
NATALIE RÄGO

KEEMIA

X KLASSILE



RK

„PEDAGOOGILINE KIRJANDUS“

NATALIE RAGO

KEEMIA

X KLASSILE

3269

RK

„PEDAGOOGILINE KIRJANDUS“

TALLINN 1948

2



25223

A-17337

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 *Döbereiner*, 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		
Liitium 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 neid kokku kaheksakaupa ja paigutada nad kasvava aatomkaalu järjekorras kohakuti tulpa dessee. 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 noot 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. Karlsruhes 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: „Katse koostada keemiliste elementide süsteem, mis põhineb nende aatomkaalul ja keemilisel sarnasusel“. Aasta hiljem kanti Vene Keemikute Seltsis ette Mendelejevi teadaanne „Keemiliste elementide omaduste sõltu-

vusest nende aatomkaalust". Samasisulise ettekandega esines Mendelejev veel samal aastal Moskvas ülevenemaalisel loodusteadlaste ja arstide kongressil.

2. Mendelejevi perioodilisuse seadus ja elementide järjestus.

Mendelejevi avastatud «perioodilisuse seaduse» sõnastas ta ise järgmiselt: «Nii lihtainete 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 elemendiga sarnased omadused. Näiteks liitiumile otsekohe järgnevad elemendid Be, B, C, N, O ja F pole temaga sarnased, kuid järjekorras kaheksas 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 avaldusis 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, mittesarnased elemendid aga ridadesse nii, et reas näeme omaduste järk-järgulist muutumist.

Praegusel kujul, mis hõlmab ka kõiki uusi vahepeal avastatud elemente, on Mendelejevi tabelis üheksa veergu ja kümme rida. Esimest kolme ja kümnendat rida nimetatakse «väikesteks perioodideks»; neljas ja viies, kuues ja seitsmes ning kaheksas ja üheksas rida moodustavad 3 «suurt perioodi». Ülevaade Mendelejevi loodud elementide süsteemist annab tabel 2 järgmisel leheküljel.

Jälgides reas seisvaid elemente näeme, et liikudes vasakult paremale metallidele iseloomustavad omadused elementidel kahanevad. 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

MENDELEJEVI PERI

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

LANTA

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

AKTI

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

OODILINE SÜSTEEM

RÜHMAD

VI	VII	VIII			O
					He 2 4,003
8 O 16,0000	9 F 19,00				Ne 10 20,183
16 S 32,06	17 Cl 35,457				Ar 18 39,944
Cr 24 52,01	Mn 25 54,93	Fe 26 55,85	Co 27 58,94	Ni 28 58,69	
34 Se 78,96	35 Br 79,916				Kr 36 83,7
Mo 42 95,95	Tc 43	Ru 44 101,7	Rh 45 102,91	Pd 46 106,7	
52 Te 127,61	53 J 126,92				X 54 131,3
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 ₃ RH ₂	R ₂ O ₇ RH	RO ₄			

NIIDID

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

NIIDID

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

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 veergudes ülalt alla, siis ilmneb, et igal järgmisel elemendil on tugevam metalli iseloom kui eelmisel. Igas veerus, mida edaspidi nimetame rühmaks, on kaks alarühma, parem- ja vasakpoolne; kummassegi on koondatud omavahel suuremal määral sarnased elemendid.

Iga rida Mendelejevi tabelis esineb teataval määral eelmise rea kordamisena, kuid mitte täiesti: iga järgmise rea elementidel on osalt ka uusi omadusi ja osalt puuduvad neil eelmise rea elementide omadused. Nõnda selgub, et aatomkaalu muutumisega muutuvad järk-järgult ka elementide omadused, nii et väikestes perioodides igast kaheksandast elemendist alates algab omaduste kordumine. Niisugust omaduste kordumist kindlate vahede takka nimetatakse «perioodiliseks».

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 — kaks; kolmandasse rühma paigutatud elementidel — kolm ja neljandasse — neli. Neljandast rühmast alates esinevad elemendid tihti mitme valentsiga, kuid elemendi kõrgeim valents vastab ikka selle rühma numbrile, kuhu element on paigutatud.

Nii on neljanda rühma elementide kõrgeim valents — neli, viienda rühma elementide kõrgeim 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 — hüdroiidide. Tabel 3 annab ülevaate vastavate oksüüdide ja hüdroiidide valemest. Neis valemest on element tähistatud tähega E.

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

Tabel 5.
Oksüüdide ja hüdriidide 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 struktuurivalem	$E-O-E$	$E=O$	$O=E-O-E=O$	$O=E=O$	$O \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array} E-O-E \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array} O$	$O=E=O$ \parallel O	$O \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array} E-O-E \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array} O$ \parallel O
Näide	Na_2O	CaO	Al_2O_3	CO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
Iseloomustav hüdriid	—	—	—	EH_4	EH_3	EH_2	EH
Tema struktuurivalem	—	—	—	$\begin{array}{c} H \\ \\ H-E-H \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} H-E-H \\ \\ H \end{array}$	$H-E-H$	$E-H$
Näide	—	—	—	CH_4	NH_3	SH_2	HCl
Valents hapniku suhtes + valents vesiniku suhtes	—	—	—	$4 + 4 = 8$	$5 + 3 = 8$	$6 + 2 = 8$	$7 + 1 = 8$

Mendelejevi ajal ei esinenud perioodilisuse tabel nii täielikult kujul, nagu seda tuntakse nüüd (vt. tabel 2). 1868. a. tunti ainult 54 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 lahtrid 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 naaberelemendi aatomkaalu aritmeetilise keskmisega, mis ümbritsevad teda veerus ja rõhtreas. 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. 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 leiutamata elemendi nr. 21 — Ekabooriks, elemendi nr. 31 — Ekaalumiiniumiks ja elemendi nr. 32 — Ekasiliitsiumiks. Mendelejevi ennustustele järgnenud viieteistkümne aasta jooksul avastatigi need elemendid: Ekaalumiinium avastati 1875. a. Prantsusmaal ja nimetati Galliumiks, Ekaboor avastati 1879. a. Rootsis ja nimetati Scandiumiks ning 1886. a. avastati Saksamaal Ekasiliitsium, millele anti nimeks Germaanium.

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

On arusaadav, et nii haruldane kooskõla germaaniumi ennustatud ja tegelikkude omaduste vahel tegi Mendelejevi nime ülemaailmselt kuulsaks. Siit peale sai Mendelejevi süsteem keemiateaduse kandesambaks. Hilisemad uute elementide avastused ja eriti viimase 3 aastakümne jooksul loodud aatomi ehituse teooria heitsid järjest uut valgust ta põhja-

Tabel 4.

Element nr. 32 omadused.

Ekasiliitsium, ennustatud Mendelejevi poolt 1871. a.

1. Ekasiliitsium Es sulab temperatuuril alla 1000° ; ta on hall metall, mis lendub oma sulamistäpi läheduses.
2. Es aatomkaal on 72.
3. Es erikaal on 5,5.
4. Es on neljavalentne; oksüüd EsO_2 on kergesti taandatav söega, naatriumiga ja vesinikuga.
5. EsO_2 erikaal on 4,7.
6. Ühend $EsCl_4$ on vedelik, keemistäpiga ligi 90° ja erikaaluga 1,9.

Germaanium, avastatud Winkleri poolt 1886. a.

1. Germaanium Ge on hall metall, sulamistemperatuuriga 960° ; kõrgema temperatuuri juures lenduv.
2. Ge aatomkaal on 72,6.
3. Ge erikaal on 5,47.
4. Ge on neljavalentne; oksüüd GeO_2 on kergesti taandatav söega, naatriumiga ja vesinikuga.
5. GeO_2 erikaal on 4,7.
6. Ühend $GeCl_4$ on vedelik, keemistäpiga 86° ja erikaaluga 1,9.

panevale tähtsusele keemias. Teatavad raskused tekkisid heeliumi, neooni, argoni ja teiste nn. «inertsete gaaside» avastamisel, kuna nad ei mahtunud olemasolevasse tabelisse. Nende paigutamiseks loodi uus veerg — nn. O rühm. Mendelejevi süsteem on ka väärtuslikem seni tuntud keemia-õpetamise abinõudest: ainult tänu sellele on võimalikuks saanud selge ja kiire ülevaate saamine enam kui 90-st 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 kontrollimisvahendiks.

3. Mendelejevi elulugu.

Dimitri Ivanovitš Mendelejev sündis 1834. a. Siberis Tobolski linnas, kus ta isa oli kooliõpetajaks. Mendelejevi ema oli pärit kaupmeeste suguvõsast. Dimitri 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 keskkooli-hariduse. Dimitri kooli lõpetamise ajale langeb Mendelejevite perekonna kaks raskeimat katsumust: 1847. a. suri Dimitri isa ja veidi hiljem tema vanem õde. Peatselt jätsid vanemate maja maha ka teised õed-vennad ja Dimitri 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 olles alles üliõpilane. Pärast instituudi kursuse lõpetamist ja lõputöö kaitsmist siirdus Mendelejev tervislikkudel põhjustel lõunasse, asudes tööle looduslooõpetajana Odessa gümnaasiumi. Kasutades soodsaid töövõimalusi valmistus ta siin magistri-eksamiteks. Eksamid õiendas Mendelejev 1856. a. Peterburi ülikoolis ja kaitses veel samal aastal ka magistri-väitekirja. 1857. a., kui ta oli alles kahekümnekolme-aastane, valiti ta Peterburi ülikooli keemia-dotsendiks. Kahe aasta pärast komandeeriti ta teaduslikul otstarbel välismaale, Heidelbergi ülikooli, kus ta asus edasi töötama kuulsa füüsiku ja keemiku *Bunsen*'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 ise-

loomustavad 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.

Hiisemal 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 Kojas» juhatajana, alates 1893. a. Kuid eriti hinnatud on tema kaasajast kaugele ette jõudnud 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 imeteldav Mendelejevi selgenägelikkus meie suure kodumaa kaitse, tehnika ja majanduse küsimustes. Nii loeme tema kirjutustes näiteks lauseid: «Vaikse ookeani kallastel on vältimatult vajalik edasi lükkamata ja raha kokku hoidmata hoolitseda kõige eest, mida vajame laevaehituseks, alates söekaevandustest, rauasulatamis-kõrg-

ahjudest kuni dokkideni, teades, et inimesed tulevad sinna ise, 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 *Butlerov*'i ettepaneku valida Mendelejev Akadeemia liikmeks. Samal ajal ruttasid välismaa teaduslikud asutised üksteise võidu Mendelejevile austust avaldama: kuulsad Inglise Oxford'i ja Cambridge'i ülikool 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, haridus 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.»

Mendelejev suri 1907. a. Ta unistused teostati alles pärast nõukogude korra kehtimapanekut.

Kordamisküsimusi.

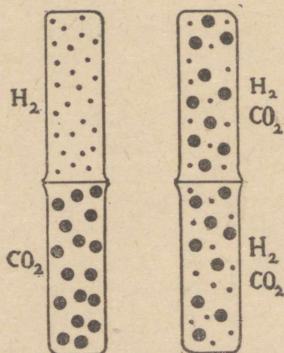
1. Missugusel põhimõttel koondas Döbereiner elemendid triaadideks?
2. Kes katsus esimesena reastada elemente aatomkaalu järgi?
3. Nimetada Mendelejevi põhimõtted elementide järjestuse loomisel.
4. Milles avaldub elementide omaduste perioodilisus?

5. Näidata Mendelejevi tabelis väikesed ja suured perioodid.
6. Võrrelda kolmanda rea esimese elemendi naatriumi ja sama rea celviimase 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 hüdrüüdi valem ja struktuurvalem.
10. Kirjeldada Mendelejevi elementide-ennustuse kordaminekut.
11. Missugune keemiaharu huvitas Mendelejevit nooruses kõige rohkem?
12. Millest sõltub Mendelejevi veendumuse järgi rahva kultuuriline areng?

II. MOLEKULAAR-ATOMISTLIKU TEOORIA ALUSED.

1. Aatomite ja molekulide olemasolu.

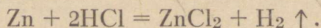
Molekulaar-atomistlik teooria õpetab, et aine, millest kehad koosnevad, täidab ruumi ainult näivalt pidevalt ehk katkematult; tegelikult aine koosneb üksikosakestest, mida lahutavad üksteisest sageli osakeste suurust kaugelt ületavad tühjad vaheruumid. Teadusel kasutada olevate vahenditega pole seni õnnestunud teha 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.



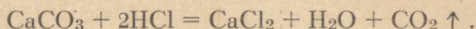
Joon. 1. Gaaside difusiooni skeem.

Kordame mõned tuttavad katsed.

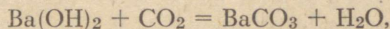
Katse 1. Võtame kaks klaasilindrit. Pöörame ühe neist avaga allapoole (joon. 1) ja täidame ta õhust kergema vesinikuga. Vesiniku saamiseks kasutame Kipp'i aparati, mõjutades tsingitükikesi soolhappega:



Teise silindri täidame õhust raskema süsihappe-gaasiga. Süsihappe-gaasi saamiseks kasutame teist Kipp'i aparati, mõjutades marmoritükikesi soolhappega:



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



annab raskesti lahustuva süsihappu baariumi sademe, mis teeb tilga sogaseks.

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

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

Kirjeldatud katses segunesid mõlemad gaasid, vesinik ja süsihappe-gaas, ilma välise mõjutuseta. 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 kitsama klaasi 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-



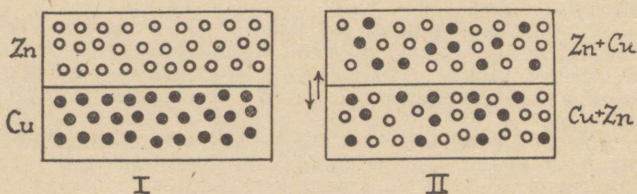
Joon. 2. Tahke aine vedelikus lahustumise skeem.

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

Käsiteldud katse näitab, et vee osakeste vahel leidus vaba ruumi suhkru osakeste jaoks ning suhkru osakesed jaotusid veega täidetud ruumis, difundeerudes sinna samal viisil, nagu eelmises katses süsi- happe-gaas segunes vesinikuga.

Ka tahke aine osakeste vahel on vahe ruume 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 400° juures. Temperatuur valitakse nii, et katseks võetud metallid jääksid tahkeks. Mõne tunni pärast silindrite metalli analüüsid leiame alumiiniumis kulda ning kullas alumiiniumi. Kummagi metalli osakesed on tunginud teise metalli osakeste vahele, seal olevaisse tühjadesse vahe ruumidesse.



Joon. 3. Tahke aine tahkesse ainesse difusiooni skeem.

Katse 4. Võetakse kaks sileda ja puhta pinnaga plaadikest, ühe näiteks tsingist, teise vasest. Surutakse nad kruvide abil kokku ja paigutatakse termostaati, milles püsiva küttega hoitakse temperatuur 100° . Mõne tunni järel plaadikesi teineteisest lahutades täheldame, et valges tsingis leidub punakat vaske ja punakas vases leidub tsinki (joon. 3). Katset korratakse, paigutades metallide vahele vilgukivi-lehekese. Varsti võib veenduda, et vilgukivi-kiht ei takista metallide teineteisesse tungimist.

Ajaloolise ja põhimõttelise tähtsusega tõenduseks väitele, et aine koosneb pisiosakestest, mis vahetpidamata liiguvad, on nn. *Brown'i* (loe: braun) liikumine. 1827. a. vaatles inglise taimeteadlane Brown mikroskoobi all taime õietolmutterade hõljumist vees. Need tolmutterad käitusid väga omapäraselt: vahetpidamata liikudes ja ühtelugu liikumissuunda 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 ilmneb ühte viisi, sõltumatult kübemekeste päritolust. Nähtus on seletatav väga lihtsalt: vee molekulid, 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.

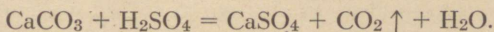
Brown'i liikumine intensiivistub temperatuuri tõustes ja aeglustub temperatuuri langedes. Seda saab seletada vaid nii, et Brown'i liikumist esilekutsuv molekuli liikumine muutub elavamaks temperatuuri tõustes ja aeglasemaks temperatuuri langedes.

Nüüdisaja teadus õpetab, et aine molekulid koosnevad neist veelgi väiksemaist osakestest — aatomitest. Aatomite liike on nii palju, kui palju looduses on algaineid. Iga algaine koosneb ühte liiki aatomitest. Ühendite molekulid koosnevad ühendit moodustavate algainete aatomitest. Näiteks vee molekul koosneb kahest vesiniku ja ühest hapniku aatomist, glaubrisoola molekul kahest naatriumi aatomist, ühest väävli aatomist ja neljast hapniku aatomist. Aga ka lihtaines on enamasti mitu aatomit ühinenud molekuliks. Nii koosneb 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 tajutat maailm.

2. Aine kaalu jäävuse seadus ja aine koostise püsivuse seadus molekulaar-atomistliku teooria seisukohalt.

Kirjutame mõne keemilise reaktsiooni võrrandi, näiteks:



See reaktsioon läheb lõpuni, sest CO_2 lendub, s. t. eemaldub reageerivate ainete segust. Aine kaalu jäävuse seadus ütleb, et keemilistes reaktsioonides aine ei kao ega teki. Tõepoolest, kui ühe lähteaine CaCO_3 molekul koosneb ühest Ca-aatomist, ühest C-aatomist ja kolmest O-aatomist ja teise lähteaine molekul kahest H-aatomist, ühest S-aatomist ja neljast O-aatomist, siis ei või need aatomid (Ca, C, 3O, 2H, S, 4O) olematuks muutuda; küll aga võib neist tekkida 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 viimase molekul moodustub jagamatuist aatomitest. Seetõttu ühendi koostises ei või elemendid

esine da ükspuha missuguses 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 rauapuhri 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 iseenesest mõistetav 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.

Üht ja sama liiki aatomid moodustavad keemilise elemendi molekule. Elemendid esinevad puhtal kujul lihtainetena. Lihtained koosnevad kahest, kolmest või suuremast arvust elementidest.

Mõnel elemendil on omadus, et sõltuvalt tingimustest võivad tekkida selle elemendi eriliiki molekulid, s. t. molekulid erineva aatomite arvuga ja erineva aatomite paigutusega. On samuti võimalik, et selle elemendi algosakesed asetsevad ruumis üksteise suhtes kord ühtmoodi, kord teistmoodi. Seetõttu üks ja seesama aine võib esineda üks kord ühete, teine kord teiste füüsikaliste omadustega. Näiteks esineb väävel kolmes modifikatsioonis: rombilise, monokliinse ja plastilise väävlina; fosfor esineb kahes modifikatsioonis: punase ja kollase fosforina; süsinik esineb teemandina, grafiidina ja hariliku süsena. 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 kvalitatiivseks analüüsiks. Menetlust, mille abil määratakse elementide hulgad uuritavas ühendis, nimetatakse kvantitatiivseks analüüsiks.

Näide. Vee koostise määramiseks lagundame teatava hulga vee-auru, juhtides teda üle hõõgumiseni kuumutatud rauapulbri ja kogudes eraldunud vesiniku silindrisse. Kaaludes rauapulbrit enne katset ja pärast katset (katse jooksul on raua pulber 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 katse juures 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 hapniku aatomi kohta, mille kaal on 16, esineb vee molekulis 2 vesiniku aatomit, kumbki kaaluga üks. Vee molekuli valem on seega H_2O ja tema molekulaaluks on $16 + 2$ ehk 18.

Näide. Katse näitab, et soogaasis ehk 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 süsiniku aatomi kohta tuleb selles ühendis 4 vesiniku aatomit. Metaani keemiline valem on seega CH_4 või C_2H_3 või C_4H_{16} või üldiselt C_nH_{2n} . Missugune valemiteist on õige, saab otsustada, määrates metaani molekulaalu.

Vask annab põledes 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 ühinenud vesinikuga. veeks. 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 hapniku; järelikult vase musta oksüüdi lihtsaim valem on CuO.

Vase punase oksüüdi puhul aga tuleb 88,8 grammi vase kohta 11,2 grammi hapniku,

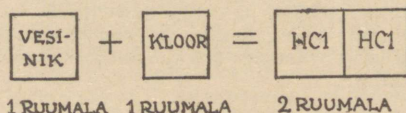
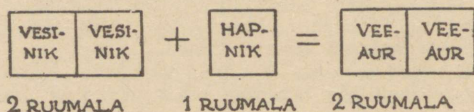
63,6 " " " $\frac{11,2 \cdot 63,6}{88,8}$ ehk 8 grammi hapniku ja

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

16 grammi hapniku kohta tuleb 2 × 63,6 grammi vaske, s. t. ühe hapniku aatomi kohta tuleb 2 aatomit vaske. Järelikult vase punase oksüüdi lihtsaim valem on Cu₂O.

4. Molekulaarvalemi määramine aurutiheduse järgi.

Gay-Lussac'i (loe: gee-lüssaak) 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.

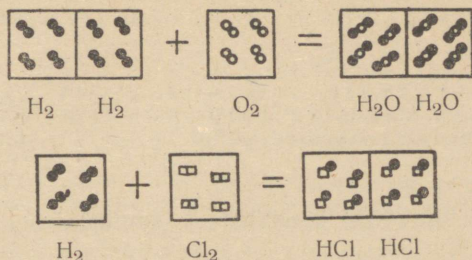


Joon. 4. Gaaside ühinemise skeem.

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

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 Avogadro juhtis tähelepanu asjaolule, et lihtainete molekulid gaasilises olekus võivad koosneda ka mitmest aatomist. Hilisemad uurimused 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 hapniku molekuli; siis on selle hapniku kaal: $n \cdot O_2 = n \cdot 2 \cdot 16 = 32n$ kaaluühikut. Samas ruumalas 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 ruumalas ja samadel tingimustel on uuritava gaasi tiheduseks vesiniku suhtes. Olgu gaasi molekulaal m . Et vesiniku molekulaal 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 molekulaalu määramiseks on vajalik ainult kaaluda uuritavat gaasi teatavas ruumalas, leida selle gaasi tihedus vesiniku suhtes ja korrutada tulemus kahega.

5. Gramm-molekul, gramm-atom, gramm-ekvivalent.

Gramm-molekuliks ehk mooliks nimetatakse nii mitut grammi ainet, kui mitu ühikut on tema molekulaalus. Näiteks naatriumkloriidi $NaCl$ molekulaal on $23 + 35,5 = 58,5$. Järelikult gramm-molekul ehk 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.

Elementide ekvivalentkaal on aatomkaal jagatud valentsiga. Näiteks alumiiniumi puhul on ekvivalentkaal $\frac{27}{3}$ ehk 9.

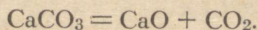
Gramm-ekvivalent mõnda ainet on nii mitu grammi ainet, kui mitu ühikut on tema ekvivalentkaalus. Näiteks alumiiniumi puhul on see 9 grammi.

6. Arvutusi keemiliste valemite alusel.

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

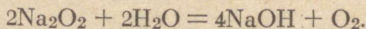
Näide 1. On tarvis valmistada 10 kilogrammi kustutamata lubja. Kui palju lubjakivi peame selleks võtma?

Kustutamata lubja saamine lubjakivi kuumutamisel toimub võrrandi kohaselt:



Siit järeldub, et üks mool CaCO_3 (arvuliselt $40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100$ g) annab kuumutamisel ühe mooli kustutamata lubja CaO (arvuliselt $40 + 16 = 56$ g). Seega on 10 kg kustutamata lubja saamiseks vaja $\frac{100 \cdot 10 \cdot 1000}{56} = 17857$ g = 17,9 kg lubjakivi.

Näide 2. Mõjutades veega naatriumperoksüüdi Na_2O_2 saame lõpp-produktina hapniku. Kirjutame vastava võrrandi:



Arvutame, kui palju on vaja naatriumperoksüüdi, et saada 64 grammi hapnikku. Reaktsiooni võrrand ütleb, et $23 \cdot 2 + 16 \cdot 2 = 46 + 32 = 78$ grammi Na_2O_2 annab lagunemisel $16 \cdot 2 : 2 = 16$ grammi hapnikku. Seega 64 grammi hapniku saamiseks on vaja $\frac{64 \cdot 78}{16} = 312$ grammi naatriumperoksüüdi.

Kordamisküsimusi.

1. Kirjeldada katseid, mis näitavad, et aineosakeste vahel vedelikku-des ja tahketes ainetes on vaheruumed.
2. Kuidas mõjutab 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 ühendeis 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 rõhu juures $2,7 \cdot 10^{23}$ 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 mõistet.
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 H_3PO_4 ?
16. Kui palju veeta vasksulfaati saame, kui kuumutamisel vabastame veest 10 g seda soola ja toimuva reaktsiooni võrrand on

$$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} \uparrow (\text{aur})?$$

III. RADIOAKTIIVSED ELEMENDID.

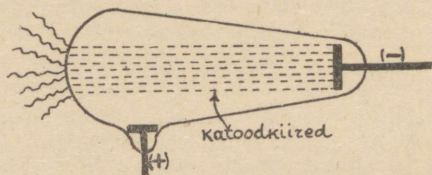
Mendelejevi perioodilisuse tabelit tema nüüdisaegsel kujul vaadeldes leiame, et tabeli teise rühma viimasel kohal seisab element raadium, keemilise märgiga Ra, aatomnumbriga 88 ja aatomkaaluga 226. Selle elemendi avastamisega algab teaduse ja tehnika uus arengujärk.

Nimetus *raadium* on tuletatud ladinakeelsest sõnast *radius*, mis tähendab kiirt. Elemendi nimetus osutab tema erilisele omadusele — eriliiki 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 helendumise — fluorestsentsi — sel kohal, kuhu nad langevad (joon. 6). Katoodkiired painduvad nii magnetikui elektriväljas, erinedes selles põhiliselt valguskiirtest. Katoodkiired ei tunni läbi klaasi.

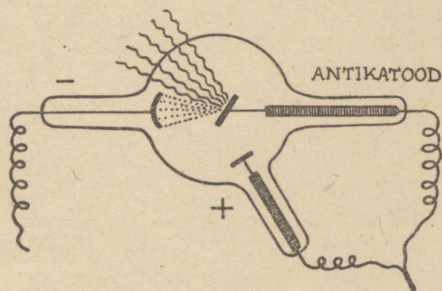
Mitmeaastase töö järel õnnestus inglise füüsikul *J. J. Thomson*'il (loe: tomson) selgitada mõnevõrra katood-

kiirte iseloomu: nad koosnevad suure kiirusega lendavaist negatiivselt laetud osakestest. Katoodkiir pole seega kiir tavalises mõttes, vaid laetud osakeste voolus. Katoodkiirte levimiskiirus on väiksem valguse kiirusest. 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 aineest 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 uurimused näitasid, et elektronide kiiri ei leidu mitte ainult katoodtorus, vaid nad esinevad kõikjal: vabu elekt-



Joon. 7. Antikatoodilt väljuvad röntgenikiired.

rone leidub künla- ja gaasileegis, elektrone saadab välja kuumutatud metalltraat ja paljud ained ultraviolettkiirte toimetel. Võimsamad elektronide voolud, mida seni tuntakse, on päikese poolt väljasaadetavad elektronide voolud, mis paindudes maa-keramagnetväljas panevad helendama kõrgemaid hõredaid õhukihte. Nähtust tunneme virmaliste nime all.

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. Siis 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 kuld ja tina.

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

Läbides mõnd gaasi, teevad röntgenikiired selle elektrijuhiks.

Järgmisel aastal (1896) leidis prantsuse füüsik *Becquerel* (loe: bekkerél), et element uraani soolad saadavad välja nähtamatut kiirgust, mis oma toimelt sarnaneb röntgenikiirtega. Uraani on kõige raskem element; perioodilises tabelis seisab ta viimasel kohal, aatomnumbriga 92. Selle elemendi soolade ja maakide kiirgamise uurimise valis oma doktoriväitekirja teemaks prantsuse füüsiku *Curie* (loe: kürii) noor abikaasa *Maria Sklodowska-Curie* (sünnilt poolakas). Temalt ongi pärit kiirgamise omaduse nimetus: *radioaktiivsus*. Oma uurimiskäigus 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 laboratoorses tingimuses ja säästmata oma tervistki, õnnestus Maria Curie' l tõestada, et uuritav uraanimaak, uraniit ehk *uraniipigihelk*, sisaldab kaht uut erineva kiirgustugevusega radioaktiivset ainet. Oma mehe kaastööl avastas Maria Curie 1898. a. uue radioaktiivse elemendi, millele ta pani oma isamaa auks nime *polonium*. Samal aastal avastas Maria Curie veel teise, eelmisest palju radioaktiivsema elemendi, millele andis nimeks *radium*.

Et saada ettekujutust raadiumi avastamise ja ta eraldamise raskustest, olgu tähendatud, et mõne sajandiku grammi raadiumkloriidi $RaCl_2$ saamiseks Maria Curie töötas pool aastat. Lähteaineks võeti mitte uraniipigihelk (uraniit) ise, vaid selle maagi jäägid pärast uraani ühendite eemaldamist vastavas tööstuses. Neid jääke tuli ümber töötada mitu tonni.

Radium 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 toimele 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 helendumise — luminesentsi: raadiumisoolad paistavad pimedas heledatena, sest nende kiirgamine paneb helendama neid ümbritseva õhu.

Ka paljud teised ained helgivad raadiumi kiirte toimele. Eriti intensiivselt helendavad kristalne tsinksulfiid ZnS ja baariumplaatina-tsüaniid $Ba[Pt(CN)_4]$. Mõlemat ühendit kasutatakse ekraani katteks, mille abil uuritakse röntgeni- ja raadiumi kiiri.

Raadium eraldab pidevalt soojust: 1 g raadiumi tekitab 1 tunni jooksul umbes 140 kalorit. Radioaktiivsete ainete kiirgamisel vabanev soojus on tähtis tegur Maakera soojusbilansis. Paljud kivimid sisaldavad pisihulki radioaktiivseid aineid; nende kiirgus annab tunduva lisa päikeselt saadavale soojusehulgale. 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 raadiumi kiirte mõjul fotoplaadi kattedehis hõbebromiid, mille tõttu kiiritatud plaadi osad mustenevad. Raadiumi kiirte mõjul vesi laguneb aeglaselt vesinikuks ja hapnikuks, ammoniaak — vesinikuks ja lämmastikuks, kloorvesinik — klooriks ja vesinikuks, hapnik tiheneb osooniks ja nii edasi.

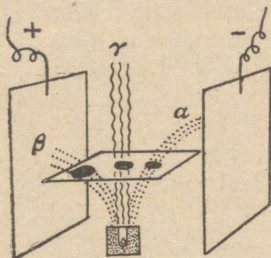
Ra-kiirgus tapab baktereid ja lagundab elava organismi kudesid, tekitades raskeid haavu.

2. Raadiumi kiired.

Raadiumi kiirte kahjustava toime tõttu elusolendeile hoitakse raadiumi ja tema ühendeid kinnisulatatud klaastorus

paksu seatinaploki õõnsuses. Kui õõnsuse ava kohale paigutata 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 kolm erineva iseloomuga kiirgust.

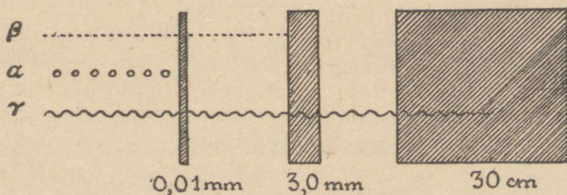
Negatiivse elektroodi suunas hälbivaid kiiri nimetatakse α -kiirteks. Nad koosnevad positiivselt laetud osakestest, millede mass on ligikaudu 4 korda suurem vesiniku atomi massist;



Joon. 8. Raadiumi kiirgus elektriväljas muudab fotoplaadi kolmes kohas mustaks.

iga osake kannab kaht positiivset laengut. α -kiirte levimiskiirus on ümarguselt $\frac{1}{10}$ valguse kiirusest. α -kiired pole suure läbitungimisvõimega: juba 0,1 mm paksune alumiiniumi-leheke ei lase neid läbi.

Positiivse elektroodi poole hälbivaid kiiri nimetatakse β -kiirteks. Nende analüüs näitab, et on tegemist elektronide vooluga. Nad on oma loomult samased katoodkiirtega, omades viimastest vaid mõnevõrra suuremat levimiskiirust. β -kiirgus on suu-



Joon. 9. α -, β - ja γ -kiirte läbitungimisvõime skeem.

teline läbi tungima alumiiniumi-lehekestest paksusega alla 3 mm.

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

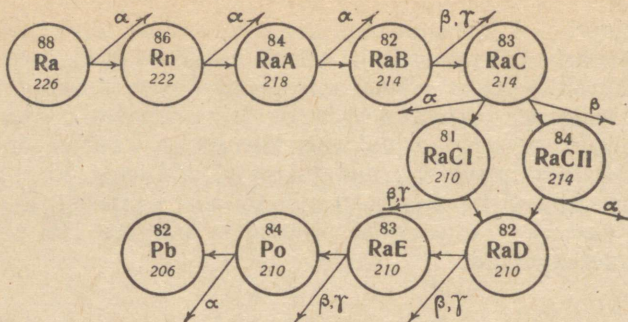
3. Radioaktiivne lagunemine.

Peale α -, β - ja γ -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 keemiliseks märgiks on Rn, tema aatomkaal on 222 ja aatomnumber 86.

Raadium kiirgab vahetpidamata α -, β - ja γ -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 α -, β - ja γ -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 kiirgusliigid, mida element välja saadab.

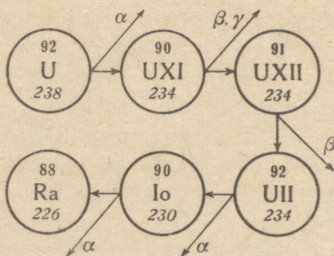
Skeemist nähtub, et aatom, kaotades ühe α -osakese ja seega kaks positiivset elementaarlaengut, muutub uueks aatomiks 2 võrra väiksema aatomnumbriga. Tekkinud uus element peab seisma perioodilises tabelis kahe koha võrra eespool emaelemendist. α -osakese relatiivne kaal on 4 ühikut, seega tütarelemendi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

Raadiumist põlvnevate elementide rida.

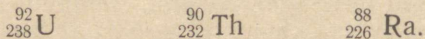


Hilisemad uurimused näitavad, et raadiumi rida lubab pikendamist ka suuremate aatomkaaludega elementide poole: raadium osutub iooniumi tütarelemendiks ja ioonium põlvneb uraanist. Järgnev skeem kujutab raadiumi sugupuud.

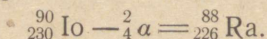
Uraanist põlvnevate elementide rida.



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



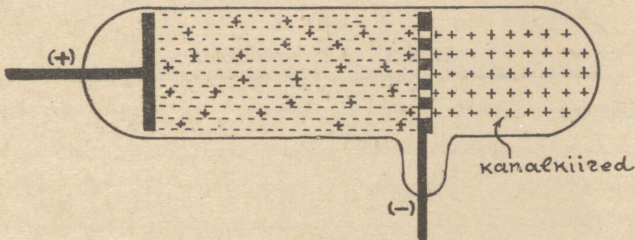
Niisugustes sümbolites on kerge märkida uue elemendi tekkimise käiku; näiteks



4. Isotoobid.

Uraani lagunemisreas leiame elemendi ${}_{90}^{234}\text{UXI}$. Püüdes paigutada teda perioodilisse süsteemi leiame, 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 uurimused 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 tõestati esmakordselt inglise füüsiku *Aston*'i poolt a. 1922 nn. massispektrograafi abil;



Joon. 10. Kanalkiired.

see aparaat on saanud peamiseks vahendiks elementide isotoopide uurimisel.

Hõrendatud gaasiga nn. Crookes'i torus avastati peale katoodkiirte veel kiirgus, mis osutus gaasi ioniseerimisel tekkinud suure kiirusega sirgjoonelisel liikuvaiks 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 fotoplaadil ühe joone asemel neid mitu. Rida erineva tugevusega mustenenud jooni fotoplaadil annab siis massispektri. Igale joonele vastab ise massiga ioon ning 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: ${}_{40}^{18}\text{Ar}$ ja ${}_{36}^{18}\text{Ar}$. Teades, et argoni keemiliselt määratav aatomkaal on 39,94, võib ligikaudu arvutada, et ta sisaldab 98,5% argonit ${}_{40}^{18}\text{Ar}$ ja 1,5% ${}_{36}^{18}\text{Ar}$.

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

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

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

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

Vesiniku isotoopi ${}_{1}^1\text{H}$ nimetatakse raskeks vesinikuks ehk deuteeriumiks ja tähistatakse tähega D. Ta ühineb hapnikuga raskeks veeks D_2O . Raske vesi on mürgine; ta tardub temperatuuril $3,82^\circ$, keeb $101,4^\circ$ juures 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 radooni hulga vähenemisel (lagunemine!) väheneb järk-järgult ka tema lagunemine. Sama nähtus tehti kindlaks ka teiste radioaktiivsete elementide juures. Lagunemisprotsesside aluseks on üks ja seesama radioaktiivse lagunemise seadus: ajaüksuse jooksul lagunevate radioaktiivse elemendi aatomite arv on võrdeline nende momendil olemasoleva koguarvuga. Kuna 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			
	o o o o	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
	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 järgmisel leheküljel.

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

Radooni lagunemiskäigu skeem.

	0 0 0 0			
Radooni	0 0 0 0			
aatomite	0 0 0 0			
hulk	0 0 0 0	0 0 0 0		
	0 0 0 0	0 0 0 0	0 0 0 0	
	0 0 0 0	0 0 0 0	0 0 0 0	
	0 0 0 0	0 0 0 0	0 0 0 0	0 0 0 0
	Teataval alгомendil	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 järk-järgulise lagunemise teel tekkivad ained moodustavad radioaktiivsete elementide rea ehk perekonna.

Seni on avastatud kolm niisugust radioaktiivsete elementide rida. Iga radioaktiivne rida lõpeb püsiva, mitte radioaktiivse elemendiga, se atin a ga. 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 analüüsidesega uraanimaakide seatina-sisaldust ja teades uraani poolestusaega, saab arvutada uraanimaakide vanust. Alltoodud tabel näitab kivimi vanuse sõltuvust uraani ja seatina hulkade suhtest selles kivimis.

Tabel 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 rõhu tingimustes; nad lagunevad iseendast ja seni ei ole ükski mõjutus suutnud seda lagunemist takistada või kiirendada.

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

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 ehk ehituse küsimuste vastu. Neile küsimustele pühendati palju füüsikalist uurimistööd viimase 40 aasta jooksul. 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.¹ Peaaegu kogu aatomi aine, tema mass, on koondunud aatomi tuuma; tuum on ühtlasi ka aatomi positiivse laengu kandjaks. Tuuma mõõted on kõigest mõni sajatuhandik aatomi mõõteist. 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 ei oma märgatavat massi, siis on tuuma kaal peaaegu ka

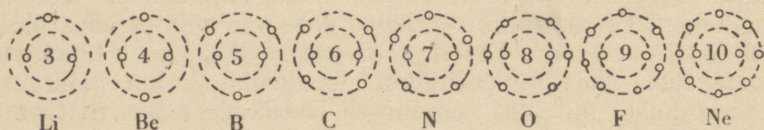
¹ 0,000 000 1 mm = 0,000 000 01 sm = 10^{-8} sm = 1 Å (angström — ühiku nimetus, rootsi teadlase *Angström*'i auks).

aatomi kogukaaluks. Aatomi ehitus meenutab päikesesüsteemi: keskkohas Päike; selle ümber tiirlevad planeedid; nende vahel tühi ruum; 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 tühja ruumi on aatomis suhteliselt palju enam kui päikesesüsteemis.

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

Nagu planeedid, tiireldes ümber Päikese, pöörlevad ühtlasi ümber oma telje, nii ka elektronid, tiireldes ümber aatomi tuuma, 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 aatomi tuuma ümbritseb mitu elektronkihti. Esimeses, aatomi tuuma 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 perioodilise tabeli 2. rea aatomite ehitust. Aatomite ehitus on siin toodud skemaatiliselt, *Kosse*'i järgi: iga elektronkiht ühes orbiitidega on asendatud ringiga, kuhu on paigutatud kõik selle kesta elektronid.



Et radioaktiivsel lagunemisel tekivad uued elemendid ema-
elemendist väiksema aatomkaaluga, seega elemendid väik-
sema tuumamassiga, siis on selge, et radioaktiivsel

lagunemisel peab lagunema just aatomi tuum. Aatomituuma ehituse selgitamine on olnud viimased 20 aastat füüsikaliste uurimuste 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 tõrjetungide 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*'i (loe: tšadvik) uurimisel osutusid kiired koosnevaiks erakordset läbimisvõimet omavaist laenguta osakestest, massiga 1 relatiivne ühik. Osakestele pandi nimeks neutron. Praegu arvatakse, et iga elemendi aatomituum koosneb prootonitest ja neutronitest. Nii protoni kui neutroni mass on 1 relatiivne massühik. Aatomkaal on võrdne tema tuuma prootonite ja neutronite arvude summaga. Aatomnumber aga, mis märgib aatomi koha elementide perioodilises süsteemis, on võrdne prootonite arvuga aatomituumas.

Kõige uuemate uurimuste järgi näib olevat tõenäoline, et leidub veel teisigi osakesi peale prootonite ja neutronite. Nii on leitud 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 muudatused, aine ei teki ega kao; teine väidab, et olgu energia muudatused ükskõik millised, energia ei teki ega kao. Keemilistes protsessides aine muudab küll oma kuju ja omadusi, aine hulk ja tema kaal aga jäävad muutmatuks. Samuti võib energia muuta oma kuju (näiteks soojus muundub aurumasinas mehaaniliseks tööks, mehaaniline töö muundub dänamomasinas elektrienergiaks, elektrienergia muutub akumulaatoris keemiliseks energiaks, see muutub jälle elektrienergiaks, viimane soojuse- ja valguseenergiaks), 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 *Einstein*'i 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 tähendab 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.

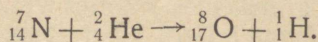
Tavalises olukorras nii väike massi muutumine pole üldse märgatav ja niisuguseid aine hulki otseselt kaaluda ei saa. Sellest nähtub, millised tohutud hulgad energiat on varutud väikeses, grammilises aine hulgas ja millisest väikesest hulgast aineist piisab suurte energiahulkade saamiseks, kui ainult 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 *Rutherford*'i (loe: resefood) poolt a. 1919. Ta «pommitas» lämmastikku radioaktiivse aine α -kiirgusega. Tabamuse puhul lämmastiku aatom kaotas ühe prootoni, aatomijääk aga ühes α -osakesega andis hapniku isotoobi vastavalt võrrandile:



Rutherford'i 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 kiirete α -osakestega, ja eriti siis, kui neid pommitada neutronitega. Omandatud radioaktiivsus ehk kunstlikult algatatud aatomite lagunemine kestab ka veel mõnd aega pärast pommitamise lõpetamist.

Praktiliselt kõige kaugemale ulatavam avastus aatomite lagundamise alal õnnestus a. 1939 saksa teadlastel *Hahn*'il ja *Strassmann*'il. Nad leidsid, et uraani isotoop ${}_{92}^{235}\text{U}$ laguneb aeglaste neutronite mõjul nii, et selle elemendi aatom esiotsa neelab neutroni, laguneb siis kaheks osaks ning eraldab ise neutroneid. Need omakorda lagundavad naaberaatomeid, milledest eraldub samuti neutroneid, ja nii läheb protsess edasi nii öelda iseendast ja suure kiirusega. Selle uraani aatomi plahvatusetaolise lagunemisega ühenduses vabaneb hiiglasuur energiahulk. Seda nähtust rakendati praktiliselt nn. aatomipommis, mida Ameerika-Ühendriikide sõjavägi kasutas Teise Maailmasõja lõpul võitluses Jaapani vastu. Teaduse ees seisab praegu ülesanne leida teid ja võimalusi aatomites peituvat

hiigelenergia 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 segu.

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 55,84.

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	

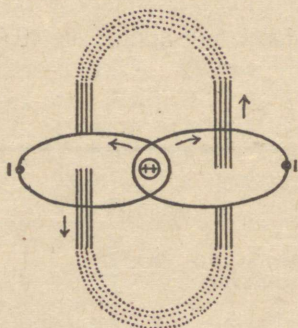
Loodusliku magneesiumi aatomkaal on 24,32.

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.

Aatomi tuuma 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. Elektronide paarimise skeem heeliumi aatomis.

seostuda magnetipaarideks ka teiste sama- või erinimeliste aatomite elektronidega. Nõnda tekib seotud aatomitest molekul.

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.

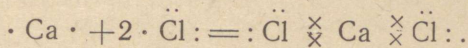
Keerulisema ehitusega aatomite juures enamik elektrone esineb seotuna magnetipaarikesteks. Ainult väliskihi elektronid on omavahel sidumata, võivad aga seostuda teiste elementide väliskihi elektronidega. Elektronide seostumine erinevail

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

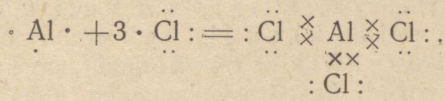
Näide 1. Naatriumi aatomi väliskihis on üks elektron. Ta võib moodustada ainult üheainsa elektronipaari; naatrium on ühevalentne.

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

Näide 2. Kaltsiumi aatomi väliskihis on kaks elektroni; ta on kahevalentne. Kaltsium ühineb klooriga kaltsiumkloriidiks. Selle ühendi tekkimist kujutame järgmiselt:



Näide 3. Alumiiniumi väliskihis on kolm elektroni; ta on kolmevalentne. Alumiinium ühineb klooriga alumiiniumkloriidiks. Selle ühendi tekkimist kujutame niiviisi:

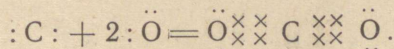
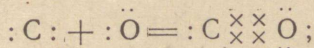


Kui aatomi väliskihis tiirleb vähem kui neli elektroni, siis ühendi tekkimisel seostuvad kõik need elektronid.

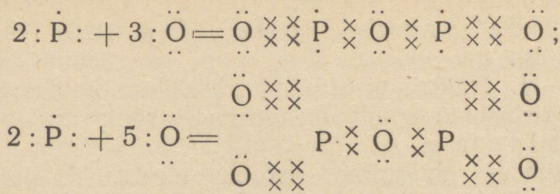
Näide 4. Süsiniku väliskihis on neli elektroni:



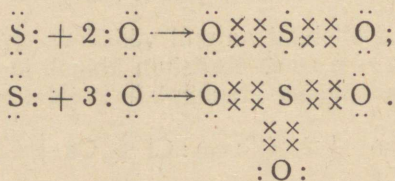
Süsinik annab hapnikuga kaks ühendit: CO ja CO₂. Kirjutame nende tekkimise skemaatiliselt:



Näide 5. Fosfor annab hapnikuga ühendid P_2O_3 ja P_2O_5 . Kujutame nende tekkimist skemaatilisel:



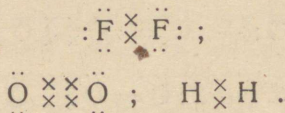
Näide 6. Väävli aatomi väliskihis on kuus elektroni. Väävel annab hapnikuga kaks ühendit SO_2 ja SO_3 . Kujutame nende tekkimist järgmiselt:



Nagu toodud näidetest näha, võivad süsinik, fosfor ja väävel esineda ühendes mitme valentsiga.

Kui aatomi väliskihis on neli või rohkem elektroni, siis ühendi tekkimisel võivad seostuda kas kõik või ainult mõned üksikud elektronid. Seepärast elemendid, mille aatomi väliskihis on rohkem kui neli elektroni, võivad esineda ühendes kord ühe, kord teise valentsiga. Kuid ikka kõrgeim valents vastab elektronide arvule väliskihis.

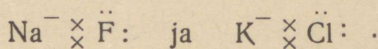
Paarideks seotud elektronid ühendi molekulis võivad erinevalt suhtuda nende ema-aatomite tuumadesse. Juhul, kui ühinevad ehituselt sarnased või sama elemendi aatomid, on elektronipaarid seotud mõlema aatomituumaga ühteviisi. Niisugust seost näeme molekulides O_2 , N_2 , H_2 jne. Sel juhul kujutame seost skemaatilisel, märkides mõlemad paari moodustavad elektronid samas kauguses elemendi keemilisest märgist. Näiteks kirjutame:



Niisugust seostusviisi nimetatakse kovalentseks ehk homeopolaarseks.

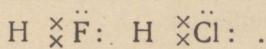
Keemilise ühendi tekkimisel väga erineva iseloomuga aatomite vahel asub elektronipaar ühele tuumale lähemale kui teisele. See tähendab, et üks aatom loovutab elektrone ja muutub positiivselt laetud iooniks; teine seevastu saab elektrone juurde ja muutub negatiivseks iooniks.

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 seotud 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 seotud ühe aatomituumaga tihedamalt, teisega lõdvemalt. Skemaatiliselt tähistame seda asjaolu, joonistades elektronipaari lähemale ühele elemendi märgile. Näiteks vesiniku ühendeid halogeenidega 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; AlCl₃ kujul Cl—Al—Cl; P₂O₃ 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 asemele astub esiplaanile aatomnumber, mis näitab prootonite arvu tuumas; see arv annab aatomituuma 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 paarimatute elektronide arvu aatomi väliskihis (mõnikord ka eelviimases 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 omavahelise paarimisega.

Kordamisküsimusi.

1. Kirjeldada katoodkiiri.
2. Iseloomustada röntgenikiiri ja nende erinevust katoodkiirtest.
3. Nimetada M. Curie poolt uraanimaakides avastatud uued elemendid.
4. Kirjeldada nähtusi, mida kutsub esile radioaktiivne kiirgamine.
5. Kirjeldada α -, β - ja γ -kiirguse iseloomu.
6. Missugune nähtus põhjustab radioaktiivset kiirgamist?
7. Missuguse aatomkaaluga ja aatomnumbriga radioaktiivne element tekib emaelemendist, kui muundumine toimub α -osakese eraldumisel?
8. Nimetada püsivad elemendid, milledega lõpeb iga radioaktiivse aine rida.
9. Mis on isotoobid?
10. Kirjeldada kanalkiiri.
11. Mida mõistetakse „raske vee“ all?

12. Nimetada piire, milleles 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?

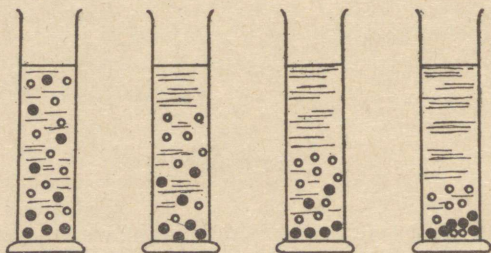
IV. MOLEKULAAR- JA KOLLOIDLAHUSED.

1. Suspensioonid ja emulsioonid.

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

Tekib sogane segu vedelikust ja temas heljuvaist tahke aine peenosakestest. Niisugust segu, kus tahke aine esineb pihustatuna 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 saviaukudes ja teeäärsetes 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 selles mineraalide kübemekesi ja eriti rikkalikult loomsete ja taimede jäätmete pisiosakesi, baktereid ja muid mikroorganisme. 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 halvasti lahustuvad teineteises. Nii-sugusteks vedelikkudeks on näiteks petrooleum ja vesi. Loksutades petrooleumi veega, saame sogase, piimja emulsiooni; selle seismisel eralduvad teineteisest vesi ja petrooleum kaheks selgesti piiriteldud kihiks. Petrooleumi-vee emulsiooni püsivust saab tõsta, lisades temale pisut seebilahust. Aineid, mis soodustavad emulsioonide püsivust, nimetatakse emulgaatoriteks.

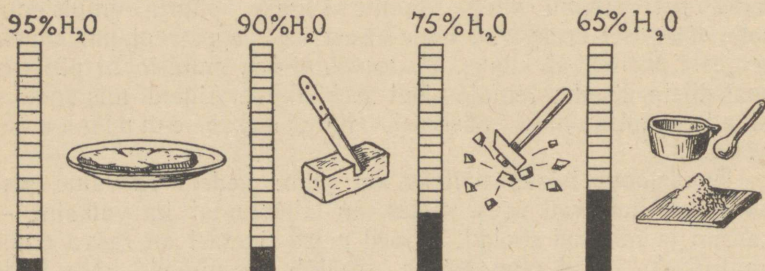
Emulsiooni heaks näiteks on piim: vedela rasvaine pisiosakesed heljuvad vees, milles on lahustunud ka valkaine — kaseiin ja mitmed soolad. Mõned neist ainetest on rasva emulgaatoriteks. Kui piim seisab, eraldub aegamööda kaks kihti: pealmiseks on koorekiht, alumiseks sinakas rasvavaene lahja piim.

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 küllastatud lahuse kihi ja vee vahel ja 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 anuma 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 vees nii, et pole enam võimalik silmaga eraldada tema osakesi. Kui nüüd aurutada seda liimilahust, 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 painduv, elastne ja omadustelt vahepealne vedeliku ja tahke aine vahel. Tekkinud sült ei voola anumast välja, kui



Joon. 13. Geeli omaduste muutumine järk-järgulisel vee kaotamisel.

seda 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 hariliku temperatuuri juures 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 lahustada vees ja temaga korrata samm-sammult endist katset.

On aga olemas ka geelid, mis peale tahkestumist enam ei lahustu. Võtame näiteks 10%-lise vesiklaasi ehk naatriumsilikaadi Na_2SiO_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% veesisaldusega geeli tükid liituvad üksteisega kokku puutumisel ühtseks massiks; 90—92% veega geeli saab lõigata nagu tahket keha; 86% veega geel on elastne; 73% veega geel on rabe; 70% veesisalduse juures võib geeli peenendada uhmris ja 65% veega geel muutub peeneks, käega katsudes näiliselt täiesti kuivaks pulbriks. Joonis 13 kujutab ränihappegeeli omaduste muutumist vee kaotamisel.

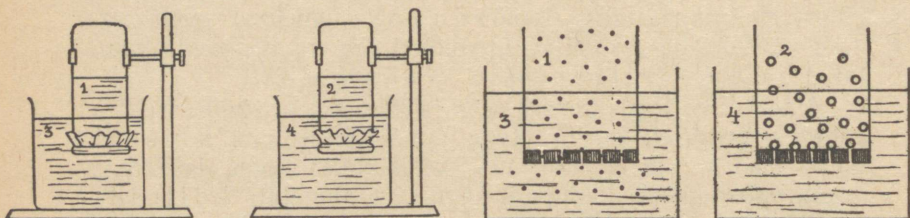
Kord kuivatatud ränihappegeeli pole võimalik uuesti üle viia lahustatud olekusse. Ta ainult imeb mõnevõrra vett enesse, nagu iga teinegi urbane ehk poorne aine.

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

Aineid, mis lahustumisel vees ja lahusest kristalliseerumisel käituvad sarnaselt keedusoolaga, nimetati varemini kristalloidideks; aineid aga, mis lahustumisel vees ja lahuseveest vabanemisel käituvad nagu liim, nimetati kolloidideks (*colla* tähendab ladina keeles «liim»). Hilisemad uurimused näitasid, et ainete liigitamisele kristalloidideks ja kolloidideks räägib vastu asjaolu, et mõned tüüpilised kolloidid, nagu näiteks valgud, teatavais tingimuses ometi kristalliseeruvad 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 uurimused aga näitasid, et ka kolloidse oleku puhul on osakestel peenkristalne ehitus ja vahe olekute vahel seisneb ainult pihustatud osakeste suurus: osakeste suurus määrab lahuse iseloomu. Nüüdsel ajal nimetatakse lahuseid, kus osakesteks on molekulide kogumid, kolloidseteks ehk soolideks ehk hiibideks, lahuseid aga, kus pihustatud aine osakesed on molekulid või nende osad, molekulaarseteks lahusteks ehk harilikkudeks lahusteks.

Harilikkude ja kolloidsete lahuste erinevus ilmneb eriti teravalt järgmise katse juures:

Katse. Nummerdame kaks laia avaga purki ja kalame 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.

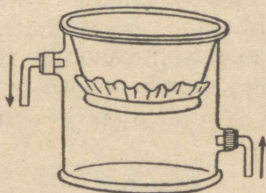
Niiviisi on selge, et naatriumkloriid on pihustatud lahuses nii peenikesteks osakesteks, et nad pääsevad läbi pärgamendi pooridest; želatiin aga esineb lahuses osakestena, mis on palju suuremad ega pääse pärgamendi pooridest läbi. Pärgamenti ja teisi vaheseinu, mis on läbitavad väiksematele osakestele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

loidset lahust vabastada ebasobivast lisandist. Menetlust, mille abil sool ehk kolloidne lahus vabastatakse molekulaarselt lahustunud ainest, nimetatakse dialüüsiks.

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

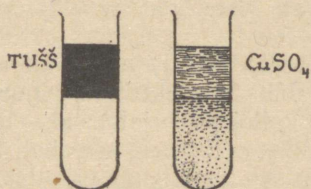
Pärgamentpõhjaga koonusekujulises nõus on želatiini ja näiteks veidi sinist vasksulfaadi lahust. Dialüüsimisel vabaneb želatiinilahus vasksulfaadist ja muutub värvusetuks.



Joon. 15. Dialüsaator.

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

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



Joon. 16. Difusioon geelides.

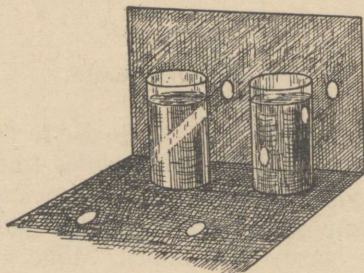
sinisest värvusest, et vasevitriol on tunginud geelisse. Kolloidselt dispergitud tuši osakesed aga ei suuda läbida geeli, — katseklaasis 1 jääb geel värvusetuks.

Joonis 16 illustreerib kirjeldatud katset.

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

Mitmed ained, nagu näiteks valgud, seebid ja dekstriin lahustuvad vees vahenditult kolloidseiks lahusteks. Aineid, mis iseenesest pihustuvad lahustis, 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 lüofoobseteks ja vees lahustumatuse puhul — hüdrofoobseteks aineteks. Hüdrofoobsed ained ei moodusta vees ka nimetamisväärse kontsentratsiooniga harilikke lahuseid, kuid neist on võimalik valmistada kolloidseid lahuseid. Kolloidlahuste valmistamiseks lüofoobsetest ainetest

2 1



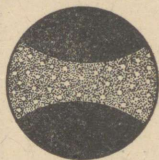
Joon. 17. Valguskiirte kimp läbib kolloidse ja hariliku lahuse.

on mitmesuguseid meetodeid: 1) mehaaniline pihustamine eriliste kolloidveskite abil; 2) elektriline pihustamine, mille abil saadakse metallide kolloidseid lahuseid, tekitades vee sees sädet vastavast metallist elektroodide vahel; 3) keemiline pihustamine kohaste keemiliste reaktsioonide abil. Eriti tihti kasutatakse selleks taandamise ja hapendamise reaktsioone ja hüdrolüüsi. Näiteks kulla kolloidlahuse valmistamiseks taandatakse kuldchloriidi 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,

hajutatavad 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 tuppa läbi pisikese augu paberist 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 läheduses



Joon. 18. Kolloidne lahus ultramikroskoobi vaateväljas.

ja alusega kinoekraanil. Seda koonust näeme *Tyndall*'i efekti tõttu, mida põhjustavad õhus heljuvad suitsu- ja tolmukübemekesed. Kübemekeste helendamist külgsulguses kasutasid saksa teadlased *Siedentopf* ja *Zsigmondy* (loe: *siidentopf* ja *sigmóndi*) 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 pihustatud osakeste nägemist, neid on aga võimalik näha ultramikroskoobis. Joonis 18 näitab ultramikroskoobi vaatevälja kolloidlahuse uurimisel.

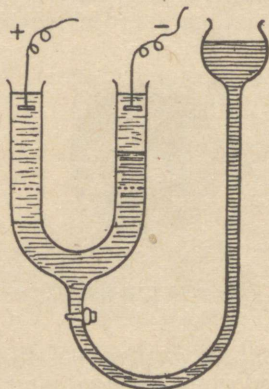
Lugedes ultramikroskoobi all ära kolloidosakeste arvu 1 mm^3 lahuses ja teades, mitu grammi lahustatud ainet tuleb lahuse 1 mm^3 -le, saame määrata kolloidosakeste keskmist kaalu.

Kõik kolloidlahused juhivad elektrit. Elektrivoolu juhtimisel kolloidsesse lahusesse liiguvad kõik

kolloidi osakesed kas anoodi suunas või katoodi suunas. Sellest järeldub, et ühe ja sama kolloidi osakesed on kõik laetud ü h e n i m e l i s e l t, s. o. kas kõik positiivselt või kõik negatiivselt. Kolloidi osakeste ühesuunalist liikumist elektriväljas nimetakse elektroforeesiks.

Joonis 19 näitab elektroforeesi katset.

Katse. U-kujuline toru on täidetud kulla punase kolloidlahusega. Igas harus on ettevaatlikult peale valatud destilleeritud vee kiht, kuhu on lisatud mõni tilk lahjendatud hapet. Elektroodid asuvad veekihis. Voolu läbijuhtimisel liiguvad negatiivselt laetud kullaosakesed anoodi suunas ja



Joon. 19. Elektroforees.

värvivad vee selles ruumis punaseks. Katoodi harus näeme seevastu lahuse värvuse nõrgenemist.

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

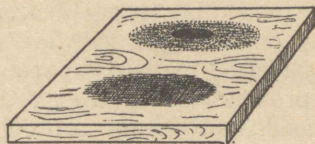
Liimimata filterpaber saab vees negatiivse laengu. Tilgutades filterpaberile värvilahust, mille osakesed on laetud negatiivselt, saame ühtlase värvilise pleki. Filterpaberi kapillaarides negatiivselt laetud seinad tõukavad värvi negatiivsed osakesed eemale ning need liiguvad takistamatult edasi, nii kaugele, kui kaugele tungib vesi. Juhul aga, kui värvaine osakesed lahuses on laetud positiivselt, jäävad nad kleepuma filterpaberi kapil-

laaride seintele ja vesi tungib üksinda edasi. Joonis 20 näitab laigu kuju filterpaberil negatiivse ja positiivse värvaine puhul.

Puit koosneb tselluloosist, nagu pabergi, ja on samuti negatiivne vee suhtes. Kui võtame hõõveldatud lauakese ja paneme



Joon. 20. Filterpaber näitab värvaine laengut.



Joon. 21. Puit näitab värvaine laengut.

sellele tilga negatiivset ja tilga positiivset värvi, saame joonisel 21 näidatud pildi.

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 pihustatud kolloidi osakesed isekeskis suuremateks moodustisteks ja langevad siis oma kaalu tõttu põhja. Kolloid-osakeste liitumist ja sellele järgnevat sadestumist nimetatakse koaguleerumiseks.

Koaguleerumist võib kunstlikult tekitada. Näiteks koaguleerub munavalge soojendamisel 56° -ni. Paljud kolloidsed lahused koaguleeruvad vähese soola-, happe- või aluselahuse lisamisel. 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 suudmeis.

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

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

Seebikeetmisel tekib pajas seebi kolloidne lahus. Et eralduks tahke seep, selleks lisatakse seebilahusele suurem 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 tootmisprotsessid on rajatud kolloidide omadustele.

Kordamisküsimusi.

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

3. Molekulaarlahused.

Katse 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 vaevalt märgatav jääk, kolmandas kausis aga saame õhukese peenkristallidest kihi.

Kõigil kolmel juhul oli tegemist täiesti ühtlase, selge ja värvusetu vedelikuga. Teisel ja kolmandal juhul see sisaldas t a h

ket 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 lahustatud aine koosnevad kumbki üliväikestest osakestest ja tahke aine osakesed tungivad lahustamisel veeosakeste vahele.

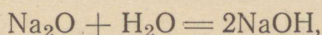
Ainet, mis on vedelikus pihustatud nähtamatute osakestena (amikronidena), nimetatakse lahustatud aineks.

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

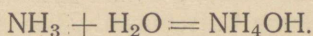
Lahustatud aine ja lahusti koos annavad lahuse.

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), süsihappe-gaas ja ammoniaak vees.

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



ammoniaagi lahustumisel vees — ammoniumhüdrosüüd:



Erinevad ained lahustuvad samas lahustis väga erinevais hulkaades.

Katse 2. Loksutame ühes katseklaasis kaltsiumkloriidi CaCl_2 tükikest vees ja teises katseklaasis umbes sama suurt hulka kustutatud lupja $\text{Ca}(\text{OH})_2$ vees. Näeme, et CaCl_2 lahustub varsti täielikult: esimeses katseklaasis tekib ühtlane, selge, värvitu lahus. Teises katseklaasis saame aga piimja vedeliku, nn. lubjapiima, osa tahket ainet aga setib põhja. Filtrides osa vedelikust ja proovides selget, värvitut filtraati lakmuspaberiga, täheldame, et reaktsioon on leeline, s. t. et osa kustutatud lupja on lahustunud vees.

Katse 3. Võtame katseklaasi 20 milliliitrit destilleeritud vett ja lisame keedusoola üksikute kristallide kaupa ning loksutame. Esialgu lahustuvad lisatud kristallid täieli-

kult. Teatavast lisatud hulgas alates aga jäävad lahusesse lisatavad kristallid põhja ja ei lahustu loksutamisel ega lahuse pikemalgi seismisel. Me ütleme siis, et keedusoola-lahus on küllastatud. Küllastatud lahuseks oli ka eespool saadud filtritud lubjavesi.

Kui lahuses on lahustatud aine sete (sade), mis ei vähene loksutamisel ega lahuse seismisel, siis ütleme, et lahus on sellest aimest küllastatud. Katse näitab, et toatemperatuuril lahustub 100 grammis destilleeritud vees mitte enam kui 36 grammi keedusoola, 25 grammi kaaliumsalpeetrit, 84 grammi naatriumsalpeetrit. Aine hulka, mida on vaja lahustada 100 grammis lahustis küllastatud lahuse saamiseks, nimetatakse aine lahustuvuskoeffitsiendiks. Nii on toatemperatuuril vees lahustamisel 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 pikemaajalisel seismisel. Soojendame katseklaasi põletil. Keedusoola kristallid ikkagi ei lahustu.

Selgitame kaaliumsalpeetri puhul, kuidas leida soola lahustuvuse koefitsient, näiteks 20° temperatuuril. Selleks küllastame mõnel kõrgemal temperatuuril 100 milliliitrit vett kaaliumsalpeetriga ja laseme lahusel aeglaselt jahtuda nõutud temperatuurini 20°. Võtame siis pipetiga lahusest 10 ml proovi, laseme selle joosta kaalutud klaaskaussi, kaalume kausi ühes lahusega; arvestades maha kausi kaalu, leiame lahuseproovi kaalu; olgu see 13,15 g. Aurutame vee veevannil ära. Paigutame kausi valge jäägiga (kaaliumsalpeetri peen pulber) jahtuma eksikaatorisse¹ 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 lahustuvuskoefitsient 20° juures $3,15 \times 10 = 31,5$.

Tabel 7.

Lahustuvuskoefitsiente.

Temperatuur	0°	20°	40°	60°	80°	100°
Aine						
KNO ₃	13,5	31,5	64,0	110,0	169,0	247,0
KClO ₃	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

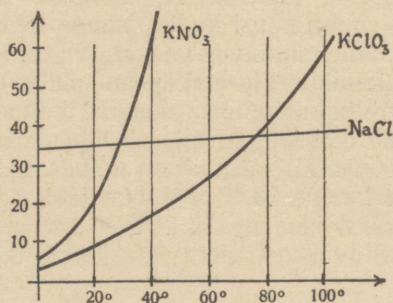
Eelnev tabel annab ülevaate kolme soola lahustuvuskoefitsiendi muutumisest temperatuuriga.

5. Lahustuvuskõverad.

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

¹ Eksikaator on tiheda kaanega anum, milles õhk on veeaurudest vaba, anuma põhja paigutatud vettsiduva aine, tavaliselt kontsentreeritud väävelhappe või kaltsiumkloriidi mõjul.

tuvuskoefitsiendi 35° temperatuuril. Selleks võtame rõhtteljel punkti, mis vastab 35° -le, tõmbame sellest ristjoone lõikumiseni salpetri lahustuvuskõveraga ja mõõdame selle ristjoone pikkuse. Saame 42 ühikut. See tähendab, et temperatuuril 35° 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 küllastatud lahus; mõni joodikristall jääb lahustumata põhja. Lisame juurde bensooli ja loksutame: kogu jood lahustub bensooli-kihis lillakas-punaka 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 klaaskaasis kuiva jäägini; kuiv jääk on lahuses olnud kips. Loksutame katseklaasis väävelhaput baariumi BaSO_4 veega ja jätame tekkinud sogase vedeliku seisma. Varsti on kõik raske BaSO_4 põhja settinud. Võtame pipetiga selgest vedelikust proovi. Võrrel-

des selle proovi elektrijuhtivust destilleeritud vee omaga, leiame, et uuritud vedeliku elektrijuhtivus on vee omast suurem: järelikult väike osa väävelhaput baariumi siiski lahustus; kui kasutame aurutamiseks küllalt lahust, jääb ka 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, ning lahustuvuskoeffitsiendi puhul alla 0,001 on aine praktiliselt lahustumatu.

7. Küllastatud ja üleküllastatud lahused.

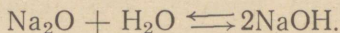
Katse. Lahustame, katseklaasi soojendades, 5 milliliitris vees 5 grammi glaubrisoola $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Kõrgime katseklaasi puuvillaga kinni ja lahust loksutamata kastame katseklaasi jahutamiseks suuremasse klaasi külma veega. Glaubrisoola lahustuvuskoeffitsient toatemperatuuril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

Selline üleküllastatud lahus on aga vähepüsiv: piisab loksutamisest või sama aine pisikristalli lisamisest, et liigne sool eralduks kristallipudruna. Üleküllastatud lahuse kristalliseerimisel lahus soojeneb tunduvalt: eraldub nimelt see soojuste hulk, mis kulutati liigse soola lahustamiseks.

Üleküllastatud lahuseid annavad kergesti näiteks booraks $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, hüposulfiit $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, äädikhapu naatrium CH_3COONa ja mõned teised soolad.

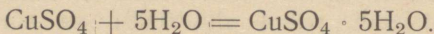
8. Soojuse neeldumine ja eraldumine lahustumisel.

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 Na_2O lahustamisel vees muutub vesi leeliseks ning vee aurutamisel tekkiv valge klaasjas jääk on uus aine NaOH . See on Na_2O ja vee reageerimise produkt:



Reaktsioon toimub soojuse eraldumisega.

Lahustades veevaba, valget 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 KCl , NH_4NO_3 , NH_4CNS lahustumisel vees jahtub lahus tugevasti.

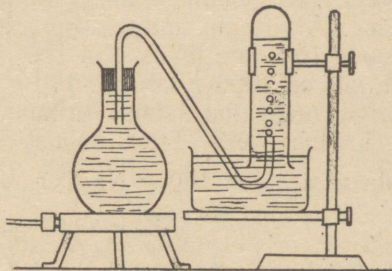
Katse 1. Raputame 100 milliliitrisesse kolbi veega 20 grammi lämmastikhaput ammooniumi NH_4NO_3 . Termomeeter näitab tunduvat temperatuuri langust. Lahus jahtub seevõrra, et õhus leiduv veeaur tiheneb kolvi pinnal kastena.

Katse 2. Lahustame kolvis asetsevas vees tüki kaaliumhüdroksüüdi KOH . Juba kolbi käega katsudes tunneme soojuse eraldumist. Sedasama kinnitab ka temperatuuri jälgimine termomeetri abil.

9. Gaaside lahustuvus.

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

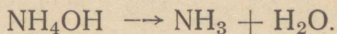
Katse. Võtame liitriise kolvi, täidame ta korgini kaevuveega ja ühendame ta samuti veega täidetud toru abil gaasikogumise seadisega (joon. 23). Soojendame kolbi: varsti näeme eralduvaid gaasimulle. Gaasi koguneb järjest silindrisse. Kui viimane on kaliibritud, siis saab kohe ära lugeda, kui palju gaasi (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 süsihappe-gaasi 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 vähepeüsivad ja lagunevad keetmisel gaasi eraldumisega. Näiteks ammoniumhüdrosüüdi NH_4OH keetmisel laguneb see ammoniaagiks ja veeks:



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

Lahuse kontsentratsiooni või tugevust võib väljendada mitut viisi:

1. kaalprotsentides lahuse suhtes; %-tide arv näitab sel juhul, mitu g ainet on lahustatud 100 g lahuses;

2. nimetades lahustatud aine grammide arvu, mis on lahustatud 100 g lahustis;

3. aine grammides lahuse ühe liitri kohta;

4. moolides lahuse ühe liitri kohta; moolide arv lahuse ühes liitris annab lahuse molaarsuse;

5. gramm-ekvivalentides lahuse ühe liitri kohta; gramm-ekvivalentide arv ühes liitris annab lahuse normaalsuse.

Kui näiteks kaltsineeritud sooda Na_2CO_3 lahust sisaldab 10 grammi soodat 100 grammi lahuse kohta, siis ütleme, et lahust on 10%-line. Arvutame, mitmenormaalne on ülaltoodud kaltsineeritud sooda 10%-line lahust. Kui 100 g lahuses on 10 g lahustatud ainet, siis on 1000 g lahuses 100 g lahustatud ainet. Olgu areomeetriga määratud lahuse erikaal ümmarguselt = 1,1. Siis kaalub üks liiter lahust umbes 1100 g.

1000 g lahust sisaldab 100 g Na_2CO_3 , seega

$$1100 \text{ g} \quad \text{,,} \quad \text{,,} \quad \frac{100 \cdot 1100}{1000} = 110 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3.$$

Na_2CO_3 molekulaarigaal on $23 \times 2 + 12 + 3 \times 16$ ehk $46 + 12 + 48$ ehk 106, seega mool on 106 grammi.

Soola gramm-ekvivalent on aga selle soola mool, jagatud metalli aatomite arvuga molekulis ja metalli aatomi valentsiga.

Antud juhul on see $\frac{M}{2 \cdot 1} = \frac{M}{2} = \frac{106}{2} = 53$ g. Jagades aine grammide arvu liitris lahuses tema gramm-ekvivalendiga, saame gramm-ekvivalentide arvu liitris ehk lahuse normaalsuse. Antud juhul on lahust $\frac{110}{53}$ ehk 2,07-normaalne.

Lahuse molaarsuse leidmiseks jagame ühes liitris lahuses lahustatud aine hulga grammides aine molekulaariga. Antud juhul mool on 106 grammi. Liitris on lahustatud 110 g. Järelikult lahuse molaarsus on $\frac{110}{106}$ ehk 1,04, teiste sõnadega, lahust on 1,04-molaarne.

Kordamisküsimusi.

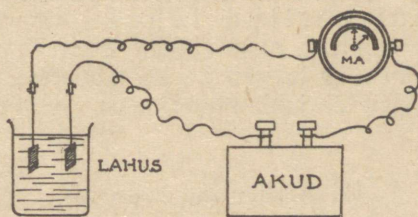
1. Mida mõistame lahuse all?
2. Kirjeldada lahustumise protsessi.
3. Mida mõeldakse öeldes, et mõni aine on vees lahustumatu?
4. Kuidas teha kindlaks, kas antud lahust on küllastatud või mitte?
5. Kuidas soojendamine mõjutab gaasi lahustuvust vees?
6. Väljendada 10%-lise väävelhappe-lahuse kontsentratsioon normaalsuses ja molaarsuses.

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 sööbe-naatrium. Elektrivoolu juhtivate ainete hulka kuuluvad aga ka paljude ainete lahused. Selgusele jõudmiseks selle kohta, missugused ained juhivad lahustatuna 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 sm², mis on omavahel liikumatult seotud kaugusel 4 sm. Voolu mõõtmiseks kasutame milliampermeetrit.

Võtame 12 keeduklaasi järgmiste vedelikkudega: 1) kontsentreeritud väävelhape H₂SO₄ (98,5%); 2) 2-normaalne soolhappe HCl lahus; 3) 2-normaalne lämmastikhape HNO₃ lahus; 4) 2-normaalne H₂SO₄ lahus; 5) 2-normaalne äädikhape CH₃COOH lahus; 6) 2-normaalne sööbekaaliumi



Joon. 24. Lahus juhib elektrit.

KOH lahus; 7) 20%-line KNO₃ lahus; 8) 20%-line NaCl lahus; 9) 20%-line suhkrulahus; 10) 20%-line kusiaine — karbamiidi CO(NH₂)₂ lahus; 11) destilleeritud vesi; 12) kae-
vuvesi.

Paigutame nüüd elektroodid järgemööda mõneks sekundiks igasse neist lahustest (joon. 24) ja loeme milliampermeetri osuti seisu. Tõstes elektroodid välja ühest lahusest, 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_2SO_4	300	7. 20% KNO_3 lahus	3300
2. 2n HCl lahus	8600	8. 20% NaCl „	3350
3. 2n HNO_3 „	7400	9. 20% $C_{12}H_{22}O_{11}$ „	väga väike
4. 2n H_2SO_4 „	6200	10. 20% $CO(NH_2)_2$ „	väga väike
5. 2n CH_3COOH „	41	11. destilleeritud vesi	väga väike
6. 2n KOH „	5600	12. kaevuvesi	10

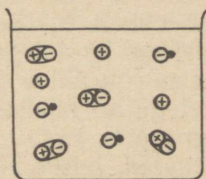
Võrreldes tulemusi, leiame, 1) et soolade, hapete ja aluste lahused juhivad elektrit; 2) et tarvitatud orgaaniliste ühendite lahused, mis ei ole happed, alused või soolad (katsed 9 ja 10), ei juhi elektrit; 3) et kaevuvesi juhib elektrit paremini kui puhas, destilleeritud vesi. Viimane nähtus on seletatav 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 hüpootees.

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 muist 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 lagunened molekulide arv suur. Vähesse elektrijuhtivusega elektrolüütidel on ionideks lagunened molekulide arv väike.

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

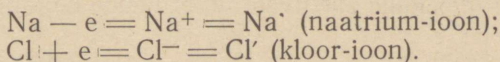


Joon. 25. Polaarsed molekulid ja ioonid lahuses.

Ioonideks lagunened molekulide arvu ja kõigi lahustatud aine (lagunenud ja mitte-lagunenud) molekulide arvu suhet nimetatakse elektrolüüdi dissotsiatsiooni astmeks ja tähistatakse kreeka tähega α .

13. Ioonide tekkimine lahuses.

Nüüdisaja vaadete kohaselt positiivne ioon on aatom, mille väliskihist on lahkunud üks või mitu elektroni; negatiivne ioon aga on aatom, mille väliskihiti on juurde tulnud 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, portselan, klaas ja ka destilleeritud

vesi. Laetud kehade vastastikune mõju on dielektrikus tunduvalt väiksem kui õhus (õigemini vaakumis). 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 $D=6$, lambiõlil $D=2$. Erakordselt suur dielektriline konstant on puhtal veel, nimelt 81. Seetõttu, kui vees mõne lahustatud aine molekulid on kord lagunened iionideks, püsivad need seal niisugustena ega ühine jälle molekulideks.

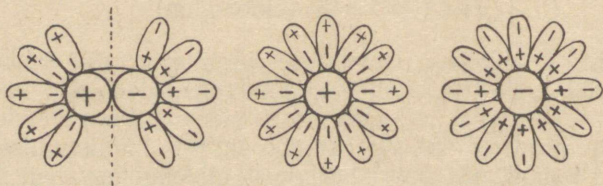
Kaudsete uurimisvõtetega on kindlaks tehtud, et vee molekulides elektrilised laengud pole jaotatud ühtlaselt: nende ühes otsas on ülekaalus positiivsed, teises negatiivsed laengud. Niisugused molekulid kannavad polaarsete molekulide nime. Ka paljude elektrolüütide molekulid on polaarsete ehitusega. See on põhjuseks, et lahustumisel vees need molekulid lagunevad kergesti iionideks. 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 — iionideks. Joonis 26 näitab, kuidas skemaatiliselt märgitakse polaarsete 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

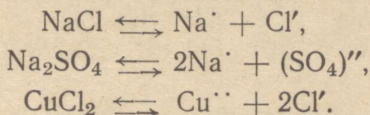
molekuli otsadele kaks vastassuunas rakendatud tungi, mistõttu molekul rebeneb kaheks isenimeliselt laetud iooniks. Iga tekkinud ioon ümbritsetakse elava molekulaarliikumise tõttu kohe veemolekulide poolt; nii tekib iga iooni ümber kohe veemolekulidest kate. Seda nähtust nimetatakse ioonide hüdrateerumiseks. Joonis 27 annab kujutluse molekuli elektrolüütilise dissotsiatsiooni mehhanismist. Molekuli ioonilise ehituse puhul kaob molekuli mõiste. Osakestena esinevad üksikioonid, mis ühteviisi seotud mitme vastupidi laetud naaberiooniga.

14. Hapete, aluste ja soolade ioniseerimine lahuses. Katioonid ja anioonid.

Katse. Juhime voolu läbi vaskkloriidi CuCl_2 lahuse; seejuures katoodil eraldub vask, anoodil — kloor. Juhtides voolu läbi soolhappe HCl lahuse, näeme katoodil vesiniku eraldumist, anoodil — kloori eraldumist.

Paljude elektrolüütide uurimine on näidanud, et soolade lahuses on metall-ioon alati positiivne. See ioon liigub katoodi suunas. Jõudes katoodile, ta kaotab laengu ja eraldub harilikku metallina. Happejääk aga esineb lahuses alati negatiivse ioonina. Soolhappe puhul on see happejääk kloor-ioon. Positiivselt laetud ioone nimetatakse katioonideks, negatiivselt laetud ioone — anioonideks.

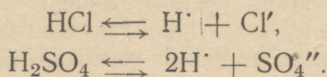
Kõrvuti molekulide lagunemisega ioonideks toimub vahetpidamata ka ioonide ühinemine molekulideks nii, et lahuses valitseb kogu aeg tasakaal. See tähendab, et ühes sekundis laguneb niisama palju molekule ioonideks, kui palju neid tekib uuesti ioonide ühinemisel. Seda tõsiasi märgitakse keemia lühikirjas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



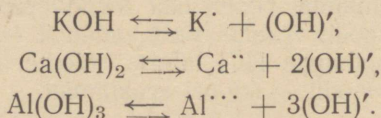
Metall-ioon kannab nii mitut positiivset laenguühikut, kui suur on selle metalli

positiivne valents. Näiteks kannab vask-ioon kaht niisugust laengut, nagu neid kannab naatrium-ioon.

Hapete elektrolüütilisel lagunemisel tekivad vesinik-ioonid ja happejäägid. Näiteks:



Vesinik-ioonil 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 vesinik-iooni tekkimine lahuses. Aluste elektrolüütilisel dissotsiatsioonil tekivad lahuses metall- ja hüdroksüül-ioonid; näiteks:



Hüdroksüül-ioon kannab alati negatiivset ühiklaengut; hüdroksüül on negatiivselt ühevalentne. Metallid aatom võib üldiselt ära anda kas kõik või osa tema väliskihis leiduvaid elektrone, moodustades positiivse ioni. Alustele on iseloomustav vaba hüdroksüül-iooni tekkimine lahuses.

Ioni tähistatakse tema koostises esinevate aatomite keemilise sümboliga, märkides positiivse ioni puhul ülal tema ühiklaengute arvu vastava ristide või punktide hulgaga; negatiivse ioni puhul märgitakse aatomi keemilisele sümbolile juurde vajalik arv miinusmärke või kaldkriipse. Näiteks kirjutame:

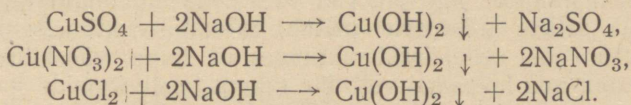
naatrium-iooni	Na^+ ehk Na^{\prime} ,
alumiinium-iooni	Al^{+++} ehk $\text{Al}^{\prime\prime\prime}$,
kloor-iooni	Cl^- ehk Cl^{\prime} ,
sulfaat-iooni	SO_4^{--} ehk $\text{SO}_4^{\prime\prime}$.

15. Ioonide omadused.

Esinedes ioonidena, on elementidel omadusi, mis tunduvalt erinevad neutraalsete aatomite omadustest. Näiteks metall vask

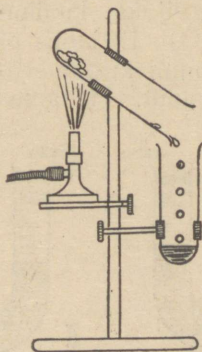
on punaka värvusega, vase ioonid aga vase-soolade vesilahustes sinised.

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 naatriumhüdrosüüdi 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 metalne vask.

Katse 2. Lahustame vaskpleki-ribakese kontsentreeritud salpeeterhappes. Seejuures eralduvad pruunid 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 vask-ioone Cu^{2+} . Lahustame teise vaskpleki-ribakese lahjendatud salpeeterhappes. Tekib sinine lahus, kuna lahjendatud lahuses esineb palju vabu siniseid vask-ioone Cu^{2+} .



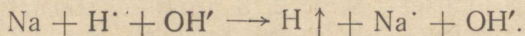
Joon. 28. Vasevtrioli lagunemine kuumutamisel.

Katse 3. Kuumutame siniseid vasevitrioli kristalle katseklaasis. Eralduva veeauru laseme kondenseeruda teises katseklaasis. Veevaba vasksulfaat on valge. Joonis 28 näitab katse korraldamist.

Vett sisaldavais vasevitrioli kristallides on veega ümbritsetud siniseid vask-ioone Cu^{++} . Veevabas vasevitriolis pole vabu siniseid vask-ioone ja kogu aine on valge.

On tähelepanuväärne, et metalne naatrium Na reageerib väga energiliselt veega; naatrium-ioonid Na^+ , mis tekivad naatriumi-soolade lahustamisel, aga püsivad vees seda lagundamata.

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

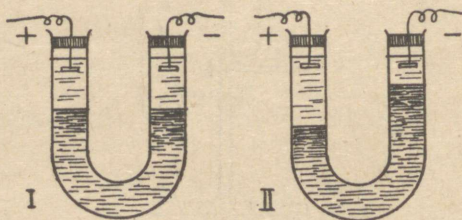


Siin naatriumi aatom loovutab oma elektroni ja tekib naatrium-ioon Na^+ .

16. Lahuste ja sulamite elektrolüüs.

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

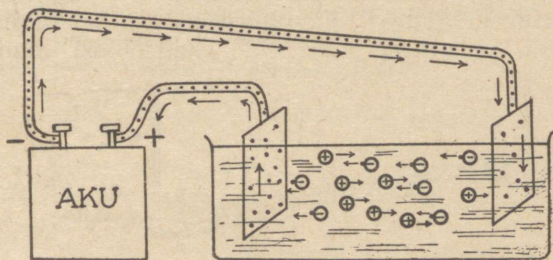
Katse. Lahustame 100 milliliitris vees 0,05 grammi kaaliumpermanganaati KMnO_4 , mis on elektrolüüt ja laguneb lahuses värvituks kaalium-iooniks K^+ ja punakaslillaks iooniks MnO_4^- . Et lahus oleks erikaalult raskem, lisame temale 5 grammi kusiainet (karbamiidi) või suhkrut, mis pole elektrolüüt. Täidame joonisel 29 kujutatud



Joon. 29. KMnO_4 elektrolüüs.

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. U-toru kõrge läbivad elektroodid ühendame juhtmete abil alalisvoolu allikaga. Peatselt näeme, et punane vedelikiht tõuseb anoodi ehk positiivse elektroodi torus, sest punased MnO_4^- ioonid liiguvad sinna. Vävusetat 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 lahuses aga ei liigu need



Joon. 30. Elektronide liikumine elektriahelas.

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

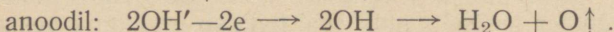
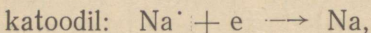
Saabudes anoodile, annavad negatiivsed ioonid oma elektroni ära; tekib neutraalne aatom, mis setib anoodil. Katoodi ruumis positiivsed ioonid võtavad elektroodi pinnal elektroni juurde; tekib neutraalne aatom, mis setib katoodil. Lõpptulemuseks on, et elektrolüüt laguneb elektrivoolu toimel kaheks lihtaineks, mis eralduvad elektroodidel. Menetlust, mille abil elektrivoolu toimel elektrolüüt 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° temperatuuril. Anoodiks on raudsilinder. Katoodina kasutatakse sööbenaatriumisse pistetud raudpulka. Metalne naatrium koguneb katoodiruumis. Protsess toimub valemite järgi:



Laenguvaba rühm OH ei ole püsiv ja laguneb vee molekuliks 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° temperatuuril. Laboratooriumis võib elektrolüüsi nõuna kasu-



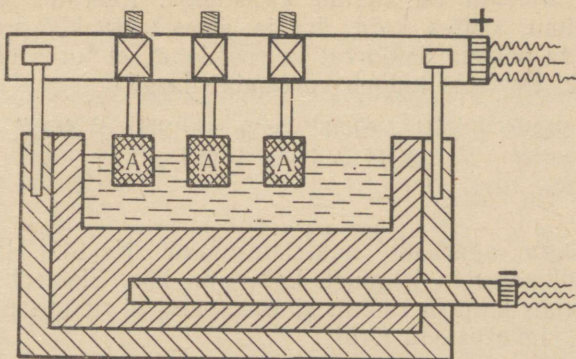
Joon. 31. Laboratoorne magneesiumi saamine.

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.

A l u m i i n i u m. Kergesti sulav mineraal krüoliit Na_3AlF_6 sulatatakse alumiiniumoksüüdiga Al_2O_3 . Viimane saadakse mineraal boksiidist $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Elektrolüüsi nõuna kasutatakse tehnikas söemassiga vooderdatud vanni. Süsivooder on katoodiks. Anoodiks on rida söeplaate, nagu näitab joonis 32. Elektrolüüsimisel Al_2O_3 laguneb alumiiniumiks ja hapnikuks. Vedel alumiinium koguneb vanni põhja, kust teda aeg-ajalt välja lastakse. Hapnik ühineb sulami kõrges temperatuuris anoodi söe süsinikuga vingugaasiks CO, mis eraldub ja edasi süsihappe-gaasiks CO₂ ära põleb. Krüoliiti lisatakse Al_2O_3 sulamise kergendamiseks.

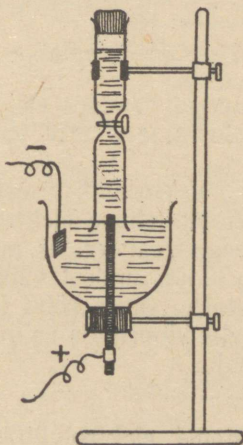
2. Elektrolüüs vesilahuses on keerulisem nähtus kui sulatatud soolade elektrolüüs, sest sageli elektrolüüsi produkt

elektroodil reageerib edasi veega. Seda nähtust nimetatakse sekundaarseks protsessiks elektroodil.



Joon. 32. Tööstuslik alumiiniumi saamine.

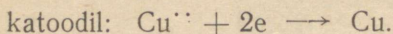
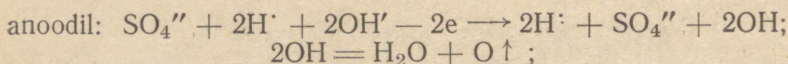
Järgmine katse selgitab sekundaarse protsessi iseloomu. Joonisel 33 näeme kummulikeeratud ärälõigatud põhjaga



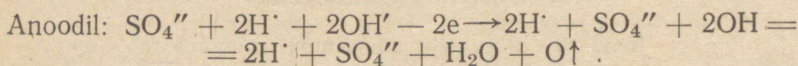
Joon. 33. Sekundaarne protsess soola elektrolüüsil.

purki, mis on täidetud vasevitrioli CuSO_4 lahusega. Katoodiks on söeplaat, anoodiks söepulk. Söepulk asub veega täidetud

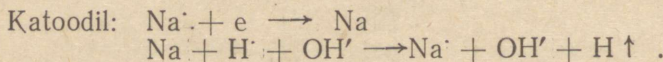
klaastorus, mis on keskkohal kitsam ja varustatud kraaniga. Juhime lühikest aega voolu läbi vasevitrioli lahuse ja tõmbame katoodi välja; ta on kaetud vasekihiga. Keerates klaastoru kraani kinni, võttes korgi ära ja pistes torru hõõguva pirru, näeme teda põlema hakkavat ja veendume, et torus olev gaas on hapnik. Protsess kulgeb võrrandite järgi:



Täites sama aparadi naatriumsufaadi Na_2SO_4 lahusega, lisame indikaatorina lakmust. Lahus on lilla. Elektrolüüsimisel muutub lahus katoodi ruumis siniseks, anoodi ruumis punaseks. Protsess kulgeb valemiga järgi:



Vesinik-ioon, mis on nüüd tasakaalustamata hüdroksüül-iooniga, annab happelise reaktsiooni.



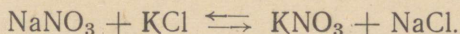
Vesinik, mis kaotas laengu, saades elektroni juurde, lendub; lahusesse jääb tasakaalustamata OH' ioone, mis põhjustavad leelise reaktsiooni.

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

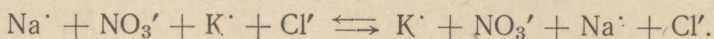
17. Asendusreaktsioonid elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria valguses.

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 erisünaalist noolt. Näiteks kirjutame:



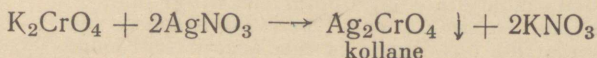
Seda tuleb mõista nii, et muutumatul temperatuuril reaktsioon kulgeb mõlemas suunas ühesuguse kiirusega, mistõttu ainete hulgad ei muutu. Soolad esinevad aga lahustes ioonidena, seepärast kirjutame nähtuse võrrandi järgmiselt:



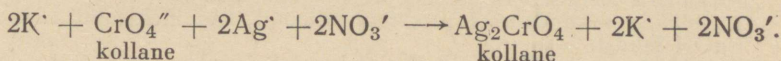
Nii kirjutatuna näitab võrrand, et ei ole kvalitatiivset vahet kummagi poole vahel. Teisiti on lugu, kui asendusreaktsiooni üks produktidest on vees lahustumatu; sel puhul reaktsioon kulgeb lõpuni.

Katse 1. Kaaliumkromaadi K_2CrO_4 lahusele lisame väikeste annuste kaupa hõbenitraadi AgNO_3 lahust. Tekib kollane sade ning lahus muutub värvusetuks.

Reaktsioon kulgeb valemi järgi:

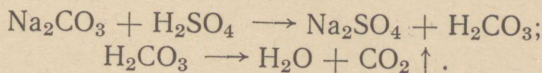


ehk ioonide reaktsiooni kujul:



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

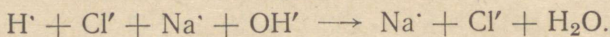
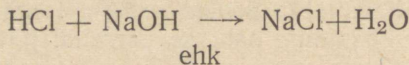
Katse 2. Lisame soodalahusele väävelhappe-lahust. Reaktsiooni võrrand on järgmine:



Lahuses tekib ainsa soolana naatriumsulfaat Na_2SO_4 . Vähepüsiv süsihape laguneb veeks ja lenduvaks süsihappe-gaasiks.

Ioonidevaheline reaktsioon kulgeb lõpuni, kui reaktsiooni üheks produktiks on lenduv aine.

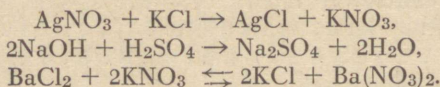
Katse 3. Neutraliseerime soolhappe-lahust naatriumhüdrosiidiga, jälgides neutralisatsiooni käiku lakmusega. Reaktsiooni võrrand on järgmine:



Tekkinud vesi on ainult vähe dissotsieeritud; sellega on seletatav, et ka siin reaktsioon kulgeb lõpuni noolega märgitud suunas. Ioonidevaheline reaktsioon jõuab lõpuni, kui reaktsiooni produktina tekib vähedissotsieeritud 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 naatrium-iooni omadusi.
7. Kirjeldada metalse vase ja selle ionide 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 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. Harilikudel temperatuuridel on kõik metallid tahkes olekus. Erandiks on elavhõbe, mis on vedel.

Rauda ja tema sulameid nimetatakse mustadeks metallideks, ülejäänud metalle — värvilisteks metallideks.

Erikaalu ning aatomkaalu järgi jaotatakse metallid kergeteks ja rasketeks metallideks. Kergete metallide erikaal on alla 5. Ülevaate metallide erikaalust ja nende sulamistemperatuurist saame järgnevalt tabelist.

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 venitavad. Vasaraga tagudes võib kuumutatud metallile soovitava kaju 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 inglistina 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.

Katse 2. Kastame sulatatud vasesse tükikese alumiumi; seejuures eraldub nii palju soojust, et terve mass hõõgub valge säraga: tekib sulatatud vases lahustuv alumiumi 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 mustreid¹ (joon. 34). Need tekivad seetõttu, et happe sööbiv toime sulami üksikuile koosteosadele on erinev. Nii näeme malmi poleeritud ja hapetega menetletud 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° tahkes-

¹ Widmannstätten'i kujud.

tub järk-järgult suurem osa lahustit, lahus rikastub järjest soolaga ja muutub lõpuks küllastatuks, 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 *tervikuna*; seejuures temperatuur püsib muutumatuna. Niisugust metallide sulamit, mis jahutamisel tardub tervikuna, 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 sobivaiks töötlemiseks. Nii leidub sulameid erakordse kõvadusega, sulameid suure tugevuse ja elastisusega, sulameid väga kõrge ja väga madala sulamistemperatuuriga, roostevabu sulameid, temperatuuri muutusel mittepaisuvaid sulameid, sulameid eriti suure takistusega jne. Et ikka leidub sulameid soovitud omadustega, 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 pronkse mitmesuguste lisanditega. Niisugusteks pronksideks on näiteks:

- Alumiiniumpronks ehk alumiiniumkuld (sisaldab 5—12% Al). Kallis, kuid kerge, keemilistele mõjudele vastupidav, tugev ja ilus sulam. Asendab kulda. Jahvatatult annab hõbevalget õlivärvi.
- Vanaadiumpronks (sisaldab 0,5% V). Eriti kõva sulam.
- Mangaanpronks (sisaldab 1,5% Mn). Omadused samasugused kui eelmisel.
- Fosforpronks (sisaldab 0,05% P). Kõva, suure elastsusega. Kasutatakse antennitraadideks.
- 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. Neist tehakse igapäevase elu tarbeesemeid.

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

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

2) Magnaalium. Alumiiniumi ja magneesiumi sulam, Mg sisaldus 5—30%.

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

Madala sulamistemperatuuriga sulamitest on tuntuimad:

1) Wood'i (loe: vuud) metall (50% Bi, 12,5% Sn, 25% Pb, 12,5% Cd), sulab temperatuuril 71°.

2) Rose metall (50% Bi, 22,9% Sn, 27% Pb), sulamistemperatuur 93,7°.

Seatina ja inglistina sulameid tarvitatakse jootmisel.

Seatina, antimoni ja inglistina sulameid kasutatakse trükitähtede valmistamiseks, kuna 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.

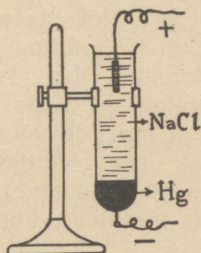
Suure tähtsusega tehnikas ja eriti teaduslikkude aparaatide ehitamisel on plaatina, iriidiumi ja osmiumi sulamid. Igapäevases elus tarvitataivate «igaveste» sulgede valmistamiseks kasutatakse neid sulameid.

Babbit'id on sulamid madala sulamistäpiga, suure kõvadusega ja eriti väikese hõõrdumiskoeffitsiendiga. Neid sulameid tarvitatakse laagrite valmistamiseks.

Metallide sulameid elavhõbedaga nimetatakse amalgamideks.

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

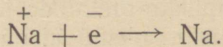


Joon. 35. Keedusoola elektrolüüs elavhõbekatoodiga.

ja nii edasi või liiguvad aatomite vahel. Elektrivool on elektronide vool.

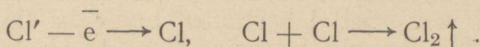
Katse. Sulatame naatriumkloriidi NaCl ning paigutame sinna kaks elektroodi. Elektroodid ühendame vooluallikaga ja laseme alalisvoolu läbi (joon. 35).

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



Anoodil annavad kloori negatiivsed ionid oma elektronid ära. Tekib atomaarne kloor ja sellest kloorgaas, mis eraldub anoodi ruumis.

Protsess anoodil vastab võrrandile:



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

Kirjeldatud elektrolüüsi-menetlust 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.

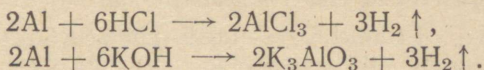
Juhul, kui maak on vaene metallisisalduse poolest, ta peenendatakse ja maagi sõmerat loksutatakse mõnd mineraalõli sisaldava veega pideval õhu läbipuhumisel. Õli juuresolek põhjustab püsiva vahu tekkimist. Ohu pisimullikesed kleepuvad metalliühendi osakeste külge ja tõstavad nad enesega üles, peenendatud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

4. Metallide asend perioodilises süsteemis. Nende keemilised omadused.

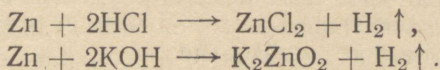
Metallide oksüüdid on üldiselt aluselise iseloomuga ja nad annavad hapetega sooli. Erandina on mõnedel metallidel ka happelisi oksüüde. Metallide aatomite iseloomustavaks omaduseks on ühenditesse astudes elektrone loovutada ja saada positiivseiks iooneks. Enamiku metallide aatomite väliskihis on kuni neli elektroni. Need metallid, mille aatomid omavad mittepüsivat eelviimast kihti ja annavad ära rohkem elektrone, asetsevad tüüpiliste metallide ja mittemetallide vahel. Nende madalama valentsiga oksüüdid näitavad leelisi omadusi, kõrgemad oksüüdid aga happelisi omadusi. Mõnedel metallidel on oksüüde, mis võivad anda sooli 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 leelisi omadusi. Siia kuulub enamik raskeid metalle ja kergetest metallidest alumiinium. Nad on tihti

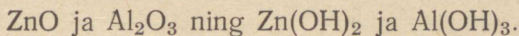
amfoteersed. Näiteks toome tsiingi ja alumiiniumi. Alumiinium lahustub soojendamata nii hapetes kui ka alustes, tõrjudes vesiniku välja:



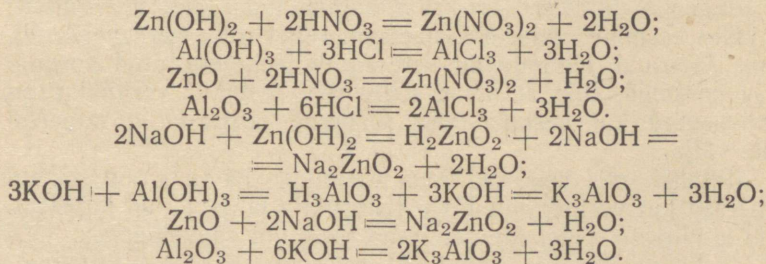
Tsink lahustub hapetes ning soojendamisel ka alustes, tõrjudes kummaski vesiniku välja:



Samuti amfoteersed on ka nende metallide oksüüdid ja hüdroksüüdid:

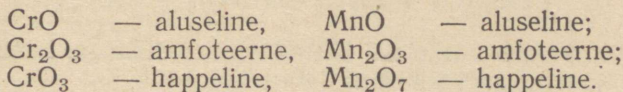


Nende reageerimisel hapetega ja leelisega saame järgmised reaktsioonid:



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

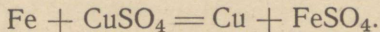
Näiteid: Kroom Cr ja mangaan Mn:



5. Metallide aktiivsus.

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

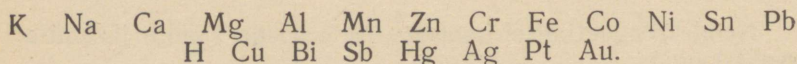
Katse. Lisame vasevitrioli lahusele rauapulbrit või kastame sinna tüki raudplekki. Eraldub vask ning lahustub raud:



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.

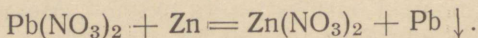
See rida on järgmine:



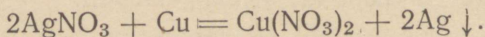
Pingerea esimesed metallid lagundavad vett energiliselt, tõrjudes vesiniku välja. Magneesium reageerib veega aeglaselt, tsink ja raud lagundavad vett ainult ülekuumutatud auruna. Kõik metallid, mis seisavad selles reas enne vesiniku, on aktiivsemad kui vesinik ning tõrjuvad lahjendatud hapetest selle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



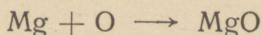
Hõbe eraldub vaskplekil helendava samblana ja lahus muutub vasknitraadi tekkimise tõttu sinakaks.

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.

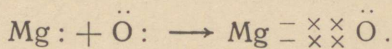
6. Hapendumis-taandumisprotsessid.

Aatomi struktuuri teooria seisukohalt hapendumine seisneb elektronide loovutamises hapenduva elemendi poolt, taandumine aga elektronide juurdevõtmises.

Näide 1. Magneesiumi põlemisel tekib magneesium-oksüüd:

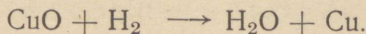


ehk elektronipaare väliskihis tuntud viisil tähistades:



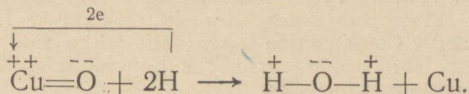
Magneesiumi aatomi väliskihi kaks elektroni moodustasid hapniku elektronidega kaks elektronipaari, tõmbudes hapniku aatomi tuuma poole. Magneesium hapendus.

Näide 2. Vaskoksüüd taandatakse vesinikuga valem järgi:



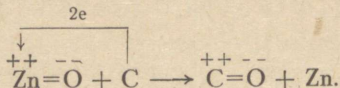
Molekul CuO tekib sel teel, et vase aatomi väliskihis liituvad kaks tiirlevat elektroni paarideks hapniku väliskihi elektronidega ning tõmbuvad hapniku tuuma poole. Vase aatomil tekib seejuures kaks tasakaalustamata laengut, ta esineb vaskioonina Cu^{++} . Samal ajal hapniku aatom muundub hapnikiooniks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

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



Vask taandus, vesinik hapendus.

Näide 3. Tsinkoksüüd taandatakse söega. Reaktsioon on järgmine:

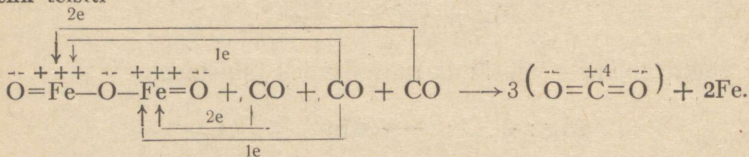


Tsink-ioon võttis elektrone juurde, saades atomaarseks tsingiks, tsink-metalliks. Süsinik loovutas elektrone ja asendas tsingi ta hapendis.

Näide 4. Uurime lähemalt tööstuslikult tähtsat raua taandamist söemonooksüüdiga:

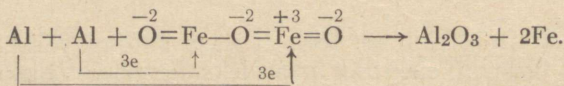


ehk teisiti



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

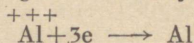
Näide 5. Termit (Al ja Fe₂O₃ pulbrite segu) hakkab kuumutamisel hõõguma, eraldades palju soojust. Reaktsiooni tulemuseks on sulatatud raud ja alumiiniumoksüüd:



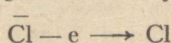
Ka siin raud võtab elektrone juurde ja taandub; Al aga, kaotades elektrone, hapendub.

Näide 6. Sulatatud AlCl₃ 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 atomaarseks klooriks. Et elektronide loovutamisel ühe aine poolt on alati olemas teine, mis võtab neid vastu, siis hapendumisprotsess on alati ühtaegu ka taandumisprotsessiks.

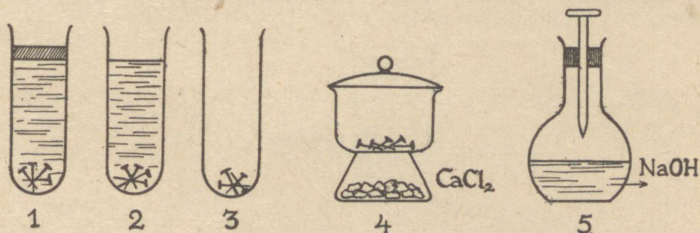
Sõna hapendumise asendatakse sageli sõnaga oksüdeerumine ja sõna taandumine sõnaga redutseerumine. Taandumis-hapendumisprotsessi nimetame siis ka redutseerumis-oksüdeerumisprotsessiks ehk lühidalt red-oks-protsessiks. Enamik keemilisi reaktsioone on red-oks-protsessid.

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_3 ja KClO_3 . Ained, mis ühendesse astumisel loovutavad elektrone, on taandajad ehk redutseerijad. Niisugusteks on näiteks vesinik, süsi, naatrium, alumiinium ning ühendid, kus mõni element esineb oma madalamas valentsis, nagu H_2S , SO_2 , SnCl_2 .

7. Metallide korrosioon ja võitlus sellega.

Metallide hävimist roostetamisel nimetatakse korrosiooniks. Korrosioonist tekkinud 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 FeCO_3 . Sellest järeldub, et õhuniiskus ja süsihappegaas on püsivad korrosiooni tekitajad. Järgmised katsed selgitavad asja lähemalt.



Joon. 36. 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 on paigutatud ka samasuguseid raudnaelu.

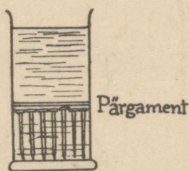
Katseklaasis nr. 3 on raudnaelad kontaktis õhuga. Eksikaatoris — anumas nr. 4 — on põhjal CaCl_2 tükikesi, mistõttu õhk anumas on veeauru-vaba. Kolvis — anumas nr. 5 — on 15%-line sööbenaatriumi lahus, mis seob CO_2 , mistõttu õhk kolvis on söehappevaba; kolvi korki läbib raudnael. Joonis 36 selgitab katse üksikasju. Kõik kirjeldatud anumad lastakse pikemat aega seista ja vaadeldakse resultate. Vaatlustulemused on kokkuvõetult järgmised:

T a b e l 10.

Anuma nr.	Õhk	CO_2	H_2O	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 süsihappe-gaasi ja veeauru.

K a t s e 2. Paigutame silindrisse, mis on täidetud õhust vabastatud veega, rida raudnaelu ning asetame nendele



Joon. 37. Rooste tekkimine lahuses.

pärgamentpaberi-tüki (joon. 37). Mõneajalise seismise järel ilmneb, et rooste on tekkinud pealpool pärgamenti.

Nähtus on seletatav järgmiselt: raudnaelad saadavad lahusesse ferro-ioone Fe^{++} ; vee alumised kihid ei sisalda hapnikku,

kuid veepinnal õhu hapnik lahustub vees ja difundeerub alla-poolle; nähtamatud ferro-ioonid Fe^{++} difundeeruvad talle vastu ja reageerivad lahuses, tekitades lahustumatu raudoksüüdi. Juba seotud ferro-ioonide asemele astuvad lahusesse järjest uued, naelte raua lahustumispinge tõttu.

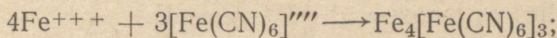
Korrosioon hävitab ka metallet vaske, alumiiniumi ja teisi metalle.

Metalle kaitstakse õhu mõju vastu, kattes neid lakiga, õli-värviga või mitteroostetavate metallide kihiga. Need abinõud on ainult siis mõjuvad, kui kaitsekate pole rikutud. Vastasel korral võib ta korrosiooni veelgi kiirendada. Korrosiooni algu-seks on küllalt kaitsekihi väikesest kriimustusest. Korrosioon areneb eriti ruttu, kui metall puutub kokku mõne vähem-aktiivse metalliga. Nii areneb korrosioon eriti ruttu kohtadel, kus raudeset läbib vaskneet.

Katse d. Paigutame katseklaasi nr. 1 kirjaklambri, mille vahele on surutud tšingitükike; katseklaasi nr. 2 paigu-tame kirjaklambri, mille ümber on mähitud tükike vask-traati; 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 $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ lahust indikaatorina. Pooltunnise seismise järel ei näe me katseklaasis nr. 1 mingit muudatust; katseklaasis nr. 2 ja 3 aga, kus raud puu-tub kokku temast vähem aktiivsete inglistina ja vasega, näeme lahuse värvumist s i n i s e k s.

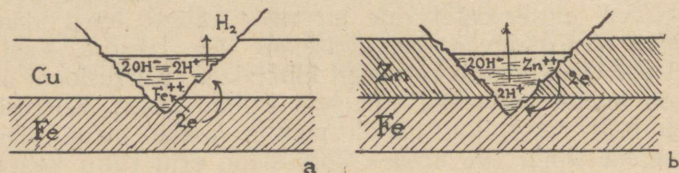
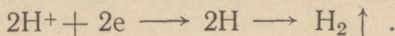
Katseklaasis nr. 1 pole tekkinud mingit korrosiooni, küll aga katseklaasides nr. 2 ja 3: lahusesse ilmuvad ferri-ioonid F^{+++} mis reageerivad kollase veresoola ionidega valemi järgi



tekkinud ühend $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ värvib lahuse siniseks.

Seletuse korrosioonile kaitsekatte kriimustuses saame järg-miselt: kui näiteks raud on kaetud vasekihiga ja selles esineb rauani ulatuv kriimustus, siis kriimustusse sattunud vesi moo-dustab ühes raua ja vasega galvaanilise elemendi. Joonis 38

kujutab metallkatte vigastatud kohta, kuhu koguneb niiskus. Mõni hulk ferro-ioone läheb lahusesse: $\text{Fe} - 2e \rightarrow \text{Fe}^{++}$; tasakaalustamata jäänud elektronid rändavad mööda metalli vase ja vee jaotuspinnale; seal nad neutraliseerivad vee disotsiatsioonil tekkinud H-iooni



Joon. 38. Korrosioon kriimustuse puhul teisest metallist kattekihis.

Vase pinnal eraldub vesinik. Neutraliseerunud ionide 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.

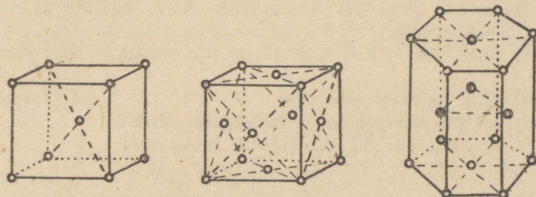
8. Metallide seesmine struktuur.

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. Niisugune kristallvõre koosneb üksikuist «rakkudest», milleks on kas kuubid või kuuetahtlised 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

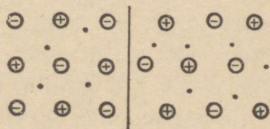
on kuuetahuline korrapärane prisma ja osakesed asetsevad prisma tippudes ja võrdkülgse kolmnurga tippudes, mis asub prisma sees. See võre esineb näiteks metallidel Be, Cd, Mg, Zn (joon. 39).

Kristallvõre rakkude tippudes asetsevad osakesed on ühel juhul molekulid, teisel aatomid, kolmandal juhul ioonid.



Joon. 39. Metallide tüüpilisemad kristallvõred.

Metallide puhul on raku tippudes alati kas ioonid või aatomid (joon. 40). Ioonidele vastavad vabad elektronid aga moodustavad võre raku vabas ruumis «elektronide gaasi». Vabade elektronide «gaasi» olemasolu metallis tõendab kaudselt a) tõsiasi,



Joon. 40. Metalli kristallvõre: sõlmedes ioonid, vahel elektronid.

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

Kordamisküsimusi.

1. Kirjeldada metallide füüsikalisi omadusi.
2. Anda metallide klassifikatsioon.
3. Iseloomustada sulameid.
4. Iseloomustada metallide asendit perioodilises 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 mõjutada vesinikuga.
12. Missugusel elektroodil toimub elektrolüüsi juures taandamine?
13. Mitmevalentseks muutub inglistina, kui inglistinakloriidi SnCl_2 kasutada taandajana?
14. Missugune aine tekib, kui kasutame kaaliumkloraati 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 asend 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. 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 NaCl merevees, soolajärvedes ja kivisoolalademetes, siis mineraal mirabiliidina $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ja nn. tšiili salpeetrina NaNO_3 , mille hiigellademed asuvad Lõuna-Ameerikas Tšiili vabariigi kõrberajoonides piki ookeani kallast; naatriumi teistest looduses esinevaist ühendeist on tähtsamaid naatriumkarbonaat Na_2CO_3 , -bikarbonaat NaHCO_3 ja tetraboraat ehk booraks $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$. NSV Liidus on eriti rikas mirabiliidi poolest Kaspia mere Kara-Bogaz-Goli laht. Vee tugeva auramise tõttu sadestub seal suurel hulgal sooli Na_2SO_4 , NaCl ja MgSO_4 . Nende soolade kontsentratsioon Kara-Bogaz-Goli lahes on ligi 27 korda suurem kui Kaspia meres. Talvel langeb

seal vee temperatuur kuni 5°-ni. Et aga mirabiliidi lahustuvus temperatuuri langemisel tugevasti kahaneb, siis kristalliseerub mirabiliit välja, lained viskavad kristallipudru kaldale, kus ta kokku kühveldatakse, päikese käes kuivatatakse ja kottidesse kogutakse. Kara-Bogaz-Gol on rikkalikem mirabiliidi leiupaik maailmas.

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

Kaaliumi leidub rohkesti silikaatides, nagu vilgukivi jt. Kuid kaaliumi peallikaks 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 Stassfurt'is Saksamaal, millel enamalt 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 säravail maa-alustel teedel kulgevad elektriraudtee kahekordsed rööpad. Punased, valged ja sinised soolakihid helgivad elektrivalguses nagu muinasjutumaal. 250 meetri sügavuses on hästivarustatud meditsiinilise abi punkt, telefonijaam, mehaanikatöökoda ja elektrirongide depoo.

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

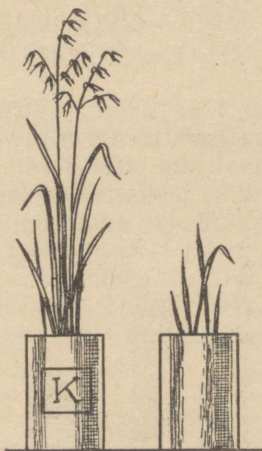
3. Kaaliumiühendite tähtsus põllumajanduses.

Kaalium on taimede kasvuks ning 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 K_2O -le. Solikamski sülviniit töötatakse osaliselt ümber suurema, nimelt kuni 40%-lise kaaliumisisaldusega ühendeiks.

Väga heaks kaaliumväetiseks on puutuhk. Ta sisaldab umbes 10% K_2O 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. Väetusaainete tarvitamine oli väga piiratud. Kõik tähtsad kaalisoolade leiukohad avastati Nõukogude võimu ajal, ehitati vajalikkudes kohtades võimsaid tööstuskombinaate ning viidi ellu otstarbekas kunst-



Joon. 41. Kaera arenemine kaaliväetisega ja ilma.

väetiste kasutamine kogu riigis. NSV Liit võib nüüd väetusaainete sisseveo asemel neid vabalt eksporteerida.

Joonis 41 näitab kaera arenemist kaalisoolaga ja ilma selleta.

4. Naatriumi ja kaaliumi üldiseloomustus.

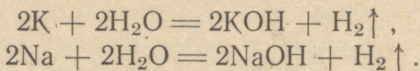
Kaalium ja naatrium on väliselt väga sarnased hõbedaläikega valged metallid ja niivõrd pehmed, et neid saab noaga lõigata, nagu juustu, ja sõtkuda, nagu savi. Nende värske läikiv lõikepind tuhmub õhus otsekohe, kattudes oksüüdi kihiga. Kuumutamisel sulavad nad ja süttivad kergesti ning põlevad siis ära,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

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

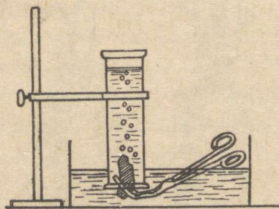
siis on selge, et nad ei saa esineda looduses ehedalt. K ja Na on kerged metallid: kaaliumil on erikaal 0,862, naatriumil 0,971.

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. 42. Naatrium tõrjub vesiniku veest välja.

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

Katse 2. Eelmist katset võib nii korraldada, et eralduv vesinik koguneks vette kummulikeeratud ja veega täidetud anumasse. Naatriumitükk ümbritsetakse peenikese metallvõrguga ning pistetakse tangide abil vette eelnimetatud anuma alla. Eralduva vesiniku kogumist näitab joonis 42. Katsudes vett lakmuspaberiga, leiame, et lakmus muutub siniseks. Reaktsioon on aluseline tekkinud ja lahustunud naatriumhüdrosüüdi tõttu.

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

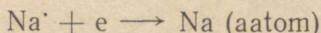
5. Naatriumi ja kaaliumi ning nende hüdroksiüdide saamine tööstuses.

Katse 3. Võtame veega niisutatud NaOH pulgakese ja ühendame ta mõlemast otsast grafiitelektroodide abil alalisvoolu allikaga. Varsti eraldub negatiivse elektroodi, katoodi, juures hõbedane naatriumikiht; samal ajal anoodil aga eraldub hapnik (joon. 43).

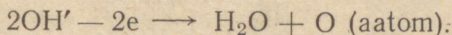


Joon. 43. Naatriumhüdroksüüdi elektrolüüs.

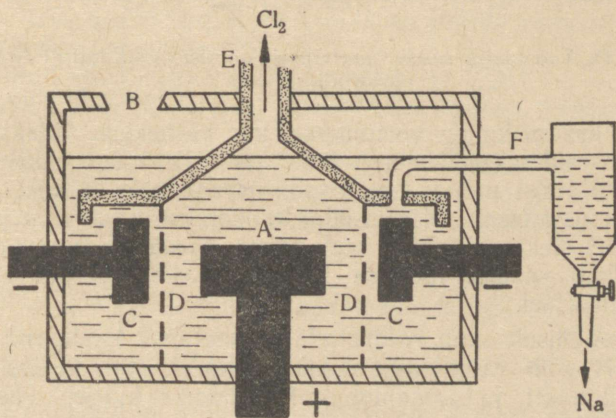
Positiivselt laetud naatrium-ioon Na^+ liigub negatiivselt laetud elektroodi suunas. Seal ta kaotab oma laengu ja tekivad naatriumi aatomid, mis molekuliks ühinedes annavad metalse naatriumi. Reaktsioon katoodil on:



ja anoodil:



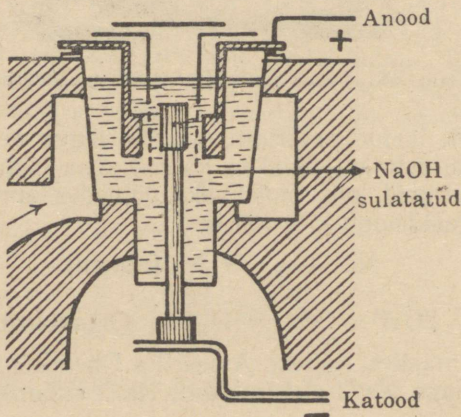
Paljudes maades, näiteks Ameerika Ühendriikides, saadakse naatriumi odava NaCl elektrolüüsil. NaCl sulamistemperatuur on 801°



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

ning seetõttu on küttekulu suur; Na_2CO_3 lisamine alandab sulamistäppi kuni 600° . Joonisel 44 näeme aparatuuri skeemi.

Tulekindlate kividega vooderdatud kast sisaldab elektrolüüti, s. t. sulatatud $\text{NaCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3$ segu. Keskel asub grafiitanood 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

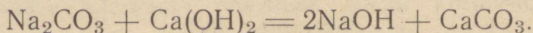


Joon. 45. Tööstuslik seadis naatriumi saamiseks sulatatud NaOH elektrolüüsi teel.

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 45 näitab skemaatiliselt tööstuslikku seadist metalse Na saamiseks sulatatud NaOH elektrolüüsi teel.

Analoogiliselt saab valmistada ka metallet kaaliumi.

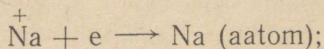
NaOH võib valmistada soodast lubja toimel, keetes naatriumkarbonaati ja lubjapiima. Reaktsioon kulgeb vastavalt võrrandile:



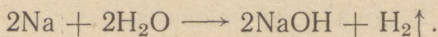
Tekkinud CaCO_3 filtreeritakse ära ning tekkinud NaOH lahustatakse aurutatakse raudpannides.

Samaviisiliselt valmistatakse ka KOH potasist K_2CO_3 või odavamast materjalist — puutuhast. See menetlus jäi vähem ökonoomsena tagaplaanile ning asendati KOH ja NaOH elektrolyütilise tootmisega.

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



eraldunud naatrium reageerib edasi veega valem järgi:



Tekib vesinik ja sööbenaatriumi lahus. Viimase aurutamine annab tahke NaOH .

Analoogiliselt saadakse KOH lahus ja selle aurutamisel tahke KOH .

Tööstuslikuks otstarbeks määratud NaOH saadetakse müügile raudanumates. Laboratoorseks kasutamiseks määratud NaOH müüakse tükkide või pressitud pulkade ja tablettide kujul. Viimaseid valmistatakse laboratoorseks tarviduseks kindlas kaalus, tavaliselt ühegrammilistena. Sellega välditakse kaalumist, mille kestel NaOH tõmbab õhust juurde veeauru ja CO_2 , mistõttu ta kaal suureneb.

Samuti töödeldakse müügile määratud KOH .

NaOH ja KOH leiavad laialdast tarvitamist tööstuses, eriti seepide valmistamisel.

NaOH ja KOH lahustatud ja sulatatud kujul mõjutavad klaasi ja portselani. Seetõttu töötamisel nendega kasutatakse laboratooriumis hõbe-, nikkel- või raudanumaid.

6. Naatriumi ja kaaliumi tähtsamaid sooli.

Naatriumi tähtsamad soolad on:

naatriumkloriid NaCl — keedusool, mis on vajalik toidulisand, 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 on tarvilik aine paljudes tööstustes;

naatriumbromiid NaBr — arstim, kasutatav rahustava vahendina;

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

naatriumbikarbonaat NaHCO_3 — söögisooda;

naatriumnitrat 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 KCl — kaalisool, väetusaine;

kaaliumjodiid KJ , mis on tähtis kui arstim ja kui reaktiivlaboratooriumis ja tööstuses;

kaaliumkarbonaat K_2CO_3 — potas, leidub puutuhas;

kaaliumnitrat 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.

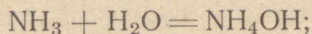
Kaalium ja soolad värvivad leegi lillaks ja lahustuvad hästi vees.

7. Sooda tootmise menetlused.

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

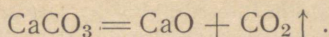
Ammoniaak-meetod ehk Solvay (loe: solvei) menetlus. Siin on lähteaineteks keedusool NaCl ja lubjakivi CaCO_3 .

1. NaCl küllastatud lahusesse juhatakse rõhu all ammoniaagivool:

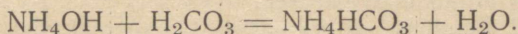


lahuses on: NaCl ja NH_4OH .

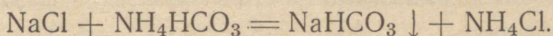
2. Kuumutatakse lubjakivi CaCO_3 ; ta laguneb põletatud lubjaks CaO ja süsihappe-gaasiks CO_2 , vastavalt võrrandile:



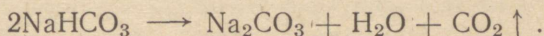
Saadud CO_2 vool juhitakse alglahusesse, kus ta annab süsihappe ja reageerib ammooniumhüdrosiidiga:



3. Nüüd on lahuses NaCl ja tekkinud NH_4HCO_3 — ammooniumbikarbonaat. Nende vahel toimub asendusreaktsioon, mille tulemusena vähemlahustuv NaHCO_3 annab kiiremini küllastatud lahuse ja sadestub:

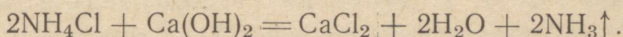


4. Tekkinud söögisooda filtritakse, kuivatatakse ja kuumutatakse:



Selle protsessi saadus on sooda ehk naatriumkarbonaat.

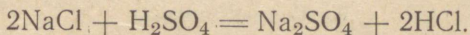
5. Kõrvalsaadusena tekkinud NH_4Cl lahusele lisatakse lupja; toimub reaktsioon:



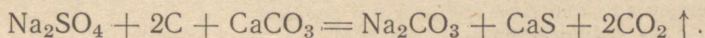
Uuesti tekkinud ehk regenerereerunud ammoniaak NH_3 läheb jälle tootmisesse, teda kasutatakse 1. protsessi juures.

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

Esiteks saadakse naatriumsulfaat, toimides väävelhappega keedusoolale:



Teiseks kuumutatakse saadud tahket Na_2SO_4 kriidi CaCO_3 ja söega; tekib sooda ja kaltsiumsulfiid:



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

8. Leelismetallide rühma üldülevaade.

Ühes Na ja K kuuluvad Mendelejevi tabeli 1. rühma vasakusse alarühma veel haruldasemad metallid — liitium Li, rubiidium Rb ja tseesium Cs. Nad on kõik naatriumile ja kaaliumile füüsikalistelt ja keemilistelt omadustelt väga sarnased. Nad on kõik ainult ühevalentsed.

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

Tabel 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	883	760,0	713	708
Valentsus	+1	+1	+1	+1	+1
Aktiivsus ja aluseliste omaduste kasvamis-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, on hõbevalge, taotav ja venitatav kerge metall erikaaluga 1,74.

Magneesiumi leidub looduses mineraal karnalliidis $MgCl_2 \cdot KCl \cdot 6H_2O$, kiseriidis $MgSO_4 \cdot H_2O$, magnesiidis $MgCO_3$, dolomiidis $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ ning silikaatidena mineraal oliviinis Mg_2SiO_4 , talgis $Mg_3H_2(SiO_3)_4$, serpentiinis $3MgO \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ ning asbestis, mis oma koostiselt sarnaneb serpentiiniga. Magneesiumi saadakse mineraal karnalliidi elektrolüüsamise teel.

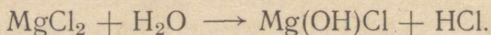
Magneesium on aktiivne metall; ta lagundab aeglaselt vett ning lahustub hapetes, tõrjudes välja vesiniku. Mg põleb õhus eredalt, tekitades magneesiumoksüüdi MgO ehk põletatud magneesiumiat.

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

3. Magneesiumi tähtsamad ühendid.

Magneesiumkloriid $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ on väga hügrokoopne, mõru maitsega. Seda soola sisaldav keedusool muutub kergesti niiskeks ja on mõrkjas. Kui segada kontsentreeritud $MgCl_2$ -

lahust MgO -pulbriga ja lasta moodustunud pudrutaoline mass seista, siis tardub ta tsemendi taoliselt kõvaks (Soreltsement). Kõrgemal temperatuuril laguneb $MgCl_2$ vastavalt võrandile:



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

Magneesiumsulfaati $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ nimetatakse mõrusoolaks ja kasutatakse meditsiinis.

Magneesiumkarbonaat $MgCO_3$ on hambapulbrite ja puudrite koosteosaks.

Bikarbonaat $Mg(HCO_3)_2$ on lahustuv vees ja põhjustab vee mööduvat kalkust.

4. Kaltsium.

Kaltsiumi aatomnumber on 20, aatomkaal 40.

Vanas Roomas nimetati lupja «calx», millest hiljem tuletati ladinakeelne nimetus *calcium*.

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



Joon. 46. 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. 46). Seepärast Islandi pagu nimetatakse *k a k s i k p a o k s*. Islandi pagu leiab kasutamist paljudes optilistes riistades. Teistest kaltsiumi sisaldavatest tuntumatest mineraalidest tuleb nimetada kipsi $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, apatiiti $6Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaCl_2 \cdot CaF_2$, fosforiiti $Ca_3(PO_4)_2$ ja sulapagu CaF_2 .

Fosforiidist $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ saadakse väärtuslikku fosforvæetist, sulapaost CaF_2 saadakse fluorvesinikhapet.

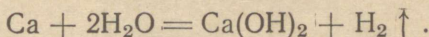
Metalset Ca valmistatakse sulatatud kaltsiumkloriidist elektrolüüsi teel.

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 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ kihiga.

Kõrges kuumuses põleb ta õhus telliskivipunase leegiga kaltsiumoksüüdiks CaO .

Nagu leelismetallidki, lagundab Ca vett, tõrjudes välja vesiniku:



5. Tähtsamad kaltsiumi soolad.

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — monokaltsiumfosfaat, moodustab superfosfaadi vees lahustuva osa;

CaCO_3 — kriit ja marmor, ehitusmaterjalid;

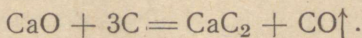
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — kips;

CaCl_2 — kaltsiumkloriid, hügrokoopne aine;

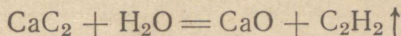
CaF_2 — kaltsiumfluoriid, lisatuna maakidele annab metallide sulatamisahjudes kergemini sulavaid jääke;

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ — kaltsiumbikarbonaat, lahustub vees ning põhjustab loodusliku vee nn. «mööduvat» kargust.

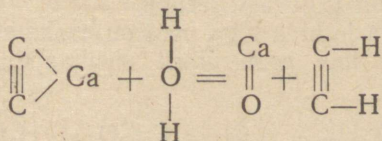
Muudest kaltsiumi ühendeist tuleks nimetada kaltsiumkarbiidi CaC_2 . Elekterahjus reageerivad lubi ning süsi, andes kaltsiumkarbiidi ning süsinikoksüüdi:



Kaltsiumkarbiid laguneb vee toimel atsetüleeniks ja lubjaks:



ehk



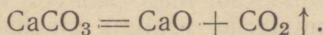
Tekkinud atsetüleen C_2H_2 on värvitu, hästi põlev gaas. Ta annab ereda suitsva leegi. Ta on odav, tema saamise viis lihtne ning leegi temperatuur kõrge. Teda rakendatakse metallide autogeenseks keevitamiseks ja keemiatööstuses, kus ta on lähteaineks paljudele keemilistele sünteesidele.

Kaltsiumkarbiidi tarvitatakse ka atsetüleenlaternates.

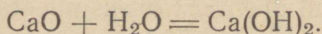


Joon. 47. Lubjapõletamise ahi.

Igapäevases elus on kaltsiumi tähtsaim ühend põletatud lubi CaO . Lubja saadakse lubjakivist, põletades seda erilistes ahjudes (joon. 47).

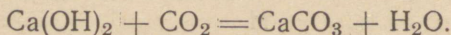


Põletatud lubi ühineb veega, eraldades soojust ja annab kustutatud lubja:

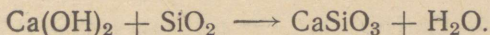


Lubja kustutamisel esimesed veehulgad kutsuvad esile lubjätükkide lagunemise pulbriks, mille maht on lubja algmahuga võrreldes umbes kolmekordne. Kustutatud lubi lahustub vees halvasti; veega hästi läbisegatult annab ta valge «lubjapiima». Kui selles eraldada filtrimise teel lahustumatu kaltsiumhüdrosüüd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

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



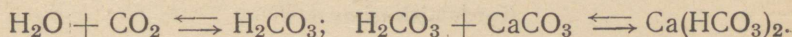
On teada, et 300—400 aastat vanades hoonetes on krohv kivide vahel kõvem kui telliskivi ise. Selle põhjuseks on reaktsioon liivaga:



6. Vee karedus (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 lahustamatu sademe. Analüüsidest niisugust vett leitakse, et temas on lahustatud Ca, Mg ja Fe sooli. Ca, Mg ja Fe soolad annavad seebis leiduvate orgaaniliste hapetega lahustamatuid ühendeid. Ca, Mg ja Fe esinevad vees osalt kloriididena ja sulfaatidena ja osalt bikarbonaatidena. Bikarbonaatide tekkimine vees toimub järgnevalt:

Õhus sisalduv süsihappe-gaas 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:



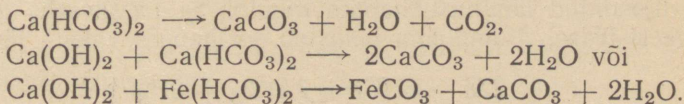
Mõlemad reaktsioonid on pöörduvad kõrgematel temperatuuridel, seetõttu karge vee keetmisel tekib tagasi lahustamatu CaCO_3 , mis setib. Osa vee kargusest on «möödunud», kuid sete anuma seintel on kahjulik.

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

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

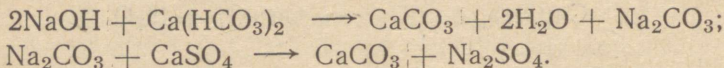
Karge vee kahjulikkus tehnikas ja igapäevases elus kutsus esile mitmesuguste vee pehendamise viiside leiutamise.

Mööduvast kargusest vabastamiseks vett keedetakse või lisatakse veele kustutatud lupja:

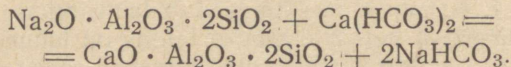


Tekkinud sade kõrvaldatakse filtrerimise teel.

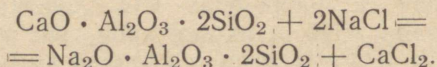
Alalise karguse kõrvaldamiseks kasutatakse soodat Na_2CO_3 või sööbenaatriumi NaOH :



Uuemaks vee karguse kõrvaldamise viisiks on leelismetalle sisaldava alumiiniumsilikaadi — permutiidi kasutamine filtrimaterjalina. Selle juures toimub järgnev asendusreaktsioon:



Permutiidi suureks paremuseks on tema regenererimise võimalus keedusoola abil:

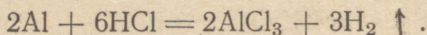


Kordamisküsimusi.

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?

7. Alumiinium.

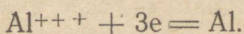
Alumiiniumi (ladinakeelne nimetus *Aluminium*) keemiline märk on Al, tema aatomnumber on 13, aatomkaal 27. Alumiinium seisab Mendelejevi tabeli kolmandas rühmas. Alumiiniumi aatomi väliskihis on kolm elektroni, nii et ühendeis on Al positiivselt kolmevalentne. Pingereas seisab ta enne vesinikku, sest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



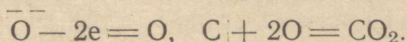
8. Alumiiniumi esinemine looduses.

Alumiinium on väga levinud element. Olles aktiivne metall, ei esine ta looduses ehedana. Alumiiniumi looduslikud silikaadid 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 boksiit $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Alumiiniumhapend Al_2O_3 esineb veel eriti kõva mineraali korundi näol. Korund, värvitud looduslike lisanditega, esineb sinise kalliskivi safiirina ning punase kalliskivi rubiinina. Tähtsaks alumiiniumi-sisaldusega mineraaliks on ka krüoliit $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$.

Metalset alumiiniumi saadakse praegusel ajal elektrolüüsi-des alumiiniumhapendit Al_2O_3 sulatatud krüoliidis. Alumiinium sula metallina eraldub katoodil. Alumiinium-ioonid saavad elektrone juurde ja taanduvad alumiiniumi aatomiteks. Katoodil kulgeb protsess järgmiselt:



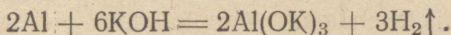
Anoodil eraldub hapnik, mis kohe reageerib söest anoodiga, andes süsihappe-gaasi:



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 olulise tähtsusega lennu- ja transporditööstuses nende väikese erikaalu tõttu.

Alumiinium on väga aktiivne metall ning on 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 peene nähtamatu oksüüdikihiga, mis takistab edasist õhu juurdepääsu pinnale ja kaitseb metalli edasihapendumise eest. Kõrgel temperatuuril alumiinium süttib ja põleb valge leegiga alumiiniumihapendiks Al_2O_3 , tekitades kõrget kuumust.

Alumiinium ühineb kõrges temperatuuris 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°).

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 alumiiniumipulbri ja 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 metalloosade kokkusulatamiseks, keevitamiseks. Nii näiteks sulatatakse kokku raudteerööbaste osi. Katkised tükid pannakse kokku, kaetakse magneesiumiast (MgO) valmistatud kastiga, mis täidetakse termiidiga. Termiit süüdatakse varemkirjeldatud viisil. Tekkiv sula raud jookseb alla, täidab prao ning sulatab rööpa osad kokku.

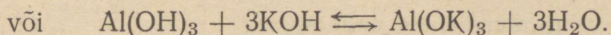
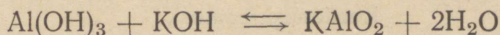
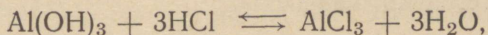
10. Alumiiniumhüdroksüüd ja -oksüüd.

Alumiiniumoksüüdi Al_2O_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 pishulgad.

Nüüdisajal osatakse produtseerida elekterahjude abil kunstkal-
liskive, mis ilu poolest ei jää maha looduslikkudest.

Mõningate masinate alumiiniumosade pinda tehakse vastu-
pidavamaks, tekitades sellel elektrolüüsi teel oksüüdikihti. Al_2O_3
on katalüsaatoriks mõningatel tähtsatel protsessidel orgaanili-
ses keemias. Nii saab temperatuuril $360^\circ\text{--}260^\circ$ Al_2O_3 kata-
lüütilisel toimel alkoholist etüleen, mis on oluliseks lähteaineks
kunstkautšuki sünteesil.

Lisades Al-soolade lahustele ammoniaagilahust, saame vär-
vusetu 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 sooli:



KAlO_2 ja $\text{Al}(\text{OK})_3$ on alumiiniumhappe kaaliumsoolad ehk
aluminaadid; nad lahustuvad hästi vees. Soojendamisel kulge-
vad ülalkirjeldatud pöörduvad reaktsioonid vastassuunas, soo-
lad lagunevad osaliselt tagasi aluseks ja happeks. Juhul kui tek-
kiv hape on tugevam kui tekkiv alus, reageerib terve lahus
happeliselt, vastandjuhul aga aluselisel. Soolade lagunem-
ist vesilahuses osaliselt tagasi happeks
ja aluseks nimetatakse hüdrolyüsiks.

Katse 1. Lahustame ühes katseklaasis AlCl_3 ja teises
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ ja proovime lahust lakmuspaberiga.
Ilmub punane värvus.

Katse 2. AlCl_3 lahusele lisame vähe KOH lahust,
tekinud sademe lahustame KOH ülihulgas. Keedame
lahust, sade tekib uuesti, sest toimub hüdrolyüs. Katsume
lahust lakmuspaberiga, reaktsioon on leeline.

Alumiiniumi ja ta sulameid kasutatakse majapidamisnõude
ja mööblite valmistamiseks ning autode, lennukite, mootor-
paatide ja teiste transportvahendite ehitamisel. Hea elektrijuh-
tivuse tõttu kasutatakse alumiiniumtraati elektrijuhtmetena;
valguse ja ultraviolettkiirte tugeva reflekteerimise tõttu alumii-
niumi pinnalt tehakse alumiiniumist peegleid reflektsoontes-
koopidele. Alumiiniumipulbrit kasutatakse laboratooriumis ja

tööstuses vesiniku saamiseks, värvainena ja mitmesugusteks teisteks otstarveteks.

11. Alumiiniumi tähtsamaid sooli.

Tähtsamaid alumiiniumisooli on: kaaliummaarjas koostisega $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ ja ammoniummaarjas koostisega $(NH_4)Al(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$. Maarjased on kaksissoolad ja sisaldavad palju kristallvett, mida kuumutamisel kaotavad, lagunedes pulbriks.

Maarjast tarvitatakse riide värvimisel peitsina, mis soodustab värvi kinnitumist kiududele, raagnaha parkimiseks (valgepark) ning veresulgemisvahendina.

Kordamisküsimusi.

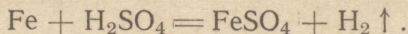
1. Milles väljendub alumiiniumi amfoteersus?
2. Missugustes hapetes lahustub alumiinium?
3. Kuidas saadakse nüüdisaja tööstuses alumiiniumi?
4. Milleks kasutatakse alumiiniumi?

12. Raud.

Raua (ladinakeelne nimetus *Ferrum*) keemiline märk on Fe, aatomnumber 26, aatomkaal 56. Raud asetseb Mendelejevi tabelis kaheksandas rühmas. Raua aatomi väliskihis tiirleb kaks elektroni ning eelviimane kiht on ebastabiilne, ühe paarimatu elektroniga.

Raud esineb ühendeis positiivselt kahe- ning kolmevalentse. Viimasel juhul ta loovutab ühendisse astudes ühe elektroni ka eelviimasest kihist.

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



13. Raua esinemine looduses.

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

sinna punane kriips. Hematiiti tarvitatakse jahvatatud kujul punase värvina.

Magnetiit ehk magnetrauakivi Fe_3O_4 tõmbab raudasju enda külge. Tema jätab portselankausi põhjale musta kriipsu. Uuralis koosnevad magnetiidist terved mäed.

Limoniit ehk pruun rauakivi $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ esineb kollasena või pruunina ja annab portselanil pruuni kriipsu. Ta on sageli segatud liiva või saviga. Üks limoniidi liike on kollane r a u a o o k e r, mida tarvitatakse kollase värvina.

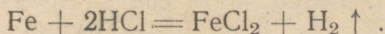
Sideriit ehk raudpagu FeCO_3 leidub suurte massiivsete kih-tidena.

Püriit ehk leeprikivi FeS_2 on hall-kollane. Temaga portselanile tõmmatud kriips on rohekasmust. Püriiti kasutatakse väävelhappe tootmisprotsessis lähteainena. Markasiit 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. Kõrges temperatuuris lagundab ta veeauru; seejuures eraldub vesinik ja tekib Fe_3O_4 . Raud lahustub kergesti lahjendatud happes, moodustades vastavaid sooli.

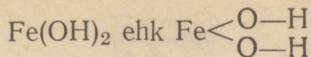
N ä i d e:



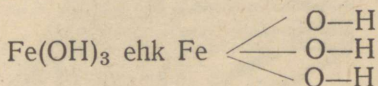
Kuumutatud raud põleb hapnikus. Niiskes õhus raud «roostetab», s. t. toimub raua aeglane hapendumine, millejuures teki-vad rauahapendite hüdraadid (korrosioon, vt. lk. 95). Roosteta-mise kiirus oleneb raudeseme pinna olukorrast. Sile puhas pind roostetab vähe. Kõik pinna rikked ja mustus soodustavad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

Roostetamise ärahoidmiseks kaetakse raua pind õlivärviga, vaabaga, asfaldiga, tsingiga, tinaga, kroomiga, nikliga jne. Läikivat rauapinda kaitstakse õlitamisega. Mõnikord tekitatakse raua pinnale kunstlikult tihe Fe_3O_4 kiht, mis takistab raua sügavamalt roostetamist. Säärasel pruunistatud raual on meeldiv pinnajume.

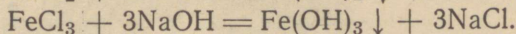
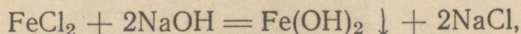
Raua hüdroksüüdid



ja



on nõrgalt aluselised. Nad tekivad sööbenaatriumi või sööbekaaliumi toimel rauasoolade lahustele ning on vees halvasti lahustuvad:



Kõrgel temperatuuril raud ühineb süsinikuga ja annab raudkarbiidi valemiga Fe_3C , mida nimetatakse tsementiidiks.

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

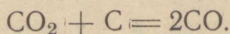
Raua soolad on pruunikaskollast, helerohest või lillat värvi. Raudsulfiid on aga must.

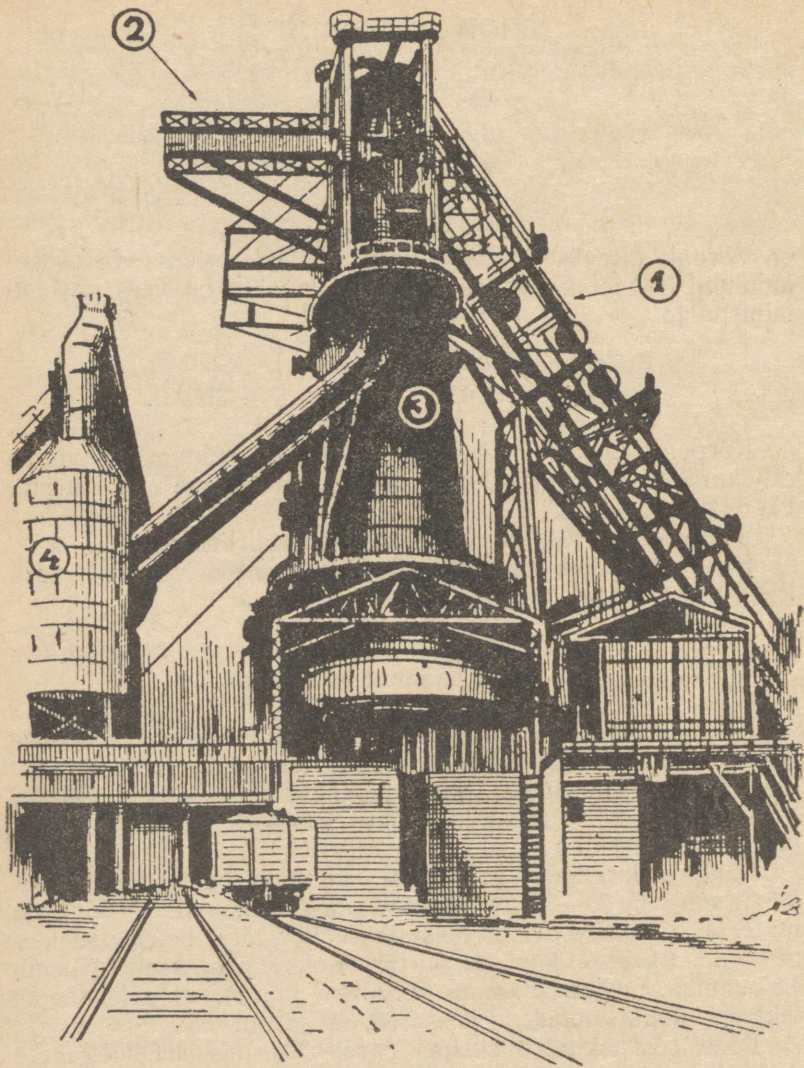
16. Raua saamine maakidest.

Kõrgahju-menetlus (joon. 48). Selle menetluse põhimõte on — raudhapendite taandamine söega ja süsihapiidiga CO ning lisandite eemaldamine rübustajatega, näiteks liiva ja pae abil. Produktina tekib 2,3—5% süsiniku-sisaldusega malm ehk torraud.

Raua sulatamine maakidest toimub kõrgahjudes. Viimased on 20—35 m kõrged ning omavad tulekindlast materjalist voodrit. Ülalt puistatakse 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:

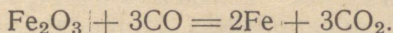
Põlev süsi tekitab süsihappe-gaasi CO_2 , mis läbi hõõguvate süte ülespoole tungides muutub süsinikoksüüdiks:



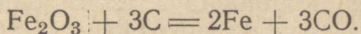


Joon. 48. Kõrgahju üldvaade: 1 — elevaator, 2 — laadimisplatvorm, 3 — kõrgahi, 4 — gaasipuhasti.

Süsinikoksiüid, tungides läbi rauamaagi, taandab raua ja muutub ise jälle süsihappe-gaasiks:



Ka hõõguvad söed taandavad raua maakidest:



Kõrges kuumuses sulab raud, osa sütt lahustub sulas metallis ja tekib malm. Rübustajad ühinevad rauamaagis leiduvate 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 savirenne 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 ehk toorraud sisaldab peale raua 2,3—5% süsinikku, mõnikord ka veel mangaani, räni, fosforit ja väävli. Kõrges temperatuuris ühineb raud süsinikuga, andes tsemiiti. Kiirel jahtumisel jääb ühendus 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 karbiid ja süsinik eraldub grafiidina rauaosade vahele. Säärast murdekohalt halli malmi nimetatakse halliks malmiks.

Malm sulab kergemini kui raud ja teras (1100—1200° temperatuuril) ja 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 0,5—2,3%, rauas alla 0,5%.

Teras sulab kergemini kui puhas raud (1200—1400° temperatuuril) ja on väga kõva. Terases 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 kraadini 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 tema temperatuur (ja sellega ühtlasi tema kõvadus): 220° — kollakas, 230° — õlgkollane, 255° — helepruun, 265° — pruunikaspunane, 275° — kirsspunane, 285° — violett, 295° — rukkililliline, 315° — tumesinine.

Terasesorte on väga palju. Süsiniku hulk ja muud lisandid terases annavad talle erilisi omadusi. Teras, krooni ja nikli sulam on tuntud roostevaba 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.

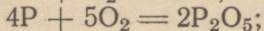
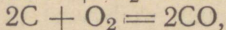
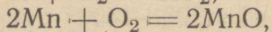
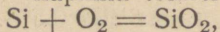
Kahjulikud lisandid rauas on fosfor ja väävel. Fosfor teeb raua rabedaks harilikul temperatuuril, väävel teeb ta rabedaks kuumendatud olekus.

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

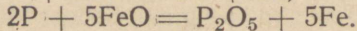
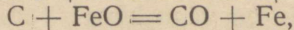
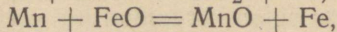
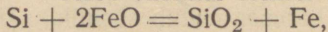
Et malmist saada puhast rauda ja terast, on tarvis malm vabastada süsinikust, ränist ja mangaanist. See ebasoovitavate lisandite eemaldamine malmist on võimalik hapendamise teel. Hapendajatena on kasutatavad õhuhapnik ning raua enese hapendid. Tekkinud ränihapend ning mangaanilahendid moodustavad kergesti sulava räbu (šlaki), süsinikuhapend CO aga lendub. Fosforhappeanhüdriid annab šlaki ainult tugeva aluse (lubja) toimetel.

Malmi ümbertöötamisel on hapendumisprotsessid järgmised:

hapniku toimetel



ferro-oksüüdi toimetel



Malmist terase saamiseks on kolm menetlust:

1. Bessemeri meetod. Sulatatud malm valatakse suurde nõusse — Bessemeri konverterisse (joon. 49). See Bessemeri konverter ehk «pirn» on tehtud raudplekist ning vooderdatud tulekindlate kividega. Konverteri põhja läbib hulk õhutorusid, nende kaudu surutakse õhk alt, õhukambrist, sisse.

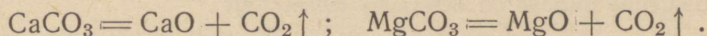


Joon. 49. Bessemeri konverter.

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

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

2. Thomas - meetod. Fosforhappeanhüdriidi ning väävli oksüüdide sidumiseks tehakse Thomas-meetodi järgi konverterile leeline dolomiidist $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ vooderdus. Konverterisse lisatakse lupja. Dolomiidi kuumutamisel tekib CaO ning MgO :



P_2O_5 , ühinedes CaO -ga, annab kaltsiumfosfaadi, mis jääb räbuse. Seda nn. toomas-räbu tarvitatakse fosforväetisena. Thomas-meetod on kasulikum oma kõrvalprodukti tõttu. Mõlema kirjeldatud meetodi puuduseks on see, et osa räbu seguneb metalliga ja viimases lahustub palju gaase.

3. Siemens-Martini meetod. Siemens-Martini meetod on praegu kirjeldatud puudusest vaba. Malm sulatatakse vanarauaga (mida roosterikkam, seda parem) või rauamaagiga ahjus. Ahjus põletatakse vastava temperatuuri saamiseks generaatorgaasi. Malmis sisalduva süsiniku hapendamine teostub peamiselt rauaroostes või -maagis leiduva hapniku arvel. Ahju vooderdus võib olla kas happeline (šamot-kivid) või aluseline (dolomiit). Siemens-Martini ahjust on võimalik saada kindla koostisega terast.

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

Tähtsamad terase erisordid on:

1) Masinaehitus-terased; sisaldavad lisandina niklit, mis tõstab terase tugevust ning elastsust.

2) Instrumentaal-terased; 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, kahurrelvade ning auto- ja lennukiosade valmistamiseks.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada tähtsamaid rauamaake.
2. Kuidas kaitstakse raua korrosiooni eest?
3. Kirjutada mõni ferroühendi valem ja struktuurvalem.
4. Kirjutada mõni ferriühendi valem ja struktuurvalem.
5. Mis ained taandavad raua kõrgahju-menetluses?
6. Mis on räbu?
7. Mis on malm?
8. Mis on terase karastamine?
9. Missugune puudus on Bessemeri menetlusel?

SISUKORD.

	Lk.
I. Elementide perioodiline süsteem	3
1. Ajalooline ülevaade	3
2. Mendelejevi perioodilisuse seadus ja elementide järjestus	5
3. Mendelejevi elulugu	11
II. Molekulaar-atomistliku teooria alused	16
1. Aatomite ja molekulide olemasolu	16
2. Aine kaalu jäävuse seadus ja aine koostise püsivuse seadus molekulaar-atomistliku teooria seisukohalt	19
3. Lihtsamate keemiliste valemite tuletamine analüüsi andmete põhjal	20
4. Molekulaarvalemi määramine aurutiheduse järgi .	22
5. Gramm-molekul, gramm-aatom, gramm-ekvivalent	23
6. Arvutusi keemiliste valemite alusel	24
III. Radioaktiivsed elemendid	26
1. Raadiumi avastamise eellugu	26
2. Raadiumi kiired	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	48

	Lk.
IV. Molekulaar- ja kolloidlahused	50
1. Suspensioonid ja emulsioonid	50
2. Kolloidlahused	51
3. Molekulaarlahused	60
4. Lahustuvuse sõltuvus temperatuurist	62
5. Lahustuvuskõverad	63
6. Aine lahustumatus	64
7. Küllastatud ja üleküllastatud lahused	65
8. Soojuse neeldumine ja eraldumine lahustumisel	66
9. Gaaside lahustuvus	66
10. Lahuste kontsentratsiooni väljendamine %-des, normaalsuses ja molaarsuses	67
11. Elektrolüüdid ja mitte-elektrolüüdid	69
12. Arrheniuse hüpotees	70
13. Ioonide tekkimine lahuses	71
14. Hapete, aluste ja soolade ioniseerimine lahuses. Katioonid ja anioonid	73
15. Ioonide omadused	74
16. Lahuste ja sulamite elektrolüüs	76
17. Asendusreaktsioonid elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria valguses	80
V. Metallide üldiseloomustus	85
1. Metallide füüsikalised omadused	85
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	92
6. Hapendumis-taandumisprotsessid	93
7. Metallide korrosioon ja võitlus sellega	95
8. Metallide seesmine struktuur	98
VI. Leelismetallid: naatrium ja kaalium	101
1. Leelismetallide asend Mendelejevi tabelis seoses aatomi struktuuriga	101
2. Kaaliumi ja naatriumi esinemine looduses	101

	Lk.
3. Kaaliumiühendite tähtsus põllumajanduses	102
4. Naatriumi ja kaaliumi üldiseloomustus	103
5. Naatriumi ja kaaliumi ning nende hüdroksüüdide saamine tööstuses	105
6. Naatriumi ja kaaliumi tähtsamaid sooli	107
7. Sooda tootmise menetlused	108
8. Leelismetallide rühma üldülevaade	110
VII. Tähtsamad kahe- ja kolmevalentsed metallid	111
1. Leelismuldmetallid	111
2. Magneesium	111
3. Magneesiumi tähtsamad ühendid	111
4. Kaltsium	112
5. Tähtsamad kaltsiumi soolad	115
6. Vee karedus (kargus) ja selle kõrvaldamise viisid	115
7. Alumiinium	116
8. Alumiiniumi esinemine looduses	117
9. Alumiiniumi omadused ja kasutamine	117
10. Alumiiniumhüdroksüüd ja -oksüüd	118
11. Alumiiniumi tähtsamaid sooli	120
12. Raud	120
13. Raua esinemine looduses	120
14. Raua füüsikaline ja keemiline iseloom	121
15. Raua ühendid	122
16. Raua saamine maakidest	125
17. Teras	125

Teine, täiendatud trükk.
Vastutav toimetaja A. Mutt.
Keeleline toimetaja A. Saul.

Ladumisele antud 19. VII 1948. Trükkimisele antud 13. IX 1948. Trüki-
arv 4000. Paber 56×79, $\frac{1}{16}$. Trükipoognaid 8,25. Trükitähti trüki-
poognas 54.665. Arvutuspoognaid 7,1. MB-07618. Trükikoda „Noor-Eesti“,
Tartu, Kastani 58. Tellimise nr. 749.

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

RBL. 2.50