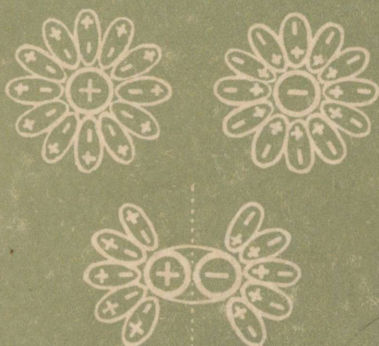


N. RÄGO

# KEEMIA

X KLASSILE



*RK*

„PEDAGOOGILINE KIRJANDUS“

A-17793

2/25225





Sundeksemplar

NATALIE RÄGO

KEEMIA

X KLASSILE

3390

RK

„PEDAGOOGILINE KIRJANDUS“

TALLINN 1949

Kinnitatud Eesti NSV Haridusministeeriumi poolt.

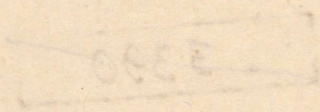


2



25225

A-17793



REPRODUCTION PROHIBITED  
KINNITATUD EESTI NSV HARIDUSMINISTEERII POOLT

# I. ELEMENTIDE PERIOODILINE SÜSTEEM.

## 1. Ajalooline ülevaade.

Möödunud sajandi esimestel aastakümnetel panid mitmed teadlased tähele, et mõned keemilised elemendid on oma keemilistelt omadustelt väga sarnased. Niisuguseid elemente püüti kokku võtta rühmadeks kolme- või neljakaupa. Sarnaste omadustega elementide rühmi nimetati «loomulikkudeks» rühmadeks. Ajaliselt esimestena võeti niisuguseks rühmaks kokku halogeenid: kloor, broom, jood. Katset keemiliste elementide süstematiseerimise suunas tegi 1829. a. saksa keemik **D ö b e r e i n e r**, ühendades sarnaste omadustega keemilised elemendid kolmikrühmadeks ehk triaadideks. Ülevaate neist saame alljärgnevast tabelist.

Tabel 1.  
Döbereineri triaadid.

Elemendi nimetus	Elemendi aatomkaal	Aatomkaalude vahe	Elemendi nimetus	Elemendi aatomkaal	Aatomkaalude vahe
Ühevalentsed metallid			Kahevalentsed metallid		
Lüütium Li	6,94	16,06	Kaltsium Ca	40,08	47,55
Naatrium Na	23,00	16,10	Strontsium Sr	87,63	49,73
Kaalium K	39,10		Baarium Ba	137,36	
Muutliku valentsiga elemendid ; kõrgeim valents 5			Muutliku valentsiga elemendid ; kõrgeim valents 6		
Fosfor P	30,98	43,93	Väävel S	32,06	46,90
Arseen As	74,91	46,85	Seleen Se	78,96	48,65
Antimon Sb	121,76		Telluur Te	127,61	

Elemendi nimetus	Elemendi aatomkaal	Aatomkaalude vahe
------------------	--------------------	-------------------

Muutliku valentsiga elemendid;  
kõrgeim valents 7

Kloor Cl	35,46	44,46
Broom Br	79,92	47,00
Jood J	126,92	

Ülaltoodud triaadide juures on tähelepanuväärt, 1) et triaadisse kuuluvate elementide keemilised omadused on lähedased; 2) et keskmise elemendi omadused on vahepealsed äärmiste elementide omadustega võrreldes; 3) et aatomkaal kasvab esimesest elemendist kolmandani; 4) et aatomkaalude vahed on igas triaadis ligikaudu võrdsed.

1864. a. tegi inglise keemik Newlands (loe: njulends) ettepaneku rühmitada elemendid oktaavideks, s. o. võtta nad kokku kaheksakaupa ja paigutada kasvava aatomkaalu järjekorras kohakuti tulpadesse. Seejuures ilmneb, et ühte ritta satuvad ikka lähedaste omadustega elemendid.

Newlands esitas järgmiselt sõnastatud „oktaavide seaduse“: kasvava aatomkaalu järgi paigutatud elementide reas ilmneb, et iga kaheksas element, alates lugemist ükskõik millisest elemendist, on teatavas mõttes esimese kordamine, nagu muusikas oktaavi kaheksas toon on esimese kordamine.

Inglise Keemia Seltsis sai noor Newlands algul ainult naeru ja pilke osaliseks. Alles elu lõpul autasustati teda tema „oktaavide seaduse“ avastamise eest.

1862. a. Karlsruhees peetud keemikute kongressil selgitas noor itaalia keemik Cannizzaro (loe: kanitsaaro) keemilise elemendi aatomkaalu mõiste põhilist tähtsust ja juhtis tähelepanu vigadele, mida oli varem tehtud aatomkaalude määramisel. Cannizzaro poolt näidatud alustel saadud elementide aatomkaalud on väheste hilisemate parandustega tarvitusel tänini.

Nii hakati aatomkaalule kui elemendi iseloomulikule tunnusele üha rohkem tähtsust omistama. Kuid uurijail puudus julge ja selge põhiidee kõigi elementide kokkuvõtmiseks ülevaatlikuks süsteemiks. Niisugune teedrajav algatus tuli suure vene keemiku Mendelejevi poolt. Aastal 1868 saatis ta tuntuimatele keemikutele oma uurimuse: «K a t s e k o o s t a d a

keemiliste elementide süsteem, mis põhineb nende aatomkaalul ja keemilisel sarnasusel». Aasta hiljem kanti Vene Keemikute Seltsis ette Mendelejevi teadaanne «Keemiliste elementide omaduste sõltuvusest nende aatomkaalust». Samasisulise ettekandega esines Mendelejev veel samal aastal Moskvast ülevenemaalisel loodusteadlaste ja arstide kongressil.

## 2. Mendelejevi perioodilisuse seadus ja elementide järjestus.

Mendelejevi avastatud «perioodilisuse seaduse» sõnastas ta ise järgmiselt: «Nii lihtsainete kui ka ühendite omadused ja laad on perioodilises sõltuvuses aatomkaalust ehk, algebraalist kõneviisi tarvitades, on elementide aatomkaalude perioodilised funktsioonid.»

Mendelejevi perioodilises süsteemis on elemendid paigutatud kasvava aatomkaalu järjekorras, alates kergeimast elemendist, vesinikust. Mendelejev pani tähele, et mitme elemendi järel esineb jälle elemente, millel on mõne eelmisega sarnased omadused. Näiteks liitiumile otsekohe järgnevad elemendid Be, B, C, N, O ja F pole temaga sarnased, kuid järjekorras kaheksas<sup>1</sup> element, naatrium, on seda väga suurel määral. Naatriumile otseselt järgnevad elemendid Mg, Al, Si, P, S ja Cl ei ole temaga sarnased, kuid kaheksas element, kaalium, on kõigis oma avaldustes liitiumile ja naatriumile analoogiline. Niisugune omaduste kordumine kindlate vahemikkude järel esineb piki kogu järjestust. Selle tähelepaneku põhjal paigutas Mendelejev kõik tema ajal tuntud elemendid tabelisse kasvava aatomkaalu järgi, ja nimelt: sarnased elemendid rühmiti veergu, mitte-sarnased elemendid aga ridadesse nii, et reas näeme omaduste järkjärgulist muutumist.

Praegusel kujul, mis hõlmab ka kõiki uusi vahepeal avastatud elemente, on Mendelejevi tabelis üheksa veergu ja

<sup>1</sup> Tol ajal ei tuntud veel vääriskaase, mis moodustavad perioodilise süsteemi üheksanda rühma. Praegu kordub sarnasus iga üheksanda elemendi juures.

# MENDELEJEVI PERI

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

## LANTA

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

## AKTI

Th <sup>90</sup> 232,12	Pa <sup>91</sup> 231	U <sup>92</sup> 238,07	Np <sup>93</sup>
----------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------

# OODILINE SÜSTEEM

## RÜHMAD

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

## NIIDID

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

## NIIDID

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

k ü m m e rida. Esimest kolme rida nimetatakse «väikesteks perioodideks»; neljas ja viies, kuues ja seitsmes ning kaheksas ja üheksas rida moodustavad 3 «suurt perioodi». Ulevaate Mendelejevi loodud elementide süsteemist annab tabel eelmisel leheküljel.

Jälgides r e a s seisvaid elemente näeme, et liikudes vasakult paremale metallidele iseloomulikud omadused elementidel k a h a n e v a d. Näiteks reas Li, Be, B, C, N, O ja F esimene element Li on tüüpiline metall, viimane, F, aga on aktiivseim mittemetall. Samuti reas Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl esimene element Na on aktiivne metall; seda on veel ka Mg, kuid juba vähemal määral; veelgi vähem on seda Al. Alates ränist on aga ülekaalus mittemetallide ehk metalloidide omadused. Rida lõpeb tüüpilise aktiivse metalloidiga — klooriga. Sama nähtus kordub ka teistes ridades. Kui aga liigume v e e r g u d e s ülalt alla, siis ilmneb, et igal järgmisel elemendil on tugevam metalli iseloom kui eelmisel. Igas veerus, mida edaspidi nimetame r ü h m a k s, on kaks alarühma, parem- ja vasakpoolne; kummassegi on koondatud omavahel suuremal määral sarnased elemendid.

Iga rida Mendelejevi tabelis esineb teataval määral eelmise rea kordumisena, kuid mitte täiesti: iga järgmise rea vastavatel elementidel on osalt ka uusi omadusi ja puuduvad neil eelmise rea elementide omadused. Nõnda selgub, et aatomkaalu muutumisega muutuvad järk-järgult ka elementide omadused, nii et väikestes perioodides igast ü h e k s a n d a s t elemendist alates algab omaduste kordumine. Niisugust omaduste kordumist kindlate vahede takka nimetatakse p e r i o o d i l i s e k s.

Selles mõttes tuleb mõista ka Mendelejevi tabelile antud nimetust «perioodilisuse tabel».

Perioodilisuse tabelis esimesse elementide rühma paigutatud elementide põhivalents on üks; teise rühma paigutatud elementidel — k a k s; kolmandasse rühma paigutatud elementidel — k o l m ja neljandasse — n e l i. Neljandast rühmast alates esinevad elemendid tihti mitme valentsiga, kuid elemendi k õ r g e i m valents vastab ikka selle rühma numbrile, kuhu element on paigutatud.

Nii on neljanda rühma elementide k õ r g e i m valents neli, viienda rühma elementide k õ r g e i m valents viis, kuuenda

rühma elementide kõrgeim valents kuus ja seitsmenda rühma elementide kõrgeim valents seitse.

Vastavalt kõrgeimale valentsile on iga rühma elementidele iseloomustav teatav kõrgeim oksüüd. Alates neljandast rühmast annavad elemendid püsivaid ühendeid ka vesinikuga. Tabel 3 annab ülevaate vastavate oksüüdide ja vesinikühendite valemeist. Neis valemeis on element tähistatud tähega E.

Ka 1-se, 2-se ja 3-nda rühma elementidel on ühendeid vesinikuga. Viimased on tavaliselt tahked, soolataolised, väga ebapüsivad ained.

Mendelejevi ajal ei esinenud perioodilisuse tabel nii täielikul kujul, nagu seda tuntakse nüüd (vt. tabel 2). 1868. a. tunti ainult 62 keemilist elementi, nüüd tuntakse neid üle 90. Mendelejevi suurim teene on selles, et ta ei paigutanud kõiki tuntud elemente järjest, vaid jättis tabelisse vabu, nummerdatud lahtreid elementide jaoks, mis olid veel avastamata, kuid mis Mendelejevi arvates pidid looduses leiduma, ja nimelt tabeli tühjas lahtris ettemärgitud aatomkaaluga, valentsiga ja omadustega. Tühja lahtrisse tuleva elemendi aatomkaalu määras Mendelejev, tugenedes tähelepanekule, et elemendi aatomkaal on ligikaudu võrdne nelja teda veerus ja rõhtreas ümbritseva naaberelemendi aatomkaalu aritmeetilise keskmisega. Näiteks element seleen. Ta asub tabeli veerus väävli ja telluuri vahel, tabeli reas arseeni ja broomi vahel. Mendelejevi reegli kohaselt peaks seleeni aatomkaal olema võrdne väävli, telluuri, arseeni ja broomi aatomkaalu aritmeetilise keskmisega, s. o.  $\frac{32 + 127,6 + 75 + 80}{4}$  ehk 78,6-ga. Seleeni tegelik aatomkaal on 78,9. Vahe tegeliku ja arvutatud aatomkaalu vahel  $78,9 - 78,6 = 0,3$  on kõigest 0,4% seleeni aatomkaalust.

Ennustades elementide avastamist, mille kohad oleksid tabeli tühjades lahtrites, arvutas Mendelejev kolme niisuguse elemendi aatomkaalu ja omadused. Nende elementide järjekorranumbrid olid 21, 31 ja 32. Mendelejev nimetas veel avastamata elemendi nr. 21 ekaboriks, elemendi nr. 31 — ekaalumiiniumiks ja elemendi nr. 32 — ekasiliitsiumiks. Mendelejevi ennustustele järgnenud viieteistkümne aasta jooksul avastatigi need elemendid: eka-alumiinium avastati 1875. a. Prant-

Tabel 3.

## Oksüüdide ja vesinikühendite valemid.

Veeru number	I	II	III	IV	V	VI	VII
Iseloomustav oksüüd	$E_2O$	$EO$	$E_2O_3$	$EO_2$	$E_2O_5$	$EO_3$	$E_2O_7$
Tema struktuurvalem	$E-O-E$	$E=O$	$O=E-O-E=O$	$O=E=O$	$O \begin{array}{l} // \\ \backslash \end{array} E-O-E \begin{array}{l} // \\ \backslash \end{array} O$	$O \begin{array}{l} // \\ \backslash \end{array} E=O$ $O$	$O \begin{array}{l} // \\ \backslash \end{array} O-E-O-E \begin{array}{l} // \\ \backslash \end{array} O$ $O \begin{array}{l} // \\ \backslash \end{array} O$
Näide	$Na_2O$	$CaO$	$Al_2O_3$	$CO_2$	$P_2O_5$	$SO_3$	$Cl_2O_7$
Iseloomustav vesinikühend	—	—	—	$EH_4$	$EH_3$	$EH_2$	$EH$
Tema struktuurvalem				$\begin{array}{c} H \\   \\ H-E-H \\   \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} H \\   \\ H-E-H \\   \\ H \end{array}$	$H-E-H$	$E-H$
Näide	—	—	—	$CH_4$	$NH_3$	$SH_2$	$CEH$
Valents hapniku suhtes + valents vesiniku suhtes				$4 + 4 = 8$	$5 + 3 = 8$	$6 + 2 = 8$	$7 + 1 = 8$

susmaal ja nimetati galliumiks, ekaboor avastati 1879. a. Rootsis ja nimetati skandiumiks ning 1886. a. avastati Saksamaal ekasiliitsium, millele anti nimeks germaanium.

Tabel 4 näitab, kuivõrd täpselt täitusid Mendelejevi ennustused tollal veel tundmata elementide omaduste kohta.

Tabel 4.

**Elemendi nr. 52 omadused.**

Ekasiliitsium, ennustatud Mendelejevi poolt 1871. a.	Germaanium, avastatud Winkleri poolt 1886. a.
1. Ekasiliitsium (Es) sulab temperatuuril alla 1000 <sup>0</sup> ; ta on hall metall, mis lendub oma sulamistäpi lähedasel temperatuuril.	1. Germaanium (Ge) on hall metall, sulamistemperatuuriga 960 <sup>0</sup> ; kõrgemal temperatuuril lenduv.
2. Es aatomkaal on 72.	2. Ge aatomkaal on 72,6.
3. Es erikaal on 5,5.	3. Ge erikaal on 5,47.
4. Es on neljavalentne; oksüüd EsO <sub>2</sub> on kergesti taandatav söega, naatriumiga ja vesinikuga.	4. Ge on neljavalentne; oksüüd GeO <sub>2</sub> on kergesti taandatav söega, naatriumiga ja vesinikuga.
5. EsO <sub>2</sub> erikaal on 4,7.	5. GeO <sub>2</sub> erikaal on 4,7.
6. Ühend EsCl <sub>4</sub> on vedelik, keemistäpiga ligi 90 <sup>0</sup> ja erikaaluga 1,9.	6. Ühend GeCl <sub>4</sub> on vedelik, keemistäpiga 86 <sup>0</sup> ja erikaaluga 1,9.

On arusaadav, et nii haruldane kooskõla germaaniumi ennustatud ja tegelikkude omaduste vahel tegi Mendelejevi nime ülemaailmselt kuulsaks. Siitpeale sai Mendelejevi süsteem keemiateaduse kandesambaks. Hilisemad uute elementide avastused ja eriti viimase 3 aastakümne jooksul loodud aatomi ehituse teooria heitsid järjest uut valgust selle põhjanevale tähtsusele keemias. Teatavad raskused tekkisid heeliumi, neoni, argoni ja teiste nn. «väärisgaaside» avastamisel, kuna nad ei mahtunud olemasolevasse tabelisse. Nende paigutamiseks loodi uus veerg — nn. O-rühm. Mendelejevi süsteem on ka kõige väärtuslikum seni tuntud keemiaõpetamise abinõudest: ainult tänu sellele on võimalikuks saanud selge ja kiire ülevaate saamine enam kui 90 keemilisest elemendist, nende omadustest ja nende arvutuist ühendeist.

Kokkuvõttes nendime, et Mendelejevi perioodiline süsteem andis:

1. elementide õige, põhjendatud ja otstarbeka klassifikatsiooni,
2. aatomkaalu määramise kontrollimisviisi,
3. avastamata elementide ennustamise võimaluse,
4. ergutust ja suunda teaduslikuks uurimistööks ning on tihti saavutuste kontrollimise vahendiks.

### 3. Mendelejevi elulugu.

Dmitri Ivanovitš Mendelejev sündis 1834. a. Siberis Tobolski linnas, kus ta isa oli kooliõpetajaks. Mendelejevi ema oli pärit kaupmeeste suguvõsast. Dmitri oli oma vanemate noorim laps. Juba varsti pärast tema sündimist tabas perekonda raske õnnetus: isa kaotas nägemise. Suure perekonna ülalpidamise mured jäid ema kanda. Energilise ja püüdliku naisena asus ta juhatama oma vennale kuuluvat maal asuvat väikest klaasivabrikut, tegeldes ühtaegu talupidamisega. 1836. a. oli Mendelejevite pere majanduslikult sedavõrd kindlustatud, et isal võimaldus sõita Moskva lõikusele. Hästi õnnestunud operatsiooni tagajärjel sai ta nägemise tagasi ja asus uuesti kõrvuti emaga perekonna eest hoolitsema. Perekond pöördus jälle Tobolski, kus lapsed said keskkoolihariduse. Dmitri kooli lõpetamise ajale langeb Mendelejevite perekonna kaks rasemat katsumust: 1847. a. suri Dmitri isa ja veidi hiljem tema vanem õde. Peatselt jätsid vanemate maja maha ka teised õed-vennad ja Dmitri jäi üksi oma ema juurde. Nad siirdusid Leningradi, tolleaegse nimega Peterburi, mis oli siis Vene riigi pealinnaks. Seal õnnestus Mendelejevil pärast mõningaid vintsutusi astuda Pedagoogilisse Instituuti, et omandada kõrgeimat haridust. Selles instituudis õppides elas Mendelejev ainult teadusele. Matemaatikat, füüsikat ja loodusteadust õpetasid seal tuntud teadlased, mis ei jätnud mõju avaldamata ka noorele Mendelejevile. Tema lemmikaineks sai aga keemia, mida õpetas A. A. Voskressenski. Rööbiti huviga keemia vastu oli Mendelejevil tõsine kalduvus matemaatiliste teaduste poole.

Oma esimese teadusliku töö avaldas Mendelejev alles üliõpilane olles. Pärast instituudi kursuse lõpetamist ja lõputöö kaitsmist siirdus Mendelejev tervislikkuldel põhjustel lõunasse,

asudes tööle looduslooõpetajana Odessa gümnaasiumi. Kasutas soodsaid töövõimalusi valmistus ta siin magistrieksamiteks. Eksamid õiendas Mendelejev 1856. a. Peterburi ülikoolis ja kaitstes veel samal aastal ka magistri-väitekirja. 1857. a., kui ta oli alles kahekümnekolme-aastane, valiti ta Peterburi ülikooli keemiadotsendiks. Kahe aasta pärast komandeeriti ta teaduslikul otstarbel välismaale, Heidelbergi ülikooli, kus ta asus edasi töötama kuulsa füüsiku ja keemiku B u n s e n'i juhatusel. Et saada teistest sõltumatut töövõimalust, soetas Mendelejev endale väikese eralaboratooriumi. Puhkuseks pingsa töö vahel olid vaid ekskursioonid Šveitsi ja Itaaliasse koos oma sõpradega, kes nagu ta isegi täiendasid end Heidelbergis vastavaierialadel. Mendelejevi Heidelbergi-aegsete huvide suunda iseloomustavad tema kirjad Peterburi ülikoolile, kus leidub näiteks järgmine lause: «... suurima osa välismaal viibimise ajast pühendasin teaduse sellele eriharule, mis seob keemiat füüsikaga ja mehaanikaga... ma valisin selle nii vähe uuritud ala oma erialaks.»

1861. a. pöördus Mendelejev tagasi Peterburi ülikooli, kus asus õpetama orgaanilist keemiat ning avaldas oma õpperaamatu «Orgaaniline keemia». 1864. a. sai ta tehnoloogia professoriks ja 1868. a. üldkeemia professoriks samas ülikoolis. Mendelejevi loengud käsitlesid küsimusi mitmesugustelt loodusteaduste aladelt anorgaanilise keemia laialdasel baasil. Neis loenguis paelus Mendelejev oma kuulajaid mitte ainult materjali mitmekesisusega, aine teoreetiliste aluste sügava tundmisega ja nende kaugenägeliku rakendamisega praktilisteks otstarveteks, vaid ka oma progressiivsete vaadete südi kaitsmisega ühiskondlikes küsimustes. Viimane asjaolu viis teda vastuollu tsaariaegse Venemaa ametivõimudega. Õppetöö kõrval valmis Mendelejevil kuulus õpperaamat «Keemia alused», mis tõlgiti ka Lääne-Euroopa keeltesse ja mis oli pikki aastaid juhtivaks teoseks omal alal. Kuid ülemaailmse kuulsuse ja surematu nime võitis Mendelejev keemiliste elementide «perioodilisuse seaduse» avastamisega, mille ta avaldas 1869. a. Sellel seadusel põhinev «elementide perioodiline süsteem» on esmajärgulise tähtsusega teenäitajaks keemias.

Hilisemal aastail tegeles Mendelejev väga mitmesuguste probleemidega. Ta uuris lahuste teooriat ja gaaside seadusi, tegi vaatlusi kõrgemais õhukihtides, leiutas uusi teaduslikke instrumente ja töötas viljakalt Mõõtude ja Kaalude Koja

juhatajana, alates 1893. a. Kuid eriti hinnatud on tema kaasajast kaugele ettejõudnud mõtted loodusvarade majandusliku kasutamise kohta. Neist mõtteist on mõned alles nüüd, Kommunistliku Partei ja Nõukogude valitsuse poolt, elluviimisel. Nimetamist väärib näiteks Mendelejevi mõte söe maa-alusest gasifitseerimisest, mille teostamisel jääb ära söe maapinnale toimetamise töö. On imetletav Mendelejevi selgenägelikkus meie suure kodumaa kaitse, tehnika ja majanduse küsimustes. Nii loeme tema kirjutustes näiteks lauseid: «Vaikse ookeani kallastel on vältimatult vaja edasi lükkamata ja raha kokku hoidmata hoolitseda kõige eest, mida vajame laevaehituseks, alates söekaevandustest, rauasulatamis-kõrgahjudest kuni dokkideni, teades, et inimesed ise tulevad sinna, kus on tööd ja kindel sissetulek.»

«... Peale selle vähese, mis on juhuslikult ilmunud maapinnale, leidub palju suuremal määral rikkusi sügavuses, maapõues, ja on vaja teaduse laternat selleks, et valgustada neid sügavusi ja näha pimeduses.»

Nii suur, tugev ja progressiivne isiksus, nagu seda oli Mendelejev, pidi paratamatult sattuma vastamisi tagurliku tsaarivalitsusega ja selle asutistega. Sellega on seletatav häbistav tõsiasi, et Venemaa Teaduste Akadeemia, mis muide oli pikki aastaid saksa soost tagurlikkude akadeemikute mõju all, lükkas 1880. a. tagasi tuntud vene keemiku Butlerovi ettepaneku valida Mendelejev Akadeemia liikmeks. Samal ajal ruttasid välismaa teaduslikud asutised üksteise võidu Mendelejevile austust avaldama: kuulsad Inglise ülikoolid Oxfordi ja Cambridge'i oma valisid Mendelejevi oma audoktoriks, mitmed akadeemiad valisid ta oma liikmeks. Inglise Kuninglik Teaduslik Selts määras talle oma kõrgeima auraha; ta kutsuti Faraday-Seltsi loenguid pidama — au, mis on osaks saanud ainult kõige kuulsamaile teadlastele.

Mendelejevi varjamata pooldav suhtumine üliõpilaste revolutsioonilisse liikumisse põhjustas tema lahkumise Peterburi ülikooli professori kohalt 1890. a.

Iseloomustavad tema isiksusele on tema enda sõnad: «Las rumalad arvustavad mind, kes tahab ja kuidas tahab. Mul ei ole midagi pihtida, sest ma ei andnud järele ei kapitalile ega toorele ülevõimule. Ka jõukust ma pole taga ajanud. Ma ainult püüdsin ja püüan, niikaua kui suudan, luua tootmisvõimsat tööstust oma maale, olles veendunud, et poliitika, haldus, hari-

dus ja koguni riigikaitse pole nüüdisajal mõeldavad ilma tööstusliku arenguta. Ja kõigi minu poolt soovitatavate muudatuste kroon, kogu meile vajalik vabadus on sellesse koondatud. Teadus ja tööstus — need on minu unelmad.»

Mendelev jäi 1907. a. Ta unistused teostati alles pärast nõukogude korra kehtimapanekut.

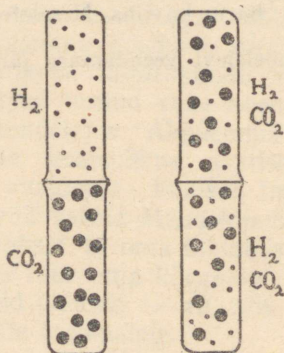
### Kordamisküsimusi.

1. Missugusel põhimõttel koondas Döbereiner elemendid triaadideks?
2. Kes katsus esimesena reastada elemente aatomkaalu järgi?
3. Nimetada Mendelejevi põhimõtted elementide järjestuse loomisel.
4. Milles avaldub elementide omaduste perioodilisus?
5. Näidata Mendelejevi tabelis väikesed ja suured perioodid.
6. Võrrelda kolmanda rea esimese elemendi naatriumi ja sama rea eelviimase elemendi kloori omadusi.
7. Missugune suurim valents võib olla ühendites viienda rühma elementidel?
8. Kirjutada kuuenda rühma elemendi väävli kõrgeima oksüüdi valem ja struktuurvalem.
9. Kirjutada seitsmenda rühma elemendi kloori vesinikühendi valem ja struktuurvalem.
10. Kirjeldada Mendelejevi elementide-ennustuse kordaminekut.
11. Missugune keemia haru huvitas Mendelejevit nooruses kõige rohkem?
12. Millest sõltub Mendelejevi veendumuse järgi rahva kultuuriline areng?

## II. ATOMISTLIK-MOLEKULAARSE TEOORIA ALUSED.

### 1. Aatomite ja molekulide olemasolu.

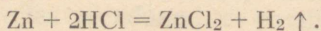
Atomistlik-molekulaarne teooria õpetab, et aine, millest kehad koosnevad, täidab ruumi ainult näivalt pidevalt ehk katkematult; tegelikult aine koosneb üksikosakestest, mida lahutatavad üksteisest sageli osakeste suurust kaugelt ületavad vahe ruumid. Teadusel kasutada olevate vahenditega pole seni õnnestunud teha kõiki aine algosakesi silmale nähtavaks ja seega tõestada nende olemasolu otseselt. Kaudselt aga tõestab nende osakeste tõelisust suur hulk nähtusi, mida ei saaks seletada, kui aine täidaks ruumi pidevalt.



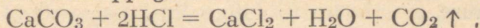
Joon. 1. Gaaside difusiooni skeem.

Kordame mõned tuttavad katsed.

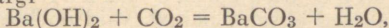
Katse 1. Võtame kaks klaasilindrit. Pöörame ühe neist avaga allapoole (joon. 1) ja täidame ta õhust kergema vesinikuga. Vesiniku saamiseks kasutame Kipp'i aparati, mõjustades tsingitükikesi soolhappega:



Teise silindri täidame õhust raskema süsihappegaasiga. Süsihappegaasi saamiseks kasutame teist Kipp'i aparati, mõjustades marmoritükikesi soolhappega:



Viime seejärel klaaspulga otsas esimese silindri ava juurde suurema tilga bariütvet, s. o.  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  küllastatud ja filtritud lahust. Tilk jääb selgeks. Sama tilk bariütvet muutub aga kohe sogaseks, kui viime ta teise silindri ava juurde. Bariütvesi, reageerides süsihappegaasiga valemi järgi



annab raskesti lahustuva baariumkarbonaadi ehk süsihapu baariumi sademe, mis teeb tilga sogaseks.

Paigutame nüüd esimese silindri teisele avadega vastamisi ja laseme neid nii mõni aeg seista.

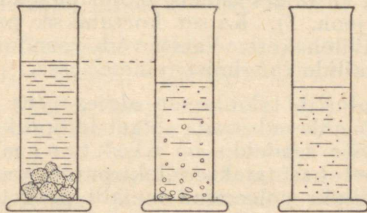
Korrates uuesti katsed bariütveega leiame, et süsihappegaasi leidub nüüd ka ülemises silindris. See katse õpetab, et süsihappegaas, kuigi ta on vesinikust raskem, tungib ometi ülespoole, vesinikuga täidetud ruumi. Nähtust saab seletada ainult nii, et gaasid ei täida ruumi pidevalt, vaid koosnevad osakestest, mille vahel on küllalt ruumi teise gaasi osakeste äramahtumiseks. Ka peab oletama, et gaasi osakesed on alalises liikumises, mistõttu gaasil on tung levida võimalikult suuremas ruumalas.

Kirjeldataud katses segunesid mõlemad gaasid, vesinik ja süsihappegaas, ilma välise mõjustuseta. Niisugust vabalt esinevat ainete segunemist nimetatakse vabaks difusiooniks (läbitungimiseks).

Molekulaarteooria õpetab, et mida kõrgem on temperatuur, seda kiirem on aine osakeste liikumine. Sellega on seletatav, et kõrgematel temperatuuridel gaaside vaba difundeerumine toimub tunduvalt kiiremini kui madalatel temperatuuridel.

Ka vedelikud ei täida oma ruumi pidevalt, vaid nende osakeste vahel on tühjad vaheruumid.

Katse 2. Võtame kitsa silindri veega. Märgime veepinna kõrguse, kleepides klaasile kitsa pabeririba (joon. 2). Laseme nüüd mõned tükid suhkrut klaasi põhja. Veepind esialgu tõuseb. Kuid suhkur lahustub varsti ja veepind langeb uuesti. Suhkru lahustu-



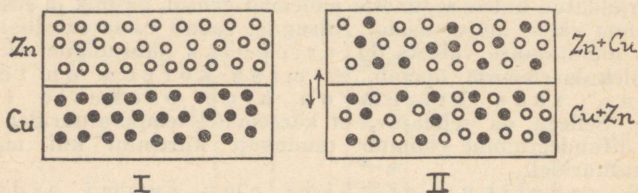
Joon. 2. Tahke aine vedelikus lahustumise skeem.

mise käiku jälgides täheldame, et esialgu katab klaasi põhja raskem ja suhkrurikkam vedelikukiht, kuid peagi kaob nähtav pind suhkrulahuse ja vee vahel ning klaasis leiame kõikjal ühtlase suhkrulahuse.

Käsitletud katse näitab, et veeosakeste vahel leidus vaba ruumi suhkruosakeste jaoks ning suhkruosakesed jaotusid veega täidetud ruumis, difundeerudes sinna samal viisil, nagu eelmises katses süsihappegaas segunes vesinikuga.

Ka tahke aine osakeste vahel on vaheruume ja tahkegi aine osakesed ei seisa paigal, vaid on kogu aeg liikvel. Liikumine on siin aga tunduvalt aeglasem ja ruumiliselt piiratum, kui seda näeme gaaside ja vedelikkude puhul. Väite kinnitamiseks on võimalik teha järgmine katse.

**Katse 3.** Kaks erinevast metallist, näiteks alumiiniumist ja kullast silindrit paigutatakse hästi siledaks lihvitud pindadega teineteisele ning hoitakse mõnda aega kinnises, püsiva kõrge temperatuuriga ruumis (termostaadis), näiteks temperatuuril  $400^{\circ}$ . Temperatuur valitakse nii, et katseks võetud metallid jääksid tahkeks. Mõne tunni pärast silindrite metalli analüüsides leiame alumiiniumis kulda ja kullas alumiiniumi. Kummagi metalli osakesed on tunginud teise metalli osakeste vahele, seal olevaisse tühjadesse vaheruumidesse.



Joon. 3. Tahke aine tahkesse ainesse difundeerumise skeem.

**Katse 4.** Võetakse kaks sileda ja puhta pinnaga plaadikest, üks näiteks tsingist, teine vasest. Kruvide abil surutakse nad kokku ja paigutatakse termostaati, milles püsiva küttega hoitakse temperatuur  $100^{\circ}$ . Mõne tunni järel plaadikesi teineteisest lahutades täheldame, et valges tsingis leidub punakat vaske ja punakas vases tsinki (joon. 3). Katset korratakse, paigutades metallide vahele vilgukivilehese. Varsti võib veneduda, et vilgukivikiht ei takista metallide tungimist teineteisesse.

Nüüdisaja teaduslik tehnika on alates 1940. a. varustatud aparaatidega, mis võimaldavad saada selget fotopilti objektidest mõõdetega  $10\mu - 5\mu$ . See seadeldis on elektronmikroskoop, kus valguskiirte asemel kasutatakse elektronide voolu. Selle abil on fotografeeritud näiteks poleeritud metalli peegelpind, mis näib niisuguste fotode stereoskoobilisel vaatlusel kuhjatud kaljude rägastikuna; on saadud mitmesuguste bakterite ja nende hävitajate

(bakteriofaagide) ning tävalises mikroskoobis nähtamatute haiguse-  
tekitajate — viiruste — ülesvõtteid. Olulisemaks saavutuseks on  
aga suuremate, näiteks valkude molekulide fotografeerimine, mis  
annab otsese konkreetse pildi molekuli mõõdetest ja kujust.

Ajaloolise ja põhimõttelise tähtsusega tõenduseks väitele, et aine  
koosneb pisiosakekest, mis vahetpidamata liiguvad, nn. Brown'i  
(loe: braun) liikumine. 1827. a. vaatles inglise taimeteadlane Brown  
mikroskoobi all taime õietolmuterade hõljumist vees. Need tolmuterad  
käitusid väga omapäraselt: vahetpidamata liikudes ja ühtelugu liiku-  
missuunda muutes meenusid nad sinna-tänna visklevaid elusolendeid.  
Nii arvaski Brown esialgu, et korrapäratult visklevad tolmuterad on  
elusolendid. Kuid korrates katset grafiidipulbriga leidis ta, et nähtus  
jääb olulises osas endiseks, s. t. nähtus esineb ühesuguselt, sõltumatult  
kübemekeste päritolust. Nähtus on seletatav väga lihtsalt: vee moleku-  
lid, liikudes igas suunas ja erisuguse hooga, tõukavad ettejuhtuvaid  
vees hõljuvaid tolmuteri kord sinna, kord tänna, kord tugevamalt,  
kord nõrgemalt. Selle tagajärjel liiguvad vees hõljuvad tolmuterad  
vahetpidamata ja täitsa korrapäratult.

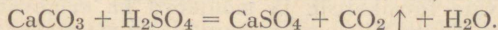
Brown'i liikumine intensiivistub temperatuuri tõustes ja aeglustub  
temperatuuri langedes. Seda saab seletada vaid nii, et Brown'i liiku-  
mist esilekutsuv molekulide liikumine muutub el-  
vamaks temperatuuri tõustes ja aeglasemaks  
temperatuuri langedes.

Nüüdisaja teadus õpetab, et aine molekulid koosnevad  
neist veelgi väiksemaist osakekest — aatomitest. Aatomite  
liike on niipalju, kui palju looduses on keemilisi  
elemente. Iga keemiline element koosneb ühte liiki aatomi-  
test. Ühendite molekulid koosnevad ühendit moodustavate elemen-  
tide aatomitest. Näiteks vee molekul koosneb kahest vesiniku ja  
ühelt hapniku aatomist, glaubrisoola molekul kahest naatriumi aato-  
mist, ühest väävli aatomist ja neljast hapniku aatomist. Aga ka  
lihtaines on enamasti mitu aatomit ühinenud molekuliks. Nii koos-  
neb hapniku molekul tavalistes tingimustes 2-st hapniku aatomist,  
osooni molekul 3-st hapniku aatomist.

Aatomid ja molekulid on need ehituskivid, millest on ehitatud  
kogu meie meelte poolt tajutav maailm.

## 2. Aine kaalu jäävuse seadus ja aine koostise püsivuse seadus atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt.

Kirjutame mõne keemilise reaktsiooni võrrandi, näiteks:



See reaktsioon kulgeb lõpuni, sest  $\text{CO}_2$  lendub, s. t. eemaldub rea-  
geerivate ainete segust. Aine kaalu jäävuse seadus ütleb, et keemilistes  
reaktsioonides aine ei kao ega teki. Tõepoolest, kui ühe  
lähteaine,  $\text{CaCO}_3$  molekul koosneb ühest Ca-aatomist, ühest C-aato-  
mist ja kolmest O-aatomist ja teise lähteaine molekul kahest H-aato-  
mist, ühest S-aatomist ja neljast O-aatomist, siis ei või need aatomid  
(Ca, C, 3O, 2H, S, 4O) olematuks muutuda; küll aga võib neist tek-

kida teisi aineid, kus nad esinevad teisiti ühendatult. Niisiis lõpuni kulgeva keemilise protsessi puhul peab lähteainete kogukaal olema võrdne lõppainete kogukaaluga. See seadus on põhilise tähtsusega kõigi keemiliste nähtuste jälgimisel. Temast järeldub, et reaktsiooni võrrandi vasakus osas esinevate ühesuguste aatomite arv peab alati olema võrdne nende aatomite arvuga võrrandi paremas osas. See annab meile kätte lihtsa võtte keemiliste võrrandite kontrollimiseks.

Ühendi tekkimisel moodustub tema molekul jagamatuist aatomitest. Seetõttu ühendi koostises ei või elemendid esineda mistahes kaalulises vahekorras: see vahekord on ette määratud aatomite arvu ja aatomite kaaluga ning on antud ühendi puhul ikka üks ja seesama, sõltumata viisist, kuidas ühend on saadud. Ühendi molekulis võib üks ja seesama element esineda kas ühe, kahe või ükskõik mitme aatomiga, kuid mitte kunagi mõne osana aatomist. Aatomite arv ühendi molekulis sõltub ainuüksi ühinevate elementide iseloomust. Näiteks võib reaktsiooniks võtta kord ühed, teine kord teised väävli ja rauapulbri hulgad ja lasta neid ühineda erinevais tingimustes, kuid saadusena esineb ikka sama aine — väävelraud, FeS, mille molekulis on üks raua ja üks väävli aatom.

Atomistliku teooria seisukohalt on kordsete suhete seadus enesestmõistetav tõde, sest element võib esineda ühendis ainult täisarvu aatomitega. Seepärast elemendi hulgad ühendis võivad olla ainult tema aatomkaalu kordsed ja elemendi hulgad, mis ühinevad mõne teise elemendi ühe ja sama kogusega, peavad suhtuma nagu täisarvud.

Ühte ja sama liiki aatomid moodustavad keemilise elemendi molekulid. Elemendid esinevad puhtal kujul lihtainetena. Liitained koosnevad kahest, kolmest või suuremast arvust elementidest.

Mõnel elemendil on omadus, et sõltuvalt tingimustest võivad tekkida selle elemendi eri liiki molekulid, s. t. molekulid erineva aatomite arvuga ja erineva aatomite paigutusega. On võimalik, et selle elemendi algosakesed asetsevad ruumis üksteise suhtes kord ühtemoodi, kord teistmoodi. Seetõttu üks ja seesama aine võib esineda üks kord ühtede, teine kord teiste füüsikaliste omadustega. Näiteks esineb väävel mitmes modifikatsioonis: rombilise, monokliinse ja plastilise väävlina; fosfor — punase ja kollase fosforina; süsinik esineb teemandina, grafiidina ja söena. Ühe ja sellesama elemendi teisendeid, mis on erinevate füüsikaliste ja mõnikord ka erinevate keemiliste omadustega ja võivad üksteiseks muutuda, nimetatakse selle allotroopseiks modifikatsioonideks.

Üksikute elementide aatomkaalude võrdlemiseks on osutunud sobivaks lugeda hapniku aatomkaalu võrdseks 16-ga. Sel juhul vesiniku aatomkaal avaldub arvuna 1,008, väävli aatomkaal arvuna 32,06, kulla aatomkaal arvuna 197,2 jne.

Aatomkaalu relatiivseks ühikuks on  $\frac{1}{16}$  hapniku aatomkaalust.

### 3. Lihtsamate keemiliste valemite tuletamine analüüsi andmete põhjal.

Menetlust, mille abil tehakse kindlaks, missugustest elementidest koosneb uuritav ühend, nimetatakse kvalitatatiivseks analüüsiks. Menetlust, mille abil määratakse elementide hulgad uuritavas ühendis, nimetatakse kvantitatiivseks analüüsiks.

Näide. Vee koostise määramiseks lagundame teatava hulga veeauru, juhtides teda üle hõõgumiseni kuumutatud rauapulbri, ja kogume eraldunud vesiniku silindrisse. Kaaludes rauapulbrit enne katset ja pärast katset (katse jooksul on rauapulber osaliselt vees sisalduva hapniku mõjul oksüdeerunud), saame määrata veest eraldunud hapniku hulga. Kui mõõdame tekkinud vesiniku ruumala ja korrutame seda vesiniku tihedusega, saame tekkinud vesiniku kaalu. Olgu katsel lagunenud näiteks 27 grammi vett; tekkinud vesiniku kaal on siis ümmarguselt 3 grammi ja tekkinud hapniku oma 24 grammi. Et 24 grammile hapnikule vastab 3 grammi vesinikku, siis 16 grammile vastab  $\frac{3 \cdot 16}{24}$  ehk 2 grammi vesinikku. Sellest näeme, et iga hapnikuaatomi kohta, mille kaal on 16, esineb vee molekulis 2 vesinikuaatomit, kumbki kaaluga üks. Vee molekuli valem on seega  $H_2O$  ja tema molekulaaluks on  $16 + 2$  ehk 18.

Näide. Soogaasi ehk metaani põletamise katsest selgub, et metaanis on 75% süsinikku ja 25% vesinikku. Niisiis metaani molekulis

75 süsiniku kaaluühikule vastab 25 vesiniku kaaluühikut, seega  
 12 " " " "  $\frac{25 \cdot 12}{75}$  ehk 4 vesiniku kaaluühikut.

Teiste sõnadega, ühe süsinikuaatomi kohta tuleb selles ühendis 4 vesinikuaatomit. Metaani keemiline valem on seega  $CH_4$  või  $C_2H_8$  või  $C_4H_{16}$  või üldiselt  $C_nH_{2n}$ . Missugune valemitest on õige, saab otsustada, määrates metaani molekulaalu.

Vask annab oksüdeerudes kaks oksüüdi: väliskihis leiame vase musta oksüüdi, seesmises, metallile lähemas kihis aga vase punase oksüüdi.

Katse 1. Kuumutame kaalutud hulka vase musta oksüüdi vesiniku voolus. Mõne aja pärast on kogu hapnik sellest ühendist vesinikuga veeks ühinenud. Torusse jääv jääk on puhas vask. Teades katseks võetud vase oksüüdi ja redutseeritud puhta vase kaalu, saame oksüüdist vabanenud hapniku kaalu. Kordame katset vase punase oksüüdiga.

Katsete arvulised tulemused on järgmised:

	mustas oksüüdis	punases oksüüdis
vase hulk protsentides	79,9	88,8
hapniku hulk protsentides	20,1	11,2

Vase aatomkaal on 63,6. Arvutame, kui palju hapnikku sisaldab kumbki oksüüd 63,6 grammi vase kohta.

Mustas oksüüdis tuleb

79,9 grammi vase kohta 20,1 grammi hapnikku ja

63,6 " " "  $\frac{20,1 \cdot 63,6}{79,9}$  ehk 15,9 grammi hapnikku.

Ümmarguselt tuleb 63,6 grammi vase kohta 16 grammi hapnikku. Seega vase musta oksüüdi molekul sisaldab ühe aatomi vase kohta ühe aatomi hapnikku; järelikult vase musta oksüüdi lihtsaim valem on CuO.

Vase punase oksüüdi puhul aga tuleb

88,8 grammi vase kohta 11,2 grammi hapnikku,

63,6 " " "  $\frac{11,2 \cdot 63,6}{88,8}$  ehk 8 grammi hapnikku ja

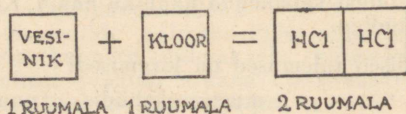
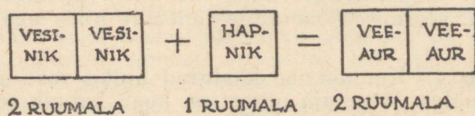
63,6 × 2 grammi vase kohta 16 grammi hapnikku.

16 grammi hapniku kohta tuleb 2 × 63,6 grammi vaske, s. t. ühe hapnikuaatomi kohta tuleb 2 aatomit vaske. Järelikult vase punase oksüüdi lihtsaim valem on Cu<sub>2</sub>O.

#### 4. Molekulaarvalemi määramine aurutiheduse järgi.

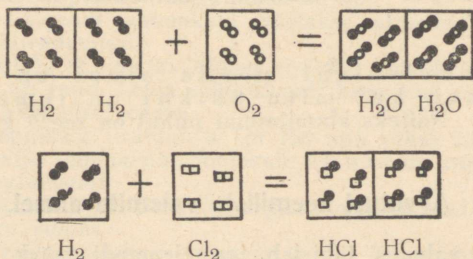
Gay-Lussaci (loe: gee-lüssakk) seadus. Uurides reaktsioone gaaside vahel tegi Gay-Lussac 1808.a. järgmise tähelepaneku: keemilisse reaktsiooni astuvate gaaside ruumalad on omavahel kui ka tekkinud gaasiliste produktide ruumaladega lihtsates täisarvulistest suhetes. See seadus on maksev, kui rõhk ja temperatuur selle juures ei muutu.

Näiteks kahe ruumala vesiniku ja ühe ruumala hapniku reageerimisel tekib kaks ruumala veeauru. Seda vahekorda näitab piltlikult joonis 4.



Joon. 4. Gaaside ühinemise skeem

Avogadro oletus (hüpotees). 1811. a. esines itaalia füüsik Avogadro (loe: avogaadro) oletusega, mis enam kui 100 aasta jooksul on leidnud korduvalt kinnitust, nimelt: samal rõhul ja temperatuuril on kõigi gaaside võrdsetes ruumalades võrdne arv molekule. Samaaegselt juhtis Avogadro tähelepanu asjaolule, et lihtainete molekulid gaasilises olekus võivad koosneda ka mitmest aatomist. Hilisemad uurimised on näidanud, et enamiku gaaside molekulid sisaldavad toatemperatuuril kaks aatomit. Nii on see näiteks vesiniku, hapniku, lämmastiku ja kloori puhul. Seepärast kirjutame nende molekule kujul:  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$ . Joonis 5 näitab kloorivesiniku ja veeauru tekkimist Avogadro vaadete kohaselt.



Joon. 5. Gaaside ühinemise skeemid Avogadro oletuse järgi.

Vastavalt Avogadro seadusele peab samal temperatuuril ja rõhul võrdsetes ruumalades võetud gaaside kaal olema võrdeline nende gaaside molekulaaluga.

Oletame, et ühes liitris hapnikus on harilikul rõhul ja toatemperatuuril  $n$  hapnikumolekuli; siis on selle hapniku kaal:  $n \cdot O_2 = n \cdot 2 \cdot 16 = 32n$  kaaluühikut. Samas ruumalalas leiduv vesinik kaalub samadel tingimustel  $n \cdot 2 \cdot 1 = 2n$  kaaluühikut, kloor aga  $n \cdot 2 \cdot 35 = 70n$  kaaluühikut. Ühe liitri hapniku, vesiniku ja kloori kaalud suhtuvad nagu  $32n : 2n : 70n$  ehk nagu  $32 : 2 : 70$ , s. t. nagu vastavate gaaside molekulaalud.

Olgu tegemist mõne uuritava gaasiga. Tema kaalu suhe vesiniku kaaluga samas ruumalalas ja samadel tingimustel on uuritava gaasi tiheduseks vesiniku suhtes. Olgu gaasi molekulkaal  $m$ . Et vesiniku molekulkaal on 2, siis võetud gaasi tihedus vesiniku suhtes

$d = \frac{n \cdot m}{n \cdot 2}$  ehk  $d = m : 2$  ja siit  $m = 2d$ . Nii näeme, et molekulkaalu

määramiseks on vaja ainult kaaluda uuritavat gaasi teatavas ruumalalas, leida selle gaasi tihedus vesiniku suhtes ja korrutada tulemus kahega.

## 5. Gramm-molekul, gramm-aatom, gramm-ekvivalent.

Gramm-molekuliks ehk g-mooliks nimetatakse nii mitut grammi ainet, kui mitu ühikut on tema molekulkaalus. Näiteks naatriumkloriidi (NaCl) molekulkaal on  $23 + 35,5 = 58,5$ . Järelikult gramm-molekul ehk g-mool seda ainet on 58,5 grammi.

Analoogiliselt gramm-aatom ainet on nii mitu grammi seda ainet, kui mitu ühikut on tema aatomkaalus. Näiteks raua aatomkaal on 54, gramm-aatom rauda on 54 grammi.

Elemendi ekvivalentkaal on aatomkaal jagatud valentsiga. Nii näiteks alumiiniumi ekvivalentkaal on  $\frac{27}{3}$  ehk 9.

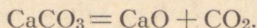
Gramm-ekvivalent mõnda ainet on nii mitu grammi ainet, kui mitu ühikut on tema ekvivalentkaalus. Näiteks alumiiniumi puhul on see 9 grammi.

## 6. Arvutusi keemiliste valemite alusel.

Keemilises valemis tähistab iga elemendi märk ka vastavat aatomkaalu või gramm-aatomit ja iga ühendi valem tema molekulkaalu või gramm-molekuli ehk g-mooli.

Näide 1. On tarvis valmistada 10 kilogrammi kaltsiumoksüüdi. Kui palju lubjakivi peame selleks võtma?

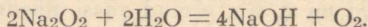
Kaltsiumoksüüdi saamine lubjakivi kuumutamisel toimub võrrandi kohaselt:



Siit järeldub, et üks g-mool  $\text{CaCO}_3$  (arvuliselt  $40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100$  g) annab kuumutamisel ühe g-mooli kustutamata lupja (CaO) (arvuliselt  $40 + 16 = 56$  g). Seega on 10 kg kustutamata lubja saamiseks vaja

$$\frac{100 \cdot 10 \cdot 1000}{56} = 17857 \text{ g} = 17,9 \text{ kg lubjakivi.}$$

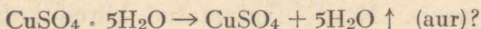
Näide 2. Mõjustades veega naatriumperoksüüdi ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ) saame lõpp-produktina hapniku ja naatriumhüdrosüüdi. Kirjutame vastava võrrandi:



Arvutame, kui palju on vaja naatriumperoksüüdi, et saada 64 grammi hapnikku. Reaktsiooni võrrand ütleb, et  $2(23 \cdot 2 + 16 \cdot 2) = 2(46 + 32) = 156$  grammi  $\text{Na}_2\text{O}_2$  annab lagunemisel  $16 \cdot 2 = 32$  grammi hapnikku. Seega 64 grammi hapniku saamiseks on vaja  $\frac{64 \cdot 156}{32} = 312$  grammi naatriumperoksüüdi.

## Kordamisküsimusi.

1. Kirjeldada katseid, mis näitavad, et aineosakeste vahel vedelikudes ja tahketes ainetes on vaheruumid.
2. Kuidas mõjustab temperatuuri tõus difusiooni?
3. Kirjeldada Brown'i liikumise nähtust.
4. Seletada Brown'i liikumise põhjust.
5. Sõnastada koostise püsivuse seadus.
6. Seletada, miks sama elemendi hulgad erinevais ühendes mõne teise elemendiga suhtuvad omavahel nagu täisarvud, kui neid hulki arvestada teise elemendi sama kaalu kohta. Näitena võtta lämmastikoksüüdid.
7. Seletada allotroopia nähtust näidete najal.
8. Missuguse elemendi aatomkaal võetakse aluseks aatomkaalude arvulisel väljendamisel?
9. Analüüs näitab, et uuritav ühend sisaldab väävlit 36,48% ja ülejäänud osa on raud. Leida selle ühendi keemiline valem.
10. Sõnastada Avogadro seadus.
11. 10 liitrit hapnikku sisaldab 0° ja 760 mm rõhul  $2,7 \cdot 10^{23}$  molekuli. Kui palju lämmastiku molekule on niisama suures ruumalas samadel tingimustel?
12. Kirjutada, kuidas sõltub uuritava gaasi molekulkaal tema tihedusest vesiniku suhtes.
13. Seletada gramm-molekuli, gramm-aatomi ja gramm-ekvivalendi mõiste.
14. Mitu grammi on üks mool vasevitrioli ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ )?
15. Mitu grammi sisaldab üks gramm-ekvivalent fosforhapet ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ )?
16. Kui palju veeta vasksulfaati saame, kui kuumutamisel vabastame veest 10 g seda soola ja toimuva reaktsiooni võrrand on



### III. RADIOAKTIIVSED ELEMENDID.

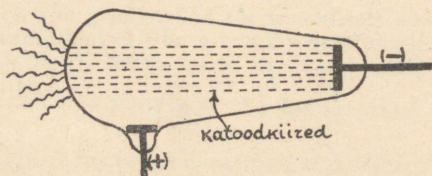
Mendelejevi perioodilisuse tabelit tema nüüdisaegsel kujul vaadeldes leiame, et tabeli teise rühma viimasel kohal seisab element raadium, keemilise märgiga Ra, aatomnumbriga 88 ja aatomkaaluga 226,05. Selle elemendi avastamisega algab teaduse ja tehnika uus arengujärk.

Nimetus *raadium* on tuletatud ladinakeelsest sõnast *radius*, mis tähendab kiirt. Elemendi nimetus osutab tema erilisele omadusele — eri liiki kiirgamisele.

Raadiumi erakordne osa teaduse viimaseaegses kiires arengus õigustab peatumist tema avastamise ajalool.

#### 1. Raadiumi avastamise eellugu.

1879. a. uuris inglise teadlane *Crookes* (loe: kruks) nähtamatuid kiiri, mida kiirgas katood elektrilise lahenduse puhul hõrendatud gaasis. Need nähtamatud kiired kutsuvad esile



Joon. 6. Katoodkiired.

klaasi roheka helendamise — fluorestsentsi — sel kohal, kuhu nad langevad (joon. 6). Katoodkiired hälvivad nii magneti kui elektriväljas, erinedes selle poolest põhiliselt valguskiirtest. Katoodkiired ei tungi läbi klaasi.

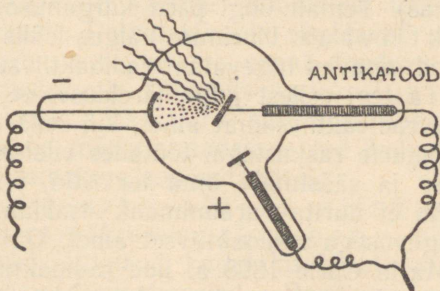
Mitmeaastase töö järel õnnestus inglise füüsikul *J. J. Thomson*'il (loe: tomson) selgitada mõnevõrra katoodkiirte ise-

loomu: nad koosnevad suure kiirusega lendavaist negatiivselt laetud osakestest. Katoodkiir pole seega kiir tavalises mõttes, vaid laetud osakeste vool. Katoodkiirte levimiskiirus on valguse kiirusest väiksem. Katoodkiirte üksikosakese mass moodustab kõigest  $\frac{1}{1834}$  vesiniku aatomi massist ja osakese laeng on  $1,59 \cdot 10^{-19}$  kulonit. Nende osakeste mass ja laeng ei olene sellest, missugusest aineksest on elektroodid ja missugune gaas täidab Crookes'i toru.

Katoodkiirte osakesi nimetatakse elektronideks.

Et üheski katses pole leitud väiksemaid laenguid kui elektroni omad (ja teiste nähtuste puhul leitud suuremad laengud on alati olnud elektroni laengu 2-, 3-, 4- jne. kordsed), siis järeldati, et elektron on negatiivse elektri algosake.

Hilisemad uurimised näitasid, et elektronide vool ei esine mitte ainult katoodforus, vaid seda esineb kõikjal: vabu elekt-



Joon. 7. Antikatoodilt väljuvad röntgenikiired.

rone leidub küünla- ja gaasileegis, elektrone saadavad välja kuumutatud metalltraat ja paljud ained ultraviolettkiirte toimetel. Võimsamad elektronide voolud, mida seni tuntakse, on Päikese poolt väljasaadetavad elektronide voolud, mis maakera magnetiväljas hälbides panevad helendama kõrgemaid hõredaid õhukihte. Nähtust tunneme v i r m a l i s t e n i m e a l l.

1895. a. avastas saksa teadlane Röntgen uut liiki kiired, mida tänapäeval tunneme röntgenikiirte nime all (joon. 7). Nende kiirte avastamise eest sai Röntgen esimese Nobeli auhinna füüsika alal.

Röntgen uuris klaasi fluorestseerimist katoodkiirte mõjul. Ilmnes, et kõik tahked ained, mis asuvad katoodkiirte teel, kiirgavad nähtamatuid kiiri, mis tungivad läbi igast aimest; kergesti luust ja lihast, puust ja alumiiniumist, raskemini aga raskemetallidest, nagu kullast ja tinast.

Elektri- ja magnetiväli ei avalda röntgenikiirtele mingit mõju. Fotoplaadile mõjuvad röntgenikiired nagu valguski, nii et nende abil on võimalik saada pilti luustikust ja lihastest ning siseorganeist.

Läbides mõnd gaasi, muudavad röntgenikiired selle elektri-juhiks.

Järgmisel aastal (1896) leidis prantsuse füüsik Becquerel (loe: bekere'l), et elemendi uraani soolad saadavad välja nähtamatut kiirgust, mis oma toimelt sarnaneb röntgenikiirtega. Uraani soolade ja maakide kiirgamise uurimise valis oma doktoriväitekirja teemaks prantsuse füüsiku Curie (loe: kürii) noor abikaasa Maria Sklodowska-Curie (sünnilt poolakas). Temalt ongi pärit kiirgamisomaduse nimetus: r a d i o a k t i i v s u s. Uurimise käigus leidis Maria Curie, et uraanimaagid omavad tugevamat radioaktiivsust kui puhtad uraanisoolad. Ta tegi sellest julge järelduse, et uraanimaagid sisaldavad veel radioaktiivsemat ainet, kui seda on uraanisoolad. Võideldes suurte raskustega, töötades viletsais laboratoorseis tingimustes ja säästmata oma tervistki, õnnestus Maria Curie'l tõestada, et uuritav uraanimaak sisaldab kaht uut erineva kiirgustugevusega radioaktiivset ainet. Oma mehe kaastööl avastas Maria Curie 1898. a. uue radioaktiivse elemendi, millele ta oma isamaa auks pani nimeks poloonium. Samal aastal avastas Maria Curie veel teise, eelmisest palju radioaktiivsema elemendi, millele andis nimeks r a a d i u m.

Et saada ettekujutust raadiumi avastamise ja ta eraldamise raskustest, olgu tähendatud, et mõne sajandiku grammi raadiumkloriidi ( $\text{RaCl}_2$ ) saamiseks töötas Maria Curie pool aastat. Lähteaineks võeti mitte uraanipigihelk (uraniit), vaid selle maagi jäägid pärast uraani ühendite eemaldamist vastavas tööstuses. Neid jääke tuli ümber töötada mitu tonni.

Raadium on hõbevalge pehme metall. Ta lagundab vett harilikul temperatuuril. Raadiumi ühendid on väga sarnased leelismuldmetalli baariumi ühenditega. Seetõttu on Ba ja Ra eraldamine teineteisest väga raske.

Raadiumi ühendeid leidub mitmetes mineraalides ja mineraalvetes ning merepõhja mudas, kuid ikka vaid äärmiselt väikestes hulkades. Kõige raadiumirikkam uraanimaak sisaldab 1 tonni kohta ainult 0,2 g raadiumi.

Raadium ja ta ühendid kiirgavad. Selle kiirguse toimetel õhk ja teised gaasid ioniseeruvad. See tähendab, et gaaside aatomid kaotavad elektrone; aatomijäägid on positiivsed ioonid; ioniseeritud õhk juhib elektrit.

Raadiumi kiirgus kutsub esile erilise helendamise — luminesentsi: raadiumisoolad paistavad pimedas heledatena, sest nende kiirgamine paneb helendama neid ümbritseva õhu.

Ka paljud teised ained helgivad raadiumikiirte toimetel. Eriti intensiivselt helendavad kristalne tsinksulfiid ( $ZnS$ ) ja baariumplaatina-tsüaniid ( $Ba[Pt(CN)_4]$ ). Mõlemat ühendit kasutatakse ekraani kattedeks, mille abil uuritakse röntgeni- ja raadiumikiiri.

Raadium eraldab pidevalt soojust: 1 g raadiumi tekitab 1 tunni jooksul umbes 137 kalorit. Radioaktiivsete ainete kiirgamisel vabanev soojus on tähtis tegur maakera soojusbilansis. Paljud kivimid sisaldavad pisihulki radioaktiivseid aineid; nende kiirgus annab tunduva lisa Päikeselt saadavale soojushulgale. Näiteks harilikust graniidist eraldub aastas tonni kohta 15,9 kalorit soojust. Maakera keskmine temperatuur oleks märksa madalam, kui radioaktiivsed ained ei aitaks kaasa maakera soojendamisel.

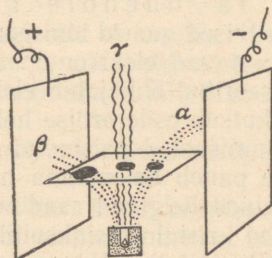
Radioaktiivsete ainete kiirgamine kutsub esile keemilisi reaktsioone: nii laguneb raadiumikiirte mõjul fotoplaadi kattedehis hõbebromiid, mille tõttu kiirritatud plaadiosad mustenevad. Raadiumikiirte mõjul vesi laguneb aeglaselt vesinikuks ja hapnikuks, ammoniaak — vesinikuks ja lämmastikuks, kloorvesinik — klooriks ja vesinikuks, hapnik tiheneb osooniks ja nii edasi.

Ra-kiirgus tapab baktereid ja lagundab elava organismi kudesid, tekitades raskeid haavu.

## 2. Raadiumikiired.

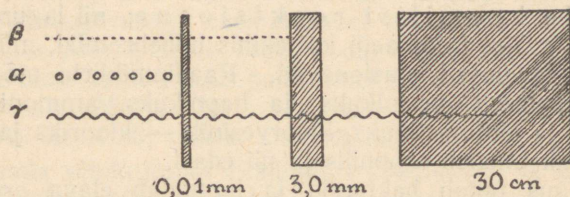
Raadiumikiirte kahjustava toime tõttu elusolendesse hoitakse raadiumi ja tema ühendeid kinnisulatatud klaastorus paksu seatinaploki õõnsuses. Kui õõnsuse ava kohale paigutada fotoplaat, siis näitab see pärast ilmutamist ava kohal

tumedat plekki. Korraldades katset elektriväljas, nagu näitab joonis 8, leiame fotoplaadi ilmutamisel kolm tumedat plekki: ühe ava kohal, kaks sellest eemal. See tähendab, et raadium saadab välja kolme erineva iseloomuga kiirgust.



Joon. 8. Raadiumikiirgus elektriväljas muudab fotoplaadi kolmes kohas mustaks.

Negatiivse elektroodi suunas hälbivaid kiiri nimetatakse  $\alpha$ -kiirteks. Nad koosnevad positiivselt laetud osakestest, millede mass on ligikaudu 4 korda suurem vesiniku aatomi massist; iga osake kannab kaht positiivset laengut.  $\alpha$ -kiirte levimiskiirus on ümmarguselt  $1/15$  valguse kiirusest.  $\alpha$ -kiired pole suure läbitungimisvõimega: juba 0,1 mm paksune alumiiniumileheke ei lase neid läbi.



Joon. 9.  $\alpha$ -,  $\beta$ - ja  $\gamma$ -kiirte läbitungimisvõime skeem.

Positiivse elektroodi poole hälbivaid kiiri nimetatakse  $\beta$ -kiirteks. Nende analüüs näitab, et on tegemist elektronide vooluga. Nad on oma loomult samased katoodkiirtega, omades viimastest vaid mõnevõrra suuremat levimiskiirust.  $\beta$ -kiirgus on suuteline läbi tungima alumiiniumilehekkest paksusega alla 3 mm.

Hälbimata  $\gamma$ -kiirgus on oma loomult samane röntgenikiirgusega: ta levib lainetusena ja erineb harilikust valgusest vaid lainepikkuselt.  $\gamma$ -kiirte lainepikkus on umbes 5 miljonit korda väiksem silmaga tajutava valguse lainepikkusest.  $\gamma$ -kiirguse levimiskiirus on võrdne valguse kiirusega.  $\gamma$ -kiirtel on erakordne läbitungimisvõime: nad tungivad läbi isegi 30 cm pakusest raudplaadist. Joonis 9 näitab skemaatiliselt  $\alpha$ -,  $\beta$ - ja  $\gamma$ -kiirte üksteisest eraldamist, «filtrides» kiirgust läbi sobivalt valitud metallplaatide.

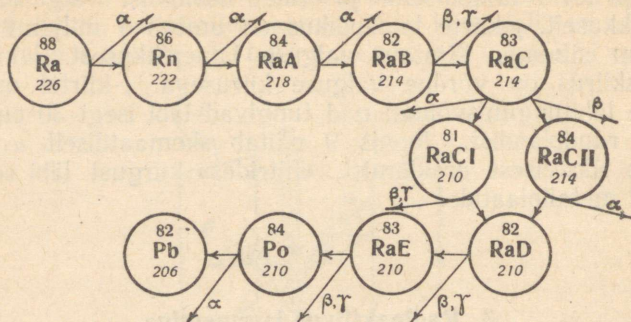
### 3. Radioaktiivne lagunemine.

Peale  $\alpha$ -,  $\beta$ - ja  $\gamma$ -kiirte eraldab raadium veel vähesel hulgal radioaktiivse iseloomuga keemiliselt inertset gaasi. Selle lähem uurimine näitas, et on tegemist uue keemilise elemendiga. Tema nimeks pandi radoon. Ta kuulub vääriskaaside rühma; tema keemiline märk on Rn, aatomkaal 222 ja aatomnumber 86.

Raadium kiirgab vahetpidamata  $\alpha$ -,  $\beta$ - ja  $\gamma$ -kiiri ning eraldab püsivalt, ilma mingi välise mõjuta, radooni. Selle tõsiasi avastamisega lükati ümber pikka aega püsinud arvamus, et keemilised elemendid on igavesti muutumatud algained: element raadium laguneb järjest, muundudes  $\alpha$ -,  $\beta$ - ja  $\gamma$ -kiirguseks ja element radooniks. Seega radioaktiivsus on keemilise elemendi lagunemise nähtus. Ka radoon on radioaktiivne ja lagunev element. Järgmisel leheküljel toodud skeem näitab raadiumist põlvnevate elementide rida: igas sõõris on toodud tekkinud elemendi keemiline märk, selle peal — aatomnumber, selle all — aatomkaal. Nooltel on märgitud elemendi poolt väljasaadetava kiirguse liigid.

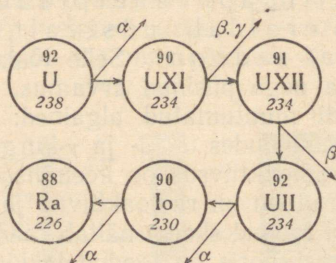
Skeemist nähtub, et aatom, kaotades ühe  $\alpha$ -osakese ja seega kaks positiivset elementaarlaengut, muutub uueks aatomiks 2 võrra väiksema aatomnumbriga. Tekkinud uus element peab seisma perioodilises tabelis kahe koha võrra eespool emaelemendist.  $\alpha$ -osakese relatiivne kaal on 4 ühikut, seega tütarelemendi aatomkaal on 4 ühiku võrra väiksem emaelemendi aatomkaalust.

## Raadiumist põlvnevate elementide rida.

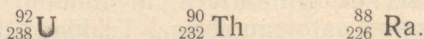


Hilisemad uurimised näitavad, et raadiumi rida lubab pikendamist ka suuremate aatomkaaludega elementide poole: raadium osutub iooniumi tütarelemendiks ja ioonium põlvneb uraanist. Järgnev skeem kujutab raadiumi sugupuud.

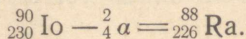
## Uraanist põlvnevate elementide rida.



On saanud viisiks märkida elemendi tähisele juurde tema aatomnumber ja aatomkaal. Mõlemad need arvud kirjutame elemendi märgist vasakule poole, esimese üles, teise alla, näiteks



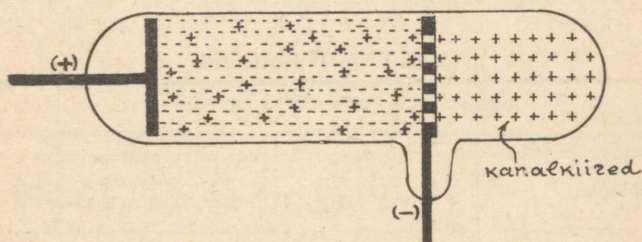
Niisugustes sümbolites on kerge märkida uue elemendi tekimise käiku; näiteks



#### 4. Isotoobid.

Uraani lagunemise reas leiame elemendi  ${}_{90}^{234}\text{U}$ . Püüdes teda paigutada perioodilisse süsteemi osutub, et tema koht on juba täidetud: seal seisab element  ${}_{90}^{232}\text{Th}$  (toorium) sama aatomnumbri, kuid teise aatomkaaluga. Selgub, et perioodilise süsteemi ühes ja samas lahtris seisab mitu elementi ühe ja sama prootonite arvuga, kuid erineva neutronite arvuga tuumas. Elemente, millel on sama aatomnumber ja samad keemilised omadused, kuid erinev aatomkaal, nimetatakse isotoopideks. Viimase 25 aasta jooksul korraldatud laialdased uurimised on näidanud, et peaaegu kõik elemendid on mitme isotoobi segud. Selle tõsiasja kindlakstegemine on füüsika suurimaid saavutusi. Sõna «isotoop» tähendab kreeka keeles «samakohaline».

Isotoopide olemasolu tõestas esmakordselt inglise füüsik Aston a. 1922 nn. massispektrograafi abil;



Joon. 10. Kanalkiired.

see aparaat on saanud peamiseks vahendiks elementide isotoopide uurimisel.

Hõrendatud gaasiga Crookes'i torus avastati peale katoodkiirte veel kiirgus, mis osutus gaasi ioniseerimisel tekkinud suure kiirusega sirgjooneliselt liikuvaks positiivselt laetud gaasi-ioonideks. Kui Crookes'i toru katoodiks võtta läbi puuritud väikeste aukudega — kanalitega plaat, siis tungib positiivne kiirgus neist kanalitest läbi ja moodustab katoodi taga nn. kanalikiirguse (joon. 10). Kanalkiired juhatakse algul läbi mitme pilu, siis läbi tugevapingelise elektrivälja ja viimaks läbi tugevajõulise magnetivälja. Nad lõpetavad oma teekonna fotoplaadil. Elektrivälja ja magnetivälja võib seada

nii, et lendavate osakeste erinevaist kiirustest hoolimata kõik nad peaksid sattuma fotoplaadil ühele joonele. Juhul, kui Crookes'i toru täitev gaas on isotoopide segu, sisaldavad kanalkiired erineva massiga, kuid sama laenguga ioone. Elektri- ja magnetväljas sama laenguga, kuid erineva massiga osakesed hälvivad erinevalt ning sel juhul esineb neid fotoplaadil ühe joone asemel mitu. Rida erineva tugevusega mustenenud jooni fotoplaadil annab siis massispektri. Igale joonele vastab eri massigaioon ja vastav aatom. Mida rohkem sama massiga ioone on segus, seda tugevam on neile vastav joon fotoplaadil. Nii ilmnes, et väärisgaas argon (Ar) koosneb 2 isotoobist:  $^{18}_{40}\text{Ar}$  ja  $^{18}_{36}\text{Ar}$ . Teades, et argoni keemiliselt määratav aatomkaal on 39,94, võib ligikaudu arvutada, et ta sisaldab 98,5% argonit  $^{18}_{40}\text{Ar}$  ja 1,5%  $^{18}_{36}\text{Ar}$ .

Nagu näitasid edasised uurimised, on ka peaaegu kõik teised elemendid isotoopide segu. Alljärgnev tabel annab ülevaate nelja tähtsama mittemetalli isotoopidest.

Tabel 5.  
O, N, C ja H isotoobid.

Element	O	N	C	H
Tema isotoobid	$^{8}_{16}\text{O}$ $^{8}_{18}\text{O}$ $^{8}_{17}\text{O}$	$^{7}_{14}\text{N}$ $^{7}_{15}\text{N}$	$^{6}_{12}\text{C}$ $^{6}_{13}\text{C}$	$^{1}_{1}\text{H}$ $^{1}_{2}\text{H}$
Nende suhe looduslikult esinevas lihtaines	1250 : 5 : 1	300 : 1	100 : 1	5000 : 1

Seetõttu, et elemendid on oma isotoopide segu, ei ole nende aatomkaalud täisarvud, küll aga on täisarvulised aatomkaalud isotoopidel, milledest elemendid koosnevad.

Vesiniku isotoopi  $^1_2\text{H}$  nimetatakse raskeks vesinikuks ehk deuteeriumiks ja tähistatakse tähega D. Ta ühineb hapnikuga raskeks veeks,  $\text{D}_2\text{O}$ . Raske vesi on mürgine; ta tardub temperatuuril  $3,82^\circ$ , keeb  $101,4^\circ$ -l ja on kõige tihedam temperatuuril  $11,6^\circ$ . Teda leidub väga vähesel määral looduslikus vees, võrdlemisi rikkalikult aga pikka aega tarvitamisel olnud akude happelahuses.

## 5. Aatomi lagunemine.

Radooni uurimisel selgus, et tema hulga vähenemisel (lagunemine!) väheneb järk-järgult ka tema kiirgamine. Sama nähtus tehti kindlaks ka teistel radioaktiivsetel elementidel. Radioaktiivsed lagunemisprotsessid kulgevad järgmise seaduse kohaselt: ajaühiku jooksul lagunevate radioaktiivse elemendi aatomite arv on võrdeline nende momendil olemasoleva koguarvuga. Et eeltoodu põhjal radooni lõplik lagunemine võib toimuda vaid lõpmatu pika aja jooksul, siis kasutatakse radioaktiivse elemendi keskmise kestuse iseloomustuseks nn. poolestusaega. Radioaktiivseks poolestusajaks nimetatakse aega, mille vältel pool antud radioaktiivsest ainest laguneb. Igal radioaktiivsel ainel on oma, teda iseloomustav poolestusaeg. Näiteks raadiumi poolestusaeg on 1580 aastat; raadiumist tekkinud radioaktiivse radooni (Rn) poolestusaeg on aga ainult 4 päeva. Raadiumi lagunemiskäiku selgitab alljärgnev skeem.

Raadiumi lagunemiskäigu skeem.

	o o o o			
	o o o o			
Raadiumi	o o o o			
aatomite	o o o o			
hulk	o o o o	o o o o		
	o o o o	o o o o	o o o o	
	o o o o	o o o o	o o o o	o o o o
	o o o o	o o o o	o o o o	o o o o
	o o o o	o o o o	o o o o	o o o o
	Teataval algmomendil	1580 a. hiljem	1580+1580 a. hiljem	1580 + 1580 + 1580 aastat hiljem

Raadiumi aeglase lagunemise tõttu pole tema hulga vähenemine meile märgatav. Küll aga on märgatav radooni hulga vähenemine, nagu seda näitab skeem lk. 36.

Skeemid näitavad, et kui meil oleks täna võrdsel hulgal raadiumi ja radooni, siis radoon väheneks  $\frac{1}{8}$ -ni oma alghulgast 12 päeva pärast; raadiumi hulk aga väheneks  $\frac{1}{8}$ -ni oma alghulgast alles 4740 aasta pärast.

### Radooni lagunemiskäigu skeem.

Radooni aatomite hulk	o o o o			
	o o o o			
	o o o o			
	o o o o			
	o o o o			
	o o o o	o o o o		
	o o o o	o o o o	o o o o	
	o o o o	o o o o	o o o o	o o o o
	Teataval algeomendil	4 päeva hiljem	4 + 4 päeva hiljem	4 + 4 + 4 päeva hiljem

Sageli on radioaktiivse aine lagunemisel tekkiv tütaraine ka ise radioaktiivne ja laguneb edasi, andes jälle radioaktiivse produkti; see laguneb omakorda jne. Kõik nõnda ühest lähteainest järkjärgulise lagunemise teel tekkivad ained moodustavad radioaktiivsete elementide rea ehk perekonna.

Seni on avastatud kolm niisugust radioaktiivsete elementide rida. Iga radioaktiivne rida lõpeb püsiva, mitteradioaktiivse elemendiga, se at i n a g a. Uraani (U) rea viimane element on seatina isotoop  $^{82}_{206}\text{Pb}$ ; aktiiniumi (Ac) real — seatina (Pb) isotoop  $^{82}_{207}\text{Pb}$ ; tooriumi (Th) real — seatina isotoop  $^{82}_{208}\text{Pb}$ .

Määrates vastavate analüüsidega uraanimaakide seatina-sisalduse ja teades uraani poolestusaega, saab arvutada uraanimaakide vanust. Alltoodud tabel näitab kivimi vanuse sõltuvust uraani ja seatina hulga suhtest selles kivimis.

T a b e l 6.

Uraani ja seatina hulga suhe	Kivimi vanus miljoneis aastais
985 : 13	100
865 : 16	1000
747 : 219	2000
646 : 303	3000

Kivimite vanuse määramine uraanimaakide seatina-sisalduse alusel on kindlamaid kivimite vanuse määramise meetodeid.

Radioaktiivsed ained lagunevad ilma mingi mõjuta väljast-poolt, igasugustes temperatuuri- ja rõhutingimustes; nad lagunevad iseendast ja seni ei ole ükski mõjustus suutnud seda lagunemist taksitada või kiirendada.

Kogu kirjeldatud nähtuste kompleks on seletatav ainult nõnda, et radioaktiivsete elementide aatomid lagunevad, muundudes teiste elementide aatomiteks ja väljastades kiirgusenergiat.

Nende nähtuste avastamisega varises kokku aatomite jagamatuse hüpotees, mille esitas Demokritos juba enne meie ajaarvamise algust ja mis püsis teaduse alusena Daltonist alates.

Radioaktiivsete ainete lagunemisel vabanevad kiirguse näol suured energiahulgad. Nende allikas võib peituda ainult aatomites enestes. See oletus põhjustas teadlaste erakordse huvi aatomite struktuuri küsimuste vastu. Neile küsimustele on viimase 40 aasta jooksul palju füüsikalist uurimistööd pühendatud. Saavutatud tulemused on moodsa aatomifüüsika sisuks ja töötavad saada mitte ainult kogu maailma nähtustiku mõistmise võtmeks, vaid õigustavad ka lootust, et inimene saab aatomienergia näol oma valdusse energiahulgad, mille ees kahvatavad kõik seniste energiaallikate võimsused. Kirjeldame üldjoontes aatomi struktuuri nüüdisaja teaduse seisukohalt.

## 6. Aatomi ehitus; tuuma laeng; elektronide orbiidid.

Aatomid on neutraalsed, s. o. vaba laenguta aineosakesed, mille mõõted on mõned millimeetri kümnemiljondikud osad<sup>1</sup>. Peaaegu kogu aatomi aine, tema mass, on koondunud aatomi tuumale; tuum on ühtlasi ka aatomi positiivse laengu kandjaks. Tuuma mõõted on kõigest mõni sajatuhandik aatomi mõõtest. Tuuma ümber tiirlevad ühes või mitmes kihis üksikud elektronid. Et aatom on neutraalne, siis on tuumasse koondunud nii mitu positiivset laenguühikut, kui palju on tuuma ümber tiirlemas negatiivselt laetud elektrone. Et tuuma on koondunud peaaegu kogu aatomi mass ja et elektronid

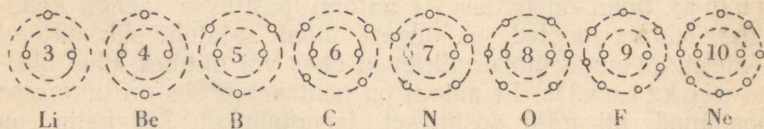
<sup>1</sup>  $0,000\ 000\ 1\ \text{mm} = 0,000\ 000\ 01\ \text{cm} = 10^{-8}\ \text{cm} = 1\ \text{Å}$  (ongström — ühiku nimetus, rootsi teadlase Ångström'i auks).

ei oma märgatavat massi, siis on tuuma kaal peaaegu ka aatomi kogukaaluks. Aatomi ehitus meenutab päikesesüsteemi: keskkohas Päike; selle ümber tiirlevad planeedid; rõhuv osa süsteemi massist kuulub Päikesele; Päikese kaal on peaaegu võrdne süsteemi kogukaaluga. Aatomis on aga aine paigutatud suhteliselt palju hõredamalt kui päikesesüsteemis, nii et vaba ruumi on aatomis suhteliselt palju enam kui päikesesüsteemis.

Nagu planeedid ümber Päikese, nii liiguvad ka elektronid ümber aatomituuma oma orbiitidel, milleks on ellipsid. Iga orbiiti iseloomustavad tema punktide kaugused tuumast ja tema tasapinna kalle aatomi telje suhtes.

Nagu planeedid, tiirledes ümber Päikese, pöörlevad ühtlasi ümber aatomituuma oma orbiitidel, milleks on elliptuuma, pöörlevad ümber oma telje. Liikuv elektrilaeng on aga samaväärne elektrivooluga ja tekitab magnetivälja: pöörlevad elektronid on ühtlasi pisimagnetid.

Aatomi struktuuri uurimine seadis endale esimeseks ülesandeks selgitada aatomi elektronkihtide iseärasusi. Selgus, et aatomituuma ümbritseb mitu elektronkihti. Esimeses, aatomituuma poolt arvatuna, saab olla ülimalt 2 elektroni, teises ülimalt 8 elektroni, kolmandas ülimalt 18 elektroni, neljandas ülimalt 32 elektroni. Elektronide väliskihis on vastavalt elemendile 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 või 8 elektroni. Elektronide väliskiht määrab aatomi keemilised omadused. Alljärgnev skeem kujutab perioodilisuse tabeli 2. rea aatomite ehitust. Aatomite ehitus on siin toodud skemaatilisel Kossel'i järgi: iga elektronkiht ühes orbiitidega on asendatud ringiga, kuhu on paigutatud kõik selle kihi elektronid.



Et radioaktiivsel lagunemisel tekivad uued elemendid ema- elemendi omast väiksema aatomkaaluga, seega elemendid väiksema tuumamassiga, siis on selge, et radioaktiivsel

lagunemisel peab lagunema just aatomituum. Aatomituumade ehituse selgitamine on olnud viimased 20 aastat füüsikaliste uurimiste tulipunktiks.

On ilmne, et kõige kergemal elemendil — vesinikul — peab olema kõige kergem aatomituum, ja võis oodata, et ta on ka lihtsaim oma ehituselt. Teda kujutletakse osakesena, mis kannab elektroni laengu suurust positiivset laengut, s. o. (+1) relatiivset elektrihulga ühikut. Selle tuuma nimeks pandi «prooton», mis tähendab kreeka keeles «esimene». Vesiniku isotoopi, mille aatomituumaks on 1 prooton ja mille aatomkaal on 1, nimetatakse prootiumiks.

Kõigi elementide aatomituumad sisaldavad prootoneid; prootonite arv tuumas on võrdne tuuma positiivsete elementaarlaengute arvuga.

Kui tuumad oleksid ehitatud ainuüksi prootonitest, siis oleks raske aru saada, kuidas nad koos püsivad: prootonid on laetud ühenimeliste laengutega ja nad peaksid laengute vahel tekkivate tõrjejõudude mõjul laiali lendama. Sellest järeldatakse, et tuum peab peale prootonite sisaldama veel teisi elementaarsi. Ühed niisugused osakesed leiti uut liiki kiirguses, mille avastas 1932. aastal Irene Joliot-Curie (loe: ireen žolioo-kürii) koostöös oma abikaasa Joliot'ga. Inglise füüsik Chadwick (loe: tšadvik) leidis, et kiired koosnevad erakordset läbimisvõimet omavaist laenguta osakestest, massiga 1 relatiivne ühik. Osakestele pandi nimeks «neutron». Praegu arvatakse, et iga elemendi aatomituum koosneb prootonitest ja neutronitest. Nii prootoni kui ka neutroni mass on 1 relatiivne massiühik. Aatomkaal on võrdne tema tuuma prootonite ja neutronite arvu summaga. Aatomnumber aga, mis märgib aatomi kohta elementide perioodilises süsteemis, on võrdne prootonite arvuga aatomituumas.

Kõige uuemate uurimiste järgi näib olevat tõenäoline, et leidub veel teisigi osakesi peale prootonite ja neutronite. Nii on avastatud osakesi, «positrone», laenguga (+1) relatiivset ühikut ja massiga, mis on võrdne elektroni massiga (ehk massiga  $\frac{1}{1834}$  vesiniku aatomi massist).

## 7. Aatomi siseenergia ja selle kasutamise probleem.

Viimased 100 aastat on loodusteadus tunnustanud vaidlematute tõdedena aine jäävuse seadust ja energia jäävuse seadust. Esimene neist väidab, et toimugu ainega ükskõik missugused muutused, aine ei teki ega kao; teine väidab, et olgu energia muutused ükskõik millised, energia ei teki ega kao. Keemilistes protsessides aine muudab küll oma kuju ja omadusi, aine hulk ja tema kaal aga jäävad muutumatuks. Samuti võib energia muuta oma kuju (näiteks soojus muundub aurumasinas mehaaniliseks tööks, mehaaniline töö muundub dünamomasinas elektrienergiaks, elektrienergia muundub akumulaatoris keemiliseks energiaks, see muundub jälle elektrienergiaks, viimane soojus- ja valgusenergiaks), kuid energia koguhulk jääb kõigil neil energia muundumistel püsivalt samaks.

Radioaktiivsete ainete avastamine tegi energia jäävuse seaduse kehtivuse küsitavaks: need ained kiirgavad ja eraldavad pidevalt soojust ilma mingi energia juurdevooluta väljastpoolt; energia näis tekkivat mitte millestki. Asjale leiti lihtne seletus alles pärast relatiivsusteooria loomist šveitsi füüsiku Einsteini poolt a. 1905. Relatiivsusteooria kohaselt on iga mass samaväärne teatava energiahulgaga ja ümberpöörduvalt. Teiste sõnadega, energia on massi teisend ja ümberpöörduvalt. Energia arvutamiseks, mis on samaväärne antud massiga, andis Einstein valemi:

$$E = 2,16 \cdot 10^{10} \cdot m,$$

kus  $E$  tähendab energiat kilokalorites ja  $m$  — massi grammides. Selle valemi järgi arvutades leiame, et

1 gramm ainet on samaväärne  $2,16 \cdot 10^{10}$  kilokaloriga ja 1 kilokalor on samaväärne 0,000 000 000 046 grammiga.

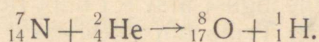
Tavalises olukorras nii väike massi muutumine pole üldse märgatav ja niisuguseid ainehulki otseselt kaaluda ei saa. Sellest nähtub, millised tohutud hulgad energiat on varutud väikeses, grammilises ainehulgas ja millisest väikesest hulgast ainet piisab suurte energiahulkade saamiseks, kui ainult leiduks menetlus aine energiaks teisendamiseks.

Massi näiv kadu ühes tema asemele astuva näivalt sündiva energiaga esineb looduses pidevalt radioaktiivsete ainete

lagunemisel: väikseim, mitte millegagi mõõdetav ainekadu tekitab pikka aega kestvat kiirgust ja soojuse eraldumist.

Kui suudaksime vajaduse korral esile kutsuda ja soovikohaselt pidurdada aatomite lagunemist, oleks meie käes ammutamatu energiaallikas. Piisaks 2 kg aine aatomi-siseenergiast, et asendada mitme suurima hüdroelektrijaama aastast elektrienergia toodangut.

Esimesed katsed aatomite kunstlikuks lagundamiseks tehti kuulsa inglise füüsiku lord Rutherfordi (loe: resefood) poolt a. 1919. Ta «pommitas» lämmastikku radioaktiivse aine  $\alpha$ -kiirgusega. Tabamuse puhul lämmastiku aatom kaotas ühe prootoni, aatomijääk aga ühes  $\alpha$ -osakesega andis hapniku isofoobi vastavalt võrrandile



Võrrandi võime kirjutada niiviisi, sest  $\alpha$ -osake pole midagi muud kui teatud kiirust omav He aatomi tuum ja vesiniku aatomi tuum koosneb ühest prootonist.

Rutherfordi katsetega tehti esmakordselt kindlaks võimalus elemente kunstlikult muundada: lämmastikust sai hapniku isotoop. Muundunud lämmastiku ja tekkinud hapniku hulgad olid aga sedavõrd väikesed, et polnud lootust menetluse praktiliseks kasutamiseks.

Järgmiseks suureks sammuks aatomite lagundamise teel oli abielupaar Curie-Joliot' avastus, et enamik elemente, nagu berüllium, alumiinium jt., muutub radioaktiivseks, kui neid «pommitada» kiirte  $\alpha$ -osakestega, ja eriti siis, kui neid «pommitada» neutronitega. Omandatud radioaktiivsus ehk kunstlikult algatatud aatomite lagunemine kestab ka veel mõnda aega pärast «pommitamise» lõpetamist.

Praktiliselt kõige kaugemale ulatuv avastus aatomite lagundamise alal õnnestus a. 1939 saksa teadlastel Hahn'il ja Strassman'il. Nad leidsid, et uraani isotoop  ${}_{92}^{235}\text{U}$  laguneb aeglaste neutronite mõjul nii, et selle elemendi aatom esiootsa neelab neutroni, laguneb siis kaheks osaks ja eraldab ise neutroneid. Need omakorda lagundavad naaberaatomeid, milledest eraldub samuti neutroneid, ja nii läheb protsess edasi niioelda iseendast ja suure kiirusega. Selle uraaniaatomi plahvatusetaolise lagunemisega ühenduses vabaneb hiiglasuur energiahulk. Seda nähtust rakendati praktiliselt nn. aatomi-

po m m i s, mida Ameerika Ühendriikide sõjavägi kasutas Teise Maailmasõja lõpul võitluses Jaapani vastu. Teaduse ees seisab praegu ülesanne leida teid ja võimalusi aatomites peituva hiiglaenergia vabastamiseks ja reguleerimiseks ning selle juhtimiseks mitte rahvaste ja inimpõlvede töö hävitamiseks, vaid inimsugu edasiviiva töö teenistusse.

## 8. Aine ühtsus.

Aine atomistliku teooria rajas 1815. a. inglise füüsik Dalton (loe: dolton). Lähtudes aatomi jagamatusest eeldas Dalton nii mitme aine algosakeste eri liigi olemasolu, kui palju erinevate omadustega lihtaineid on olemas.

Dalton'i kaasaegne inglise arst Prout (loe: praut) asus vastupidisele seisukohale. Tema hüpoteesi järgi on kõik elemendid tekkinud vesinikust; erinevad aatomid koosnevad vesiniku aatomitest erinevais hulkades. Võttes vesiniku aatomkaaluks arvu üks, peaksid Prout'i järgi kõigi elementide aatomkaalud olema täisarvud. Hiljem korraldatud täpsed määramised näitasid aga, et aatomkaalud pole täisarvud. See asjaolu põhjustas Prout'i hüpoteesi kõrvalejätmise ja unustamise. Dalton'i jagamatu aatomi teooria aga püsis teaduses ligi 100 aastat. Alles meie ajastul selgus, kui lähedal oli Prout tegelikule olukorrale, sest aatomituumas leiduvad prootonid on vesiniku aatomituumad.

Elementide aatomituumad koosnevad prootonitest massiga üks ja neutronitest massiga üks (relatiivsetes ühikutes), seega aatomkaalud on täisarvud. Kui looduses esinevate lihtainete aatomkaaludena leitakse murdarve, siis sellepärast, et lihtained on harilikult isotoopide segud.

### Näide 1.

Raua isotoobid	a Fe	b Fe	c Fe	d Fe
Aatomnumber = prootonite arv tuumas = tuuma ümber tiirlevate elektronide koguarv	26	26	26	26
Neutronite arv tuumas	30	28	31	32
Aatomkaal	56	54	57	58

Looduslik raud on isotoopide segu ja omab aatomkaalu 55,85.

### Näide 2.

Kaltsiumi isotoobid	a Ca	b Ca	c Ca	d Ca
Aatomnumber = prootonite arv tuumas = tuuma ümber tiirlevate elektronide koguarv	20	20	20	20
Neutronite arv tuumas	20	24	22	23
Aatomkaal	40	44	42	43

Loodusliku kaltsiumi aatomkaal on 40,08.

### Näide 3.

Magneesiumi isotoobid	a Mg	b Mg	c Mg
Aatomnumber = prootonite arv tuumas = tuuma ümber tiirlevate elektronide koguarv	12	12	12
Neutronite arv tuumas	12	13	14
Aatomkaal	24	25	26

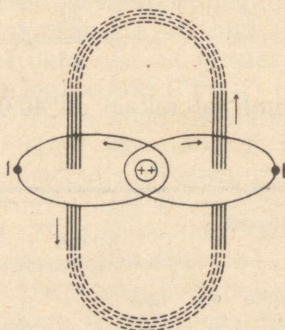
Loodusliku magneesiumi aatomkaal on 24,32.

Neist näiteist ilmneb, et Fe, Ca ja Mg isotoopide segu keskmine aatomkaal on ainult natuke suurem kergeima isotoobi aatomkaalust. See tähendab, et raskemad isotoobid esinevad segus ainult väga väikestes hulkades. Magneesiumi, kaltsiumi, raua ja kõigi teiste elementide keemilised ja füüsikalised omadused määrab samade algosakeste — prootonite, neutronite ja elektronide kombinatsioon, s. t. arv ja suhteline paigutus aatomis.

Kokkuvõttes võib öelda, et aine kogu maailmas on üks ja seesama; aine ilmutab aga kord ühtesid, kord teisi omadusi, sõltuvalt algosakeste arvulistest vahekordadest ja paigutusviisist aatomeis ja nende liikumisviisist.

## 9. Ühendi tekkimine. Elementide valents aatomiteooria valguses.

Aatomituuma ümber tiirlevad elektronid pöörlevad ka veel oma telje ümber. Et liikuv laeng on samaväärne elektrivooluga, siis tekivad elektronide ümber magnetiväljad ja elektronid käituvad nagu pisimagnetid. Kaks magnetit tõmbuvad teineteise poole isenimeliste poolustega ja nende magnetivood liituvad püsivaks süsteemiks. Aatomi elektronid võivad seostuda magnetipaarideks. Aatomite väliskihi elektronid võivad aga



Joon. 11. Skeem elektronide paaristumise kohta heeliumi aatomis.

seostuda magnetipaarideks ka teiste sama- või erinimeliste aatomite elektronidega. Nõnda seostunud aatomid moodustavad molekuli.

Joonis 11 kujutab magnetilist seost heeliumi aatomis. Heeliumi aatomil on üksainus elektronide kiht, kus tiirlevad oma orbiitides kaks elektroni. Nende ümber tekkivad magnetiväljad liituvad joonisel kujutatud viisil. Rohkem elektrone heeliumi aatomis ei ole; seetõttu ta ei või ühineda ei teiste elementide aatomitega ega heeliumi teiste aatomitega. Sellest järgneb, et heelium on inertne väärisgaas, mis ei anna ühendeid ja mille aatomid ei ühine ka omavahel. Heeliumi molekul koosneb ühestainsast aatomist.

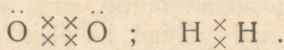
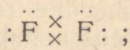
Keerulisema ehitusega aatomite puhul enamik elektrone esineb seostununa magnetipaarikesteks. Ainult väliskihi elektronid on omavahel seostumata, võivad aga seostuda teiste elementide väliskihi elektronidega. Elektronide seostumine erinevail

aatomitel võib tekkida alles siis, kui aatomid satuvad üksteisele küllalt lähedale. Nii tekivad ühendite molekulid. Elemendi kõrgeim valents vastab seostumata elektronide arvule selle elemendi aatomi väliskihis.

Näide 1. Naatriumi aatomi väliskihis on üks elektron. Ta võib moodustada ainult üheainsa elektronipaari; naatrium on ühevallentne.

Skemaatiliselt märgime aatomi elektronid punktidega aatomimärgi ümber nii, et igale seostumata väliskihi elektronile vastab üks punkt. Sel viisil kujutame naatriumi Na· ja kloori ·Cl: . Elektroni, mis liitub teisega paariks, tähistame ristiga. Siis saame ühendi NaCl kujutise  $\text{Na} \times \text{Cl} :$ .

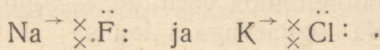
Paarideks seostunud elektronid ühendi molekulis võivad erinevalt suhtuda nende ema-aatomite tuumadesse. Juhul, kui ühinevad ehituselt sarnased või sama elemendi aatomid, on elektronipaarid seostunud mõlema aatomituumaga ühte viisi. Nii-sugust seost näeme molekulides  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$  jne. Sel juhul kujutame seost skemaatiliselt, märkides mõlemad paari moodustavad elektronid samas kauguses elemendi keemilisest märgist. Näiteks kirjutame:



Nii-sugust seostusviisi nimetatakse kovalentseks ehk homöopolaarseks.

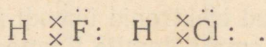
Keemilise ühendi tekkimisel väga erineva iseloomuga aatomite vahel asub elektronipaar ühele tuumale lähemale kui teisele. See tähendab, et üks aatom loovutab elektrone ja muutub positiivselt laetuks iooniks; teine seevastu saab elektrone juurde ja muutub negatiivseks iooniks.

Skemaatiliselt kujutame seda nähtust nii, et elektronipaari joonistame selle elemendi keemilise märgi juurde, kuhu see paar on üle tõmbunud; sidekriipsuga näitame, missuguse aatomi juurde kuulus seostunud elektron. Näitena toome metallide ühendid halogeenidega: NaF ja KCl. Me kirjutame neid kujul:



Seesugust seost nimetatakse iooniliseks seoseks. Ioonilise seose puhul on molekulil üks positiivne ja üks negatiivne pool. Juhul, kui kahest aatomituumast üks tõmbab elektronipaari rohkem enese poole kui teine, kuid ei vii seda paari täielikult enda juurde üle, tekib heteropolaarne, kuid mitte veel iooniline seos. Heteropolaarne seos võib sobival juhul muutuda iooniliseks seoseks.

Heteropolaarse seose puhul on elektronipaar seostunud ühe aatomituumaga tihedamalt, teisega lõdvemalt. Skemaatiliselt tähistame seda asjaolu, joonistades elektronipaari lähemale ühele elemendi märgile. Näiteks vesiniku ühendeid halogeeni-dega HF ja HCl kujutame piltlikult nii:



Struktuurvalemite kirjutamisel tähistatakse iga elektroni-paari tekkimist ühe sidekriipsuga. Näiteks kirjutame NaCl kujul Na—Cl; HCl kujul H—Cl; AlCl<sub>3</sub> kujul Cl—Al—Cl; P<sub>2</sub>O<sub>3</sub> kujul O=P—O—P=O.



Metallid loovutavad ühendite tekkimisel paariks liitunud elektroni teisele aatomile. Mittemetallide aatomite tuumad tõmbavad elektronipaari enda juurde, eriti kui teine aatom on metalli aatom; kuid nad võivad ka elektrone loovutada, eriti ühendites hapnikuga ja mõningate mittemetallidega.

Ülalkirjeldatud kujul seletas ühendi molekuli tekkimist esmakordselt ameerika teadlane Lewis (loe: ljuis).

## 10. Aatomi ehituse seos elementide perioodilise süsteemiga.

Aatomi ehituse uurimine heidab uut valgust elementide perioodilisele süsteemile:

1. Aatomkaalu asemel astub esiplaanile aatomnumber, mis näitab prootonite arvu tuumas; see arv annab aatomituumaga positiivse laengu suuruse ja ta on võrdne elektronide koguarvuga aatomis.

2. Aatomkaal võrdub prootonite ja neutronite koguarvuga tuumas.

3. Elementide perioodilise süsteemi rühma numbrid ühtivad selle rühma elementide maksimaalse valentsiga; need numbrid näitavad paaristumatute elektronide arvu aatomi väliskihis (mõnikord ka eelviimasel kihis).

4. Perioodi number ühtib elektronkihtide arvuga selle rea elementide aatomitel.

5. Isotoopide olemasolu teeb arusaadavaks, miks aatomkaalud pole täisarvud ja miks mõnede elementide järjestusnumbrid aatomkaalu järgi ja nende aatomnumbrid pole kooskõlas.

6. Kaheksandas veerus seisvate väärisgaaside keemiline inertsus leiab oma seletuse nende aatomite väliskihi elektronide omavahelises paaristumises.

### Kordamisküsimusi.

1. Kirjeldada katoodkiiri.
2. Iseloomustada röntgenikiiri ja nende erinevust katoodkiirtest.
3. Nimetada M. Curie poolt uraanimaakides avastatud uued elemendid.
4. Kirjeldada nähtusi, mida kutsuvad esile radioaktiivne kiirgamine.
5. Kirjeldada  $\alpha$ -,  $\beta$ - ja  $\gamma$ -kiirguse iseloomu.
6. Mis toimub elemendiga radioaktiivses protsessis?
7. Missuguse aatomkaaluga ja aatomnumbriga radioaktiivne element tekib emaelemendist, kui muundumine toimub  $\alpha$ -osakese eraldumisel?
8. Nimetada püsivad elemendid, milledega lõpeb iga radioaktiivse aine rida.
9. Mis on isotoobid?
10. Kirjeldada kanalikiiri.
11. Mida mõistetakse „raske vee“ all?
12. Nimetada piire, milledes kõiguvad radioaktiivsete elementide poolustusajad.
13. Missugustes sentimeetri murdosades antakse aatomite mõõted?
14. Seletada aatomituuma, elektroni ja terve aatomi ruumala suhet.
15. Kirjeldada elektronide liikumist aatomis.
16. Missugune suurim positiivne valents võib olla elemendil viie elektroniga väliskihis?

17. Mitu prootonit ja mitu neutronit sisaldab aatomituum elemendil, mille aatomkaal on 31 ja aatomnumber 15?
18. Seletada, miks radioaktiivsete ainete temperatuur on kõrgem ümb-  
ruse temperatuurist.
19. Nimetada algosakesi, milledest koosnevad elementide aatomid.
20. Seletada, kuidas tekivad elektronipaarid.
21. Seletada keemilise seose tekkimist elektronipaaride kaudu.
22. Nimetada keemilise seose tüüpe.
23. Millega on seletatav aatomi struktuuri seisukohalt vääriskaaside  
inertsus?

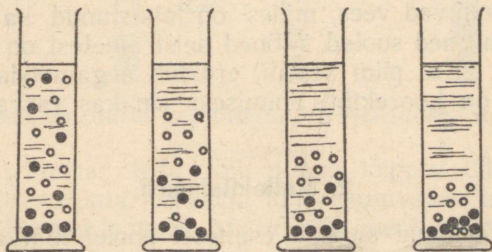
## IV. MOLEKULAAR- JA KOLLOIDLAHUSED.

### 1. Suspensioonid ja emulsioonid.

Võtame mõne vedeliku ja mõne selles vedelikus praktiliselt lahustumatu tahke aine. Jahvatame või hõõrume ta umbris tolmpreeneks pulbriks, kallame pulbri vedelikku ja loksutame.

Tekib sogane segu vedelikust ja temas heljuvaist tahke aine peenosakestest. Niisugust segu, kus tahke aine esineb pihustatult vedelikus heljuvate pisiosakestena, nimetatakse suspensiooniks ehk heljumiks.

Suspensioonid pole püsivad: seismisel tahke aine osakesed setivad pikkamisi põhja, nii et teatava aja järel on tahke aine vedelikust täiesti eraldunud.



Joon. 12. Osakeste settimine.

Vedelikus heljuva pihustatud tahke aine settimiskiirus sõltub osakeste suurusest ja nende aine tihedusest. Joonis 12 näitab settimise järke juhul, kui vedelikus pihustatud osakesed on erineva raskusega.

Heaks suspensiooni näiteks on savivesi, mida näeme pärast vihma savi- ja kraavides. Jämedamad savi-osakesed setivad kiiresti, peenemad aga püsivad vees heljuva-

tena paljude päevade jooksul. Ka enamiku jõgede ja järvede vesi on suspensioon; selle vee mikroskoobilisel uurimisel näeme seal mineraalide kübemekesi ja eriti rikkalikult loomsete ja taimsete jäätmete pisiosakesi, baktereid ja muid mikroorganismide. Nende settimisel tekivad veekogude põhjas mudakihid.

Ka vedelikku saab pihustada teises vedelikus heljuvaiks pisiosakesteks. Kahe vedeliku segu, kus üks vedelik on pihustatud teises heljuvaiks pisiosakesteks, nimetatakse emulsiooniks. Nagu suspensioonidki, nii pole ka emulsioonid püsivad. Lühema või pikema aja järel eralduvad mõlemad vedelikud teineteisest; alumisse kihti koguneb raskem, ülemisse kihti kergem vedelik.

Kui kahe vedeliku vahel säilib silmanähtav piirpind, siis öeldakse, et vedelikud on teineteises halvasti lahustuvad. Nii-sugusteks vedelikkudeks on näiteks petrooleum ja vesi. Loksutades petrooleumi veega, saame sogase, piimja emulsiooni; selle seismisel eralduvad teineteisest vesi ja petrooleum kaheks selgesti piiristatud kihiks. Petrooleumi ja vee emulsiooni püsivust saab tõsta, lisades temale pisut seebilahust. Aineid, mis soodustavad emulsioonide püsivust, nimetatakse emulgaatoriteks.

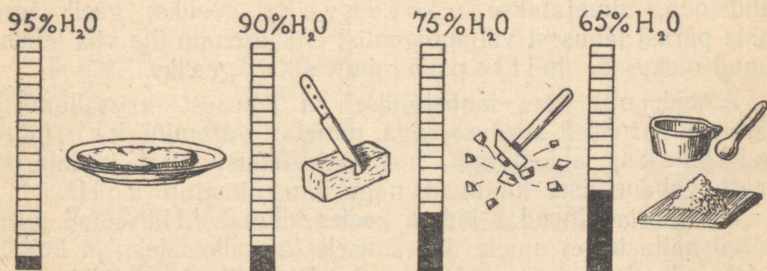
Emulsiooni heaks näiteks on piim: vedela rasvaine pisiosakesed heljuvad vees, milles on lahustunud ka valkaine — kaseiin ja mitmed soolad. Mõned neist ainetest on rasva emulgaatoriteks. Kui piim seisab, eraldub aegamööda kaks kihti: pealmiseks on koorekiht, alumiseks sinakas rasvavaene lahja piim.

## 2. Kolloidlahused.

Juba möödunud sajandi esimesel poolel märkasid uurijad, et tahked ained jagunevad kahte rühma nende lahustuvuse viisi järgi vees: ühed lahustuvad vees nagu keedusool, teised nagu liim. Jälgides peotäie keedusoola lahustumist vees, näeme, et soola kogus nõu põhjas järjest väheneb; soola ümber tekkinud, veest suurema erikaaluga soolalahus moodustab silmaga hästi nähtava lahusekihi. Teatava aja möödudes kaob aga piirjoon soola küllastunud lahuse kihi ja vee vahel ning kogu vedelik omandab kõigis oma osades ühtlase erikaalu ja läbi-paistvuse. Soolaosakesi pole lahuses näha ei palja silmaga ega mikroskoobi abil: sool on muutunud nähtamatuks tema üli-

peene jaotumise tõttu lahustis. Lahuse kestval kuumutamisel aurab ikka enam vett ära ja lahusest hakkab eralduma sool; see koguneb anumaa põhjale peene kristallipudruna.

Jälgides liimitüki lahustumist vees, näeme, et algul liim kogub enesesse vett ja punsub; ta pealne kiht muutub heledamaks. Alles siis, kui liim on muutunud sülditaoliseks massiks, hakkab ta vees lahustuma ja jaotub lõpuks nii, et pole enam võimalik silmaga eraldada tema osakesi. Kui nüüd seda liimilahust aurutada, siis ei eraldu tahke aine lahusest mitte kristallidena, vaid lahus muutub järjest paksemaks, siirupitaoliseks. Jättes ta jahtuma ja seisma, näeme, et ta muutub järjest sogasemaks, sitkemaks ja tardub lõpuks sültjaks massiks, mis on paindub, elastne ja omadustelt vahepealne vedeliku ja tahke aine vahel. Tekkinud sült ei voola anumast välja, kui



Joon. 15. Geeli omaduste muutumine järkjärgulisel vee kaotamisel.

see ümber pöörata; teda võib noaga lõigata tükkideks, mis seistes säilitavad oma kuju. On tähelepanuväärne, et isegi väga lahjendatud liimjad lahused, näiteks 2%-line želatiinilahus, moodustavad harilikul temperatuuril sülte. Niisuguseid sülte nimetatakse teaduslikus keeles geelideks ehk tarreteks.

Kui liimigeeli kuivatada, siis väheneb ta ruumala ja suureneb kõvadus, ja viimase vee eemaldamisel saame jälle tahke liimi tükikese. Seda võib uuesti vees lahustada ja korrata temaga samm-sammult endist katset.

On aga olemas ka geelid, mis peale tahkestumist enam ei lahustu. Võtame näiteks 10%-lise vesiklaasi ehk naatrium-silikaadi ( $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ) lahuse ja lisame sellele soolhapet; otsekohe vabaneb ränihape värvusetu, läbipaistva süldina. Kuivatades

seda ränihappegeeli näeme, et ta ruumala väheneb ainult teatava piirini; hiljem, hoolimata vee edaspidisest kaost, jääb geeli maht muutumatuks; geel muutub vaid sogaseks. Geeli omadused muutuvad aeglasel vee kaotamisel astmeliselt: 94—97%-lise veesisaldusega geeli tükid liituvad üksteisega kokkupuutumisel ühtseks massiks; 90—92% veega geeli saab lõigata nagu tahket keha; 86% veega geel on elastne; 73% veega geel on rabe; 70%-lise veesisalduse juures võib geeli uhmrise peenendada ja 65% veega geel muutub peeneks, käega katsudes näilikult täiesti kuivaks pulbriks. Joonis 13 kujutab ränihappegeeli omaduste muutumist vee kaotamisel.

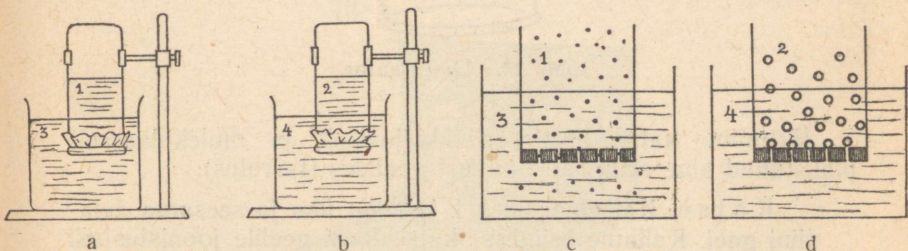
Kord kuivatatud ränihappegeeli pole võimalik uuesti üle viia lahustunud olekusse. Ta ainult imeb mõnevõrra vett enesse, nagu iga teinegi urbane ehk poorne aine.

Geeli, mis lahusest väljalangemisel säilitab võime uuesti lahustuda, nimetatakse pöörduvaks geeliks; geeli aga, mida pärast lahusest väljalangemist ei saa enam üle viia lahustunud olekusse, mitte pöörduvaks geeliks.

Aineid, mis vees lahustumisel ja lahusest kristallumisel käituvad sarnaselt keedusoolaga, nimetati varemini kristalloidideks; aineid aga, mis vees lahustumisel ja lahuseveest vabanemisel käituvad nagu liim, nimetati kolloidideks (*colla* tähendab ladina keeles «liim»). Hilisemad uurimised näitasid, et ainete liigitamisele kristalloidideks ja kolloidideks räägib vastu asjaolu, et mõned tüüpilised kolloidid, nagu näiteks valgud, teatavais tingimustes ometi kristalluvad ja samuti mõni tüüpiline kristalloid, nagu näiteks keedusool, võib moodustada bensoolis tüüpilise geeli. Seepärast arvati olevat õigem liigitada mitte aineid, vaid nende olekuid ja rääkida aine kristalloidsest ja kolloidsest olekust. Veel hilisemad uurimised aga näitasid, et ka kolloidse oleku puhul on osakestel peenekristalliline ehitus ja vahe olekute vahel seisab ainult pihustatud osakeste suurus: osakeste suurus määrab lahuse iseloomu. Nüüdsel ajal nimetatakse lahuseid, kus osakesteks on molekulide kogumid, kolloidseteks ehk soolideks ehk hiibadeks, lahuseid aga, kus pihustatud aine osakesed on molekulid või nende osad, molekulaarseteks lahusteks ehk tõelisteks lahusteks.

Harilikkuude ja kolloidsete lahuste erinevus ilmneb eriti teravalt järgmises katses.

Katse. Nummerdame kaks laia avaga purki ja kallame purki 1 soolalahust ning purki 2 želatiinilahust. Seome kummagi purgi pärgamendiga ja pöörame nad kummuli. Kontrollime, kas purgid on seotud tihedalt ja vedelik ei pääse kuskilt läbi; siis paigutame purgi 1 suuremasse veeanumasse 3 ja purgi 2 suuremasse veeanumasse 4. Joonis 14 (a ja b) näitab vastavat seadist. Mõne tunni pärast maitseme vett nõust 3. Nõus 3 on vesi soolane. Aurutame kahes kaalutud kausikeses 100 ml vedelikku, ühes — proovianumast 1, teises — proovianumast 3. Selgub, et kumbki jääk on sama kaaluga ja koosneb keedusoolast. Aurutades 100 ml vedelikku anumast 2, saame jäägi, mis on želatiin, kuid aurutades 100 ml vedelikku anumast 4, ei saa me mingit jääki. Katse näitab, et soolaosakesed on tunginud läbi



Joon. 14. Difusioon läbi membraani.

pärgamendist kile ehk membraani ning jaotunud ühtlaselt anumais 1 ja 3, nagu ei olekski pärgamenti nende vahel. Seevastu želatiiniosakesed ei suutnud tungida läbi pärgamendi anumast 2 anumasse 4. Võrdle jooniseid 14 c ja d.

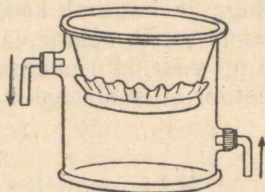
Niiviisi on selge, et naatriumkloriid on lahuses pihustunud nii peenikesteks osakesteks, et nad pääsevad läbi pärgamendi pooridest; želatiin aga esineb lahuses osakestena, mis on palju suuremad ega pääse pärgamendi pooridest läbi. Pärgamenti ja teisi vaheseinu, mis on läbitavad väiksematele osakestele ja peavad kinni suuremaid, nimetatakse poolläbilaskvaid membraanideks.

Juhul, kui kolloidne lahus sisaldab ka mõne aine harilikku lahust, nagu seda annavad soolad, happed, alused ja paljud

orgaanilised ühendid, võib poolläbilaskva membraani abil koloidset lahust vabastada ebasobivast lisandist. Menetlust, mille abil sool ehk kolloidne lahus vabastatakse molekulaarselt lahustunud aine, nimetatakse dialüüsiks.

Joonis 15 näitab lihtsamat dialüsaatorit, kus välisanumas on läbijooksev vesi.

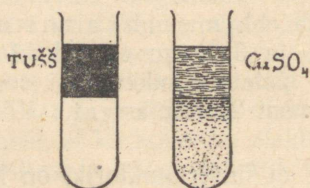
Pärgamentpõhjaga koonusekujulises nõus on želatiini ja näiteks veidi sinist vasksulfaadi lahust. Dialüüsimisel vabaneb želatiinilahus vasksulfaadist ja muutub värvusetuks.



Joon. 15. Dialüsaator.

Järgmine katse illustreerib kolloidselt ja molekulaarselt pihustunud aine erinevat liikuvust geelides (tarretes).

Katse. Katseklaasides 1 ja 2 on üks ja seesama želatiini geel. Kallame esimesse katseklaasi geelile joonistustuši lahust, teise — vasevitrioli lahust. Mõne aja pärast näeme



Joon. 16. Difusioon geelides.

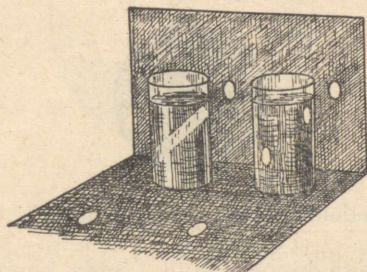
sinisest värvusest, et vasevitriol on tunginud geelisse. Kolloidselt disperseerunud tuši osakesed aga ei suuda geeli läbida, — katseklaasis 1 jääb geel värvusetuks.

Joonis 16 illustreerib kirjeldatud katset.

See katse näitab, et kolloidselt pihustunud aine osakeste liikuvus on väiksem kui molekulaarselt pihustunud aine osakeste liikuvus.

Mitmed ained, nagu näiteks valgud, seebid ja dekstriin, lahustuvad vees vahenditult kolloidseiks lahusteks. Aineid, mis iseenesest lahustis pihustuvad, andes kolloidse lahuse, nimetatakse lüofiilseteks, ja juhul, kui lahusti on vesi, hüdrofiilseteks aineteks. Sõna «lüofiilne» tähendab «vedelikule sõbralik» ja «hüdrofiilne» — «veele sõbralik, veelembene». Aineid, mis kolloidseks lahuseks vahenditult ei lahustu, nimetatakse lüfoobseteks ja vees lahustumata puhul — hüdrofoobseteks aineteks. Hüdrofoobsed ained ei moodusta vees ka nimetamisväärse kontsentratsiooniga harilikke lahuseid, kuid neist on võimalik valmistada kolloidseid lahuseid. Kolloidlahuste valmistamiseks lüfoobsetest ainetest

2 1



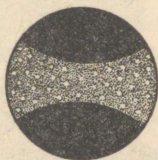
Joon. 17. Valguskiirte kimp läbib kolloidse ja hariliku lahuse.

on mitmesuguseid meetodeid: 1) mehaaniline pihustamine eriliste kolloidveskite abil; 2) elektriline pihustamine, mille abil saadakse metallide kolloidseid lahuseid, tekitades vees sädeme vastavast metallist elektrodide vahel; 3) keemiline pihustamine kohaste keemiliste reaktsioonide abil. Eriti tihti kasutatakse selleks taandamis- ja hapendamisreaktsioone ja hüdrolüüsi. Näiteks kulla kolloidlahuse valmistamiseks taandatakse kuldkloriidi lahust tanniiniga. Saadud kulla kolloidne lahus on tugevasti kirsspunane, kuigi sisaldab hoopis vähe kulda.

Kolloidsed ja harilikud lahused käituvad valgustamisel erinevalt. Kui saata paralleelsete valguskiirte kimp harilikku lahusesse, siis valguskimbu tee ei tule nähtavale; kolloidses lahuses

aga see tee on nähtav erilise sinise helendusena. Molekulid ja nende osad molekulaarlahuses on liiga väikesed, et takistada valguskiiri nende teel; kolloidosakesed aga, mis on suuremad, hajutavad valguskiiri ja helendavad. Joonis 17 näitab valguskiirte kimpu läbimas harilikku ja kolloidset lahust. Avadest 1 ja 2 tungiv valgus läbib hariliku lahuse klaasis 1 nähtamatult; valguse tee klaasis 2, kus on kolloidne lahus, helendab. See helendamisnähtus avastati inglise füüsiku Tyndall'i (loe: tindall) poolt ja kannab Tyndall'i efekti nime.

Siin esineb sama nähtus, mida tunneme igapäevasest elust: kui päikesekiired tungivad pimedasse tuppä läbi pisikese augu tumeda värvusega aknakattes, siis valguse tee on märgitud õhus heljuvate helendavate tolmukübemekestega. Tavalises olukorras me neid tolmukübemekesi ei näe; küll aga näeme neid siis, kui nad helendavad kõrvalt langevas valguses. Pimendatud kinosaaalis näeme valguse koonust tipuga projektsiooniaparaadi



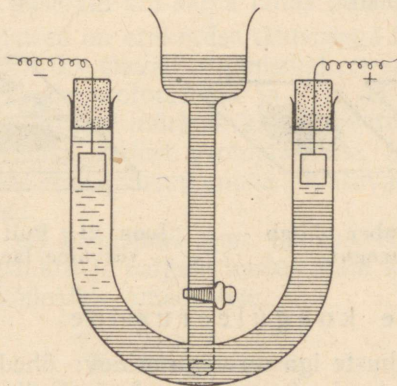
Joon. 18. Kolloidne lahus ultramikroskoobi vaateväljas.

läheduses ja alusega kinoekraanil. Seda koonust näeme Tyndall'i efekti tõttu, mida põhjustavad õhus heljuvad suitsu- ja tolmukübemekesed. Kübemekeste helendamist külgvalguses kasutasid saksa teadlased Siedentopf ja Zsigmondy (loe: siidentopf ja sigmo'ndi) oma «ultramikroskoobi» konstrueerimisel. Ultramikroskoobi optiline süsteem on sama mis harilikul mikroskoobilgi, ainult vaadeldava eseme valgustamine toimub mitte alt, vaid kõrvalt. Harilik mikroskoop ei võimalda kolloidlahuses pihustunud osakeste nägemist, neid on aga võimalik näha ultramikroskoobis. Joonis 18 näitab ultramikroskoobi vaatevälja kolloidlahuse uurimisel.

Lugedes ultramikroskoobi all ära kolloidosakeste arvu 1 mm<sup>3</sup> lahuses ja teades, mitu grammi lahustatud ainet tuleb lahuse 1 mm<sup>3</sup>-le, saame määrata kolloidosakeste keskmist kaalu.

Kõik kolloidlahused juhivad elektrit. Elektrivoolu juhtimisel kolloidsesse lahusesse liiguvad kõik kolloidi osakesed kas anoodi või katoodi suunas. Sellest järeldub, et ühe ja sama kolloidi osakesed on kõik laetud ühemeimeliselt, s. o. kas kõik positiivselt või kõik negatiivselt. Kolloidi osakeste ühesuunalist liikumist elektriväljas nimetatakse elektroforeesiks.

Joonis 19 näitab elektroforeesi-katset.



Joon. 19. Elektroforees.

Katse. U-kujuline toru on täidetud kulla punase kolloidlahusega. Igas harus on ettevaatlikult pealevalatud destilleeritud vee kiht, kuhu on lisatud mõni tilk lahjendatud hapet. Elektroodid asuvad veekihi. Voolu läbijuhtimisel liiguvad negatiivselt laetud kullaosakesed anoodi suunas ja värvivad vee selles ruumis punaseks. Katoodi harus näeme seevastu lahuse värvuse nõrgenemist.

Paljud orgaanilised värvained lahustuvad vees kolloidselt. Värvimisprotsessis nad käituvad erinevalt, vastavalt sellele, kas nende kolloidosakesed on laetud positiivselt või negatiivselt. Sellele küsimusele saab kergesti vastuse.

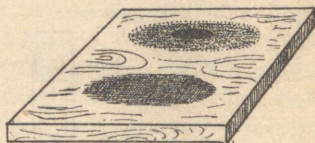
Liimimata filterpaber saab vees negatiivse laengu. Tilgutades filterpaberile värvilahust, mille osakesed on laetud negatiivselt, saame ühtlase värvilise pleki. Filterpaberi kapillaarides negatiivselt laetud seinad tõukavad värvi negatiivsed osakesed

eemale ja need liiguvad takistumatult edasi, nii kaugele, kui kaugele tungib vesi. Juhul aga, kui värvaine osakesed lahuses on laetud positiivselt, jäävad nad kleepuma filterpaberi kapillaaride seintele ja vesi tungib üksinda edasi. Joonis 20 näitab laigu kuju filterpaberil negatiivse ja positiivse värvaine puhul.

Puit koosneb tselluloosist, nagu pabergi, ja on vee suhtes samuti negatiivne. Kui võtame hõõveldatud lauakese ja paneme sellele tilga negatiivset ja tilga positiivset värvi, saame joonisel 21 näidatud pildi.



Joon. 20. Filterpaber näitab värvaine laengut.



Joon. 21. Puit näitab värvaine laengut.

### Kolloidide koaguleerumine.

Kolloidsete lahuste iga on väga erinev: ühed püsivad ainult minuteid, teised tunde ja mõned päevi. Eriliselt valmistatud kolloidsed lahused võivad püsida aastaid. Lahuste lagunemisel liituvad pihustunud kolloidi osakesed isekeskis suuremateks moodustisteks ja langevad siis oma kaalu tõttu põhja. Kolloid-osakeste liitumist ja sellele järgnevat sadestumist nimetatakse koaguleerumiseks.

Koaguleerumist võib tekitada kunstlikult. Näiteks koaguleerub munavalge soojendamisel  $56^{\circ}$ -ni. Paljud kolloidsed lahused koaguleeruvad vähese soola-, happe- või aluselahuse lisamisega. Nii koaguleeruvad jõgede vees leiduvad kolloidid, kui nad jõuavad soolasesse merevette. Nende settimisel tõmmatakse kaasa ka suspensioonina kaasatoodud savi ja muda. Tulemuseks on suurte settedeltade tekkimine peaaegu kõigi suuremate jõgede suudmes.

Lüfoobse aine kolloidlahuse koaguleerumiseks on vaja väikest hulka molekulaarselt lahustatud elektrit-juhtivat ainet.

Lüofiilse kolloidi koaguleerumiseks seevastu on vaja tunduvalt hulka elektrit-juhtivat lahust. Sageli on vältimatu ka veel mõne vett siduva aine, näiteks alkoholi lisamine.

Seebikeetmisel tekib pajas seebi kolloidne lahus. Et eralduks seebikiht, selleks lisatakse seebilahusele teatud hulk keedu-soola. Seda võtet nimetatakse seebi «väljasoolamiseks» ehk soolutamiseks.

Kolloidid mõjuvad üksteisele koaguleerivalt, kui nad kannavad erinimelisi laenguid. Hüdrofiilsed kolloidid aga tõstavad tihti hüdrofoobsete kolloidide püsivust. Näiteks kulla kolloidlahus, millele on juurde lisatud želatiini-, kaseiini- või tanniini-lahust, on palju püsivam kui sama lahus ilma lisanditeta.

Kolloidsed lahused on erakordse tähtsusega kõigis elusa looduse protsessides. Kõik elavad organismid on ehitatud soolidest ja geelidest. Rakkude protoplasma ja veri on soolid, rakkude seinad — geelid. Paljude mürkide kahjustav toime on tingitud nende koaguleerivast mõjust protoplasmale. Laiba kangestumine tekib sellest, et organismi soolid muutuvad surmaga geelideks ja tarduvad.

Ka tehnikas on kolloididel suur tähtsus. Kunstsiidi, tselluloosi, kautšuki, suhkru ja paljude teiste ainete tootmise protsessid on rajatud kolloidide omadustele.

### Kordamisküsimusi.

1. Tuua mõned suspensioonide näited.
2. Seletada erinevus suspensiooni ja emulsiooni vahel.
3. Mis on emulgaator?
4. Nimetada mõningad lüofiilsed ained.
5. Missugusel viisil saadakse kolloidseid lahuseid?
6. Iseloomustada geele.
7. Seletada, kuidas võimaldab dialüüsmenetlus eraldada kolloidselt ja molekulaarselt lahustunud aineid.
8. Mida tõendab elektroforees?
9. Kuidas on võimalik esile kutsuda koagulatsiooni?

### 3. Molekulaarlahused.

K a t s e 1. Võtame kolm klaas- või portselankaussi: üks destilleeritud veega, teine kaevuveega ja kolmas nõrga mõrusoola-lahusega. Soojendame kausse ettevaatlikult veevannil või asbestvõrgul, kuni kõik vesi aurustub. Esimeses kausis ei leidu mingit jääki, teises kausis on vaevaltmärgatav jääk, kolmandas kausis aga saame õhukese peenkristal-  
ldest kihi.

Kõigil kolmel juhul oli tegemist täiesti ühtlase, selge ja värvuseta vedelikuga. Teisel ja kolmandal juhul see sisaldas tahket ainet, mida aga ei näinud seal ei silm ega avastanud ka tugevaima suurendusega mikroskoop. Nähtut võib seletada vaid nõnda, et nii vesi kui ka temas lahustunud aine koosnevad kumbki üliväikestest osakestest ja tahke aine osakesed tungivad lahustumisel veeosakeste vahele.

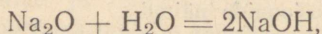
Ainet, mis on vedelikus pihustunud nähtamatute osakestena (amikronidena), nimetatakse lahustunud aineks.

Vedelikku, mis eneses kannab teist, nähtamatuteks osakesteks pihustunud ainet, nimetatakse lahustiks.

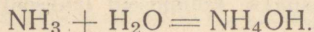
Lahustunud aine ja lahusti koos annavad lahuse.

Vedelikus võib lahustuda tahke aine, nagu näiteks suhkur, keedusool ja sööbenaatrium vees, või vedelik, nagu näiteks eeter alkoholis ja väävelhape vees, või ka gaas, nagu näiteks õhk (s. t. hapnik ja lämmastik), süsihappegaas ja ammoniaak vees.

Lahustumisega käsikäes võib käia uute keemiliste ühendite tekkimine. Näiteks naatriumoksüüdi lahustumisel vees tekib naatriumhüdroksüüd:



ammoniaagi lahustumisel vees — ammoniumhüdroksüüd:



Erinevad ained lahustuvad samas lahustis väga erinevais hulkades.

Katse 2. Loksutame ühes katseklaasis kaltsiumkloriidi ( $\text{CaCl}_2$ ) tükikest vees ja teises katseklaasis umbes niisama suurt hulka kustutatud lupja [ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ] vees. Näeme, et  $\text{CaCl}_2$  lahustub varsti täielikult: esimeses katseklaasis tekib ühtlane, selge, värvuseta lahus. Teises katseklaasis saame aga piimja vedeliku, nn. lubjapiima, osa tahket ainet aga setib põhja. Filtrides osa vedelikust ja proovides selget, värvuseta filtraati lakmuspaberiga, täheldame, et reaktsioon on leelisene, s. t. et osa kustutatud lupja on vees lahustunud.

Katse 3. Võtame katseklaasi 20 milliliitrit destilleeritud vett ja lisame keedusoola üksikute kristallide kaupa ning loksutame. Esiolgu lahustuvad lisatud kristallid täielikult. Teatavast lisatud hulgast alates aga jäävad lahusesse lisatavad kristallid põhja ja ei lahustu loksutamisel ega lahuse pikemaajalise seismisel. Me ütleme siis, et keedusoola-lahus on küllastunud. Küllastunud lahuseks oli ka eespool saadud filtritud lubjavesi.

Kui lahuses on lahustunud aine sete (sade), mis ei vähene loksutamisel ega lahuse seismisel, siis ütleme, et lahus on sellest ainest küllastunud. Katse näitab, et toatemperatuuril lahustub 100 grammis destilleeritud vees mitte enam kui 36 grammi keedusoola, 25 grammi kaaliumsalpeetrit, 84 grammi naatriumsalpeetrit. Aine suurimat hulka, mis 100 grammis lahustis lahustub antud temperatuuril, nimetatakse aine lahustuvuskoeffitsiendiks. Nii on toatemperatuuril vees lahustumisel keedusoola lahustuvuskoeffitsient 36, kaaliumsalpeetril 25, naatriumsalpeetril 84.

#### 4. Lahustuvuse sõltuvus temperatuurist.

Katse 1. Loksutame katseklaasis toatemperatuuril 10 milliliitris vees 2,5 grammi kaaliumsalpeetrit; aine lahustub. Lisame juurde veel 3 grammi salpeetrit. See jääb lahustumata. Soojendame katseklaasi. Järk-järgult lahustub salpeeter täielikult. Katseklaasi jahutamisel salpeeter eraldub lahusest peenkristallidena (kristallipuder).

Katse näitab, et soola lahustuvus vees sõltub tunduvalt temperatuurist: lahustuvus suureneb temperatuuri tõustes. Enamiku soolade puhul on lahustuvuse suurenemine temperatuuri tõustes tunduv. Ainult mõne üksiku aine puhul, nagu näiteks keedusool, on lahustuvuse tõus ühes temperatuuriga vaevalt märgatav.

Katse 2. Loksutame toatemperatuuril katseklaasis 10 milliliitris vees 3 grammi keedusoola. Sool lahustub küll aeglaselt, aga täielikult. Lisame veel 3 grammi keedusoola. Lisatud sool ei lahustu loksutamisel ega ka pikemaajalise seismisel. Soojendame katseklaasi põletil. Keedusoola kristallid ikkagi ei lahustu.

Selgitame kaaliumsalpeetri puhul, kuidas leida soola lahustuvuskoeffitsienti, näiteks 20° temperatuuril. Selleks küllastame mõnel kõrgemal temperatuuril 100 milliliitrit vett kaaliumsalpeetriga ja laseme lahusel aeglaselt jahtuda nõutud temperatuurini, 20°-ni. Võtame siis pipetiga lahusest 10 ml proovi, laseme selle joosta kaalutud klaaskaussi, kaalume kausi ühes lahusega; arvates maha kausi kaalu, leiame lahuseproovi kaalu; olgu see 13,15 g. Aurutame vee veevannil ära. Paigutame kausi valge jäägiga (kaaliumsalpeetri peen pulber) jahtuma eksikaatorisse<sup>1</sup> ning siis kaalume ta uuesti. Leitud kaalu ja kausi kaalu vahe annab aine hulga, mis oli lahustatud 20° temperatuuril võetud proovis. Leitud kaal on umbes 3,15 grammi. Võetud lahuse proov kaalus 13,15 g, tahke jääk aga 3,15 g; proovist aurutatud vesi kaalus siis 13,15 g — 3,15 g = 10 g. Seega on salpeetri lahustuvuskoeffitsient 20° temp.  $3,15 \times 10 = 31,5$ .

T a b e l 7.

Lahustuvuskoeffitsiente.

Aine	Temperatuur					
	0°	20	40°	60°	80°	100°
KNO <sub>3</sub>	13,5	31,5	64,0	110,0	169,0	247,0
KClO <sub>3</sub>	3,0	6,0	14,0	26,0	43,0	59,0
NaCl	36,0	37,0	37,5	38,0	38,5	39,0

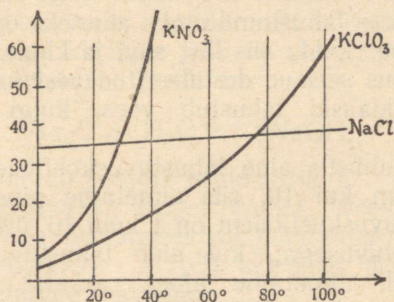
Toodud tabel annab ülevaate kolme soola lahustuvuskoeffitsiendi muutumisest temperatuuriga.

### 5. Lahustuvuskõverad.

Tabeli 7 andmed saab esitada graafiliselt, lahustuvuskõverana (joon. 22). Aine lahustuvuskõver võimaldab leida lahustuvuskoeffitsienti ka neil vahepealseil temperatuuridel, mida tabelis pole märgitud. Leiame näiteks salpeetri lahustuvuskõvera

<sup>1</sup> Eksikaator on tiheda kaanega anum, milles õhk on anuma põhja paigutatud vett siduva aine, tavaliselt kontsentreeritud vävelhappe või kaltsiumkloriidi mõjul veeaurudest vaba.

tuvuskoefitsiendi  $35^\circ$  temperatuuril. Selleks võtame rõhtteljel punkti, mis vastab  $35^\circ$ -le, tõmbame sellest ristjoone lõikumiseni salpeetri lahustuvuskõveraga ja mõõdame selle ristjoone pikkuse. Saame 42 ühikut. See tähendab, et temperatuuril  $35^\circ$  lahustub 100 g vees 42 grammi salpeetrit.



Joon. 22. Lahustuvuskõverad.

## 6. Aine lahustumatus.

Ainete lahustuvus eri lahustites on väga erinev.

**Katse 1.** Loksutame katseklaasis mõnd grammi keedusoola bensooliga ja teises katseklaasis sama hulka keedusoola samas hulgas vees. Esimeses vedelikus keedusool ei lahustu, teises lahustub.

**Katse 2.** Loksutame mõnd joodikristallikest veega: lahustumine on osaline; tekib nõrk kollane küllastunud lahus; mõni joodikristall jääb lahustumatult põhja. Lisame juurde bensooli ja loksutame: kogu jood lahustub bensoolikihis lillakaspunaka värvusega.

**Katse 3.** Loksutame katseklaasis natuke kipsipulbrit ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ) veega: tekib piimjas sogane vedelik, millest seismisel pikkamisi setib põhja kipsikiht. Võtame osa selget lahust ja aurutame ta vannil klaaskausis kuiva jäägini; kuiv jääk on lahuses olnud kips. Loksutame katseklaasis väävelhaput baariumi ( $\text{BaSO}_4$ ) veega ja jätame tekkinud sogase vedeliku seisma. Varsti on kõik raske  $\text{BaSO}_4$  põhja settinud. Võtame pipetiga selgest vedelikust proovi. Võrrel-

des selle proovi elektri juhtivust destilleeritud vee omaga, leiame, et uuritud vedeliku elektri juhtivus on vee omast suurem: järelikult väike osa väävelhaput baariumi siiski lahustus; kui kasutame aurutamiseks küllalt lahust, jääb siingi kaussi tahke valge jääk.

Praktiliselt vees lahustumatuteks aineteks on näiteks metallid — raud, hõbe, kuld; siis liiv, savi ja klaas. Et pikka aega kinnises klaasnõus seisnud destilleeritud vesi juhib elektrit, siis järeldame, et klaaski lahustub vees, kuigi kaduv-väikesel hulgal.

Kui mõnes lahustis aine lahustuvuskoeffitsient toatemperatuuril on suurem kui 10, siis nimetame ainet hästi lahustuvaks; kui lahustuvuskoeffitsient on 1 kuni 10, ütleme, et aine on keskmise lahustuvusega; kui aine lahustuvuskoeffitsient on 0,001 ja 1 vahel, nimetame ainet raskesti lahustuvaks, ja lahustuvuskoeffitsiendi puhul alla 0,001 on aine praktiliselt lahustumatu.

## 7. Küllastunud ja üleküllastunud lahused.

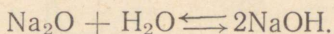
**Katse.** Katseklaasi soojendades lahustame 5 milliliitris vees 5 grammi glaubrisoola ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ). Korgime katseklaasi puuvillaga kinni ja lahust loksutamata kastame katseklaasi jahutamiseks suuremasse külma vett sisaldavasse klaasi. Glaubrisoola lahustuvuskoeffitsient toatemperatuuril on 77. Meil aga on lahuses 100 grammi soola 100 milliliitri vee kohta. Seega on uuritav lahus üleküllastunud; ometi ei eraldu temas glaubrisoola kristalle.

Selline üleküllastunud lahus on aga vähepüsiv: piisab loksutamisest või sama aine pisikristalli lisamisest, et liigne sool eralduks kristallipudruna. Üleküllastunud lahuse kristallimisel lahus soojeneb tunduvalt: eraldub nimelt see soojushulk, mis kulutati liigse soola lahustamiseks.

Üleküllastunud lahuseid annavad kergesti näiteks booraks ( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ), naatriumhüposulfit ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ), naatriumatsetaat ehk äädikhapu naatrium ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ) ja mõned teised soolad.

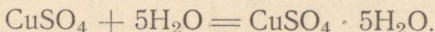
## 8. Soojuse neeldumine ja eraldumine lahustumisel.

Aine jagunemist nähtamatuteks pisiosakesteks lahustumisel pole võimalik vaadelda ainult mehaanilise pihustumise protsessina. Pihustumisega on seotud ka aine ühinemine vee osakestega ühel või teisel kujul. Nii teame, et naatriumoksüüdi ( $\text{Na}_2\text{O}$ ) lahustamisel vees muutub vesi leeliseks ja vee aurutamisel tekkiv valge klaasjas jääk on uus aine  $\text{NaOH}$ . See on  $\text{Na}_2\text{O}$  ja vee reageerimise produkt:



Reaktsioon toimub soojuse eraldumisega.

Lahustades veevaba, valget  $\text{CuSO}_4$  vees, saame sinise lahuse, millest väljaaurutamisel või jahutamisel eralduvad sinised vasevitrioli ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) kristallid. Rööbiti lahustumisega toimub keemiline reaktsioon:



Ammoniaagi lahustumisel vees on lahus leelise reaktsiooniga, nagu näitab selle proovimine lakmusega. Kloorvesiniku lahustumisel vees on lahus happelise reaktsiooniga, nagu võime veenduda lahust lakmusega proovides. Paljude ainete lahustumisel vees kas eraldub või neeldub tunduv hulk soojust. Väävelhappe lahustumisel vees soojeneb lahus tugevasti; soolade  $\text{KCl}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{CNS}$  lahustumisel vees jahtub lahus tugevasti.

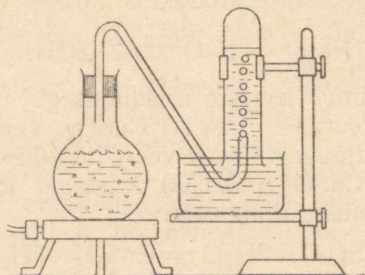
**Katse 1.** Raputame 100-milliliitrisesse vett sisaldavasse kolbi 20 grammi ammooniumnitraati ehk lämmastikhaput ammooniumi ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ). Termomeeter näitab tunduvalt temperatuuri langust. Lahus jahtub seevõrra, et õhus leiduv veeaur tiheneb kolvi pinnal kastena.

**Katse 2.** Lahustame kolvis asetsevas vees tüki kaaliumhüdrosüüdi ( $\text{KOH}$ ). Juba kolbi käega katsudes tunneme soojuse eraldumist. Sedasama kinnitab ka temperatuuri jälgimine termomeetri abil.

## 9. Gaaside lahustuvus.

Tahke aine lahustuvus temperatuuri tõusuga enamasti suureneb. Seevastu gaasi lahustuvus temperatuuri tõusuga väheneb.

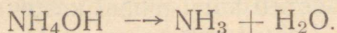
Katse. Võtame liitrise kolvi, täidame ta korgini kaevuveega ja ühendame ta samuti veega täidetud toru abil gaasi kogumise seadeldisega (joon. 23). Soojendame kolbi: varsti näeme eralduvaid gaasimulle. Gaasi koguneb järjest silindrisse. Kui viimane on kaliibritud, siis saab kohe ära lugeda, kui palju gaasi (õhku) oli lahustunud 1 liitris kaevuvees. Madalamal temperatuuril vees lahustunud gaas eraldub soojendamisel.



Joon. 23. Vees lahustatud gaasi eraldumine soojendamisel.

Gaaside lahustuvus suureneb rõhuga. Seda gaaside omadust kasutatakse karastavate jookide valmistamisel, lahustades tunduva hulga süsihappegaasi vees rõhu all.

Mõned gaasid, nagu  $N_2$ ,  $CO$ ,  $NO$ ,  $O_2$ , ei reageeri veega selles lahustumisel. Teised gaasid aga annavad lahustumisel vees happeid või aluseid; need ühendid on aga harilikult vähepüsivad ja lagunevad keetmisel gaasi eraldumisega. Näiteks ammoooniumhüdrosüüdi ( $NH_4OH$ ) keetmisel laguneb see ammoniagiks ja veeks:



## 10. Lahuste kontsentratsiooni väljendamine %-des, normaalsuses ja molaarsuses.

Lahuse kontsentratsiooni või tugevust võib väljendada mitut viisi:

1. kaaluprotsentides lahuse suhtes; %-de arv näitab sel juhul, mitu g ainet on lahustunud 100 g lahuses;

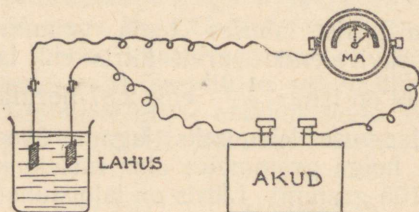


## 11. Elektrolüüdid ja mitte-elektrolüüdid.

Metallide üheks iseloomustavaks omaduseks on see, et nad hästi juhivad elektrivoolu. Elektrivoolu juhtmetena kasutataksegi peaaegu eranditult traati, eeskätt vasktraati. Peale metallide juhivad elektrivoolu ka mõningad mittemetalsed tahked ained, nagu näiteks grafiit, tahked soolad ja tahke sööbenaatrium. Elektrivoolu juhtivate ainete hulka kuuluvad aga ka paljude ainete lahused. Selgusele jõudmiseks selle kohta, missugused ained juhivad lahustatuina elektrivoolu ja missugused seda ei tee, korraldame mõned katsed.

**Katsed.** Vooluna kasutame alalisvoolu, voolu allikaks võtame akumulaatori. Akumulaatori näpitsatele kinnitame kahe isoleeritud juhtme puhastatud vaskotsad; juhtmete teistele otstele kinnitame kaks platinaplekikest pinnaga  $1 \text{ cm}^2$ , mis on omavahel liikumatult seotud kaugusel  $4 \text{ cm}$ . Voolu mõõtmiseks kasutame milliampermeetrit.

Võtame 12 keeduklaasi järgmiste vedelikkudega: 1) kontsentreeritud väävelhape ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) (98,5%); 2) 2-normaalne soolhappe ( $\text{HCl}$ ) lahus; 3) 2-normaalne lämmastikhappe ( $\text{HNO}_3$ ) lahus; 4) 2-normaalne  $\text{H}_2\text{SO}_4$  lahus; 5) 2-normaalne äädikhappe ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) lahus; 6) 2-normaalne



Joon. 24. Lahus juhib elektrit.

sööbekaaliumi ( $\text{KOH}$ ) lahus; 7) 20%-line  $\text{KNO}_3$  lahus; 8) 20%-line  $\text{NaCl}$  lahus; 9) 20%-line suhkrulahus; 10) 20%-line kusiaine — karbamiidi [ $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ ] lahus; 11) destilleeritud vesi; 12) kaevuvesi.

Paigutame nüüd elektroodid järgemööda mõneks sekundiks igasse neist lahustest (joon. 24) ja loeme milliampermeetri osuti seis. Tõstes elektroodid ühest lahusest välja, loputame

neid põhjalikult destilleeritud veega ja kuivatame puhta filterpaberiga. Korraldades saadud andmed tabelisse, saame:

Tabel 8.

Lahus	Voolu tugevus milliamprites	Lahus	Voolu tugevus milliamprites
1. Konts. H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	300	7. 20% KNO <sub>3</sub> lahus	3300
2. 2n HCl lahus	8600	8. 20% NaCl „	3350
3. 2n HNO <sub>3</sub> „	7400	9. 20% C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> „	väga väike
4. 2n H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> „	6200	10. 20% CO(NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> „	väga väike
5. 2n CH <sub>3</sub> COOH „	41	11. destilleeritud vesi	väga väike
6. 2n KOH „	5600	12. kaevuvesi	10

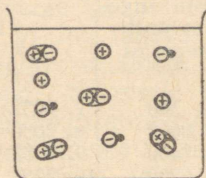
Võrreldes tulemusi leiame, 1) et soolade, hapete ja aluste lahused juhivad elektrit; 2) et tarvitatud orgaaniliste ühendite lahused, mis ei ole happed, alused või soolad (katsed 9 ja 10), ei juhi elektrit; 3) et kaevuvesi juhib elektrit paremini kui puhas, destilleeritud vesi. Viimane nähtus on seletatav sellega, et kaevuvees on alati lahustunud väike hulk mineraalseid sooli. Lahuse 1 ja 4 elektrijuhtivust võrreldes näeme, et lahjem lahus juhib elektrit paremini kui kontsentreeritud lahus. Aineid, mis lahustatuna juhivad elektrit, nimetatakse elektrolüütideks. (Sõna «*lysis*» tähendab kreeka keeles lahustumist.) Aineid, mis lahustatuna elektrit ei juhi, nimetatakse mitte-elektrolüütideks.

## 12. Arrheniuse hüpotees.

Lahuste elektrijuhtivuse seletuse võlgneme rootsi teadlasele Arrhenius'ele (loe: arreenius), kes 1887. aastal avaldas oma elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria. (Sõna «dissotsiatsioon» eestikeelseks vasteks on «lagunemine».) Arrheniuse seletuse järgi jaguneb elektrolüüt vees lahustudes mitte ainult lahustisse pihustatud molekulideks, vaid osa neist molekulidest laguneb elektriliselt laetud osakesteks: iga neutraalne molekul laguneb kaheks või rohkemaks «iooniks» nii, et tekkinud negatiivsete ja positiivsete ioonide laengud on võrdsed.

Elektrolüütide puhul, mis juhivad elektrit hästi, on ionideks lagunenu d molekulide arv suur. Vähes e elektrijuhtivusega elektrolüütidel on ionideks lagunenu d molekulide arv väike.

Joonis 25 näitab, kuidas tuleb kujutleda lahustunud ainet Arrheniuse oletuse kohaselt.

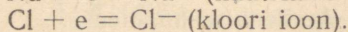
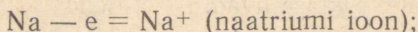


Joon. 25. Polaarsed molekulid ja ioonid lahuses.

Ioonideks lagunenu d molekulide arvu ja kõigi lahustunud aine (lagunenud ja mittelagunenud) molekulide arvu suhet nimetatakse elektrolüüdi dissotsiatsioonistmeks ja tähistatakse kreeka tähega  $\alpha$ .

### 13. Ioonide tekkimine lahuses.

Nüüdisaja vaadete kohaselt on positiivne ioon aatom, mille väliskihist on lahkunud üks või mitu elektroni; negatiivne ioon aga on aatom, mille väliskihiti on juurde tulnu d üks või mitu elektroni. Näiteks NaCl molekuli tekkimisel loovutab naatriumi aatom ühe elektroni; kloori aatom aga saab ühe elektroni juurde. Tähistades elektroni tähega e, kirjutame võrrandid:

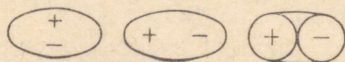


Teaduses valitseva arvamuse järgi ei koosne tahke naatriumkloriid selle molekulidest, vaid elektrilaenguid kandvaist naatriumi ja kloori ioonidest, mis püsivad koos nende vahel mõjuvate elektrostaatiliste tungide mõjul. Lahustumisel moodustuvad ioonid, mis tungivad lahusti molekulide vahele. Lahusti molekulid on tõkkeks, mis ei lase isenimelistel ioonidel vabalt ühineda neutraalseiks molekulideks.

Täiesti puhas vesi peaaegu ei juhi elektrit. Keskkonda, mis ei juhi elektrit, nimetatakse dielektrikuks. Dielektrikuks on näiteks merivaik, eboniit, porselan, klaas ja ka destilleeritud

vesi. Laetud kehade vastastikune mõju on dielektrikus tunduvalt väiksem kui õhus (õigemini vaakuumis). Oletame, et teatavas dielektrikus on laetud osakeste omavaheline mõju  $D$  korda väiksem kui õhus. Siis öeldakse, et antud keskkonna dielektriline konstant on  $D$ . Näiteks eboniidil  $D = 3$ , vilgukivil  $D = 6$ , petrooleumil  $D = 2$ . Erakordselt suur dielektriline konstant on puhtal veel, nimelt 81. Seetõttu, kui vees mõne lahustunud aine molekulid on kord lagunened ionideks, püsivad need seal niisugustena ega ühine jälle molekulideks.

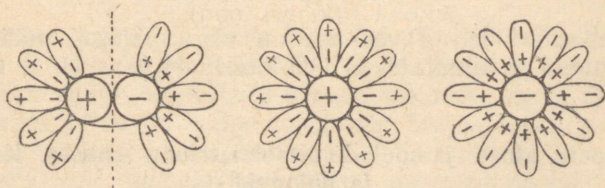
Kaudsete uurimisvõtetega on kindlaks tehtud, et vee molekulides pole elektrilised laengud jaotatud ühtlaselt: nende ühes otsas on ülekaalus positiivsed, teises negatiivsed laengud. Niisugused molekulid kannavad polaarsete molekulide nime. Ka paljude elektrolüütide molekulid on polaarsete ehitusega. See on põhjuseks, et lahustumisel vees need molekulid lagunevad kergesti ionideks. Mitte-elektrolüütide molekulides on laengute jaotus ühtlane. Need molekulid ei ole polaarset



Joon. 26. Mittepolaarse, polaarsete ja ionilise ehitusega molekuli skeem.

ega lagune lahustumisel erineva laenguga osadeks — ionideks. Joonis 26 näitab, kuidas skemaatiliselt märgitakse polaarset ja mittepolaarseid molekule.

Vees lahustumisel tungivad aine molekulid vee molekulide vahele ja vee molekulid asetuvad nii, et nende negatiivsed otsad



Joon. 27. Elektrolüütilise dissotsiatsiooni skeem.

on pööratud elektrolüüdi molekuli positiivse otsa suunas ja vee molekulide positiivsed otsad on pööratud elektrolüüdi molekuli negatiivse otsa suunas. Selle tagajärjel mõjub elektrolüüdi

molekuli otstele kaks vastassuunas rakendatud jõudu, mistõttu molekul rebeneb kaheks isenimeliselt laetud iooniks. Iga tekkinud ioon ümbritsetakse elava molekulaarliikumise tõttu kohe veemolekulide poolt; nii tekib iga iooni ümber kohe veemolekulidest kate. Seda nähtust nimetatakse ioonide hüdratiseerumiseks. Joonis 27 annab kujutluse molekuli elektrolüütilise dissotsiatsiooni mehhanismist. Molekuli ioonilise ehituse puhul kaob molekuli mõiste. Osakestena esinevad üksik-ioonid, mis on ühte viisi seotud mitme vastupidi laetud naaber-iooniga.

Iooni tähistatakse tema koostises esinevate aatomite keemilise sümboliga, märkides positiivse iooni puhul ülal tema ühiklaengute arvu vastava ristide hulgaga; negatiivse iooni puhul märgitakse aatomi keemilisele sümbolile juurde vajalik arv miinusmärke. Näiteks kirjutame

naatriumi iooni:	$\text{Na}^+$ ,
alumiiniumi iooni:	$\text{Al}^{+++}$ ,
kloori iooni:	$\text{Cl}^-$ ,
sulfaadi iooni:	$\text{SO}_4^{--}$ .

Hüdratiseerunud positiivse iooni puhul asendatakse plussmärgid punktidega ja hüdratiseerunud negatiivse iooni puhul miinusmärgid kaldkriipsudega ülal.

N ä i d e:

naatriumi ioon:	$\text{Na}^+$ ,
hüdratiseerunud naatriumi-ioon:	$\text{Na}^{\cdot}$ ;
kloori ioon:	$\text{Cl}^-$ .

Tavaliselt esinevad ioonid vesilahuses hüdratiseerunud olekus.

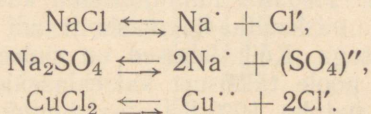
Tuleb märkida, et vesi ise on väga vähesel määral dissotsieerunud ja annab H- ja OH-ioone:  $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}^{\cdot} + \text{OH}'$ .

#### 14. Hapete, aluste ja soolade dissotsiatsioon lahuses. Katioonid ja anioonid.

K a t s e. Juhime voolu läbi vaskkloriidi ( $\text{CuCl}_2$ ) lahuse; seejuures katoodil eraldub vask, anoodil — kloor. Juhtides voolu läbi soolhappe (HCl) lahuse, näeme katoodil vesiniku, anoodil kloori eraldumist.

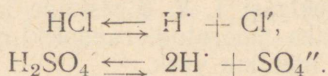
Paljude elektrolüütide uurimine on näidanud, et soolade lahuses on metalliioon alati positiivne. Seeioon liigub katoodi suunas. Jõudes katoodile kaotab ta laengu ja eraldub hariliku metallina. Happejääk aga esineb lahuses alati negatiivseioonina. Soolhappe puhul on see happejääk klooriioon. Positiivselt laetud ioone nimetatakse katioonideks, negatiivselt laetud ioone — anioonideks.

Kõrvuti molekulide lagunemisega ionideks toimub vahetpidamata ka ionide ühinemine molekulideks nii, et lahuses valitseb kogu aeg tasakaal. See tähendab, et ühes sekundis laguneb niisama palju molekule ionideks, kui palju neid tekib uuesti ionide ühinemisel. Seda tõsiasi märgitakse keemia lühikirjas kahe vastassuunalise noolega. Nii kirjutame keedusoola, glaubrisoola ja vaskkloriidi puhul vastavalt:

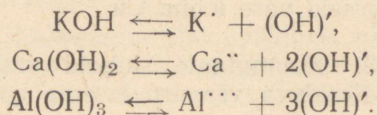


Metalliioon kannab nii mitut positiivset laenguühikut, kui suur on selle metalli positiivne valents. Näiteks kannab vaseioon kahte niisugust laengut, nagu neid kannab naatriumiioon.

Hapete elektrolüütilisel lagunemisel tekivad vesinikuioonid ja happejäägid. Näiteks:



Vesinikuioonil on alati üks positiivne ühiklaeng, sest vesiniku aatomil on ainult üks elektron, mida tal on võimalik ära anda. Happejäägil on nii mitu negatiivset ühiklaengut, kui palju oli vesiniku aatomeid happe molekulis. Hapetele on iseloomustav vaba vesinikuiooni tekkimine lahuses. Aluste elektrolüütilisel dissotsiatsioonil tekivad lahuses metalli ja hüdroksüüliioonid; näiteks:

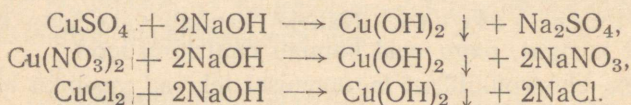


Hüdroksüüliioon kannab alati negatiivset ühiklaengut; hüdroksüül on negatiivselt ühevalentne. Metalliaatom võib üldiselt ära anda kas kõik või osa tema väliskihis leiduvaid elektrone, moodustades positiivse iooni. Alustele on iseloomustav vaba hüdroksüüliiooni tekkinine lahuses.

## 15. Ioonide omadused.

Esinedes ioonidena, on elementidel omadusi, mis tunduvalt erinevad neutraalsete aatomite omadustest. Näiteks metall vask on punaka värvusega, vaseioonid aga vasesoolade vesilahustes sinised.

**Katse 1.** Täidame nummerdatud katseklaasid 1, 2 ja 3 vastavalt vasksulfaadi, vasknitraadi ja vaskkloriidi 5%-lise lahusega. Kõik lahused on sinised. Kallame igast katseklaasist poole ta sisust katseklaasidesse 1', 2' ja 3'. Lisame siia natuke 10%-list naatriumhüdroksüüdi lahust. Kõikjal tekib ühesugune sültjas sinakas sade, soolade erinevusest hoolimata. Vastavad reaktsioonid on:



Igasse katseklaasi 1, 2, 3 pistame puhastatud ja liivapaberiga siledaks hõõrutud raudpleki-riba: kõigis eraldub plekil punakas metallne vask.

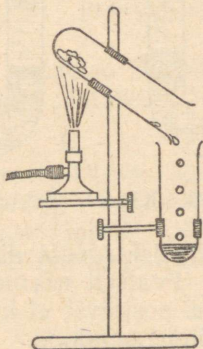
**Katse 2.** Lahustame vaskpleki-ribakese kontsentreeritud salpeeterhappes. Seejuures eralduvad pruunid  $\text{NO}_2$  aurud ja tekib roheline vasknitraadi  $[\text{Cu(NO}_3)_2]$  lahus. Vee vähesuse tõttu kontsentreeritud salpeeterhappes sool ei dissotsieeru ega teki vabu siniseid vaseioone  $\text{Cu}^{2+}$ . Lahustame teise vaskpleki-ribakese lahjendatud salpeeterhappes. Tekib sinine lahus, kuna lahjendatud lahuses esineb palju vabu siniseid vaseioone  $\text{Cu}^{2+}$ .

**Katse 3.** Kuumutame siniseid vasevitrioli kristalle katseklaasis. Eralduva veeauru laseme kondenseeruda tei-

ses katseklaasis. Veevaba vasksulfaat on valge. Joonis 28 näitab katse korraldamist.

Vett sisaldavais vasevitrioli kristallides on veega ümbritsetud siniseid vase ioone  $\text{Cu}^{++}$ . Veevabas vasevitriolis pole vabu siniseid vase ioone ja kogu aine on valge.

On tähelepanuväärne, et metallne naatrium Na reageerib väga energiliselt veega; naatriumi ioonid  $\text{Na}^+$ , mis tekivad naatriumi-soolade lahustamisel, püsivad aga vees seda lagundamata.



Joon. 28. Vasevitrioli lagunemine kuumutamisel.

Seletus sellele nähtusele peitub aatomi struktuuris: naatriumi aatom on sellepärast aktiivne, et tema väliskihis on üks elektron, mis hõlpsasti võib üle minna teiste ionide juurde (meie näites vesiniku ionile, moodustades vesiniku aatomi):



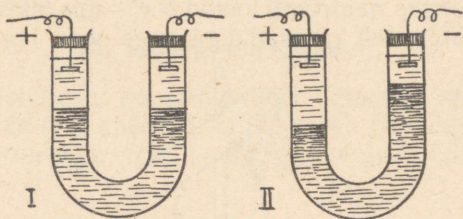
Siin naatriumi aatom loovutab oma elektroni ja tekib naatriumiioon  $\text{Na}^+$ .

## 16. Lahuste ja sulamite elektrolüüs.

Ioonid kui laetud osakesed liiguvad elektriväljas. Selles võime veenduda katseliselt.

**Katse.** Lahustame 100 milliliitris vees 0,05 grammi kaaliumpermanganaati ( $\text{KMnO}_4$ ), mis on elektrolüüt ja laguneb lahuses värvuseeta kaaliumi-iooniks  $\text{K}^+$  ja punakas-

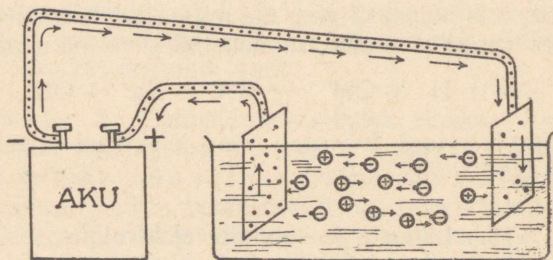
lillaks ioniks  $MnO_4'$ . Et lahus oleks erikaalult raskem, lisame temale 5 grammi kusiainet (karbamiidi) või suhkrut, mis pole elektrolüüt. Täidame joonisel 29 kujutatud U-kujulise toru osaliselt kaaliumnitraadi 0,03%-lise lahusega ja lisame pika toruga lehtri abil varem valmistatud  $KMnO_4$  lahust U-toru põhja nii, et tekiks kaks kihti.



Joon. 29.  $KMnO_4$  elektrolüüs.

U-toru kõrge läbivad elektroodid ühendame juhtmete abil alalisvoolu allikaga. Peatselt näeme, et punane vedeliku kiht tõuseb anoodi ehk positiivse elektroodi torus, sest punased  $MnO_4'$  ionid liiguvad sinna. Värvuseta  $K'$  ionide liikumist katoodile pole võimalik näha, kuid lahus muutub katoodi ümber leeliseks ning seal hakkab eralduma vesinik.

Füüsikas tõlgendatakse elektrivoolu metalseis juhtmeis elektronide vooluna. Elektrolüütide lahuseis aga ei liigu need



Joon. 30. Elektronide liikumine elektrivooluringis.

elektronid ise, vaid neid kannavad ionid oma liikumisel katoodilt anoodile. Joonis 30 annab kujutluse elektronide liikumisest vooluringis.

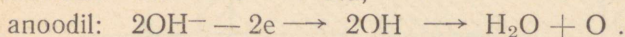
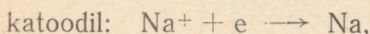
Saabudes anoodile annavad negatiivsed ioonid oma elektroni ära; tekib neutraalne aatom, mis setib anoodil. Katoodi ruumis positiivsed ioonid võtavad elektroodi pinnal elektroni juurde; tekib neutraalne aatom, mis setib katoodil. Lõpptulemuseks on, et elektrolüüt laguneb elektrivoolu toimel kaheks lihtaineks, mis eralduvad elektroodidel. Menetlust, mille abil elektrolüüt elektrivoolu toimel lagundatakse lihtaineks, nimetatakse elektrolüüsiks.

Elektrolüüsil on suur, praegu järjest kasvav praktiline tähtsus.

1. Elektrolüüsides metallide ühendeid, saadakse tehnikas ja laboratooriumis puhtaid metalle.

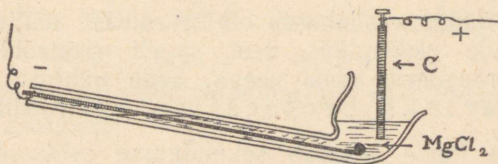
Toome mõned näited.

**N a a t r i u m.** Lähteaineks on sööbenaatrium, mis sulatatakse suures raudtiiglis  $330^{\circ}$  temperatuuril. Anoodiks on raudsilinder. Katoodina kasutatakse sööbenaatriumisse pistetud raudpulka. Metalne naatrium koguneb katoodiruumis. Protsess toimub valemite järgi:



Laenguvabad OH-rühmad ei ole püsivad ning lagunevad veeks ja hapnikuks, mis lendub.

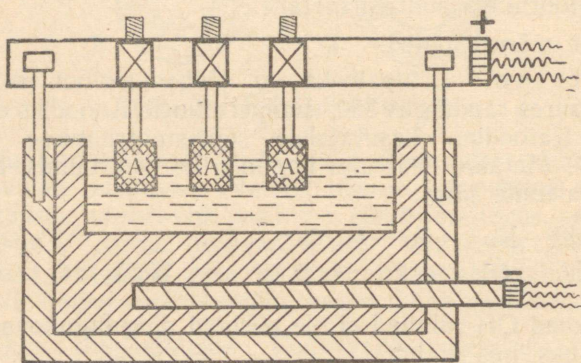
**M a g n e e s i u m.** Mineraal karnalliiti ( $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ) kuumutatakse kristallvee kaotamiseks ja sulatatakse  $500^{\circ}$  temperatuuril. Laboratooriumis võib elektrolüüsinõuna kasu-



Joon. 31. Laboratoorne magneesiumi saamine.

tada savist piipu (joon. 31). Anoodiks on söepulk, katoodiks kudumisnõel. Elektrolüüsides umbes pool tundi pinge juures 10 volti, saame kudumisnõela otsas väikese kerakese puhas magneesiumi.

Alumiinium. Kergesti sulav mineraal krüoliit ( $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ ) sulatatakse alumiiniumoksüüdiga ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ). Viimane saadakse mineraal boksiidist ( $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ). Elektrolüüsinõuna kasutatakse tehnikas söemassiga vooderdatud vanni. Süsivooder on katoodiks. Anoodiks on rida söeplaate, nagu näitab joonis 32. Elektrolüüsimisel  $\text{Al}_2\text{O}_3$  laguneb alumiiniumiks ja hapnikuks. Vedel alumiinium koguneb vanni põhja, kust teda aeg-ajalt välja lastakse. Hapnik ühineb vanni kõrges temperatuuris anoodi söe süsinikuga vingugaasiks ( $\text{CO}$ ), mis eraldub ja edasi süsihappegaasiks ( $\text{CO}_2$ ) ära põleb. Krüoliidisse lisatakse sulamise kergendamiseks  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

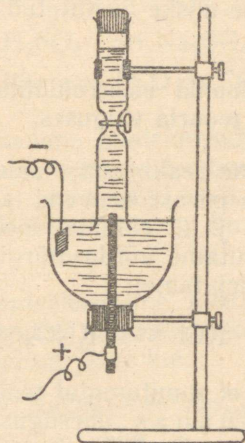
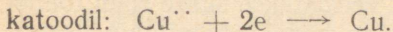
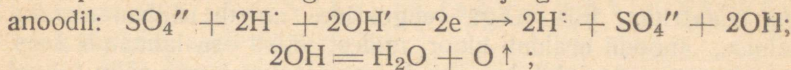


Joon. 32. Tööstuslik alumiiniumi saamine.

2. Elektrolüüs vesilahuses on keerulisem nähtus kui sulatatud soolade elektrolüüs, sest sageli elektrolüüsi produkt elektroodil reageerib edasi veega. Seda nähtust nimetatakse sekundaarseks protsessiks elektroodil.

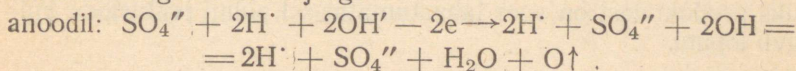
Järgmine katse selgitab sekundaarse protsessi iseloomu. Joonisel 33 näeme kummuli keeratud ärälõigatud põhjaga purki, mis on täidetud vasevitrioli ( $\text{CuSO}_4$ ) lahusega. Katoodiks on söeplaat, anoodiks söepulk. Söepulk asub veega täidetud klaastorus, mis on keskkohalt kitsam ja varustatud kraaniga. Juhime lühikest aega voolu läbi vasevitrioli-lahuse ja tõmbame katoodi välja; ta on kaetud vasekihiga. Keerates klaastoru kraani kinni, võttes korgi ära ja pistes torru hõõguva pirru,

näeme teda põlema hakkavat ja veendume, et torus olev gaas on hapnik. Protsess kulgeb võrrandite järgi:



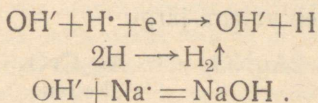
Joon. 33. Sekundaarne protsess soola elektrolüüsil.

Täites sama aparadi naatriumsulfaadi ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) lahusega, lisame indikaatorina lakmust. Lahus on lilla. Elektrolüüsimisel muutub lahus katoodiruumis siniseks, anoodiruumis punaseks. Protsess kulgeb valemi järgi:



Vesinikuioon, mis on nüüd sidumata hüdroksüüli-iooniga, annab happelise reaktsiooni.

Katoodil:

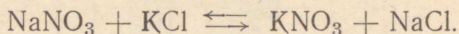


Vesinik, mis kaotas laengu, saades elektroni juurde, lendub; lahusesse jääb vabu  $\text{OH}'$  ioone, mis põhjustavad leelise reaktsiooni.

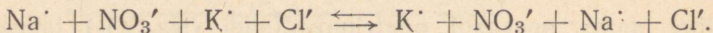
Näitena vesilahuse elektrolüüsimisest tööstuslikus mas-  
taabis võib tuua keedusoola-lahuse elektrolüüsi. Katoodil eral-  
dub naatrium, mis veega reageerides annab sööbenaatriumi  
lahuse; anoodil eraldub kloor, millest väike osa lahustub vees,  
suurem osa aga juhitakse ära ja veeldatakse suure rõhu toimel  
terassilindrites. Kloori kasutatakse näiteks kloorlubja saami-  
seks, juhtides kloori üle niiske kustutatud lubja.

### 17. Asendusreaktsioonid elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria valguses.

Kahe soola vaheline reaktsioon lahuses ei kulge üldiselt  
lõpuni, nii et mõne aja pärast esinevad lahuses kõik neli soola  
korruga: 2 lähtesoola ja 2 tekkinud soola. Niisuguse reakt-  
siooni kirjutamisel kasutame võrdusmärgi asemel kaht erisuu-  
nalist noolt. Näiteks kirjutame:



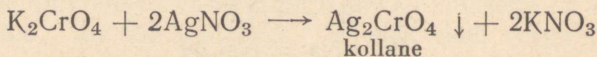
Seda tuleb mõista nii, et muutumatul temperatuuril reaktsioon  
kulgeb mõlema suunas ühesuguse kiirusega, mistõttu  
ainete hulgad ei muutu. Soolad esinevad aga lahustes iooni-  
dena, seepärast kirjutame nähtuse võrrandi järgmiselt:



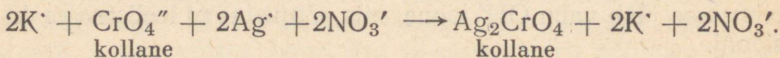
Nii kirjutatuna näitab võrrand, et ei ole kvalitatiivset vahet  
kummagi poole vahel. Teisiti on lugu, kui asendusreaktsiooni  
üks produktidest on vees lahustumatu; sel puhul reaktsioon kul-  
geb lõpuni.

Katse 1. Kaaliumkromaadi ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ) kollasele lahu-  
sele lisame väikeste annuste kaupa hõbenitraadi ( $\text{AgNO}_3$ )  
lahust. Tekib kollane sade ja lahus muutub värvusetuks.

Reaktsioon kulgeb valemi järgi:

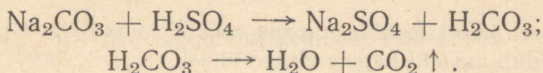


ehk ionide reaktsiooni kujul:



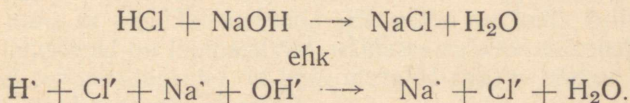
Siin kulgeb reaktsioon lõpuni. Kollase  $\text{CrO}_4''$  kadumise tõttu lahusest muutub lahus värvusetiuks. Ioonidevaheline reaktsioon jõuab lõpuni lahustumatu ühendi tekkimise suunas.

Katse 2. Lisame soodalahusele väävelhappe-lahust. Reaktsiooni võrrand on järgmine:



Lahuses tekib ainsa soolana naatriumsulfaat ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ). Vähepüsiv süsihape laguneb veeks ja lenduvaks süsihappegaasiks. Ioonidevaheline reaktsioon kulgeb lõpuni, kui reaktsiooni üheks produktiks on lenduv aine.

Katse 3. Neutraliseerime soolhappe-lahust naatriumhüdrosüüdiga, jälgides neutralisatsiooni käiku lakmusega. Reaktsiooni võrrand on järgmine:

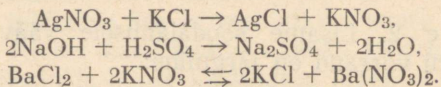


Tekkinud vesi on ainult vähe dissotsieerunud; sellega on seletatav, et ka siin reaktsioon kulgeb lõpuni noolega märgitud suunas. Ioonidevaheline reaktsioon jõuab lõpuni, kui reaktsiooni produktina tekib vähedissotsieerunud aine.

### Kordamisküsimusi.

1. Kirjeldada katset, mis näitab lahuste elektrijuhtivust.
2. Nimetada mõni aine, mille lahus elektrit ei juhi.
3. Mis toimub elektrolüütidega nende lahustamisel vees?
4. Nimetada rida positiivseid ja rida negatiivseid ioone.
5. Nimetada happeid ja aluseid iseloomustavad ioonid.
6. Kirjeldada metalse naatriumi ja naatriumiiooni omadusi.
7. Kirjeldada metalse vase ja selle ioonide omadusi.

8. Kirjeldada sekundaarset protsessi katoodil, kui elektrolüüsitakse NaOH lahust.
9. Kirjeldada magneesiumi saamist elektrolüüsi teel.
10. Kirjutada järgmised reaktsioonid ioonidevaheliste reaktsioonidena:



11. Missugusel juhul ioonidevaheline reaktsioon kulgeb lõpuni?
12. Mis eraldub anoodil hapete elektrolüüsil?

## V. METALLIDE ÜLDISELOOMUSTUS.

### 1. Metallide füüsikalised omadused.

Metallidele on omane eriline läige, mille põhjuseks on tugev valguse peegeldumine nende pinnalt. Metallid on head soojuse- ja elektrijuhid. On tähelepannev, et mida tugevam on metalli läige, seda parem elektri- ja soojusejuht ta on. Kuld, hõbe ja vask on parimad elektri- ja soojusejuhid, ühtaegu on nende peegeldusvõime tugevam kui teistel metallidel. Sõltumata metalli värvusest esinevad kõik metallid, välja arvatud Al ja Mg, pulbri kujul mustadena. Valge plaatina, punakas vask, kollane kuld on peene pulbrina kõik mustad. Metallide õhukesed lehekeseid (paksusega kuni 0,001 mm) ei ole läbipaistvad. Erandiks on kuld, mille õhukesed lehekeseid on läbipaistvad, näidates rohelist värvust. Hari-likkudel temperatuuridel on kõik metallid tahkes olekus. Erandiks on elavhõbe, mis on vedel.

Rauda ja mangaani ning nende sulameid nimetatakse mustadeks metallideks, ülejäänud metalle — värvilisteks metallideks.

Erikaalu ning aatomkaalu järgi jaotatakse metallid kerge- ja rasketeks. Kergete metallide erikaal on alla 5. Ülevaate metallide erikaalust ja nende sulamistemperaaturist saame tabelist 9.

Tabelist nähtub, et mitmed kerged metallid on madala sulamistemperatuuriga. Madalaim sulamistemperatuur on tseesiumil (28,5°).

Rasketest metallidest on paljud väga kõrge sulamistemperatuuriga. Kõrgeim sulamistemperatuur on volframil (3370°). Metallide keemistemperatuurid on väga kõrged, tihti üle 2000°.

Enamik metalle on taotavad, valtsitavad ja venitatavad. Vasaraga tagudes võib kuumutatud metallile soovitava kuju anda; teda võib valtsida plekiks ja venitada traadiks.

Tabel 9.  
Tähtsamad metallid.

Kerged metallid				Rasked metallid			
Nimetus	Eri-kaal	Sulamis-täpp	Avastamine	Nimetus	Eri-kaal	Sulamis-täpp	Avastamine
Liitium Li	0,53	180°	Arfvedson, 1817	Vask Cu	8,94	1082°	Tuntud juba eelajaloolisel ajal
Naatrium Na	0,97	97,5°	Davy, 1807	Höbe Ag	10,5	960°	
Kaalium K	0,86	63,5°		Kuld Au	19,21	1063°	
Rubiidium Rb	1,52	38,0°	Bunsen ja Kirchhoff, 1861	Tsink Zn	7,2	419°	Tuntud alates XV sajandist
Tseesium Cs	1,88	28,5°	Bunsen ja Kirchhoff, 1860	Kadmium Cd	8,6	321°	Strohmeyer, 1817
				Elavhõbe Hg	13,6	-38,9°	Tuntud juba vanal ajal
				Inglis-tina Sn	7,3	232°	Tuntud juba vanal ajal
Magneesium Mg	1,75	650°	Davy, 1808	Seatina (plii) Pb	11,3	327°	
Kaltsium Ca	1,55	850°	Davy, 1808	Kroom Cr	7,10	1765°	Vauquelin, 1797
Strontsium Sr	2,54	770°	Davy, 1808	Volfram W	19,1	3370°	Scheele, 1781
Baarium Ba	3,7	704°	Davy, 1808	Uraan U	18,7	1860°	Klaproth, 1789
Raadium Ra	~6,0	~700°	M. ja P. Curie, 1898				
Alumiinium Al	2,70	658°	Wöhler, 1827	Plaatina Pt	21,48	1773°	Tuntud Ameerikas XVI saj., Euroopasse toodud XVII saj.
				Iriidium Ir	22,40	2454°	Tennant, 1804
				Osmium Os	22,5	2500°	Tennant, 1804
				Raud Fe	7,86	1528°	Tuntud juba eelajaloolisel ajal
				Nikkel Ni	8,9	1452°	Cronstedt, 1751

## 2. Tähtsamad sulamid. Nende rakendamine tööstuses ja sõjanduses.

Katse 1. Sulatame portselankausikeses natuke inglisiinat ja lisame sinna veidi seatina. Mõlemad metallid annavad koos ühtlase vedeliku. Valame selle vedeliku puulauakesele; vedelik tardub siis ühtlaseks tahkeks massiks.

Samasugust pilti näeme sageli ka teiste metallide puhul: veeldunud metallid lahustuvad teineteises, moodustades ühtlase sulami. Selle tahkenemisel saame metallide tahke lahuse.

Kui kastame sulatatud vasesse tükikese alumiiniumi, siis eraldub nii palju soojust, et terve mass hõõgub valge säraga: tekib sulatatud vases lahustuv alumiiniumi ja vase ühend.

Enamik sulameid on metallide ühendid, lahustatud ühes neist metallidest. Metallid annavad sulameid ka mõningate metal-



Joon. 34. Widmannstätten'i kujud.

loididega, nagu süsinik ja räni. Näiteks malm on raua, süsiniku ja räni sulam.

Sulamite poleeritud ja hapetega söövitatud pinnad näitavad erilisi viirutatud mustreid<sup>1</sup> (joon. 34). Need tekivad seetõttu, et happe sööbiv toime sulami üksikuile koosteosadele on erinev. Nii näeme malmi poleeritud ja hapetega mõjustatud pinnal selgesti eraldatavaid süsiniku ja raua asukohti.

Sulamitel on tavaliselt teistsugused omadused kui nende koosteosadel. Nad on harilikult kõvemad ja madalama sulamistemperatuuriga kui nende koosteosad ehk komponendid.

Katse 3. Jahutame keedusoola (või mõne teise soola) nõrka vesilahust; temperatuuri langemisel alla 0° tahkestub järk-järgult suurem osa lahustit, lahus rikastub järjest

<sup>1</sup> Widmannstätten'i kujud.

soolaga ja muutub lõpuks küllastunuks, misjärel sool hakkab kristallidena välja langema. Võttes seatina ja inglistina sulami, mis sisaldab näiteks 60% Pb ja 40% Sn, ja jahutades seda järjest, näeme esialgu kristallidena väljalangevat seatina; sulam rikastub järjest inglistinaga. Juhul, kui sulamis on ülekaalus inglistina, eraldub jahutamisel esimesena see ja sulam rikastub järjest seatinaga.

Sulam, mis sisaldab 36% Pb ja 64% Sn, tardub jahutamisel ühtlaselt; seejuures temperatuur püsib muutumatuna. Nii-sugust metallide sulamit, mis jahutamisel tardub ühtlaselt, püsival temperatuuril, nimetatakse eutektikumiks. Ka teised metallid, võetud parajas kaalulises vahekorras, moodustavad kokkusulatamisel eutektikume. Niisugused sulamid etendavad eriti suurt osa tööstuses.

Sulamite erilised omadused, mida pole puhtail metallidel, teevad neid sageli eriti sobivaks töötlemise tarvis. Nii leidub sulameid erakordse kõvadusega, sulameid suure tugevuse ja elastsusega, sulameid väga kõrge ja väga madala sulamistemperatuuriga, roostevabu sulameid, temperatuuri muutusel mittepaisuvaid sulameid, sulameid eriti suure takistusega jne. Et ikka leidub soovitud omadustega sulameid, siis tegelikus elus kasutatakse peaaegu eranditult sulameid.

Vase tähtsamaist sulamitest nimetame järgmisi:

1. Pronksid; need sisaldavad peamiselt Cu (66—95%) ja Sn (33—3%). Pronksidest valatakse masinaosi, kelli, skulptuure, medaleid, münditakse peenraha.

Uuemal ajal on hakatud tarvitama mitmesuguste lisanditega pronkse. Niisugusteks pronksideks on näiteks:

a) Alumiiniumpronks ehk alumiiniumkuld (sisaldab 5—12% Al). Kallis, keemilistele mõjudele vastupidav, tugev ja ilus sulam. Asendab kulda. Jahvatatult annab hõbevalget õlivärvi.

b) Vanaadiumpronks (sisaldab 0,5% V). Eriti kõva sulam.

c) Mangaanpronks (sisaldab 5—15% Mn). Omadused samasugused kui eelmisel.

d) Fosforpronks (sisaldab 0,05% P). Kõva, suure elastsusega. Kasutatakse antennitraadideks.

e) Ränipronks (sisaldab 0,52% Si). Praktiliselt roostevaba, kõva ja tugev. Kasutatakse samuti välisjuhtmeteks.

f) Manganiin (84% Cu, 12% Mn, 4% Ni). Umbes 30 korda suurema eritakistusega kui vask. Kasutatakse elektriga köetavate aparaatide ehitamiseks.

2). Messingid — peamiselt vase ja tsingi sulamid. Neid kasutatakse laialdaselt tööstuses ja igapäevaste tarbe-esemete valmistamiseks.

Alumiiniumi sulamid, eriti magneesiumiga, on suure tähtsusega sõjatööstuses. Neist valmistatakse lennukite kandepindu, pommide kesti jm. Neist sulamitest mainime järgmisi:

1) Duralumiin. Koosneb alumiiniumist, vasest ja magneesiumist. Kõva, kerge, vastupidav sulam.

2) Magnaalium. Alumiiniumi ja magneesiumi sulam, Mg-sisaldus 87.

3) Elektron (umbes 90% Mg, umbes 10% Al ja vähesel määral Zn, Mn, Cu, Cd). Väga kerge, sitke sulam; kuumutamisel põleb õhus täielikult ära.

Madala sulamistemperatuuriga sulamitest on tuntuimad:

1) Wood'i (loe: vuud) metall (50% Bi, 12,5% Sn, 25% Pb, 12,5% Cd), sulab temperatuuril 61°.

2) Rose metall (50% Bi, 25% Sn, 25% Pb), sulamistemperatuur 93,7°.

Seatina ja inglistina sulameid tarvitatakse jootmisel.

Seatina, antimoni ja inglistina sulameid kasutatakse trükitähtede valmistamiseks, sest et nad hõõrumisel vähe kuluvad.

Pürofoorsed sulamid. Nii nimetatakse kergesti süttivaid sulameid. Üldtuntud on raua ja haruldase metalli tseeriumi (Ce) sulam, mida kasutatakse «tulekivina» «välgumihklites». Ta annab sädemeid, kui teda lüüa terase vastu. Veel kergemini süttiv on tseeriumi ja plaatina sulam.

Konstantaan — vase ja nikli sulam; on püsiva, temperatuurist vähe sõltuva takistusega. Kasutatakse termopaarideks kõrgete temperatuuride mõõtmisel.

Suure tähtsusega tehnikas ja eriti teaduslike aparaatide ehitamisel on plaatina, iriidiumi ja osmiumi sulamid. Igapäevases elus tarvitatakse neid sulameid «igaveste» sulgede valmistamiseks.

Babiidid on madala sulamistäpiga, suure kõvadusega ja eriti väikese hõõrdumiskoeffitsiendiga sulamid. Neid tarvitatakse laagrite valmistamiseks.

Metallide sulameid elavhõbedaga nimetatakse *amalgamideks*.

Leelismetallid reageerivad elavhõbedaga, eraldades rohkesti soojust. Elavhõbedas lahustuvad tsink, vask ja mitmed teised metallid.

Paljud metallid reageerivad elavhõbeda-lahuses energilisemalt kui puhtas olekus. Näiteks alumiiniumi amalgaam lagundab vett palju intensiivsemalt kui metall ise.

Vase amalgaami tarvitatakse klaasi, portselani ja metallide kitina. Inglisekitina, hõbeda ja mõne teise metalli amalgaamidest valmistatakse hambaploombe.

### 3. Metallide esinemine looduses. Ehe metall ja metallimaagid. Metallide saamise üldmenetlused.

Väheaktiivseid metalle leidub looduses ka lihtaine kujul — ehedalt, tavaliselt terakestena või ka suuremais tükkides mõnes kivimis või maagis. Kuld näiteks esineb tihti terakestena kivimite murenemisel tekkinud liivades. Ehedalt leidub Cu, Hg, Au, Ag ja plaatina rühma metalle; Ag ja Cu leidub looduses aga ka ühenditena. Ühendeid, millest on võimalik toota metalle, nimetatakse *maakideks*. Aktiivsemad metallid esinevad ainult ühenditena maakides või mineraalides.

Ehedalt leiduvat metalli võib eraldada kivimist mehaanilisel teel või ka keemiliselt. Ühendina esinevat metalli saab maagist eraldada ainult keemiliselt. Tööstuslikud menetlused metallide saamiseks maakidest kannavad *metallurgia* nime-tust.

Maakides esinevad metallid tihti oksüüdidenä või sulfiididenä. Looduses sulfiididenä esinevaid metalle põletatakse erilistes ahjudes. Siin tekivad väävlisshapend ja metalli hapend; esimene eraldub gaasina ja teda kasutatakse kontakti- või sea-tinakambri-meetodil väävelhappe saamiseks. Metalli oksüüdi metalliks taandamisel rakendatakse:

- 1) vesinikku;
- 2) sütt, eriti koksina, ja süsihapendit (CO);
- 3) alumiiniumi, kui toodetav metall on alumiiniumist vähem aktiivne, s. t. pingereas alumiiniumist paremal pool.

Näiteid:

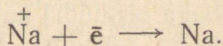
- 1)  $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$ .
- 2)  $\text{ZnO} + \text{C} = \text{CO} + \text{Zn}$ ,  
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} = 3\text{CO}_2 + 2\text{Fe}$ .
- 3)  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$ .

Alumiinium ühineb teiste metallide oksüüdides leiduva hapnikuga suure soojuse-eraldamisega. Seepärast nimetatakse menetlust, milles alumiiniumi abil vabastatakse teine metall selle oksüüdist, **aluminotermiaks**.

On kindlaks tehtud, et elektri edasikandumisel metallides elektronid rändavad ühest aatomist teise, sealt kolmandasse ja nii edasi või liiguvad aatomite vahel. Elektrivool on elektronide vool.

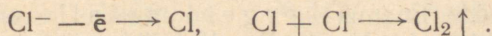
Katse. Sulatame naatriumkloriidi ( $\text{NaCl}$ ) ja paigutame sinna kaks elektroodi. Elektroodid ühendame vooluallikaga ja laseme alalisvoolu läbi.

Elektronid liiguvad vooluallika anoodilt katoodile. Katoodil lähevad elektronid üle positiivsetele naatriumi ioonidele; tekivad naatriumi aatomid, mis omavahel ühinevad. Katoodil eraldub metalne naatrium. Katoodil toimunud protsessi väljendab võrrand:



Anoodil annavad kloori negatiivsed ioonid oma elektronid ära. Tekib atomaarne kloor ja sellest kloorgaas, mis eraldub anoodiruumis.

Protsess anoodil vastab võrrandile:



Elektrivoolu toimel laguneb naatriumkloriid metalseks naatriumiks ja kloorgaasiks (elektrolüüs, vt. lk. 77).

Kirjeldatud elektrolüüsmenetlust rakendatakse aktiivsete metallide saamiseks nende ühendeist.

Mõnda metalli saab vabastada maagist, lahustades teda mõnes teises metallis või mõnes sobivas kemikaalis. Nii lahustatakse hõbedat sulatatud tsingis ja kulda kaaliumtsüaniidi lahuses. Lahusest saadakse siis kuld elektrolüüsi teel; hõbe ja

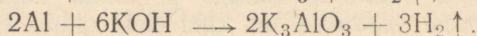
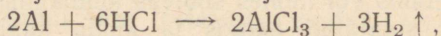
tsink eraldatakse, aurustades tsinki, mille aurumistemperatuur on madalam kui hõbedal.

Juhul, kui maak on vähese metallisisaldusega, ta peenendatakse ja maagi sõmerat loksutatakse mõnd mineraalõli sisaldava veega pideval õhu läbipuhumisel. Õli juuresolek põhjustab püsiva vahu tekkimist. Õhu pisimullikesed kleepuvad metalliühendi osakeste külge ja tõstavad nad enesega üles, peenendatud kõlukivim aga märgub vees ning uhetakse veega alt ära. Seda menetlust peenendatud maagi rikastamiseks nimetatakse *flotatsioonmenetluseks*. Rikastatud maak töödeldakse puhtaks metalliks, kasutades mõnd eespool kirjeldatud menetlust.

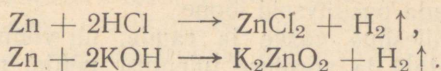
#### 4. Metallide asend perioodilises süsteemis. Nende keemilised omadused.

Metallide oksüüdid on üldiselt aluselise iseloomuga ja nad annavad hapetega soolasid. Erandina on mõnedel metallidel ka happelisi oksüüde. Metallide aatomite iseloomustavaks omaduseks on ühenditesse astudes elektrone loovutada ja saada *positiivseiks* ioonideks. Enamiku metallide aatomite väliskihis on kuni neli elektroni. Need metallid, mille aatomid omavad mittepüsivat eelviimast kihti ja annavad *arohkem* elektrone, asetsevad tüüpiliste metallide ja mittemetallide vahel. Nende madalama valentsiga oksüüdid näitavad leelisesi, kõrgemad oksüüdid aga happelisi omadusi. Mõnedel metallidel on oksüüde, mis võivad anda soolasid hapetega ja alustega. Nii-suguseid metalle ja nende hapendeid nimetame *amfoteerseteks*.

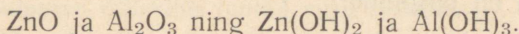
Vaatleme Mendelejevi tabelit. Ridade algul seisvad metallid moodustavad vees hästi lahustuvaid tugevate aluseliste omadustega oksüüde. Enamik kergeid metalle on sellise iseloomuga. Näiteks Li, Na, K, Ba. Metallid, mis seisavad ridade keskpäigas, annavad vees halvasti lahustuvaid oksüüde, mis näitavad ainult nõrku leelisesi omadusi. Siia kuuluvad enamik raskeid metalle ja kergetest metallidest alumiinium. Nad on tihti amfoteersed. Näiteks proovime tsiingi ja alumiiniumi lahustuvust. Alumiinium lahustub soojendamata nii hapetes kui ka alustes, tõrjudes vesiniku välja:



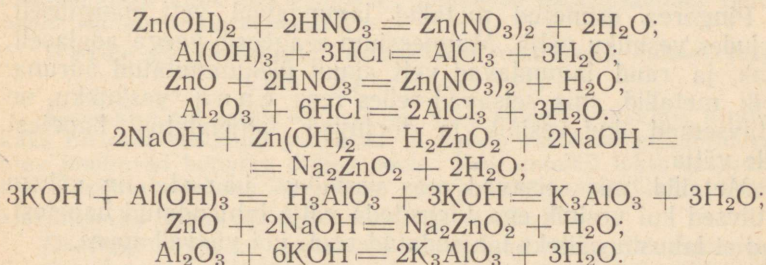
Tsink lahustub hapetes ja soojendamisel ka alustes, tõrjudes kummastki vesiniku välja:



Samuti amfoteersed on ka nende metallide oksüüdid ja hüdroksüüdid:

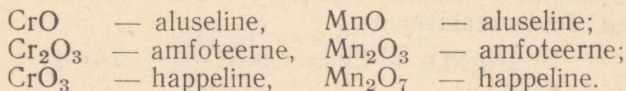


Nende reageerimine haptega ja leelisega kulgeb järgmiste võrrandite kohaselt:



Metallid, mis seisavad Mendelejevi tabeli ridades paremal pool, annavad harilikult mitu oksüüdi. Metallide madalama valentsiga oksüüdid on leelise iseloomuga, keskmised amfoteerse iseloomuga ja kõrgema valentsiga oksüüdid happelise iseloomuga.

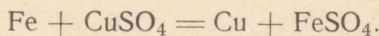
Näiteid: Kroom (Cr) ja mangaan (Mn):



## 5. Metallide aktiivsus.

Sõnaga aktiivsus märgitakse siin metalli võimet kergesti tekitada ühendeid ning kergesti elektrone ära anda.

Katse. Lisame vasevitrioli lahusele rauapulbrit või kastame sinna tüki raudplekki. Eraldub vask ja lahustub raud:



Raud tõrjus vase ühendist välja ja asus selle kohale. Ta on aktiivsem kui vask: tal on suurem tung elektrone ära anda ja tekitada positiivseid ioone.

Nagu võrdlesime vaske ja rauda, nii võime võrrelda iga kaht teist metalli ja võrdluse tulemuse põhjal metallid järjestada ritta. Saadud reastust nimetatakse metallide pingereaks.

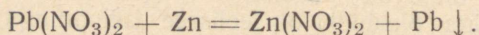
See rida on järgmine:

K Na Ca Mg Al Mn Zn Cr Fe Co Ni Sn Pb  
H Cu Bi Sb Hg Ag Pt Au.

Pingerea esimesed metallid lagundavad vett energiliselt, tõrjudes vesiniku välja. Magneesium reageerib veega aeglaselt, tsink ja raud lagundavad vett ainult ülekuumutatud auruna. Kõik metallid, mis seisavad selles reas enne vesinikku, on aktiivsemad kui vesinik ja tõrjuvad lahjendatud hapetest selle välja.

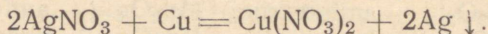
Metallid, mis seisavad reas vesiniku järel, on vähem aktiivsed kui vesinik ega tõrju teda välja lahjendatud hapetest. Nad ei lahustu näiteks lahjendatud sool- või väävelhappes.

Katsed. Kastame seatina-nitraadi lahusesse tsinkpulga. Tekib reaktsioon:



Näeme, et tsinkpulgal tekib läikivaid seatinahelbeid.

Kastame vaskpleki-tüki hõbenitraadi (põrgukivi) lahusesse. Tekib reaktsioon:



Hõbe eraldub vaskplekil helendava samblana ja lahus muutub vasknitraadi tekkimise tõttu sinakaks.

Järelikult tsink tõrjub lahusest välja seatina ja vask tõrjub välja hõbeda. Üldiselt: pingereas eespool seisvad metallid tõrjuvad lahustest nendele järgnevad metallid välja, ise neid asendades.

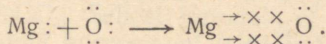
## 6. Hapendumis-taandumisprotsessid.

Aatomi struktuuri teooria kohaselt seisab hapendamine elektronide loovutamises hapenduva elemendi poolt, taandumine aga elektronide juurdevõtmises.

Näide 1. Magneesiumi põlemisel tekib magneesiumoksüüd:

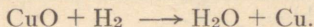


ehk elektronipaare väliskihis tuntud viisil tähistades:



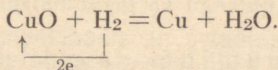
Magneesiumi aatomi väliskihi kaks elektroni moodustasid hapniku elektronidega kaks elektronipaari, tõmbudes hapnikuaatomi tuuma poole. Magneesiumi hapendus.

Näide 2. Vaskoksüüd taandatakse vesinikuga valemi järgi:



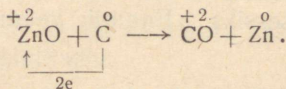
Molekul CuO tekib sel teel, et vase aatomi väliskihis liituvad kaks tiirlevat elektroni paarideks hapniku väliskihi elektronidega ning tõmbuvad hapniku tuuma poole. Vase aatomil tekib seejuures kaks tasakaalustamata laengut, ta esineb vase ioonina  $\text{Cu}^{++}$ . Samal ajal hapniku aatom muundub hapniku iooniks  $\ddot{\text{O}}^-$ .

Gaasilise vesiniku molekulid koosnevad laenguta aatomitest. Reageerides vaskoksüüdiga, annab vesinik oma elektronid vasele, asendades teda ühendis hapnikuga ja taandades vase atomaarseks vaseks:



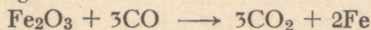
Vask taandus, vesinik hapendus.

Näide 3. Tsingi saamisel metallurgias tsinkoksüüd taandatakse söega. Reaktsioon on järgmine:

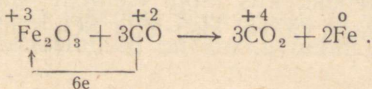


Tsingiioon võttis elektrone juurde, muutudes atomaarseks tsingiks, tsinkmetalliks. Süsinik loovutas elektrone ja asendas tsingi tema hapendis.

Näide 4. Uurime lähemalt tööstuslikult tähtsat raua taandamist süsinikoksüüdiga:

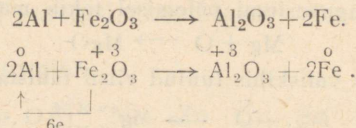


ehk teisiti



Iga raua-ioon saab kolm elektroni juurde, raud taandub; süsinik, loovutades elektrone, hapendub.

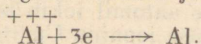
Näide 5. Termit (Al ja Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> pulbri segu) hakkab kuumutamisel hõõguma, eraldades palju soojust. Reaktsiooni produktideks on sulatatud raud ja alumiiniumoksüüd:



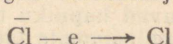
Ka siin raud võtab elektrone juurde ja taandub; Al aga, kaotades elektrone, hapendub.

Näide 6. Sulatatud AlCl<sub>3</sub> elektrolüüsil eraldub katoodil alumiinium, anoodil — kloor.

Protsess katoodil  
kulgeb võrrandi järgi:



Protsess anoodil  
kulgeb võrrandi järgi:



Alumiinium, võttes juurde elektrone katoodilt, taandub metalseks alumiiniumiks; kloor, loovutades anoodil elektrone, hapendub atmaarseks klooriks. Et elektronide loovutamisel ühe aine poolt on alati olemas teine, mis võtab neid vastu ja ümberpöördult, siis hapendumisprotsess on alati ühtaegu ka taandumisprotsessiks.

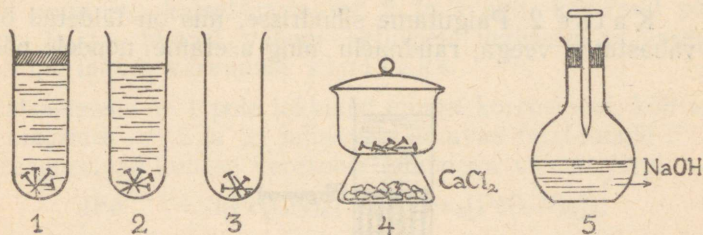
Sõna «hapendumine» asendatakse sageli sõnaga «oksüdeerumine» ja sõna «taandumine» sõnaga «redutseerumine». Taandumis-hapendumisprotsessi nimetame siis ka redutseerumis-oksüdeerumisprotsessiks ehk lühidalt red-oks-protsessiks. Enamik keemilisi reaktsioone on red-oks-protsessid.

Ained, mis ühendesse astumisel võtavad elektrone juurde, on hapendajad ehk oksüdeerijad. Niisugusteks on näiteks hapnik ja kloor ning ühendid, kus mõni element esineb oma kõrgemas valentsis, nagu HNO<sub>3</sub> ja KClO<sub>3</sub>. Ained, mis ühendesse astumisel loovutavad elektrone, on taandajad ehk redutseerijad. Niisugusteks on näiteks vesinik, süsi, naatrium, alumiinium ja ühendid, kus mõni element esineb oma madalamas valentsis, nagu väävel H<sub>2</sub>S-is ja SO<sub>2</sub>-s ning tina SnCl<sub>2</sub>-s.

## 7. Metallide korrosioon ja võitlus sellega.

Metallide hävimist roostetamisel nimetatakse korrosiooniks. Korrosioonist tekkiv majanduslik kahju on tohutu: ligikaudu 25% toodetud rauast hävib korrosiooni teel. Korrosiooni üksikasjaline uurimine ja korrosioonikaitse leidmine on praegu üheks tähtsamaks rakenduskeemia ülesandeks.

Värskelt tekkinud rooste ( $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ) sisaldab veel ühendeid  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  ja  $\text{FeCO}_3$ . Sellest järeldub, et õhuniiskus ja süsihappegaas on püsivad korrosiooni tekitajad. Järgmised katsed selgitavad asja lähemalt.



Joon. 35. Raua roostetamise uurimine.

Katse 1. Katseklaasis nr. 1 lastakse kraaniveel mõned minutid keeda, et välja tõrjuda seal lahustunud õhku. Siis paigutatakse sinna mõned raudnaelad ja kallatakse veele sulatatud vaseliini kiht, et vältida õhu juurdepääsu.

Katseklaasis nr. 2 on keetmata kraanivesi, kuhu samuti on paigutatud raudnaelu.

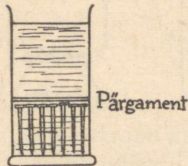
Katseklaasis nr. 3 on raudnaelad kontaktis õhuga. Eksikaatoris — anumad nr. 4 — on põhjal  $\text{CaCl}_2$  tükikesi, mistõttu õhk anumad on veeauruvaba. Kolvis — anumad nr. 5 — on 15%-line sööbenaatriumi lahus, mis seob  $\text{CO}_2$ , mistõttu õhk kolvis on süsihappevaba; kolvi korki läbib raudnael. Joonis 35 selgitab katse üksikasju. Kõik kirjeldatud anumad lastakse pikemat aega seista ja vaadeldakse resultate. Vaatlustulemused on kokkuvõetult järgmised:

Tabel 10.

Anuma nr.	Õhk	CO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O	Raud
1	—	—	on	ei roosteta
2	on	on	on	roostetab
3	on	on	on	roostetab
4	on	on	—	ei roosteta
5	on	—	on	ei roosteta

Need katsed näitavad, et roostetamine edeneb ainult siis, kui õhk sisaldab süsihappegaasi ja veeauru.

Katse 2. Paigutame silindrisse, mis on täidetud õhust vabastatud veega, raudnaelu ning asetame nendele pärga-



Joon. 36. Rooste tekkimine lahuses.

mentpaberi tüki (joon. 36). Mõneajalise seismise järel ilmneb, et rooste on tekkinud pealpool pärgamenti.

Nähtus on seletatav järgmiselt: raudnaelad saadavad lahusesse ferro-ioone Fe<sup>++</sup>; vee alumised kihid ei sisalda hapnikku, kuid veepinnal õhu hapnik lahustub vees ja difundeerub allapoole; nähtamatud ferro-ioonid Fe<sup>++</sup> difundeeruvad talle vastu ja reageerivad lahuses, tekitades lahustumatu raudoksüüdi. Juba seotud ferro-ioonide asemele astuvad naelte raua lahustumispinge tõttu lahusesse järjest uued.

Korrosioon hävitab ka metalset vaske, alumiiniumi ja teisi metalle.

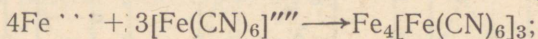
Metalle kaitstakse õhu mõju vastu, kattes neid lakiga, õlivärviga või mitteroostetavate metallide kihiga. Need abinõud on ainult siis mõjuvad, kui kaitsekate pole rikutud. Vastasel korral võib ta korrosiooni veelgi kiirendada. Korrosiooni alguseks on küllalt kaitsekihi väikesest kriimustusest. Korrosioon

areneb eriti ruttu, kui metall puutub kokku mõne vähem aktiivse metalliga. Nii areneb korrosioon silmapaistvalt kiiremini kohtadel, kus raudeset läbib vaskneet.

**Katseted.** Paigutame katseklaasi nr. 1 kirjaklambri, mille vahele on surutud tsingitükike; katseklaasi nr. 2 paigutame kirjaklambri, mille ümber on mähitud tükike vasktraati; katseklaasi nr. 3 paigutame kirjaklambri, mille vahele on surutud tükike inglistina.

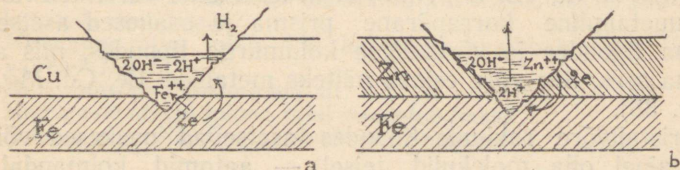
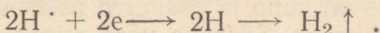
Igasse katseklaasi valame destilleeritud vett, lisame mõne tilga väävelhapet roostetamise kiirendamiseks ja ühe tilga kollase veresoola,  $K_4[Fe(CN)_6]$  lahust indikaatorina. Pooletunnise seismise järel ei näe me katseklaasis nr. 1 mingit muutust; katseklaasis nr. 2 ja 3 aga, kus raud puutub kokku temast vähem aktiivsete inglistina ja vasega, näeme lahuse värvumist siniseks.

Katseklaasis nr. 1 pole tekkinud mingit korrosiooni, küll aga katseklaasides nr. 2 ja 3: lahusesse ilmuvad ferri-ioonid  $Fe^{+++}$ , mis reageerivad kollase veresoola ionidega valemis järgi



tekkinud ühend  $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$  värvib lahuse siniseks.

Seletuse korrosioonile kaitsekatte kriimustuses saame järgmiselt: kui näiteks raud on kaetud vasekihiga ja selles esineb rauani ulatuv kriimustus, siis kriimustusse sattunud vesi moodustab ühes raua ja vasega galvaanilise elemendi. Joonis 37 kujutab läbilõikes, suurendatud kujul metallkatte vigastatud kohta, kuhu koguneb niiskus. Teatud hulk ferro-ioone läheb lahusesse:  $Fe - 2e \rightarrow Fe^{++}$ ; tasakaalustamata jäänud elektronid rändavad mööda metalli vase ja vee jaotuspinnale; seal nad neutraliseerivad vee dissotsiatsioonil tekkinud H-iooni:

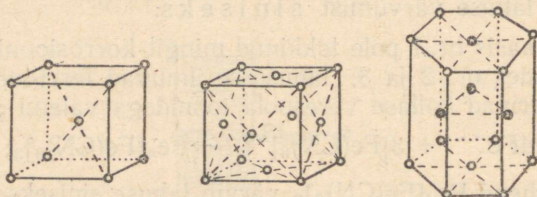


Joon. 37. Korrosioon kriimustuse puhul teisest metallist kattekihis.

Vase pinnal eraldub vesinik. Neutraliseerunud ioonide asemele astuvad uued ja kriimustus muutub rauas järjest sügavamaks. Galvaanilise elemendi tekkimine kahe metalli kokkupuutel lahustiga selgitab ka tõsiasi, et keemiliselt puhas tsink lahustub hapetes halvasti, minimaalseid lisandeid sisaldav tsink aga väga intensiivselt.

## 8. Metallide seesmine struktuur.

Nüüdisaja füüsika võimsate uurimismeetodite rakendamisel on saadud üksikasjaline ja täielik pilt tahke aine seesmisest struktuurist. Kristalle läbinud röntgenikiirtega tehtud fotod ei jäta kahtlust selles, et kristallides on aineosakesed paigutatud ruumis kindla korra järgi, moodustades nn. kristallvõre.



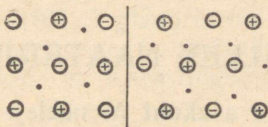
Joon. 38. Metallide tüüpilisemad kristallvõred.

Niisugune kristallvõre koosneb üksikuist «rakkudest», milleks on kas kuubid või kuuetahtulised korrapärased prismad või teised korrapärased geomeetrilised kujundid.

Metallidel esinevad enamasti kolme liiki võred: 1) Ruumkeskendatud võre, kus rakuks on kuup ja osakesed asetsevad kuubi tippudes ja kuubi keskpunktis. Säärane võre esineb näiteks metallidel Li, K, Na, W, Fe, Cr. 2) Tahkkeskendatud võre, kus rakuks on kuup ja osakesed asetsevad kuubi tippudel ja iga tahu keskkohas. Säärane võre esineb näiteks metallidel Ca, Ag, Au, Cu, Al, Co, Ni. 3) Heksagonaalne võre, kus rakuks on kuuetahtuline korrapärasne prisma ja osakesed asetsevad prisma tippudes ja võrdkülgse kolmnurga tippudes, mis asub prisma sees. See võre esineb näiteks metallidel Be, Cd, Mg, Zn (joon. 38).

Kristallvõre rakkude tippudes asetsevad osakesed võivad ühel ainel olla molekulid, teisel — aatomid, kolmandal — ioonid.

Metallide puhul on raku tippudes alati kas ioonid või aatomid (joon. 39). Ioonidele vastavad vabad elektronid aga moodustavad võre vabas ruumis «elektronide gaasi». Vabade elektronide «gaasi» olemasolu metallis tõendab kaudselt a) tõsiasi,



Joon. 39. Metalli kristallvõre: sõlmedes ioonid, vahel elektronid.

et metallidel on kõrge elektrijuhtivus, mis on seletatav ainult elektronide kerge liikuvuse eeldusel; b) tõsiasi, et kõik metallid saavad kuumutamisel pidevalt välja elektronide voolu, mille tugevus kasvab kiiresti temperatuuri tõustes; c) tõsiasi, et metalli pinna kiiritamisel ultraviolettkiirtega metalli pind saadab välja püsivat elektronide voolu.

### Kordamisküsimusi.

1. Kirjeldada metallide füüsikalisi omadusi.
2. Anda metallide klassifikatsioon.
3. Iseloomustada sulameid.
4. Iseloomustada metallide asendit perioodilisuse tabelis.
5. Seletada amfoteersuse mõiste.
6. Selgitada põhimõtte, mille alusel metallid paigutatakse pingeritta.
7. Kuidas reageerib tsink vasesoola lahuses?
8. Kuidas reageerib raud elavhõbedasoola lahuses?
9. Kas lahustub mangaan lahjendatud väävelhappes?
10. Selgitada termiidi toime red-oks-protsessina.
11. Seletada, missugune element taandub, kui vaskoksüüdi mõjustada vesinikuga.
12. Missugusel elektroodil toimub elektrolüüsi puhul taandumine?
13. Mitmevalentseks muutub inglistina, kui inglistinakloriidi ( $\text{SnCl}_2$ ) kasutada taandajana?
14. Missugune aine tekib, kui kasutame kaaliumkloraati ( $\text{KClO}_3$ ) hapendajana?
15. Mida mõistame korrosiooni all?
16. Missuguste ainete toimel raud roostetab õhus?
17. Miks ei esine Na, Ca, Al ehedatena looduses?

## VI. LEELISMETALLID: NAATRIUM JA KAALIUM.

### 1. Leelismetallide asukoht Mendelejevi tabelis seoses aatomi struktuuriga.

Leelismetallid kaalium (K) ja naatrium (Na) on paigutatud Mendelejevi tabeli esimesse rühma; nende aatomite väliskihis tiirleb üks elektron. Moodustades ühendeid teiste elementidega, annavad K ja Na aatomid ühe elektroni ära. K ja Na on seega positiivselt ühevalentsed elemendid.

Naatriumi aatomnumber on 11 ja aatomkaal 23. Seega on aatomituumas 11 prootonit ja tuuma ümber tiirleb kokku 11 elektroni; neutronite arv aatomituumas on aga  $23 - 11 = 12$ . Isotoope pole teada.

Kaaliumi aatomnumber on 19 ja aatomkaal 39,1. Aatomituumas on siis 19 prootonit ja  $39 - 19 = 20$  neutronit ning tuuma ümber tiirleb kokku 19 elektroni. On kolm isotoopi aatomkaaludega 39, 40 ja 41.

### 2. Kaaliumi ja naatriumi esinemine looduses.

Naatrium esineb looduses peamiselt keedusoolana ehk naatriumkloriidina ( $\text{NaCl}$ ) merevees, soolajärvedes ja kivisoolalademetes, siis mineraal mirabüliidina ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) ja nn. tšiili salpeetrina ( $\text{NaNO}_3$ ), mille hiiglalademed asuvad Lõuna-Ameerikas Tšiili vabariigi kõrberajoonides piki ookeani kallast; naatriumi teistest looduses esinevaist ühendeist on tähtsamad naatriumkarbonaat ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), -bikarbonaat ( $\text{NaHCO}_3$ ) ja naatriumtetraboraat ehk booraks ( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ). NSV Liidus on eriti rikas mirabüliidi poolest Kaspia mere Kara-Bogaz-Goli laht. Vee tugeva aurumise tõttu sadestub seal suurel hulgal soolasid  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaCl}$  ja  $\text{MgSO}_4$ . Nende soolade kontsentratsioon Kara-Bogaz-Goli lahes on ligi 27 korda suurem kui Kaspia meres. Talvel langeb seal vee temperatuur kuni  $5^\circ$ -ni. Et aga

mirabüliidi lahustuvus temperatuuri langemisel tugevasti kahaneb, siis kristallub mirabüliit välja ja lained viskavad kristallipudru kaldale, kus ta kokku kühveldatakse, päikese käes kuivatatakse ja kottidesse kogutakse. Kara-Bogaz-Gol on kõige rikkalikum mirabüliidi leiupaik maailmas.

Ühendit  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  glaubrisoola nime all kasutatakse laialdaselt klaasi-, paberi-, sooda-, väävelhappe- ja teistes tööstustes. Olgu mainitud, et Kara-Bogaz-Goli lahes leidub ka broomi ühendeid.

Kaaliumi leidub rohkesti silikaatides, nagu vilgukivis jt. Kuid kaaliumi peaallikaks on mineraalid karnalliit ( $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ), sülviniit ( $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ ) ja rida teisi vees lahustuvaid mineraale. Suured kaaliumimineraalide lademed leiduvad Stassfurdis Saksa maal, millel varem oli suur tähtsus. Käesoleval sajandil aga avastati kaaliumimineraalide lademeid Põhja-Ameerika Ühendriikides, Elsass-Lotringis ja eriti võimsad lademed NSV Liidus Solikamskis; need ületavad 5 kuni 6 korda maailma teiste leiukohtade kaaliumisoolade koguhulga.

Solikamskisse on rajatud maailma suurimad kaalisoola-kaevandused. Kaevanduse laiadel, puhtail, elektrivalguses säravil maa-alustel teedel kulgevad elektriraudtee kahekordsed rööpmed. Punased, valged ja sinised soolakihid helgivad elektrivalguses nagu muinasjutumaal. 250 meetri sügavuses on hästi varustatud meditsiinilise abi punkt, telefonijaam, mehaanikatöökoda ja elektrirongide depoo.

Selle kaevanduse baasil töötab suur keemiakombinaat, mis toodab eeskätt kaaliumkloriidi ja metalset magneesiumi.

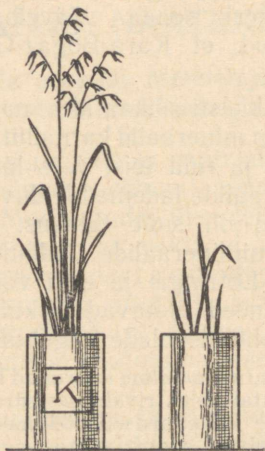
### 3. Kaaliumiühendite tähtsus põllumajanduses.

Kaalium on taimede kasvuks ja arenemiseks vajalikumaid elemente. Lämmastiku- ja fosforiühendite kõrval on kaaliumi lahustuvad soolad olulisemaid taimede toitaineid.

Kaaliumväetisena leiab laialdast tarvitamist jahvatatud sülviniit, mille kaaliumisisaldus vastab 10—17%-le  $\text{K}_2\text{O}$ -le. Solikamski sülviniit töötatakse osaliselt ümber suurema, nimelt kuni 40%-lise kaaliumisisaldusega ühendeiks.

Väga heaks kaaliumväetiseks on puutuhk. Ta sisaldab umbes 10%  $\text{K}_2\text{O}$  ning veel fosfori- ja kaltsiumiühendeid, mis on samuti vajalikud taimede kasvuks.

Enne revolutsiooni, tsariaegsel Venemaal ei tuntud kodumaa kaaliumisoolade rikkust; mineraalväetisi veeti välismaalt sisse. Kaaliumisooli osteti Saksamaalt. Väetussainete tarvitamine oli väga piiratud. Kõik tähtsad kaalisoolade leiukohad avastati nõukogude võimu ajal, vajalikkudes kohtades ehitati võimsaid tööstuskombinaate ning viidi ellu otstarbekas kunst-



Joon. 40. Kaera arenemine kaaliväetisega ja ilma.

väetiste kasutamine kogu riigis. NSV Liit võib nüüd väetussainete sisseveo asemel neid vabalt eksportida.

Joonis 40 näitab kaera arenemist kaalisoolaga ja ilma selleta.

#### 4. Naatriumi ja kaaliumi üldiseloostus.

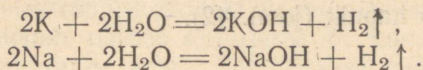
Kaalium ja naatrium on väliselt väga sarnased hõbeda läikega valged metallid ja niivõrd pehmed, et neid saab noaga lõigata nagu juustu, ja sõtkuda nagu savi. Nende värske läikiv lõikepind tuhmub õhus otsekohe, kattudes oksüüdikihiga. Kuumutamisel sulavad nad ja süttivad kergesti ning põlevad siis ära, K violetse ja Na kollase leegiga.

Kaaliumi ja naatriumi oksüdeerumise vältimiseks hoitakse neid petrooleumis, mis suleb õhuhapniku juurdepääsu. Et kaalium ja naatrium reageerivad kergesti õhuhapnikuga, siis

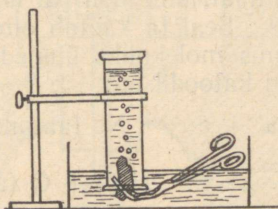
on selge, et nad ei saa esineda looduses ehedalt. K ja Na on kerged metallid: kaaliumi erikaal on 0,862, naatriumi oma 0,971.

K ja Na reageerivad energiliselt veega, eraldades rohkesti soojust. Nad tõrjuvad vesiniku veest välja; seetõttu nad asetsevad pingerea esimestel kohtadel.

Reaktsioon veega on järgmine:



Katse 1. Väike tükike naatriumi visatakse kausis olevasse vette. Naatriumi reageerimisel veega vabaneb nii palju soojust, et naatrium selle mõjul sulab. Kerakujuline vedela naatriumi tilk jookseb veepinnal ringi, tõugatuna veest eralduvast vesinikust; naatriumitilka saadab tema lii-



Joon. 41. Naatrium tõrjub vesiniku veest välja.

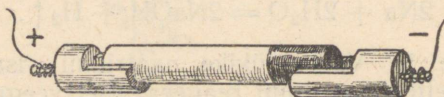
kumisel väike põleva vesiniku leegike. Kui naatriumitilk on küllalt väikeseks muutunud, süttib ta ka ise, põledes kollase leegiga ja pritsides laiali põleva vedela naatriumi piisakesi.

Katse 2. Eelmist katset võib korraldada nii, et eralduv vesinik koguneks vette kummuli keeratud ja veega täidetud anumasse. Naatriumitükk ümbritsetakse peenikese metallvõrguga ja pistetakse tangide abil vette eelnimetatud anuma alla. Eralduva vesiniku kogumist näitab joonis 41. Katsudes vett lakmuspaberiga leiame, et lakmus muutub siniseks. Reaktsioon on tekkinud ja lahustunud naatriumhüdrosüüdi tõttu aluseline.

Leelismetallide huvitavaks omaduseks on nende elektrijuhtivuse tõus valgustamisega (ultraviolettkiirte mõju) ning nad leiavad seetõttu rakendamist fotomeetrites, kolorimeetrites ja radioasjanduses.

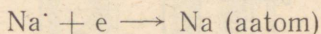
## 5. Naatriumi ja kaaliumi ning nende hüdroksüüdide saamine tööstuses.

Katse 3. Võtame veega niisutatud NaOH pulgakese ja ühendame ta mõlemast otsast grafiit-elektroodide abil alalisvoolu allikaga. Varsti eraldub negatiivse elektroodi, katoodi juures hõbedane naatriumikiht; samal ajal anoodil aga eraldub hapnik (joon. 42).

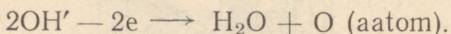


Joon. 42. Naatriumhüdroksüüdi elektrolüüs.

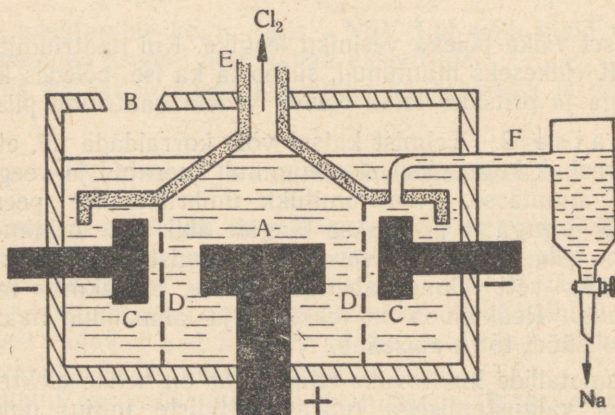
Positiivselt laetud naatriumi-ioon  $\text{Na}^+$  liigub negatiivselt laetud elektroodi suunas. Seal ta kaotab oma laengu ja tekivad naatriumi aatomid, mis molekuliks ühinedes annavad metalse naatriumi. Reaktsioon katoodil on:



ja anoodil:



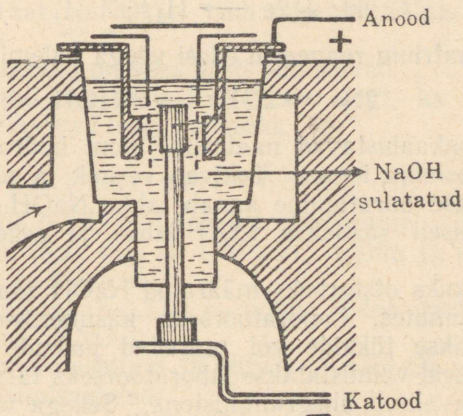
Paljudes maades, näiteks Ameerika Ühendriikides, saadakse naatriumi odava NaCl elektrolüüsil. NaCl sulamistäpp on  $801^\circ$



Joon. 43. Tööstuslik seadis naatriumi saamiseks sulatatud NaCl elektrolüüsi teel.

ja seetõttu on küttekulu suur;  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  lisamine alandab sulamistäppi kuni  $600^\circ$ . Joonisel 43 näeme aparatuuri skeemi.

Tulekindlate kividega vooderdatud kast sisaldab elektrolüüti, s. t. sulatatud  $\text{NaCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3$  segu. Keskel asub grafiit-anood A, mis on ümbritsetud rattakujulise vask- või raudkatoodiga C. Raudtraatvõrk D eraldab teineteisest anoodi- ja katoodiruumi ning takistab elektrolüüsi produktide segunemist. Katoodil eralduv sula naatrium pääseb kogujasse F, kus ta on kaitstud õhuga kokkupuutumise eest. Siit lastakse naatrium vajaduse

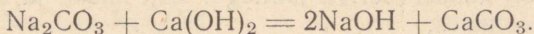


Joon. 44. Tööstuslik seadis naatriumi saamiseks sulatatud NaOH elektrolüüsi teel.

kohaselt kraani kaudu vormidesse, kus ta tardub. Elektrolüütide segu täidetakse läbi ava B. Toru E kaudu eralduv kloor leiab kasutamist mõnes teises tootmisprotsessis, näiteks kloorlubja valmistamisel. NSV Liidus toodetakse naatriumi peamiselt NaOH elektrolüüsime teel. Joonis 44 näitab skemaatiliselt tööstuslikku seadist metalise Na saamiseks sulatatud NaOH elektrolüüsi teel.

Analoogiliselt saab valmistada ka metalset kaaliumi.

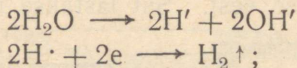
NaOH võib valmistada soodast lubja toimel, keetes naatriumkarbonaati ja lubjapiima. Reaktsioon kulgeb vastavalt võrrandile:



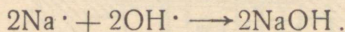
Tekkinud  $\text{CaCO}_3$  filtritakse ära ja tekkinud  $\text{NaOH}$  lahus aurutatakse raudpannides.

Samaviisiliselt valmistatakse ka  $\text{KOH}$  potasist ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) või odavamast materjalist — puutuhast. See menetlus jäi vähem ökonoomsena tagaplaanile ning asendati  $\text{KOH}$  ja  $\text{NaOH}$  elektroütilise tootmisega.

Sööbenaatriumi saadakse nüüd lahustatud naatriumkloriidi elektrolüüsil; seejuures katoodil toimub reaktsioon:



eraldunud naatrium reageerib edasi veega valemi järgi:



Nüüd tasakaalustavad naatriumi iooni hüdroksüüli ionid, asendades vesiniku ioone. Tekivad vesinik ja sööbenaatriumi lahus. Viimase aurutamine annab tahke  $\text{NaOH}$ .

Analoogiliselt saadakse  $\text{KOH}$  lahus ja selle aurutamisel tahke  $\text{KOH}$ .

Tööstuslikuks otstarbeks määratud  $\text{NaOH}$  saadetakse müügile raudanumates. Laboratoorseks kasutamiseks määratud  $\text{NaOH}$  müüakse tükkide või pressitud pulkade ja tablettide kujul. Viimaseid valmistatakse laboratoorseks tarviduseks kindlas kaalus, tavaliselt ühegrammistena. Sellega välditakse kaalumist, mille kestel  $\text{NaOH}$  tõmbab õhust juurde veeauru ja  $\text{CO}_2$ , mistõttu ta kaal suureneb.

Samuti töödeldakse müügile määratud  $\text{KOH}$ .

$\text{NaOH}$  ja  $\text{KOH}$  leiavad laialdast tarvitamist tööstuses, eriti seepide valmistamisel.

$\text{NaOH}$  ja  $\text{KOH}$  lahustatud ja sulatatud kujul mõjustavad klaasi ja portselani. Seetõttu töötamisel nendega kasutatakse laboratooriumis hõbe-, nikkel- või raudanumaid.

## 6. Naatriumi ja kaaliumi tähtsamaid soolasid.

Naatriumi tähtsamad soolad on:

naatriumkloriid ( $\text{NaCl}$ ) — keedusool, mis on vajalik toidulisand; ta on konserveeriva toimega, eriti lihale, ja tähtis aine paljudes tööstustes;

naatriumsulfaat ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) — glaubrisool, mida kasutatakse arstimina ja mis on tarvilik aine paljudes tööstustes;

naatriumbromiid ( $\text{NaBr}$ ) — arstim, kasutatav rahustava vahendina;

naatriumkarbonaat ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) — pesusooda; tähtis igapäevases elus ja kõrvuti väävelhappega tähtsamaid lähteaineid paljudes keemiatööstustes (klaas, seep, veepehmedaja ja muud);

naatriumbikarbonaat ( $\text{NaHCO}_3$ ) — söögisooda;

naatriumnitrat ( $\text{NaNO}_3$ ) — tšiili salpeeter, tähtis lämmastikväetis.

Kõik need ühendid on vees hästi lahustuvad.

Põledes annab naatrium kollase leegi; ka kõik naatriumi ühendid värvivad leegi kollaseks.

Tähtsamad kaaliumi soolad on:

kaaliumkloriid ( $\text{KCl}$ ) — kaalisool, väetusaine;

kaaliumjodiid ( $\text{KJ}$ ), mis on tähtis kui arstim ja kui reaktiiv laboratooriumis ja tööstuses;

kaaliumkarbonaat ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) — potas, leidub puutuhas;

kaaliumnitrat ( $\text{KNO}_3$ );

kaaliumalumiiniumsulfaat [ $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ] — maarjas, parkaine ja peitsimisvahend;

kaaliumkroomsulfaat [ $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ] — maarjas, hea peitsimisvahend.

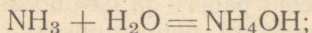
Kaalium ja ta soolad värvivad leegi lillaks ja lahustuvad hästi vees.

## 7. Sooda tootmise menetlused.

Ühe tähtsama Na-soola — sooda tootmiseks on kaks menetlust.

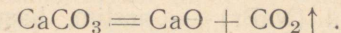
Ammoniaagimeetod ehk Solvay (loe: solvei) menetlus. Siin on lähteaineteks keedusool ( $\text{NaCl}$ ) ja lubjakivi ( $\text{CaCO}_3$ ).

1.  $\text{NaCl}$  küllastunud lahusesse juhatakse rõhu all ammoniaagi vool:



lahuses on  $\text{NaCl}$  ja  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

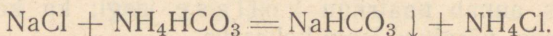
2. Kuumutatakse lubjakivi ( $\text{CaCO}_3$ ); ta laguneb kustutamata lubjaks ( $\text{CaO}$ ) ja süsihappegaasiks ( $\text{CO}_2$ ) vastavalt võrrandile



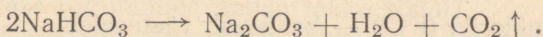
Saadud  $\text{CO}_2$  vool juhitakse alglahusesse, kus ta annab süsihappe ja reageerib ammooniumhüdroksüüdiga:



3. Nüüd on lahuses  $\text{NaCl}$  ja tekkinud  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  — ammooniumbikarbonaat. Nende vahel toimub asendusreaktsioon, mille tulemusena vähem lahustuv  $\text{NaHCO}_3$  annab kiiremini küllastatud lahuse ja sadestub:

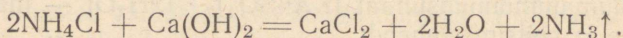


4. Tekkinud söögisooda filtritakse, kuivatatakse ja kuumutatakse:



Selle protsessi saadus on sooda ehk naatriumkarbonaat.

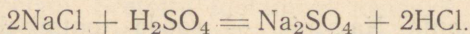
5. Kõrvalsaadusena tekkinud  $\text{NH}_4\text{Cl}$  lahusele lisatakse lupja; toimub reaktsioon:



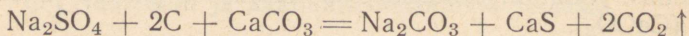
Uuesti tekkinud ehk regenereerunud ammoniaak ( $\text{NH}_3$ ) läheb jälle tootmisse; teda kasutatakse 1. protsessi juures.

Le Blanc'i (loe: lö blan) menetlus sooda saamiseks.

Esiteks saadakse naatriumsulfaat, toimides väävelhappega keedusoolasse:



Teiseks kuumutatakse saadud tahket  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  kriidi ( $\text{CaCO}_3$ ) ja söega; tekivad sooda ja kaltsiumsulfiid:



Sooda on äärmiselt tähtis järgmistes juhtivates tööstusharudes: klaasi-, seebi-, paberi- ja tselluloosisaaduste tööstuses. Teda on vaja petrooleumi puhastamiseks ja vee pehendamiseks.

## 8. Leelismetallide rühma üldülevaade.

Ühes Na ja K-ga kuuluvad Mendelejevi tabeli I. rühma vasakusse alarühma veel haruldasemad metallid — liitium (Li), rubiidium (Rb) ja tseesium (Cs). Nad on kõik naatriumi ja kaaliumiga füüsikalistelt ja keemilistelt omadustelt väga sarnased. Nad on kõik ainult ühevalentsed.

Metallilised omadused ja erikaal kasvavad, sulamis- ja keemistäpp langevad ühes aatomkaalu suurenemisega Mendelejevi tabelis ülalt alla. Järgnev tabel annab omaduste ülevaate.

T a b e l 11.

Keemiline märk	Li	Na	K	Rb	Cs
Aatomkaal	6,94	23,00	39,10	85,48	132,91
Erikaal	0,53	0,97	0,86	1,52	1,88
Sulamistäpp (°C)	179°	97,5°	63,5°	38,0°	28,5°
Keemistäpp (°C)	1580	885	760,0	713	708
Valents	+1	+1	+1	+1	+1
Aktiivsus ja aluseliste omaduste kasvamise suund	→	→	→	→	→

### Kordamisküsimusi.

1. Kirjeldada naatriumi füüsikalisi omadusi.
2. Kuidas reageerib naatrium veega?
3. Missuguseid oksüüde on kaaliumil?
4. Kirjeldada naatriumhüdrosüüdi saamist.
5. Kuidas saadakse soodat tööstuses?
6. Missugune tähtsus on kaaliumi sooladel?

## VII. TÄHTSAMAD KAHE- JA KOLME-VALENTSED METALLID.

### 1. Leelismuldmetallid.

Leelismuldmetallid Mg, Ca, Sr, Ba ja Ra seisavad Mendelejevi tabeli teises veerus. Oma iseloomult on nad leelis- ja muldmetallide vahepealsed. Sellest nimetus «leelismuld». Kõik leelismuldmetallid on positiivselt kahevalentsed. Looduses levinumad ja tööstuses tähtsamad on Mg ja Ca.

### 2. Magneesium.

Magneesium, aatomnumbriga 12 ja aatomkaaluga 24,32, on hõbevalge, taotav ja venitav kerge metall, erikaaluga 1,74.

Magneesiumi leidub looduses mineraal karnalliidis ( $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ), kiseriidis ( $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ), magnesiidis ( $\text{MgCO}_3$ ), dolomiidis ( $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ ) ja silikaatidena mineraal oliviinis ( $\text{Mg}_2\text{SiO}_4$ ), talgis [ $\text{Mg}_3\text{H}_2(\text{SiO}_3)_4$ ], serpentiinis ( $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ) ning asbestis, mis oma koostiselt sarnaneb serpentiiniga. Magneesiumi saadakse mineraal karnalliidi elektrolüüsamise teel.

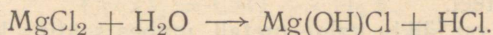
Magneesium on aktiivne metall; ta lagundab aeglaselt vett ja lahustub hapetes, tõrjudes välja vesiniku. Mg põleb õhus eredalt, tekitades magneesiumoksüüdi ( $\text{MgO}$ ) ehk põletatud magneesia.

Magneesiumi kasutatakse kergete sulamite valmistamiseks lennukitööstusele; tähtsamad neist on nimetatud lk. 87.

### 3. Magneesiumi tähtsamad ühendid.

Magneesiumkloriid ( $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ) on väga hügrokoopne, mõru maitsega. Seda soola sisaldav keedusool muutub kergesti niiskeks ja on mõrkjas. Kui segada kontsentreeritud  $\text{MgCl}_2$ -

lahust  $MgO$  pulbriga ja lasta moodustunud pudrutaoline mass seista, siis tardub ta tsemenditaoliselt kõvaks (soreltsement). Kõrgemal temperatuuril laguneb  $MgCl_2$  vastavalt võrrandile



Seetõttu  $MgCl_2$  sisaldav vesi on katlaveena kõlbmatu — tekkiv soolhape põhjustab katlamaterjali (raua) korrosiooni.

Magneesiumsulfaati ( $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ ) nimetatakse kibesoolaks ja kasutatakse meditsiinis.

Magneesiumkarbonaat ( $MgCO_3$ ) on hambapulbrite ja puudrite koosteosaks.

Magneesiumbikarbonaat [ $Mg(HCO_3)_2$ ] on vees lahustuv ja põhjustab vee mööduvat kargust.

#### 4. Kaltsium.

Kaltsiumi aatomnumber on 20, aatomkaal 40,1.

Vanas Roomas nimetati lupja «*calx*'iks», millest hiljem tuleti ladinakeelne nimetus «*calcium*».

Looduses leidub kaltsiumi ainult ühendites. Kaltsiumi sisaldavaist mineraalidest tuleb nimetada esikohal kaltsiiti ( $CaCO_3$ ),



Joon. 45. Islandi pao kristall.

mis esineb marmorina, kriidina, lubjakivina ja nn. islandi paona. Selle pao klaasselged kristallid murravad valgust kahes sihis, mille tõttu iga ese, vaadatuna läbi niisuguse kristalli, paistab kahekordsena (joon. 45). Seepärast nimetatakse islandi pagu kaksikpaoks. Islandi pagu leiab kasutamist paljudes optilistes riistades. Teistest kaltsiumi sisaldavatest tuntuimatest mineraalidest tuleb nimetada kipsi ( $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ ), apatiiti [ $xCa_5Cl(PO_4)_3 \cdot yCa_5F(PO_4)_3$ ], fosforiiti [ $Ca_3(PO_4)_2$ ] ja sulapagu ( $CaF_2$ ).

Fosforiidist  $[Ca_3(PO_4)_2]$  saadakse väärtuslikku fosforväetist, sulapaost ( $CaF_2$ ) fluorvesinikhapet.

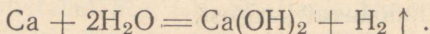
Metallset Ca valmistatakse sulatatud kaltsiumkloriidist elektrolüüsi teel.

Kaltsium on läikiv valge metall, umbes seatina kõvadusega. Teda võib lõigata, venitada ja valtsida. Kaltsiumi erikaal on 1,55.

Kaltsium on püsiv kuivas õhus, kuid niiskes õhus kattub ta ruttu hüdroksüüdi  $[Ca(OH)_2]$  kihiga.

Kõrges kuumuses põleb ta õhus telliskivipunase leegiga kaltsiumoksüüdiks ( $CaO$ ).

Nagu leelismetallidki, lagundab Ca vett, tõrjudes välja vesiniku:



## 5. Tähtsamad kaltsiumi soolad.

$Ca(H_2PO_4)_2$  — monokaltsiumfosfaat, moodustab superfosfaadi vees lahustuva osa;

$CaCO_3$  — kriit ja marmor, ehitusmaterjalid;

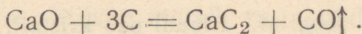
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$  — kips;

$CaCl_2$  — kaltsiumkloriid, hügrokoopne aine;

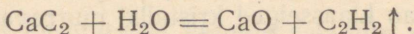
$CaF_2$  — kaltsiumfluoriid, lisatuna maakidele annab metallide sulatamise ahjudes kergemini sulavaid jääke;

$Ca(HCO_3)_2$  — kaltsiumbikarbonaat, lahustub vees ja põhjustab loodusliku vee nn. mööduvat kargust.

Muudest kaltsiumi ühenditest tuleks nimetada kaltsiumkarbiidi ( $CaC_2$ ). Elektriahjus reageerivad lubi ja süsi, andes kaltsiumkarbiidi ja süsinikoksüüdi:



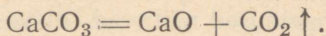
Kaltsiumkarbiid laguneb vee toimel atsetüleeniks ja lubjaks:



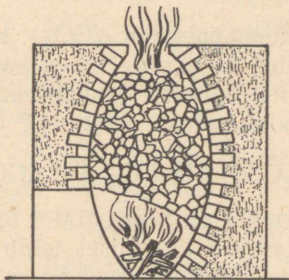
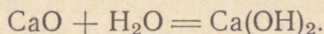
Tekkinud atsetüleen ( $C_2H_2$ ) on värvuseta, hästi põlev gaas. Ta annab ereda suitsva leegi. Ta on odav, tema saamise viis lihtne ning leegi temperatuur kõrge. Teda rakendatakse metallide autogeenseks keevitamiseks ja keemiatööstuses, kus ta on lähteaineks paljudele keemilistele sünteesidele.

Kaltsiumkarbiidi tarvitatakse ka atsetüleenilaternates.

Igapäevases elus on kaltsiumi tähtsaim ühend põletatud lubi (CaO). Lubja saadakse lubjakivist, põletades seda erilistes ahjudes (joon. 46):



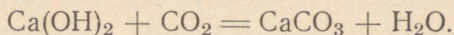
Põletatud lubi ühineb veega, eraldades soojust ja andes kustutatud lubja:



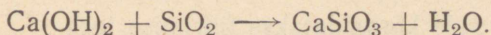
Joon. 46. Lubjapõletamisahi.

Lubja kustutamisel kutsuvad esimesed veehulgad esile lubjätükkide lagunemise pulbriks, mille maht on lubja algmahuga võrreldes umbes kolmekordne. Kustutatud lubi lahustub vees halvasti; veega hästi läbisegatult annab ta valge «lubjapiima». Kui selles eraldada filtrimise teel lahustumatu kaltsiumhüdrosüüd  $[\text{Ca(OH)}_2]$ , voolab läbi kurna selge filtraat, nn. «lubjavesi». Selle reaktsioon on tugevasti leelisene.

Mört — lubja ja liiva segu vees — on heaks kivide sideaineks. Vesi aurab ära, lubi seob õhust süsihappegaasi ja tardub lubjakiviks:



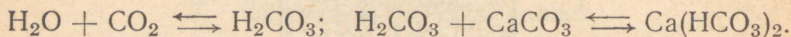
On teada, et 300—400 aastat vanades hoonetes on mört kivide vahel kõvem kui telliskivi ise. Selle põhjuseks on reaktsioon liivaga:



## 6. Vee kargus ja selle kõrvaldamise viisid.

Looduslik vesi sisaldab heljuvatena ja lahustatuina mitmesuguseid aineid. Kogemused näitavad, et vesi on tihti „kõva” ehk karge, s. t. pesemisel seebiga annab lahustumatu sademe. Analüüsidest niisugust vett leitakse, et temas on lahustunud Ca, Mg ja Fe soolasid. Ca, Mg ja Fe soolad annavad seebis leiduvate orgaaniliste hapetega lahustumatuid ühendeid. Ca, Mg ja Fe esinevad vees osalt kloriididena ja sulfaatidena ning osalt bikarbonaatidena. Bikarbonaatide tekkimine vees toimub järgmiselt.

Õhus sisalduv süsihappegaas ( $\text{CO}_2$ ) lahustub looduslikus vees. Kui viimane läbib maakoore kihte, siis muutuvad seal leiduvad Ca, Mg ja Fe halvasti lahustuvad karbonaadid hästi lahustuvateks bikarbonaatideks, vastavalt võrranditele



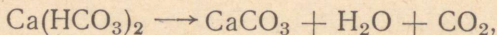
Mõlemad reaktsioonid on kõrgematel temperatuuridel pöörduvad, seetõttu karge vee keetmisel tekib tagasi lahustumatu  $\text{CaCO}_3$ , mis setib. Osa vee kargusest on «möödunud», kuid sete anuma seintel on kahjulik.

Vee bikarbonaatset kargust nimetatakse mööduvaks karguseks. Teised nimetatud soolad põhjustavad alalist kargust.

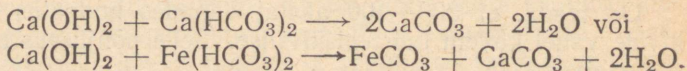
Karge vee kasutamisel moodustub aurukateldes lahustumatu sete — «katlakivi» katla ja torustiku seintel, mis rikub katelt ning põhjustab liigset küttekulu.

Karge vee kahjulikkus tehnikas ja igapäevases elus kutsus esile mitmesuguste vee pehmemdamise viiside leiutamise.

Mööduvast kargusest vabastamiseks vett keedetakse või lisatakse talle kustutatud lubja; keemistemperatuuril eraldub lahustumatu  $\text{CaCO}_3$ :

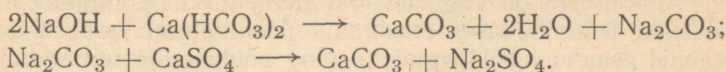


ka kustutatud lubja manulusel eraldub lahustumatu  $\text{CaCO}_3$ :

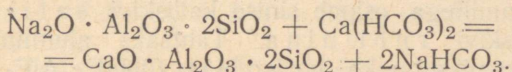


Tekkinud sade kõrvaldatakse filtrimise teel.

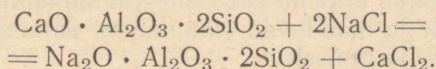
Alalise karguse kõrvaldamiseks kasutatakse soodat ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) või sööbenaatriumi ( $\text{NaOH}$ ):



Uuemaks vee karguse kõrvaldamise viisiks on leelismetalle sisaldava alumiiniumsilikaadi — permutiidi kasutamine filtermaterjalina. Seejuures toimub järgmine asendusreaktsioon:



Permutiidi suureks paremuseks on tema regenererimise võimalus keedusoola abil:

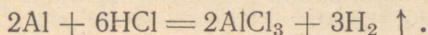


### Kordamisküsimusi.

1. Missugusel kujul leidub magneesiumi looduses?
2. Mis on „elektron“? „magnaalium“?
3. Mitmevalentne on kaltsium?
4. Mis on vee „mööduv karedus“?
5. Mis on superfosfaat?
6. Nimetada Mg soolasid ja nende tähtsus.
7. Nimetada Ca soolasid ja nende tähtsus.
8. Mis on permutiit?

## 7. Alumiinium.

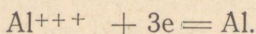
Alumiiniumi (ladinakeelne nimetus *Aluminium*) keemiline märk on Al, aatomnumber 13, aatomkaal 27. Alumiinium seisab Mendelejevi tabeli kolmandas rühmas. Alumiiniumi aatomi väliskihis on kolm elektroni, nii et ühendeis on Al positiivselt kolmevalentne. Pingereas seisab ta enne vesinikku, sest tal on suurem tung elektronide loovutamiseks. Alumiinium lahustub lahjendatud hapetes, tõrjudes vesiniku välja. Kuid lahjendatud lämmastikhappes muutub ta passiivseks ega reageeri üldse. Alumiinium lahustub soolhappes valemi järgi:



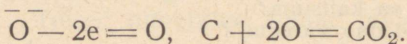
## 8. Alumiiniumi esinemine looduses.

Alumiinium on väga levinud element. Olles aktiivne metall, ei leidu teda looduses ehedana. Alumiiniumi looduslikud siliikaadid esinevad põldpagudena ning põldpagude murenemise ja porsumise produktidena, nagu näiteks puhtaim savi — kaoliin ( $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ). Tähtsamaid alumiiniumi mineraale on boksiiit ( $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ). Alumiiniumhapend ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) esineb veel eriti kõva mineraali korundi näol. Korund, värvitud looduslike lisanditega, esineb sinise kalliskivi safiirina ja punase kalliskivi rubiinina. Tähtsaks alumiiniumisisaldusega mineraaliks on ka krüoliit ( $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$ ).

Metallet alumiiniumi saadakse praegusel ajal elektrolüüsi-des alumiiniumhapendit ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) sulatatud krüoliidis. Alumiinium sula metallina eraldub katoodil. Alumiiniumi ioonid saavad elektrone juurde ja taanduvad alumiiniumi aatomiteks. Katoodil kulgeb protsess järgmiselt:



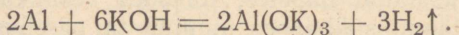
Anoodil eraldub hapnik, mis kohe reageerib söest anoodiga, andes süsihappegaasi:



## 9. Alumiiniumi omadused ja kasutamine.

Alumiinium on kerge valge läikiv metall. Ta juhib hästi elektrit; teda kasutatakse vase puudumisel või kõrvuti sellega elektrijuhtmeiks. Alumiiniumist tehakse kööginõusid. Alumiiniumipulbrit tarvitatakse metallide katmiseks ja mõningate lõhkeainete jaoks. Alumiiniumi sulamid on nende väikese erikaalu tõttu olulise tähtsusega lennuki- ja transporditööstuses.

Alumiinium on väga aktiivne metall ning amfoteerse iseloomuga. Peale hapete lahustub ta ka leelises keskkonnas. Näiteks:

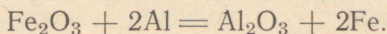


Seetõttu ei saa alumiiniumi pesemisel kasutada seepi, eriti kui see sisaldab vaba leelist.

Õhu käes alumiinium kattub õhukese oksüüdikihiga, mis takistab edasist õhu juurdepääsu pinnale ja kaitseb metalli edasihapendumise eest. Kõrgel temperatuuril alumiinium süttib ja põleb valge leegiga alumiiniumoksüüdiks ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ), tekitades kõrget kuumust.

Alumiinium ühineb kõrgel temperatuuril nii ahnelt hapnikuga, et võtab selle ära teiste metallide oksüüdidelt. Alumiinium on hea taandaja.

Näide:



Selle reaktsiooni puhul eraldub nii palju soojust, et tekib kõrge temperatuur (üle  $2000^\circ$ ).

Alumiiniumipulbri ja raudoksüüdi segu nimetatakse termiidiks ja kasutatakse kõrge temperatuuri saamiseks. Seejuures raudoksüüd taandub puhtaks rauaks. Selsamal viisil võib taandada kroomi, mangaani ja teiste metallide hapendeid.

Metallihapend peenendatakse, segatakse alumiiniumipulbriga ning süüdatakse magneesiumlindi abil. Magneesiumlindi kohal tekib kõrge temperatuur, reaktsioon algab selles kohas ning kuumutab oma soojusega terve massi. Kirjeldatud menetlus on tuntud aluminotermia nime all.

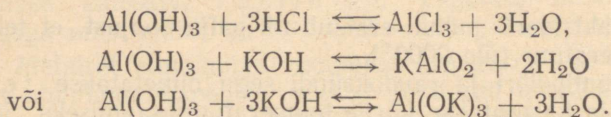
Termiiti kasutatakse metalloside kokkusulatamiseks, keevitamiseks. Nii näiteks sulatatakse kokku raudteerööbaste osi. Katkised tükid pannakse kokku ja kaetakse magneesiumiast ( $\text{MgO}$ ) valmistatud kastiga, mis täidetakse termiidiga. Termiit süüdatakse varem kirjeldatud viisil. Tekkiv sula raud jookseb alla, täidab prao ja sulatab rööpa osad kokku.

## 10. Alumiiniumhüdroksüüd ja -oksüüd.

Alumiiniumoksüüdi ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) leidub looduses puhtal kujul korundina; ta on väga kõva, läbipaistev ja värvusetu. Kõvaduse tõttu kasutatakse loodusliku ja kunstliku korundi pulbrit lihvimisvahendina. Alumiiniumoksüüd esineb mõnikord looduses värviliste läikivate läbipaistvate kristallidena — kalliskividena. Nii tuntakse punast rubiini, sinist safiiri ja mõningaid teisi. Värvust põhjustavad teatavate lisandite pisihulgad. Nüüdisajal osatakse produtseerida elektriühikute abil kunstkaltsikive, mis ilu poolest ei jää maha looduslikkudest.

Mõningate masinate alumiiniumosade pind tehakse vastu-  
pidavamaks, tekitades sellel elektrolüüsi teel oksüüdikihi.  $\text{Al}_2\text{O}_3$   
on katalüsaatoriks mõningatel tähtsatel protsessidel orgaanilises  
keemias. Nii saab temperatuuril  $360\text{--}260^\circ$   $\text{Al}_2\text{O}_3$  katalü-  
ütilisel toimel alkoholist etüleen, mis on oluliseks lähteaineks  
kunstkautšuki sünteesil.

Lisades Al soolade lahustele ammoniaagilahust, saame vär-  
vuseeta sültja  $\text{Al}(\text{OH})_3$  sademe.  $\text{Al}(\text{OH})_3$  on amfoteerne, rea-  
geerides hapetega nagu alus ja alustega nagu sool ning andes  
lahustuvaid soolaid:



$\text{KAlO}_2$  ja  $\text{Al}(\text{OK})_3$  on alumiiniumhappe kaaliumsoolad ehk  
aluminaadid; nad lahustuvad hästi vees. Soojendamisel kulge-  
vad ülalkirjeldatud pöörduvad reaktsioonid vastassuunas, soolad  
lagunevad osaliselt tagasi aluseks ja happeks. Juhul, kui  
tekkiv hape on tugevam kui tekkiv alus, reageerib terve lahus  
happeliselt, vastandjuhul aga aluseliselt. Soolade lagunemist  
vesilahuses osaliselt tagasi happeks ja aluseks nimetatakse hüdro-  
lüüsiks.

Katse 1. Lahustame ühes katseklaasis  $\text{AlCl}_3$  ja teises  
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$  ning proovime lahust lakmuspaberiga.  
Ilmub punane värvus.

Katse 2.  $\text{AlCl}_3$  lahusele lisame veidi  $\text{KOH}$  lahust;  
tekinud sademe lahustame  $\text{KOH}$  ülihulgas. Keedame  
lahust; sade tekib uuesti, sest toimub hüdrolyüs. Katsume  
lahust lakmuspaberiga: reaktsioon on leelisene.

Alumiiniumi ja ta sulameid kasutatakse majapidamisnõude  
ja mööblite valmistamiseks ning autode, lennukite, mootor-  
paatide ja teiste transpordivahendite ehitamisel. Hea elektrijuh-  
tivuse tõttu kasutatakse alumiiniumtraati elektrijuhtmetena;  
valguse ja ultraviolettkiirte tugeva reflekteerimise tõttu alumii-  
niumi pinnalt tehakse alumiiniumist peegleid reflektsoonteles-  
koopidele. Alumiiniumipulbrit kasutatakse laboratooriumis ja  
tööstuses vesiniku saamiseks, värvainena ja mitmesugusteks  
teisteks otstarveteks.

## 11. Alumiiniumi tähtsamaid soolasid.

Tähtsamaid alumiiniumisoolasid on kaaliummaarjas, koostisega  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ , ja ammooniummaarjas, koostisega  $(NA_4)Al(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ . Maarjad on kaksiksoolad ja sisaldavad palju kristallvett, mille nad kuumutamisel kaotavad, lagunedes pulbriks.

Maarjat tarvitatakse riide värvimisel peitsina, mis soodustab värvi kinnitumist kiududele, raagnaha parkimiseks (valgepark) ja vere sulgemise vahendina.

### Kordamisküsimusi.

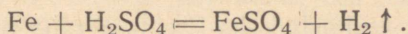
1. Milles avaldub alumiiniumi amfoteersus?
2. Missugustes hapetes lahustub alumiinium?
3. Kuidas saadakse nüüdisaja tööstuses alumiiniumi?
4. Milleks kasutatakse alumiiniumi?

## 12. Raud.

Raua (ladinakeelne nimetus *Ferrum*) keemiline märk on Fe, aatomnumber 26, aatomkaal 55,85. Raud asetseb Mendelejevi tabelis kaheksandas rühmas.

Raud esineb ühendeis positiivselt kahe- ja kolmevalentsena, loovutades esimesel juhul kaks ja teisel juhul kolm elektroni.

Pingereas seisab raud enne vesinikku. Ta lahustub lahjendatud hapetes, tõrjudes välja vesiniku:



## 13. Raua esinemine looduses.

Rauda leidub looduses maakidena. Neist tähtsaim on hematit (verekivi) ehk punane rauamaak ( $Fe_2O_3$ ). Kui selle maagitükiga tõmmata mööda portselankausi vööpamata põhja, jääb sinna punane kriips.

Magnetiit ehk magnetrauamaak ( $Fe_3O_4$ ) tõmbab raudasju enda külge. Ta jätab portselankausi põhjale musta kriipsu. Uuralis koosnevad magnetiidist terved mäed.

Limoniit ehk pruun rauamaak ( $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ ) esineb kollasena või pruunina ja annab portselanil pruuni kriipsu. Ta on

sageli segatud liiva või saviga. Üks limoniidi liike on kollane rauaooker, mida tarvitatakse kollase värvina.

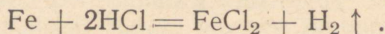
Sideriiti ehk raudpagu ( $\text{FeCO}_3$ ) leidub suurte massiivsete kihtidena.

Püriit ehk leeprikivi ( $\text{FeS}_2$ ) on hallkollane. Temaga portselanile tõmmatud kriips on rohekasmust. Püriiti kasutatakse väävelhappe tootmise protsessis lähteainena. Markasiit ( $\text{FeS}_2$ ) on püriidi teisend; tal on püriidi koostis, kuid erinevad füüsikalised omadused.

#### 14. Raua füüsikaline ja keemiline iseloom.

Raud on raske hall läikiv metall. Ta sulab alles kõrgel temperatuuril. Keemiliselt on ta aktiivne. Kõrgel temperatuuril lagundab ta veeauru; seejuures eraldub vesinik ja tekib  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . Raud lahustub kergesti lahjendatud happes, moodustades vastavaid soolasisid.

Näide:



Kuumutatud raud põleb hapnikus. Niiskes õhus raud «roostetab», s. t. toimub raua aeglane hapendumine, kusjuures tekiavad rauahapendite hüdraadid (korrosioon, vt. lk. 95). Roostetamise kiirus oleneb raudeseme pinna olukorrast. Sile puhas pind roostetab vähe. Kõik pinna rikked ja mustus soodustavad roostetamist. Eriti soodustavad raua hävimist üksikud juba tekkinud roosteplekid.

Roostetamise ärahoidmiseks kaetakse raua pind õlivärviga, vaabaga, asfaldiga, tsingiga, tinaga, kroomiga, nikliga jne. Lääkivat rauapinda kaitstakse õlitamisega. Mõnikord tekitatakse raua pinnale kunstlikult tihe  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  kiht, mis takistab raua sügavamalt roostetamist.

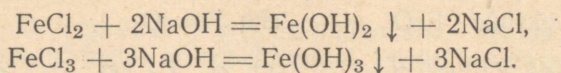
#### 15. Raua ühendid.

Raud esineb soolades kahe- ja kolmevalentsena. Kolmevalentse raua soolad on püsivad; kahevalentsed muutuvad järk-järgult hapendudes kolmevalentseteks.

Kahevalentse raua ühendeis esineb raud kahe laenguga positiivse ioonina, ta loovutab kaks elektroni. Kolmevalentse



on nõrgalt aluselised. Nad tekivad sööbenaatriumi või sööbe-kaaliumi toimetel rauasoolade lahustesse ja on vees halvasti lahustuvad:



Kõrgel temperatuuril raud ühineb süsinikuga ja annab raudkarbiidi ( $\text{Fe}_3\text{C}$ ), mida nimetatakse tsementiidiks.

Soola  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  nimetatakse rauavitrioliks.

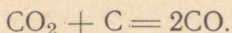
Raua soolad on pruunikaskollast, helerohelist või lillat värvust. Raudsulfiid on aga must.

## 16. Raua saamine maakidest.

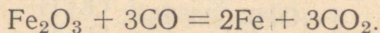
Kõrgahju-menetslus (joon. 47). Selle menetluse põhimõtteks on raudhapendite taandamine söega ja süsinik-oksüüdiga ( $\text{CO}$ ) ning lisandite eemaldamine räbustajatega, näiteks liiva ja pae abil. Produktina tekib 2,3—5%-lise süsinikusisaldusega malm ehk toorraud.

Raua sulatamine maakidest toimub kõrgahjudes. Viimased on 20—35 m kõrged ja omavad tulekindlast materjalist voodrit. Ülaltpuistatakse kõrgahju koksi vaheldumisi rauamaagiga, kuni ahi on täis. Koks süüdatakse alt põlema ja puhutakse vahetpidamata suruõhku juurde, et põlemine ei lakkaks. Reaktsioonid, mis tekivad, on järgmised.

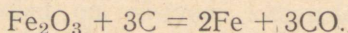
Põlev süsi tekitab süsihappegaasi ( $\text{CO}_2$ ), mis läbi hõõguvate süte ülespoole tungides muutub süsinikoksüüdiks:



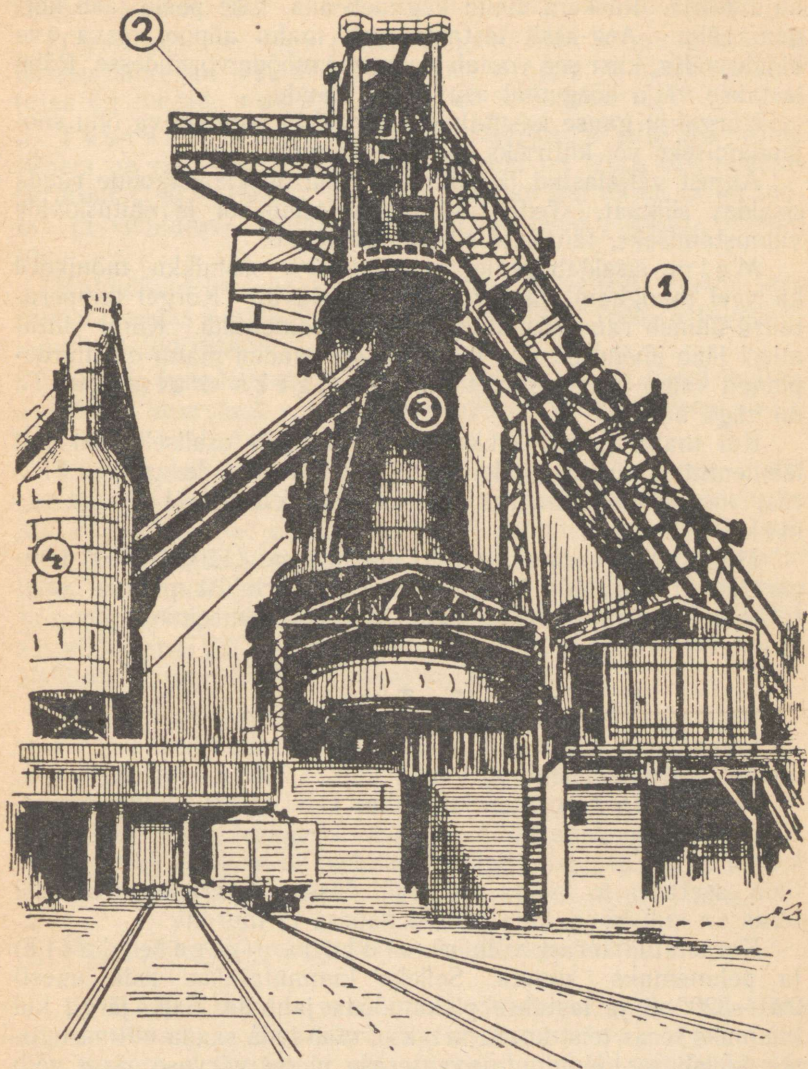
Süsinikoksüüd, tungides rauamaagisse, taandab raua ja muutub ise jälle süsihappegaasiks:



Ka hõõguv süsinik taandab raua maagist:



Kõrges kuumuses sulab raud, osa sütt lahustub sulas metallis ja tekib malm. Räbustajad ühinevad rauamaagis leiduvate



Joon. 47. Kõrgahju üldvaade: 1 — elevaator, 2 — laadimisplatvorm, 3 — kõrgahi, 4 — gaasipuhasti.

lisanditega räbüks, mis sulab ja ühes sula metalliga vajub ahju põhja. Raskem malm koguneb alla, selle peale jääb kergem räbu. Aeg-ajalt lastakse sula malm allpool oleva ava kaudu välja, kust see voolab savireenne mööda vormidesse. Räbu lastakse välja kõrgemal asuva ava kaudu.

Kõrgahju gaase kasutatakse kõrgahju pumbatava õhu soojendamiseks või kütuseks soojusjõujaamas.

Ahjust väljalastud ja jahtunud räbu on klaasitaoline raua sisaldav silikaat. Teda tarvitatakse tsemendi ja ehituskivide valmistamiseks, tänavate sillutamiseks jne.

Malm sisaldab peale raua 2,3—5% süsinikku, mõnikord ka veel mangaani, räni, fosforit ja väävlit. Kõrgel temperatuuril ühineb raud süsinikuga, andes tsementiidi. Kiirel jahtumisel jääb ühend püsima ning sel teel saadud malm on murdepinnalt valge ja teda nimetatakse valgeks malmiks. Ta on väga habras.

Kui malm jahtub pikkamööda, laguneb osaliselt tekkinud tsementiit ja süsinik eraldub grafiidina rauaosade vahele. Säärast murdekohalt halli malmi nimetatakse halliks malmiks.

Malm sulab kergemini kui raud ja teras (1100—1200° temperatuuril) ning teda saab hästi valada. Hallist malmist valatakse kõiksugu malmasju: ahjusid, torusid, masinaosi jne.

## 17. Teras.

Eemaldades malmist liigse süsiniku ja muud lisandid, saame terase. Terases leidub süsinikku kuni 1,7%, rauas alla 0,5%.

Teras sulab kergemini kui puhas raud (1200—1400° temperatuuril) ja on väga kõva. Terase kõvadust võib veel tõsta karastamisega. Selleks lastakse kuum teras kiiresti jahtuda, asetades ta külma vette või õlisse. Säärane karastatud teras on küll kõva, kuid ühtlasi habras ja murduv.

Karastatud terast võib noolutada (järele lasta) ja pehmemaks muuta. Selleks kuumutatakse teda uuesti 220—320°-ni ja lastakse pikkamööda jahtuda. Selle järgi, kui kuumaks teras teist korda aetakse, võib teda saada mitmesuguses kõvaduses. Kuumutatava terase pinna värvuse järgi võib otsustada, kui kõrge on terase temperatuur (ja sellega ühtlasi tema kõvadus): 220° — kollakas, 230° — õlgkollane, 255° —

helepruun, 265° — pruunikaspunane, 275° — kirsspunane, 285° — violett, 295° — rukkilillsinine, 315° — tumesinine.

Terasesorte on väga palju. Süsiniku hulk ja muud lisandid terases annavad talle erilisi omadusi. Kroomi ja niklit sisaldav teras on tuntud roostekindla terasena.

Taotav raud. Rauas on süsiniku % alla 0,5. Mida vähem on rauas süsinikku, seda kõrgem on tema sulamistemperatuur (1400—1600°). Raud on pehmem kui teras; ta on taotav ja venitav. Temast võib valtsida plekki, traati, rööpaid jne.

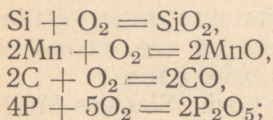
Kahjulikud lisandid rauas on fosfor ja väävel. Fosfor teeb raua rabadaks harilikul temperatuuril, väävel teeb ta rabadaks kuumendatud olekus.

Harilik, igapäevases elus tarvitav raud ei ole täiesti puhas, sisaldades suuremal või vähemal määral mitmesuguseid lisandeid, nagu räni, mangaani jne.

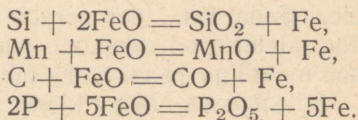
Et malmist saada puhast rauda ja terast, on tarvis malm vabastada süsinikust, väävlist ja fosforist ning osaliselt ka Mn-st ja Si-st. See ebasoovitavate lisandite eemaldamine malmist on võimalik hapendamise teel. Hapendajatena on kasutatavad õhuhapnik ja raua enese hapendid. Tekkinud ränihapend ja mangaanhapendid moodustavad kergesti sulava räbu (šlaki), süsinikhapend (CO) aga lendub. Fosforhappeanhüdriid annab šlaki ainult tugeva aluse (lubja) toimetel.

Malmi töötlemisel on hapendumisprotsessid järgmised:

hapniku toimetel:



ferro-oksüüdi toimetel:

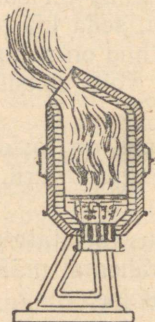


Malmist terase saamiseks on kolm menetlust:

1. Bessemeri meetod. Sulatatud malm valatakse suurde nõusse — bessemeri konvertorisse (joon. 48). See bessemeri konvertor ehk «pirn» on tehtud raudplekist ja vooderdatud tulekindlate kividega. Konvertori põhja läbib hulk õhutorusid; nende kaudu surutakse õhk alt õhukambri sisse.

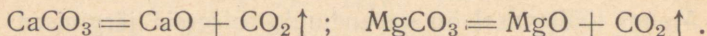
Kõigepealt põleb ära räni, siis mangaan. Kui hakkab põlema raud, siis hakkab konvertorist tulema pruuni suitsu ja protsess tuleb lõpetada.

Bessemeri meetodi puuduseks on see, et väävel ja fosfor jäävad rauast eemaldamata.



Joon. 48. Bessemeri konvertor.

2. Thomas'e meetod. Fosforhappeanhüdriidi ja vääveloksüüdide sidumiseks tehakse Thomas'e meetodi järgi konvertorile leelisene dolomiidist ( $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ ) vooderdis. Konvertorisse lisatakse lupja. Dolomiidi kuumutamisel tekivad  $\text{CaO}$  ja  $\text{MgO}$ :



$\text{P}_2\text{O}_5$ , ühinedes  $\text{CaO}$ -ga, annab kaltsiumfosfaadi, mis jääb rübusse. Seda nn. toomasräbu tarvitatakse fosforväetisena. Mõlema kirjeldatud meetodi puuduseks on see, et osa räbu seguneb metalliga ja viimases lahustub palju gaase.

3. Siemens-Martin'i meetod. Siemens-Martin'i meetod on praegukirjeldatud puudusest vaba. Malm sulatakse vanarauaga (mida roosterikkam, seda parem) või rauamaagiga ahjus. Ahjus põletatakse vastava temperatuuri saamiseks generaatorigaasi. Malmis sisalduva süsiniku hapendamine toimub peamiselt rauaroostes või -maagis leiduva hapniku arvel. Ahju vooderdis võib olla kas happeline (šamottkivid) või aluseline (dolomiit). Siemens-Martin'i ahjust on võimalik saada kindla koostisega terast.

Kvaliteet-terase saamiseks sulatatakse teras veel kord ja lastakse teda sulas olekus seista selleks, et mehaanilised lisandid, nagu räbu, tõuseksid pinnale, kust nad kõrvaldatakse.

Tähtsamad terase eri sordid on:

1) Masinaehitusterased; sisaldavad lisandina niklit, mis tõstab terase tugevust ning elastsust.

2) Tööriistaterased; sisaldavad kroomi, volframit ja molübdeeni. Kroomteras on väga kõva. Kroomvolfram-teras kannatab kuumutamist 600—650°-ni pehmenemata.

3) Kroomnikkel-terased; sisaldavad kroomi ja niklit; neid kasutatakse laevasoomuse, kahurite ning auto- ja lennukiosade valmistamiseks.

### Kordamisküsimusi.

1. Nimetada tähtsamad rauamaagid.
2. Kuidas kaitstakse rauda korrosiooni eest?
3. Kirjutada mõni ferriühendi valem ja struktuurvalem.
4. Kirjutada mõni ferriühendi valem ja struktuurvalem.
5. Mis ained taandavad rauda kõrgahju-menetluses?
6. Mis on räbu?
7. Mis on malm?
8. Mis on terase karastamine?
9. Missugune puudus on bessemermenetlusel?

## Sisukord.

	Lk.
<b>I. Elementide perioodiline süsteem . . . . .</b>	<b>3</b>
1. Ajalooline ülevaade . . . . .	3
2. Mendelejevi perioodilisuse seadus ja elementide järjestus . . . . .	5
3. Mendelejevi elulugu . . . . .	12
<b>II. Atomistlik-molekulaarse teooria alused . . . . .</b>	<b>16</b>
1. Aatomite ja molekulide olemasolu . . . . .	16
2. Aine kaalu jäävuse seadus ja aine koostise püsivuse seadus atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt . . . . .	19
3. Lihtsamate keemiliste valemite tuletamine analüüsi andmete põhjal. . . . .	21
4. Molekulaarvalemi määramine aurutiheduse järgi	22
5. Gramm-molekul, gramm-aatom, gramm-ekvivalent	24
6. Arvutusi keemiliste valemite alusel . . . . .	24
<b>III. Radioaktiivsed elemendid . . . . .</b>	<b>26</b>
1. Raadiumi avastamise eellugu . . . . .	26
2. Raadiumikiired . . . . .	29
3. Radioaktiivne lagunemine . . . . .	31
4. Isotoobid . . . . .	33
5. Aatomi lagunemine . . . . .	35
6. Aatomi ehitus; tuuma laeng; elektronide orbiidid	37
7. Aatomi siseenergia ja selle kasutamise probleem	40
8. Aine ühtsus . . . . .	42
9. Ühendi tekkimine. Elementide valents aatomi-teooria valguses . . . . .	44
10. Aatomi ehituse seos elementide perioodilise süsteemiga . . . . .	46

	Lk.
<b>IV. Molekulaar- ja kolloidlahused . . . . .</b>	<b>49</b>
1. Suspensioonid ja emulsioonid . . . . .	49
2. Kolloidlahused . . . . .	50
3. Molekulaarlahused . . . . .	59
4. Lahustuvuse sõltuvus temperatuurist . . . . .	61
5. Lahustuvuskõverad . . . . .	62
6. Aine lahustumatus . . . . .	63
7. Küllastunud ja üleküllastunud lahused . . . . .	64
8. Soojuse neeldumine ja eraldumine lahustumisel . . . . .	65
9. Gaaside lahustuvus . . . . .	65
10. Lahuste kontsentratsiooni väljendamine %-des, normaalsuses ja molaarsuses . . . . .	66
11. Elektrolüüdid ja mitte-elektrolüüdid . . . . .	68
12. Arrheniuse hüpotees . . . . .	69
13. Ioonide tekkimine lahuses . . . . .	70
14. Hapete, aluste ja soolade dissotsiatsioon lahuses. Katioonid ja anioonid . . . . .	72
15. Ioonide omadused . . . . .	74
16. Lahuste ja sulamite elektrolüüs . . . . .	75
17. Asendusreaktsioonid elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria valguses . . . . .	80
<b>V. Metallide üldiseloomustus . . . . .</b>	<b>83</b>
1. Metallide füüsikalised omadused . . . . .	83
2. Tähtsamad sulamid. Nende rakendamine tööstuses ja sõjanduses . . . . .	85
3. Metallide esinemine looduses. Ehe metall ja metallimaagid. Metallide saamise üldmenetlused . . . . .	88
4. Metallide asend perioodilises süsteemis. Nende keemilised omadused . . . . .	90
5. Metallide aktiivsus . . . . .	91
6. Hapendumis-taandumisprotsessid . . . . .	95
7. Metallide korrosioon ja võitlus sellega . . . . .	95
8. Metallide seesmine struktuur . . . . .	98
<b>VI. Leelismetallid: naatrium ja kaalium . . . . .</b>	<b>100</b>
1. Leelismetallide asukoht Mendelejevi tabelis seoses aatomi struktuuriga . . . . .	100
2. Kaaliumi ja naatriumi esinemine looduses . . . . .	100

	Lk.
3. Kaaliumiühendite tähtsus põllumajanduses . . .	101
4. Naatriumi ja kaaliumi üldiseloostus . . .	102
5. Naatriumi ja kaaliumi ning nende hüdroksüüdide saamine tööstuses . . . . .	104
6. Naatriumi ja kaaliumi tähtsamaid soolasid . . .	106
7. Sooda tootmise menetlused : . . . . .	107
8. Leelismetallide rühma üldülevaade . . . . .	109

<b>VII. Tähtsamad kahe- ja kolmevalentsed metallid . . . . .</b>	<b>110</b>
1. Leelismuldmetallid . . . . .	110
2. Magneesium . . . . .	110
3. Magneesiumi tähtsamad ühendid . . . . .	110
4. Kaltsium . . . . .	111
5. Tähtsamad kaltsiumi soolad . . . . .	112
6. Vee kargus ja selle kõrvaldamise viisid . . . . .	114
7. Alumiinium . . . . .	115
8. Alumiiniumi esinemine looduses . . . . .	116
9. Alumiiniumi omadused ja kasutamine . . . . .	116
10. Alumiiniumhüdroksüüd ja -oksüüd . . . . .	117
11. Alumiiniumi tähtsamaid soolasid . . . . .	119
12. Raud . . . . .	119
13. Raua esinemine looduses . . . . .	119
14. Raua füüsikaline ja keemiline iseloom . . . . .	120
15. Raua ühendid . . . . .	120
16. Raua saamine maakidest . . . . .	122
17. Teras . . . . .	124



Kolmas, täiendatud trükk.  
Vastutav toimetaja K. Prinkmann.  
Keeleline toimetaja M. Kindlam.

Ladumisele antud 23. II 1949. Trükkimisele antud 6. IV 1949. Trüki  
arv 5000. Paber 56×79,  $\frac{1}{16}$ . Trükipoognaid 8,25. Trükitähti trüki  
poognas 44.808. Arvutuspoognaid 9,25. MB-01738. Trkk. „Noor-Eesti“  
Tartu, Kastani 38. Tellimise nr. 305.

На эстонском языке.  
Н. Ряго. Химия для X класса.

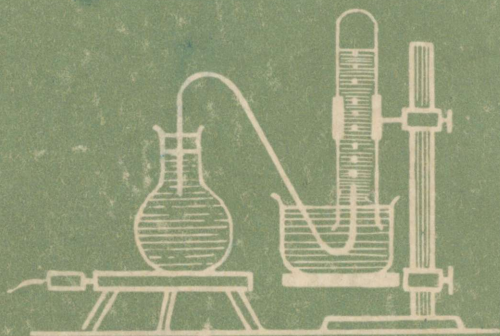






RBL. 4.25

A-17793



TÜ RAAMATUKOGU



1 0300 00483629 4

20 100