijās lieto sērūdeņraža pagatavošanai:



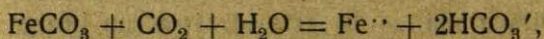
Dzelzi izšķīdinot sālsskābē, dabon ferochlorīdu, kas no šķīduma kristalizējas kā hidrāts:  $FeCl_2 \cdot 4H_2O$ . Bezūdens sāļi iegūst ar ūdeņradi reducējot bezūdens ferichlorīdu:



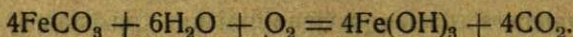
Ferokarbonāts (ogļskābais dzelzs oksīdus),  $FeCO_3$ , no divvērtīgu dzelzs sāļu šķīdumiem izkrit kā balts nogulsnis, pēdejiem pieliekot sārmu metalu karbonātus:



Tas šķīst ūdenī, kas satur oglekļa dioksīdu, pārvēršoties bikarbonātā:



bet skābekļa klātbūtnē oksidējas un hidrolizējas, radot brūnu ferihidroksīda nogulsni:



Ferosulfats kristalizejas no šķīduma kā hidrāts  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , ko sauc dzelzs vitriolu. Tas izomorfs ar magnija un cinka sulfātiem un ļoti labi šķīst ūdenī (skat. tabeli 360).

**Tabele 360.**

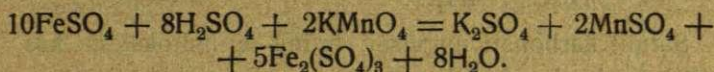
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  šķīstamība 100 daļās ūdens.

Temperatura :	100 gramos ūdens šķīst:
10°	61,0
15°	69,9
25°	115
32,5°	151
46,0°	227
60°	263
84°	270
90°	370
100°	333 gr. $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

Ferosulfats ar amonija sulfātu rada divsāļi  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , ko sauc Mora sāļi.

Divvērtīgas dzelzs savienojumi pāriet trīsvērtīgos ne tikai zem gaisa skābekļa iespaida, bet arī daudzu citu oksidētāju, kā: hlora, bromā, slāpekļskābes, ūdeņraža peroksīda u. c. klātbūtnē. Oksidēšana sevišķi gludi norisinās ar kalija permanganātu skābā šķīdumā. Liekas sērskābes klātbūtnē ferosāļu oksidēšana notiek pēc šāda nolīdzinājuma:

Fe<sup>··</sup> jona oksidēšanas reakcijas.



Šo reakciju aplūkojot no jonu teorijas viedokļa, varam rakstīt:



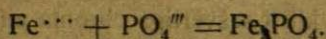
Tā kā šā reakcija saistīta ar chameleona atkrāsošanos, to izdevīgi lietot dzelzs oksīduļa tilpumanalizē. Turpretim ferosāļus, sevišķi augstāk minēto Mora sāļi, lieto chameleona šķīdumu titra noteikšanai.

Dzelzs vitriolu karsejot, izdalās sērskābe un sērskābes anhidrīds („Nordhauzenes sērskābe“, (sal. 359 l.p. p.), un atliekas sarkans dzelzs oksīds,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , kuru senāk sauca „caput mortuum“ (jo tas vairs nespēj reaģēt un nešķīst skābēs). To lieto kā sarkanu krāsu. Starpoksīds,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , kas dabā atrodas kā

Trīsvērtīgas dzelzs sāļi (ferisāļi).



Natrija fosfats ar  $Fe^{+++}$  joniem dod iedzeltenu ferifosfata nogulsni, kas viegli šķīst stiprās skābēs, bet sārmos sadalas, radot brūnu ferihidroksidu:



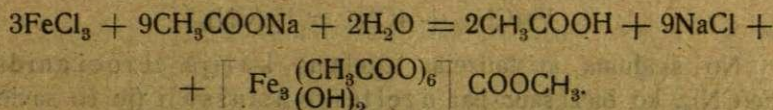
Ferisulfats,  $Fe_2(SO_4)_3$ , rodas oksidējot ferosulfātu (piem. ar slāpekļskābi). Tas ar amonija sulfātu rada divsāļi:  $(NH_4)Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ , ko sauc dzelzs-amonija alaunu. Šis alauns izomorfis ar alumīnija alaunu (223. lp. p.).

Dzelzs trīsvērtīgā stāvoklī rada vājaku bāzi nekā divvērtīgā stāvoklī, un ferisāļi ūdenī lielā mērā hidrolizejas, visvairāk — sildot. Hidrolizē bieži rodas koloīdals ferihidroksids, kas nogulstas tikai šķīdumu vārot. Tā, piem., 1 litru destilēta ūdens sasildot līdz  $100^{\circ}$  un pielejot tam  $10\text{ cm}^3$  koncentrēta ferichlorīda šķīduma, viss šķīdums kļūst sarkans. Tajā rodas koloīdals ferihidroksids, kas no brīvās sālsskābes atdalāms dializējot (l. s. 130. lp. p.):

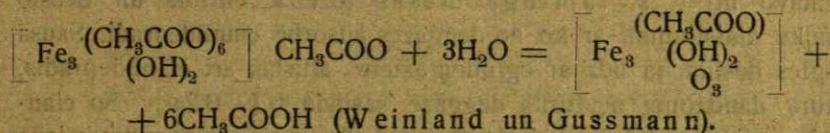
Ferisāļu hidrolīze.



Vēl vieglāk hidrolizejas dzelzs sāļi, kas satur kādas vājas skābes anjonu, piem., feriacetats,  $Fe(CH_3COO)_3$ . Ferisāļa šķīdumam pielejot natrija vai amonija acetātu, šķīdums krāsojas tumši-sarkans, jo tajā rodas dzelzs bāziskais acetats:



Vārot hidrolīze turpinājas un no šķīduma atdalās brūns oksiacetata nogulsnis:

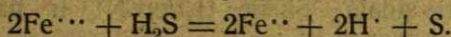


Tikpat viegli kā  $Fe^{++}$  jonu oksidēšana, norisinās arī pretejs process, t. i. trīsvērtīgas dzelzs sāļu reducēšana divvērtīgos sāļos. Reducēšana norisinās ūdeņražā „in statu nascendi” klātbūtnē, piem. cinku iemērcot skābā ferisāļa šķīdumā:

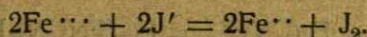
$Fe^{+++}$  jonu reducēšanas reakcijas.



Sērūdeņradis reducē ferisāļus, atdalot baltu sēra nogulsni:



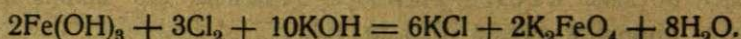
Kalija jodīds liek as sālsskābes klātbūtnē reducē kvantitatīvi ferijonus, atdalīdams brīvu jodu:



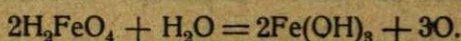
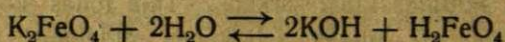
Šo reakciju izlieto, kvantitatīvi noteicot dzelzi ferisājos pēc jodometriskās metodes.

Sešvērtīgas dzelzs savienojumi.

Dzelzs, pārejot sešvērtīgā stāvoklī, pilnīgi zaudē savu bāzisko raksturu un kļūst sešvērtīgā chroma analogs. Tas izpaužas tās spējā radīt dzelzsskābes sāļus jeb t. s. feratus. Kalija ferats,  $K_2FeO_4$ , rodas laižot chloru kodīgā kalija šķīdumā, kas samaisīts ar ferihidroksidu:

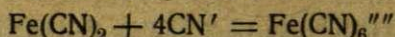
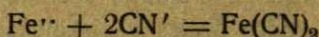


Tas kristalizejas sarkanās rombiskās prizmās, kas izomorfas ar kalija sulfatu un chromatu. Ūdenī tas pa daļai hidrolizejas, atdalot ferihidroksidu un brīvu skābekli, kas liecina par dzelzsskābes vājumu: pati ša skābe brīvā stāvoklī nestabila un tapēc sadalas:



Kompleksie ferociana savienojumi.

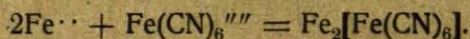
Ciankalijs ar divvērtīgas dzelzs sāļiem ūdens šķīdumā rada sarkanu ferocianīdu,  $Fe(CN)_2$ , nogulsni, kas sildot šķīst liekā ciankalijā, radot kompleksu ferociānskābes anjonu (sal. I. s. 292. lp. p.):



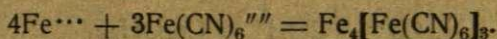
No šķīduma kristalizejas dzeltens kalija ferocianīds,  $K_4Fe(CN)_6$ , ko bieži sauc par dzelteno asinssāli (jo šo savienojumu senak ieguva karsejot asinis, kā arī ādu, ragus u. c. dzīvnieku atkritumus kopā ar potašu). Šimbrīžam šo sāli pagatavo no t. s. laminga masas (dzelzs vitriola un dzēsto kaļķu maisījuma), ar ko no deggāzes adsorbē cianūdeņradi. Sausā ogles destilācijā līdz ar ogļūdeņražiem attīstas arī cianūdeņradis, kura daudzums neattīrītā deggāzē sastāda 0,1—0,2%. Šo cianūdeņradi adsorbē ferohidroksīda un kaļķu maisījums, radot kalcija ferocianīdu (pēc augstāk pievestiem nolīdzinājumiem). Šo sāli pēc tam divkārtā apmaiņā ar chlorkaliju pārvērš kalija ferocianīdā, kas no ūdens šķīduma labi kristalizejas.

Brīva ferocianūdeņraža skābe rodas koncentretai sālskābei iedarbojoties uz  $K_4Fe(CN)_6$ , un no šķīduma nogulsnejama ar eteri: vispirms kā tās savienojums ar eteri, kas, mazliet uzsildot, tomēr atkal eteri atdala. Skābe  $H_4Fe(CN)_6$  ir balts kristalisks pulveris, kurš gaisā ātri sadalas.

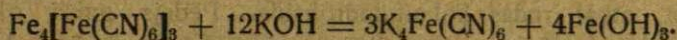
Ferosāli ar dzelteno kalija ferocianīdu rada baltu ferociānda nogulsni:



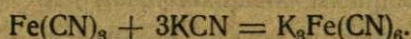
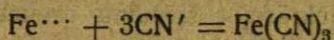
Bet ferisāļi ar dzeltenu sāli rada tumš-zilu feriferocianida nogulsni, ko sauc par Berlīnes lazuru:



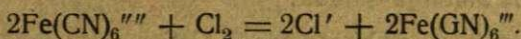
Ta ir ļoti jūtīga reakcija un top lietota trīsvērtīgu dzelzs sāļu atšķiršanai no divvērtīgiem. Berlīnes lazura nešķīst skābēs, bet sārmu klātbūtnē sadalās:



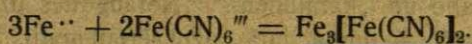
Tajos pat apstākļos, kādos divvērtīgie dzelzs sāļi rada komplekso dzeltenu sāli, trīsvērtīgas dzelzs sāļi ar lieku ciankaliju rada sarkanu kalija fericianidu, ko sauc par sarkano asinssāli:



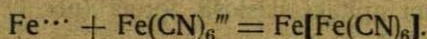
Šis savienojums rodas arī, kad dzeltenu asinssāli oksidejam ar chloru vaj kalija permanganātu:



Kalija fericianids ar ferosāļiem rada zilu nogulsni, sauktu Turnbules zilumu:



Bet ferisāļi ar sarkano asinssāli nogulšņā nedod, un no krāso tikai šķīdumu tumši-brūnu:



Šās reakcijas atkal dod iespēju divvērtīgas dzelzs savienojumus atšķirt no trīsvērtīgiem.

### Kobalts, Co.

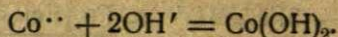
Kobalts sastopams dabā galvenā kārtā savienojumos ar arsenu un sēru, un proti: kā špeisa kobalts:  $\text{CoAs}_2$  un kobalta spīdums:  $\text{CoAs}_2 \cdot \text{CoS}_2$ . Atrašanās.

Kobalta rūdas apdedzinot, iegūst oksīdu  $\text{Co}_3\text{O}_4$ , ko reducē ar ūdeņradi. Pārkausētam metalam ir poletas dzelzs krāsa, tas ir ciets un samērā izturīgs pret gaisa skābekļa un mitruma iedarbību. Līdzīgi dzelzij, tam magnetiskas īpašības. Tas grūti šķīst sālsskābē un sērskābē, daudz vieglāk — slāpekļskābē. Metals.

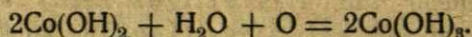
Stabili ūdens šķīdumā ir tikai divvērtīgie kobalta sāļi, kas rada rožainas krāsas  $\text{Co}^{\dots}$  jonu. Kobalta divvērtīgie savienojumi.

Kobalta oksiduls rodas sildot karbonātu — kā brūns pulveris, kas gaisā karsejot pārvēršas augstākā oksidā  $\text{Co}_3\text{O}_4$  (skat. zemāk).

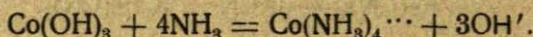
Kobaltohidroksids,  $\text{Co(OH)}_2$ , izkrīt no kobalta sāļu šķīdumiem kā zils nogulsnis, ja šiem šķīdumiem pielej sārmu:



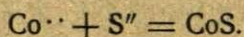
Šis nogulsnis lieka sārma klātbūtnē kļūst sarkans, bet koncentrētā sārma šķīdumā šķīst, pie kam rodas kobaltita šķīdums, kuram zila krāsa. Tomēr šis šķīdums nav stabils: to atšķaidot, atkal rodas kobaltohidroksids. Pēdejs gaisā oksidejas un, mainidams savu krāsu, pārvēršas brūnā kobaltihidroksidā:



Ja šķīdumā pārsvarā atrodas arī amonjaks, kobaltihidroksids atkal izšķīst, nokrāsojot šķīdumu dzeltenīzaļū. Šajā gadījumā rodas kompleksi kobaltiamonjaka joni:



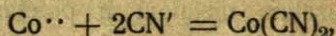
Kobaltosulfids,  $\text{CoS}$ , izkrīt kā melns nogulsnis kobalta sāļiem pielejot amonija sulfīdu:



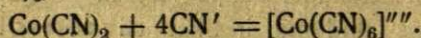
Kobalta sulfids nešķīst atšķaidītās skābēs, bet tikai koncentrētā slāpekļskābē un „karaļūdenī.“ Neraugoties uz to, tas tomēr neizkrīt no skāba šķīduma, tajā laižot sērūdeņradi. Šāda pretruna izskaidrojama tā, ka nogulsnejot sākumā izkrīt nestabila kobalta sulfida modifikācija, kas skābēs šķīst viegli. Pēc tam tā ļoti ātri pārvēršas stabilākā un grūtāki šķīstošā formā (pēc Ostvalda „pakāpju likuma“, sal. I. s. 337. lp. p.).

Kobalta chlorīds kristālizējas no ūdens šķīduma kā iesarkans hidrāts:  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Drusku pasildot, tas kļūst tumši zils. Uz to pamatota t. s. simpatijas tintes lietošana. Vēstulē, kas ar kobalta chlorīdu rakstīta, parastā temperatūrā raksts nav redzams. Bet papīri drusku pasildot, raksts „attīstas“ un kļūst redzams.

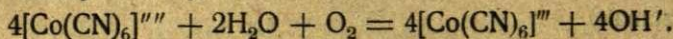
Ciankaliji no kobalta sāļu šķīdumiem nogulsnē brūnu kobalta cianīdu:



kas, liekā ciankalijā šķīstot, rada kompleksu kalija kobaltocianīdu,  $\text{K}_4\text{Co(CN)}_6$ :

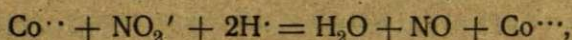


Šis kobalta oksidula kompleksais sāls, kas krāsots brūns un pēc sastāva līdzīgs kalija ferocianīdam (414. lp. p.), gaisā viegli oksidejas un kļūst dzeltens:

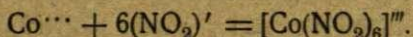


Broma un sārma, kā arī perhidrola un citu oksidētāju klāt. būtnē, kobaltocianids oksidejas kobalticianidā vēl ātrāk.

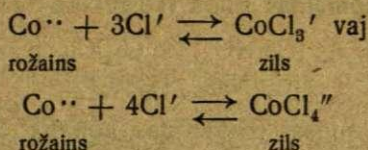
Līdzīgs sastāvs ir kalija kobaltinitritam,  $K_3Co(NO_2)_6$ , kas rodas kā dzeltens kristalisks nogulsnis, kobalta sāļa šķīdumā pielejot kalija nitrita un etiķskābes maisījumu (sal. 56. lpp.). Sākumā divvērtīga  $Co^{2+}$  katjons oksidejas trīsvērtīgā  $Co^{3+}$  katjonā:



kas pēc tam savienojas ar slāpekļpaskābes anjoniem un rada kompleksu anjonu:



Kobalta nitrats kristalīzejas kā hidrāts, kas pēc sastāva līdzīgs kobalta chlorīdam.  $Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$  — ir sarkani kristāli; tie labi šķīst ūdenī, krāsojot šķīdumu rozainā krāsā (t. i.  $Co^{2+}$  jonu krāsā). Šķīdumu sildot, rozainā krāsa pārvēršas zilā. Šāda krāsas maiņa novērojama arī tad, kad rozainam šķīdumam pielejām konc. sāļsskābi vai spirtu. Domājams, ka krāsas maiņa stāv sakārā ar kompleksu anjonu rašanos (kā pie kobalta chlorīda), piem.:

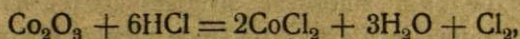


Kobaltosulfāts kristalīzejas kā hidrāts:  $CoSO_4 \cdot 7H_2O$ , kas izomorfs ar dzelzs vitriolu.

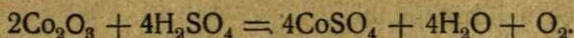
Kobaltihidroksīds,  $Co(OH)_3$ , rodas oksidējot kobaltihidroksīdu (sal. 416. lpp.). Karsējot līdz sarkanai kvēlei, tas zaudē ūdeni un pārvēršas brūnā kobalta oksīdā,  $Co_2O_3$ , bet vēl augstākā temperatūrā — videjā oksīdā  $Co_3O_4$  (magneta dzesrūdas,  $Fe_3O_4$ , analogā).

Kobalta trīsvērtīgie savienojumi.

Trīsvērtīga kobalta sāļi nestabili un sadalās, atdalīdami skābekli. Tapēc kobalta oksīds, šķīsdams sāļsskābē, atdala chloru:



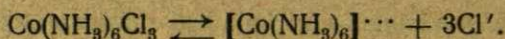
bet šķīsdams sērskābē, atdala skābekli:



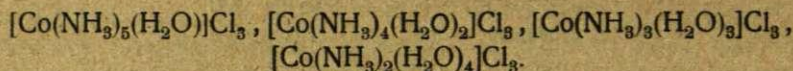
Kobaltisulfāts,  $Co_2(SO_4)_3$ , rodas pie  $0^\circ$  uz anoda, liekas sērskābes klātbūtnē, kā kobaltosulfāta elektrolītiskas oksidēšanas produkts; bet ūdenī šķīstot, tas atkal sadalās, atdalot skābekli, pēc augstāk pievestā nolīdzinājuma.

No tā spriežams, ka  $\text{Co(OH)}_3$  daudz vājaka bāze nekā  $\text{Fe(OH)}_3$ . Tikai kompleksos savienojumos trīsvērtīgais kobalts pietiekoši stabils, t. i. tādos, kuros tas ir kā komplekso anjonu vaj katjonu sastāvdaļa. No pēdējās šķiras sāļiem mēs jau senāk iepazīnamies ar kobalticianīdu,  $\text{K}_3\text{Co(CN)}_6$ , un kobaltinitritu,  $\text{K}_3\text{Co(NO}_2)_6$ . Daudz raibaki ir kompleksie kobalta savienojumi ar amonjaku, kurus izpētījis Jergensons (Jørgenson) un sevišķi Verners (Werner). Pēdejam mums jāpateicas par šo daudzo savienojumu klasifikāciju, kurai pamatos likta Vernera radītā koordinācijas valenču teorija, ar kuru iepazīsimies nākošā lekcijā. Šeit minesim šo savienojumu svarīgākos veidus.

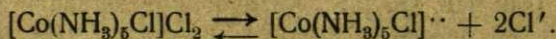
Heksaminokobalta sāļi, piem.  $\text{Co(NH}_3)_6\text{Cl}_3$ , ir dzeltenī (kapēc tos sauc luteokobalt-savienojumus). Tie uzlūkojami kā „hidratu“ analogi, t. i. amonjaks tajos izpilda tādu pat lomu, kā „kristalizācijas ūdens“ hidratos. Ūdeni šķīstot, tie pilnīgi atdala visu skābes atlieku kā anjonu:



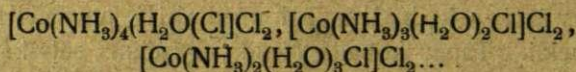
„Amonjakatu“ analogija ar hidratu izpaužas arī tamā, ka amonjaka grupas tajos pakāpeniski apmaināmas pret ūdeni, pie kam rodas šāda apmaiņas rinda (rozeokobalta sāļi):



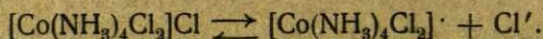
Otra rinda rodas trīsvērtīga kobalta sāļiem pievienojot piecas molekulas amonjaka. Tie ir pentaminokobalta sāļi (saukti arī purpureokobalta sāļi, jo tiem purpura krāsa). Kā piemērs mināms  $\text{Co(NH}_3)_5\text{Cl}_3$ . Šie sāļi atdala tikai  $\frac{2}{3}$  skābju atliekas kā anjonu:



Amonjaku apmainot pret ūdeni, dabonam atkal kobalta „akvaaminsāļi“ rindu:



Sāļi ar četrām amonjaka grupām (tetraminokobalta sāļi) ūdens šķīdumā atdala tikai vienu vienvērtīgu anjonu. Šai rindai pieskaitāmi „prazeokobalta“ sāļi, piem.  $\text{Co(NH}_3)_4\text{Cl}_3$ , kas disociē pēc nolidzinājuma:



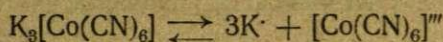
Arī šajā rindā pastāv savienojumi, kas rodas amonjaku apmainot pret ūdeni (t. s. akvaaminsāļi), pie kam negatīvā chlora atlieka apmaināma arī pret citām skābju atliekām, piemēram:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{NO}_2)_2]\text{X}$  (nitritotetramina sāļi) un  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{CO}_3)]\text{X}$  (karbonatotetramina sāļi).

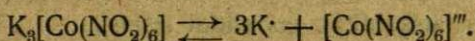
Vēl vienu amonjaka molekulu atņemot, mēs nonākam pie triaminkobalta savienojumiem, kas nespēj elektrolitiski disociēt, piem. triaminokobaltnitrats:  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_3)]$ .

Kobalta savienojumi, saturoši tikai divas amonjaka grupas, kobaltu atdala kā kompleksu katjonu, piem.

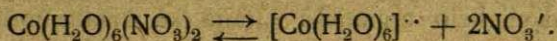
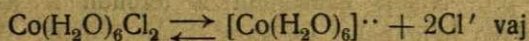
$\text{K}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4] \rightleftharpoons \text{K}^+ + [\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]^-$ . Tie sastāda pārēju uz iepriekš aplūkotiem kobalta kompleksiem savienojumiem, kuru molekula satur sešas negatīvas atliekas, kā, piemēram, kobalticianīdi:



un kobaltnitriti:



Beidzot, pēc analogijas varam pieņemt arī kobalta normaliem sāļiem hidratu strukturu un iedomāties, ka šo sāļu šķīdumos rodas hidratizēti joni, piem.



Ļoti ticams, ka krāsu maiņa, kas notiek šos šķīdumos sildot, ceļas no tam, ka ūdens aiziet no kompleksā katjona un tā vietā stājas negatīvās skābju atliekas, kā to redzējam chroma sāļu piemērā (sal. 379. lp. p).

Visi šie piemēri norāda, ka ūdens un amonjaks, pievienojamies piesātinātiem savienojumiem, rada kompleksus jonus. Vienu ūdens (vaj amonjaka) molekulu apmainot pret vienvērtīgu negatīvu atlieku ( $\text{Cl}$ ,  $\text{NO}_3$ ,  $\text{NO}_2$  u. t. t.), kompleksā jona pozitīvā valence pamazinas par vienu. Šie fakti kļūva pamats Vernera koordinācijas valences teorijai, ar kuru iepazīsimies turpmāk.

Kobaltu galvenā kārtā lieto kobalta stikla izgatavošanai, kam zila krāsa (sal. 242. lp. p.), kā arī zilai kobalta krāsai, kas sastāv no kobalta alumīnāta:  $\text{CoAlO}_4$ .

Kobalta izlietošana.

### Niķelis, Ni.

Līdzīgi kobaltam, niķelis sastopams dabā kā arsena savienojums,  $\text{NiAs}$ , saukts kupferniķelis un kā niķeļa spīdums,  $\text{NiAsS}$ . Kā ļoti svarīga niķeļa rūda minams divkāršs niķeļa un magnija silikāts (garnierīts), kura sastāvs:  $(\text{Ni}, \text{Mg})\text{H}_2\text{SiO}_4$ . Ļoti daudz ša minerāla atrodas Jaun-Kaledonijā.

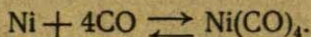
Atrašanās.

Niķeļa rūdu metalurģija līdzīga vara iegūšanas metalurģiskiem procesiem (sal. 73. lp. p.). Sākumā, niķeļa rūdas kar-

Iegūšana.

sejot, niķeli koncentrē kā divkāršu niķeļa un dzelzs sulfidu, t. s. niķeļa akmenī, ko pēc tam apdedzina konvertorā (sal. zīm. 252, 73. lp. p.). Dzelzs pie tam pāriet sārņos kā dzelzs silikats, bet niķeļa sulfids oksidejas niķeļa oksidulā, NiO. Pēdejo samaisa ar ogli un reducē sarkanās kvēles temperatūrā.

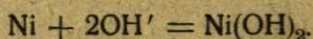
**Tirišana.** Niķeli tīra no citiem metaliem (galvenā kārtā no vara) pēc Monda (L. Mond) metodes ar oglekļa dioksīdu. Ša gāze savienojas ar niķeļa pulveri, radot niķeļa tetrakarbonilu, Ni(CO)<sub>4</sub>, bezkrāsainu šķidrums, kas vāras pie 46° un sadalās virs 180° oglekļa oksidā un tīrā niķelī:



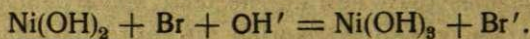
**Īpašības.** Niķelis ir balts, spīdīgs un visai ciets metāls. Ta īpatnejais svars 9 un kušanas temperatūra 1480°. Tas gaisā neoksidejas, bet skābēs, pat atšķaidītās, tas sildot izšķīst.

**Izlietošana.** Pateicoties niķeļa ķīmiskai izturībai pret gaisu un ūdens iedarbību, ar to pārklāj tērauda, vara un misiņa priekšmetus — pēdejo izsargašanai no rūsas. Tos parasti niķelē galvaniskā ceļā (sal. 98 lp. p.). Niķeļa kausejumi ar tēraudu ir ļoti cieti un no tiem izgatavo lielgabalus un kara kuģu bruņas. Ar ūdeņradi reducēto niķeli lieto organiskā ķīmijā kā katalizatoru ūdeņraža pievienošanas reakcijās.

**Niķeļa savienojumi.** Niķelis sāļos ir divvērtīgs. Viņa katjoniem zaļa krāsa. Ar sārņu metalu hidroksīdiem tie rada zaļu niķeļa hidroksīda nogulsni:



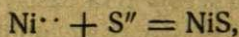
Niķeļa hidroksīds oksidejas grūtāki nekā dzelzs un kobalta oksidulā hidroksīdi, bet tomēr broms sārms to pārvērsē trīsvērtīga niķeļa hidroksīdā, Ni(OH)<sub>3</sub>, kam melna krāsa:



Sildot niķeļa oksidulā hidroksīds zaudē ūdeni un pārvēršas zaļā niķeļa oksidulā, NiO.

Ari amonjaks nogulsnē no sāļu šķīdumiem niķeļa oksidulā hidroksīdu, bet pēdejs izšķīst liekā amonjakā, radot zilganu šķīdumu, saturošu niķeļa kompleksus katjonus: Ni(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub><sup>··</sup> un [Ni(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>(H<sub>2</sub>O)<sub>2</sub>].<sup>··</sup>

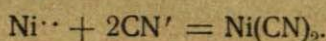
Amonija sulfīds nogulsnē no niķeļa sāļu šķīdumiem melnu niķeļa sulfīdu:



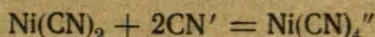
kam attiecībā pret skābēm gluži tādas pat īpašības, kā kobalta sulfīdam (sal. 416. lp. p.).

Niķeļa chlorīds kristalizējas kā hidrāts  $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , kas pēc sastāva līdzīgs ferochlorīda un kobaltochlorīda hidrātiem. Ar amonjaku tas dod zilu kompleksu sāli:  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ .

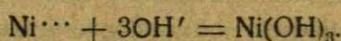
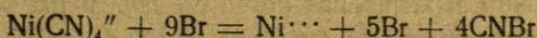
Ciankalijs nogulsnē no šķīdumiem, kuros niķeļa joni, zaļu niķeļa cianīda nogulsni:



Tomēr liekā reaktivā šis nogulsnis atkal izšķīst, radot kompleksu kalija niķelcianīdu,  $\text{K}_2\text{Ni}(\text{CN})_4$ :

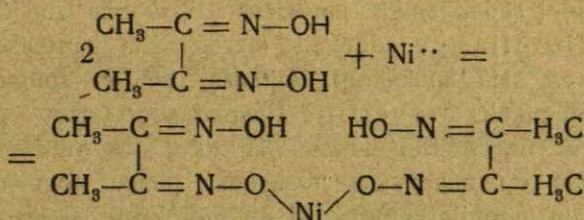


Broma sārmais šķīdums šo kompleksu sāli oksidē, atdalot melnu niķeļa hidroksīda nogulsni:



Niķeļa sulfātu,  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , lieto metālu galvaniskai niķelešanai. Tas rada ar amonija sulfātu divsāli:  $(\text{NH}_4)_2\text{Ni}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , kas pēc sastāva līdzīgs Mora sālim (sal. 411. lpp.).

Niķeļa sāļiem raksturīga ir Čugajeva (Чугаевъ) reakcija: Čugajeva reakcija. šie sāļi ar  $\alpha$ -dimetilglioksimu, lieka amonjaka klātbūtnē, rada sārtu nogulsni:



### Dzelzs apakšgrupas elementu salīdzinājums.

Šās apakšgrupas elementu fizikalās īpašības pievestas sekojošā tabelē.

**Tabele 361.**

Dzelzs apakšgrupas elementu īpašības.

Fizikalās  
īpašības.

	Fe	Co	Ni
Atomsvars . . . . .	55,84	58,97	58,68
Blīvums . . . . .	7,87	8,6	8,8
Atomtīpums . . . . .	7,09	6,85	6,67
Kušanas temperatūra . . . . .	1520 <sup>0</sup>	1490 <sup>0</sup>	1452 <sup>0</sup>
Vārišanās . . . . .	2450 <sup>0</sup>	—	—
Īpatn. elektr. vadītspēja . . . . .	$9,3 \times 10^4(00)$	$8,3 \times 10^4(100^0)$	$14,4 \times 10^4(00)$
Magnetiskās piesātinājums . . . . .	1706	1412	479
Valence . . . . .	2, 3, 6	2, 3	2(3)8

Vispārīga šās apakšgrupas elementu īpašība ir — to spēja magnetizēties. Pēdējā visspilgtak izpaužas dzelzi, visvājāk — niķeli. Šo metālu elektrības vadītspēja vispār nav liela: pakāpeniski pieaug no dzelzs līdz niķelim, tāpat kā metālu blīvums. Turpretim atomtilpumi un kušanas temperatūras pakāpeniski pamazinas.

Tādā kārtā uz fizikālo īpašību salīdzinājuma pamata, kobalts ievietojams starp dzelzi un niķeli, kaut gan kobalta atomsvars drusku mazāks nekā niķeļa atomsvars.

Tā tad šeit sastopamies ar vienu no tiem elementu sekošanas kārtības izņēmumiem periodiskā sistēmā, par kuriem jau runājām I. s. (385. lpp.) un kuri izskaidrojami ar izotopiju. Ķīmisko īpašību salīdzinājums noved pie tādiem pat slēdzieniem.

Saskaņā ar šo metālu atrašanos astotā grupā, dzelzij un tās homologiem vajadzētu būt astoņvērtīgiem. Bet šis uzskats

apstiprinās tikai niķeļa karbonilā Ni  $\begin{matrix} \diagup \text{CO} \\ \diagdown \text{CO} \\ \diagup \text{CO} \\ \diagdown \text{CO} \end{matrix}$ . Tomēr dzelzs rada

citāda sastāva karbonilus, un proti: pentakarbonilu,  $\text{Fe}(\text{CO})_5$  un nonokarbonilu,  $\text{Fe}(\text{CO})_9$ , kuru sastāvs nekādi neapmierina valences prasības. Kobalts dod „normalu“ karbonilu  $\text{Co}(\text{CO})_4$ , kas tomēr, sildot sadalīdamies, pārvēršas trikarbonilā  $\text{Co}(\text{CO})_3$ .

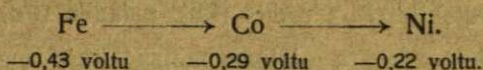
Politopijas parādība, uz ko aizrādīts iepriekšējā lekcijā (400. lpp.), šajā apakšgrupā izpaužas sevišķi spilgti. Dzelzs, kobalts un niķelis divvērtīgā stāvoklī stipri līdzīgi otrās grupas elementiem un sevišķi cinkam, ar kuru tos vieno dažu sāļu izomorfisms un analītiskas reakcijas, piem. nogulsnešana ar sērmiem un amonija sulfīdu, kā arī hidroksīdu šķīstamība liekā amonjakā. Šo metālu trīsvērtīgiem savienojumiem analogija atrodama trešā grupā. Trīsvērtīga dzelzs ļoti tuva alumīnijam kā pēc alaunu izomorfisma, tā arī sāļu hidrolīzes. Pāreju no trīsvērtīgas dzelzs uz niķeli raksturo viņu savienojumu stabilitātes pakāpeniskā pamazinašanās. Un tiešām, kamēr trīsvērtīgas dzelzs sāļi hidrolīzejas tikai nelielā mērā, trīsvērtīga kobalta sāļi ūdens šķīdumā pilnīgi sadalās, atdalīdami hidroksīdu  $\text{Co}(\text{OH})_3$ , un tikai kompleksie trīsvērtīga kobalta savienojumi ir stabili aizta iemesla, ka  $\text{Co}^{3+}$  katjoni pāriet stabilākos kompleksos katjonos. Bet no niķeļa trīsvērtīgiem savienojumiem pazīstami tikai  $\text{Ni}_2\text{O}_3$  un  $\text{Ni}(\text{OH})_3$ . Pat kompleksais cianīds  $\text{K}_2\text{Ni}(\text{CN})_4$  oksidējoties sadalās, atdalot, kā redzējam 421. lpp., hidroksīdu  $\text{Ni}(\text{OH})_3$ .

Sešvērtīgi savienojumi zināmi tikai dzelzij. Tie ir ferāti,  $\text{Me}_2\text{FeO}_4$ , kas tomēr ūdenī pilnīgi sadalās, atdalīdami skābekli. Kobalts un niķelis šādus savienojumus vispār nedod.

Ķīmiskās īpašības.

Valence.

Salīdzinot šo metālu absolūtos elektriskos spraugumus, Tieksme. redzam, ka visnecēlakais no tiem ir dzelzs, bet viscēlakais — niķelis (sal. 199. lp. p.):



Sakarā ar to novērojama arī šo metālu savienojumu ar negatīviem elementiem (un negatīviem radikāļiem) rašanās siltumu krišanās, ko skaidri pierāda skaitļi, kas pievesti sekojošā tabulē.

**Tabele 362.**

Oksīdu un hlorīdu rašanās siltumi.

FeO: 65700 cal.	CoO: 57500 cal.	NiO: 57900 cal.
FeCl <sub>2</sub> : 82200 „	CoCl <sub>2</sub> : 76480 „	NiCl <sub>2</sub> : 74500 „
FeCl <sub>3</sub> : 96040 „	—	—

## Piecdesmit pirmā lekcija.

### Astotā grupa (turpinājums). Platīnas metāli.

#### Koordinācijas valences teorija.

Platīnas metālu un to savienojumu vispārīgs raksturojums. — Atrašanās. — Atdalīšana. — Metālu īpašības. — Valence. — Oksidē. — Savienojumi ar halogēniem. — Platīnas metālu sāļi. — Platīnas metālu skābes. — Izlietošana. — Platīna. — Platīnas īpašības. — Izlietošana. — Melnā platīna. — Koloīdālā platīna. — Platīnas divvērtīgie savienojumi. — Platīnas četrvērtīgie savienojumi. — Platīnas sešvērtīgie savienojumi. — Kompleksie savienojumi. — **A. Vernera** valences koordinācijas teorija. — Valences nepastāvība. — Augstākās kārtības savienojumi. — Galvenās un papildsaites. — Hidrāti. — Acidosavienojumi. — Skābekli šaturošās skābes. — Heteropoliskābes. — Stereoizomerija.

#### Vispārīgs platīnas metālu un to savienojumu raksturojums.

Šās grupas metāli atrodas dabā vienīgi kā tīrradņi. Līdzīgi Atrašanās. zeltam, tie sajaukti ar smiltīm, no kurām atdalāmi skalojot ar ūdeni. Visbagatākie dabīgie platīnas un tās analogu krājumi atrodas Uralos, kas pirms kara deva 95% no šo metālu vispasaules ieguvuma.

Atdalīšana.

Plātinās metali, attiecībā uz to īpatņiem svāriem, iedalāmi divās „apakšgrupās”: pie pirmās pieder vieglie plātinās metali ar īpatņo svaru 11,9—12,6:

**rutenijs (Ru), rodijs (Rh), palādijs (Pd),**

pie otrās pieder smāgie plātinās metali, kuru īpatņo svārs = 21,4—22,5:

**osmijs (Os), iridijs (Jr) un plātinā (Pt).**

Tie visi sastopāmi kopā plātinās smiltīs, bet visvairāk izplatīts no tiem ir plātinā, kas sastāda 90<sup>0</sup>/<sub>10</sub>, visretākāis ir rutenijs.

Tos atdala citu no citā šādā ceļā. Plātinās metalu maisījumu sakausē ar cinku un izšķīdina karāļūdenī. Pie tam izšķīst tikai rutenijs, rodijs, palādijs un plātinā, bet osmijs un iridijs paliek nešķīstošās atliekā. Plātinā un iridijs rada ar amonija chloridu (sal. 59. lpp.) grūti šķīstošus kompleksus chloridus: (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>PtCl<sub>6</sub> un (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>JrCl<sub>6</sub>, kas, karsejot sadalīdamies, dod šos metālus kā sūcekni. Sakausejot ūdeņražā-skābekļa liesmā, plātinās sūcekni pārvērs blīvā metalā. Rutenijs un osmijs atdalāmi, pamatojoties uz to, ka abi šie metāli rada gaistošus tetroksidus: RuO<sub>4</sub> un OsO<sub>4</sub>, kurus sublīmējot var atdalīt.

Plātinās metalu fizikalās īpašības pievestas tabelē 363.

Metālu  
īpašības.

**Tabele 363.**

Plātinās metalu fizikalās īpašības.

	Ru	Rh	Pd	Os	Jr	Pt
Atomsvārs. . . .	101,7	102,9	106,7	190,9	193,1	195,2
Blīvums . . . .	12,06	12,6	11,9	22,48	22,4	21,4
Atomtilpums . .	8,43	8,17	8,97	8,49	8,62	9,12
Kušanas temper.	>1950 <sup>0</sup>	1970 <sup>0</sup>	1549 <sup>0</sup>	2500 <sup>0</sup>	2360 <sup>0</sup>	1750 <sup>0</sup>
Valence . . . .	2,3,4,6,7,8	2,3,4	2,4	2,4,6,8	2,3,4	2,4,6

No šās tabeles redzāms, ka visu plātinās metalu atomtilpumi diezgan tuvi viens otram, tāpat kā to kušanas temperatūras. Pēdejās katrā atsevišķā grupā kritās atomsvāram palielinoties. Viszemākā kušanas temperatūra palādijs, visaugstākā — osmijam.

Visi šie metāli, izņemot osmiju, ķīmiskā ziņā ļoti stabili, kāpēc tie pieskaitāmi pie cēlmetalēm. Šā stabilitāte sevišķi vērojāma tamā, ka tie gaisā neoksidejas ne parastā, ne paaugstinātā temperatūrā. Tikā osmijs gaisā sadeg, pārvērsdamies

gaistošā tetroksidā:  $\text{OsO}_4$ . Tie nešķīst skābēs, bet šķīst karalūdenī. Tikai palādijs šķīst karstā slāpekļskābē, radot palādijs nitrātu:  $\text{Pd}(\text{NO}_3)_2$ . Bet sārmi, kā izkausēti, tā arī konc. šķīdumi, iedarbojas uz platinu un citiem platinas metāliem, pēdejos oksidējot. Raksturīga platinas metāliem ir īpašība izšķīdināt sevī gāzes, kā skābekli un ūdeņradi. Ūdeņraža šķīstamība platinā pieaug līdz ar temperatūru. Aiz to nokarseta platina brīvi laiž cauri ūdeņradi. Turpretim ūdeņraža šķīstamība palādijs sildot pamazinas.

Platinas metāli savos savienojumos ir divvērtīgi un četrvērtīgi. Vienīgi rutenijs un osmijs sasniedz oksīdos  $\text{RuO}_4$  un  $\text{OsO}_4$  maksimālo valenci 8, atbilstošu to stāvoklim periodiskā sistēmā.

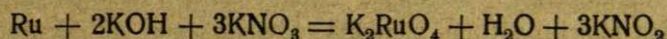
Valence.

Tā kā platinas metāli gaisā vispār neoksidejas, to oksīdus iegūst atūdeņojot hidroksīdus, iegūtus ar sārmu vaj zodu nogulsnejoj no platinas metālu sāļiem. Tie sildot sadalās, atdalot skābekli, un atstāj metālu kā smalku pulverīti.

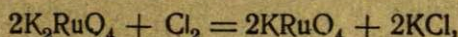
Oksīdi.

Osmijs tetroksīds,  $\text{OsO}_4$ , rodams karsejoj osmiju skābekļa straumē. Sasmalcināts osmijs pie tam pat aizdegas. Osmijs tetroksīds ir balts kristalisks pulverīts, kas viegli sublīmējas un kūst zem  $100^\circ$ . Tas izgaist pat parastā temperatūrā, ar pretīgu smaku, stipri iedarbojas uz acīm un ļoti nāvīgs. Šis savienojums šķīst ūdenī, bet ūdens šķīdumam neitrāla reakcija. Aiz ša iemesla nepareizi ir, kā bieži dara, to nosaukt par „osmijpārskābi.“ Tas ir stiprs oksidētājs. Organiskas vielas reducē osmija tetroksīdu, atdalot melnu metāla pulverīti. Tapēc mikroskopijā ar to mēdz krāsot preparātus.

Rutenijs tetroksīdu pagatavo sakausejoj ruteniju ar kodīgo kaliju un zāpetri. Šajos apstākļos rodas rutenijskābes kalija sāls,  $\text{K}_2\text{RuO}_4$ , pēc sastāva līdzīgs kalija manganātam,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ :



Chloru laižot kalija ruteniāta šķīdumā, sākumā rodas kalija perruteniāts,  $\text{KRuO}_4$  (permanganāta,  $\text{KMnO}_4$ , analogs):



kas tālāk oksidējas rutenijs tetroksīdā:



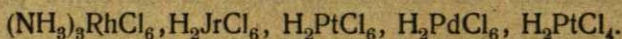
Pēdejs kristālīzejas rombiskās prizmās, kas kūst pie  $45^\circ$ , pārtvaicejas virs  $100^\circ$ , ar asu smaku, atgādīnošu ozonu. Tas grūti šķīst ūdenī un nerada skābi.

Vispīlnīgāk ir izpētīti platinas metālu savienojumi ar chloru, kas rodas metālus izšķīdinot karalūdenī. Augstākā Savienojumi ar halogēniem.

valēnces pakāpe atbilst četriem chlora atomiem uz vienu metala atomu, piem.:  $\text{PdCl}_4$ ,  $\text{OsCl}_4$ ,  $\text{JrCl}_4$ ,  $\text{PtCl}_4$ . Šos chloridus reducējot, rodas trīsvērtīgi un divvērtīgi savienojumi:  $\text{RuCl}_3$ ,  $\text{RhCl}_3$ ,  $\text{JrCl}_3$ ,  $\text{PdCl}_2$ ,  $\text{PtCl}_2$ .

Paladija jodids,  $\text{PdJ}_2$ , izkrit kā melns nogulsnis, jodkalija šķīdumu pielejot divvērtīga paladija sāļu šķīdumiem. Tas nešķīst ūdenī un sārmos, bet ar lieku kalija jodīdu dod viegli šķīstošu kompleksu sāli,  $\text{K}_2\text{PdJ}_4$ .

Vispār platīnas metālu halogensavienojumi viegli sev pievieno halogēnūdeņradi, radot kompleksas skābes. Kā tādas minamas:



Labi pazīstami tikai divvērtīga paladija sāļi, piem., nitrāts:  $\text{Pd}(\text{NO}_3)_2$  un sulfāts:  $\text{PdSO}_4$ , kas rodas paladiju izšķīdinot sālīdītās skābēs.

Skābekli saturošas skābes un to sāļus radīt spēj rutenijs un osmijs. Ruteniju ar kodīgo kaliju un zalpetri sakausejot, kā jau augstāk minēts, rodas rutenijskābes,  $\text{H}_2\text{RuO}_4$ , un rutenijpārskābes,  $\text{HRuO}_4$ , sāļi, kas pēc sastāva un īpašībām līdzīgi mangānskābes ( $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ) un manganpārskābes ( $\text{KMnO}_4$ ): sāļiem. Līdzīgā kārtā, metalisko osmiju sakausejot ar kodīgo kaliju un zalpetri, rodas kalija osmiāts:  $\text{K}_2\text{OsO}_4$ , kas kristalizējas kā vijoleti oktaedri.

Rodīja kausejumu ar platīnu lieto Le Šateljē termoelementā augstu temperatūru mērošanai. Smalks palādijs, pateicoties tā īpašībai adsorbēt ūdeņradi un skābekli, ir enerģisks katalizators organisku vielu reducēšanas un oksidēšanas reakcijās (Vilands). Osmiju, kam, kā aizrādīts augstāk, ļoti augsta kušanas temperatūra, ar volframu sakausētu, lieto elektrisko lampu (t. s. osramlampu) kvēldiegu izgatavošanai. Sasmalcinātā stāvoklī tas stipri paātrina slāpekļa savienošanos ar ūdeņradi (sal. I. s. 142. lpp.). Iridijs no visiem platīnas metāliem ir viscietākais un izturīgākais pret ķīmisko reaģentu iedarbību. No kausejuma, saturoša 10% iridija un 90% platīnas, izgatavo ķīmiskus traukus: tiģeļus, bļodiņas, retortas u. t. l. No šā kausejuma izgatavoti arī starptautisko mēru un svaru etaloni, kuri glabājas Bureau international des mesures et poids, Parīzē. Tomēr izlietošanas ziņā no visiem šiem metāliem visvarīgākais ir:

### Platīna, Pt,

kas kūst ne visai augstā temperatūrā, viegli izstiepjama, velmējama un dējama (сварка, Schweissung). Ta nešķīst koncentrētās

Platīnas  
metālu sāļi.

Platīnas  
metālu  
skābes.

Izlietošana.

Platīnas  
īpašības.

skābēs (pat fluorūdeņraža skābē), izņemot karaļūdeni. Bet kodīgie sārmī, kā arī sārmu un sārmzemju metālu nitrāti platinu oksidē un saēd. Tā kā platina karsejot dod ar metāliem, piem. alvu, svīnu, cīnku u. c., kausejumus, platīnas traukos nedrīkst karset ne šos metālus, ne arī to sāļus reducetāju klātbūtnē. Priekš platīnas bīstami ir arī fosfors, sērs un ogleklis, jo tie, savienodamies ar šo metālu, ātri bojā platīnas traukus. Aiz to nedrīkst platīnas traukos sildīt fosfātus un sulfīdus apstākļos, kuros šie savienojumi varetu reduceties vaj sadalīties. Nekādā ziņā nav pielaižama arī platīnas karsešana kūpošā liesmā, jo liesmas ogleklis, savienodamies ar platinu, rada ārkārtīgi trauslu savienojumu.

Katram ķīmiķim platīna, kā sildīšanā un pret stiprām skābēm izturīga, ir no liela svāra. Vēl bez traukiem no platīnas pagatavo elektrodus elektroķīmiskām rūpniecībām, jo platīnas anodi elektrolītos pa lielākai daļai nebojājas. Līdz šam vēl platīnas elektrodi nesamaināmi chlorātu (I. s. 331. lpp.), persulfātu (359. lpp.) u. c. produktu izgatavošanā. Ļoti daudz platīnas patērē zobārstniecībā plombu izgatavošanai, kā arī elektrotehnikā strāvas pārtucejiem un kvēldiegiem. Platīnas izplešanās koeficients ļoti tuvs stikla izplešanās koeficientam un aiz ša iemesla senāk elektriskās lampiņās iekauseja platīnas drāti — kvēldiegu savienošanai ar ārejo armatūru. Šimbrīžam tajās platīnas vietu izpilda niķeļa un dzelzs kausejums. Beidzot, diezgan daudz ša cēlmetāla izlieto juvelieri dažādām greznuma lietām un sevišķi briljantu armatūrai.

Izlietošana.

Pateicoties lielajiem platīnas pieprasījumiem, kas radušies sakarā ar elektrotehnikas un elektroķīmijas attīstību, platīnas cena pēdejos gadu desmitos pastāvīgi pieaug. Ša metāla iegūšanas pamazinašanās Krievijā pēdejos gados vēl vairāk to sadārdzinājusi pasaules tirgū.

Platīnas tetrachlorīdu,  $PtCl_4$ , reducejot ar formaldehīdu sārmainā šķīdumā, platīna atdalās kā smalks melns pulveris, ko sauc par melno platinu. Šis pulveris adsorbē ļoti daudz skābekļa un ūdeņraža un darbojas kā katalizators ļoti daudzās oksidēšanas reakcijās. Tā, piem. melnās platīnas klātbūtnē ūdeņradis savienojas ar skābekli jau parastā temperatūrā (sal. I. s. 78. lpp.).

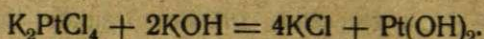
Melnā platīna.

Vēl lielākā mērā šādas katalītiskas īpašības piemīt koloidālī platīnai, kuras šķīdums viegli pagatavojams pēc Bredīga metodes, elektriskā lokā ūdenī sasmidzinot platīnas drāti (sal. I. s. 129. lpp.), vaj reducejot platinchlorūdeņraža skābi ar brenckatechīnu vaj formaldehīdu sārmainā šķīdumā (Zsigmondy).

Koloidālā platīna.

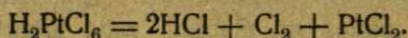
Platinas divvērtīgie savienojumi.

Platinohidroksids,  $Pt(OH)_2$ , rodas kodigam natrijam iedarbojoties uz kalija chlorplatinitu,  $K_2PtCl_4$ , (skat. zemāk) bezskābekļa atmosferā:



Tas ir amorfs melns pulveris, kas enerģiski uzsūc no gaisa skābekli.

Platinas dichlorīds (platinochlorīds),  $PtCl_2$ , rodas tieši no elementiem, sausu chloru laižot pār platinas sūcekni, sasildītu līdz  $250^\circ$ , vaj karsejot platinchlorūdeņraža skābi līdz  $230^\circ$ :



Tas nešķīst ūdenī, bet viegli šķīst karstā sālsskābē, pārvešoties kompleksā skābē:  $H_2PtCl_4$ .

Platinas četrvērtīgie savienojumi.

Platinchlorūdeņraža skābes šķīdumu karsejot kopā ar zodas šķīdumu, izkrit dzeltens platinas oksīda nogulsnis,  $PtO_2$ , kas šķīst sālsskābē un sārmos. Pēdējā gadījumā rodas platinskābes,  $H_2[Pt(OH)_6]$ , sāļi.

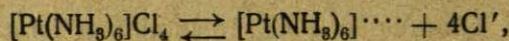
Platinas tetrachlorīds (platinichlorīds),  $PtCl_4$ , rodas platinchlorūdeņraža skābi chlora straumē karsejot pie  $360^\circ$ . Tas viegli šķīst ūdenī un kristalizejas ar 5 ūdens molekulām. Ūdens šķīdumā rodas kompleksa skābe:  $H_2[PtCl_4(OH)_2]$ .

Platinas sešvērtīgie savienojumi.

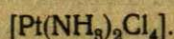
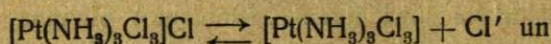
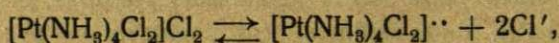
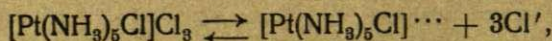
Platinas trioksīds,  $PtO_3$ , rodas kā sarkani-brūns pulveris, platinas dioksīda šķīdumu kodīgā sārma elektrolītiski oksidejot. Tas viegli atdala skābekli un sālsskābē attīsta brīvu chloru.

Platinas kompleksie savienojumi.

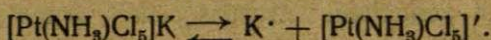
Platina nespēj patstāvīgi radīt katjonus. Tomēr tās sāļi var sev pievienot amonjaku un citus bāziskus savienojumus (piem. etilendiaminu). Tie atšķēļ tādos gadījumos kompleksus katjonus. Platinas tetrachlorīds savienojas (līdzīgi kobaltichlorīdam, sal. 418. lp. p.) ar sešam amonjaka molekulām un rada kompleksu sāli:



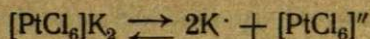
kas elektrolītiskās disociācijas procesā rada četrvērtīgu katjonu (kā redzams augstāk pievestā nolīdzinājumā). Pakāpeniski atšķēļot vienu, divas, trīs un četras amonjaka molekulas, no augstāk pievestās heksamīnplatinas sāļa molekulas rodas sekoša platinamīnsavienojumu (jeb „platiaku“) rinda:



Pēdejs no šiem savienojumiem nav elektrolīts un elektrolītiski nedisociē. Ja šam diaminoplatinsavienojumam atņemam vēl vienu amonjaka molekulu, rodas monoaminsavienojums, kas atkal vada elektrisko strāvu, bet elektrolītiskā disociācijā platīnu atšķel kā vienvērtīgu kompleksa anjona sastāvdaļu:



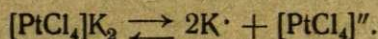
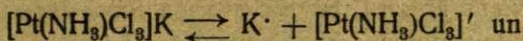
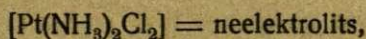
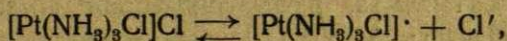
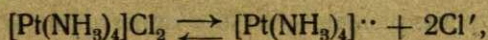
Beidzot, atšķirot pēdejo amonjaka molekulu, rodas mums jau pazīstamā platīnchlorūdeņraža skābe, kas rada divvērtīgu anjonu  $\text{PtCl}_6''$ :



un ir reaģents uz kalija jonu (sal. 59. lp. p.).

Tādā kārtā heksamīnplatīnas radikālā  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]$  amonjaka molekulas pēc kārtas apmaināmas pret negatīvo chlora jonu, un, katru atsevišķu amonjaka molekulu pret chloru (vaj citu kādu vienvērtīgu anjonu) apmainot, kompleksā katjona valence pazīnās par vienu. Šādā pakāpeniskā apmaiņā četrvērtīgais pozitīvais katjons  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6] \cdots$  pamazām zaudē savu pozitīvo lādiņu, pēc četrām amonjaka molekulu apmaiņām kļūst neitrāls, bet turpmākā apmaiņā paliek negatīvs un beigās pārvēršas negatīvā anjonā  $[\text{PtCl}_6]''$ . Līdzīgu iespaidu atstāj amonjaka maiņa pret hidroksilu,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{SO}_4$  u. c. sekošos savienojumos:  $[\text{PtCl}_4(\text{OH})_2]\text{H}_2$  un  $[\text{Pt}(\text{OH})_6]\text{H}_2$ .

Pievienojot četras amonjaka molekulas un pēdejās apmainot pret chloru, no platīnas dichlorīda iegūstama sekošā platozoaminsavienojumu rinda (divvērtīgas platīnas kompleksie savienojumi):



Pēdejs no šiem savienojumiem, un proti:  $\text{K}_2\text{PtCl}_4$ , rodas kā sarkani kristāli no kalija chlorplatīnāta, to reducējot ar kalija oksalātu. To lieto fotografijā, uzņēmumu kopijām piešķirot skaistu melnu nokrāsu (toni).

Šajā savienojumā chloru apmainot pret cianu, rodas platozociana savienojumi. Barija platozocianīds,  $\text{Ba}[\text{Pt}(\text{CN})_4]$ , atšķiras ar to, ka tas zem Rentģena staru iespaida fluorescē (izstaro zaļu gaismu). Ekranus, pārklātus ar šā sāja kārtu, rent-

genoskopijā lieto ēnu tiešai novērošanai, kādas rodas Rentgena stariem ejot cauri necaurspīdīgiem ķermeņiem (kauliem, metāliem u. c.).

Valences nepastāvība.

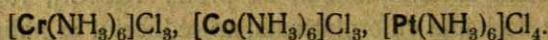
### A. Vernera valences koordinācijas teorija.

Aplūkojot periodiskās sistēmas pēdejo grupu (sākot ar 5.) savienojumus, mēs redzējam, ka šajās grupās elementi pa lielakai daļai daudzvērtīgi (multivalentīgi). Tas nozīmē, ka šie elementi bez augstākās valences savienojumiem rada arī savienojumus ar zemākām valencēm. Tā, piem., mangans bez septiņvērtīgiem savienojumiem, atbilstošiem oksīdām  $Mn_2O_7$ , rada arī divvērtīgus, trīsvērtīgus, četrvērtīgus un sešvērtīgus savienojumus, kas atvasināmi no oksīdiem:  $MnO$ ,  $Mn_2O_3$ ,  $MnO_2$  un  $MnO_3$ . Starp astotās grupas elementiem tikai divi, rutenijs un osmijs, dod astoņvērtīgus savienojumus un tikai to augstākos oksīdos:  $RuO_4$  un  $OsO_4$ .

Vispār savienojumi, kuru valence zemāka nekā tai vajadzētu būt pēc dotā elementa stāvokļa periodiskā sistēmā, uzlūkojami kā nepiesātināti, t. i. būtu pieņemams, ka šajos savienojumos elementiem piemīt brīvas saites, nepiesātinātas ar citiem elementiem 49. lekcijā (400. lp. p.) aizrādīts, ka šādi nepiesātināti elementi it kā pāriet citā, zemākā periodiskās sistēmas grupā, un to nepiesātinātie savienojumi pēc sava rakstura līdzīgi attiecīgiem šās zemākās grupas elementu savienojumiem (politopijas parādība).

Augstākās kārtības savienojumi.

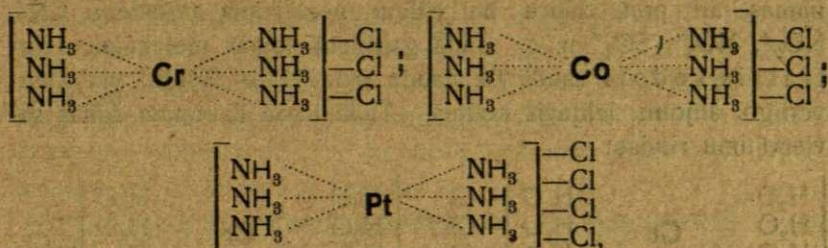
Līdz ar šiem valences teorijas izņēmumiem, kas izpaužas zemākās kārtības savienojumos, mēs tomēr sastapamies arī ar prefejas dabas izņēmumiem, kuros starp piesātinātiem savienojumiem rodas augstākās kārtības savienojumi. Kā šādu savienojumu labi izpētīts piemērs — ir sāļu savienojumi ar amonjaku (t. s. amonjakāti). Tā, piem., hlorsudrabs ar amonjaku rada sekošu amonjakātu:  $Ag(NH_3)_2Cl$ , vara sulfāts rada amonjakātu:  $Cu(NH_3)_4SO_4$ . Šajos gadījumos divi piesātināti savienojumi savienojas viens ar otru. Sevišķi svarīga loma šādu augstākās kārtības savienojumu ķīmijā piekrit hroma, kobalta un platīnas amonjakātiem. Šajos savienojumos neitrāls sāls savienojas ar sešām amonjaka molekulām:



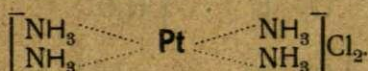
Galvenās un papildsaites.

Šo savienojumu struktūras noskaidrošanai Verners pieņēma, ka šeit pievestiem elementiem, Cr, Co, Pt, bez galvenām saitēm, kas izpaužas to vienkāršos savienojumos,  $CrCl_3$ ,  $CoCl_3$ ,  $PtCl_4$ , piemīt vēl papildsaites, ar kurām tie pievieno amonjaka molekulas. Augstāk pievestos savienojumos ir sešas papildsaites (Vernera koordinācijas skaitlis). Tad

amjonkatu atomu un molekulu savstarpīgā saiste izteicama šādās formulās :

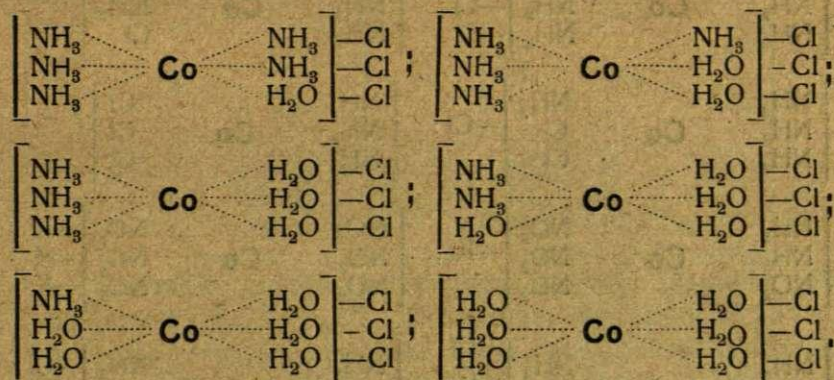


kurās punktiem apzīmētas papildsaites. Daudzos gadījumos papildsaišu skaits mazaks. Tā, piem. vara, kā arī divvērtīgas platīnas sāļu amjonkatos tas ir četri:



Mēs jau redzējam kobalta kompleksu savienojumu piemēros, ka amjonjaka molekulas amjonkatos pa daļai, vaj pilnīgi apmainamas pret ūdens molekulām (sal. 419. lpp.). Pie tam rodas akvosavienojumi:

Hidrāti.

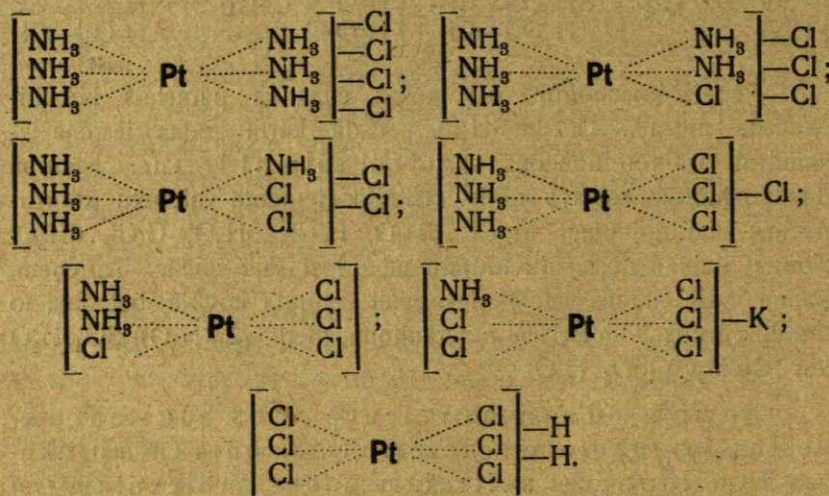
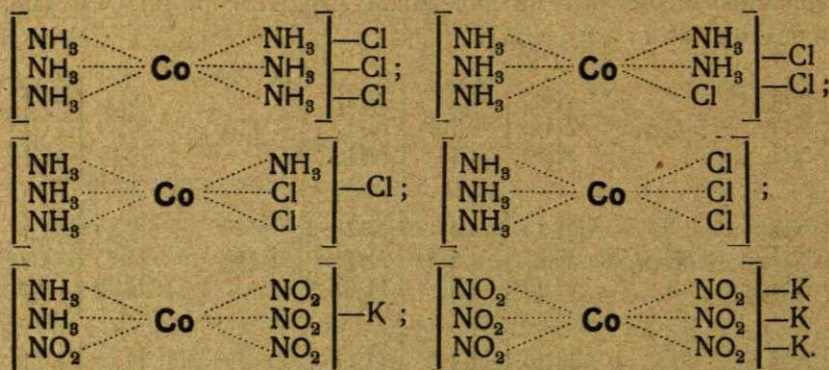
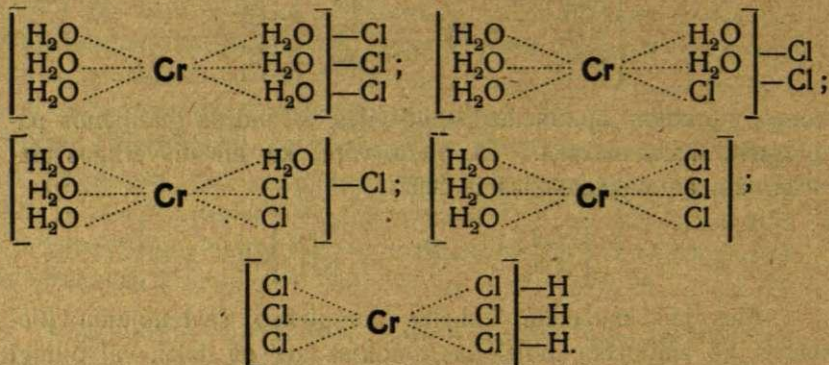


Pēdējs savienojums nav nekas cits, kā parastais kobaltichlorīda hidrāts,  $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Tādā kārtā rodas iespēja izskaidrot arī koordinācijas skaitli arī sāļu hidratu. Īstenībā daudzu hidratu sastāvs atbilst centrālā elementa valences koordinācijas skaitlim, piem.  $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Tomēr lielākā daļa sāļu hidratu neietilpst šajā šēmā. Japņem, ka ne visas ūdens molekulas ieiet centrālā kodolā, bet daļa to atrodas ārpus kodola, kas rada katjonu, piem.  $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  vai  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ .

Kompleksu katjonu valence visos augstāk pievestos savienojumos nemainas, amjonjaka molekulas apmainot pret neitrālām ūdens molekulām (vaj

Acidosavienojumi.

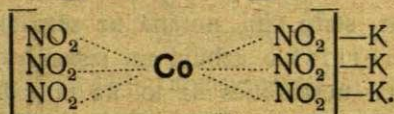
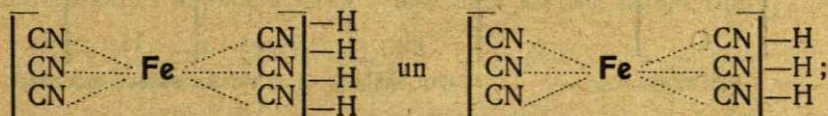
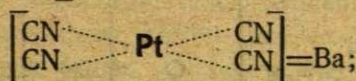
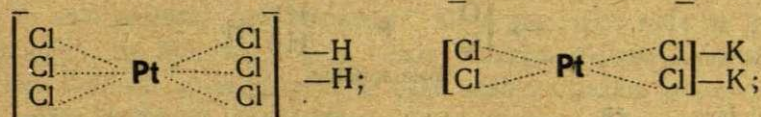
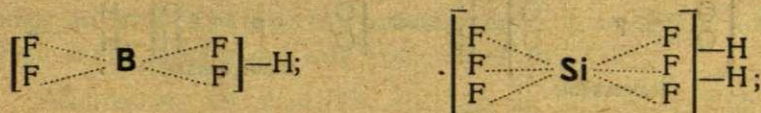
citām neītrālām molekulām). Tomēr mēs redzējam kobaltu un platiņu piemēros, ka amonjaka molekulas apmaiņas ari pret chloru un citiem negatīviem anjoniem: CN', NO<sub>2</sub>', NO<sub>3</sub>', SO<sub>4</sub>' u. c. Tādā gadījumā tomēr molekulas centrālais kodols zaudē tik daudz pozitīvo lādiņu, cik vienvērtīgo anjonu iekļūvis kodolā. Tādā kārtā dabonam šādas savienojumu rindas:



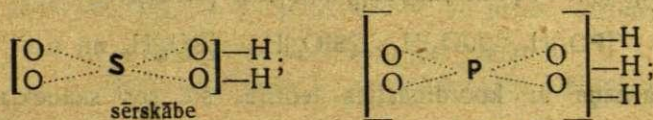
Atzimejams, ka papildsaišu skaits (t. s. koordinācijas skaitlis) tieši neatkarajas no centralā atoma valences. Tas ir vienads trīsvērtīgam chromam un četrvērtīgai platinai. Tas neatkarajas arī no tā radikāļa valences, kas saistīts ar centralo atomu: tā, piem., katra papildsaite piesātināma ar vienu  $\text{NH}_3$  vai  $\text{H}_2\text{O}$  grupu, vaj vienvērtīgām atliekām:  $\text{Cl}'$ ,  $\text{NO}_2'$ ,  $\text{OH}'$ , vaj ar divvērtīgu atlieku  $\text{SO}_4''$ . Ar to papildsaites savā būtībā atšķiras no galvenām saitēm.

Valences koordinācijas teorija dod iespēju uzstādīt komplekso skābju un sāļu strukturu, piem.:

Skābekli saturošas skābes.

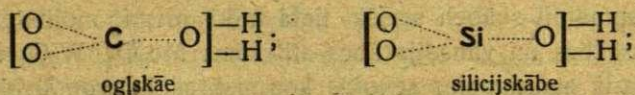


Šo uzskatu piemērojot vienkāršām, skābekli saturošām skābēm, piem.:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  u. c., varam tās uzlūkot kā otrās kārtības savienojumus, kas rodas anhidriem pievienojot ūdeni, — un tām uzstādīt strukturformulas, kas līdzīgas iepriekšējām. Tādā kārtā iegūstam:



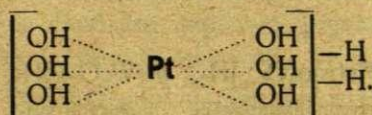
sērskābe

fosforskābe



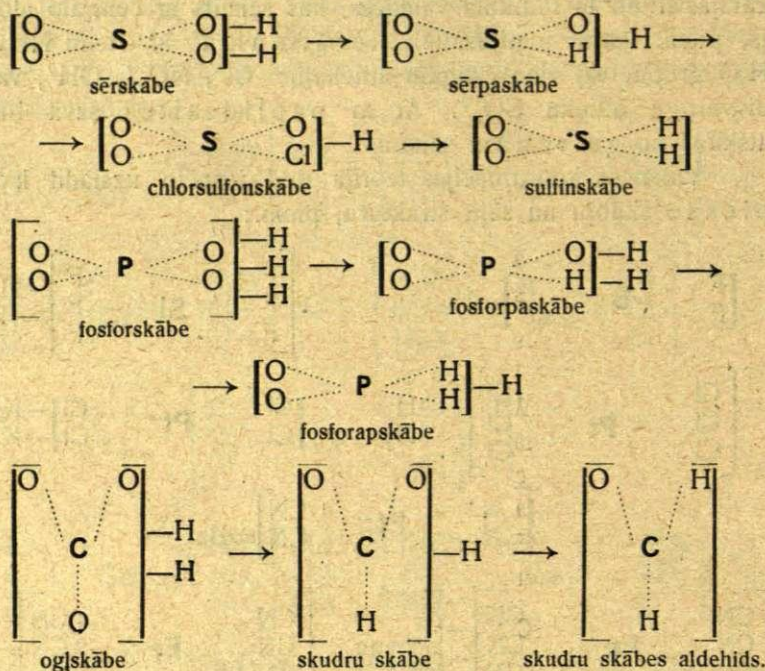
ogļskābe

silīcijskābe



hidroksiplatīnskābe

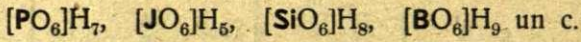
Šis viedoklis ne tikai nodibina sakaru starp skābekli saturošām skābēm un kompleksām skābēm, bet tādu norāda arī viena un tā paša elementa dažādās skābēs, piem.:



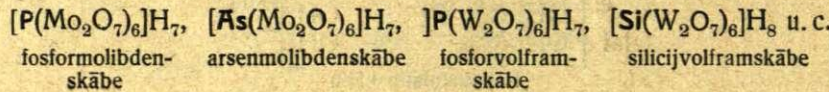
Heteropoliskābes.

Šās formulas, starp citu, norāda uz sērpaskābes un fosforpaskābes nesimetrisko uzbūvi un izskaidro, kāpēc fosforpaskābe ir divvērtīga, neskatoties uz to, ka tā satur trīs ūdeņraža atomus, bet fosforapskābe elektrolitiskā disociācijā atšķēļ tikai vienu ūdeņraža jonu.

Šai teorijai liela nozīme arī kā mnemonikas līdzeklim heteropoliskābju klasifikācijā. Kā jau 45. lekcijā aizrādīts (334. lpp.), šās skābes atvasināmas no skābekli saturošu skābju hidratiem ar sešiem skābekļa atomiem (Miolati):



Saskaņā ar koordinācijas teoriju, šie seši skābekļa atomi pilnīgi, vaj arī daļai apmainami pret dažādiem radikāļiem. Spēja apmainīt skābekli sevišķi lielā mērā piemīt molibdēnskābes, volframskābes un vanadijskābes atliekām:  $\text{Mo}_2\text{O}_7$ ,  $\text{W}_2\text{O}_7$  un  $\text{VO}_3$ . Šādā kartā atvasināmas sekošas kompleksas heteropoliskābes un to sāļi:

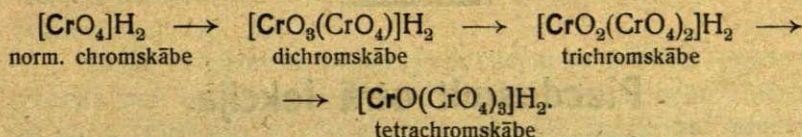


Kaut gan augstak pievestās kompleksās skābes, saskaņā ar to strukturformulam, ir septiņvērtīgas un astoņvērtīgas, tomēr visus ūdeņraža atomus nav iespējams apmainīt pret metaliem. Tā, piem. to amonjaka sāļiem, kas no skāiduma izkrit, fosforskābi un arsenskābi nogulsnejoj ar amonija molibdatu, ir šāds sastāvs:  $[P(Mo_2O_7)_6]H_4(NH_3)$  un  $[As(Mo_2O_7)_6]H_4(NH_4)_3$ . Tomēr, noteicot šo skābju elektrības vadītspēju, Rozenheims (Rosenheim) atrada, ka tās ir septiņvērtīgas.

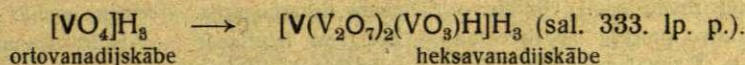
Bez augstak pievestiem piemēriem, kuros visas papildsaites piesātinātas ar atliekām ( $Mo_2O_7$ ), ( $W_2O_7$ ) u. c., pazīstamas arī nepiesātinātas saliktas skābes, t. i. tādas, kurās atlieku skaits mazāks par seši, piem.  $[As(MoO_4)_3O]H_3$ .

Acimredzot, šis viedoklis noderīgs arī tādu poliskābju un to sāļu sastāva „izskaidrošanai“, kuras tik viegli rada tie paši elementi: Si, Mo, W, V u. c. Šam nolūkam pietiek „normalo“ skābju skābekli apmainīt pret to pašu skābju atliekām (anjoniem). Tā, piem. normalai chromskābei mēs pieņemam formulu  $[CrO_4]H_2$ , kurā četri skābekļa atomi saistīti papildsaitēm ar centrālo chroma atomu. Pēc kārtas apmainot skābekļa atomus pret chromskābes anjoniem  $CrO_4$ , dabonam sekošu skābju rindu:

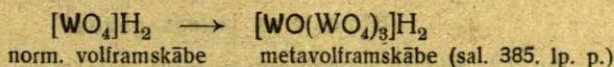
Izopoliskābes.



Heksavanadijskābe atvasinama no ortovanadijskābes, apmainot trīs skābekļa atomus pret vanadijskābes atliekām, un vienu skābekļa atomu pret ūdeņradi:



Metavolframskābe atvasinama no normalās volframskābes tādā pat ceļā, kā tetrachromskābe no norm. chromskābes:

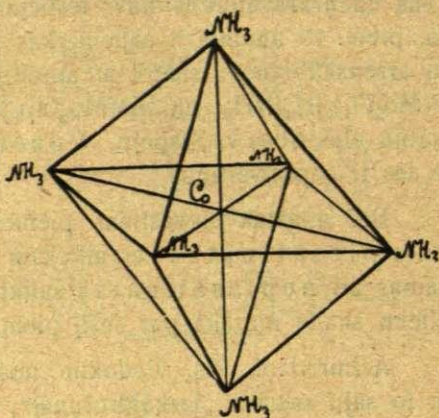


Tomēr šajos gadījumos jāatzīst, ka anjona iekļūšana centrālā kodolā nemaina ta elektrisko lādiņu. Tas runā pretim novērojumiem pie amonjaka apmaiņas pret negatīvām atliekām amonjakatos (sal. 432. lp. p.). Gan arī ne visas poliskābes ietilpst šajā šēmā, un daudzām japielaiž papildpieņēmumi, kas patlaban nav vēl eksperimentāli pamatoti.

Lielakai daļai centrālo atomu, kā redzējam, koordinācijas skaitlis ir seši, t. i. viens centrālais atoms saistīts papild-

Stereoizomerija.

saitem ar sešiem citiem atomiem (vaj radikaliem). Skaidrs, ka visam tam janotiek telpā. Visvienkāršāki pieņemt, ka visi seši atomi (vaj radikali, piem.  $\text{NH}_3$ ) atrodas pareiza oktaedra sešās virsotnēs, bet centralais atoms (piem. Co atoms) — oktaedra centrā, kā redzams 380. zīmējumā. Tad rodas iespēja iegūt telpiskus izomērus, no kuriem dažiem vajaga griezt polarizetas gaismas plāksmi, kā tas novērojams attiecībā uz oglekļa savienojumiem (sāl, I. s. 216. lp. p.). Un tiešām, Verneram izdevās iegūt šādus optiski aktīvus kobalta, chroma, dzelzs un platīnas savienojumus un ar to pievienot jaunu argumentu viņa uzstādītai valenču koordinācijas teorijai par labu.



Zīm. № 380. Papildvalenču iekārta ap centrālo kobalta atomu.

## Piecdesmit otrā lekcija.

### Cēlgāzes. Materijas evolūcija.

Atmosferas jaunās gāzes. — To atrašanās. — Vispārīgs raksturojums. — Atdališana, — Helijs. — Neons. — Argons. — Emanācijas. — Materijas evolūcija. — Materijas neiznīcība. — Entropijas pieaugšana. — Materija zaudē savu vērtību. — Elementu dezagregācija. — Kosmogonija. — Radioaktīvo procesu apgriezenība. — Zvaigžņu izcelšanās. — Apkārtnīkojums dabā. — Dzīvības izcelšanās. — Oglekļa sevišķais stāvoklis. — Dzīvības izcelšanās virs zemes. — Generatio spontanea. — Vaj planētas apdzīvojamas? — Marsa iedzīvotāji.

Atrašanās.

#### Atmosferas jaunās gāzes.

Jau 12. lekcijā iepazināmies, kādā ceļā lords Relejs (Rayleigh), precīzi noteicot slāpekļa blīvumu, ierosināja Ramseju un viņa līdzstrādniekus uz jauniem pētījumiem, kuri noveda pie jaunu gāžu atrašanās atmosfērā. Šās gāzes ir: helijs, neons, argons, kriptons, ksenons un jaunākā laikā atklātā emanācija. Visas šās gāzes sastāda veselu periodiskās sistēmas grupu, kura bij janovieto pirmajai grupai priekšā. Aiz ša iemesla to nosauca par nulles grupu. Tā kā šās grupas priekšstāvji ir pilnīgi inaktīvi, t. i. nesavienojas ar citiem elementiem, ne arī

savā starpā, tad šo nosaukumu attaisno arī apstākļi, ka to valence (kuras lielums, kā redzējam, parasti sakrīt ar grupas nosaukumu) faktiski ir nulle.

No otras pusēs, šās gāzes tikpat labi ierindojamas arī astotā grupā, sevišķi starp platinas metāliem, kuriem arī nav liela tieksme uz citiem elementiem. Pēc analogijas ar šiem metāliem, gaisa retās gāzes sauc arī cēlgāzes.

Nemot vērā elementu pārvietosšanās likumus to radioaktīvā sabrukumā (164. lpp.), Fajanss ievietoja cēlgāzes astotā grupā, t. i. savienoja astoto grupu ar nulles grupu vienā grupā aiz tā iemesla, ka radijs (otrās grupas elements),  $\alpha$ -stārus izstarojot, rada nulles grupas elementu: emanāciju, bet pēdējā,  $\alpha$ -stārus izstarojot, pārvēršas sestās grupas elementā: radijā A. Īstenībā no jaunās Kosselā valences teorijas viedokļa, starpība starp astoto un nulles grupu pilnīgi atkrit, jo šo abu grupu elementu atomiem (izņemot heliju) raksturīga pazīme ir ārejās orbitas piesātinājums ar astoņiem elektroniem. Tomēr dziļā starpība šo elementu fizikalā un ķīmiskā raksturā liek ieturēt veco sadalījumu un cēlgāzes ievietot atsevišķā nulles grupā,

Nulles grupas elementi ir gāzes; to kritiskās un vārišanās temperatūras, kā arī to blīvumi pieaug pakāpeniski līdz ar atomsvāriem (sal. tab. 364.).

Tā kā cēlgāzes nesavienojas ar citiem elementiem, to atomsvārus nav iespējams tieši noteikt parastām metodēm. Mērojot šo gāzu īpatnejo siltumu attiecību pie pastāvīga spiediena un pie pastāvīga tilpuma, noskaidrojās, ka

$$\frac{C_p}{C_v} = 1,66,$$

t. i. ja attiecība vienāda ar skaitli, kāds pēc kinētiskās gāzu teorijas raksturīgs gāzēm, kuŗu molekula sastāv no viena atoma (piem. dzīvsudraba tvaiki, sal. 179. lpp.). Cēlo gāzu molekularsvāri aprēķināmi pēc to blīvuma, lietojot vispārejo formulu, kas izvesta I. sējumā, 210. lpp.:

$$M = 22420 \times d,$$

pie kam  $d$  apzīmē gāzes absolūto blīvumu pie  $0^\circ$  un 760 mm. Tā, piem. argona blīvums (skat. tab. 364.) ir 0,0017838; tā tad viņa molekularsvārs:

$$M = 22420 \times 0,0017838 = 39,99,$$

resp. vienāds ar tā atomsvāru. Šādā ceļā tad arī aprēķināti visu nulles grupas gāzu atomsvāri.

Apstākļi, ka cēlgāzu molekulas satur tikai vienu atomu, acimredzot, stāv sakārā ar to, ka šajos atomos iztrūkst jebkura

Tabele 364.

Cēlgāžu fizikalās īpašības.

	He	Ne	A	Kr	X	RaEm
Atomsvars . . . . .	4,00	20,2	39,88	82,9	130,2	222
Blīvums gāzejadā stāvoklī (1 cm <sup>3</sup> svars) pie 0° un 760 <sub>m</sub>   <sub>m</sub> . . .	$0,1786 \times 10^{-9}$	$0,9002 \times 10^{-8}$	$1,7838 \times 10^{-8}$	$3,708 \times 10^{-8}$	$5,851 \times 10^{-8}$	$9,73 \times 10^{-8}$
Blīvums šķidrā stāvoklī . . . . .	0,122 (—268°)	—	1,212 (—185°)	2,155 (—146°)	3,52 (—102°)	—
Vārišanās temperatūra . . . . .	—268,82°	—230°	—185,84°	—151,7°	—106,9°	—65°
Kušanas . . . . .	—272,1°	—250°	—189,3°(516 <sub>m</sub>   <sub>m</sub> )	—169°	—140°	—71°
Kritiskā . . . . .	—267,9°	—228,35°	—122 4°	—62,5°	+16,6°	(104,5°)
Kritiskais spiediens . . . . .	2,25 atm.	26,85 atm.	48 atm.	54,3 atm.	58,2 atm.	(62,4 atm.)
Kritiskais blīvums . . . . .	0,065	0,456	0,5308	0,775	1,15	—
Šķīstamība ūdenī pie 0° . . . . .	0,00967	0,0114	0,0578	0,1105	0,242	0,510
Videjs ceļa garums (Is 223 lp. p.) centimetros . . . . .	$1798 \times 10^{-8}$	$1258 \times 10^{-8}$	$635 \times 10^{-8}$	$487 \times 10^{-8}$	$501 \times 10^{-8}$	—
Molekulas diametrs centimetros . . . . .	$19 \times 10^{-9}$	$23 \times 10^{-9}$	$28 \times 10^{-9}$	$32 \times 10^{-9}$	$35 \times 10^{-9}$	—
Atomu skaits molekulā . . . . .	1	1	1	1	1	(1)
Valence . . . . .	0	0	0	0	0	0

Vispārīgs  
raksturojums.

tieksme. Aiz to atsevišķi atomi nespēj viens ar otru savienoties un radīt saliktakas daļiņas.

Visas cēlgāzes atrodas gaisā, bet — izņemot argonu — Atdališana. ļoti niecīgos daudzumos (sal. I. s. 135. lp. p.), kā tas redzams sekojošā tabelē:

**Tabele 365.**

Cēlgāžu saturs gaisā.

	Tilpuma procenti.	Svara procenti.
A	0,932 <sup>0</sup> / <sub>0</sub>	1,285 <sup>0</sup> / <sub>0</sub>
Ne	0,0015 <sup>0</sup> / <sub>0</sub>	0,001 <sup>0</sup> / <sub>0</sub>
He	0,0005 <sup>0</sup> / <sub>0</sub>	0,00007 <sup>0</sup> / <sub>0</sub>
Kr	0,000005 <sup>0</sup> / <sub>0</sub>	0,000014 <sup>0</sup> / <sub>0</sub>
X	0,0000005 <sup>0</sup> / <sub>0</sub>	0,0000025 <sup>0</sup> / <sub>0</sub>

Emanācijas gaisā videji nav vairak, kā 1–2 atomi uz 1 cm<sup>3</sup> gaisa.

Argonu (technisko) iegūst no gaisa:

1) pēdejo frakcioneti destilējot (sal. I. s. 29. lp. p.) vaj

2) citas gaisa sastāvdaļas adsorbējot ar attiecīgieem reaktīviem: oglekļa dioksīdu — ar kodīgo nātriju, skābekli — ar nokarsetu vaļu un, beidzot, slāpekli — ar metaliska magnija un kaļķu maisījumu (vaj ar kalcija karbīdu).

Tālāko cēlo gāžu atdališanu izdara technisko argonu vēl otru reizi frakcioneti destilējot, vaj arī adsorbējot ar izkarsetu koksa ogli. Pēdejā adsorbē parastā temperatūrā argonu, kriptonu un ksenonu, bet šķīdri gaisa temperatūrā — tikai neonu. Pāri paliek helijs.

1868. gadā Jansens (Janssen), pēc tam Lokejers (Lockyer) un Franklands (Frankland) ievēroja saules spektrā raksturīgu dzeltenu līniju, un to piešķīra jaunam elementam, helijam („helios“ — grieķ. saule). Pēc tam Ramsejs šo elementu atrada arī virs zemes, un proti: gāzē, kas atrodas radioaktīvā mineralā: kleveitā.

Heliji.

Heliji rodas sabrūkot radioaktīviem elementiem, t. i. visiem tiem elementiem, kas radioaktīvā sabrukumā izstaro  $\alpha$ -stārus. Šie stāri sastāv no helija joniem, kas pielādeti divkāršu pozitīvo lādiņu un top izsviesti ar ātrumu 10000—20000 kilometru sekundē. Ceļā zaudejot savu pozitīvo lādiņu un kustības ātrumu, tie pārvēršas vienkāršos helija atomos (144. lp. p.). Aiz to helijs lielākā

vaj mazākā mērā atrodas visos radioaktīvos mineralos, un pēc ta satura iespējams diezgan pareizi noteikt šo mineralu vecumu. Šādi iegūtie skaitļi dažādiem mineraliem sastāda 1—700 miljoni gadu.

Jaunākā laikā konstatēts, ka dabīgās gāzes, kas izplūst no zemes, naftas avotu apkārtnē, Ziemeļamerikā (Ontario u. c.), satur diezgan daudz helija (1%). Šo gāzi mūsu dienās jau iegūst tehniski, frakcionēti kondensējot dabīgo gāzi Lindes mašīnās. Ar šādi iegūto gāzi pilda aerostatus. Kaut gan ta divreiz smagāka nekā ūdeņradis (sal. I. s. 72. lp. p.), tomēr tai liela priekšrocība tajā ziņā, ka ta nedeg.

Kaut gan atmosferas zemākos slāņos helija ļoti maz (sal. tabeli 365), tomēr tās visaugstākos slāņos helija saturs visai liels. Ziemeļblāzmas spektra pētījumi pierāda, ka atmosferas augstākie slāņi sastāv no ūdeņraža maisījuma ar heliju. Mūsu planētas gāzejadai sferai attīstoties, gāzes ir tā nokārtojušās, saskaņā ar to blīvumu, zem pievilkšanas spēka iespaida.

Helijam viszemākā kritiskā temperatūra: no visām gāzēm ta ir vispastāvīgākā. Aiz to tās sašķidrīšana bij visai grūta. To izdevās panākt tikai Kamerling-Onsam (Kamerlingh-Onnes) 1911. gadā, specialī būvētā saldešanas laboratorijā, Leidenē. Helijs vāras pie — 269° (t. i. pie 4° absol. temp.). Pazeminot ārejo spiedienu, ta vārišanās temperatūru iespējams pazemināt līdz — 272° (t. i. līdz 1° absol.). Tādā ceļā Leidenē izdevās nokļūt tuvu absolūtai nullei un izpētīt miklāino stāvokli, kurā materiā mirusi, jo tās molekulu un atomu kustībai jāapstājas (I. s. 221. lp. p.). Interesanti, ka daudzu metālu (alvas, svina u. c.) elektriskā pretestība šādās temperatūrās tuvojas nullei, tā ka šie metāli kļūst ideāli elektrības vadītāji.

Helija atoms sastāv no pozitīva divvērtīga kodola un no diviem, ap kodolu riņķojošiem elektroniem (sal. I. s. 395. lp. p.) Bet helija kodols, acīmredzot, iet ka sastāvdaļa daudzu elementu kodolos (sal. 152. lp. p.). Uz to norāda dažādi apstākļi, piem. helija ( $\alpha$  — daļiņu) rašanās radioaktīviem elementiem sabrūkot. Tapēc domājams, ka šis elements izpildīs svarīgu lomu ķīmijas jaunāko virzienu turpmākā attīstībā.

Neons.

Caurules ar iekausētiem elektrodiem, pildītas ar neonu zem 8—10 mm spiediena, jau pie 220 voltu sprāiguma elektriskā izlādē izstaro stipru dzeltenu gaismu. Neona lampiņas lieto signalizācijai un apgaismošanai. Līdzīgas lampiņas leeto arī radiotelegrafijā kā elektrisko viļņu indikatorus. Neona lampiņas laiž maiņas strāvu cauri tikai vienā virzienā un tapēc tās jaunākā laikā lieto kā maiņas strāvas izlīdzinātājus.

Kanālu staru pētījumi neonā veda Tomsonu un Astonu (Thomson un Aston) uz domām, ka neons sastāv no diviem

izotopiem: viena ar atomsvaru 20 un otra (metaneona) ar atomsvaru 22.

Argonu pirmais atrada Kevendišs (Cavendish) 1785. g.; šis pētnieks novēroja, ka elektriskām dzirkstēm ejot caur slāpekļa maisījumu ar skābekli, šās abas gāzes savā starpā savienojas un rada slāpekļa oksidus. Tomēr viena daļa gāzes, apmēram 1% no iepriekšējā maisījuma, pie tam nesavienojas un rada atlikumu, kas nešķīst kodīgā kalijā. Bet Kevendišs neuzsāka sīkākus ša atlikuma pētījumus, kas nogrima aizmirstībā līdz 1894. gadam, kad lordam Relejam (Rayleigh) uzkrīta blīvuma starpība starp slāpekli no gaisa un slāpekli no ķīmiskiem savienojumiem (sal. I. s. 135. lp. p.). Tikai tad Ramsejs atdalīja argonu no gaisa un pierādīja ta elementaro dabu.

Argons.

Bez tam argons atrodas dažos retos mineralos, no kuriem tas sildot atdalas, un avotu ūdeņos, sevišķi tādos, kas verd no dziļākiem zemes slāņiem.

Argonu lieto elektrisko kvēllampīņu rūpniecībā. Jaunās „ekonomiskās“ lampas (t. s. pusvata lampas) pildītas ar argona un slāpekļa maisījumu, kas aiztura metala diegu sasmidzinājumu zem strāvas iespaida.

Pēdejaiss, vissmagākais nulles grupas elements, emanācija rodas radioaktīviem elementiem (radijam, aktīnijam un torijam) sabrukot. Ta, savukārt, sadalās tālāk ar lielaku vaj mazaku ātrumu, figuredama tādejādi kā starploceklis radioaktīvu elementu sabrukuma trijās galvenās rindās. Aiz to šajā periodiskās sistēmas vietā mums darišana ar trim izotopiskiem elementiem, kuru kārtības skaitlis 86: radija emanāciju, RaEm, aktīnija emanāciju, AcEm un torija emanāciju, ThEm. (Jaunākā laikā proponēts tos nosaukt par radonu, aktinonu un toronu). To īpašības, kā tas vispār novērojams pie izotopiem, ir vienādas. Tie atšķiras viens no otra ar atomsvāriem un radioaktīvām konstantēm, kas pievestas tabelē 366.

Emanācijas.

**Tabele 366.**

Radioaktīvo emanāciju īpašības.

	Ra Em	Ac Em	Th Em
Atomsvars . . . .	222	—	220
Izstarojums . . . .	<i>a</i>	<i>a</i>	<i>a</i>
Sniegšanās tāļums	3,91 cm.	5,49 cm	4,80 cm.
Videjs dzīves ilgums (periods)	5,56 dienas.	5,66 sek.	78,7 sek.
Pusperiods . . . .	3,85 "	3,92 sek.	54,5 sek.
Kārtības skaitlis .	86	86	86

Gaisā normalos apstākļos atrodamā emanācija (sal. 439. lp. p.) pastāvīgi attīstas no zemes čaulas radioaktīvām sastāvdaļām un pastāvīgi iet zudumā. Visai iespējams, ka ta sastāv no visiem trim izotopiem, kuros tomēr pārsvarā rādija emanācija, kā vispastāvīgākā.

### Materijas evolūcija.

Kad Lavuazjē izsacīja pirmo reizi materijas neiznīcības likumu: la nature ne fait rien de rien, et la matière ne se perd point, — kādu laiku vareja domāt, ka dabā nekas cits nenotiek, kā tikai elementu pāriešana no viena savienojuma otrā. Vēl 18. gadusimteņa beigās lielais vācu filozofs Kants rakstīja: „Dodat tikai man materiju, un es radīšu pasauli.“ Jau daudz vēlāk Klauziuss (Clausius) norādīja, ka, kaut gan vispārīgs enerģijas daudzums visos dabā norisinošos procesos nemainas, tomēr vispārīgais brīvās enerģijas daudzums pie tam pastāvīgi kritas, t. i. citiem vārdiem: pastāvīgi pamazinas tas enerģijas daudzums, ar kuru varam rīkoties pēc savas vēlēšanās. Totiesu pakāpeniski pieaug otra enerģijas daļa, kas nav vairs pārvēršama lietderīgā darbā, ta enerģija, ko termodinamikā sauc par entropiju.

„Pasaules entropija cenšas sasniegt maksimumu.“

Šajā zīmīgajā frāzē Klauziuss izteica draudus, kurus cilvēcei pauž nelokamie termodinamikas likumi, — draudus, kas pastāv iekš ta, ka reiz pienāks laiks, kad aiz „brīvās enerģijas“ trūkuma pasaulē apstāsies visas parādības, iestāsies absolūts miers un nāve ne tikai dzīvā dabā, bet arī nedzīvā, neorganiskā pasaulē.

Šiem draudiem mūsu pasaulei ir tas pamats, ka visu enerģētisko pārvērtību (skat. I. s. 273. lp. p.) rezultātā rodas siltums, resp. tāds enerģijas veids, kas nav tālāk pārvēršams darbā, vaj — ja pārvēršams — tad tikai pa daļai. Tapēc sagaidāms, ka visi darba spējīgie spēki ar laiku izzudīs un visas redzamās kustības pasaulē apstāsies.

Tomēr, no otras puses, zināms, ka visās ķīmiskās pārvērtībās, kas norisinās dabā, rodas darbs, kas vispēdīgi pārvēršas siltumā. Tapēc, ja mēs gribam šos dabīgos ķīmiskos procesus apgriezt pretejā virzienā un nostādīt pasauli tās pirmatnējā stāvoklī, šāds apkartriņķojums iespējams tikai patērejojot mūsu rīcībā esošo brīvo darbu. Tā, degšanas un elpošanas procesu apgriešanu, resp. ogļskābes reducēšanu izdara zaļie augi tikai pateicoties saules staru enerģijas iedarbībai; no brīvā slāpekļa, skābekļa un ūdens zem elektriskās izlādes iespaida gaisā rodas slāpekļa savienojumi.

Materijas  
neiznīcība.

Entropijas  
pieaugšana.

Materija  
zaudē savu  
vērtību.

Pamatojoties uz šiem faktiem, P. Valdēns nāca pie slēdziena, ka arī materiija pamazam zaudē savu vērtību. Nemainīdamās savā vispārīgā un katra atsevišķa elementa daudzumā, ta tomēr pāriet tādās formās, no kurām to nav iespējams — bez lielāka darba patēriņa — pārvērst iepriekšējā stāvoklī. Šādu pārvēršanu izdara dabas faktori: oksidēšana, ogļskābes un ūdens iedarbība, kā arī ūdens un vēju mehāniskais darbs. Šādus procesus izdara arī teknikā, kur bieži patērē brīvos spēkus, kas slēpjas vielā, tādejādi pēdejo pārvedot no stāvokļa ar lielāku ķīmisko tieksmi stāvoklī ar mazāku tieksmi, kurā pāreja otrādā virzienā kļūst neekonomiska un tapēc — no mūsu redzes stāvokļa — neiespējama. Beidzot, materiija ļoti daudz kritas savā vērtībā izklišdama, resp. no viegli iegūstamā koncentretā veida pāriedama putekļos, šķīdumā, nokļūdama upēs, jūrās un dziļi zemē.

Jau ļoti īsā vēsturiskā laikmeta vēsture māca, ka jau cilvēces kultūras pastāvēšanas periodā dažos apvidos izsikuši cilvēcei ļoti vērtīgie izrakumi. Vidus Azijā, Eģiptē un Afrikas ziemeļos kādreiz bij bagātas zelta raktuves, kurās dzimusi leģenda par cilvēces zelta laikmetu. Šimbrīžam par šām bagātībām atlikušies tikai nostāsti. Arī citu vērtīgu zemes bagātību krājumi tā izbeigušies zem kultūras iespaida. Tā tie izsīkst vēl tagad ar pieaugošu ātrumu. Tā izsīkst augsne zem ikgadīgiem sējumiem, izbeidzas zāļpetra krājumi, kurus lieto mākslīgai mēslošanai. Ogļraktuves un dzelzs rūdas slāņi arvienu kļūst nabadzīgi.

Visai interesantus datus sniedz prof. P. Valdēns īsā, bet iespaidīgā rakstā: „Materijas vērtības iznīcība.“ Pēc šiem datiem, vispasaules dzelzs krājums sastāda 1300 miljonus tonnu. Bet ja dzelzs patēriņš tuvākā nākotnē pieaugs tādos pat apmēros, kā līdz šim, tad šo milzu krājumu pietiks tikai 60 gadiem, t. i. līdz 1975 g. Vispasaules ogles krājumi sastāda 716154 miljonus tonnu. Ša kurināmā patēriņam uz priekšu pieaugot, ta krājumu pietiks 75 gadiem, t. i. līdz 1985 g.! Tāļak ģeologi dara mūs uzmanīgus, ka naftas krājumu Ziemeļamerikā pietiks 50—60 gadiem, bet čilizāļpetra krājumiem jāizbeidzaas jau 1931. gadā. Šādu piemēru, protams, varetu pievest neskaitami daudz.

Tā mēs redzam, ka, kaut gan materiija neiznīkst, ta tomēr zaudē savu vērtību, resp. izklišt vaj pieņem tāļakai lietošanai nenoderīgus veidus (kā piem. ogleklis, kad tas oksidējies par CO<sub>2</sub>). Un jau tagad, kamēr vēl nav par vēlu, mums nopietni jāpārdomā, kādā ceļā šis izklišanas process novedams līdz minimumam un kādām jaunām vielām apmainamas tās, kuru drizā nākotnē mums pietrūks.

Mēs līdz šim runājām tikai par materiijas parastiem ķīmiskiem procesiem, resp. tādiem, kuros katra atsevišķa

Elementu  
dezagregācija.

elementa daudzums nemainas. Tomēr radija, urana un citu radioaktīvu elementu piemēri māca, ka arī elementi var „zaudēt savu vērtību”: smagaku elementu atomi pārvēršas vieglaku elementu atomos. Tā, urans lēni pārvēršas radijā, bet radijs visu savu pārvērtību beigās dod svinu un . . . heliju.

Elementa urana videjais dzīves ilgums ir 7 miljardi gadu. Pēc svina un urana daudzumu samēra vecos mineralos, mēs aprēķinājām šo mineralu vecumu un atradam 1—1,5 miljardu gadu (sal. 391. lpp.). Tas nozīmē, ka tik daudz laika pagājis no tā brīža, kad zemes lode, kas senāk bija ugunsšķidra, bija atdzisusi līdz tāl, ka uz tās sāka attīstīties cieta čaula, no kuras atdalījās pirmie minerali. Līdz tam laikam urans un tā savienojumi atradās šķidrā vaj gāzejadā stāvoklī. Nernsts aprēķinājis, ka no tā momenta, kad zeme kā „migla” atrāvusies no saules, līdz cietas čaulas attīstības brīdim pagājis tik pat daudz laika, t. i. apm. 1,5 miljardu gadu. Tādā kārtā vispārīgs mūsu planētas, kā individa, pastāvēšanas ilgums rēķināms apm. 3 miljardi gadu. Daudzi fakti liecina, ka šis skaitlis apmēram atbilst arī „saules vecumam”, ja to skaitam no tā momenta, kad šis spīdeklis radās no „miglaja”, pēdējā materijai sabiežojot. Šajā laikā uranam, kā elementam, jau vajadzēja eksistēt, kas nebūt nerunā arī pretim tā dzīves ilgumam (7 miljardi gadu).

**Kosmogonija.** Ceļas jautājums: „Kas bija senāk?” Viens no diviem. Vaj nu mums jāpieņem, ka tad urans un citi ķīmiskie elementi radās no vispasaules „chaosa”, neizprotamam apēkam nejausi iedarbojoties, kas pēc tam pazuda. Tad mums jāpielaiž vēl tālāk, ka visai mūsu pasaulei, sastāvošai no 87 mums pazīstamiem elementiem, ir aprobežots dzīves ilgums, pēc ka tā atkal izputēs „chaosā” (kas sastāves, varbūt, no udeņraža kodoliem un no elektroniem). Tādā gadījumā fakts, ka mēs eksistējam, uzlūkojams vienkārši kā nejausība.

No dabas zinātņu viedokļa daudz pieņemamāka ir otra hipoteze: ka līdz ar elementu sabrukumu, resp. dezagregāciju pasaulē norisinās arī pretejs process: lielaku atomu attīstīšanās no vienkāršākiem, varbūt, no udeņraža kodoliem un no brīviem elektroniem.

**Radioaktīvo procesu apgriezenība.** Vaj elementu radioaktīvā sabrukuma process apgriezenisks? Lūk, problems, kas jāatrisina nākošām paaudzēm. Viens ir skaidrs. Ja smago radioaktīvo elementu atpakaļ iegūšana no to sabrukuma produktiem ir iespējama, — tad priekš tam jāpatērē milzīgi daudz enerģijas, jo, šiem elementiem sabrukot, atdalās milzīgi enerģijas daudzumi kā siltums. Tālāk, pamatojoties uz dinamiskā līdzsvara principa (l. s. 96. lpp.), varam noteikti sacīt, ka — ja elementu radioaktīvā sabrukuma process ir ap-

griezenisks — tad ša reakcija manami apgriežama tikai ļoti augstās temperatūrās.

Kādas šās temperatūras — to šimbrīžam vēl nezinam. Nernsts interesantā grāmatiņā „Das Weltgebäude im Lichte der neueren Forschung“ izsaka domas, ka ša temperatūra rēķinama vairākos desmitos miljonu gradu. Bet tik augsta temperatūra, pēc astrofizikāliem pētījumiem, nav pasaulē sastopama.<sup>1)</sup>

Ja nu tomēr pielaižam, ka pasaules telpa satur materiju, kaut arī ārkārtīgi lielā atšķaidījumā, un ka pasaulē pastāv apstākļi, kuros pa laikam vienā vaj otrā vietā var kodoli un elektroni kondensēties lielākos atomos, — no ta varam spriest, ka līdz ar materijas dezagregāciju dabā norisinās arī elementu atomu attīstība. Un ja arī šis process norisinās ļoti reti, tas tomēr spēj kompensēt smago elementu pastāvīgo pamazinašanos un veicināt mūsu pasaules atjaunošanos. Videjs materijas blīvums piena ceļa sistēmā atbilst viena urāna atoma sadalījumam 100 litros. Ja šajā tilpumā viena miljarda gadus rastos tikai viens urāna atoms, tad, pēc Nernsta aprēķiniem, ta pietiktu materijas zuduma segšanai, kas rodas tai sabrūkot.

Kādi šie apstākļi, kuros tas varetu notikt, mēs nezinām. Mēs nezinām pagaidām, kāds enerģijas veids izdara šo kondensāciju. Nernsts domā, ka materijas atomi izceļas no „etera“, kas pilda pasaules telpu, un pieņem, ka šis eters satur sevišķu enerģijas krājumu, ko tas nosauc par „nulles enerģiju“ (jo ta paliek materiājā pat pēc materijas atdzesešanas līdz absolūtai nullei). Bet iespējamās arī citas varbūtības. Var piem. pielaizt, ka pasaulē pastāv brīvi kodoli un elektroni, kas kustas dažādiem ātrumiem. Šie kodoli un elektroni pie zināma ātruma un kustības virziena var savienoties atomos.

No visām kosmogoniskām hipotēzēm mūsu uzskatus par pasaules ēkas vēsturi šimbrīžam visvairāk apmierina ta hipotēze, kas, līdz ar materijas dezagregāciju, pielaiž elementu pastāvīgu attīstīšanos. Mēs varam pat pielaizt, sekojot šajā ziņā Nernstam, ka pašā sākumā no „pirmmaterijas“ radās elementi, kuru atomsvāri pārsniedz urāna atomsvāru. Šiem elementiem jābūt ārkārtīgi radioaktīviem, jāsabrūk daudz ātrāki nekā urānam un torijam. Viņi zemes tie sen jau pazuduši un tapēc mums nav pazīstami. Šie smagie elementi rada vispirms „miglājus“, bet pēc tam kondensējoties — visspožākās baltās zvaigznes. Baltā gaisma liecina par šo spīdekļu augsto temperatūru, kura

Zvaigžņu  
izceļšanās.

<sup>1)</sup> Pēc Eddington'a pētījumiem, pastāvīgo zvaigžņu kodolu temperatūra sasniedz vairāk miljonu gradu, kamēr ārējās čaulas temperatūra nav augstāka par 12000<sup>o</sup>, uz saules ta ir tikai 6000<sup>o</sup>.

rodas siltumam atdaloties stipri radioaktīvo elementu sabrukumā. Daļa šā siltuma caur izstarojumiem izkliet pasaules telpā, zvaigžņu temperatūra pamazām kritas un baltās zvaigznes kļūst dzeltenas. Šādā stāvoklī atrodas patlaban mūsu saule, kuras iekšienē, domājams, vēl tagad notiek radioaktīvu elementu sabrukums ( kaut gan stipri radioaktīvie elementi, kuru kārtības skaitļi pārsniedz 92, acimredzot, jau pazuduši). Tājak šās zvaigznes, pamazām atdziestot, kļūst sarkanas un ar laiku nodziest. Tā kā līdz ar sistēmas enerģijas pamazinašanos arī tās masa pamazinas, tad šeit arī meklejams iemesls zvaigžņu materiāla izklišanai telpā. Šis periods, pēc astronomu aprēķiniem, aptver  $10^9$  līdz  $10^{13}$  gadu.

Apkārtriņķojums dabā.

Debess spīdekļi tādā kārtā pasaulē pastāvīgi piedzimst un pastāvīgi mirst. Pastāvīgi rodas telpā radioaktīvi atomi. No atomiem attīstas miglaji, no miglajiem — zvaigznes. Un līdz ar atomu rašanos izceļas jauni enerģijas sakrāšanās centri. Siltums, kas atdalās radioaktīviem elementiem sadaloties, ir jauns neizsīkstošs kustības un darba avots, un attālina pasaules nāves draudus, kas pamatojas uz debess spīdekļu atdzišanu. Patiesībā pasaules entropijas pieaugšana nav nekas cits, kā masu kustību pakāpeniska pārvēršanās nekārtīgā molekulu, atomu un elektronu kustībā. Un nekas nenorāda, ka šai kustībai jāklūst vienmērīgai. Gluži otrādi: gāzu kinētiskā teorija pielaiž, ka dotā gāzes tilpumā pat pastāvīgā temperatūrā molekulas un atomi kustas dažādiem ātrumiem. Un te nu, lūk, jāpielaiž, ka dabā pastāv apstākļi, kuros atomi un to sastāvdaļas (kodoli un elektroni) ar lielākiem ātrumiem nekā videjiem, var sakrāties, radot augstāka potenciāla enerģijas centrus. Un tapēc līdz ar materiāla enerģijas izklišanu, neatkarīgi no mums, var norisināties enerģijas regulācija un augstākas vērtības materiāla tapšana. Ar to draudi par „pasaules siltuma nāvi“ tiek aizbīdīti bezgalībā. Mūsu elementu pasaulei nav sākuma un nav arī gala.

### Dzīvības izcelšanās.

Oglekļa sevišķais stāvoklis.

No visiem 87 pazīstamiem elementiem tikai vienam piemīt sevišķā spēja radīt ļoti saliktas molekulas, sastādītas no šā elementa gaļām virknēm, kas savienotas vairākiem citu elementu atomiem. Šis elements ir ogleklis. Domājams, šā izcilus spēja, kas nav sastopama nevienā citā elementā, ir svarīgākais faktors visu to vielu uzbūvē, kuras atrodas dzīvā šūniņā. Gan patiesībā šāda īpašība piemīt arī tuvākam oglekļa analogam — silīcijam. Tapēc daži zinātnieki pielaida, ka iespējams realizēt dzīvumu materiālu, kurā kā sastāvdaļa atrastos silīcijs. Tomēr 40. lekcijā mēs redzejam, ka silīcija spēja radīt saliktus savienojumus attiecībā tikai uz tiem skābekļa savienojumiem, kuri ar savu stabi-



dzīvnieku sugās, pēdejās ieskaitot arī cilvēku. Uz to Areniuss aizrāda, ka meteori, atmosferas augstākajiem slāņiem cauri skrejot, stipri nokaist, kapēc sēklam (sporām) jāaiziet bojā. Viņš uzskata par pieņemamāku, ka sēklas lido telpā kā kosmiski putekļi.

Areniuss pieņem, ka zemāko organismu mikroskopiskās sporas zem saules spiediena atdalas no planetam. Pasaules telpā klejojot, šās sporas atrodas ļoti zemā temperatūrā —  $220^{\circ}$  un zemāk. Tomēr bioloģiskie pētījumi pierādījuši, ka bakteriju sporas nezaudē augšanas un vairošanās spējas pat pie —  $252^{\circ}$  (šķidrā ūdeņradī). Nav izslēdzama pat varbūtība, ka šāda zema temperatūra labvēlīga sporu uzglabāšanai ilgos gadus, kamēr, nokļūdamas uz citu planetu, kur dzīvām būtnēm piemēroti apstākļi, tās sāk vairoties. Tāda kārtā domājams, ka arī uz mūsu planetu nokļuva pirmie dzīvības elementi no ārienes. Šie elementārie organismi ilgos ģeoloģiskos periodos pakāpeniski attīstījās un radīja to lielo sugu dažādību, kādu patlaban novērojam mūsu augu un dzīvnieku valstī.

Marsa  
iedzīvotāji.

Otrs jautājums: vai iespējams pierādīt, ka arī uz citām planetām pastāv dzīvas būtnes? Daži astronomi, piem. pazīstamais šās zinātnes popularizētājs, Flammarions (Flammarion) — noteikti apgalvo, ka uz Marsa dzīvo cilvēki un pat vēl augstākas būtnes ar ļoti lielu inteliģenci. Šāda pārlicība dibināta uz to, ka teleskopā uz Marsa redzams ļoti daudz pareizu līniju, kas iet taisni un šķērsam. Tās ir — pazīstamie Marsa kanāli, kurus turienes iedzīvotāji it kā esot radījuši satiksmes uzlabošanai.

Tomēr ļoti rūpīgi pētījumi un fotografiskie uzņēmumi šādu uzskatu apgāza. Vispirms izrādījās, ka šiem „kanāliem“ nebūt nav tik pareiza struktūra, kādu to iztēloja pirmie pētnieki. Ir pierādāms, ka šādu ainu dotu arī zeme, ja to novērotu no Marsa. Pēc jaunākajiem uzskatiem, šie kanāli nav nekas cits, kā platas un dziļas garozas plaisas, kas radušās planetai pamazām atdziestot, zemes trīsēs, kuras iziet no noteiktiem centriem.

Pamatojoties uz Marsa un zemes atmosfēru mitrumu salīdzinājumu (spektrālnalīzes ceļā), astronoms Kempbels (Campbell) nāca pie slēdziena, ka Marsa vidējā temperatūra nav augstāka par —  $40^{\circ}$ . Ta vasara uz ekvatora sasniedz tikai —  $27^{\circ}$ . Aiz šā iemesla grūti iedomāties, ka šādos klimatiskos apstākļos varētu pastāvēt augi un augstākie dzīvnieki. Tikai polaros apgabalos, kur temperatūra vasarā paceļas virs  $0^{\circ}$ , var vēl mitināties zemāki stādi un dzīvnieki, kuri pārejos gada laikus pavada „ziemas miegā“.

Vēl jaunāki klimatiskie apstākļi ir uz citām planetām un uz mēness. Mēness ir milzīgs tuksnesis, pārklāts apdzisušiem vulkāniem, kam nemaz nav atmosferas. Dzīvība uz tā nav iespējama.

Tikai vienai no visām saules sistēmas planetām ir tādi klimatiskie apstākļi, kuros iespējama dzīvība. Ta ir — Venera, kuras vidējā temperatūra augstāka par mūsejo (47°). Kāds šai temperatūru starpībai iespāids uz stādiem — šimbrīžam grūti pateikt.

## Pirmā palīdzība nelaiemes gadījumos laboratorijā.\*)

**Ācu ievainojumi:** Katrā gadījumā vispirms ieteicams aci izskalot ar tekošu ūdeni; šam nolūkam lietojama arī šļirckolba.

Ja uz miesu vaj drēbem uzlīst kodīgais sārms vaj skābe, vispirms aplietā vieta ātri janoslauka ar sausu lupatu un tūlī zem ūdens krāna janoskalo ar ūdeni.

**Āpdegumu brūces:** Aptinamas ar spirtā samērcetu tīru drēbi, iesmērejamās ar kaļķa linimentu vaj borvazelinu. Mazākos apdegumos pamazina sāpes un labu iespāidu atstāj kalija permanganāta ūdens šķīdums.

Kaļķa linimenta pagatavošana.

Lineļļu . . . . . 100,0

Kaļķūdeni . . . . . 100,0

samaisa stipri saskalojot.

Borvazelina pagatavošana.

Pulverī sasmalcināta borskābe . . . . . 10,0

Baltais vazelīns . . . . . 90,0

Brūces, kas rodas apdedzinoties ar fosforu, ļoti sāpīgas un arī bīstamas, ja tajās iekļūst fosfors. Sekošs maisījums, brūcē iesmērets, pamazina sāpes un atstāj labu iespāidu:

Sudraba nitrāts . . . . . 3,0

Destilets ūdens . . . . . 4,0

Terpentīna eļļa . . . . . 4—6 pilieni.

Tāļak ieteicams alumīnija metāla aptinums, pēc tam borvazelīns.

Alumīnija acetāta šķīduma pagatavošana.

Alumīnija sulfāts . . . . . 100,0

Kalcija karbonāts . . . . . 46,0

Atšķaidīta etiķskābe . . . . . 120,0

Ūdens . . . . . pēc vajadzības.

Alumīnija sulfātu izšķīdina (bez sildīšanas) apm. 270 daļās ūdens, šķīdumu filtrē un atšķaida ar ūdeni līdz īpatņejam svaram = 1,152. Caurspīdīgā šķīdumā (367 daļās) lej, pastāvīgi maisot, ar 60 daļām ūdens samaisītu kalcija karbonātu, un pēc tam maisījumam pamazām pielej atšķaidītu etiķskābi. Šo maisi-

\*) Pēc prof. Vanīno, Handbuch der präparativen Chemie, 1921.

jumu vajejā traukā, pa laikam apmaisot, tura tik ilgi, kamēr vairs nav novērojama gāzes burbulišu atdališanās. Tad nogulsni atdala no šķīduma, pēdejo nofiltrē un atšķaida ar ūdeni līdz blīvumam: 1,044—1,048.

**Saspiedumu brūces:** Saspiesto vietu (kas nav pušu) aptin ar svina ūdeni samērcetu drēbi.

Svina ūdens pagatavošana.

Svina acetats . . . . . 1,0

Destilets ūdens . . . . . 49,0.

Pirms lietošanas saskalot.

**Iegriezumi:** Iegriezumu brūces ieteicams apliet ar jodtinktur.

Jodtinktur pagatavošana.

Jods . . . . . 10,0

Alkohols (90%) . . . . . 100,0.

Ari sublimāta šķīdums šādos gadījumos ir noderīgs un dzelzs chlorīda vate, ko pagatavo tiru vati samērcejojot konc. ferichlorīda ūdens šķīdumā.

Sublimāta šķīduma pagatavošana.

Merkurichlorīds . . . . . 1,0

Destilets ūdens . . . . . 1000,0.

**Asiņojumi:** Lielākos asiņojumu gadījumos vispirms jāmēģina asiņošanu apturet, ar tiru kabatas drānu stipri uzspiežot uz asiņojošo vietu. Ievainotais loceklis jāpaceļ augstāk un cieši jāpārsien. Kādu lielaku dzislu ievainojot (asinis pulsejoši nāk no brūces), nepieciešams elastīgs pārsējums (gumijas šļūtene, elastīgi bikšturi u. t. t.) virspus asiņojuma, t. i. starp brūci un sirdi. Pareizi, pietiekoši cieši un vafrakkārt aptinot, asiņojumam tūlī jāapstājas. Pēc tam jāgriežas pie ārsta, jo nedrīkst tā nosietu locekli ilgāk par 3—4 stundām atstāt.

## Pretildzekļi.

Antidota.

Pret **amonjaku:** etiķūdens, sastāvošs no 20 daļām galda etiķa un 200 daļām ūdens. Jarij ledus gabaliņi.

Pret **kodīgiem sārmiem:** kā pret amonjaku, vaj 1% vīnskābes šķīdums. Pēc tam mandeļu eļļa.

Pret **antimona preparātiem:** tanīna šķīdums (apm. 3 daļas uz 160 daļām ūdens). Ieņemt pa ēdamai karotei.

Pret **antimonūdeņradi:** kā pret arsenūdeņradi.

Pret **arsenu:** kuņģa pamatīga izskalošana, jālieto t. s. antidotum arsenīci, ko pagatavo no ferisulfata un magnija oksīda: ferisulfata šķīdums (Liquor ferri sulfurici oxydati) 100,0 īpat.sv. = 1,43 ūdens . . . . . 250,0.

Atsevišķi samaisa

dedzinato magneziju . . . . . 15,0

destileto ūdeni . . . . . 250,0.

Šo maisījumu nelielām porcijām lej dzelzs šķīdumā, pēdejo dzesejot. No šādi iegūtā šķīduma dod 2—4 ēdamas karotes siltā ūdenī pēc katrām četrām stundām.

Pēc austriešu farmakopejas priekšrakstiem lietojama tikai dedzinātā magnezija, iemaisot to siltā destiletā ūdenī (75 daļas MgO uz 500 daļām ūdens).

Pret **arsenūdeņradi**: Svaigs gaiss. Skābekļa ieelpošana. Nāveklis iedarboties sāk pēc dažām stundām.

Pret **broma tvaikiem**: Iežams atšķaidīts amonjaks, alkohols. Ar bromu sanāvejojoties iekšķīgi, ieteicams ieņemt dedzinātās magnezijas maisījumu ūdenī. Skatat skābes!

Pret **chlora tvaikiem**: kā pret broma tvaikiem.

Pret **chlorūdeņraža tvaikiem**: kā pret broma tvaikiem.

Pret **cianīdiem un zilskābi**: Svaigs gaiss; mākslīga elpošana, ja iespējams, ieelpot skābekli. Auksti aplējumi vaj miesas masaža; melna kafeja.

Pret **dzīvsudraba savienojumiem**: Vemzāles, olbaltums, dzelzs pulveris (Ferrum reductum), piens, tanina šķīdums.

Pret **fosforu**: vaļa sulfats (1 daļa) uz 500 daļām ūdens.

Pret **fosģenu**: skābekļa ieelpošana.

Pret **fosforūdeņradi**: kā pret arsenūdeņradi.

Pret **nitro-gāzem**: jadzer chloroformūdens: 3—5 pilieni uz 1 ūdens glāzi un vislielākais 3 reizas pēc katrām 10 minūtem. Ieelpojams skābeklis.

Pret **skābem**: ieteicams magnija oksīda maisījums ar ūdeni (10,0 MgO un 150H<sub>2</sub>O). Pirms lietošanas sakratams.

Pret **sudraba preparātiem**: vāramā sāļa šķīdums.

Pret **sērūdeņradi**: Sērūdeņradis, lielos vauros ieelpots, nonāvē gandrīz tik pat ātri kā zilskābes gāze. Kā pretlīdzeklis noder skābekļa mākslīga ieelpošana.

Pret **tvana gāzi**: svaigs tīrs gaiss; mākslīga elpošana; melna kafeja.

Piezīme: Ieelpojamā skābeklī nedrīkst atrasties chlora un slāpekļa savienojumi. Šam nolūkam skābekli, ko pagatavo no kalija chlorata un mangana peroksīda vienādu daudzumu maisījuma, laiž caur nātrija tiosulfata šķīdumu.

Dupont's savā laikā ieteica ārstniecības nolūkiem skābekli pagatavot no perhidrola, tīra mangana peroksīda klātbūtnē, aukstumā.

## Tabele 367.

Sālsskābes ūdens šķīdumu blīvumi

Blīvums	100 grami satur pie 15° HCl:
1,000	0,1
1,007	1,5
1,014	2,9
1,022	4,5
1,029	5,8
1,036	7,3
1,044	8,9
1,052	10,4
1,060	12,0
1,067	13,4
1,075	15,0
1,083	16,5
1,091	18,1
1,100	19,9
1,108	21,5
1,116	23,1
1,125	24,8
1,134	26,6
1,143	28,4
1,152	30,2
1,157	31,2
1,161	32,0
1,166	33,0
1,171	33,9
1,175	34,7
1,180	35,7
1,185	36,8
1,190	37,9
1,195	39,0
1,199	39,8
1,205	41,2
1,210	42,4
1,212	42,9 gr.

## Tabele 368.

Sērskābes ūdens šķīdumu blīvumi.

Blīvums pie 15°	100 grami satur		Blīvums pie 15°	100 grami satur		Blīvums pie 15°	100 grami satur	
	% SO <sub>3</sub>	% H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		% SO <sub>3</sub>	% H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		% SO <sub>3</sub>	% H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
1,000	0,07	0,09	1,275	29,62	36,29	1,550	52,46	64,26
1,005	0,68	0,83	1,280	30,10	36,87	1,555	52,79	64,67
1,010	1,28	1,57	1,285	30,57	37,45	1,560	53,12	65,08
1,015	1,88	2,30	1,290	31,04	38,03	1,565	53,46	65,49
1,020	2,47	3,03	1,295	31,52	38,61	1,570	53,80	65,90
1,025	3,07	3,76	1,300	31,99	39,19	1,575	54,13	66,30
1,030	3,67	4,49	1,305	32,46	39,77	1,580	54,46	66,71
1,035	4,27	5,23	1,310	32,94	40,35	1,585	54,80	67,13
1,040	4,87	5,96	1,315	33,41	40,93	1,590	55,18	67,59
1,045	5,45	6,67	1,320	33,88	41,50	1,595	55,55	68,05
1,050	6,02	7,37	1,325	34,35	42,08	1,600	55,93 <sup>a</sup>	68,51
1,055	6,59	8,07	1,330	34,80	42,66	1,605	56,30	68,97
1,060	7,16	8,77	1,335	35,27	43,20	1,610	56,68	69,43
1,065	7,73	9,47	1,340	35,71	43,74	1,615	57,05	69,89
1,070	8,32	10,19	1,345	36,14	44,28	1,620	57,40	70,32
1,075	8,90	10,90	1,350	36,58	44,82	1,625	57,75	70,74
1,080	9,47	11,60	1,355	37,02	45,35	1,630	58,09	71,16
1,085	10,04	12,39	1,360	37,45	45,88	1,635	58,43	71,57
1,090	10,60	12,99	1,365	37,89	46,41	1,640	58,77	71,99
1,095	11,16	13,67	1,370	38,32	46,94	1,645	59,10	72,40
1,100	11,71	14,35	1,375	38,75	47,47	1,650	59,45	72,82
1,105	12,27	15,03	1,380	39,18	48,00	1,655	59,78	73,23
1,110	12,82	15,71	1,385	39,62	48,53	1,660	60,11	73,64
1,115	13,36	16,36	1,390	40,05	49,06	1,665	60,46	74,07
1,120	13,89	17,01	1,395	40,48	49,59	1,670	60,82	74,51
1,125	14,42	17,66	1,400	40,91	50,11	1,675	61,20	74,97
1,130	14,95	18,31	1,405	41,33	50,63	1,680	61,57	75,42
1,135	15,48	18,96	1,410	41,76	51,15	1,685	61,93	75,86
1,140	16,01	19,61	1,415	42,17	51,66	1,690	62,28	76,30
1,145	16,54	20,26	1,420	42,57	52,15	1,695	62,64	76,73
1,150	17,07	20,91	1,425	42,96	52,63	1,700	63,00	77,17
1,155	17,59	21,55	1,430	43,36	53,11	1,705	63,35	77,60
1,160	18,11	22,19	1,435	43,75	53,59	1,710	63,70	78,04
1,165	18,64	22,83	1,440	44,14	54,07	1,715	64,07	78,48
1,170	19,16	23,47	1,445	44,53	54,55	1,720	64,43	78,92
1,175	19,69	24,12	1,450	44,92	55,03	1,725	64,78	79,36
1,180	20,21	24,76	1,455	45,31	55,50	1,730	65,14	79,80
1,185	20,73	25,40	1,460	45,69	55,97	1,735	65,50	80,24
1,190	21,26	26,04	1,465	46,07	56,43	1,740	65,86	80,68
1,195	21,78	26,68	1,470	46,45	56,90	1,745	66,22	81,12
1,200	22,30	27,32	1,475	46,83	57,37	1,750	66,58	81,56
1,205	22,82	27,95	1,480	47,21	57,83	1,755	66,94	82,00
1,210	23,33	28,58	1,485	47,57	58,28	1,760	67,30	82,44
1,215	23,84	29,21	1,490	47,95	58,74	1,765	67,65	82,88
1,220	24,36	29,84	1,495	48,34	59,22	1,770	68,02	83,32
1,225	24,88	30,48	1,500	48,73	59,70	1,775	68,49	83,90
1,230	25,39	31,11	1,505	49,12	60,18	1,780	68,98	84,50
1,235	25,88	31,70	1,510	49,51	60,65	1,785	69,47	85,10
1,240	26,35	32,28	1,515	49,89	61,12	1,790	69,96	85,70
1,245	26,83	32,86	1,520	50,28	61,59	1,795	70,45	86,30
1,250	27,29	33,43	1,525	50,66	62,06	1,800	70,94	86,90
1,255	27,76	34,00	1,530	51,04	62,53	1,805	71,50	87,60
1,260	28,22	34,57	1,535	51,43	63,00	1,810	72,08	88,30
1,265	28,69	35,14	1,540	51,78	63,43	1,815	72,69	89,05
1,270	29,15	35,71	1,545	52,12	63,85	1,820	73,51	90,95

Tabele 369.

Slāpekļskābes ūdens šķīdumu blīvumi.

Blīvums pie 15°	% HNO <sub>3</sub>	Blīvums pie 15°	% HNO <sub>3</sub>	Blīvums pie 15°	% HNO <sub>3</sub>
1,000	0,10	1,205	33,09	1,410	67,50
1,005	1,00	1,210	33,82	1,415	68,63
1,010	1,90	1,215	34,55	1,420	69,80
1,015	2,80	1,220	35,28	1,425	70,98
1,020	3,70	1,225	36,03	1,430	72,17
1,025	4,60	1,230	36,78	1,435	73,39
1,030	5,50	1,235	37,53	1,440	74,68
1,035	6,38	1,240	38,29	1,445	75,98
1,040	7,26	1,245	39,05	1,450	77,28
1,045	8,13	1,250	39,82	1,455	78,60
1,050	8,99	1,255	40,58	1,460	79,78
1,055	9,84	1,260	41,34	1,465	81,42
1,060	10,68	1,265	42,10	1,470	82,90
1,065	11,51	1,270	42,87	1,475	84,45
1,070	12,33	1,275	43,64	1,480	86,05
1,075	13,15	1,280	44,41	1,485	87,70
1,080	13,95	1,285	45,18	1,490	89,60
1,085	14,74	1,290	45,95	1,495	91,60
1,090	15,53	1,295	46,72	1,500	94,09
1,095	16,32	1,300	47,79	1,501	94,60
1,100	17,11	1,305	48,26	1,502	95,08
1,105	17,89	1,310	49,07	1,503	95,55
1,110	18,67	1,315	49,89	1,504	96,00
1,115	19,45	1,320	50,71	1,505	96,39
1,120	20,23	1,325	51,53	1,506	96,76
1,125	21,00	1,330	52,37	1,507	97,13
1,130	21,77	1,335	53,22	1,508	97,50
1,135	22,54	1,340	54,07	1,509	97,84
1,140	23,31	1,345	54,93	1,510	98,10
1,145	24,01	1,350	55,79	1,511	98,32
1,150	24,84	1,355	56,66	1,512	98,53
1,155	25,60	1,360	57,57	1,513	98,73
1,160	26,36	1,365	58,48	1,514	98,90
1,165	27,12	1,370	59,39	1,515	99,07
1,170	27,88	1,375	60,30	1,516	99,21
1,175	28,63	1,380	61,27	1,517	99,34
1,180	29,38	1,385	62,24	1,518	99,46
1,185	30,13	1,390	63,23	1,519	99,57
1,190	30,88	1,395	64,25	1,520	99,67
1,195	31,62	1,400	65,30		
1,200	32,36	1,405	66,40		

T a b e l e 370.

Amonjaka ūdens šķīdumu blīvumi.

Blīvums pie 15°	‰ NH <sub>3</sub>	Blīvums pie 15°	‰ NH <sub>3</sub>
1,000	0,00	0,940	15,63
0,998	0,45	0,938	16,22
0,996	0,91	0,936	16,82
0,994	1,37	0,934	17,42
0,992	1,84	0,932	18,03
0,990	2,31	0,930	18,64
0,988	2,80	0,928	19,25
0,986	3,30	0,926	19,87
0,984	3,80	0,924	20,49
0,982	4,30	0,922	21,12
0,980	4,80	0,920	21,75
0,978	5,30	0,918	22,39
0,976	5,80	0,916	23,03
0,974	6,30	0,914	23,68
0,972	6,80	0,912	24,33
0,970	7,31	0,910	24,99
0,968	7,82	0,908	25,65
0,966	8,33	0,906	26,31
0,964	8,84	0,904	26,98
0,962	9,35	0,902	27,65
0,960	9,91	0,900	28,33
0,958	10,47	0,898	29,01
0,956	11,03	0,896	29,69
0,954	11,60	0,894	30,37
0,952	12,17	0,892	31,05
0,950	12,74	0,890	31,75
0,948	13,31	0,888	32,50
0,946	13,88	0,886	33,25
0,944	14,46	0,884	34,10
0,942	15,04	0,882	34,95

**Tabele 371.**

Natrija hidroksida ūdens šķīdumu blīvumi.

Blīvums pie 15°	% NaOH	Blīvums pie 15°	% NaOH	Blīvums pie 15°	% NaOH
1,007	0,61	1,142	12,64	1,320	28,83
1,014	1,20	1,152	13,55	1,332	29,93
1,022	2,00	1,162	14,37	1,345	31,22
1,029	2,71	1,171	15,13	1,357	32,47
1,036	3,35	1,180	15,91	1,370	33,69
1,045	4,00	1,190	16,77	1,383	34,96
1,052	4,64	1,200	17,67	1,397	36,25
1,060	5,29	1,210	18,58	1,410	37,47
1,067	5,87	1,220	19,58	1,424	38,80
1,075	6,55	1,231	20,59	1,438	39,99
1,083	7,31	1,241	21,42	1,453	41,41
1,091	8,00	1,252	22,64	1,468	42,83
1,100	8,68	1,263	23,67	1,483	44,38
1,108	9,42	1,274	24,81	1,498	46,15
1,116	10,06	1,285	25,80	1,514	47,60
1,125	10,97	1,297	26,83		
1,134	11,84	1,308	27,80		

**Tabele 372.**

Kalija hidroksida ūdens šķīdumu blīvumi.

Blīvums pie 15°	% KOH	Blīvums pie 15°	% KOH	Blīvums pie 15°	% KOH
1,007	0,9	1,162	18,6	1,370	36,9
1,014	1,7	1,171	19,5	1,383	37,8
1,022	2,6	1,180	20,5	1,397	38,9
1,029	3,5	1,190	21,4	1,410	39,9
1,037	4,5	1,200	22,4	1,424	40,9
1,045	5,6	1,210	23,3	1,438	42,1
1,052	6,4	1,220	24,2	1,453	43,4
1,060	7,4	1,231	25,1	1,468	44,6
1,067	8,2	1,241	26,1	1,483	45,8
1,075	9,2	1,252	27,0	1,498	47,1
1,083	10,1	1,263	28,0	1,514	48,3
1,091	10,9	1,274	28,9	1,530	49,4
1,100	12,0	1,285	29,8	1,546	50,6
1,108	12,9	1,297	30,7	1,563	51,9
1,116	13,8	1,308	31,8	1,580	53,2
1,125	14,8	1,320	32,7	1,597	54,5
1,134	15,7	1,332	33,7	1,615	55,9
1,142	16,5	1,345	34,9	1,634	57,5
1,152	17,6	1,357	35,9		

# Autoru reģistrs.

(Skaitļi norāda sējumus un lapas puses).

## A.

- Abegg II., 66, 201.  
Acheson II., 253.  
Adler II., 377.  
Agricola I., 14., 293.  
Alexejew I., 112.  
Algarot II., 321.  
Andrews I., 27.  
Antonow II., 233., 391.  
Antropoff v. I., 106.  
Archimedes I., 73., 79., 264.  
Aristoteles I., 9., 12., 62.  
Armstrong II., 120.  
Arndt I., 140.  
Arrhenius I., 134., 137., 138, 215.,  
285; II., 30., 31., 33., 34., 35.,  
36., 44., 69., 448.  
Asch II., 251.  
Aston I., 315., 387., 388.; II., 165.,  
192., 440.  
Auer v. Welsbach I., 80; II., 229.,  
231., 283.  
Austen II., 405.  
Avogadro I., 119., 207., 208.,  
209., 210., 212., 213., 222.,  
298., 319.; II., 31., 308.  
Awerbuch II., 269.

## B.

- Bachran II., 281.  
Baco, Rodger I., 11.  
Bacon of Verulam I., 18.  
Baker I., 154., 160.; II., 181.

- Balmain II., 127.  
Balmer I., 393., 394., 395.  
Bancroft II., 207.  
Baur I., 303.; II., 389.  
Bayer v. I., 259; II., 219, 360.  
Becher I., 271.  
Becker II., 163.  
Beckmann I., 120., 214; II. 368.  
Becquerel II., 134., 390.  
Beilstein II., 83., 394.  
Beketow I., 87.; II., 201.  
Bel, Le I., 216.  
Berthelot I., 219., 244., 246., 277.  
Berthollet I., 81., 87., 289.  
Berzelius I., 56., 385.  
Bessemer II., 403.  
Bigelow II., 352  
Billiter I., 300.  
Billy II., 279.  
Birkeland I., 188.  
Bischoff I., 216.  
Blacher I., 68.  
Black I., 20., 24.  
Blanchard I., 140.  
Bleyer II., 331.  
Bloch II., 344.  
Bogojawlenskij II., 242.  
Bodenstein I., 357., 360., 361.,  
362.; II., 349.  
Bodländer II., 66., 67., 201.  
Bohr I., 393., 394., 395.; II., 64.,  
168., 231.  
Bolton II., 282., 330.  
Boltwood II., 136., 162.

Boltzmann I., 220.; II., 283.  
Börnstein II., 69.  
Böttcher I., 14.; II., 246.  
Boulouch II., 307.  
Bourion II., 282.  
Boyle I., 21., 22., 110., 118., 213.,  
220.; II., 151.  
Bragg, W. G. I., 389.; II., 147.  
Bragg, W. L. I., 389.; II., 147.  
Brandt II., 290.  
Brauer, E. II., 377.  
Bredig I., 98., 106., 129.; II., 95.,  
427.  
Bridgman I., 95.  
Brin II., 124., 272.  
Brönstedt II., 166.  
Brown I., 224., 228.  
Bruner II., 377.  
Bunsen I., 77., 242., 243.; II.,  
60., 64., 215., 283.

**C.**

Cailletet I., 27.  
Calvert II., 68.  
Cameron II., 168.  
Campbell II., 448.  
Caro I., 147.; II., 359.  
Casciorotus II., 127.  
Cavendish I., 24., 62., 135., 167.;  
II., 441.  
Cellarius I., 317.  
Centnerszwer I., 36., 70., 268.;  
II., 36., 53., 171., 346.  
Chadwick II., 169.  
Chatelier Le I., 96.; II. 112., 124.,  
219., 245., 272., 405.  
Chance II., 18.  
Clark I., 41.  
Claude I., 30.  
Clausius I., 220.; II., 442.  
Cohen II., 260., 261., 319.  
Copernicus I., 18., 25.  
Coster II., 231.  
Credé II., 87.

Crookes I., 227., 229., 315.; II.  
143., 224., 230., 390.  
Curie - Sklodowska, M. II., 134.,  
135., 136., 139., 150., 159.,  
160., 283., 370.  
Curie, P. II., 134., 150., 157.  
Curtius I., 160., 162.  
Čugajew I., 234.; II., 421.

**D.**

Dalton I., 51., 133., 143., 165.,  
205., 206., 207., 373.  
Daniell I., 79., 282.; II. 192.,  
193., 194., 195., 200.  
Davy I., 166., 237., 241., 242.,  
320.; II., 6.  
Deacon I., 302., 304., 311.; II.,  
80.  
Debierne II., 232.  
Demokritos I., 203.  
Dennis II., 258.  
Deville I., 159., 175., 176., 212.;  
II. 215.  
Dewar I., 29., 71., 228., 255.  
Diels I., 248.  
Diesbach I., 268.  
Dippel I., 268.  
Ditte II., 210.  
Dixon II., 9.  
Döbereiner I., 78., 373.  
Drucker, C. II., 313, 379.  
Drucker, J. II., 171.  
Drummond I., 79.  
Ducca II., 173.  
Dulong I., 56.  
Dumas I., 385.

**E.**

Eddington II., 445.  
Edisson II., 204.  
Ehrenhaft I., 226.  
Ehrlich II., 318.  
Einstein I., 48., 225., 228.  
Eijk van II., 261.

Elbs II., 273.  
 Engler I., 11, 234.  
 Erdmann II., 260.  
 Euler I., 46.  
 Ewan I., 36.  
 Eyde I., 188.

**F.**

Fajans I., 377., 382., 383., 384.;  
 II., 159., 164., 226., 275., 335.,  
 390, 437.  
 Falk II., 269.  
 Faraday I., 149., 218., 226., 313.,  
 339., 340., 341.; II., 26., 196.  
 Fehling II., 81., 351.  
 Feuerstein II., 291.  
 Fink I., 170.  
 Flammarion II., 448.  
 Förster I., 330., 332.  
 Fonzès-Diacon II., 220.  
 Frank I., 147.  
 Frankland II., 439.  
 Franklin I., 149.  
 Frash II., 337.  
 Frauenberger II., 376.  
 Frauenhofer II., 63.  
 Fritsche II., 260.  
 Frowein I., 102.

**G.**

Gadolin II., 229.  
 Galilei I., 18.  
 Gattermann II., 221.  
 Gauthier I., 62.  
 Gay-Lussac I., 61., 119., 213.,  
 220., 320., 332.; II., 353.  
 Geber I., 11., 13., 14.  
 Geiger I., 228.; II., 143.  
 Geoffroy I., 288.  
 Gibbs I., 128.; II., 82.  
 Giesel II., 232.  
 Gilchrist II., 403.  
 Glasenapp v. II., 120., 247., 248.  
 Glauber II., 23.

Glover II., 353., 355.  
 Göhring II., 391.  
 Godlewski II., 233.  
 Goldschmidt II., 217., 218., 259.,  
 375., 394.  
 Goldstein I., 387.  
 Gombert I., 247.  
 Graham I., 36., 129.; II., 240.  
 Grignard II., 106.  
 Guldberg I., 84.  
 Gussmann II., 413.  
 Guthrie I., 125.  
 Gutmann I., 186.  
 Guttmann II., 320.  
 Gutzeit II., 311.

**H.**

Haasy II., 236.  
 Haber I., 80., 143., 145.  
 Hahn I., 83., 84.  
 Hahn, O. II., 145., 162., 233.,  
 274., 284., 335.  
 Halske I., 327.  
 Hampson I., 28, 136.  
 Hargreaves I., 317.  
 Harkins II., 166.  
 Hayes II., 166.  
 Helmholtz v. I., 219.  
 Belmont van I., 10., 16., 17., 26.  
 Hempel II., 236.  
 Henry I., 110.  
 Hevesy II., 166., 231., 274.  
 Heycock II., 8.  
 Heydweiller I., 47., 92.; II., 40.  
 Hittorf I., 339., 345.; II., 26., 29.,  
 47., 176., 294., 375.  
 Hlasko II., 372.  
 Hönigschmid I., 382.; II., 137.,  
 160., 274.  
 Hoff van't I., 77., 96., 112., 118.,  
 119., 121., 122., 123., 213.,  
 214., 215., 216., 290.; II., 14.,  
 31., 32., 120., 195., 233., 295.,  
 338.

Hoffmann, R. II., 247.  
Hofmann, K. A. II., 173., 298.  
Hofmann, A. W. I., 62., 298.,  
340.  
Holmes II., 163., 340.  
Horovitz II., 160.  
Hullet II., 178.

I.

Ipatjew I., 80.  
Irion II., 386.

J.

Jablczynski II., 271.  
Jacquerod I., 72.  
Jakowkin I., 328.; II., 53.  
Jarnasch II., 163.  
Janssen II., 439.  
Jawein II., 394.  
Jellinek I., 170.  
Jørgensen II., 418.  
Johnston II., 133.  
Jost I., 144.  
Joubert I., 36.; II., 311.  
Joule I., 271.

K.

Kahlenberg II., 4.  
Kamerlingh-Onnes II., 440.  
Kant II., 442.  
Kassner II., 272.  
Kaufmann I., 48.; II. 146.  
Kautsky II., 256.  
Kayser II., 87.  
Kepler I., 18.  
Kelvin-Thomson W.  
Kipp I., 69., 253., 254.  
Kirchhoff II., 64., 283.  
Knietsch II., 355.  
Kohlrausch I., 92.; II., 26., 27.,  
40.  
Kopp I., 6., 11., 56.  
Kossel I., 397., 399.

Kowalski v. I., 188.  
Kraus I., 149.  
Kremann I., 192.  
Kröcker I., 277.  
Kubierschky I., 347.  
Kühne II., 236.  
Küster I., 192.  
Kundt II., 179.  
Kurnakow II., 405.

L.

Laborde II., 137.  
Lačinow I., 238.  
Landolt I., 47.; II., 69.  
Langmuir I., 258.  
Laue v. I., 389.; II., 147.  
Lavoisier I., 24., 25., 26., 36.,  
45., 46.; II., 442.  
Lawson II., 163.  
Lea Carey II., 87.  
Lebeau II., 68.  
Lebedew I., 137.  
Leblanc II., 17., 18., 19., 115.  
Le Blanc I., 343.  
Leclanchè II., 203.  
Lecocq de Boisbaudran II., 224.  
Leidenfrost I., 256.  
Lenard II., 127., 128.  
Lennan Mac II., 167.  
Lepsius I., 66.  
Lescoeur II., 55.  
Lewis I., 304.; II., 88.  
Libavius II., 265.  
Lidbury II., 116.  
Liebig v. I., 331.; II. 306.  
Linde I., 28., 136.; II., 440.  
Lipowitz II., 324.  
Lockeyer I., 136.; II., 64., 439.  
Loeb II., 59.  
Lomonosow I., 46.  
Loschmidt I., 224., 225., 226.,  
228.  
Lunge I., 309.; II., 354.  
Lutz I., 269.; II., 212.

**M.**

- Magnus, Albertus I., 11.  
 Makower II., 159., 274.  
 Malyschew II., 294.  
 Marckwald II., 370.  
 Marmier I., 304.  
 Marsden II., 168.  
 Marsh II., 312., 320., 328.  
 Martin II., 404.  
 Mayer, J. R. I., 271.  
 Mayow I., 22.  
 Maxwell I., 220.  
 Meitner II., 233., 274., 335.  
 Mendelejew I., 374., 376., 377.,  
 379., 381., 382., 385.; II., 64.,  
 151., 224., 231., 257.  
 Menschutkin I., 46.  
 Meyer, L. I., 374.  
 Meyer, V. I., 77., 210.; II., 7.  
 Meyerhoffer II., 57., 125.  
 Millikan I., 226., 228.; II., 166.  
 Miolati II., 334., 434.  
 Mitscherlich II., 292., 315.  
 Möbius II., 86.  
 Mohr II., 411., 421.  
 Moissan I., 237., 238., 293., 295.,  
 368. II., 111., 208., 364.  
 Mond L. II., 420.  
 Morley I., 56.  
 Morozewicz II., 252.  
 Moscicki I., 188.  
 Moseley I., 390., 391., 392.; II.,  
 168.  
 Müller, E. I., 332.  
 Muthmann II., 376.

**N.**

- Naumann I., 56.  
 Nernst I., 56., 99., 144., 170.,  
 212., 258.; II., 35., 36., 193.,  
 194., 195., 196., 198., 199.,  
 444., 445., 447.  
 Nessler I., 158.; II., 187.  
 Neville II., 8.

- Newlands I., 374.  
 Newton I., 47., 96.  
 Nilson I., 381.; II., 221., 231.,  
 Nölting II., 291.  
 Northmore I., 149.

**O.**

- Oberbeck I., 218.—  
 Ohm II., 140.  
 Olszewski I., 28., 72.  
 Oordt van I., 144.  
 Osborn II., 252.  
 Osmond II., 405.  
 Ostwald I., 70., 115., 151., 187.,  
 238., 337.; II., 36., 37., 39.,  
 44., 197., 206., 377.

**P.**

- Paneth I., 381.; II., 274., 325.,  
 370.  
 Paracelsus I., 15.  
 Parkes II., 84., 266.  
 Pasteur I., 38.  
 Pattinson II., 84., 266.  
 Pauling I., 188.  
 Pélabon II., 183.  
 Péligot II., 379.  
 Perrin I., 225., 228.  
 Petit I., 56.  
 Petrenko II., 84.  
 Pettenkofer I., 133., 134.; 257.  
 Pettersson I., 381.; II., 221.  
 Pfeffer I., 116., 117., 119., 213.  
 Planck I., 228., 393., 394.  
 Plato II., 111.  
 Plücker II., 63.  
 Poggiale II., 211.  
 Polzenius I., 147.  
 Postma I., 157.  
 Pouillet I., 134.  
 Prandtl II., 331.  
 Preuner I., 85., 86.  
 Priestley I., 21., 22., 24.; II., 183.

Prout I., 49., 385., 386., 388.;  
 II., 166.  
 Ptolomäus I., 25.

**R.**

Rakusin I., 234.  
 Ramsay I., 7., 135., 136., 227.;  
 II., 64., 151., 152., 168., 436.,  
 439., 441.  
 Raoult I., 119., 120., 121., 123.,  
 124., 214., 215.  
 Raschig I., 160.  
 Rayleigh I., 135., 218., 228.,  
 436.  
 Regener I., 228.  
 Regnault I., 56.  
 Reich II., 224.  
 Reicher II., 338., 339.  
 Rey I., 24.  
 Reynolds II., 354.  
 Richards I., 56.  
 Richter, Benjamin I., 52.  
 Richter II., 224.  
 Riesenfeld II., 112.  
 Ringer II., 121.  
 Rischbieth I., 319.  
 Romanow II., 84.  
 Röntgen I., 218., 388.; II., 133.,  
 430.  
 Roozeboom I., 101., 313.; II.,  
 117., 405., 412.  
 Roscoe I., 191.  
 Rose II., 324.  
 Rosenheim II., 334., 435.  
 Rossignol Le I., 144.  
 Rothmund I., 112.,  
 Royds II., 151.  
 Rubens II., 283.  
 Ruff II., 111., 239., 388.  
 Russ II., 274.  
 Russel II., 390.  
 Rutherford I., 198., 228., 231.,  
 395., 397.; II., 143., 144., 150.,

151., 152., 156., 158., 160.,  
 162., 168., 169., 283., 284.  
 Rydberg I., 393., 395.

**S.**

Sabatier I., 80.  
 Sachs, Is. II., 171.  
 Salzer II., 303.  
 Scheele I., 21., 22.; II., 83., 314.  
 Schenk II., 298., 344.  
 Schlippe II., 323.  
 Schlundt II., 36.  
 Schmidt II., 239.  
 Schmidt, G. C. II., 283., 376.  
 Schmidt, O. I., 80.  
 Schönbein I., 38.  
 Schönherr I., 188.  
 Schrötter II., 293.  
 Schüller II., 8.  
 Schwarz, Berthold I., 14.  
 Schweitzer II., 80.  
 Seignette II., 81., 87.  
 Senderens I., 80.  
 Serpek I., 147.; II., 220.  
 Siebert I., 188., 189.  
 Siedentopf I., 131.  
 Siemens I., 327.; II., 404.  
 Smith, A. I. 290.; II., 340.  
 Smits I., 157.  
 Smoluchowski I., 225.  
 Soddy I., 227., 382.; II., 161.,  
 162., 164., 284., 285.  
 Solvay II., 19., 21., 116.  
 Sommerfeld I., 399.  
 Spring II., 84.  
 Staadt van der II., 295.  
 Stahl, Ernst I., 18., 271.  
 Stähler II., 281.  
 Stark I., 357.  
 Stas I., 49., 56., 385.  
 Stefan I., 80.; II., 283.  
 Stock, A. II., 209., 237., 298.,  
 307., 320.  
 Stockhausen II., 221.  
 Storbeck II., 77.

Strutt I., 141.; II., 136., 141.,  
162., 163.  
Svedberg I., 225.; II., 267.

**T.**

Tamman II., 8., 242., 339.  
Tanatar II., 212.  
Taylor II., 354.  
Thénard I., 36.  
Thomas II., 403.  
Thomson, J. J. I., 226., 228.; II.,  
35., 36.  
Thomson, W. I., 228., 229.; II.,  
440., 447.  
Thorpe II., 299.  
Titlestad II., 389.  
Tolloczko II., 313., 321.  
Travers I., 71., 72., 136.  
Traube I., 104.  
Troost I., 175., 176.  
Tsermak II., 248.  
Tschirnhausen II., 246.  
Tutton II., 299.  
Tyndall I., 146., 152.

**U.**

Uhlenhuth I., 181.

**V.**

Valentinus, Basilius I., 11., 14.,  
15., 293.; II., 321.  
Vanino II., 127., 279.  
Verneuil II., 127.  
Villanovanus, Arnoldus I., 11., 15.  
Villiger II., 360.  
Vogel II., 237.  
Vogel v. Falckenstein I., 304.

Voit I., 196.  
Volhard II., 79., 90.  
Volta I., 67., 244., 338.  
Vries de I., 118.

**W.**

Waage I., 84.  
Wackenroder II., 364.  
Waentig I., 127.  
Walden I., 216., 234., 368., 372.;  
II., 36., 44., 53., 315., 321.,  
346.  
Wartenberg v. I., 99., 258.  
Weiland II., 413.  
Weinland II., 323.  
Weimarn v. II., 294.  
Weldon I., 306., 323.  
Wendt II., 386.  
Wernadsky II., 250., 251.  
Werner II., 334., 418., 430.  
Wheatstone II., 200.  
Wilson I., 226., 228.; II., 145.,  
168.  
Winkler, Cl. II., 257., 355.  
Winogradsky I., 138.  
Wöhler I., 233., 268.; II., 214.,  
290.  
Wood II., 324.  
Wroblewski I., 27.

**Z.**

Zawidzki, J. II., 313.  
Zelinsky I., 314.  
Zenneck I., 168.  
Zimmermann II., 387.  
Zsigmondy I., 131.; II., 95., 427.  
Zumbusch II., 127., 128.

# Satura reģistrs.

(Skaitļi norāda sējumus un lapas puses).

## A.

- Acetilena varš II., 74.  
Acetilens I., 245., 246.  
Adsorbcija I., 236.  
Adsorbcijas likums II., 64.  
Aizdegšanās temperatūra I., 35.  
Akmeņogle I., 234., 235.  
Aktinija rinda II., 232.  
" sabrukums II., 233.  
" svins II., 275.  
" izotopi II., 234.  
Aktinons II., 441.  
Akumolators I., 283.  
" Edisona II., 204.  
Akvamarins II., 102.  
Alauni I., 101.; II. 223.  
Albits II., 248.  
Alebastrs II., 110.  
Algarota pulveris II., 321.  
Alķimija I., 10.  
Alķimiķi I., 10., 11., 12.  
Alķimiķu elementi I., 15.  
Alotropija I., 40.  
Aluminiija acetats II., 222.  
" bromids II., 221.  
" bronza II., 76., 217.  
" chlorids II., 41., 220.  
" fosfats II., 222.  
" hidroksids I., 147.; II.  
41., 218.  
Aluminiija īpašības II., 216.  
" izlietošana II., 216.  
" Aluminiija jodids II., 221  
" karbids I., 240.; II.,  
220.  
Aluminiija kausejumi II., 216.  
Aluminati II., 219.  
Aluminiija oksids I., 147.; II. 217.  
Aluminotermija II., 217.  
" sāļu izlietošana  
II., 224.  
Aluminiija silikats II., 249.  
" sulfats II., 222.  
" sulfids II., 220.  
Aluminijs II., 214.  
Alva II., 258.  
Alvas dichlorids II., 263.  
" dioksids II., 263., 264.  
" folija II., 259.  
" iegūšana II., 258.  
" izlietošana II., 262.  
" īpašības II., 262.  
" „mēris“ II., 260.  
" oksiduls II., 263.  
Alva pelekā II., 260.  
Alvskābe II., 264.  
Alvus skārds II., 262.  
" tetrachlorids II., 265.  
Amalgamas I., 301., 319.; II. 51.,  
180.  
Amfoterie elektrolīti II., 41., 218.  
" elementi I., 45., 71.  
Ampersekunde I., 340.  
Amidi I., 154., 155.  
Amonjaka degšanas spēja I., 150.  
" elektrolīze I., 153.  
" iedarbība uz skābēm  
I., 153.  
Amonjaka iedarbība uz chloru  
I., 151.

- Amonjaka īpašības I., 148., 150.  
 „ iegūšana no akmeņogļem I., 146.  
 Amonjaka iegūšana no organiskām vielām I., 146.  
 Amonjaka izlietošana I., 155.  
 „ pagatavošana pēc Serpēka metodes I., 147.  
 Amonjaka pagatavošana no kalcija cianamida I., 148.  
 Amonjaka pagatavoša laboratorijā I., 148.  
 Amonjaka sadalīšana I., 152.  
 „ sinteze I., 142.  
 „ „ pēc Habera metodes I., 145.  
 Amonjaka šķidrīnašana I., 148.  
 „ šķīstamība ūdenī I., 149.  
 Amonjaks I., 61., 142., 236.  
 „ kā skābe I., 154.  
 „ „ šķīdinātais I., 149.  
 Amonija bikarbonāts II., 19., 21.  
 „ sāļu disociācija I., 159.  
 „ hidroksīds I., 157.  
 „ nitrāts I., 138., 154., 165.  
 „ nītrīts I., 138., 139.  
 „ sāļu reakcijas I., 158.  
 Amonijs I., 156.  
 Analīze, kvantitatīvā I., 48.  
 Anhidrīdi, skābju I., 43.  
 Anjoni I., 339.  
 Anods I., 339.  
 Anortīts II., 248.  
 Antimona fizioloģiskā darbība II., 324.  
 Antimona iegūšana II., 318.  
 „ īpašības II., 318.  
 „ izlietošana II., 319.  
 Antimona pentachlorīds II., 323.  
 „ pentasulfīds II., 323.  
 Antimona pentoksīds II., 322.  
 „ reducēšana II., 324.  
 „ sulfāts II., 322.  
 „ spogulis II., 320.  
 „ tetrosīds II., 322.  
 „ trichlorīds II., 321.  
 „ trioksīds II., 320.  
 „ trīsulfīds II., 321.  
 Antimonpaskābe II., 320.  
 Antimons I., 310.; II., 318.  
 Antimonūdeņradis II., 320.  
 Antimonila sulfāts II., 322.  
 Antracīts I., 234.  
 Apatīts II., 110.  
 Apgrīzeniskas reakcijas I., 81., 99., 101.  
 Aragonīts II., 110.  
 Argons I., 135.; II., 436., 439., 441.  
 Arsena dzelznis II., 310.  
 „ fizioloģiskā darbība II., 317.  
 „ iegūšana II., 310.  
 „ īpašības II., 310.  
 „ izlietošana II., 318.  
 „ pentachlorīds II., 316.  
 „ pentasulfīds II., 316.  
 „ pentoksīds II., 316.  
 „ reducēšana II., 317.  
 „ sulfīdi II., 314.  
 „ spopulis II., 312.  
 „ trichlorīds II., 315.  
 „ trioksīds I., 173.; II., 312.  
 „ trīsulfīds II., 317.  
 Arsenmolibdenskābe II., 334., 385.  
 Arsenpaskābe I., 359.; II., 313.  
 Arsens II., 310.  
 Arsenkābe I., 173.; II., 315.  
 „ pīro II., 316.  
 Arsenkābes sāļi II., 316.  
 Arsenūdeņradis II., 311.  
 Asimilācijas procesi I., 259., 260.  
 Asinis I., 36., 37.  
 Asinssāls, dzeltenais I., 116.  
 Asociācija I., 212.  
 Asterijs II., 65.  
 Atakamīts II., 72.

- Atoksils II., 318.  
 Attīrišana, vielu I., 12.  
 Atoma struktūra I., 229., 231.  
 Aromi I., 203., 205., 207.  
 Atomsiltums I., 56.  
 Atomu modeļi I., 231.  
 Atomu pasaule I., 200.  
 Atomsvars I., 54., 55., 56., 209., 212.  
 Atomsvaru praktiskā nozīme I., 58.  
 Atomsvaru tabele I., 57.  
 Atsālnis I., 14.  
 Atšķaidītu šķīdumu teorija I., 115.  
 Aurati II., 97.  
 Aurichlorids II., 97.  
 Auripigments II., 310., 314.  
 Auricianūdeņraža skābe II., 97.  
 Aurichlorūdeņraža skābe II., 97.  
 Aurisulfids II., 97.  
 Aurocianūdeņraža skābe II., 97.  
 Aurochlorids II., 96.  
 Aurocianids II., 97.  
 Aurojodids II., 96.  
 Autogēnā salošanās I., 38., 79., 246.  
 Azīdi I., 162.
- B.**
- Bakterijas I., 137., 138.  
 Balinamais kaļķis I., 327.  
 Bālā sudraba rūda II., 84.  
 Balinašana I., 107., 313.; II. 348.  
 Baltais čuguns II., 404.  
 Baltumvielas I., 138.  
 Barības vērtība uztura vielās I., 199.  
 Barija bromāts I., 354.  
 „ chlorīds I., 289., 297.; II. 125.  
 „ chromāts II., 126., 382.  
 „ fluorīds I., 295., 297.  
 „ hidroksīds I., 43., 100; II., 124.  
 Barija īpašības II., 123.  
 „ nitrāts I., 289.; II. 125.
- Barija oksīds I., 100.; II., 123.  
 „ peroksīds I., 104., 108.; II., 124.  
 Barija platocianīds II., 429.  
 „ sulfāts I., 332.; II. 126., 358.  
 Barijs II., 123.  
 Barīta ūdens I., 43.  
 Batavijas asaras II., 243.  
 Bāzes I., 33., 43., 100., 158., 338.  
 Bengaliskās uguns I., 333.  
 Berilāti II., 103.  
 Berilija atrašanās II., 102.  
 „ chlorīds II., 103.  
 „ fluorīds II., 103.  
 „ hidroksīds II., 103.  
 „ karbonāts II., 104.  
 „ oksīds II., 103.  
 Berilija sulfāts II., 104.  
 Berilijs II., 102.  
 Berilskābe II., 103.  
 Berlīnes zilums I., 268.; II., 415.  
 Bertolē sāls I., 243., 324., 331., 333., 334.  
 Besemera process II., 403.  
 „ konvertors II., 403.  
 „Beta“ stari II., 146.  
 Bezdūmu pulveris I., 195.  
 Bismuta chlorīds II., 326.  
 „ hidroksīds II., 326.  
 „ izotopi II., 327.  
 „ nitrāts II., 326.  
 „ sulfāts II., 326.  
 „ sulfīds II., 326.  
 „ tetroksīds II., 327.  
 Bismuthi magisterium II., 326.  
 Bismuthum subgallicum II., 327.  
 Bismutīla savienojumi II., 326.  
 Bismuts II., 324.  
 Bismutskābe II., 327.  
 Bismutūdeņradis II., 325.  
 Blanc-fixe II., 126.  
 Blīvums, absolūtais un relatīvais I., 73.

Boksīts I, 147.  
 Bora chlorīds II, 213.  
 „ fluorīds II, 213.  
 Boraka pērle II, 211.  
 Boraks II, 5., 17., 207.  
 Borāni II, 208.  
 Bora nitrīds II, 213.  
 Borāti II, 211.  
 Bora trioksīds II, 209.  
 Borīdi II, 208.  
 Boroetāns II, 208.  
 Borofluorūdenražā skābe II, 213.  
 Borovolframskābe II, 386.  
 Borpārskābe un perborāti II, 212.  
 Bors II, 207.  
 Borskābe I, 286., 288.; II. 207., 209.  
 Borskābes esterī II, 210.  
 Borūdenradis II, 208.  
 Brauna kustība I, 224.  
 Braunīts II, 393.  
 Bremenē zilā krāsa II, 80.  
 Britānijas metāls II, 319.  
 Bromāpskābe I, 353.  
 Brometilēns I, 244.  
 Bromīdu elektrizācija I, 354.  
 Bromīdu reakcija I, 352., 353.  
 Bromķālijs II, 52.  
 Broms I, 346., 347., 348., 351.  
 Bromskābe I, 354.  
 Bromskābes reakcija I, 354.  
 Bromsūdrabs II, 89., 91.  
 Bromūdenradis I, 346., 351., 352.  
 Bronza II, 75.  
 Bunzena deglis I, 242., 243.

### C.

Cēlgāzes I, 42., 136.; II. 436.  
 Cēlmetāli I, 42., 251.; II, 424.  
 Cements II, 247.  
 Cērija izlietošana II, 232.  
 „ reakcija II, 231.  
 Cērijs, atdališana un iegūšana II, 231.

Cerisavienojumi II, 232.  
 Cerosavienojumi II, 232.  
 Četrvariantas sistēmas I, 129.  
 Cēzija atrašanās un atdališana 60.  
 Cēzija bitartarāts II, 62.  
 „ chlorplatināts II, 62.  
 „ iegūšana II, 61.  
 „ perchlorāts II, 62.  
 Cēzijs II, 49.  
 Chameljons I, 90., 91., 107.  
 Chemolīze II, 16.  
 Chlora dioksīds I, 324.  
 Chlora heptoksīds I, 325.  
 Chloramīds I, 160.  
 Chloramonijs I. 44., 139., 147., 152., 153.  
 Chlora oksīdi I, 323., 371.  
 Chlorāpskābe I, 307., 326., 330., 335.  
 Chlorāti I, 332., 333., 334.  
 Chlorcinks I, 69.  
 Chlorhidrāti I, 313.  
 Chlorjods I, 368.  
 Chlorkālijs I, 50., 52., 101., 102.  
 Chlorkālija hidrāti II, 116., 117.  
 Chlorkālijs I, 331.  
 Chlorkāļķis I, 331.  
 Chlornātrijs elektrolīze II, 7.  
 „ iegūšana II, 14.  
 „ īpašības II, 15.  
 „ izlietošana II, 16.  
 „ tīrīšana II, 15.  
 Chlornitrozils I. 367.  
 Chloroforms I, 368.  
 Chlorpārskābe I, 335., 337.  
 Chlorpārskābes anhidrīds I, 338.  
 Chlorpārskābe I, 329., 337.  
 Chlorpārskābes anhidrīds I, 325.  
 „ sāļi I, 330.  
 Chlors I, 292., 297., 307., 308., 310., 314.  
 Chlorskābe I, 330., 332., 337.

- Chlorskābes anhidrīds I., 325.  
 Chlorskābais barijs I., 243.  
 „ kalcijs I., 331.  
 „ kalijs I., 243., 324.,  
 331., 334.  
 Chlorskābais stroncijs I., 243.  
 Chlorslāpekļis I., 366.  
 Chlorsulfonskābe II., 366.  
 Chlorūdeņradis I., 61., 152., 207.,  
 315., 316., 317., 318., 319.,  
 322.  
 Chroma alauns II., 380.  
 „ cinobrs II., 383.  
 „ dichlorīds II., 377.  
 „ elements II., 205.  
 „ fosfats II., 380.  
 Chroma iegūšana II., 375.  
 Chroma tērauds II., 405.  
 Chromati II., 381.  
 Chroma trichlorīds II., 379.  
 Chroma trioksīds II., 377., 381.  
 Chromihidroksīds II., 378.  
 Chromila chlorīds I., 321., 322.;  
 II., 383.  
 Chromisulfats II., 380.  
 Chromīts I., 350.; II. 378.  
 Chrompārskābe II., 383.  
 Chroms II., 375.  
 Chromskābe II., 435.  
 Chromskābes sāļi II., 382.  
 Ciamelīds I., 268.  
 Cians I., 141., 265., 266.  
 Cianāti I., 268.  
 Ciandzīvsudrabs I., 265.  
 Cianīdi I., 267.  
 Ciankalijs I., 265., 266.; II., 41., 55.  
 Cianskābe I., 233., 268.  
 Cianūdeņradis I., 266.  
 Cianūdeņraža skābe II., 41.  
 Cinka chlorīds II., 173.  
 Cinka fizioloģiskā darbība II., 175.  
 Cinka hidroksīds II., 172.  
 „ īpašības II., 171.  
 „ metalurģija II., 170.
- Cinka oksīds II., 172.  
 „ sulfīds I., 227.; II., 173.  
 „ vitriols II., 174.  
 Cinks I., 239.; II. 170.  
 Cinobrs II., 177.  
 Cirkonija chlorīds II., 282.  
 „ dioksīds II., 281.  
 „ hidroksīds II., 281.  
 „ sulfats II. 281.  
 Cirkonijs II., 281.  
 Čilizalpetris I., 138., 355.  
 Čugajeva reakcija II., 421.  
 Čuguns II., 404.  
 Čugunceplis II., 402.
- D.**
- Danieļa elements I., 282.; II. 192.  
 Deggāze I., 147., 242., 243.  
 Degšana I., 18.—23., 76.  
 Degšana, lēna I., 33., 77.  
 Degšana slāpekļskābē I., 194.  
 Dekantešana I., 13.  
 Detonators I. 162.  
 Destilācija I., 12., 13.  
 Dializators I., 130.  
 Dialīze I., 130.  
 Dilatometrs II., 339.  
 Dimants I., 235., 237., 274.  
 Dinamiskā līdzsvara princips I.,  
 96.  
 Disilāns II., 238.  
 Disociācija I., 99., 101., 159.,  
 212., 262.  
 Disociācijas pakāpe I., 176., 212.  
 Divvarianta sistēma I., 128.  
 Djuara trauki I., 255.  
 Dolomīts II., 105.  
 Dolomīta ieži I., 235.  
 Dubultsāļi II., 48.  
 Duralijs II., 217.  
 Dzeltenais asins sāls I., 266.;  
 II., 414.  
 Dzelzs II., 400.  
 Dzelzs chlorīds I., 317.  
 Dzelzs degšana I., 33.

- Dzelzs hidroksids I., 130., 350.  
 „ īpašības II., 401., 409.  
 „ kaļamā II., 404.  
 „ karbids I., 239.  
 „ kolčedans II., 401.  
 „ metalurģija II., 405.  
 „ oksids I., 33., 66., 69., 85., 129., 251.  
 Dzelzs oksida reducešana I., 89.  
 „ oksiduls I., 312.  
 „ oksidula savienojumi II., 410.  
 Dzelzs rodanids I., 269., 290.; II., 412.  
 Dzelzs savienojumi (skat. ferī un ferosavienojumus).  
 Dzelzs silicids II., 236.  
 „ silikats II., 73., 249.  
 Dzelzsskābe II., 409.  
 Dzelzs sulfids II., 410.  
 „ vitriols I., 69.  
 Dzesejoši maisījumi I., 125.  
 Dzīvsudraba bāziskais karbonats II., 187.  
 Dzīvsudraba cianids I., 265.  
 „ fizikalās īpašības II., 188.  
 Dzīvsudraba fizioloģiskā darbība II., 180.  
 Dzīvsudraba iegūšana II., 177.  
 „ īpašības II., 179.  
 „ izlietošana II., 179.  
 „ oksids I., 21., 311., 326.; II., 183.  
 Dzīvsudraba oksiduls II., 181.  
 „ sāļu reducešana II., 188.  
 Dzīvsudraba tīrīšana II., 178.  
 Dzīvsudrabs I., 236.; II., 177
- E.**
- Ebulioskopija I., 214.  
 Eitektiskie punkti I., 193.  
 Eka-aluminijs II., 224.  
 Ekvimolekularie daudzumi I., 213.  
 Ekvivalents, ķīmiskais I., 53., 54., Ekvivalentsvars I., 54.  
 Ekzoelektriskie procesi I., 282.  
 Ekzotermiskie savienojumi I., 105., 273., 275.  
 Elektribas atomi I., 230.  
 Elektrodi I., 339.  
 Elektroķīmiskais ekvivalents I., 341.  
 Elektrolīti, amfoterie II., 41., 218.  
 Elektrolīti I., 339.; II., 27.  
 Elektrolīze I., 283., 308., 327., 331., 335., 338., 341., 344.  
 Elektroni I., 204., 229., 230.  
 Elementi:  
 alķīmiķu I., 15.  
 amfoterie I., 44., 45., 71.  
 Aristoteļa I., 9.  
 atrašanās dabā I., 40.  
 definejums I., 26.  
 skaits I., 40.  
 Elements (galvan.), Klarka II., 200.  
 Elementu dezagregācija II., 443.  
 „ radioaktīvais sabrukums I., 226.; II., 149.  
 Elementu spektri II., 63.  
 Emulsija I., 201.  
 Endotermiski savienojumi I., 105., 273., 275., 344.  
 Entropija II., 442.  
 Etans I., 244.  
 Etiķskābe I., 236.  
 Etilalkohols I., 244.  
 Etilens I., 244., 246.
- F.**
- Fāžu likums I., 127.  
 Fēlinga šķīdums II., 81.  
 Fenoltaleīns II., 42.  
 Fenols I., 112.  
 Fenomens, Leidenfrosta I., 256  
 Fenomens Tindala I., 130.  
 Feriacetāts II., 413.  
 Ferichlorīds II., 413.  
 Feriferocianīds II., 415.  
 Ferifosfāts II., 413.  
 Ferihidroksīds II., 410., 412.

- Ferikarbonats II., 411.  
 Feriroduanids II., 56.  
 Ferisāļu hidrolīze II., 413.  
 Ferisulfāts II., 73.  
 Fermenti I., 37.  
     "    neorganiskie I., 107.  
 Ferochlorīds II., 410.  
 Ferociānūdeņraža skābe II., 414.  
 Feroferociānīds II., 414.  
 Ferohidroksīds II., 410.  
 Feroķarbonāts II., 410.  
 Feromolibdēns II., 384.  
 Ferosāļi II., 410.  
 Ferosulfāts II., 410.  
 Ferovolfrāms II., 384.  
 Filosofo akmens I., 10.  
 Filtrēšana I., 14.  
 Flintglāze II., 242.  
 Flogistons I., 18.  
 Fluoresceīns I., 218.  
 Fluors I., 292.  
 Fluoršpats I., 293., 294., 296.  
     "    II., 110.  
 Fluorūdeņradis I., 294., 295, 296.  
 Folijs I., 309.  
 Fotogrāfija II., 91.  
 Formulas, ķīm. I., 59.  
 Fosfāti:  
     difosfāti II., 305.  
 Fosfīna iegūšana II., 294.  
     "    īpašības II., 295.  
     "    jodīds II., 296.  
 Fosfīns II., 294.  
 Fosfora bromīdi II., 309.  
     "    chloroksīds II., 308., 309.  
     "    iegūšana II., 290.  
     "    jodīds I., 361; II., 309.  
     "    pentachlorīds II., 308.  
     "    pentoksīds I., 32., 100.,  
     177; II. 300.  
 Fosfora skābes II.:  
     — apskābe 302.  
     — ieskābe 303.  
     — paskābe 300., 302.  
     — piroskābe II., 306.  
 Fosfora sulfīdi II., 307.  
     "    tetroksīds II., 299.  
     "    trichlorīds II., 307.  
     "    trioksīds II., 299.  
 Fosforescence II., 139.  
 Fosfori II., 127.  
 Fosformolibdēnskābe II., 334.,  
     385.  
 Fosfors II., 289,  
     "    baltais II., 291.  
 Fosforskābes anhidrīds II., 300.  
 Fosforskābes reakcijas II., 305.  
 Fosforūdeņradis II., 115.  
     "    cietais II., 298.  
 Fosforūdeņraži II., 294.  
 Fosforvanādijskābe II., 334.  
 Fosforvolfrāmskābe II., 386.  
 Fumaroli II., 207.
- G.**
- Gaisa degšana I., 168.  
     "    mītrums I., 133.  
     "    sastāvs I., 29., 132., 133.,  
     135., 136.  
 Gaisa sausešana I., 75., 76.  
     "    šķidrīnašana I., 28.  
 Gaismas spiediens I., 137.  
 Gallija chlorīds II., 224.  
     "    hidroksīds II., 224.  
 Gallijs II., 224.  
 Galvaniskais elements II., 192.  
 Galvanoplastika II., 98.  
 Galvanostegija II., 98.  
 „Gama“ stari II., 147.  
 Gausmanīts II., 395.  
 Gāzejadu elementu molekulas  
     I., 207.  
 Gāze, uzjautriņošā I., 166.  
 Gāzes I., 31.  
 Cāzes spiediena formula I., 221.  
 Gāzes ūdens I., 147.  
 Gāžu elektrodi II., 201.  
 Gāžu jonizācija II., 140.

Gāžu kinētiskā hipoteze I., 219.  
 „ molekularsvars un blīvums I., 209.  
 Gāžu šķīstamība I., 109.  
 „ uzglabašana I., 31.  
 Gei-Lisaka tornis II., 353.  
 Generatorkrānsis I., 249.  
 Germanija dioksids II., 257.  
 „ hidrīds II., 257.  
 „ savienojumi ar halogēniem II., 258.  
 Germanijchloroforms II., 258.  
 Germanijs, atrašanās un iegūšana II., 257.  
 Ģipsis I., 101; II., 110., 119.  
 Glaubersāls I., 102., 103., 115; II., 23.  
 Glicīnijs II., 104.  
 Gloveras tornis II., 353.  
 Grafīts I., 234., 237., 274; II. 408.  
 Gramekvivalents I., 340.  
 Grenjara reakcija II., 106.

## H.

Halogēni I., 292., 346.  
 Halogēnūdeņraži I., 370.  
 Heksaminokobalta sāļi II., 418.  
 Heksavanadijskābe II., 333.  
 Helijs II., 436., 439.  
 Hemoglobīns I., 36., 252.  
 Heterogēni maisījumi I., 125.  
 Heterogēni šķīdumi I., 130.  
 Heterogēnas sistēmas I., 202.  
 Heteropoliskābes II., 334., 434.  
 Hepar sulfūris II., 55.  
 Hidratācija I., 177.  
 Hidrāti I., 42., 100.  
 Hidratu disociācija I., 101.  
 Hidratu pārvēršanās I., 103.  
 Hidrodisulfīds II., 344.  
 Hidrogēns I., 131; II., 240.  
 Hidroksilamīns I., 180.  
 Hidroksilskābe I., 262.  
 Hidroksiplatīnskābe II., 433.

Hidrolītiska disociācija II., 42.  
 Hidrolīze I., 262.; II., 41., 42.  
 Hidrotrisulfīds II., 344.  
 Hidrozols II., 240.  
 Hipochlorīti I., 326., 329., 330., 331.  
 Hiposulfīts I., 103.  
 Hofmaņa aparāts I., 298., 340.  
 Homogēnas sistēmas I., 202.

## I.

Idealā gāze I., 221.  
 Indija oksīds II., 224.  
 Indijs, atrašanās II., 224.  
 Indigo I., 329.  
 Indikators I., 43.  
 Indikatoru teorija II., 42.  
 Indukcijas periods I., 70.  
 Infuzoriju zeme II., 236.  
 Invariānta sistēma I., 98., 127., 128.  
 Īpatnejais siltums I., 56.  
 Irijs II., 424.  
 Itrijs II., 231.  
 Izomerija, optiskā I., 216.  
 Izotoniski šķīdumi I., 121., 214.  
 Izotopi I., 382.; II., 160.  
 Izotopija II., 192.  
 Izopoliskābes II., 435.  
 Izplūšana I., 102., 204.

## J.

Jatroķimīki I., 15.  
 Jaunsudrabs II., 76.  
 Jēnas stikls II., 242.  
 Joda monohlorīds I., 368.  
 Joda oksīdi I., 364.  
 Joda pentafluorīds I., 368., 369.  
 Joda pentoksīds I., 364., 366., 371.,  
 Jodapskābe I., 364.  
 Jodāti I., 364.  
 — reakcijas I., 365.  
 Joda trichlorīds I., 368.

Joddzīvsudrabs I., 46., 47.  
 Jodīdu reakcijas I., 362.  
 Jodkalījs I., 46., 47., 107., 328.,  
 356.; II., 53.  
 Jodoforms I., 368.  
 Jodometrija I., 359.  
 Jodpārskābe I., 366.  
 Jods I., 292., 328., 346., 355.,  
 356., 357., 358., 359.  
 Jodslāpekļis I., 366.  
 Jodsudrabs II., 89.  
 Jodūdeņradis I., 359., 360.  
 Jodūdeņraža skābe I., 362.  
 Joni I., 226., 227.  
 Jonu krāsa II., 45.  
 Jonu reakcijas II., 45., 48.  
 Jonu teorija II., 26.  
 Jūras putas II., 105.

### K.

Kadmija chlorīds II., 176.  
 „ cianīds II., 177.  
 „ hidroksīds II., 175.  
 „ jodīds II., 176.  
 „ oksīds II., 175.  
 „ sulfāts II., 177.  
 „ sulfīds II., 176.  
 Kadmijs, atrašanās II., 175.  
 Kainīts II., 50., 105.  
 Kalcija atrašanās II., 110.  
 „ bikarbonāts II., 117.  
 „ chlorīds I., 307., 317.,  
 331.; II., 116.  
 Kalcija cianamīds I., 147.; II., 118.  
 Kalcija fluorīds I., 295.  
 „ fosfāts II., 119.  
 „ fosfīds II., 115.  
 „ hidrīds II., 111.  
 „ hidroksīds II., 113.  
 „ hipochlorīts II., 121.  
 „ iegūšana II., 110.  
 „ karbīds I., 147., 244.,  
 245.; II., 114.  
 Kalcija karbonāts II., 19., 117.

Kalcija manganīts II., 394.  
 „ nitrāts I., 190.; II., 119.  
 „ nitrīds I., 155.; II., 115.  
 „ nītrīts I., 190.  
 „ oksalāts II., 118.  
 „ oksīds II., 112.  
 „ ortoplumbāts II., 272.  
 „ peroksīds II., 114.  
 „ sāļu fizioloģiskā darbība  
 II., 121.  
 Kalcija sulfāts II., 119.  
 „ sulfīds II., 18., 115.  
 „ tiosulfāts II., 362.  
 Kalcījs I., 310.; II., 110.  
 Kalija bichromāts I., 307., 321.,  
 322., 332.  
 Kalija bikarbonāts II., 54.  
 „ bisulfāts II., 58.  
 „ bitartarāts II., 56.  
 „ bromāts I., 354.  
 „ bromīds II., 52  
 „ chlorāts I., 307., 330., 331.,  
 334.; II., 58.  
 Kalija chlorīds I., 334.; II., 52.  
 „ chlorplatināts II., 59.  
 „ cianāts I., 268.; II., 55.  
 „ cianīds II., 55.  
 „ cirkonofluorīds II., 282.  
 „ ferāts II., 414.  
 „ ferocianīds I., 267.; II., 414.  
 „ fluorsilikāts II., 56.  
 „ fluortantalāts II., 333.  
 „ fluortitanāts II., 280.  
 „ hidrīds II., 51.  
 „ hidroksīds I., 43., 330.;  
 II., 51.  
 Kalija hidrosulfīds II., 343.  
 „ īpašības un izlietošana II.,  
 50.  
 Kalija jodāts II., 53.  
 „ jodīds II., 53.  
 „ karbonāts II., 53.  
 „ kausejumi ar metāliem  
 II., 51.

- Kalija kobaltnitrats II., 417.  
 „ kobaltnitrīts II., 56.  
 „ kobaltocianīds II., 416.  
 „ kuprocianīds II., 78, 98.  
 „ — magnija dubultkarbonāts II., 53.  
 Kalija manganāts II., 398.  
 „ — nātrija kupritartarāts II., 81.  
 Kalija nitrāts I., 44., 114.; II., 57.  
 „ nitrīds I., 155.  
 „ nitrīts II., 56.  
 „ oksīds II., 51.  
 „ pentasulfīds II., 55.  
 „ perchlorāts I., 335.; II., 59.  
 „ permanganāts I., 307.; II., 348., 398.  
 Kalija peroksīds II., 51.  
 „ persulfāts II., 359.  
 „ rodanīds II., 55.  
 „ sāļu fizioloģ. darbība II., 59.  
 Kalija sāļu radioaktivitāte II., 60.  
 „ silīkats II., 56., 239.  
 „ stikls II., 241.  
 „ sudrabcianīds II., 98.  
 „ sulfāts II., 58.  
 „ tetroksīds II., 61.  
 „ tiosulfāts II., 55.  
 „ zālpētris II., 58.  
 Kalijš II., 49.  
 Kalkarona II., 337.  
 Kalomēls II., 181.  
 Kalķi, dedzinātie II., 113.  
 Kalķi, mūrnieku II., 113.  
 Kalķu piens I., 64.  
 Kalķslāpēklis I., 147.; II., 118.  
 Kalķūdens I., 43.  
 Kaolīns II., 214.  
 Karāļūdens I., 367.  
 Karbīds I., 237., 238., 239., 245., 246.  
 Karborunds I., 253.  
 Karnalīts II., 50., 105.  
 Neorganiskās ķīmijas kurss II. sēj.
- Kassija purpurs II., 95.  
 Katalizators I., 240., 302., 311., 336.  
 Katalizatoru nonāvēšana I., 78., 106., 145.  
 Katalīze I., 31., 70., 78., 106.  
 Katjoni I., 339.  
 Katods I., 339.  
 Katoda stari I., 229.  
 Kaula ogle I., 236.  
 Keramika II., 245.  
 Ķīmija:  
 analītiskā I., 14.  
 nozīme kultūras vēsturē I., 7.  
 pneimatiskā I., 17.  
 sintētiskā I., 15.  
 vārda nozīme I., 8.  
 Kippa aparāts I., 253., 254.  
 Kizerīts II., 105.  
 Kleveīts I., 186.  
 Klinkers II., 246.  
 Kobalta akvaaminsāji II., 418.  
 Kobalta chlorīds II., 416.  
 „ cianīds II., 416.  
 „ iegūšana II., 415.  
 „ izlietošana II., 419.  
 „ oksīds II., 415.  
 „ oksidulšs I., 311.; II., 415.  
 Kobaltihidroksīds II., 416., 417.  
 Kobaltisulfāts II., 417.  
 Kobaltohidroksīds II., 416.  
 Kobaltonitrāts II., 417.  
 Kobaltosulfāts II., 417.  
 Kobaltosulfīds II., 416.  
 Kobalts II., 415.  
 Koka ogle I., 235.  
 Koka spirts I., 236.  
 Kokss I., 235.  
 Koloīdi I., 129., 130., 202., 225.  
 Kompleksie anjoni II., 47., 189.  
 Kompleksie katjoni II., 190.  
 Kondensētas sistēmas I., 112.  
 Kontakta metode II., 355.  
 Koronijs II., 65.  
 Korundi II., 214.

Kosmogonija II., 444.  
 Kramainis I., 237.; II., 239.  
 Kriohidrāts I., 125.  
 Kriolīts I., 293.; II., 5., 214.  
 Krioskopija I., 214.  
 Kriptons I., 136.; II., 436.  
 Kristalizācija I., 14.  
 Kristaloīdi I., 131.  
 Kritiskā temperatūra I., 113.  
 „Kronglas“ II., 241.  
 Ksenons I., 136.; II., 436.  
 Kūdra I., 234.  
 Kupriacetāts II., 81.  
 Kuprichlorīds II., 80.  
 Kuprichlorīdeņģraža skābe II., 80.  
 Kuprikarbonāts, bāziskie II., 81.  
 Kuprinitrāts II., 81.  
 Kuprisulfāts II., 81.  
 Kuprisulfīds II., 80.  
 Kupriti II., 79.  
 Kuprochlorīds II., 77.  
 Kuprocianīds II., 78.  
 Kuprojodīds II., 78.  
 Kuprorodanīds II., 78.  
 Kuprosulfāts II., 79.  
 Kuprosulfīds II., 72., 77.  
 Kvarca stikls II., 239.  
 Kvēlsietīņi II., 283.  
 Kvintesence I., 9.

L.

Lakmuss I., 33.  
 Lantāns II., 231.  
 Laukšpats I., 200.; II., 214., 236.  
 Leblana metode II., 17., 115.  
 Ledus izgarošana I., 96.  
 Ledus, karstais I., 95.  
 Ledus kušana I., 95.  
 Leidenfrostā fenomens I., 256.  
 Leklanšē elements II., 203.  
 Līdzsvars, ķīmiskais I., 81., 82.,  
 83., 128.  
 Līdzsvars, metastabilais I., 115.  
 Līdzsvara pārvietošana I., 86.

Līdzsvara (dinamiskā) princips  
 I., 96., 144.

Liesma, apgriezta I., 76.

Likumi:

aktīvo masu likums I., 84.  
 Archimēda „ I., 264.  
 Boīļa „ I., 220.  
 Dilonga un Pti „ I., 56.  
 Faradeja „ I., 339.,  
 340.  
 fāžu „ I., 128.  
 gāžu šķīšanas „ I., 110.  
 Gei-Lisaka „ I., 220.  
 ķīmisko ekvivalentu „ I., 52.,  
 206.  
 konstanto attiecību „ I., 48.,  
 49., 205.  
 masas pastāvības „ I., 46.,  
 205.  
 Mozli „ I., 392.  
 oktavu „ I., 374.  
 Ostvalda „ I., 238.  
 „pārvietojumu“ „ II., 164.  
 Rauļa „ I., 120.  
 šķidrumu izgarošan. „ I., 133.  
 Valdena „ II., 36.  
 vienkāršu skaitu „ I., 50,  
 51., 205.  
 vienkāršu tilpumu „ I., 60.,  
 61., 77., 207.

Lipovica kausejums II., 324.

Litija bikarbonāts II., 5.  
 „ citrāts II., 5.  
 „ fizioloģiskā darbība II., 5.  
 „ fosfāts II., 5.  
 „ hidrīds II., 4.  
 „ hidroksīds II., 4.  
 „ iegūšana II., 3., 4.  
 „ karbonāts II., 4., 5.  
 „ nitrīds I., 155.; II., 4.  
 „ oksīds II., 4.  
 „ sāļu reakcijas II., 4.  
 Litiji, atrašanās II., 3.

Lošmita skaitlis I., 224., 225.,  
226., 228.  
Luminescencija I., 34., 79.

**M.**

Magnalijs II., 216.  
Magnezijas mikstura II., 109.  
Magnezija-amonija fosfats II., 109.  
Magnija chlorids II., 108.  
" degšana I., 19., 22., 33., 48.  
" hidroksids II., 107.  
" izlietošana II., 106.  
" karbonats II., 108.  
" nitrīds I., 135., 141., 155.;  
II., 108.  
Magnija oksīds I., 33., 65.; II., 107.  
" perhidrols II., 107.  
" peroksīds II., 107.  
" pirofosfats II., 109.  
" reakcija ar ūdeni I., 65.  
" sulfats I., 108., 109.  
Magnijs II., 105.  
Mākslīgais dimants I., 238.  
" grafitis I., 237.  
Māls II., 236., 245.  
Mangana chlorīds II., 396.  
" dioksīds II., 393.  
" fosfats II., 396.  
" hidroksīds I., 350.;  
II., 396.  
" hidroksīduls I., 350.  
" iegūšana II., 393.  
" manganīts II., 395.  
" oksīds II., 394.  
" oksīduls I., 306.  
" peroksīds I., 305., 313.  
" špats II., 393.  
" sulfīds II., 396.  
" tērauds II., 405.  
" tetrachlorīds II., 397.  
Manganīts I., 306.; II., 394.  
Manganisulfats II., 397.  
Manganosulfats I., 108., 312.;  
II., 396.

Manganpārskābe II., 399.  
Manganpārskābes anhidrīds II.,  
395.  
Manganpaskābe II., 393.  
Mangans II., 393.  
Maisīts anhidrīds I., 177.  
Maisītā gāze I., 67.  
Malachīts II., 72., 81.  
Marmors II., 110.  
Marša reakcija II., 312.  
Masas neiznīcības princips I., 25.  
Materijas dališana I., 218.  
" evolūcija II., 442.  
Melnā platīna II., 427.  
Merkūribromīds II., 186.  
Merkuricianīds II., 187.  
Merkurijodīds II., 186.  
Merkurinitrats II., 188.  
Merkurodanīds II., 188.  
Merkurisulfats II., 188.  
Merkurisulfīds II., 184.  
Merkurochlorīds II., 181.  
Merkurojodīds II., 182.  
Merkuronitrats I., 287., 321.;  
II., 182.  
Merkurosulfats II., 182.  
Merkurosulfīds II., 181.  
Mēslošana I., 139., 155.  
Metaantimonpaskābe II., 320.  
Metaarsenskābe II., 316.  
Metaborskābe II., 210., 211.  
Metacirkonāts II., 281.  
Metafosforskābe II., 300., 306.  
Metahemoglobīns I., 334.  
Metāli I., 42.  
Metalogrāfija I., 201.  
Metaloīdi I., 42.  
Metaloīdu chlorīdi I., 322.  
Metalu chlorīdi I., 322.  
" spraigumu rinda II., 199.  
" sulfīdi II., 343.  
Metāns I., 239., 240., 246.  
Metastabils līdzsvars I., 115.  
Matavanadijskābe II., 322.

Metavolfframati II., 385.  
 Metavolfframskābe II., 435.  
 Metilens I., 244.  
 Mezotorijs II., 284.  
 Mičerliha reakcija II., 292.  
 Mikrons I., 217.  
 Mikromikrons I., 217.  
 Minerāļavoti I., 88.  
 Minerāļūdeņi I., 88.  
 Minijs II., 273.  
 Misiņš II., 75.  
 Mitrums I., 133.  
 Molekula I., 205.  
 Molekulu absol. ātrums I., 222.  
 „ ceļa garums I., 223.  
 „ skaits vienā  $\text{cm}^3$ . I.,  
 228, 229.  
 Molekulu uzbūve I., 215.  
 „ videjais ātrums I., 223.  
 Molekularsvara aprēķins I., 210,  
 214.  
 Molekularsvars I., 59., 159., 209.  
 Molekularsvara nozīme I., 211.  
 Molibdatu reakcijas II., 386.  
 Molibdena halogensavienojumi  
 II., 385.  
 Molibdena iegūšana II., 384.  
 „ īpašības II., 384.  
 „ spīdums II., 384.  
 „ tērauds II., 405.  
 Molibdēns II., 384.  
 Mols I., 209.  
 Monofosfats II., 305.  
 Mora sāls II., 411.  
 Mūrnieku kaļķi II., 113.

## N

Nafta I., 234., 236.  
 Naftalīns I., 236.  
 Natrija amalgama II., 8.  
 „ amīds I., 154.  
 „ atrašanās II., 5.  
 „ aurocianīds II., 95.  
 „ azīds II., 12.

Natrija bikarbonāts I., 286., 328;  
 II., 19, 21.  
 Natrija bisulfāts I., 190; II., 24.  
 „ bisulfīts II., 23.  
 „ borāts I., 287.  
 „ bromīds I., 16.  
 „ chlorīds II., 14.  
 „ hidrīds II., 8.  
 „ hipochlorīts I., 160., 327.  
 „ iegūšana II., 6.  
 „ īpašības II., 7.  
 „ izlietošana II., 8.  
 „ jodāts I., 356.  
 „ jodīds II., 16.  
 „ kaļķis I., 146.  
 „ kausejumi II., 8.  
 „ kodīgā pagatav. un izlie-  
 tošana II., 11., 12.  
 Natrijs kodīgais I., 342; II., 6., 7.  
 Natrija nitrāts I., 138; II., 22.  
 „ nitrīds II., 12.  
 „ nitrīts I., 129; 21., 22.  
 „ oksīds II., 9, 10.  
 „ perborāts II., 211.  
 „ peroksīds I., 104., 329; II.,  
 10.  
 Natrija piroantimonāts II., 23.  
 „ silikāts II., 21., 239.  
 „ stikls II., 241.  
 „ sulfāts I., 342; II., 13., 23.  
 „ sulfhidrāts II., 13.  
 „ sulfīds II., 13., 17.  
 „ sulfīts II., 23.  
 „ tiosulfāts I., 103, 359; II.,  
 13., 24.  
 Natrija tīrīšana II., 15.  
 „ zāļpetris I., 138.  
 Natrijs I., 309., 342; II., 5.  
 Natrons II., 5.  
 Nebullījs II., 65.  
 Neitralizācija I., 44., 71., 108; II., 39.  
 Nemetāli I., 42.  
 Neons I., 136; II., 436., 440.  
 Neo-ozons II., 107.

Neosalvarsans II., 318.  
 Nepiesātinats savienojums I., 172.  
 Nernsta teorija II., 194.  
 Neslera reaktīvs II., 187.  
 Niķeļa akumulators II., 204.  
 Niķeļa atrašanās un iegūšana II., 419.  
 Niķeļa chlorīds II., 420.  
     "    cianīds II., 420.  
     "    fizikalās īpašības II., 421.  
     "    hidroksīds II., 420.  
     "    izlietošana II., 420.  
     "    ķīmiskās īpašības II., 422.  
     "    oksiduls II., 420.  
     "    sulfāts II., 420.  
     "    sulfīds II., 420.  
     "    tetrakarbinols II., 420.  
     "    tērauds II., 405.  
     "    tīrīšana II., 420.  
 Niķelis I., 240; II., 419.  
 Niobija atdalīšana II., 330.  
 Niobijs II., 330.  
 Niobijskābe II., 333.  
 Nitriīdi I., 135., 141., 147., 155.  
 Nitrifikācija I., 138.  
 Nitritu pagatavošana I., 183.  
 Nogulsnešana I., 13.  
 Nolidzinājumi, ķīmiskie I., 48  
     "    sastādīšana I., 59.  
 Normalais ūdeņraža elektrods II., 198.  
 Normalie elementi II., 200.  
     "    šķīdumi I., 49.  
 Normalsvars I., 73., 209.  
 Nulle, absolūtā I., 72.

**O**

Ogle I., 32., 60.  
     "    amorfā I., 236., 237.  
     "    brūnā I., 234.  
     "    retortu I., 235.  
 Oglekļa dioksīds I., 32., 235,  
     249., 253., 255.

Oglekļa oksīds I., 66., 239., 240.,  
     248., 249., 250., 251., 252.  
 Oglekļa tetrabromīds I., 368.  
     "    tetrachlorīds I., 312., 367.  
     "    tetrafluorīds I., 367.  
     "    tetrajodīds I., 386.  
 Ogleklis I., 233., 235., 236., 237.,  
     238., 239.  
 Ogles iedarbība uz ūdeni I., 66.  
 Ogļhidrāti I., 259.  
 Ogļskābais barijs I., 261.  
     "    kalcijs I., 235., 253.,  
     260., 261; II., 17.  
 Ogļskābais kalcijs II., 49., 50., 53.  
     "    magnījs I., 235., 253.  
     "    nātrijs II., 17.  
 Ogļskābe I., 133., 235., 260., 261.,  
     262; II., 433.  
 Ogļskābes izcelšanās gaisā I., 134.  
 Ogļūdeņraži I., 69., 71., 135., 234.,  
     239.  
 Oksidāzi I., 37.  
 Oksidēšana I., 68., 312.  
     "    lēna I., 104.  
 Oksidejošie elektrodi II., 203.  
     "    spraugumi II., 206.  
 Oksidētāji I., 332.  
     —    definejums II., 205.  
 Oksīdi I., 32., 43.  
 Oksihemoglobīns I., 36.  
 Oksisilīdīns II., 256.  
 Oksilīkvīts I., 38.  
 Oligoklas II., 236.  
 Optiskā izomerija I., 216.  
 Ortofosforskābe II., 304.  
 Ortosilīcijskābe II., 245.  
 Ortovanādijskābe II., 332., 435.  
 Osmija tetroksīds II., 424.  
 Osmijs II., 424.  
 Osmotiskais spiediens I., 115.,  
     116., 130., 213., 215., 225.  
 Ostvalda atšķaidīšanas likums  
     II., 37., 39.  
 Ostvalda elektrods II., 197.

Ozona atrašanās I., 38.  
 „ fizioloģiskā darbība I., 39.  
 „ īpašības I., 39.  
 „ izlietošana I., 40.  
 „ pagatavošana I., 39.  
 Ozons I., 38., 294.  
 Ožamais spirts I., 43., 147., 149.

**P**

Pakāpeniska disociācija II., 43.  
 Paladija jodīds II., 426.  
 Paladijs II., 424.  
 Palingenezija I., 12.  
 Paravolframāti II., 385.  
 Parciālais spiediens I., 101.  
 Pārkristālizēšana I., 114.  
 Pārsātināts šķīdums I., 115.  
 Pasivitate I., 70.  
 Pašreducēšana I., 108.  
 Pelekā alva II., 260.  
 Pelekais čuguns II., 404.  
 Pentaminokobalta sāļi II., 418.  
 Pentationskābe II., 364.  
 Perhidrols I., 104., 107.  
 Peroksīdi I., 108.  
 Perpetuum mobile I., 121; II., 141., 192.  
 Piesātināti savienojami I., 173.  
 Pīrits II., 73., 401.  
 Pīroantimonskābais nātrijs II., 23.  
 Pīroarsenskābe II., 316.  
 Pīroforā dzelzs I., 85.  
 Pīroforie metāli II., 232.  
 Pīrofosforskābe II., 306.  
 Pīroluzīts II., 393.  
 Pīrosērskābe II., 318.  
 Pīrosulfāti II., 358.,  
 Pīrotehnika I., 334.  
 Pīrovanadāti II., 333.  
 Pīrovanadijskābe II., 332.  
 Planētu sastāvs I., 41.  
 Platiaku rinda II., 428.  
 Platīna II., 424., 426.  
 „ koloīdālā II., 427.

Platīnas dichlorīds II., 428.  
 „ īpašības II., 426.  
 „ izlietošana II., 427.  
 „ katalītiskais iespaids I., 78.  
 Platīnas metāli II., 423.  
 „ metālu oksīdi II. 425.  
 „ „ sāļi II., 426.  
 „ oksīds II., 428.  
 „ tetrachlorīds II., 428.  
 „ triksīds II., 428.  
 Platinohidroksīds II., 428.  
 Plazmolīze I., 118.  
 Plumbisulfāts II., 273.  
 Plejades II., 164.  
 Plumbāti II., 272.  
 Pneimatiskā vanna I., 21.  
 Polarizācija (elektrodi) I., 343; II., 203.  
 Polimerizācija I., 176., 268.  
 Polisulfīdi II., 13.  
 Politionskābes II., 363.  
 Polonija izotopi II., 370.  
 Polonijs II., 136., 160., 370.  
 Polonijūdeņradis II., 370.  
 Porcelāns II., 245.  
 Portlandcementi II., 247.  
 Potašs II., 49.  
 Pīraeokobalta sāļi II., 418.  
 Precipitācija—nogulsnešana  
 Protaktīnijs II., 335.  
 Pseidošķīdumi I., 202.  
 Pudlingprocess II., 404.  
 Pulveris, bezdūmu I., 195.  
 Purvu gāze I., 239.  
 Puscaurlaidošā membrāna I., 116.  
 Putekļi I., 137.

**R**

Radija atomsvars II., 137.  
 „ dzīves periods II., 155.  
 „ elektr. darbība II., 139.  
 „ emanācija II., 149.

- Radija fizioloģiskā darbība II, 138.  
 Radija fotografiskā darbība II, 139.  
 Radija īpašības II, 137.  
   " izcelšanās II, 161.  
   " ķīmiskā darbība II, 138.  
   " sāļi II, 137.  
 Radijs II, 133., 136.,  
 Radikals I, 156.  
 Radioaktīvais līdzsvars II, 162.  
 Radions I, 217.  
 Radiosvins II, 160., 274.  
 Radiotorijs II, 284.  
 Radons II, 441.  
 Raga sudrabs II, 84.  
 Reakcijas, apgriezeniskas I, 82., 87., 152.  
 Reakciju aizturešana I, 36.  
 Reakciju ātrums I, 34., 35., 82., 106.  
 Realgars II, 310., 314.  
 Recešana I, 131.  
 Reducejošie elektrodi II, 206.  
 Reducešana I, 20., 50., 68., 81., 87., 161.  
 Relativitātes princips I, 48.  
 Retzemju elementi II, 229.  
 Rodanskābe I, 268., 269.  
 Romancements II, 248.  
 Rozeokobalta sāļi II, 418.  
 Rozes kausejums II, 324.  
 Rubidija bitartarāts II, 61.  
   " chlorplatināts II, 61.  
   " hidroksīds II, 61.  
   " jodtetrachlorīds II, 62.  
   " perchlorāts II, 61.  
   " polihalogeni II, 62.,  
   " sāļi II, 61.  
   " tetroksīds II, 60.  
 Rubīdijs II, 60.  
 Rubīni II, 214.  
 Rūsešana I, 65.  
 Rutenija tetroksīds II, 424.  
 Rutenijs II, 424.

## S

- Saldešanas mašīnas I, 155.  
 Sāļi I, 43., 71; II, 334.  
 Salicilskābais litījs II, 5.  
 Sāļraži I, 292.  
 Sālsskābe I, 302., 315.  
 Sāļu hidrāti I, 100.  
   " izplūšana I, 102.  
   " kompleksi II, 48.  
   " reducešana I, 87.,  
   " trusešana I, 102.  
 Salvarsans II, 318.  
 Sarkanais asins sāls II, 415.  
 Sarkanā sudraba rūda II, 84.  
 Sārmi I, 33., 43., 158.  
 Sārņu disociācijas pakāpe II, 69.  
   " metāli II, 49.  
   " metālu analogijas II, 65.  
   " " fizikal. īpašības II, 66.  
 Sārņu metālu karbonātu disoc. spied. II, 68.  
 Sārņu metālu sāļu rašanās sil- tums II, 66.  
 Sārņu metālu sāļu šķīstamība II, 66.  
 Sārņu stiprums II, 69.  
 Saturna koks I, 287.  
 Saules sastāvs II, 65.  
   " spektrs II, 62.  
 Savienojumi, nepiesātinātie I, 172.  
 Savienojumi, piesātinātie I, 173.  
 Savienošanās svārs I, 54., 207.  
 Scintilācija I, 227.  
 Selena dioksīds II, 368.  
   " halogensavienojumi II, 369.  
 Selena īpašības II, 367.  
 Selenpaskābe II, 368.  
 Selens II, 367.  
 Selenskābe II, 369.

- Selenūdeņradis II., 368.  
 Šēles zaļums II., 83.  
 Šēlīts II., 384.  
 Senjeta sāls II., 81.  
 Sēra alotropiskie veidi II., 338.  
   " chlorīds II., 365.  
   " degšana I., 20., 60.  
   " dioksīds I., 32; II., 344.  
   " heksafluorīds II., 364.  
 Sēra iegūšana II., 337.  
 Sērains spīdums II., 84.  
 Sēra īpašības II., 338.  
   " molekularsvars II., 341.  
   " piens II., 55.  
 Sēraskābe (hidrosēraskābe) II., 350.  
 Sēra savienojumu strukturformulas II., 360.  
 Sēra tetrachlorīds II., 365.  
   " trioksīds II., 100., 348., 350.  
   " politionskābes II:  
     ditionskābe, 363.  
     tritionskābe, 363.  
     tetrationskābe, 364.  
     pentationskābe, 364.  
 Sērogleklis I., 263.  
 Sērparskābe II., 359.  
 Sēraskābais nātrijs II., 23.  
 Sēraskābe II., 351.  
 Serpeka metode II., 220.  
 Sērs II., 336.  
 Sērskābais jods II., 386.  
   " nātrijs II., 23.  
 Sērskābe II., 317.  
   — piro II., 358.  
 Sērskābes izlietošana II., 358.  
 Sērs, valkanais II., 340.  
 Sērūdeņradis II., 341.  
   — īpašības II., 342.  
 Silani II., 236.  
 Silicīdi II., 236.  
 Silīcija dioksīds II., 239.  
 Silīcija fluorīds II., 254.  
 Silīcija fluorūdeņraža skābe II., 255.  
 Silīcija tetrachlorīds II., 254.  
 Silīcijchloroforms II., 254.  
 Silīcijs II., 235.  
 Silīcijskābe, II., 239., 297., 433.  
   — hekso II., 241.  
   — koloīdala II., 240.  
 Silīcijūdeņraži II., 236.  
 Silīcijvolframskābe II., 386.  
 Silikāti II., 236.  
   " dabīgie II., 248.  
 Silikatu hidrolīze II., 240.  
   " iedalījums II., 249.  
   " strukturformulas II., 250.  
 Siltums kā kustība I., 221.  
 Silunds II., 254.  
 Silvins II., 50.  
 Simboli, ķīmiskie I., 41., 59.  
 Simens-Martena metode II., 404.  
 Skābekļa atomsvars I., 55.  
   " ekvivalentsvars I., 54.  
   " iegūšana I., 21.  
   " īpašības I., 22., 31., 32.  
   " izlietošana I., 38.  
   " pagatavošana I., 27., 30.  
 Skābekšskābais kalcijs II., 118.  
 Skābekšskābe I., 250.  
 Skābes I., 33., 42., 43., 68., 71., 100; II., 338.  
 Skābes definejums I., 37.  
 Skābju disociācija II., 36.  
 Skābo sāļu disociācija II., 43.  
 Skandījs II., 231.  
 Šķīdrie depolarizatori II., 205.  
 Šķīdumu šķīšana I., 111.  
 Šķīdumi, koncentrēti I., 123.  
 Šķīdums, pārsātināts I., 115.  
 Šķīdumu sasaldēšana un kušana I., 123.  
 Šķīšanas koeficients I., 111.  
 Šķīstamība I., 109.  
 Šķīstamības reizinājums II., 46.  
 Šķīstošais stikls II., 239.  
 Slāpekļa aktīvēšana I., 197., 198.

- Slāpekļa apskābe I, 183.  
 „ dioksids I, 168., 172.  
 „ īpašības I, 140., 141.  
 „ nozīme I, 196.  
 „ oksidešana I, 172.  
 „ oksids I, 141., 167.  
 „ oksiduls I, 165.  
 „ pagatavošana I, 132., 139.  
 „ pārskābe I, 196.  
 „ paskābe I, 151., 173., 174., 183.  
 Slāpekļa pentoksids I, 177.  
 „ sadalīšana I, 198.  
 „ sulfids I, 364.  
 „ trioksids I, 173.  
 Slāpekļis I, 131.  
 — aktīvais I, 141.  
 — augsnē I, 138.  
 — dzīvās būtnēs I, 138.  
 — kaļķa I, 147.  
 Slāpekļpārskābe I, 196.  
 Slāpekļpaskābais nātrijs II, 21.  
 Slāpekļpaskābes anhidrīds I, 174.  
 Slāpekļskābais kalcijs II, 119.  
 „ nātrijs II, 5., 22.  
 „ sudrabs II, 261., 287.  
 Slāpekļskābe I, 151., 173., 186.  
 „ kā oksidējais I, 193.  
 „ kūpošā I, 190.  
 „ no gaisa I, 187., 188., 189.  
 Slāpekļskābes hidrāti I, 192.  
 „ ilgūšana pēc Ostvalda metodes I, 187.  
 „ īpašības I, 190.  
 „ sāļu reakcijas I, 194.  
 Slāpekļūdeņradis I, 162., 163.  
 Smagais špats II, 123.  
 Smaragds II, 102.  
 Solveja metode II, 116.  
 Spektrānalīze II, 62.  
 Spektri, debess spīdekļu II, 64.  
 Spīdešanas spiediens I, 36.  
 Spīdošās masas II, 127.  
 Spintariskops I, 227.  
 Spoguļčuguns II, 404.  
 Sprādziens I, 77., 78.  
 Sprāgstošā gāze I, 76.  
 Sprāgstošais antimons II, 319.  
 Sprāgstošās gāzes ķēde II, 202.  
 Spridzināmās vielas I, 195.  
 Stādu barošanās I, 138.  
 Stalagmiti II, 118.  
 Stalaktīti II, 118.  
 Stannisulfīds II, 265.  
 Stannohidroksīds II, 263.  
 Stannosulfīds II, 265.  
 Stereokīmija I, 216.  
 Sterilizācija I, 40.  
 Stikli, krāšaini II, 242.  
 Stikls, optiskais II, 241.  
 „ pudeļu II, 241.  
 Stiklu pagatavošana II, 241., 244.  
 Stroncianīts II, 122.  
 Stroncija chromāts II, 126.  
 „ hidroksīds II, 123.  
 Stroncija īpašības II, 122.  
 „ izlietošana II, 123.  
 „ karbonāts II, 122., 123.  
 „ sulfāts II, 122., 123.  
 Stroncijs II, 122.  
 Strukturformulas I, 163.  
 Sublimācija I, 13.  
 Sublimāts II, 185.  
 Sudraba bromīds II, 89.  
 „ chlorīds I, 321; II, 84., 89.  
 Sudrabchlorūdeņraža skābe II, 89.  
 Sudraba chromāts II, 383.  
 „ cianīds II, 90.  
 Sudraba ciankalcijs II, 90.  
 Sudraba elektrolītiska nogulsnešana II, 86.  
 Sudraba fluorīds II, 89.

Sudraba hidroksids II., 87.  
 „ hiponitrits I., 183.  
 „ īpašības II., 86.  
 „ izlietošana II., 87.  
 „ jodids II., 89.  
 „ karbonats II., 90.  
 „ metaborats II., 212.  
 „ metalurģija II., 84.  
 „ nitrats I., 321., II., 87.,  
 90.  
 Sudraba oksids II., 87.  
 „ pēroksids II., 88.  
 „ persulfats II., 88.  
 „ rafinešana II., 85., 86.  
 „ rodanids II., 90.  
 „ rūda (bālā) II., 84.  
 „ sulfats II., 91.  
 „ silfids II., 86.  
 „ tiosulfats II., 91.  
 „ titrešana II., 90.  
 Sudrabošana II., 87.  
 Sudrabs II., 71., 83.  
 „ koloidals II., 87.  
 Sulfaurati II., 98.  
 Sulfiti II., 351.  
 Sulfoantimonskābe II., 323.  
 Sulfomerkurati II., 184.  
 Sulfomolibdats II., 386.  
 Sulfoperskābe II., 359.  
 Sulfurilchlorids II., 365.  
 Superfosfats II., 119., 306.  
 Svars un masa I., 47.  
 Svars, negatīvais I., 23.  
 Šveicera reaktīvs II., 80.  
 Svešie elementi II., 65.  
 Svina acetats I., 261., 297., 321.,  
 329; II., 270.  
 Svina akumolators II., 203.  
 „ azids I., 162.  
 „ baltums II., 269.  
 „ bāziskie karbonāti II., 269.  
 „ borats II., 212.  
 „ — chlorūdegraža skābe II.,  
 273.

Svina chromats II., 271., 382.  
 „ dioksids II., 271.  
 „ fluorids I., 297.  
 „ hidroksids II., 268.  
 „ hipofosfats II., 304.  
 „ hiponitrits I., 183.  
 „ īpašības II., 267.  
 „ izlietošana II., 267.  
 „ izotopi II., 274.  
 „ jodids II., 268.  
 „ karbonats II., 269.  
 „ metalurģija II., 266.  
 „ nitrats II., 270.  
 „ oksids I, 311; II., 267.  
 „ sulfats II., 271.  
 „ sulfids II., 268.  
 „ tetrachlorīds II., 273.  
 „ trioksīds II., 273.  
 Svins II., 266.  
 „ koloidals II., 267.  
 Šveinfurtes zaļums II., 83.

## T.

Talks II., 105.  
 Tallija alauns II., 225.  
 „ chlorplatinats II., 226.  
 „ halogenīdi II., 225.  
 „ izotopi II., 226.  
 „ oksīds II., 226.  
 „ sulfīds II., 225.  
 Tallijs II., 224.  
 Tallichlorīds II., 226.  
 Tallohidroksīds II., 225.  
 Tallojodīds II., 225.  
 Tallokarbonats II., 225.  
 Tallosulfats II., 225.  
 Tantals II., 330.  
 Tantalskābe II., 333.  
 Tautomerija I., 269.  
 Tellura dioksīds II., 368.  
 „ īpašības II., 367.  
 „ savienojumi ar haloge-  
 niem II., 369.  
 Tellurpaskābe II., 368.

- Tellurs II., 367.  
 Tellurskābe II., 369.  
 Tellurūdeņradis II., 368., 372.  
 Temperatura, kritiskā I., 113.  
 Temperatūras iespaids uz reakcijas ātrumu I., 77.  
 Termits II., 217.  
 Termoķīmija I., 272., 275.  
 Tērauda metalurģija II., 405.  
 Tērauds II., 404.  
     "    chroma II., 405.  
 Tetraborskābe II., 210.  
 Tetrabromacetilens I., 245.  
 Tetrachromskābe II., 435.  
 Tetrafosforheptasulfids II., 307.  
 Tetraminokobalta sāļi II., 418.  
 Tetrasilans II., 238.  
 Tetrationskābais nātrijs II., 25.  
 Tetrationskābe II., 364.  
 Tinkals II., 208.  
 Titana dioksids I., 107.; II., 280.  
     "    hidroksids II., 280.  
     "    tetrachlorids II., 280.  
 Titanāti II., 280.  
 Titanichlorūdeņraža skābe II., 280.  
 Titanifluorūdeņraža skābe II., 280.  
 Titāns II., 279.  
 Tionila chlorīds II., 365.  
 Tioogļskābe I., 264.  
 Tiosērskābais nātrijs II., 25.  
 Tiosērskābe II., 362.  
 Tombaks II., 75.  
 Torija chlorīds II., 282.  
     "    dioksids II., 282.  
     "    emanācija II., 284.  
     "    hidroksids II., 282.  
     "    izlietošana II., 283.  
     "    izotopi II., 286.  
     "    nitrāts II., 282.  
     "    sulfāts II., 283.  
 Torijs II., 282.  
 Torijs X II., 284.  
 Toriosvins II., 275, 286.  
 Torons II., 441.
- Triaminokobaltnitrāts II., 419.  
 Trietilamīns I., 114.  
 Trichromskābe II., 435.  
 Trijodūdeņraža skābe I., 363.  
 Trisilans II., 238.  
 Trīskārtīgie punkti I., 97, 98, 127.  
 Trīsvariantas sistēmas I., 128, 129.  
 Tritionskābe II., 363.  
 Trusešana I., 102.  
 Trūdešana I., 38.  
 Turnbules zilums II., 415.  
 Tvaika spiediens I., 93, 101, 102.
- U.**
- Ūdeņi, dabīgie I., 88.  
 Ūdeņradis I., 62; II., 334.  
 Ūdeņradis kā reducētājs I., 81.  
     "    kā skābju pamatelements I., 71.  
 Ūdeņraža degšanas produkts I., 75.  
     "    difūzijas ātrums I., 73 74.  
     "    fizikalās īpašības I., 71., 72.  
 Ūdeņraža izlietošana I., 79.  
     "    ķīmiskās īpašības I., 75.  
     "    normālsvars I., 73.  
     "    pagatavošana I., 66, 68, 69, 71.  
 Ūdeņraža peroksīda fizioloģiskā darbība I., 108.  
 Ūdeņraža peroksīda īpašības I., 105.  
 Ūdeņraža peroksīda konservešana I., 107.  
 Ūdeņraža peroksīda pagatavošana I., 104.  
 Ūdeņraža peroksīda sadalīšanās katalīze I., 106.  
 Ūdeņraža peroksīds I., 103; II., 51, 125.  
 Ūdeņraža peroksīds kā oksidētājs I., 107.  
 Ūdeņraža peroksīds kā reducētājs I., 107.

- Ūdeņraža peroksīds kā skābe I, 108.  
 Ūdeņraža siltumvadītspēja I, 74.  
 Ūdeņraža šķīšana paladijā I, 75.  
 Ūdens, akas I, 89.  
 „ ciets I, 89.  
 „ elektriskā vadītspēja I, 91.  
 „ elektrolīze I, 62, 63.  
 „ elektrolīt. disociācija II, 40.  
 „ fizikalās īpašības I, 92.  
 Ūdens gāze I, 66, 67, 129.  
 „ gāzes līdzsvars I, 83.  
 „ jūras I, 90.  
 „ kā šķīdinātājs I, 109, 129,  
 „ katalītiskais iespaids I, 154, 160.  
 Ūdens ķīmiskās īpašības I, 98.  
 „ pārbaudīšana I, 90.  
 „ rašanās no elementiem I, 208.  
 Ūdens sadalīšana ar metāliem I, 64.  
 Ūdens sadalīšana elektriskā lokā I, 66.  
 Ūdens savienošanās ar metālu oksīdiem I, 100.  
 Ūdens savienošanās ar nemetālu oksīdiem I, 100.  
 Ūdens tīrīšana I, 89.  
 „ tvaiku disociācija I, 98.  
 Ultramīkroskops I, 130, 219.  
 Urana atrašanās II, 386.  
 „ dioksīds II, 386.  
 „ dzīves periods II, 162.  
 „ iegūšana II, 386.  
 „ oksīdi II, 386.  
 „ pentachlorīds II, 388.  
 „ rūda II, 135.  
 „ sabrukšana II, 390.  
 „ sulfāts II, 388.  
 „ trichlorīds II, 388.  
 „ trioksīds II, 386.  
 Uranāts II, 388.  
 Uranila difosfāts II, 388.  
 Uranila ferociānīds II, 389.  
 „ peroksīds II, 389.  
 „ sāļi II, 388.  
 „ sulfīds II, 389.  
 Uranilchlorīds II, 388.  
 Uranilnitrāts II, 388.  
 Uranilsulfāts II, 388.  
 Uranouranāts II, 387.  
 Urans II, 386.  
 Urinviela I, 185, 197.  
 Uzjautrinošā gāze I, 166.
- V.**
- Valence I, 55.  
 Vanādija dichlorīds II, 331.  
 „ izlietošana II, 331.  
 „ oksīduls II, 332.  
 „ pentasulfīds II, 333.  
 „ pentoksīds II, 333.  
 „ skābes II, 332.  
 „ trichlorīds II, 331.  
 Vanādijmolibdenskābe II, 334.  
 Vanādijs II, 330.  
 Vanādijskābes reakcijas II, 333.  
 Vanādila trichlorīds II, 331.  
 Vaļa akmens II, 73.  
 „ atrašanās II, 71.  
 „ dzelznis II, 72.  
 „ ferociānīds I, 116.  
 „ fizioloģ. darbība II, 83.  
 „ hidroksibikarbonāts II, 81.  
 „ hidroksīds II, 79.  
 „ hidroksīduls II, 76.  
 „ hidroksimonokarbonāts II, 81.  
 Vaļa iegūšana II, 72, 73.  
 „ īpašības II, 75.  
 „ izlietošana II, 75.  
 „ kausejumi II, 75.  
 „ lazura II, 72, 81.  
 „ melnā rūda II, 72.  
 „ metalurģija II, 72.  
 „ oksīds I, 132, 140, 161;  
 II, 72, 79, 311.

Važa oksiduls I., 161; II., 76.  
 „ rafinešana II., 74.  
 „ sarkanā rūda II., 72.  
 „ sulfats II., 73.  
 „ sulfids II., 72, 73.  
 „ vitriola iegūšana II., 82.  
 „ vitriols I., 100, 116; II., 81.  
 „ zaļums II., 81.  
 Vaš I., 239; II., 71.  
 „ cementets II., 74.  
 Vemakmens II., 322.  
 Ventilācija I., 133.  
 Vernera teorija II., 430.  
 Vērtība, skat. valenci.  
 Vestona elements II., 200.  
 Vienvariānta sistēma I., 128.  
 Vīnakmens II., 56.  
 Vizla II., 214, 236.  
 Viterīts II., 123.  
 Vitrioli I., 101.  
 Volframa atrašanās II., 384.  
 „ halogensavienojumi II.,  
 385.  
 Volframa iegūšana II., 384.  
 „ īpašības II., 384.  
 „ skābes II., 385.  
 „ tērauds II., 405.  
 Volframatu reakcijas II., 386.  
 Volframs II., 384.  
 Vuda kausejums II., 324.

Vulfenīts II., 389.

## Z.

Zafīri II., 214.  
 Zalmiaks I., 44, 49.  
 Zālpētrīš I., 138.  
 Zelta atrašanās II., 93.  
 „ chlorīds II., 96.  
 „ hidroksīds II., 97.  
 „ hidroksīduls II., 96.  
 „ iegūšana II., 93.  
 „ īpašības II., 94.  
 „ izlietošana II., 95.  
 „ jodīds II., 96.  
 „ kausejumi II., 95.  
 „ oksiduls II., 96.  
 „ tīrīšana II., 94.  
 Zelts II., 71, 93.  
 „ koloidāls II., 94.  
 „ lapu II., 265.  
 Zeltkābe II., 97., 100.  
 Zemes kodola sastāvs I., 41.  
 Zemes vecums I., 90.  
 Zilskābe I., 106, 266; II., 56.  
 Zoda, kalcinēta I., 100; II., 20.  
 „ kristāliskā I., 101; II., 20.  
 Zodas īpašības II., 20.  
 „ izlietošana II., 20.  
 „ pagatavošana II., 17, 19.  
 Žāvelas ūdens I., 327.