

NATALIE RÄGO

KEEMIA

KESKKOOLI

X

KLASSILE

RK

„PEDAGOOGILINE KIRJANDUS“
TALLINN 1946

X kl.

NATALIE RÄGO

KEEMIA

X KLASSILE

Fr. R. Kreutzwaldi
nim. ENSV Riikil
Raamatukogu

294.543
2006

Eesti Rahvusraamatukogust

RK

„PEDAGOOGILINE KIRJANDUS“

TALLINN 1946

I. ELEMENTIDE PERIOODILINE SÜSTEEM.

1. Ajalooline ülevaade.

Möödunud sajandi esimestel aastakümnetel panid mitmed teadlased tähele, et mõned keemilised elemendid on oma 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. Esimese sammu keemiliste elementide süstematiseerimise suunas tegi saksa keemik *Döbereiner*, kel 1817. a. õnnestus sarnaste omadustega keemilised elemendid kokku võtta 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	40,07	47,56
Naatrium Na	23,00	16,10	Strontsium Sr	87,63	49,74
Kaalium K	39,10		Baarium Ba	137,37	
Muutliku valentsiga elemendid ; kõrgeim valents 5.			Muutliku valentsiga elemendid ; kõrgeim valents 6.		
Fosfor P	31,04	43,92	Väävel S	32,06	47,14
Arsen As	74,96	46,84	Seleen Se	79,20	48,30
Antimon Sb	121,80		Telluur Te	127,50	

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 omadused on sarnased; 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.

1863. a. tegi noor inglise keemik *Newlands* (loe: njulends) ettepaneku rühmitada elemendid oktetideks, s. o. võtta neid kokku kaheksakaupa ja paigutada nad kasvava aatomkaalu järjekorras kohakuti tulpadesse. Seejuures ilmneb, et ühte ritta satuvad ikka sarnaste omadustega elemendid.

Inglise Keemia Seltsis sai noor *Newlands* algul ainult naeru ja pilke osaliseks. Alles elu lõpul autasustati teda tema avastuse eest, et keemiliste elementide omadused korduvad korrapäraselt „oktetide seaduse“ järgi.

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

Et aatomkaal on tähtsaimaks keemilise elemendi tunnuseks, siis võis arvata, nagu seda tegid ka *Döbereiner* ja *Newlands*, et see tunnus ühel või teisel viisil annab ka aluse kõigi elementide süstematiseerimiseks. Kuid uurijail puudus julge ja selge põhiidee elementide kokkuvõtmiseks ülevaatlikuks süsteemiks.

Niisugune teedrajav idee anti suure vene keemiku *Mendelejevi* poolt. Aastal 1868 saatis ta tuntuimatele keemikutele oma uurimuse: „Katse koostada keemiliste elementide süsteemi,

mis põhineb nende aatomkaalul ja keemilisel sarnasusel". Aasta hiljem kanti Vene Keemikute Seltsis ette Mendelejevi teadaanne „Keemiliste elementide omaduste sõltuvusest nende aatomkaalust“. Samasisulise ettekandega esines Mendelejev veel samal aastal Moskvaa arstide ja loodusteadlaste kongressil.

2. Mendelejevi perioodiline seadus ja elementide järjestus.

Mendelejevi avastatud „perioodilise seaduse“ sõnastas ta ise järgmiselt: „Nii lihtainete kui ka ühendite omadused ja laad on perioodilises sõltuvuses aatomkaalust ehk, algebralist kõneviisi tarvitades, on elementide aatomkaalude perioodilised funktsioonid.“

Mendelejevi perioodilises süsteemis on elemendid paigutatud kasvava aatomkaalu järjekorras, alates kergeimast elemendist, vesinikust. Mendelejev pani tähele, et mitme elemendi järel esineb jälle elemente, millel on mõne eelmisega sarnased omadused. Näiteks liitiumile otsekohe järgnevad elemendid Be, B, C, N, O ja F pole temaga sarnased, kuid järjekorras kaheksas 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 vahemikude 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 ridadeesse nii, et reas näeme omaduste järk-järgulist muutumist.

Praegusel kujul, mis hõlmab ka kõiki uusi vahepeal avastatud elemente, on Mendelejevi tabelis kaheksa 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“. Ülevaate 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 tüübiline metall, viimane F aga on aktiiv-

Tabel 2. Mendelejevi

ELEMENTIDE		ELEMENT			
Perioodid	Read	I	II	III	IV
1	I	1 H 1,008			
2	II	3 Li 6,940	4 Be 9,02	5 B 10,82	6 C 12,010
3	III	11 Na 22,997	12 Mg 24,32	13 Al 26,97	14 Si 28,06
4	IV	19 K 39,096	20 Ca 40,08	21 Sc 45,10	22 Ti 47,90
	V	29 Cu 63,57	30 Zn 65,38	31 Ga 69,72	32 Ge 72-27,60
5	VI	37 Rb 85,48	38 Sr 87,63	39 Y 88,92	40 Zr 91,22
	VII	47 Ag 107,88	48 Cd 112,41	49 In 114,76	50 Sn 118,70
6	VIII	55 Cs 132,91	56 Ba 137,36	57—71* La 138,92	72 Hf 178,6
	IX	79 Au 197,2	80 Hg 200,61	81 Tl 204,39	82 Pb 207,21
7	X	87 —	88 Ra 226,05	89 Ac (227)	90 Th 232,12

* Haruldased muldmetallid ehk lantaniidid.

periododiline tabel.

T I D E R Ü H M A D

V	VI	VII	VIII			O
						2 He 4,003
7 N 14,008	8 O 16,00	9 F 19,00				10 Ne 20,183
15 P 30,98	16 S 32,06	17 Cl 35,457				18 Ar 39,944
23 V 50,95	24 Cr 52,01	25 Mn 54,93	26 Fe 55,85	27 Co 58,94	28 Ni 58,69	
33 As 74,91	34 Se 78,96	35 Br 79,916				36 Kr 83,7
41 Nb 92,91	42 Mo 95,95	43 Ma —	44 Ru 101,7	45 Rh 102,91	46 Pd 106,7	
51 Sb 121,76	52 Te 127,61	53 J 126,92				54 Xe 131,3
73 Ta 180,88	74 W 183,92	75 Re 186,31	76 Os 190,2	77 Ir 193,1	78 Pt 195,23	
83 Bi 209,00	84 Po (210)	85 —				86 Rn 222
91 Pa 231	92 U 238,07					

aatomwaaal = pr 7

seim metalloid. Samuti reas Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl esimene element Na on aktiivne metall; seda on veel ka Mg, kuid juba vähemal määral, veelgi vähem on seda Al. Alates siliitsiumist on aga ülekaalus metalloidide omadused. Rida lõpeb tüübilise aktiivse metalloidiga — klooriga. Sama nähtus kordub ka teistes ridades. Kui aga liigume v e e r g u d e s ülalt alla, siis ilmneb, et igal järgmisel elemendil on tugevam metalli iseloom kui eelmisel. Igas veerus on kaks rühma, parem- ja vasakpoolne; kummassegi on koondatud omavahel rohkem 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 k a h e k s a n d a s t elemendist alates algab omaduste kordumine. Niisugust omaduste kordumist kindlate vahede takka nimetatakse „perioodiliseks“.

Selles mõttes tuleb mõista ka Mendelejevi tabelile antud nimetust „perioodiline tabel“.

Perioodilise tabeli esimesse veergu paigutatud elementide põhivalents on üks; teise veergu paigutatud elementidel — kaks; kolmandasse veergu paigutatud elementidel — kolm ja neljandasse — neli. Neljandast veerust alates esinevad elemendid tihti mitme valentsiga, kuid elemendi kõrgeim valents vastab ikka selle veeru numbrile, kuhu element on paigutatud.

Nii on neljanda veeru elementide kõrgeim valents — neli,
 viienda „ „ „ „ — viis,
 kuuenda „ „ „ „ — kuus
 ja seitsmenda „ „ „ „ — seitse.

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

Mendelejevi ajal ei esinenud perioodiline tabel nii täielikul kujul, nagu seda tuntakse nüüd (vt. tabel 2). 1868. a. tunti ainult 54 keemilist elementi, nüüd tuntakse neid 90. Mendelejevi suurim teene on selles, et ta ei paigutanud kõiki tuntud elemente

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

järjest, vaid jättis tabelisse vabu, nummerdatud lahtreid elementide jaoks, mis ei olnud veel avastatud, 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 väavli ja telluuri vahel, tabeli reas arseeni ja broomi vahel. Mendelejevi reegli kohaselt peaks seleeni aatomkaal olema võrdne väavli, 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 järgneva 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 tundmatute elementide omaduste kohta.

On arusaadav, et nii haruldane kooskõla germaaniumi ennustatud ja tegelikkude omaduste vahel tegi Mendelejevi nime ülemaailmselt kuulsaks. Siit peale sai Mendelejevi tabel keemiateaduse kandesambaks. Hilisemad uute elementide avastused ja eriti viimase 3 aastakümne jooksul loodud aatomi ehituse teooria heitsid järjest uut valgust ta põhjapanevale tähtsusele keemias. Mendelejevi tabel on ka väärtuslikem seni tuntud keemia-õpetamise abinõudest: ainult tänu sellele on võimalikuks saanud selge ja kiire ülevaate saamine ligi 90-st keemilisest elemendist, nende omadustest ja nende arvutuist ühendeist.

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.

13-01-47

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 viies ja 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 raskemat 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.

delejevil 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 „perioodilise seaduse“ avastamisega, mille ta avaldas 1869. a. Sellel seadusel põhinev „elementide perioodiline süsteem“ on esmajärgulise tähtsusega teenäitajaks keemias.

Hilisemal aastail on Mendelejev tegelnud väga mitmesuguste probleemidega. Ta on uurinud lahuste teooriat ja gaaside seadusi, teinud vaatlusi kõrgemais õhukihtides, leiutanud uusi teaduslikke instrumente ja töötanud viljakalt „Kaalude ja Mõõtude Koja“ juhatajana, alates 1893. a. Kuid eriti hinnatud on tema, kaasajast kaugele ette jõudnud mõtted loodusvarade majandusliku kasutamise kohta. Neist mõtetest on mõned alles nüüd elluviimisel Kommunistliku Partei ja Nõukogude valitsuse poolt. Nimetamist väärib näiteks Mendelejevi mõtte söe maa-alusest gaasifitseerimisest, 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-kõrgahjudest 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 asutustega. Sellega on seletatav häbistav tõsiasi, et vene 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 asutused üksteise võidu Mendelejevile austust avaldama: kuulsad inglise Oxford'i ja Cambridge'i ülikoolid 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.

Iseloomustav ta isiksusele on tema omad 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.“

Mendelejevy suri 1907. a. Ta unistused teostusid alles pärast nõukogude korra kehtimapanekut.

Kordamisküsimused.

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 teise rea esimese elemendi naatriumi ja sama rea viimase elemendi kloori omadusi.
7. Missugune suurim valents võib olla ühendites viienda veeru elementidel?
8. Kirjutada kuuenda veeru elemendi väävli kõrgeima oksüüdi valem ja struktuurvalem.
9. Kirjutada seitsmenda veeru elemendi kloori hüdroksiidi valem ja struktuurvalem.
10. Kirjeidada Mendelejevi elementide-ennustuse kordaminekut.
11. Missugune keemiaharu huvitas Mendelejevit nooruses kõige rohkem?
12. Millest sõltub Mendelejevi veendumuse järgi rahva kultuuriline areng?

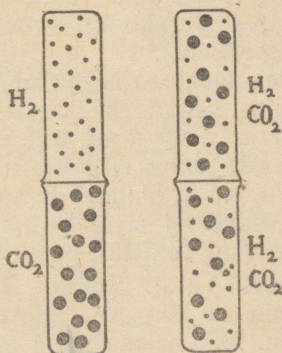
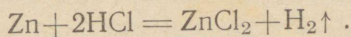
II. AATOMISTLIKU JA MOLEKULAARTEOORIA ALUSED.

1. Aatomite ja molekulide olemasolu.

Aatomistlik ja molekulaarteooria 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.

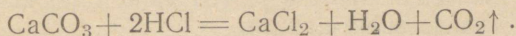
Kordame mõned tuttavad katsed.

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

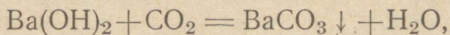


Joon. 1. Gaaside difusiooni skeem.

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



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



annab raskesti lahustuva sademena süsihapu baariumi, mis teeb tilga sogaseks.

Paigutame nüüd esimese silindri teisele avadega vasta- misi ja laseme neid nii mõni tund seista.

Korrates uuesti katset barüütveega leiame, et süsi- happe-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 gaas püüab ikka enda alla võtta võimalikult suurt ruumala.

Kirjeldatud katses segunesid mõlemad gaasid, vesinik ja süsihappe-gaas, ilma välise mõjutuseta. Niisugust vabalt esi- nevat ainete segunemist nimetatakse vabaks difusiooniks (läbitungimiseks).

Molekulaarteooria õpetab, et mida kõrgem tempe- raatuur, seda kiirem on aine osakeste lii- kumine. Sellega on seletatav, et kõrgematel temperatuuri- del gaaside vaba difundeerumine teineteise toimub tunduvalt kiiremini kui madalatel temperatuuridel.

Ka vedelikud ei täida nende poolt enda alla võetud ruumi pidevalt, vaid ka nende osakeste vahel on tühjad vaheruimid.

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 varsti suhkur lahustub ja vee- pind langeb endisele tasemele tagasi. Suhkru lahustu- mise käiku jälgides näeme, et esialgu katab klaasi põhja raskem ja suhkrurikkam vedelikukiht, kuid peagi kaob nähtav pind suhkrulahuse ja vee vahel ning klaasis leiame kõikjal ühtlase suhkrulahuse.

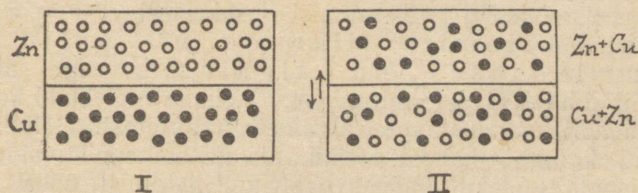
Käsiteldud katse näitab, et vee osakeste vahel leidus vaba ruumi suhkru osakeste jaoks ning suhkru osakesed jaotusid veega täidetud ruumi, difundeerudes sinna samal viisil, nagu eelmises katses süsihappe-gaas tungis vesinikusse.

Joon. 2. Tahke aine vedelikus lahustumise skeem.



Ka tahke aine osakeste vahel on vaheruumed 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 analüüsides leiame alumiiniumis kulda ning kullas alumiiniumi. Kummagi metalli osakesed on tunginud teise metalli osakeste vahele, seal olevaisse tühjadesse vaheruumidesse.



Joon. 3. Tahke aine tahkesse ainesse difusiooni skeem.

Katse 4. Võtame kaks sileda ja puhta pinnaga plaadikest, ühe näiteks tsingist, teise vasest. Surume nad kruvide abil kokku ja paigutame termostaati, milles püsiva küttega hoiaime temperatuuri 100° . Mõne tunni järel plaadikesi teineteisest lahutades näeme, et valges tsingis leidub roosat vaske ja roosas vases leidub valget tsinki (joon. 3).

Kordame katset, paigutades metallide vahele vilgukivi-lehekese. Veendume varsti, et vilgukivi-kiht ei takista metallide teineteise tungimist.

Ajaloolise ja põhimõttelise tähtsusega tõenduseks väitele, et aine koosneb pisiosakestest, mis vahetpidamata liiguvad, on nn. Brown'i (loe: braun) nähtus. 1827. a. vaatles inglise taimeteadlane Brown mikroskoobi all taime õietolmu kübemekeste hõljumist vees. Need tolmukübemekesed käitusid väga omapäraselt: vahetpidamata liikudes ja ühtelugu liikumissuunda muutes meenutasid nad sinna-tänna visklevaid elusolendeid. Nii arvaski Brown esialgu, et korrapäratult visklevad kübemekesed on elusolendid. Kuid korrates katset grafiidipulbriga leidis ta, et nähtus jääb olulises osas endiseks, s. t. nähtus ilmneb ühteviisi, sõltumatult kübemekeste päritolust. Nähtus on seletatav väga lihtsalt: vee molekulid, liikudes igas suunas ja erisuguse hooga, tõukavad ettejuhtuvaid vees hõljuvaid tolmukübemekesi kord sinna, kord tänna, kord tugevalt, kord nõrgemalt. Selle tagajärjel liiguvad vees hõljuvad tolmukübemekesed vahetpidamata ja täitsa korrapäratult.

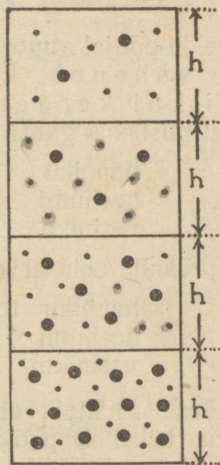
Brown'i liikumine intensiivistub temperatuuri tõustes ja aeglustub temperatuuri langedes. Seda saab seletada vaid nii, et Brown'i liikumist esilekutsuv molekulide liikumine muutub elavamaks temperatuuri tõustes ja aeglasemaks temperatuuri langedes.

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 väävliaatomist ja neljast hapniku aatomist. Aga ka lihtaines on enamasti mitu aatomit ühinenud molekuliks. Nii koosneb hapniku molekul tavalistes tingimustes 2-st hapniku aatomist, ozooni molekul 3-st hapniku aatomist.

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

2. Molekulide kaalu määramine.

Huvitavaks meetodiks gaasi molekulide kaalu määramiseks on prantsuse teadlase Perrin'i (loe: perrään) meetod. Asja selgitamiseks vaatleme maapinnal püsti seisvat õhusammast. Kui uurida tema alumist, umbes 10-kilomeetrise kõrgusega osa, siis selgub, et siin õhu protsentuaalne koostis on kõikjal üks ja seesama. See on tingitud asjaolust, et tuuled ja õhu püstvoolud segavad lakkamatult üksteisega gaase, millest õhk koosneb. Hoopis teistsugust pilti näeme õhu kõrgemais kihtides, kuhu tuuled ja õhuvoolud ei ulatu. Seal jaotuvad



Joon. 4. Osakeste jaotus soojusliikumise ja raskusjõu mõjul.

gaasi molekulid ainuüksi oma korrapäratu liikumise ja kaalu mõjul. Kui molekulid jaotuksid ainult oma kaalu mõjul, siis langeksid nad mõne aja jooksul kõik maapinnale. Kui molekulid jaotuksid ainult oma korrapäratu liikumise ja vastastikutõrgete mõjul, siis jaotuksid nad küll ühtlaselt, kuid aja jooksul hajuks maakera ümbritsev atmosfäär maailmaruumi. Mõlema nimetatud teguri — korrapäratu liikumise ja kaalu mõjul jaotuvad gaasid nii, et madalamaisse õhukihtidesse raskeid gaase koguneb suuremal määral kui kergemaid gaase. Sellepärast õhu koostis muutub tunduvalt kõrgusega: madalamais kihtides on raskemaid gaase suhteliselt rikkalikumalt kui kergeid gaase

(joon. 4). Järgmine tabel toob mõned arvulised andmed selle kohta.

Tabel 5.
Õhu koostise muutumine kõrgusega.

Kõrgus üle merepinna	0 km	100 km
Süsihappe-gaasi %	kõikuv	pole
Hapniku %	21	jäljed
Lämmastiku %	78	0,1
Vesiniku %	0,01	99,4
Muude gaaside %	0,94	0,5

Õeldu põhjal atmosfääri raskemate gaaside tihedus väheneb kõrgusega tunduvalt kiiremini kui kergemate gaaside oma. Arvutus näitab, et püstsihis gaasi tihedus väheneb poole võrra:

hapniku	puhul	tõusmisel	5 km	võrra,
heeliumi	„	„	40	„ „
vesiniku	„	„	80	„ „

Võrdleme neid arve gaaside molekulkaaluga:

hapniku	molekulkaal	on	32,
heeliumi	„	„	4,
vesiniku	„	„	2.

Võrdlus näitab, et tõusukõrgus, mille puhul gaasi tihedus väheneb poolele algväärtusele, on pöördvõrdeline gaasi molekulkaaluga:

$$5 : 40 = 4 : 32, \quad 40 : 80 = 2 : 4.$$

Kirjeldatuga väga sarnast olukorda näeme, kui pihustame vees tilgakese tušši ja valame tekkinud suspensiooni silindrisse. Pihustatud tuši- (sõe-)osakesed võtavad vahetpidamata vastu korrapäratuid pörkeid vee molekulidelt ja jaotuvad esialgu ühtlaselt kogu silindris. Osakeste kaalu mõjul hakkavad aga suspensiooni alumised kihid järjest rikastuma raskemaist osakestest, mille tõttu alumised kihid muutuvad järjest tumedamaks, ülemised aga heledamaks. Oma kuulsates katsetes kasutas Perrin tuši asemel kollakat gummiguti-nimelist värvainet ja asendas raskustungi palju võimsama tsentrifugaaltungiga, saavutades sellega veesambas tunduvalt kiirema osakeste jaotu-

mise nende suuruse järgi. Perrin'i katsed kinnitasid, et ka emulsioonides¹ raskete osakeste tihedus veesambas väheneb kõrgusega kiiremini kui kergete osakeste oma ja ka siin tõusukõrgus, mille puhul osakeste hulk vees väheneb poolele algväärtusele, on pöördvõrdeline osakeste kaaluga.

See tähendab, et emulsiooni osakeste arv muutub kõrgusega veesambas sama seaduspärasusega, nagu muutub gaasi tihedus kõrgusega atmosfääris. Mõõtes mikroskoobi all gummiguti-terakeste läbimõõtu ja teades gummiguti erikaalu, saab arvutada üksiktera kaalu. Olgu see p grammi. Vähenegu niisuguste terade arv poolele sambas kõrgusega h cm. Olgu vesiniku molekuli kaal P grammi. Et tema tihedus väheneb poolele sambas kõrgusega 80 km ehk $80 \cdot 10^6$ cm, siis

$$\frac{P}{p} = \frac{h}{80 \cdot 10^6} \quad \text{ehk} \quad P = p \frac{h}{80 \cdot 10^6}.$$

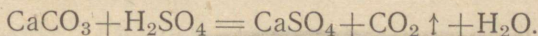
Asetades valemisse p ja h jaoks saadud arvud, leidis Perrin, et vesiniku molekuli kaal

$$P = 2,94 \cdot 10^{-24} \text{ grammi.}$$

Teades, mitu korda hapniku, lämmastiku jne. molekuli kaal on suurem vesiniku molekuli kaalust, saame kergesti arvutada ka nende gaaside molekuli kaalu grammides.

3. Aine kaalu jäävuse seadus ja aine koostise püsivuse seadus aatomistlik-molekulaarteooria seisukohalt.

Kirjutame mõne keemilise reaktsiooni võrrandi, näiteks:



See reaktsioon läheb lõpuni, sest CO_2 lendub ja pole enam võimalust tema ühinemiseks lubjaga. Aine kaalu jäävuse seadus ütleb, et keemilistes reaktsioonides aine ei kao ega teki. Tõepoolest, kui üks lähteaineist CaCO_3 koosneb ühest Ca-aatomist, ühest C-aatomist ja kolmest O-aatomist ja teine lähteaine 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

¹ Emulsioon on vedelik, milles on pihustatud teise vedeliku pisiosakesed.

aineid, kus nad esinevad teisiti ühendatult. Niisiis lõpuni edeneva 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 ehk liitaine tekkimisel viimase molekul moodustub jagamatuist aatomitest. Seetõttu ühendi koostises ei või elemendid esineda üksipuha missuguses kaalulises vahekorras: see vahekord on ette määratud aatomite arvu ja aatomite kaaluga. See vahekord on antud ühendi puhul ikka üks ja seesama, sõltumata viisist, kuidas ühend on saadud. Ühendis võib üks ja seesama element esineda kas ühe, kahe või ükskõik mitme aatamina, kuid mitte kunagi mõne osana aatomist, sest aatomi lagunemisel kaovad ta keemilised omadused. Aatomite arv ühendi molekulis sõltub ainuüksi ühinevate elementide iseloomust. Näiteks võib reaktsiooniks võtta kord ühed, teine kord teised väävli ja rauapulbri hulgad ja lasta neid ühineda erinevais tingimustes, kuid saadusena esineb ikka sama aine väävelraud FeS, mille molekulis on üks raua ja üks väävli aatom.

Aatomistliku teooria seisukohalt on kordsete proportsioonide 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.

4. Lihtaine ja element.

Üht ja sama liiki aatomid moodustavad keemilise elemendi. Neid elemente tuntakse senini 90. Elemendid esinevad puhtal kujul lihtainetena. Liitained koosnevad kahest, kolmest või suuremast arvust elementidest.

5. Allotroopia.

Mõnel ainel on omadus, et sõltuvalt tingimustest tema algosakesed asetsevad ruumis üksteise suhtes kord ühtmoodi, teine kord teistmoodi. Seetõttu üks ja sama aine võib esineda

kord ühtede, teine kord teiste füüsiliste omadustega. Näiteks esineb väävel kolmes modifikatsioonis: rombiline, monokliinse ja plastilise väävlina; fosfor esineb kahes modifikatsioonis: punase ja valge fosforina; süsi esineb teemandina, grafiidina ja hariliku söena. Ühe ja sellesama aine teisendeid, mis on erinevate füüsiliste ja mõnikord ka erinevate keemiliste omadustega ja võivad üksteise üle minna, nimetatakse selle lihtsaine allotroopseiks modifikatsioonideks.

6. Aatomkaal.

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.

7. 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 veeauru, juhtides teda üle kuuma rauapulbri ja kogudes eraldunud vesiniku silindrisse. Kaaludes rauapulbrit enne katset ja katse juures tekkinud rauaoksüüdi, saame määrata veest eraldunud hapniku hulga. Kui mõõdame tekkinud vesiniku ruumala ja korrutame seda vesiniku tihedusega, saame tekkinud vesiniku kaalu. Olgu katse juures lagunenenud 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, mis vastab kahele vesinikuaatomile. Sellest näeme, et iga hapnikuaatomi kohta, mille kaal on 16, esineb vee molekulis 2 vesinikuaatomit, kumbki kaaluga üks. Vee molekuli valem on seega H_2O ja tema kaaluks on $16 + 2$ ehk 18 relatiivset ühikut.

N ä i d e.

Katse näitab, et soogaasi ehk metaani põlemisel tekivad süsihappe-gaas ja veeaur. Sidudes veeauru väävelhappega ja süsihappe-gaasi lubjaga, leiame metaani põlemisel tekkinud produktide kaalud. 100 grammi metaani põlemisel saame 226,5 grammi süsihappe-gaasi ja 225 grammi vett. Neist arvudest saab järeldada, et metaanis on 75% sütt ja 25% vesinikku. Niisiis metaani molekulis

75 kaaluühikule süsinikule vastab 25 kaaluühikut vesinikku, seega

12	„	„	„	$\frac{25 \cdot 12}{75}$	ehk 4 kaaluühi-
----	---	---	---	--------------------------	-----------------

kut vesinikku.

Teiste sõnadega, ühe aatomi süsiniku kohta tuleb selles ühendis 4 aatomit vesinikku. Metaani keemiline valem on seega CH_4 .

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

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

Katsete arvulised tulemused on järgmised:

		mustas oksüüdis	punases oksüüdis
vase hulk	protsentides	79,9	88,8
hapniku „	„	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 15,91 grammi hapnikku.
------	---	---	---	--------------------------------	----------------------------

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

Punase vaseoksüüdi puhul aga tuleb

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

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

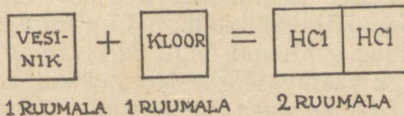
63,6×2 grammi vase kohta 16 grammi hapnikku.

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

suami korvata

8. Molekulaarvalemite määramine aurutiheduse järgi.

Gay-Lussac'i (loe: gee-lüssaac) seadus. Uurides reaktsioone gaaside vahel tegi Gay-Lussac 1808. a. järgmise tähelepaneku: kui keemiline reaktsioon tekib gaasiliste ainete vahel ja ka reaktsiooni produktid on gaasid, siis on reageerivate ja tekkinud gaaside ruumalad sama temperatuuri ja sama rõhu puhul omavahel lihtsas arvulises vahekorras.

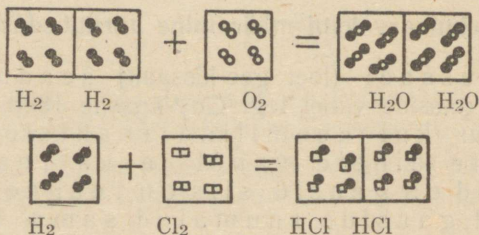


Joon. 5. Gaaside ühinemise skeem.

Näiteks kahe ruumala vesiniku ja ühe ruumala hapniku reageerimisel tekib kaks ruumala veeauru. Seda vahekorda näitab piltlikult joonis 5.

Avogadro oletus (hüpotees). 1811. a. esines itaalia füüsik Avogadro (loe: avogaadro) oletusega, mis enam kui 100 aasta jooksul on leidnud korduvalt kinnitust, nimelt: sama rõhu ja temperatuuri juures on kõigi

gaaside võrdsetes ruumalades võrdne arv molekule. Ühtaegu 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 6 näitab kloorivesiniku ja veeauru tekkimist Avogadro vaadete kohaselt.



Joon. 6. Gaaside ühinemise skeemid Avogadro oletuse järgi.

Vastavalt Avogadro seadusele peab sama temperatuuri ja rõhu juures võrdsetes ruumalades võetud gaaside kaal olema võrdeline nende gaaside molekulkaaluga.

Oletame, et ühes liitris hapnikus on hariliku rõhu ja toatemperatuuri juures n molekuli hapnikku; siis on selle hapniku kaal: $n \cdot O_2 = n \cdot 2 \cdot 16 = 32n$ kaaluühikut. Samas ruumalal 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 molekulkaalud.

Olgu tegemist mõne uuritava gaasiga. Tema kaalu suhe vesiniku kaalusse samas ruumalal ja samade tingimuste juures on uuritava gaasi tiheduseks vesiniku suhtes. Olgu gaasi molekulkaal m . Et vesiniku molekulkaal on 2, siis võetud gaasi tihedus vesiniku suhtes $d = \frac{n \cdot m}{n \cdot 2}$ ehk $d = m : 2$ ja siit $m = 2d$. Nii näeme, et molekulkaalu määramiseks on vajalik ainult kaaluda uuritavat gaasi teatavas ruumalal, leida selle gaasi tihedus vesiniku suhtes ja korrutada tulemus kahega.

9. Gramm-molekul, gramm-aatom, gramm-ekvivalent.

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

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

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

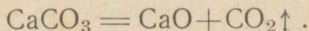
Gramm-ekvivalent mõnda ainet on nii mitu grammi ainet, kui mitu ühikut on ta ekvivalentkaalus. Näiteks alumiiniumi puhul on see 9 grammi.

10. Arvutusi keemiliste valemite alusel.

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

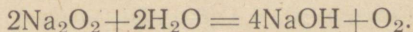
Näide 1. On tarvis valmistada 10 kilogrammi kustutamata lubja. Kui palju lubjakivi peame selleks võtma?

Kustutamata lubja saamine lubjakivi kuumutamisel toimub võrrandi kohaselt:



See ütleb, et CaCO_3 (arvuliselt $39 + 12 + 3 \times 16 = 99$ grammi lubjakivi) annab arvuliselt $39 + 16 = 55$ grammi kustutamata lubja CaO. Ehk teisiti, 99 kilogrammi lubjakivi annab põletamisel 55 kilogrammi kustutamata lubja; seega 10 kilogrammi kustutamata lubja saamiseks on vaja $\frac{99 \cdot 10}{55} = \frac{90}{5} = 16$ kg lubjakivi.

Näide 2. Menetledes veega naatriumperoksüüdi Na_2O_2 saame hapniku. Kirjutame vastava võrrandi:



Arvutame, kui palju on vaja naatriumperoksüüdi, et saada 64 grammi hapnikku. Reaktsioonivõrrand 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.

Kordamisküsimused.

1. Kirjeldada katseid, mis näitavad, et aineosakeste vahel vedelikud ja tahketes ainetes on vaheruumed.
2. Kuidas mõjutab temperatuuri tõus difusiooni?
3. Kirjeldada Brown'i liikumise nähtust.
4. Seletada Brown'i liikumise põhjust.
5. Kuidas sõltub kõrgus, mille puhul gaasi tihedus väheneb kaks korda, gaasi molekulkaalust?
6. Kirjeldada, kuidas on võimalik eelmises küsimuses mainitud sõltuvust rakendada mõne gaasi molekulkaalu määramiseks.
7. Seletada, miks sama elemendi hulgad erinevais ühendes mõne teise elemendiga suhtuvad omavahel nagu täisarvud, kui neid hulki arvestada teise elemendi sama kaalu kohta. Näitena võtta lämmastik-oksüüdid.
8. Seletada allotroopia nähtust näidete najal.
9. Missuguse elemendi aatomkaal võetakse aluseks aatomkaalude arvulisel väljendamisel?
10. Näidaku analüüs, et uuritav ühend sisaldab väävlit 36,48% ja ülejäänud osa on raud. Leida selle ühendi keemiline valem.
11. Sõnastada Avogadro seadus.
12. 10 liitrit hapnikku sisaldab 0° ja 760 mm rõhu juures $2,7 \cdot 10^{23}$ molekuli. Kui palju molekule lämmastikku on samasuuruses ruumalas samadel tingimustel?
13. Kirjutada, kuidas sõltub uuritava gaasi molekulkaal ta tihedusest vesiniku suhtes.
14. Seletada gramm-molekuli, gramm-aatomi ja gramm-ekvivalendi mõistet.
15. Mitu grammi on üks mol vasevitrioli $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$?
16. Mitu grammi sisaldab üks gramm-ekvivalent fosforhapet H_3PO_4 ?
17. Mitut grammi glaubrisoola mõtleme, kui kirjutame Na_2SO_4 ?
18. Kui palju veeta vasesulfaati 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.

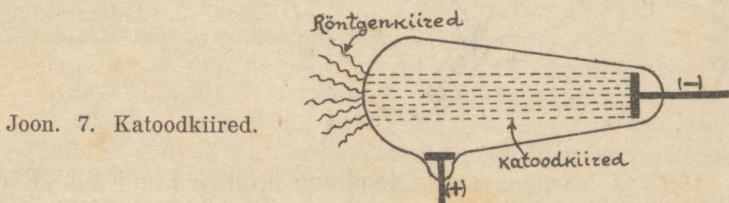
Võtame Mendelejevi perioodilise tabeli tema nüüdisaegsel kujul. Tabeli teise rea viimasel kohal seisab element raadium, keemilise märgiga Ra, aatomnumbriga 38 ja aatomkaaluga 226. Selle elemendi avastamisega algab teaduse ja tehnika uus arengujärk.

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

Raadiumi erakordne osa teaduse viimaseaegses küires 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 klaasi roheka helendumise — fluorestsentsi — sel kohal, kuhu nad lan-



gevad (joon. 7). Katoodkiired painduvad nii magneti- kui elektriväljas, erinedes selles põhiliselt valguskiirtest. Katoodkiired ei tungi läbi klaasi.

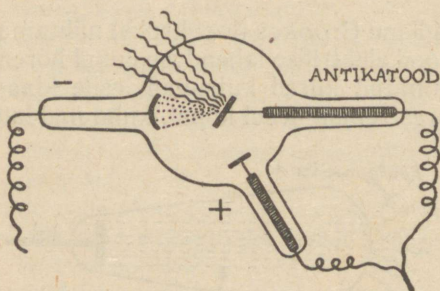
Mitmeaastase töö järel õnnestus inglise füüsikul *J. J. Thomson*'il (loe: tomson) selgitada mõnevõrra katoodkiirte iseloomu: nad koosnevad suure kiirusega lendavaist negatiivselt laetud osakestest. Katoodkiir pole seega kiir tavalises mõttes, vaid laetud osakeste voolus. Katoodkiirte levimiskiirus on 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 on alati üks ja sama, olenemata sellest, missugusest ainest on elektroodid, missugune

gaas täidab Crookes'i toru ja missugused on muud katse tingimused.

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 elektrone leidub küünla ja gaasi leegis, elektrone saadab välja kuumutatud metalltraat ja paljud ained ultraviolettkiirte toimetel. Võimsamad elektronide voolud, mida seni tuntakse, on päikese poolt väljasaadetud elektronide voolud, mis paindudes maakera magnetiväljas panevad helendama kõrgemaid hõredaid õhu-kihte. Nähtust tunneme virmaliste nime all.



Joon. 8. Antikatoodilt väljuvad röntgenikiired.

1895. a. avastas saksa teadlane *Röntgen* uut liiki kiired, mida tänapäeval tunneme röntgenikiirte nime all (joon. 8). Nende kiirte avastamise eest sai Röntgen esimese Nobeli auhinna füüsika alal.

Röntgen uuris klaasi fluorestseerumist katoodkiirte toimetel. Siis ilmnis, 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. Uraan on kõige raskem element; perioodilises tabelis seisab ta viimasel kohal, aatomnumbriga 92. Selle elemendi soolade ja maakide kiirgamise valis oma doktoriväitekirja teemaks prantsuse füüsiku *Curie* (loe: kürii) noor abikaasa *Maria Sklodowska-Curie* (sünnilt poolakas). Temalt ongi pärit kiirgamise omaduse nimetus: **r a d i o a k t i i v s u s**. 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 laboratoorseis tingimustes ja säästmata oma tervistki, õnnestus Maria Curie'l tõestada, et uuritav uraanimaa, uraniit ehk **u r a a n i p i g i h e l k**, sisaldab kaht uut radioaktiivset ainet erineva kiirgustugevusega. Oma mehe kaastööl avastas Maria Curie 1898. a. uue radioaktiivse elemendi, millele ta pani oma isamaa auks nime **p o l o o n i u m**. Samal aastal avastas Maria Curie veel teise, eelmisest palju radioaktiivsema elemendi, millele andis nimeks **r a a d i u m**.

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

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

Ra on looduses võrdlemisi levinud element. Tema ühendeid leidub paljudes mineraalides ning mineraalvetes, kuid ikka vaid äärmiselt väikestes hulkades. Kõige raadiumirikkam uraanimaa sisaldab 1 tonni kohta ainult 0,2 g raadiumi.

R a a d i u m ja ta ühendid kiirgavad. Selle kiirguse toimel õhk ja teised gaasid ioniseeruvad. See tähendab, et gaaside aatomid kaotavad elektrone; aatomjäägid on positiivsed **i o o n i d**; ioniseeritud õhk juhib elektrit.

Raadiumi kiirgus kutsub esile erilise helendumise — **l u m i** -

nistsentsi: raadiumisoolad paistavad pimedas heledatena, sest nende kiirgamine paneb helendama neid ümbritseva õhu.

Ka paljud teised ained helgivad raadiumikiirte toimel. Eriti intensiivselt helendavad tsinksulfiid ZnS ja baariumplaatina-tsüaniid $Ba[Pt(CN)_6]$. Mõlemat ühendit kasutatakse ekraani kattedeks, mille abil uuritakse röntgeni ja raadiumi kiiri.

Raadium eraldab pidevalt soojust: 1 g raadiumi tekitab 1 tunni jooksul 140 kalorit. Radioaktiivsete ainete kiirgamisel vabanev soojus on tähtis tegur maakera soojusmajanduses. Paljud kivimid sisaldavad pisihulki radioaktiivseid aineid; nende kiirgus annab tunduva lisa päikeselt saadavale soojushulgale. Näiteks harilikust graniidist eraldub aastas tonni kohta 15,9 kalorit soojust. Maakera keskmine temperatuur oleks märksa madalam, kui radioaktiivsed ained ei aitaks kaasa maakera soojendamisel.

Radioaktiivsete ainete kiirgamine kutsub esile keemilisi reaktsioone: nii laguneb raadiumi kiirte mõjul fotoplaadi kattedekihis hõbedabromiid, 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.

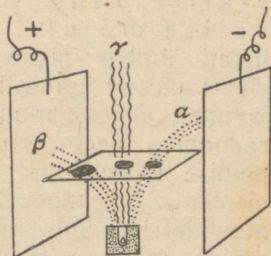
Raadiumi kiirte kahjustava toime tõttu elusolendeile hoitakse raadiumi ja tema ühendeid kinnisulatatud klaastorus paksu seatinaploki õõnsuses. Kui õõnsuse ava kohale paigutada fotoplaat, siis näitab see pärast ilmutamist ava kohal tumedat plekki. Korraldades katse elektriväljas, nagu näitab joonis 9, 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 võrdne heeliumi aatomi massiga; iga osake kannab kaht positiivset laengut. α -kiirte levimiskiirus on ümmarguselt $\frac{1}{10}$ valguse kiirusest. α -kiired pole suure

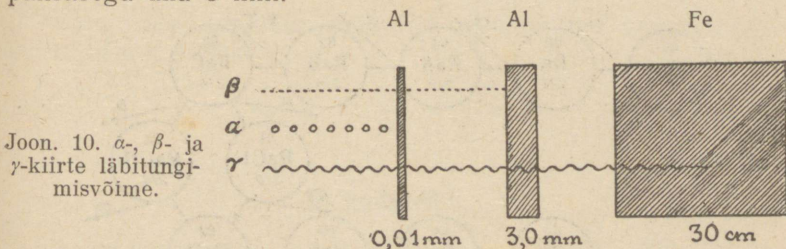
läbitungimisvõimega: juba 0,1 mm paksune alumiiniumi-
lestake ei lase neid läbi.

Positiivse elektroodi poole hälbivaid kiiri nimetatakse β -kiirteks. Nende analüüs näitab, et on tegemist elektronide

Joon. 9. Raadiumi kiirgus elektriväljas
muudab fotoplaadi kolmes kohas
mustaks.



vooluga. Nad on oma loomult samased katoodkiirtega, oma-
des viimastest vaid mõnevõrra suuremat levimiskiirust.
 β -kiirgus on suuteline läbi tungima alumiiniumi-lestakestest
paksusega alla 3 mm.



Joon. 10. α -, β - ja
 γ -kiirte läbitungi-
misvõime.

Hälbimata γ -kiirgus on oma loomult samane röntgenikiirgu-
suga: 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 era-
kordne läbitungimisvõime: nad tungivad läbi isegi 30 cm pak-
susest raudplaadist. Joonis 10 näitab α -, β - ja γ -kiirte üksteisest
eraldamist, „filtrides“ kiirgust läbi sobivalt valitud metall-
plaatide.

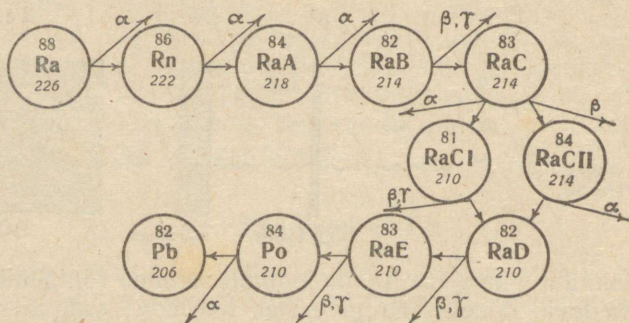
3. Radioaktiivne lagunemine.

Peale α -, β - ja γ -kiirte eraldab raadium veel vähesel hul-
gal 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.

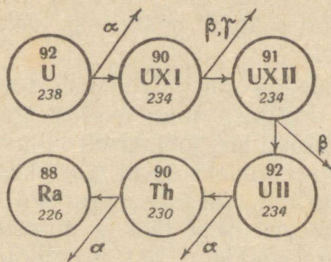
Radium kiirgab vahetpidamata α -, β - ja γ -kiiri ning eraldab püsivalt, ilma mingi välise mõjuta, radooni. Selle tõsiasi avastamisega lükati ümber pikka aega püsinud arvamus, et keemilised elemendid on igavesti muutumatud algained: element radium laguneb järjest, muundudes α -, β - ja γ -kiirguseks ja element radooniks. Seega radioaktiivsus on keemilise elemendi lagunemise kaasnähtus. Ka radoon on radioaktiivne ja lagunev element. Järgmine skeem näitab radiumist põlvnevate elementide rida: igas sõõris on tähendatud tekkinud elemendi keemiline märk, selle peal — aatomnumber, selle all — aatomkaal. Nooltel on märgitud kiirgusliigid, mida element välja saadab.

Radiumist põlvnevate elementide rida.

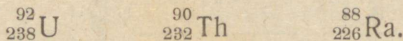


Skeemist nähtub, et aatom, kaotades ühe α -osakese ja seega kaks positiivset elementaarlaengut, muutub uueks aatomiks 2 võrra väiksema aatomnumbriga. Tekkinud uus element peab seisma perioodilises tabelis kahe koha võrra eespool ema-elementidest. α -osakese relatiivne kaal on 4 ühikut, seega tütarelemendi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

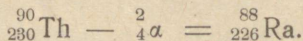
Hilisemad uurimused näitasid, et radiumi rida lubab pikendamist ka vasakule poole: radium osutub tooriumi tütar-elementiks ja toorium põlvneb uraanist. Järgmisel leheküljel toodud skeem kujutab radiumi sugupuud.



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 tekimise käiku; näiteks

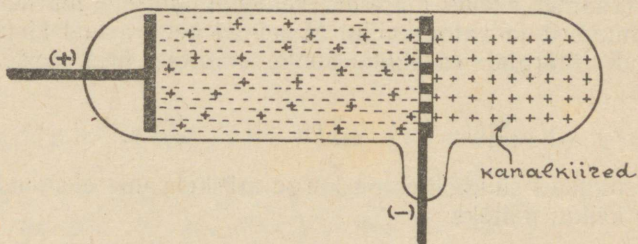


4. Isotoobid.

Uraani lagunemisreas leiame elemendi $^{90}_{234}\text{UXI}$. Püüdes paigutada teda perioodilisse süsteemi leiame tema koha juba täidetuna: 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 protonite arvuga, kuid erineva neutronite arvuga tuumas. Niisugused elemendid ei näita erinevaid keemilisi omadusi ja neid nimetatakse isotoopideks. Niisiis: 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 kindlaks-tegemine on füüsika suurimaid saavutusi. Sõna „isotoop“ tähendab kreeka keeles „samakohaline“.

Isotoopide olemasolu tõestati esmakordselt inglise füüsiku *Aston*'i poolt a. 1922 nn. mass-spektrograafi abil; 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 sirgjooneliselst liikuvaiks positiivselt laetud gaasi-ioonideks. Kui Crookes'i toru katoodiks võtta plaat, läbipuuritud väikeste aukudega — kanalitega, siis tungib positiivne kiirgus neist läbi ja moodustab katoodi taga nn. kanalikiirguse (joon. 11). Kanalikiired juhatakse algul



Joon. 11. Kanalikiired.

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 kanalikiired erineva massiga, kuid sama laenguga ioone. Elektri- ja magnetiväljas sama laenguga, kuid erineva massiga osakesed hälvivad erinevalt, ning sel juhul esineb fotoplaadil ühe joone asemel neid mitu. Rida erineva tugevusega mustenenud joont fotoplaadil näitab siis masside spektrit. Igale joonele vastab ise massigaioon ning vastav aatom. Mida rohkem sama massiga ioone on segus, seda tugevam on neile vastav joon fotoplaadil. Nii ilmnes, et vääriskaas argon Ar koosneb 2 isotoobist: temas on 98,5% argonit $^{18}_{40}\text{Ar}$ ja 1,5% argonit $^{18}_{36}\text{Ar}$. Seetõttu leitakse harilikku argoni aatomkaaluna 39,94.

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

Tabel 6.
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 ${}_{2}^1\text{H}$ 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.

Radioaktiivsete elementide iga on elemendilt elemendile väga erinev: mõne elemendi iga on kõigest sekundi murdosa, teisel on ta mõni päev, kolmas aga püsib aastaid, aastatuhandeid ja -miljoneidki. Aega, mille vältel pool antud radioaktiivsest ainest laguneb, nimetatakse radioaktiivseks poolestusaajaks. 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. Joonis 12-a annab raadiumi lagunemiskäigu skeemi.

Raadiumi lagunemiskäigu skeem.

Raadiumi aatomite hulk	o o o o			
	o o o o			
	o o o o			
	o o o o			
	o o o o	o o o o		
	o o o o	o o o o		
	o o o o	o o o o	o o o o	
	o o o o	o o o o	o o o o	o o o o
	Käesoleval momendil	1580 a. hiljem	1580+1580 a. hiljem	1580+1580 +1580 aastat hiljem

Joon. 12-a.

Raadiumi aeglase lagunemise tõttu pole tema hulga vähenemine meile märgatav. Küll aga on märgatav radooni hulga vähenemine, nagu seda kujutab joonis 12-b.

Radooni lagunemiskäigu skeem.

Radooni aatomite hulk	o o o o			
	o o o o			
	o o o o			
	o o o o			
	o o o o	o o o o		
	o o o o	o o o o		
	o o o o	o o o o	o o o o	
	o o o o	o o o o	o o o o	o o o o
	Käesoleval momendil	4 päeva hiljem	4+4 päeva hiljem	4+4+4 päeva hiljem

Joon. 12-b.

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.

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, seetõttu. Uraani U rea viimane element on seetõttu isotoop $^{82}_{206}\text{Pb}$; aktiiniumi Ac real — seetõttu Pb isotoop $^{82}_{207}\text{Pb}$; tooriumi Th real — seetõttu isotoop $^{82}_{208}\text{Pb}$.

Määrates vastavate analüüsides uraanimaakide seetõttu-sisalduse ja teades uraani poolestusaega, saab arvutada uraanimaakide vanadust. Alltoodud tabel näitab kivimi vanaduse sõltuvust uraani ja seetõttu hulkade suhtest selles kivimis.

Tabel 7.

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

Kivimite vanuse määramine uraanimaakide seetõttu-sisalduse alusel on kindlamaid kivimite vanuse määramismeetodeid.

Radioaktiivsed ained lagunevad ilma mingi mõjuta väljastpoolt, igasugustes temperatuuri ja rõhu tingimustes; nad lagunevad iseendast ja ükski mõju ei suuda seda lagunemist takistada. Lagunemist saadavad mitmesugused kiirgused ja lagunemisega kaasas käib ka tunduva soojusehulga eraldumine.

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.

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 küsi-

mustele pühendati enamik füüsikalist uurimistööd viimase 40 aasta jooksul. Saavutatud tulemused on moodsa a a t o m i - f ü ü s i k a sisuks ja töotavad saada mitte ainult kogu maailma nähtustiku mõistmise võtmeks, vaid õigustavad lootust, et inimene aatomienergia näol saab 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 aine osakesed, mille mõõtmed on mõned millimeetri kümnemiljondikud osad.¹ Peaaegu kogu aatomi aine, tema mass, on koondatud aatomi tuumale; tuum on ühtlasi ka aatomi positiivse laengu kandjaks. Tuuma mõõtmed on kõigest mõni sajatuhendik aatomi mõõtmeist. Tuuma ümber tiirlevad ühes või mitmes kihis üksikud elektronid. Et aatom on neutraalne, siis on tuuma koondunud nii mitu positiivset laenguüksust, 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 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.

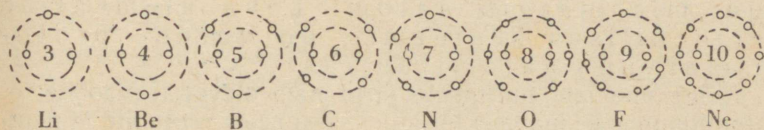
Nagu planeedid ümber Päikese, nii liiguvad ka elektronid ümber aatomi tuuma oma orbiitidel, milleks on veidi lamendatud ringid ehk ellipsid. Iga orbiiti iseloomustavad tema punktide kaugused tuumast ja tema tasapinna kalle aatomi telje suhtes.

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

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

samaväärne elektrivooluga ja tekitab magnetivälja: pöörlevad elektronid on ühtlasi pisimagnetid.

Aatomi struktuuri uurimine seadis endale esimeseks ülesandeks selgitada tuuma elektronide-kesta iseärasusi. Selgus, et tuuma ümbritseb mitu elektronide kesta. Esimeses, seestpoolt arvatud, liigub alati 2 elektroni, teises 8 ning järgmistes kas 8, 18 või 32. Välises kestas on elektronide arv vastavalt elemendile kas 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 või 8. Elektronide arv selles kestas on võrdne elemendi suurima valentsiga elemendi hapnikuühendis. Elektronide väliskest määrab aatomi keemilised omadused. Alljärgnev skeem kujutab perioodilise tabeli 2. rea aatomite ehitust. Aatomite ehitus on siin toodud skemaatiliselt, *Kosseli* järgi: iga elektronide-kest ühes orbiitidega on asendatud ringiga, kuhu on paigutatud kõik selle kesta elektronid.



Et radioaktiivsel lagunemisel tekivad uued elemendid ema-
elemendist väiksema aatomkaaluga, seega elemendid väiksema
tuummassiga, siis on selge, et radioaktiivsel lagunemisel peab lagunema just aatomi tuum. Aatomi tuuma 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 „proton“, mis tähendab kreeka keeles „esimene“. Vesiniku isotoopi, mille aatomituumaks on 1 proton ja mille aatomkaal on 1, nimetatakse protiumiks.

Kõigi elementide aatomituumad koosnevad peamiselt protonitest; protonite arvu tuumas on võrdne tuuma positiivsete elementaarlaengute arvuga.

Kui tuumad oleksid ehitatud ainuüksi protonitest, siis oleks raske aru saada, kuidas nad koos püsivad: protonid on laetud ühenimeliste laengutega ja nad peaksid laengute vahel tekkivate tõrjetungide mõjul laiali lendama. Sellest järeldatakse, et tuum peab peale protonite sisaldama veel teisi elementaarosi. 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: tšädvik) uurimisel osutusid kiired koosnevaiks erakordset läbimisvõimet omavaist laenguta osakestest, massiga 1 relatiivne ühik. Osakestele pandi nimeks neutron. Praegu arvatakse, et iga elemendi aatomituum koosneb protonitest ja neutronitest. Nii protoni kui neutroni mass on 1 relatiivne massühik. Aatomkaal on võrdne tema tuuma protonite ja neutronite arvuga. Aatomnumber aga, mis märgib aatomi koha elementide perioodilises süsteemis, on võrdne protonite arvuga aatomituumas.

Kõige uuemate uurimuste järgi näib olevat tõenäoline, et aatomituumas leidub veel teisigi osakesi peale protonite 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 loodusteadus on tunnistanud vaidlemate tõdedena aine jäävuse seadust ja energia jäävuse seadust. Esimene neist väidab, et toimugu ainega ükskõik missugused muudatused, aine ei sünni ega kao; teine väidab, et olgu energia muudatused ükskõik millised, energia ei sünni 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 aurumasinat tööks, töö muundub dünamomasinas 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 sündivat 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 aine 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

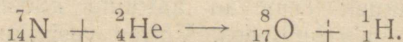
1 gramm ainet on samaväärne $2,16 \cdot 10^{10}$ kilokaloriga ja 1 kilokalor on samaväärne 0,000 000 000 046 grammiga.

Tavalises olukorras nii väike massi muutumine pole üldse märgatav ja niisuguseid aine hulki otse kaaluda ei saa. Sellest nähtub, millised tohutud hulgad energiat on varutud väikeses, grammilises hulgas ainetest ja millisest väikesest hulgast ainetest 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 soojust 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 hüdroelektriijaama aastast elektrienergia toodangut.

Esimesed katsed aatomite kunstlikuks lagundamiseks tehti kuulsalt inglise füüsiku lord *Rutherford*'i (loe: resefood) poolt a. 1919. Ta „pommitas“ lämmastikku radioaktiivse aine α -kiirgusega. Tabamuse puhul lämmastiku aatom kaotas ühe protoni, aatomjääk aga ühes α -osakesega andis hapniku isotoobi vastavalt valemile:



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 mõnda 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 ${}_{235}^{92}\text{U}$ 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 protsess läheb edasi nii öelda *iseendast* ja suure kiirusega. Selle uraaniaatomi plahvatusetaolise lagunemisega ühenduses vabaneb hiiglasuur energiahulk. Seda nähtust rakendati praktiliselt nn. *a a t o m i p o m m i s*, mida Ameerika-Ühendriikide sõjavägi kasutas Teise Maailmasõja lõpul võitluses Jaapani vastu. Teaduse ees seisab praegu ülesanne leida teid ja võimalusi aatomites peituva hiigelenergia vabastamiseks ja reguleerimiseks ning selle juhtimiseks mitte rahvaste ja inimpõlvede töö hävitamiseks, vaid inim-sugu edasiviiva töö teenistusse.

8. Aine ühtsus.

Aine aatomistliku teooria rajas 1815. a. inglise füüsik *Dalton* (loe: dolton). Lähtudes aatomi jagamatusest, eeldab 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 protonid on vesiniku aatomituumad ehk vesiniku positiivsed ioonid.

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

Näide 1.

Raua isotoobid	a Fe	b Fe	c Fe	d Fe
Aatomnumber = protonite 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 = protonite 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.

aatomka

Näide 3.

Magneesiumi isotoobid	a Mg	b Mg	c Mg
Aatomnumber = protonite 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 füüsilised omadused määrab samade algosakeste — protonite, neutronite ja elektronide — kombinatsioon, s. t. arv ja suhteline paigutus aatomis.

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

9. Ühendi tekkimine. Elementide valents aatomiteooria valguses.

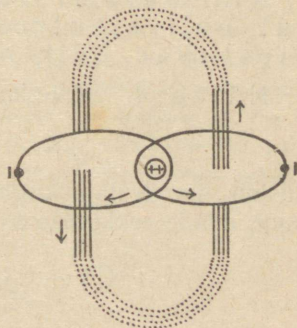
Aatomi tuuma ümber tiirlevad elektronid pöörlevad ka veel oma telje ümber. Et liikuv laeng on samaväärne elektrivooluga, siis tekivad elektronide ümber magnetiväljad ja elektronid käituvad nagu pisimagnetid. Kaks magnetit tõmbuvad teineteise poole isenimeliste poolustega ja nende magnetivood liituvad püsivaks süsteemiks. Aatomi elektronid võivad seostuda magnetpaarikesteks. Aatomite väliskihi elektronid võivad aga seostuda magnetpaarikesteks ka teiste sama- või erinimeliste aatomite elektronidega. Nõnda tekib seotud aatomitest molekul.

Joonis 13 kujutab magnetilist seost heeliumi aatomis. Heeliumi aatomil on üks a i n u s kest, kus tiirlevad oma orbiitides k a k s elektroni. Nende ümber tekkivad magnetiväljad liituvad joonisel kujutatud viisil. Rohkem elektrone heeliumi aato-

mis 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 magnetpaarikesteks. Ainult välisorbiidi elektronid on isekeskis paarimatud, võivad aga seostuda teiste

Joon. 13. Elektronide paarimine heeliumi aatomis.

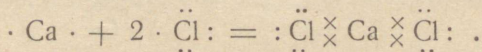


elementide välisorbiidi elektronidega. Elektronide seostumine erinevail aatomitel võib tekkida alles siis, kui aatomid satuvad teineteisele küllalt lähedale. Nii tekivad ühendite molekulid. Elemendi kõrgeim valents vastab paari-matute elektronide arvule selle elemendi aatomi välisorbiidis.

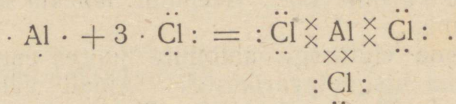
Näide 1. Naatriumi aatomi välisorbiidis on üks elektron. Ta võib moodustada ainult üheainsa elektronpaarikese; naatrium on ühevalentne.

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

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



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

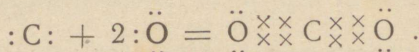
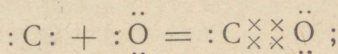


Kui aatomi välisorbiidis tiirleb vähem kui neli elektroni, siis ühendi tekkimisel seostuvad kõik need elektronid.

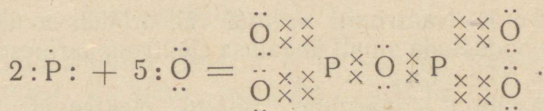
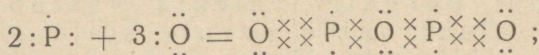
Näide 4. Süsiniku välisorbiidis on neli elektroni:



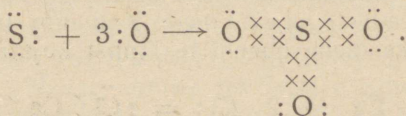
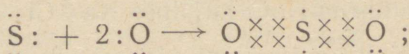
Süsinik annab hapnikuga kaks ühendit: CO ja CO₂. Kirjutame nende tekkimise skemaatiliselt:



Näide 5. Fosfor annab hapnikuga ühendid P₂O₃ ja P₂O₅. Kujutame nende tekkimist skemaatiliselt:



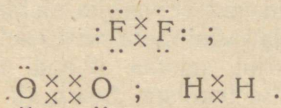
Näide 6. Väävli aatomi välisorbiidis on kuus elektroni. Väävel annab hapnikuga kaks ühendit SO₂ ja SO₃. Kujutame nende tekkimist järgmiselt:



Nagu toodud näidetest näha, võivad süsinik, fosfor ja väävel esineda ühendes mitmes valentsuses.

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

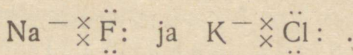
Paarideks seotud elektronid ühendi molekulis võivad erinevalt suhtuda nende ema-aatomite tuumadesse. Juhul, kui ühinevad ehituselt sarnased või sama elemendi aatomid, on elektronidepaarid seotud mõlema aatomituumaga ühte viisi. Niisugust seost näeme molekulides O_2 , N_2 , H_2 jne. Sel juhul kujutame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



Niisugust sidumisviisi nimetatakse kovalentseks ehk homopolaarseks.

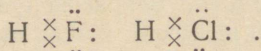
Keemilise ühendi tekkimisel väga erineva iseloomuga aatomite vahel asub elektronidepaar ühele tuumale lähemale kui teisele. See tähendab, et üks aatom annab ära elektrone ja muutub positiivselt laetud iooniks; teine seevastu saab elektrone juurde ja muutub negatiivseks iooniks.

Skemaatiliselt kujutame seda nähtust nii, et elektronidepaari joonistame selle elemendi keemilise märgi juurde, kuhu elektronidepaar 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. Iooniline seos on heteropolaarne seos; tema puhul on molekulil üks positiivne ja üks negatiivne pool. Juhul, kui kahest aatomituumast üks tõmbab elektronidepaari 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 elektronidepaar seotud ühe aatomituumaga tihedamalt, teisega lõdvemalt. Skemaatiliselt tähistame seda asjaolu, joonistades elektronidepaari lähemale ühele elemendi märgile. Näiteks vesiniku ühendeid halogeenidega HF ja HCl kujutame piltlikult nii:



Struktuurvalemite kirjutamisel tähistatakse iga elektronidepaari tekkimist ühe sidekriipsuga. Näiteks kirjutame NaCl kujul Na—Cl; HCl kujul H—Cl; AlCl₃ kujul Cl—Al—Cl; P₂O₅ kujul O = P—O—P = O.



Metallid annavad ühendite tekkimisel paariks liitunud elektroni teisele aatomile üle. Mittemetallide aatomite tuumad tõmbavad elektronidepaari enda juurde, eriti kui teine aatom on metalli aatom; kuid nad võivad ka elektrone ära anda, 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 protonite arvu tuumas; see arv annab aatomituumaga positiivse laengu suuruse ja ta on võrdne elektronide koguarvuga aatomis.

2. Aatomkaal võrdub protonite ja neutronite koguarvuga tuumas.

3. Tabeli veeru numbrid ühtivad selle veeru elementide maksimaalse valentsiga; need numbrid näitavad paarimatute elektronide arvu aatomi väliskestast (mõnikord ka eelviimases kestas).

4. Perioodi number ühtib elektronkestade 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 vääriskaaside keemiline inertsus leiab oma seletuse nende aatomite väliskesta elektronide omavahelise paarimisega.

Kordamisküsimused.

1. Kirjeldada katoodkiiri.
2. Iseloomustada röntgenikiiri ja nende erinevust katoodkiirtest.
3. Nimetada M. Curie poolt uraanimaakides avastatud uued elemendid.
4. Kirjeldada nähtusi, mida kutsutakse 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 kanalikiiri.
11. Mida mõistetakse „raske vee“ all?
12. Nimetada piire, milledes kõiguvad radioaktiivsete elementide poolestusajad.
13. Missugustes sentimeetri murdosades antakse aatomite mõõtmed?
14. Seletada aatomituuma, elektroni ja terve aatomi ruumala suhet.
15. Mida mõistetakse „ellipsi“ all?
16. Kirjeldada elektronide liikumist aatomis.
17. Missugune suurim positiivne valents võib olla elemendil viie elektroniga välisorbiidis?
18. Mitu protonit ja mitu neutronit sisaldab aatomituum elemendil, mille aatomkaal on 31 ja aatomnumber 15?
19. Seletada, miks radioaktiivsete ainete temperatuur on kõrgem ümberruse temperatuurist.
20. Nimetada algosakesi, milledest koosnevad elementide aatomid.
21. Seletada, kuidas tekivad elektronidepaarid.
22. Seletada keemilise seose tekkimist elektronidepaaride kaudu.
23. Nimetada keemilise seose tüüpe.
24. Millega on seletatav aatomi struktuuri seisukohalt vääriskaaside inertsus?

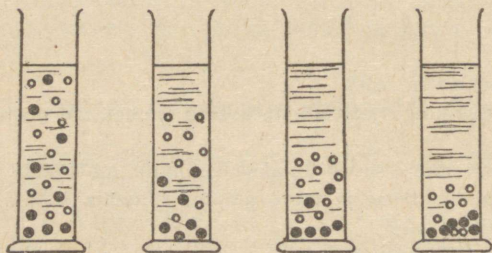
IV. MOLEKULAAR- JA KOLLOIDLAHUSED. ELEKTROLÜÜTILISE DISSOTSIATSIiooni TEORIA.

1. Suspensioonid ja emulsioonid.

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

Tekib hägunē segu vedelikust ja temas hõljuvaist tahke aine peenosakestest. Niisugust segu, kus tahke aine esineb pihustatuna vedelikus hõljuvate pisiosakestena, nimetatakse suspensiooniks.

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



Joon. 14. Osakeste settimine.

Vedelikus hõljuva pihustatud tahke aine settimiskiirus sõltub osakeste suurusest ja nende aine tihedusest. Joonis 14 näitab settimise järke juhul, kui vedelikus pihustatud osakesed on erineva suurusega.

Heaks suspensiooni näiteks on savivesi, mida näeme pärast vihma saviaukudes ja teeäärsetes kraavides. Jämedamad saviosakesed setivad kiiresti, peenemad aga püsivad vees hõljuvatena 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 hõljuvaiks pisiosakesteks. Kahe vedeliku segu, kus üks vedelik on pihustatud teises hõljuvaiks 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. Niisugusteks vedelikkudeks on näiteks petrooleum ja vesi. Loksutades petrooleumi veega, saame häguse, 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.

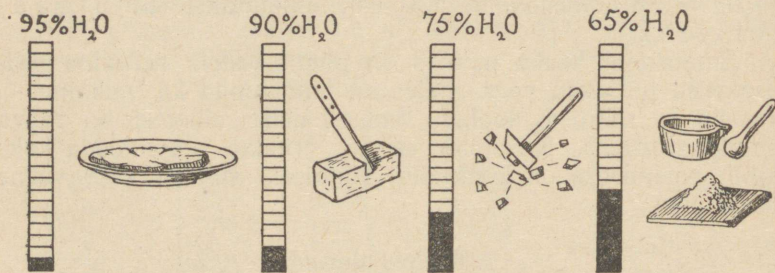
Emulsiooni heaks näiteks on piim: vedela rasvaine pisiosakesed hõljuvad vees, milles on lahustunud ka valkaine — kaseiin ja mitmed soolad. Mõned neist ainetest on rasva emulgaatoriteks. Kui piim seisab, eraldub aegamööda kaks kihti: pealmiseks on koorekiht, alumiseks sinakas rasvavaene lahja piim.

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 läbipaistvuse. Soolaosakesi pole lahuses näha ei palja silmaga ega mikroskoobi abil: sool on muutunud nähtamatuks tema ülipeene jaotumise tõttu lahustajas. 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 tursub; ta pealne kiht muutub hele-

damaks. 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 hägusemaks, 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 see ümber pöörata; teda võib noaga lõigata tükkideks, mis seistes säilitavad oma kuju. On tähelepanuväärne, et isegi väga lahjendatud liimjad lahused, näiteks 2% -line želatiinilahus, moodustavad hariliku temperatuuri juures sülte. Niisuguseid sülte nimetatakse teaduse keeles geelideks.



Joon. 15. Geeli omaduste muutumine järk-järgulisel vee kaotamisel.

Kui liimi geeli 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 ränihappe geeli, näeme, et ta ruumala väheneb ainult teatava piirini; hiljem, hoolimata vee edaspidisest kaost, jääb geeli maht muutumatuks; geel muutub vaid häguseks. Geeli omadused muutuvad aeglasel vee kaotamisel astmeliselt: 94—97% veesisaldusega geeli tükid liituvad üksteisega kokkupuutumisel ühtseks massiks; 90—92% veega

geeli saab lõigata nagu tahket keha; 86% veega geel on elastne; 73% veega geel on rabe; 70% veesisalduse juures võib geeli peenendada uhmrise ja 65% veega geel muutub peeneks, käega katsudes näiliselt täiesti kuivaks pulbriks. Joonis 15 kujutab ränihappe geeli omaduste muutumist vee kaotamisel.

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

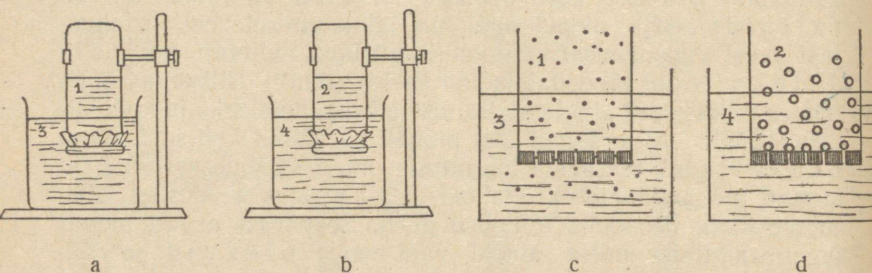
Geeli, mis lahusest väljalangemisel säilitab võime uuesti lahustuda, nimetatakse pöörduvaks geeliks; geeli aga, mida pärast lahusest väljalangemist ei saa enam üle viia lahustatud olekusse, mitte pöörduvaks geeliks.

Aineid, mis lahustumisel vees ja lahusest kristalliseerumisel käituvad sarnaselt keedusoolaga, nimetati varemini kristalloidideks; aineid aga, mis lahustumisel vees ja lahustajast veest 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 tüübilised kolloidid, nagu näiteks valgud, teatavalt tingimusi ometi kristalliseeruvad, ja samuti mõni tüübiline kristalloid, nagu näiteks keedusool, võib moodustada bensoolis tüübilise geeli. Seepärast arvati olevat õigem liigitada mitte aineid, vaid nende olekuid ja rääkida aine kristalloidsest ja aine kolloidsest olekust. Veel hilisemad uurimused aga näitasid, et ka kolloidse oleku puhul on osakestel peen kristalne ehitus ja vahe olekute vahel seisneb ainult pihustatud osakeste suuruses: osakeste suurus määrab lahuse iseloomu. Nüüdsel ajal nimetatakse lahuseid, kus osakesteks on molekulide kogumid, kolloidseteks ehk soolideks. Lahuseid aga, kus pihustatud aine osakesed on molekulid või nende osad, molekulaarseteks lahusteks ehk harilikudeks lahusteks.

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

Katse. Nummerdame kaks laia avaga purki ja kallame purki 1 soolalahust ning purki 2 želatiinilahust. Seome kummagi purgi pärgamendiga ja pöörame nad kummuli. Kontrollime, kas purgid on seotud tihedalt ja vedelik ei pääse kuskilt läbi; siis paigutame purgi 1 suuremasse veeanumasse 3 ja purgi 2 suuremasse veeanu-

masse 4. Joonis 16 (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 pärgamendist kile ehk membraani ning jaotunud ühtlaselt anumais 1 ja 3, nagu ei olekski pärgamenti nende vahel. Seevastu želatiini osakesed ei suutnud tungida läbi pärgamendi anumast 2 anumasse 4. Võrdle jooniseid 16 c ja d.



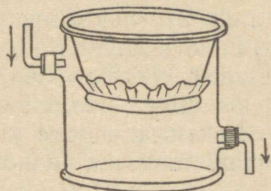
Joon. 16. Difusioon läbi membraani.

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

Joonis 17 näitab lihtsamat dialüsaatorit, kus välisanumas on läbijooksev vesi.

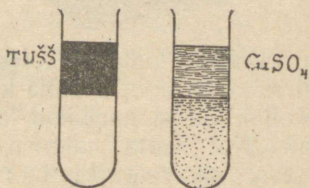
Pärgamentpõhjaga koonusekujulises nõus on želatiini ja näiteks veidi sinist vasesulfaadi lahust. Dialüüsimisel vabaneb želatiini lahus vasesulfaadist ja muutub värvusetuks.



Joon. 17. Dialüsaator.

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

Katse. Katseklaasides 1 ja 2 on üks ja seesama želatiini geel. Kallame esimesse katseklaasi geelile joonistustuši lahust, teise — vasevitrioli lahust. Mõne aja pärast näeme sinisest värvusest, et vasevitriol on tunginud geelisse. Kolloidselt dispergitud tuši osakesed aga ei suuda läbida geeli, — katseklaasis 1 geel jääb värvusetuks.



Joon. 18. Difusioon geelides.

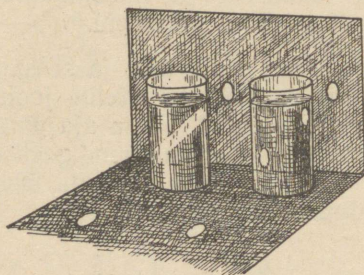
Joonis 18 illustreerib kirjeldatud katset.

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 lahustajas, andes kolloidse lahuse, nimetatakse lüofiilseteks ja juhul, kui lahustaja on vesi — hüdrofiilseteks aineteks. Sõna „lüofiilne“ tähendab vedelikule sõbralik ja „hüdrofiilne“ — veele sõbralik. Aineid, mis vahenditult ei lahustu kolloidseiks lahuseks, nimeta-

takse 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 on mitmesuguseid meetodeid: 1) mehaaniline pihustamine eriliste kolloidveskite abil; 2) elektriline pihustamine, mille abil saadakse metallide kolloidsed lahused, tekitades vee sees sädeme vastavast metallist elektroodide vahel; 3) keemiline pihustamine kohaste keemiliste reaktsioonide abil. Eriti tihti kasutatakse selleks red-oks-reaktsioone ja hüdrolüüsi. Näiteks kulla kolloidlahuse valmistamiseks taandatakse kullakloriidi lahust tannii-

2 1



Joon. 19. Valguskiirte kimp läbib kolloidse ja hariliku lahuse.

niga. Saadud kulla kolloidne lahus on tugevasti kirsspunane, kuigi sisaldab hoopis vähe kulda.

Kolloidsed ja harilikud lahused käituvad valgustamisel erinevalt. Kui saata valguse paralleelsete kiirte kimp harilikku lahusesse, siis valguskimbu tee ei tule nähtavale; kolloidses lahuses aga see tee on nähtav erilise sinise helendusena. Molekulid ja nende osad molekulaarlahuses on liiga väikesed, et takistada valguskiiri nende teel; kolloidosakesed aga, mis on suuremad, hajutavad valguskiiri ja helendavad. Joonis 19 näitab valguskiirte kimpu läbimas harilikku ja kolloidset lahust. Avadest 1 ja 2 tungiv valgus läbib hariliku lahuse klaasis 1 nähtamatult; valguse tee klaasis 2, kus on kolloidne lahus, helendab. See helendamisnähtus avastati inglise füüsiku *Tyndall*'i (loe: *tindall*) poolt ja kannab „*Tyndall*'i efekti“ nime.

Siin esineb sama nähtus, mida tunneme igapäevasest elust: kui päikesekiired tungivad pimedasse tuppä läbi pisikese augu paberist aknakattes, siis valguse tee on märgitud õhus hõlju-

vate 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 ja alusega kinoekraanil. Seda koonust näeme Tyndall'i efekti tõttu, mida põhjustavad õhus hõljuvad suitsu- ja tolmukübemekesed. Kübemekestete helendamist külvalguses 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

Joon. 20. Kolloidne lahus ultramikroskoobi vaateväljas.



võimalik näha ultramikroskoobis. Joonis 20 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 keskmise kaalu.

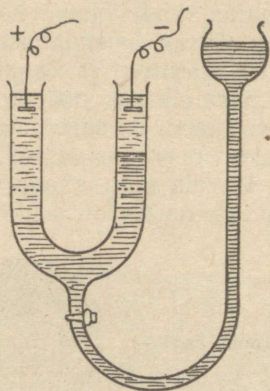
Kõik kolloidlahused juhivad elektrit. Elektrivoolu juhtimisel kolloidsesse lahusesse liiguvad kõik kolloidi osakesed kas anoodi suunas või katoodi suunas. Sellest järeldub, et ühe ja sama kolloidi osakesed on kõik laetud ühemeeliselt, s. o. kas kõik positiivselt või kõik negatiivselt. Kolloidi osakeste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

Joonis 21 näitab elektrofooresi 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 veekihi. Voolu läbi juhtimisel liiguvad negatiivselt laetud kullaosakesed anoodi

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

Paljud orgaanilised värvained lahustuvad vees kolloidselt.
 Värvimise protsessis nad käituvad erinevalt, vastavalt sellele,



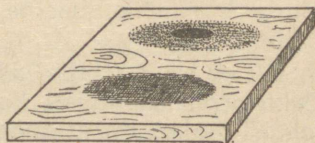
Joon. 21. Elektroforees.

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 nega-



Joon. 22. Filterpaber näitab värv-
 aine laengut.



Joon. 23. Puit näitab värv-
 aine laengut.

tiivselt, saame ühtlase värvilise pleki. Filterpaberi kapillaarides
 negatiivselt laetud seinad tõukavad värvi negatiivsed osakesed
 eemale ning need liiguvad takistamatult edasi, nii kaugemale, kui
 kaugemale tungib vesi. Juhul aga, kui värvaine osakesed lahuses
 on laetud positiivselt, jäävad nad kleepuma filterpaberi kapil-
 laaride seintele ja vesi tungib üksinda edasi. Joonis 22 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 sellele tilga negatiivset ja tilga positiivset värvi, saame joonisel 23 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 aluse lahuse lisamisega. Nii koaguleeruvad jõgede vees leiduvad kolloidid, kui nad jõuavad soolasesse merevette. Nende settimisel tõmmatakse kaasa ka suspensioonid ja kaasatoodud savi ja muda. Tulemuseks on suurte settedeltade tekkimine peaaegu kõigi suuremate jõgede suudmes.

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

Lüofiilse kolloidi koaguleerumiseks seevastu on vaja tunduvalt hulka 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“.

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 tanniinilahust, 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 tuleb 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.

Kordamisküsimused.

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

3. Molekulaarlahused.

K a t s e 1. Võtame kolm klaas- või portselankaussi: üks destilleeritud veega, teine kaevuveega ja kolmas nõrga mõrusoola-lahusega. Soojendame kausse ettevaatlikult veevannil või asbestvõrgul, kuni kõik vesi ära aurab. Esimeses kausis ei leidu mingit jääki, teises kausis vaevalt märgatav jääk, kolmandas kausis aga saame õhukese peenkristallidest koore.

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

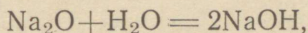
Ainet, mis on vedelikus pihustatud nähtamatute osakestena (amikronidena), nimetatakse lahustatud aineks.

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

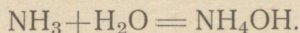
Lahustatud aine ja lahustaja koos annavad lahuse.

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 naatriumhüdroksüüd:



ammoniaagi lahustumisel vees — ammooniumhüdroksüüd:



Erinevad ained lahustuvad samas lahustajas väga erinevais hulkaades.

Katse 2. Loksutame ühes katseklaasis kaltsiumklooriidi 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, selgub, 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 täielikult. Teatavast lisatud hulgast alates aga jäävad lahusesse langevad kristallid põhja ja ei lahustu loksutamisel ega lahuse pikemalgi seismisel. Me ütleme siis, et keedusoolalahus 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 aineest küllastatud. Katse näitab, et toatemperatuuril lahustub 100 grammis destilleeritud vees mitte enam kui 36 grammi keedusoola, 25 grammi kaaliumisalpeetrit, 84 grammi naatriumisalpeetrit. Aine hulka, mida on vaja lahustada 100 grammis lahustajas küllastatud lahuse saamiseks, nimetatakse aine lahustuvuskoeffitsiendiks. Nii on toatemperatuuril vees lahustamisel keedusoola lahustuvuskoeffitsient 36, kaaliumisalpeetril 25, naatriumisalpeetril 84.

4. Lahustuvuse sõltuvus temperatuurist.

Katse 1. Loksutame katseklaasis toatemperatuuril 10 milliliitris vees 2,5 grammi kaaliumisalpeetrit; 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 temperatuuritõustes. 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 kaaliumisalpeetri puhul, kuidas leida soola lahustuvuse koefitsient, näiteks 40° temperatuuril. Selleks küllastame mõne kõrgema temperatuuri juures 100 milliliitrit vett kaaliumisalpeetriga ja laseme lahusel aeglaselt jahtuda nõutud temperatuurini 40°. Võtame siis pipetiga lahusest 10 ml proovi, laseme selle joosta kaalutud klaaskaussi ning aurutame vee veevannil ära. Paigutame kausi valge jäägiga (kaaliumisalpeetri peen pulber) jahtuma ekssikaatorisse ning siis kaalume ta ära. Leitud kaalu ja kausi kaalu vahe annab aine hulga, mis oli lahustatud 40° temperatuuril 10 milliliitris vees. Leitud kaal on umbes 3,15 grammi, seega on salpeetri lahustuvuskoefitsient 40° juures 31,5.

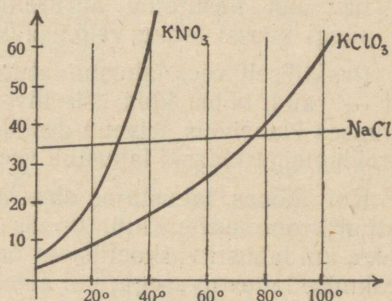
Tabel 8.
Lahustuvuskoefitsiente.

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 lahustuvuskoeffitsiendi muutumisest temperatuuriga.

5. Lahustuvuskõverad.

Eelmise tabeli andmed saab esitada graafiliselt, l a h u s t u v u s k õ v e r a n a (joon. 24). Aine lahustuvuskõver võimaldab leida lahustuvuskoeffitsienti ka neil vahepeelseil temperatuuridel, mida tabelis pole märgitud. Leiame näiteks salpeetri lahustuvuskoeffitsiendi 35° temperatuuril. Selleks võtame rõhtteljel



Joon. 24. Lahustuvuskõverad.

punkti, mis vastab 35°-le, tõmbame sellest perpendikulaari lõikumiseni salpeetri lahustuvuskõveraga ja mõõdame selle perpendikulaari pikkuse. Saame 42 ühikut. See tähendab, et 35° juures lahustub 100 milliliitris vees 42 grammi salpeetrit.

6. Aine lahustumatus.

Ainete lahustuvus mitmesuguses lahustajas on väga erinev.

Katse 1. Loksutame katseklaasis mõnd grammi keedusoola bensooliga ja teises katseklaasis sama hulka keedusoola veega samas ruumilises hulgas. 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 natukest 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. Võrreldes selle proovi elektrijuhtivust destilleeritud vee omaga, leiame, et uuritud vedeliku elektrijuhtivus on vee omast suurem: järelikult väike osa väävelhaput baariumi siiski lahustut; 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 lahustajas 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 $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Korgime 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.

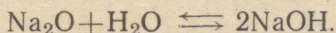
Niisugune üleküllastatud lahus on aga vähepüsiv: piisab loksutamisest või sama aine pisikristalli lisamisest, et liigne sool eralduks kristallipudruna. Üleküllastatud lahuse kristalliseerimisel lahus soojeneb tunduvalt: eraldub nimelt see soojuse hulk, mis kulutati liigse soola lahustamiseks.

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.

Süüsi

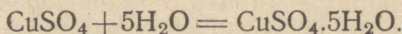
8. Soojuse neeldumine ja eraldumine lahustumisel.

Aine jagunemist nähtamatuteks pisiosakesteks lahustumisel pole võimalik vaadelda ainult mehaanilise pihustumise protsessina. Pihustumisega on seotud ka aine ühinemine vee osakesetega ühel või teisel kujul. Nii teame, et lahustades naatriumoksiidi Na_2O vees, vesi saab leeliseks ning vee aurutamisel tekkiv valge klaasjas rõskuv 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.

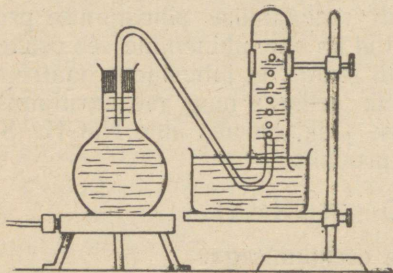
Katse 1. Raputame 100 milliliitrilisse kolbi veega 20 grammi lämmastikhaput ammooniumi NH_4NO_3 . Termomeeter näitab tunduvat temperatuuri langust. Lahus jahtub seevõrra, et õhus leiduv veeaur tiheneb kolvi pinnal kastena.

Katse 2. Lahustame kolvis vees tüki kaaliumhüdrosüüdi KOH . Juba kolbi käega katsudes tunneme tunduvat soojust 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 liitrilise kolvi, täidame ta korgini kaevuveega ja ühendame ta samuti veega täidetud toru



Joon. 25. Vees lahustatud gaasi eraldumine soojendamisel.

abil gaasikogumise seadisega (joon. 25). Soojendame kolbi: varsti näeme eralduvat 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.

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 ammoooniumhüdrosüüdi NH_4OH keetmisel laguneb see ammoniaagiks ja veeks:



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

Lahuse kontsentratsiooni või tugevust võib väljendada mitut viisi.

Kui näiteks kaltsineeritud sooda Na_2CO_3 lahus sisaldab 10 grammi soodat 100 grammi lahuse kohta 20° temperatuuril, siis ütleme, et lahus on 10%-line 20° -sel temperatuuril. Lahuse normaalsuseks nimetatakse lahustatud aine gramm-ekvivalentide arvu 1 liitris vees antud temperatuuril. Ärvutame, mitme normaalne on ülalloodud kaltsineeritud sooda 10%-line lahus. Kui 100 g lahustajas on 10 g lahustatud ainet, siis on 1000 g ehk 1 liitris lahustajas 100 g lahustatud ainet. Na_2CO_3 molekulaarkaal on $23 \times 2 + 12 + 3 \times 16$ ehk $46 + 12 + 48$ ehk 106, seega mol on 106 grammi.

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

Antud juhul on see $\frac{M}{2.1} = \frac{M}{2} = \frac{106}{2} = 53$ g. Jagades aine grammide arvu liitris vees tema gramm-ekvivalendiga, saame gramm-ekvivalentide arvu liitris ehk lahuse normaalsuse. Antud juhul on lahus $\frac{100}{53}$ ehk 1,89-normaalne.

Lahuse molaarsuse leidmiseks jagame ühes liitris vees lahustatud aine hulga grammides aine moliga. Antud juhul mol on 106 grammi. Liitris on lahustatud 100 g. Järelikult lahuse molaarsus on $\frac{100}{106}$ ehk 0,94, teiste sõnadega, lahus on 0,94-molaarne.

Kordamisküsimused.

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 lahus on küllastatud või mitte?
5. Kuidas soojendamise mõjutab gaasi lahustuvust vees?
6. Väljendada 10%-lise väävelhappe-lahuse kontsentratsioon normaalsuses ja molaarsuses.

See 9. apr. 47. a.

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

sööbenatrium. 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 poolustele kinnitame kahe isoleeritud juhtme puhastatud vaskotsad; juhtmete teistele otstele kinnitame plaatinaplekist ribad. Voolu tugevuse mõõtmiseks kasutame milliampermeetrit.

Võtame 12 keeduklaasi järgmiste vedelikkudega: 1) kontsentreeritud väävelhape H_2SO_4 (98,5%); 2) 2-normaalne soolhape HCl lahus; 3) 2-normaalne lämmastikhape HNO_3 lahus; 4) 2-normaalne H_2SO_4 lahus; 5) 2-normaalne äädikhappe CH_3COOH lahus; 6) 2-normaalne sööbekaaliumi KOH lahus; 7) 20%-line salpeetri KNO_3 lahus; 8) 20%-line keedusoola NaCl lahus; 9) 20%-line suhkru $C_{12}H_{22}O_{11}$ lahus; 10) 20%-line kusiaine — karbamiidi $CO(NH_2)_2$ lahus; 11) destilleeritud vesi; 12) kaevuveesi.

Paigutame nüüd elektroodid järgemööda mõneks sekundiks igasse neist lahustest (joon. 26) ja loeme milliampermeetri osuti seis. Tõstes elektroodid välja ühest lahusest, loputame neid põhjalikult destilleeritud veega ja kuivatame puhta filterpaberiga. Korraldades saadud andmed tabelisse, saame:

Tabel 9.

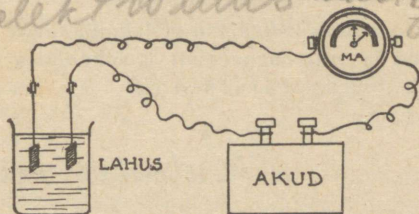
Lahus	Voolu tugevus milliamprites	Lahus	Voolu tugevus milliamprites
1. Konts. H_2SO_4	300	7. 20% KNO_3 lahus	3300
2. 2n HCl lahus	8600	8. 20% NaCl „	3350
3. 2n HNO_3 „	7400	9. 20% $C_{12}H_{22}O_{11}$ „	väga väike
4. 2n H_2SO_4 „	6200	10. 20% $CO(NH_2)_2$ „	väga väike
5. 2n CH_3COOH „	41	11. destilleeritud vesi	väga väike
6. 2n KOH „	5600	12. kaevuveesi	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 kaevuveesi juhib elekt-

rit 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 pare-

korvata elektroliis insitute

Joon. 26. Lahus juhib elektrit.

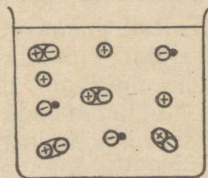


mini kui kontsentreeritud lahus. Aineid, mis lahustatuna juhivad elektrit, nimetatakse elektrolüütideks. (Sõna „lysis“ tähendab kreeka keeles lahustumist.) Aineid, mis lahustatuna elektrit ei juhi, nimetatakse mitte-elektrolüütideks.

sel
12. Arrheniuse hüpotees.

Lahuste elektrijuhtivuse seletuse võlgname 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

Joon. 27. Polaarne molekul ja ioonid lahuses.



mitte ainult lahustajasse pihustatud molekulideks, vaid muist neist molekulidest laguneb elektriliselt laetud osakesteks: iga neutraalne molekul laguneb kaheks või rohkemaks „iooniks“ nii, et tekkinud negatiivsete ja positiivsete ionide laengud on võrdsed.

Elektrolüütide puhul, mis juhivad elektrit hästi, on ionideks lagunenuid molekulide arv suur. Vähesel elektrijuhtivusega elektrolüütidel on ionideks lagunenuid molekulide arv väike.

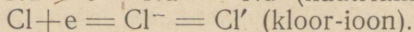
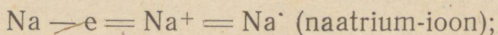
Joonis 27 näitab, kuidas tuleb kujutleda lahustatud ainet Arrheniuse oletuse kohaselt.

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

ll

13. Ioonide tekkimine lahuses.

Nüüdisaja vaadete kohaselt positiivne ioon on aatom, mille välisorbiidist on lahkunud üks või mitu elektroni; negatiivne ioon aga on aatom, mille välisorbiiti on juurde tulnud üks või mitu elektroni. Näiteks NaCl molekuli tekkimisel annab naatriumi aatom ühe elektroni ära; kloori aatom aga saab ühe elektroni juurde. Tähistades elektroni tähega e , kirjutame valemid:

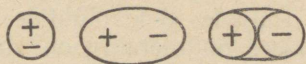


Teaduses valitseva arvamuse järgi ei koosne tahke naatriumkloriid selle molekulidest, vaid elektrilaenguid kandvaist naatriumi ja kloori ionidest, mis püsivad koos nende vahel mõjuvate elektrostaatiliste tungide mõjul. Lahustumisel laguneb osa molekule ionideks, mis tungivad nagu lagunemata molekulidki lahustaja molekulide vahele. Lahustaja molekulid on tõkkeks, mis ei lase isenimelistel ionidel vabalt ühineda jälle 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 tühjuses. Oletame, et teatavas dielektrikus on laetud osakeste omavaheline mõju D korda väiksem kui tühjuses. 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 lagunenuid ionideks, püsivad need seal niisugustena ega ühine jälle molekulideks.

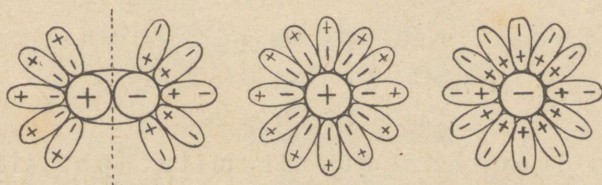
Kaudsete uurimisvõtetega on kindlaks tehtud, et vee molekulides elektrilised laengud pole jaotatud ühtlaselt: nende ühes otsas on ülekaalus positiivsed, teises negatiivsed laengud. Nii-sugused molekulid kannavad polaarsete molekulide nime. Ka elektrolüütide molekulid on polaarsete ehitusega. See on põhjuseks, et lahustumisel vees need molekulid lagunevad

Joon. 28. Mittepolaarse, polaarsete ja ioonilise ehitusega molekul.



kergesti ionideks. Mitte-elektrolüütide molekulides on laengute jaotus ühtlane. Need molekulid ei ole polaarsete ega lagune lahustumisel erineva laenguga osadeks — ionideks. Joonis 28 näitab, kuidas skemaatiliselt märgitakse polaarsete ja mittepolaarseid molekulide.

Vees lahustumisel tungivad aine molekulid vee molekulide vahele ja vee molekulid asetuvad nii, et nende negatiivsed pooled on pööratud elektrolüüdi molekuli positiivse poole suunas ja vee molekulide positiivsed pooled on pööratud elektrolüüdi molekuli negatiivse poole suunas. Selle tagajärjel mõjub elektrolüüdi



Joon. 29. Elektrolüütilise dissotsiatsiooni skeem.

molekuli pooltele 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 hüdratüserumiseks. Joonis 29 annab kujutluse molekuli elektrolüütilise dissotsiatsiooni mehhanismist.

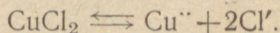
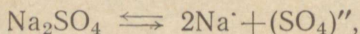
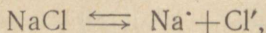
9. apr. 47. a.

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

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

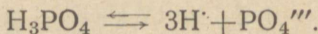
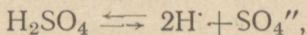
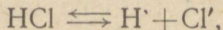
Paljude elektrolüütide uurimine on näidanud, et soolade lahuses on metalli-ioon alati positiivne. Seeioon liigub katoodi suunas. Jõudes katoodile, ta kaotab laengu ja eraldub hariliku metallina. Happejääk aga esineb lahuses alati negatiivse ioonina. Soolhappe puhul on see happejääk kloorioon. Positiivselt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

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



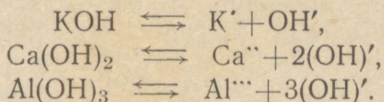
Metallioon kannab nii mitut positiivset laenguühikut, kui suur on selle metalli positiivne valents. Näiteks kannab vaskioon kaht niisugust laengut, nagu neid kannab naatriumioon.

Hapete elektrolüütilisel lagunemisel tekivad vesinikioonid ja happejäägid. Näiteks:



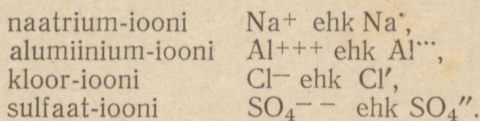
Vesinikioonil on alati üks positiivne ühiklaeng, sest vesiniku aatomil on ainult üks elektron, mida tal on võimalik ära anda. Happejäägil on nii mitu negatiivset ühiklaengut, kui palju oli vesiniku aatomeid happe molekulis. Hapetele on ise-

loomustav vaba vesinik-iooni tekkimine lahuses. Aluste elektrolüütilisel dissotsiatsioonil tekivad lahuses metall- ja hüdroksüül-ionid; näiteks:



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

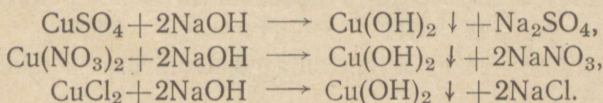
Iooni tähistatakse tema koostises esinevate aatomite keemilise sümboliga, märkides positiivse ioni puhul ülal tema ühiklaengute arvu vastava ristide või punktide hulgaga; negatiivse ioni puhul märgitakse aatomi keemilisele sümbolile juurde vajalik arv miinuse märke või kaldkriipse. Näiteks kirjutame:



15. Ioonide omadused.

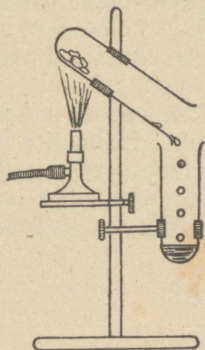
Esinedes ioonidena, on elementidel omadusi, mis tunduvalt erinevad neutraalsete aatomite omadustest. Näiteks metall vask on roosaka värvusega, vaseioonid aga vase-soolade vesilahustes sinised.

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



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

Katse 2. Lahustame vaskpleki-ribakese kontsentreeritud salpeeterhappes. Seejuures eralduvad pruunid NO_2 aurud ja tekib roheline vasenitraadi $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 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+} .



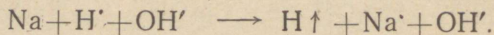
Joon. 30. Vasevitrioli lagunemine kuumutamisel.

Katse 3. Kuumutame siniseid vasevitrioli kristalle katseklaasis. Eralduva veeauru laseme kondenseeruda teises katseklaasis. Veevaba vasesulfaat on valge. Joonis 30 näitab katse korraldamist.

Vett sisaldavais vasevitrioli kristallides on veega ümbritsetud siniseid vask-ioone Cu^{2+} . Veevabas vasevitriolis pole vabu siniseid vask-ioone ja kogu aine on valge.

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

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



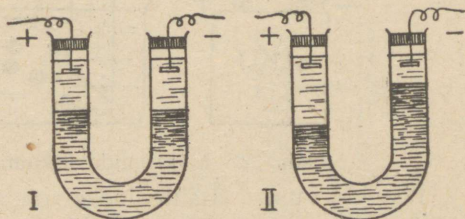
Siin naatriumi aatom annab oma elektroni ära ja tekib naatrium-ioon Na^+ .

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 ioniks MnO_4^- . Et lahus oleks erikaalult raskem, lisame temale 5 grammi kusiainet (karbamiidi) või suhkrut, mis pole elektrolüüt. Täidame joonisel 31 kujutatud

Joon. 31. KMnO_4 elektrolüüs.



U-kujulise toru osaliselt kaaliumnitraadi 0,03%-lise lahusega ja lisame pika toruga leetri abil varem valmistatud KMnO_4 lahust nii, et tekiks kaks kihti. U-toru kõrge läbivad elektroodid ühendame juhtmete abil alalisvoolu allikaga. Peatselt näeme, et punane vedeliku-kiht tõuseb anoodi ehk positiivse elektroodi torus, sest punased MnO_4^- ionid liiguvad sinna. Värvuseta K^+ ionide liikumist katoodile pole võimalik näha, kuid lahus muutub katoodi ümber leeliseks ning seal hakkab eralduma vesinik.

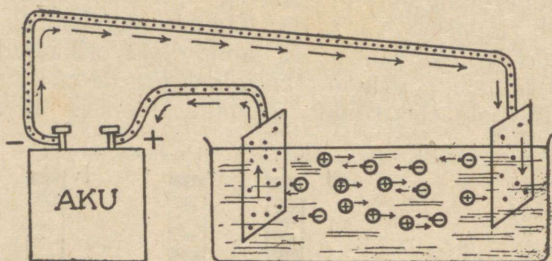
Füüsikas tõlgendatakse elektrivoolu metalseis juhtmeis elektronide vooluna. Elektrolüütide lahuseis aga ei liigu need elektronid ise, vaid neid kannavad ionid oma liikumisel katoodilt anoodile. Joonis 32 annab kujutluse elektronide liikumisest vooluahelas.

Saabudes anoodile, annavad negatiivsed ionid oma elektroni ära; tekib neutraalne aatom, mis setib anoodil. Katoodi ruumis positiivsed ionid 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 lihtaineiks, nimetatakse elektrolüüsiks.

Elektrolüüsil on suur, praegu järjest kasvav praktiline tähtsus.

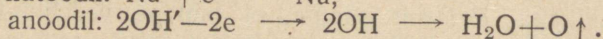
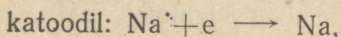
1. Elektrolüüsidest metallide ühendeid saadakse tehnikas ja laboratooriumis puhtaid metalle.

Toome mõned näited.



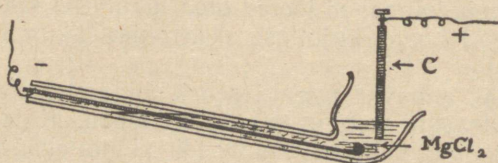
Joon. 32. Elektronide liikumine elektriahelas.

N a a t r i u m. Lähteaineks on sööbenaatrium, mis sulatatakse suures raudtiiglis 330° temperatuuril. Raudtiigel on ühtlasi katoodiks. Anoodina kasutatakse sööbenaatriumisse pistetud raudpulka või -plaati. Metalne naatrium koguneb tiigli põhja. Protsess toimub valemite järgi:



Laenguvaba rühm OH ei ole püsiv ja laguneb veemolekuliks ja hapnikuks, mis lendub.

M a g n e e s i u m. Mineraal karnalliiti $\text{KClMgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ kuumutatakse kristallisatsiooni vee kaotamiseks ja sulatatakse 500° temperatuuril. Laboratooriumis võib elektrolüüsi nõuna

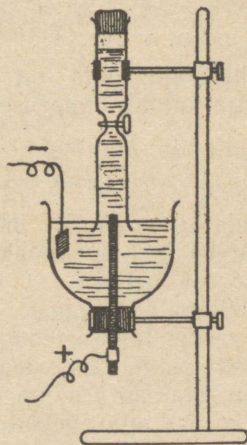


Joon. 33. Laboratoorne magneesiumi saamine.

kasutada savist piipu (joon. 33). Anoodiks on söepulk, katoodiks kudumisnõel. Elektrolüüsidest umbes pool tundi pinges juures 10 volti, saame kudumisnõela otsas väikese kerakese puhtast magneesiumi.

Alumiinium. Kergesti sulav mineraal krüoliit Na_3AlF_6 sulatatakse savimullaga 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. Söevooder on katoodiks, raudvarras anoodiks. Elektri kaarleegis sulatatud krüoliiti lisatakse järk-järgult savimullale ja elektrolüüsitakse. Al_2O_3 laguneb alumiiniumiks ja hapnikuks. Vedel alumiinium koguneb vanni põhja, kust teda aeg-ajalt välja lastakse. Hapnik ühineb sulami kõrges temperatuuris anoodi söega vingugaasiks CO , mis eraldub ja edasi süsihappe-gaasiks CO_2 ära põleb.

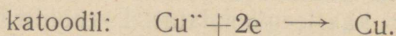
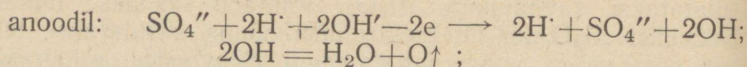
Joon. 34. Sekundaarne protsess soola elektrolüüsil.



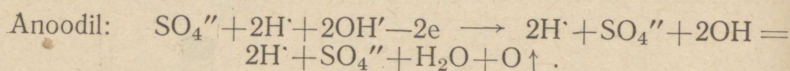
2. Elektrolüüs vesilahuses on keerulisem nähtus kui sulatatud soolade elektrolüüs, sest sageli elektrolüüsi produkt elektroodil reageerib edasi veega. Seda nähtust nimetatakse sekundaarseks protsessiks elektroodil.

Järgmine katse selgitab sekundaarse protsessi iseloomu. Joonisel 34 näeme kummulikeeratud äralõigatud põhjaga 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 toru hõõguva pirru, näeme teda põlema hakkavat ja veendume, et torus olev gaas on hapnik.

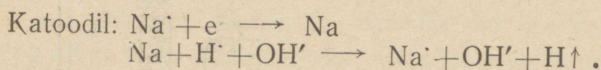
Protsess kulgeb valemite järgi:



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



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

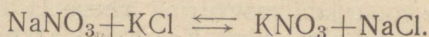


Vesinik, mis kaotas laengu, saades elektroni juurde, lendub; lahusesse jääb tasakaalustamata OH' ioone, mis põhjustavad leelise reaktsiooni.

Näitena vesilahuse elektrolüüsimisest tööstuslikus mahtabis võib tuua keedusoola-lahuse elektrolüüsi. Katoodil eraldub naatrium, mis veega reageerides annab sööbenaatriumlahuse; 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.

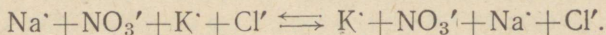
17. Asendusreaktsioonid elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria valguses.

Reaktsioon lahuses kahe soola vahel ei kulge üldiselt lõpuni, nii et mõne aja pärast esinevad lahuses kõik neli soola korraga: 2 lähtesoola ja 2 tekkinud soola. Niisuguse reaktsiooni kirjutamisel kasutame võrdusmärgi asemel kaht erisuunalist noolt. Näiteks kirjutame:



Seda tuleb mõista nii, et muutumatu temperatuuri juures reaktsioon kulgeb mõlemas suunas ühesuguse kiirusega.

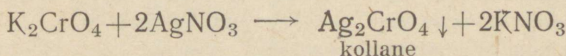
sega, mistõttu ainete hulgad ei muutu. Soolad esinevad aga lahustes ioonidena, seepärast kirjutame nähtuse võrrandi järgmiselt:



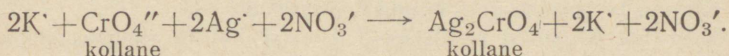
Nii kirjutatuna näitab võrrand, et ei ole kvalitatiivset vahet kummagi poole vahel. Teisiti on lugu, kui asendusreaktsiooni üks produktidest on vees lahustumatu; sel puhul reaktsioon läheb lõpuni.

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

Reaktsioon kulgeb valemi järgi:

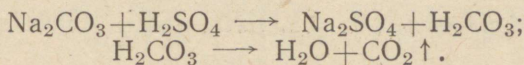


ehk ioonide reaktsiooni kujul:



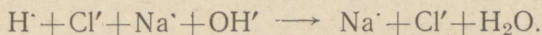
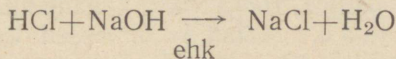
Siin läheb reaktsioon lõpuni. Kollase $\text{CrO}_4^{\cdot\cdot}$ kadumise tõttu lahusest muutub lahus värvusetuks. Ioonidevaheline reaktsioon jõuab lõpuni lahustumatu ühendi tekkimise suunas.

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



Lahuses tekib ainsa soolana väävelhapu naatrium Na_2SO_4 . Vähepüsiv süsihape laguneb veeks ja lenduvaks süsihappegaasiks. Ioonidevaheline reaktsioon läheb lõpuni, kui reaktsiooni üheks produktiks on lenduv aine.

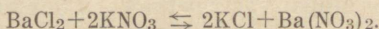
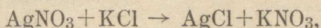
Katse 3. Neutraliseerime soolhappe-lahust naatriumhüdrosüüdiga, jälgides neutralisatsiooni käiku lakmusega. Reaktsiooni võrrand on järgmine:



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

Kordamisküsimused.

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 läheb lõpuni?
12. Mis eraldub anoodil hapete elektrolüüsil?

V. METALLIDE ÜLDINE ISELOOMUSTUS.

1. Metallide füüsilised 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, roosa vask, kollane kuld on peene pulbri kujul kõik mustad. Metallide õhukesed lestad (paksusega kuni 0,001 mm) ei ole läbipaistvad. Erandiks on kuld, mille õhukesed lestad on läbipaistvad, näidates rohelist värvust. Harilik-

Tabel 10.
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	97,8°	Davy, 1807	Höbe Ag	10,5	960°	
Kaalium K	0,86	62,5°		Kuld Au	19,26	1063°	
Rubiidium Rb	1,52	39,0°	Bunsen ja Kirchhoff, 1861	Tsink Zn	7,2	420°	Tuntud alates XV sajandist
Tseesium Cs	2,40	28,2°	Bunsen ja Kirchhoff, 1860	Kadmium Cd	8,6	820°	Strohmeyer, 1817
				Elavhõbe Hg	13,6	39,4°	Tuntud juba vanal ajal
				Inglüstina Sn	7,3	232°	Tuntud juba vanal ajal
Magneesium Mg	1,75	650°	Davy, 1808	Seatina (plii) Pb	11,3	327°	
Kaltsium Ca	1,52	~800°	Davy, 1808	Kroom Cr	7,10	1765°	Vauquelin, 1797
Strontsium Sr	2,60	~800°	Davy, 1808	Volfram W	19,1	3370°	Scheele, 1781
Baarium Ba	3,7	850°	Davy, 1808	Uraan U	18,7	1690°	Klaproth, 1789
Radium Ra	~6,0	~700°	M. ja P. Curie, 1898				
Alumiinium Al	2,58	658°	Wöhler, 1827	Plaatina Pt	21,48	1755°	Tuntud Ameerikas XVI saj., Euroopasse toodud XVII saj.
				Iriidium Ir	22,40	2454°	Tennant, 1804
				Osmium Os	22,4	2700°	Tennant, 1804
				Raud Fe	7,86	~1600°	Tuntud juba eelajaloolisel ajal
				Nikkel Ni	8,9	1452°	Cronstedt, 1751

kude temperatuuride juures 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 eelnevast tabelist.

Tabelist nähtub, et mitmed kerged metallid on madala sulamistemperatuuriga. Madalaim sulamistemperatuur on tseesiumil (28,2°).

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

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

2. Tähtsamad sulamid. Nende rakendamine tööstuses ja sõjaasjanduses.

Katse. Sulatame portselankausikeses natuke inglisiin 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 tahkela huse.

Katse. Kastame sulatatud vasesse tükikese alumiiiniumi; seejuures eraldub nii palju soojust, et terve mass hõõgub valge säraga: tekib sulatatud vases lahustuv alumiiiniumi ja vase ühend.

Enamik sulameid on metallide ühendid, lahustatud ühes neist metallidest. Metallid annavad sulameid ka mõningate metalloididega, nagu süsinik ja räni. Näiteks malm on raua, süsiniku ja räni sulam.

Sulamite poleeritud ja hapetega söövitatud pinnad näitavad erilisi viirutatud mustreid¹ (joon. 35). 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.

Joon. 35. Widmannstätten'i kujud.



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

Katse. Jahutame keedusoola (või mõne teise soola) nõrka veelahust; temperatuuri langemisel alla 0° tahkestub järk-järgult suurem osa lahustajast, 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 väljalingevat seatina; sulam rikastub järjest inglistinaga. Juhul, kui sulamis on ülekaalus inglistina, eraldub jahutamisel esimesena inglistina 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, püsiva temperatuuri juures, nimetatakse eutektikaks. Ka teised metallid, võetud parajas kaalulises vahekorras, moodustavad kokkusulatamisel eutektikaid. 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

¹ Widmannstätten'i kujud.

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:

- a) Alumiiniumpronks ehk alumiiniumkuld (sisaldab 5—12% Al). Kallis, kuid kerge, keemilistele mõjudele vastupidav, tugev ja ilus sulam. Asendab kulda. Jahvatatult annab hõbevalget õlivärvi.
- b) Vanaadiumpronks (sisaldab 0,5% V). Eriti kõva sulam.
- c) Mangaanpronks (sisaldab 1,5% Mn). Omadused samasugused kui eelmisel.
- d) Fosforpronks (sisaldab 0,05% P). Kõva, suure elastisusega. Kasutatakse antennitraatideks.
- e) Ränipronks (sisaldab 0,52% Si). Praktiliselt roostevaba, kõva ja tugev. Kasutatakse samuti välisjuhtmeteks.
- f) Manganiin (84% Cu, 12% Mn, 4% Ni). Umbes 30 korda suurema eritakistusega kui vask. Kasutatakse elektriga köetavate aparatuuride ehitamiseks.

2. Valged vased — peamiselt vase ja tsingi sulamid. Neist tehakse igapäevase elu tarbeesemeid.

Alumiiniumi sulamid, eriti magneesiumiga, on suure tähtsusega sõjatööstuses. Neist valmistatakse lennukite kandetiibu, 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 trüki-tähtede 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“ „välgu-mihklites“. Ta annab sädemeid, kui teda lüüa terase vastu. Veel kergemini süttiv on tseeriumi ja plaatina sulam.

Konstantaan — vase ja nikli sulam, sisaldab lisan-dina Fe, Co, S, P, Si ja C; on püsiva, temperatuurist vähe sõl-tuva takistusega. Kasutatakse termopaarideks kõrgete tempera-tuuride mõõtmisel.

Suure tähtsusega tehnikas ja eriti teaduslikkude aparaatide ehitamisel on plaatina, iriidiumi ja osmiumi sulamid. Igapäeva-ses elus tarvitatakse neid „igaveste“ sulgede valmistamiseks.

Babbittid on sulamid madala sulamistäpiga, suure kõva-dusega ja eriti väikese hõõrumiskoefitsiendiga. Neid sulameid tarvitatakse laagrite valmistamiseks.

Metallide sulameid elavhõbedaga nimetatakse **amalgamaideks**.

Leelismetallid reageerivad elavhõbedaga, eraldades roh-kesti soojust. Elavhõbedas sulab tsink, vask ja mitmed teised metallid.

Paljud metallid reageerivad elavhõbeda-lahuses energilise-malt kui puhtas olekus. Näiteks alumiiniumi amalgaam lagun-dab vett palju intensiivsemalt kui metall ise.

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

3. Metallide leidumine looduses. Ehe metall ja metalli-maagid. Metallide saamise üldmenetlused.

Väheaktiivseid metalle leidub looduses ka lihtaine kujul — ehedalt, tavaliselt terakestena või ka suuremais tükkides mõnes mineraalis või maagis. Kuld näiteks esineb tihti terakestena kivimite murenemisel tekkinud liivades. Ehedalt leidub Cu, Hg, Bi, Sb, As, Ag ja plaatina rühma metalle; neid leidub looduses aga ka ühenditena. Viimasel juhul räägime **maakidest**. Aktiivsemad metallid esinevad ainult ühenditena maa-kides ehk mineraalides.

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

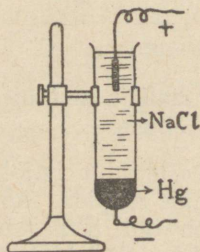
Maakides esinevad metallid tihti oksüüdidenä või sulfiididenä: näiteks Fe, Cu, Sn, Zn ja Pb, Mn ja Al esinevad oksüüdidenä. Looduses sulfiididenä esinevaid metalle põletatakse erilistes ahjudes. Siin tekib väävlisshapend ning metallisshapend; esimene eraldub gaasina ja teda menetletakse edasi kontakt- või pliikambri-meetodil väävelhappe saamiseks. Metallis oksüüdi taandamiseks puhtaks metalliks rakendatakse:

- 1) vesinikuvoolu;
- 2) sütt, eriti koksina, ja süsishapendit CO;
- 3) alumiiniumi, kui toodetav metall on alumiiniumist väärilisem ehk pingereas alumiiniumist paremal pool;
- 4) elektrivoolu.

Näiteid:

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

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

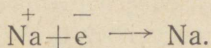


Joon. 36. Keedusoola elektrolüüs elavhõbekatoodiga.

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

Katse. Sulatame naatriumkloriidi NaCl ning paigutame sinna kaks elektroodi. Elektroodid ühendame vooluallikaga ja laseme alalisvoolu läbi (joon. 36).

Elektronid liiguvad vooluallika anoodilt katoodile. Katoodil lähevad elektronid üle positiivsetele naatrium-ioonidele; tekivad naatriumiaatomid, mis omavahel ühinevad. Katoodil eraldub metalne naatrium. Naatrium taandub, ta saab elektrone juurde. Katoodil toimunud protsessi väljendab valem:



Anoodil annavad kloori negatiivsed ioonid oma elektronid ära; nad hapenduvad. Tekib atomaarne kloor ja sellest kloorgaas, mis eraldub anoodi ruumis.

Protsess anoodil vastab valemile:



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

Katoodil ilmneb taandumine, elektrone tuleb juurde. Anoodil toimub hapendumine, elektronid lähevad juhtmetraati mööda ära. Kirjeldatud elektrolüüsi-menetlust rakendatakse aktiivsete metallide saamiseks nende ühendeist.

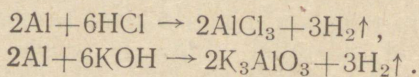
Mõnda metalli saab vabastada maagist, lahustades teda mõnes teises metallis või mõnes sobivas kemikaalis. Nii lahustatakse hõbedat sulatatud tsingis ja kulda kaaliumtsüaniidi lahuses. Lahusest saadakse siis kuld elektrolüüsi teel; hõbe ja tsink eraldatakse, aurustades tsinki, mille aurumistemperatuur on madalam kui hõbedal.

Juhul, kui kivim on vaene metallimaagi poolest, maak peenendatakse ja maagi sõmerat loksutatakse mõnda mineraalõli sisaldava veega. Õli pisitilgakased kleepuvad maagi osakeste külge ja tõstavad nad enesega üles, peenendatud kivim aga uhitakse veega alt ära. Seda menetlust peenendatud kivimi rikastamiseks maagiga nimetatakse flotatsioonimenetluseks. Rikastatud maak töödeldakse puhtaks metalliks, kasutades mõnda eespool kirjeldatud menetlustest.

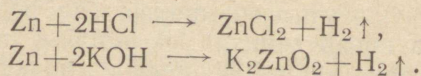
4. Metallide asend perioodilises süsteemis. Nende keemilised omadused.

Metallide hapendid on üldiselt aluselise iseloomuga ja nad annavad hapetega sooli. Erandina on mõnedel metallidel ka happelisi oksüüde. Metallide aatomite iseloomustavaks omaduseks on ühenditesse astudes elektrone ära anda (hapenduda) ja saada positiivseiks iooneks. Enamiku metallide aatomite välisorbiidis on kuni neli elektroni. Need metallid, mille aatomid omavad mittepüsivat eelviimast orbiiti ja annavad ära rohkem elektrone, asetsevad tüübiliste metallide ja mitte-metallide vahel. Nende madalama valentsiga oksüüdid näitavad leelisi omadusi, kõrgemad oksüüdid aga happelisi omadusi. Mõnedel metallidel on oksüüde, mis võivad anda sooli hapetega happelises ja alustega leelises keskkonnas. Niisuguseid metalle ja nende hapendeid nimetame amfoteerseteks.

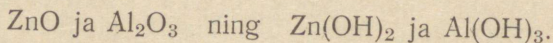
Vaatleme Mendelejevi tabelit. Ridade algul seisvad metallid moodustavad vees hästi lahustuvaid oksüüde tugevaté aluseliste omadustega. Enamik kergeid metalle on sellise iseloomuga. Näiteks Li, Na, K, Ba. Metallid, mis seisavad ridade keskpaigas, annavad vees halvasti lahustuvaid hapendeid, mis näitavad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



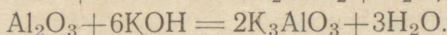
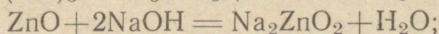
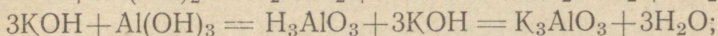
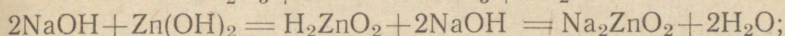
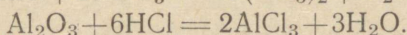
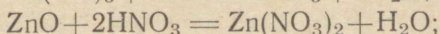
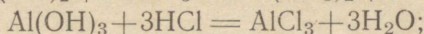
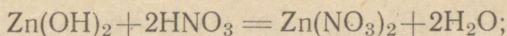
Tsink lahustub hapetes ning soojendamisel ka alustes, tõrjudes kummastki vesiniku välja:



Samuti amfoteersed on ka nende metallide oksüüdid ja hüdroksüüdid:

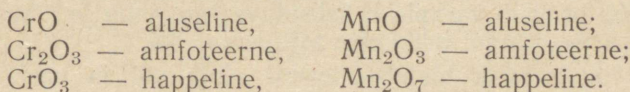


Nende reageerimisel happega ja leelisega saame järgmised reaktsioonid:



Metallid, mis seisavad Mendelejevi tabeli ridades p a r e m a l p o o l, 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 tahetakse märkida võimet kergesti tekitada ühendeid ning elektrone ära anda.

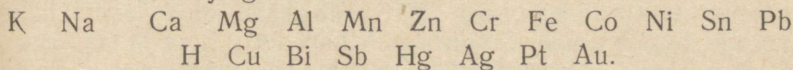
Katse. Lisame vasevitrioli lahusele rauapulbrit või kastame sinna tüki raudplekki. Eraldub vask ning lahustub raud:



Raud tõrjus vase ühendist välja ja asus selle kohale. Ta on aktiivsem ehk pingsam 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:

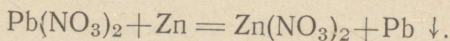


Pingerea esimesed metallid lagundavad vett energiliselt, tõrjudes vesiniku välja. Magneesium reageerib veega aeglaselt,

tsink ja raud lagundavad vett ainult ülekuumutatud auruna. Kõik metallid, mis seisavad selles reas enne vesinikku, on aktiivsemad kui vesinik ning tõrjuvad lahjendatud hapetest selle välja.

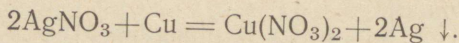
Metallid, mis seisavad reas vesiniku järel, on vähem aktiivsed kui vesinik ega tõrju teda välja lahjendatud hapetest. Nad ei lahustu näiteks lahjendatud sool- või väävelhappes.

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



Näeme, et tsinkpulgal tekib läikivaid pliihelbeid.

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



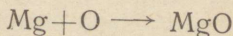
Hõbe eraldub vaskplekil helendava samblana ja lahus muutub vasenitraadi tekkimise tõttu sinakaks.

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

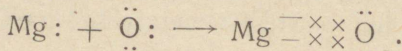
6. Hapendumis-taandumisprotsessid.

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

Näide 1. Magneesiumi põlemisel tekib magneesiumoksüüd:

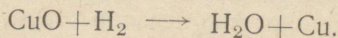


ehk elektronidepaare välisorbiidis tuntud viisil tähistades:



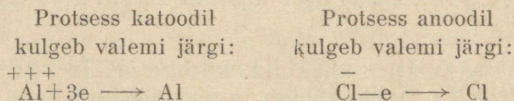
Magneesiumi aatomi välisorbiidi kaks elektroni moodustasid hapniku elektronidega kaks elektronidepaari, tõmbudes hapniku aatomi tuuma poole. Magneesium hapendus, hapnik taandus.

Näide 2. Vaseoksüüd taandatakse vesinikuga valemi järgi:



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

Näide 6. Sulatatud AlCl_3 elektrolüüsil eraldub katoodil alumiinium, anoodil — kloor.



Alumiinium, võttes juurde elektrone katoodilt, taandub metalseks alumiiniumiks; kloor, andes anoodil elektrone ära, hapendub atomaarseks klooriks. Et elektronide äraandmisel ühe aine poolt on alati olemas teine, mis võtab neid vastu, siis hapendumisprotsess on alati ühtaegu ka taandumisprotsessiks.

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

Ained, mis ühendesse astumisel võtavad elektrone juurde, on hapenda ja d. 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 annavad elektrone ära, on taanda ja d. 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.

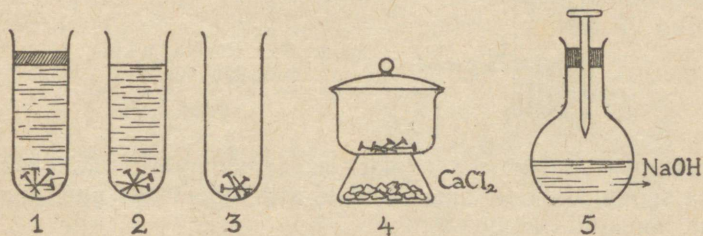
Metalli hävimist rooste mõjul nimetatakse korrosiooniks. Korrosioonist tekkinud majanduslik kahju on tohutu: ligikaudu 25% toodetud rauast hävib korrosiooni teel. Korrosiooni üksikasjaline uurimine ja tema vastu võitlemisevahendite leidmine on praegu üheks tähtsamaks rakenduskeemia ülesandeks.

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 süsihappe-gaas on püsivad korrosiooni tekitajad. Järgmised katsed selgitavad asja lähemalt.

K a t s e 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. Ekssikaatoris — anumad nr. 4 on põhjal CaCl_2 tükikesi,



Joon. 37. Rauda roostetamise uurimine.

mistõttu õhk anumad on veeauru-vaba Kolvis — anumad nr. 5 on 15%-line sööbenaatriumi lahus, mis seob CO_2 , mistõttu õhk kolvis on söehappevaba, — kolvi korki läbib raudnael. Joonis 37 selgitab katse üksikasju. Kõik kirjeldatud anumad lastakse pikemat aega seista ja vaadeldakse resultate. Vaatlustulemused on kokkuvõetult järgmised:

T a b e l 11.

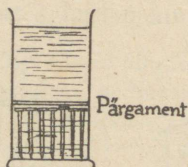
Anuma nr.	õhk	CO_2	H_2O	raud
1	—	—	on	ei roosteta
2	on	on	on	roostetab
3	on	on	on	roostetab
4	on	on	—	ei roosteta
5	on	—	on	ei roosteta

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

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

pärgamentpaberi-tüki (joon. 38). Mõneajalise seismise järel ilmneb, et rooste on tekkinud pealpool pärgamenti.

Nähtus on seletatav järgmiselt: raudnaelad saadavad lahusesse ferro-icone Fe^{++} ; vee alumised kihid ei sisalda hapnikku, kuid veepinnal õhu hapnik lahustub vees ja difundeerub alla-poolle; nähtamatud ferro-ioonid Fe^{++} difundeeruvad talle vastu



Joon. 38. Rooste tekki-mine lahuses.

ja reageerivad lahuses, tekitades lahustumatu rauaoksüüdi. Juba seotud ferro-ioonide asemele astuvad järjest uued, naelte raua lahustumispinge tõttu.

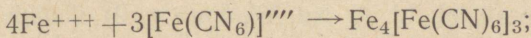
Korrosioon hävitab ka metalse vase, alumiiniumi ja teised metallid.

Metalle kaitstakse õhu mõju vastu, kattes neid lakiga, õli-värviga või mitteroostetavate metallide kihiga. Viimane abinõu on ainult siis mõjuv, kui kaitsekate pole rikutud. Vastasel korral võib ta korrosiooni veelgi kiirendada. Korrosiooni alguseks on küllalt kaitsekihi väikesest kriimustusest. Korrosioon areneb eriti ruttu, kui metall puutub kokku mõne vähemaktiivse metalliga. Nii areneb korrosioon eriti ruttu kohtadel, kus raud-ese läbib vaskneet.

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

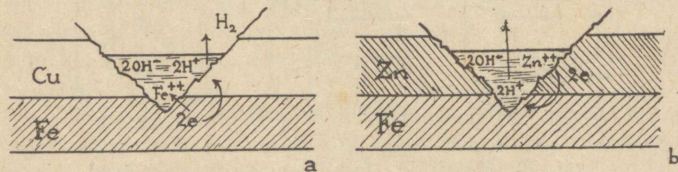
Igasse katseklaasi valame destilleeritud vett, lisame mõne tilga väävelhapet roostetamise kiirendamiseks ja ühe tilga kollase veresoola $K_4[Fe(CN)_6]$ lahust indikaatorina. Pooltunnise seismise järel ei näe me katseklaasis nr. 1 mingit muudatust; katseklaasides nr. 2 ja 3 aga, kus raud puutub kokku temast vähem aktiivsete, väärilisemate metallidega — 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



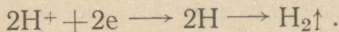
tekkinud ühend $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ värvib lahuse siniseks.

Seletuse korrosioonile kätte kriimustuses saame järgmiselt: kui näiteks raud on kaetud vasekihiga ja selles esineb rauani ulatuv kriimustus, siis kriimustusse sattunud vesi moodustab ühes raua ja vasega galvaanilise elemendi. Joonis 39 kujutab



Joon. 39. Korrosioon kriimustuse puhul teisest metallist kättekihis.

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

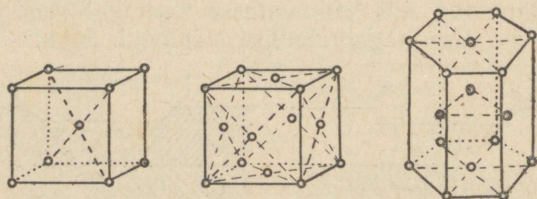


Vase pinnal eraldub vesinik. Neutraliseerunud ionide asemele astuvad uued ja kriimustus muutub rauas järjest sügavamaks. Galvaanilise elemendi tekkimine kahe metalli kokkupuutel lahustajaga selgitab ka tõsiasja, et keemiliselt puhas tsink lahustub hapetes halvasti, minimaalseid lisandeid sisaldav tsink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

8. Metallide seesmine struktuur.

Nüüdisaja füüsika võimsate uurimismeetodite rakendamisel on saadud üksikasjaline ja täielik pilt tahke aine seesmiseststruktuurist. 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 kuueta hulised korrapärased prismad või teised korrapärased geomeetrised kujundid.

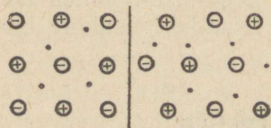
Metallidel esinevad enamasti kolme liiki võred: 1) Ruumkeskendatud võre, kus rakuks on kuup ja osakesed asetsevad kuubi tippudes ja kuubi keskpunktis. Säärane võre esineb näiteks metallidel Li, K, Na, W, Fe, Cr. 2) Tahkkeskendatud võre, kus rakuks on kuup ja osakesed asetsevad kuubi tippudel ja iga tahu keskkohas. Säärane võre esineb näiteks metallidel Ca, Ag, Au, Cu, Al, Co, Ni. 3) Heksagonaalne võre, kus rakuks



Joon. 40. Metallide tüübilisemad kristallvõred.

on kuetahuline korrapärase prisma ja osakesed asetsevad prisma tippudes ja võrdkülgse kolmnurga tippudes, mis asub prisma sees. See võre esineb näiteks metallidel Be, Cd, Mg, Zn (joon. 40).

Kristallvõre rakkude tippudes asetsevad osakesed on ühel juhul molekulid, teisel aatomid, kolmandal juhul ioonid. Metallide puhul on raku tippudes alati kas ioonid või aatomid (joon. 41). Ioonidele vastavad vabad elektronid aga moo-



Joon. 41. Metallvõre: sõlmedes ioonid, vahel elektronid.

dustavad võre raku vabas ruumis „elektronide gaasi“. Vabade elektronide „gaasi“ olemasolu metallis tõendab kaudselt a) tõsiasi, et metallidel on kõrge elektrijuhtivus, mis on seletatav ainult elektronide kerge liikuvuse eeldusel; b) tõsiasi, et kõik metallid kuumutamisel saavad pidevalt välja elektronide voolu, mille tugevus kasvab kiiresti temperatuuri tõustes; c) tõsiasi, et metalli pinna kiiritamisel ultraviolettkiirtega metalli pind saadab välja püsiva elektronide voolu.

Kordamisküsimused.

1. Kirjeldada metallide füüsilisi omadusi.
2. Anda metallide klassifikatsioon.
3. Iseloomustada sulameid.
4. Iseloomustada metallide asendit perioodilises tabelis.
5. Seletada amfoteersuse mõiste.
6. Selgitada põhimõte, 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 vaseoksuüdi menetleda vesinikuga.
12. Missugusel elektroodil toimub elektrolüüsi juures taandamine?
13. Mitme valentseks muutub tina, kui tinakloriidi SnCl_2 kasutada taandajana?
14. Missugune aine tekib, kui kasutame kaaliumkloraati KClO_3 hapendajana?
15. Mida mõistame korrosiooni all?
16. Missuguste ainete toimeel raud roostetab õhus?
17. Miks ei esine Na, Ca, Al ehedatena looduses?
18. Seletada, kuidas toimub flotatsioon.

VI. LEELISMETALLID: NAATRIUM JA KAALIUM.

1. Leelismetallide asend Mendelejevi tabelis seoses aatomi struktuuriga.

Kaalium K ja naatrium Na on paigutatud Mendelejevi tabeli esimesse veergu; nende aatomite välisorbiidis 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 aatomituumas on 11 protonit 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 protonit ja $39 - 19 = 20$ neutronit ning

tuuma ümber tiirleb kokku 19 elektroni. On kolm isotoopi aatomkaaludega 39, 40 ja 41.

2. Kaaliumi ja naatriumi leidumine looduses.

Naatrium esineb looduses põldpagudes, peamiselt aga keesoolana ehk naatriumkloriidina NaCl merevees, soolajärvedes ja kivisoolalademetes ning mineraal mirabiliidina $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. 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 mirabiliidi lahustuvus aga tugevasti langeb temperatuuriga, 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.

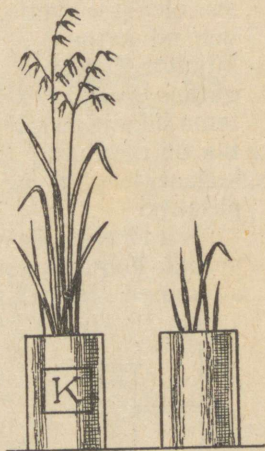
Kaaliumi leidub rohkesti silikaatides, nagu kaoliin, vilgukivi jt. Kuid kaaliumi peaallikaks on mineraalid karnalliit $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, sülviniit $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ ja rida teisi vees lahustuvaid mineraale. Suured kaaliumimineraalide lademed leiduvad 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 ja sisaldavad 85% kaaliumisoolade maailmavarudest.

Solikamskisse on rajatud maailma suurimad kaalisoolade kaevandused. Suurim neist annab üksi 1,5 miljonit tonni kaalisoola aastas. 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.

Kaaliumkloriid KCl „kaalisoola“ nime all on tähtis kunstväetis lämmastiku ja fosfori kõrval. Kaalium on olulisemaid

Joon. 42. Kaera arenemine kaaliväetisega ja ilma.



taimede toiteaineid. Joonis 42 näitab kaera arenemist kaalisoolaga ja ilma selleta.

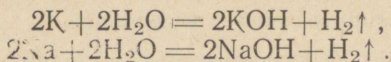
3. Naatriumi ja kaaliumi üldiseloomustus.

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.

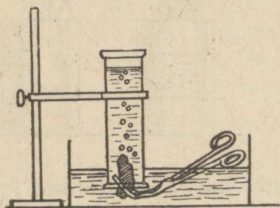
K ja Na reageerivad energiliselt veega, eraldades rohkesti soojust. Nad tõrjuvad vesiniku veest välja; seetõttu nad asetsevad pingerea esimestel kohtadel.

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. Kera-kujuline vedela naatriumi tilk jookseb veepinnal ringi, tõugatuna veest eralduvast vesinikust; naatriumitilka saadab tema liikumisel 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 metall-



Joon. 43. Naatrium tõrjub vesiniku veest välja.

võrguga ning pistetakse tangide abil vette eelnimetatud anuma alla. Eralduva vesiniku kogumist näitab joonis 43. Katsudes vett lakmuspaberiga, leiame, et lakmus muutub siniseks. Reaktsioon on leeline tekkinud ja lahustunud naatriumhüdrosüüdi tõttu.

4. Naatriumi ja kaaliumi ning nende hüdrosüüdide saamine tööstuses.

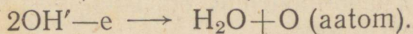
Katse 3. Võtame NaOH pulgakese ja ühendame ta mõlemast otsast grafiitelektroodide abil alalisvoolu allikaga. Varsti eraldub negatiivse elektroodi, katoodi juures hõbedane naatriumikiht; samal ajal anoodil aga eraldub hapnik (joon. 44).

Positiivselt laetud naatrium-ioon Na^+ liigub negatiivselt laetud elektroodi suunas. Seal ta kaotab oma laengu ja tekivad

naatriumi aatomid, mis ühinedes annavad metalse naatriumi.
Reaktsioon katoodil on:



ja anoodil:

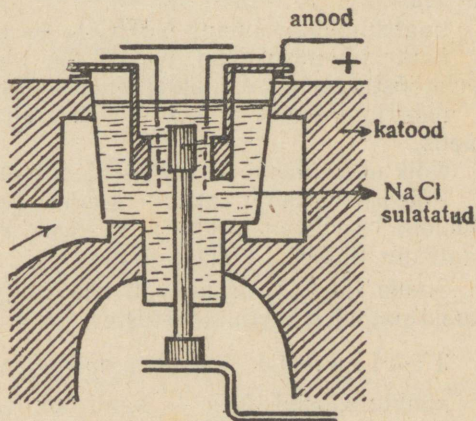


Joon. 44. Naatrium-
hüdrosüüdi elektro-
lüüs.

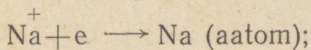


Analoogiliselt saab toota ka metallet kaaliumi. Joonis 45 näitab skemaatilisel tööstuslikku seadist metalse Na saamiseks.

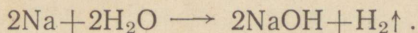
Joon. 45. Tööstuslik
seadis naatriumi saa-
miseks.



Sööbenaatriumi ja sööbekaaliumi saame lahustatud naatriumkloriidi elektrolüüsil; seejuures katoodil toimub reaktsioon:



eraldunud naatrium reageerib edasi veega valemi järgi:



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

Analoogiliselt saadakse KOH lahus ja selle aurutamisel tahke KOH.

5. Naatriumi ja kaaliumi tähtsamad sooli.

Naatriumi tähtsamad ühendid on:

perborhapu-naatrium $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ — booraks, mis on hea desinfitseeriv aine;

naatriumkloriid NaCl — keedusool, mis on vajalik toidulisand 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 valuvaigistava vahendina;

naatriumkarbonaat Na_2CO_3 — pesusooda; tähtis igapäevases elus ja tööstuses;

naatriumbikarbonaat NaHCO_3 — söögisooda;

naatriumhüdroksiid NaOH — sööbenaatrium, lähteaine seebitööstuses ja vajalik paljudes teistes tootmisprotsessides;

naatriumnitraat 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. Valguse spektris annab naatrium tüübilise kollase joone.

Sooda Na_2CO_3 on kõrvuti väävelhappega tähtsamad lähteaineid paljudes keemiatööstustes.

Tähtsamad kaaliumi soolad on:

kaaliumkloriid KCl — kaalisool, väetusaine;

kaaliumkarbonaat K_2CO_3 — potas, leidub puutuhas;

kaaliumnitraat KNO_3 — (india)salpeeter;

kaaliumalumiiniumsulfaat $\text{KAl}(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — maarjas, parkaine ja peitsimisvahend;

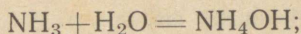
kaaliumkroomsulfaat $\text{KCr}(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — maarjas, hea peitsimisvahend.

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

6. Sooda tootmise menetlused.

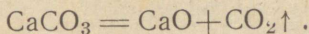
Ammoniaak-meetod ehk Solvay (loe: solvei) menetlus. Siin on lähteaineteks keedusool NaCl ja lubjakivi CaCO_3 .

1. NaCl küllastatud lahusesse juhitakse rõhu all ammoniaagivool:

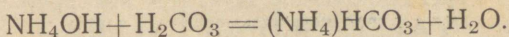


lahuses on: NaCl ja NH_4OH .

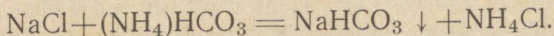
2. Kuumutatakse lubjakivi CaCO_3 ; ta laguneb põletatud lubjaks CaO ja süsihappe-gaasiks CO_2 , vastavalt valemile:



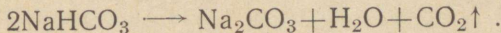
Saadud CO_2 vool juhitakse alglahusesse, kus ta annab söehappe ja reageerib ammoniumhüdrosüüdiga:



3. Nüüd on lahuses NaCl ja tekkinud $(\text{NH}_4)\text{HCO}_3$ — ammoniumbikarbonaat. Nende vahel toimub asendusreaktsioon, mille tulemusena vähemlahustuv NaHCO_3 annab kiiremini küllastuva lahuse ja sadestub:

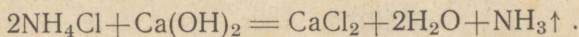


4. Tekkinud söögisooda filtritakse, kuivatatakse ja kuumutatakse.



Selle protsessi saadus on pesusooda ehk naatriumkarbonaat.

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



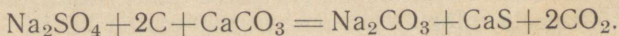
Uuesti tekkinud ehk regenereerunud ammoniaak NH_3 läheb jälle tööstusse, teda kasutatakse 1. protsessi juures.

Le Blanc'i (loe: lö blank) 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:



Kordamisküsimused.

1. Kirjeldada naatriumi füüsilisi omadusi.
2. Kuidas reageerib naatrium veega?
3. Missuguseid oksüüde omab kaalium?
4. Kirjeldada naatriumhüdroksüüdi saamist.
5. Kuidas saadakse pesusoodat tööstuses?
6. Missugune tähtsus on kaaliumi sooladel?

VII. TÄHTSAMAD KAHE- JA KOLME-VALENTSED METALLID.

1. Muldleelismetallid.

Muldleelismetallid Mg, Ca, Sr, Ba ja Ra seisavad Mendelejevi tabeli teises veerus. Oma iseloomult on nad leelis- ja muldmetallide vahepealsed. Sellest nimetus „muldleelis“. Kõik muldleelismetallid 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 mineraalides karnalliit $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, kiseriit $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, magnesiit MgCO_3 , dolomiit $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ ning silikaatidena mineraalides oliviin Mg_2SiO_4 , talk $\text{Mg}_3\text{H}_2(\text{SiO}_3)_4$, serpentiin $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ning asbest, mis oma koostiselt sarnaneb serpentiiniga. Magneesiumi saadakse mineraal karnalliidi elektrolüüsamise teel.

Magneesium on aktiivne metall; ta lagundab 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. 86.

3. Kaltsium.

Kaltsiumi aatomnumber on 20, aatomkaal 40.

Vanas Roomas nimetati lupja „calx“, millest hiljem tule-
tati ladinakeelne nimetus *calcium*.

Looduses leidub kaltsiumi ainult ühendites. Kaltsiumi sisal-
davaist mineraalidest tuleb nimetada esikohal kaltsiiti CaCO_3 ,
mis esineb marmorina, kriidina, lubjakivina ja nn. Islandi paona.
Selle pao klaasselged kristallid murravad valgust kahes sihis,
milletõttu iga ese, vaadatuna läbi niisuguse kristalli, paistab
kahekordsena (joon. 46). Seepärast Islandi pagu nimetatakse

Joon. 46. Islandi pao kristall.



k a k s i k p a o k s. Islandi pagu leiab kasutamist paljudes
optilistes riistades. Teistest kaltsiumi sisaldavatest tuntu-
matest mineraalidest tuleb nimetada kipsi $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, apa-
tiiti $6\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2 \cdot \text{CaF}_2$, fosforiiti $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ja sula-
pagu CaF_2 .

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

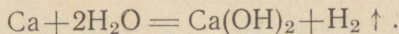
Metallet Ca valmistatakse sulatatud kaltsiumkloriidist
elektrolüüsi teel.

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 vesi-
niku:



Tähtsamad kaltsiumi soolad on:

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — superfosfaat, kasutatakse väetusainena;

CaCO_3 — kriit ja marmor, ehitusmaterjalid;

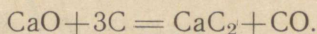
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — kips, hea ehitusmaterjal;

CaCl_2 — kaltsiumkloriid, hügrokoopne aine, kasutatakse gaaside kuivatamiseks;

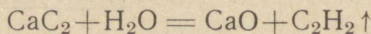
CaF_2 — sulapagu, lisatuna maakidele annab metallide sulatamisahjudes kergemini sulavaid jääke;

CaHCO_3 — kaltsiumbikarbonaat, lahustub vees ning põhjustab loodusliku vee nn. „mööduvat“ kargust. Keetmisel tekib lahustumatu CaCO_3 , mis setib. Vee kargus on möödunud, kuid katlaseintele tekib kahjulik CaCO_3 , mis rikub pikapeale katelt ning põhjustab liigset küttekulu.

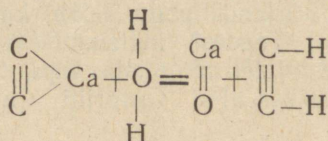
Muudest kaltsiumi ühendeist tuleks nimetada kaltsiumkarbiidi CaC_2 . Elektri ahju kuumuses reageerivad lubi ning süsi, andes kaltsiumkarbiidi ning süsinikuahendi:



Kaltsiumkarbiid laguneb vee toimel atsetüleeniks ja lubjaks:



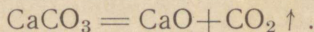
ehk



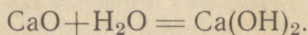
Tekkinud atsetüleen C_2H_2 on värvitu, hästi põlev gaas. Ta annab ereda suitsva leegi. Ta on odav, tema saamise viis lihtne ning leegi temperatuur kõrge. Teda rakendatakse metallide autogeenseks keevitamiseks ja keemiatööstuses, kus ta on lähteaine paljudele keemilistele sünteesidele.

Kaltsiumkarbiidi tarvitatakse ka atsetüleenlaternates.

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



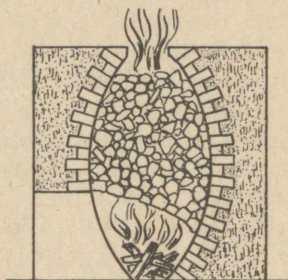
Põletatud lubi ühineb veega, eraldades soojust ja annab kustutatud lubja:



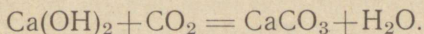
Lubja kustutamisel esimesed veehulgad kutsuvad esile lubjätükkide lagunemise pulbriks, mille maht on lubja algmahuga võrreldes umbes kolmekordne. Kustutatud lubi lahustub vees

halvasti; veega hästi läbiseगतult annab ta valge „lubjapiima“. Kui selles eraldada filtrimise teel lahustumatu kaltsiumhüdrosüüd $\text{Ca}(\text{OH})_2$, voolab läbi kurna selge filtraat nn. „lubjavesi“. Selle reaktsioon on tugevasti leeline.

Joon. 47. Lubjapõletamise ahi.



Krohv — 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. Nüüdisajal kasutatakse lubja eriti palju tsemendi valmistamiseks.

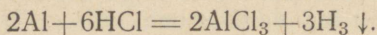
Kordamisküsimused.

1. Missugusel kujul leidub magneesiumi looduses?
2. Mis on „elektron“? „magnaalium“?
3. Mitme valentne on kaltsium?
4. Mis on vee „mööduv karedus“?
5. Mis on superfosfaat?

4. Alumiinium.

Alumiiniumi (ladinakeelne nimetus *Aluminium*) keemiline märk on Al, tema aatomnumber on 13, aatomkaal 27. Alumiinium seisab Mendelejevi tabeli kolmandas veerus. Alumiiniumi aatomi välisorbiidis on kolm elektroni, nii et ühendeis on Al positiivselt kolmevalentne. Pingereas seisab ta enne vesinikku, sest tal on suurem tung elektronide loovutamiseks. Alumiinium lahustub lahjendatud hapetes, tõrjudes vesiniku

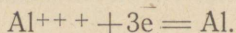
välja. Kuid lahjendatud lämmastikhappes muutub ta passiivseks ega reageeri üldse. Alumiinium lahustub soolhappes valem järgi:



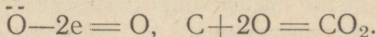
5. Alumiiniumi leidumine looduses.

Alumiinium on väga levinud element. Olles aktiivne metall, ei esine ta looduses ehedana. Alumiiniumi looduslikud silikaadid esinevad põldpagudena ning põldpagude murenemise ja porsumise produktina, nagu näiteks puhtaim savi kaoliin $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Tähtsamaid alumiiniumi mineraale on boksiiit $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Alumiiniumihapend 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 $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$.

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



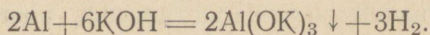
Anoodil eraldub hapnik, mis kohe reageerib söest anoodiga, andes süsihappe-gaasi:



6. 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. Alumiiniumi lisandamine vähendab sulamite kaalu ega muuda palju nende tugevust.

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

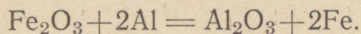


Alumiinium on amfoteerne ehk amfolüütne element, seetõttu ei saa alumiiniumi pesemisel kasutada seepi, eriti kui see sisaldab vaba leelist.

Õhu käes alumiinium kattub peene nähtamatu oksüüdikihiga, mis takistab edasist õhu juurdepääsu pinnale ja kaitseb metalli edasihapendumise eest. Kõrges temperatuuris alumiinium süttib ja põleb valge valgusega 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.

N ä i d e:



Selle reaktsiooni puhul eraldub nii palju soojust, et tekib kõrge kuumus (üle 2000°).

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

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

Tähtsamaid alumiiniumisooli on maarjas: kaaliumimaarjas koostisega $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ ja ammooniumimaarjas koostisega $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$. Maarjased on kaksiksoolad ja sisaldavad palju kristallvett, mida kuumutamisel kaotavad, lagunedes pulbriks.

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

Kordamisküsimused.

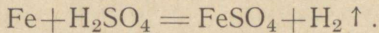
1. Milles väljendub alumiiniumi amfoteersus?
2. Missugustes hapetes lahustub alumiinium?
3. Kuidas saadakse nüüdisaja tööstuses alumiiniumi?
4. Milleks kasutatakse alumiiniumi?

7. Raud.

Raua (ladinakeelne nimetus *Ferrum*) keemiline märk on Fe, aatomnumber 26, aatomkaal 56. Raud seisab Mendelejevi tabelis kaheksandas veerus. Raua aatomi välisorbiidis tiirleb kaks elektroni ning eelviimane orbiit on ebastabiilne.

Raud esineb ühendeis positiiyselt kahe- ning kolmevalentse- sena. Viimasel juhul ta kaotab ühendisse astudes ühe elektroni ka eelviimasest orbiidist.

Pingereas seisab raud enne vesinikku. Ta lahustub lah- jendatud hapetes, tõrjudes välja vesiniku:



8. Raua leidumine looduses.

Rauda leidub looduses ainult maakidena. Neist tähtsaim on hematiit (verekivi) ehk punane rauakivi Fe_2O_3 . Kui selle maa- gitükiga 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 kollase 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.

Sideriiti ehk rauapagu FeCO_3 leidub suurte massiivsete kih- tidena.

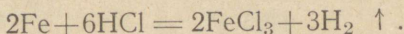
Püriit ehk leeprikivi FeS_2 on hall-kollane. Temaga portse- lanile tõmmatud kriips on rohekasmust. Püriiti kasutatakse vää- velhappe saamiseks. Markasiit FeS_2 on püriidi teisend; tal on püriidi koostis, kuid erinevad füüsilised omadused.

9. Raua füüsiline ning keemiline iseloom.

Raud on raske hall läikiv metall. Ta sulab alles kõrgel tem- peratuuril. 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 tekiavad rauahapendite hüdraadid (korrosioon, vt. lk. 94). Roostetamise kiirus oleneb raudeseme pinna olukorrast. Sile puhas pind roostetab vähe. Kõik pinna rikked ja mustus soodustavad roostetamist. Eriti soodustavad raua hävimist üksikud juba tekkinud roosteplekid.

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

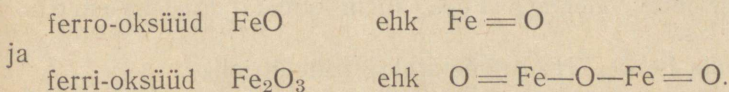
P. 18.

10. Raua ühendid.

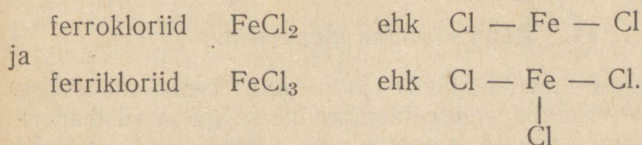
Raud esineb soolades kahe- ning kolmevalentsena. Kolmevalentse raua soolad on püsivad; kahevalentsed muutuvad järk-järgult hapendudes kolmevalentseteks.

Kahevalentse raua ühendes esineb raud kahe laenguga positiivse ioonina, ta annab kaks elektroni ära. Kolmevalentse raua puhul esineb ta kolme laenguga positiivse ioonina. Ta annab ühe elektroni rohkem ära kui kahevalentne; ta hapendub.

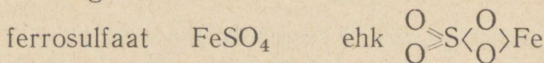
Vastavalt valentsile on raual kaks hapendit:



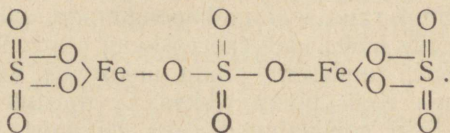
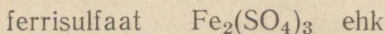
Samuti on raual kaks kloriidi:



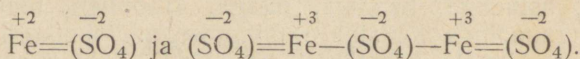
Väävlige raud annab ühendid:



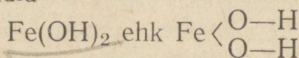
ja



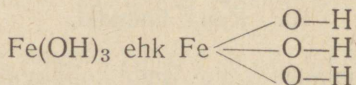
Rühm SO_4 on kahevalentne. Tähistame teda $(\text{SO}_4)''$; siis saame lihtsamad struktuurvalemid:



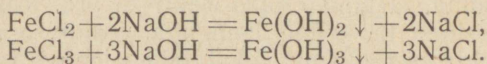
Raua hüdroksüüdid



ja



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



Kõrges temperatuuris raud ühineb süsinikuga ja annab rauakarbiidi valemiga Fe_3C , mida nimetatakse tsementtiidiks.

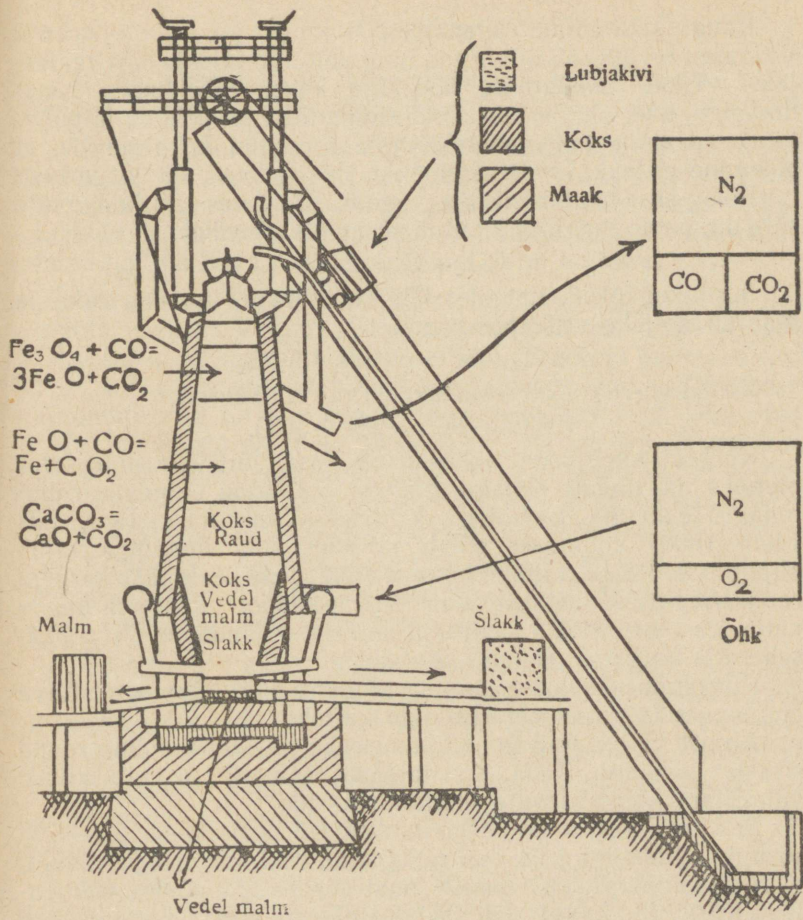
Soola $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ nimetatakse rauavitrioliks.

Raua ühendid on pruunikaskollast, helerohelist või lillat värvi.

S. nr. 19.

11. Raua saamine maakidest.

Kõrgahju-menetlus (joon. 48). Selle menetluse põhimõte on — rauahapendite taandamine söega ja süsihapendiga CO ning lisandite eemaldamine sulatajatega, näiteks

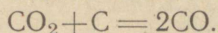


Joon. 48. Kõrgahi.

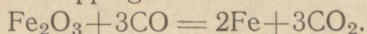
liiva ja pae abil. Produktina tekitab 2,3—5% süsiniku-sisaldusega malm ehk toorraud. Rauda eraldatakse maakidest järgmiselt: rauamaagi tükid purustatakse ja põletatakse, et eemaldada vett ning süsihappegaasi ja teha need kohedamaks. Siis segatakse põletatud maagid sulatajatega (lubjapagu, liiv), mis kõrges kuumuses ühinevad maaki jäänud lisanditega, nagu räni, fosfor ja väävel.

Raua sulatamine maakidest toimub kõrgahjudes. Viimased on 20—35 m kõrged ning ehitatud tulekindlast materjalist. Ültalt puistatakse kõrgahju koksi vaheldumisi rauamaagiga, kuni ahi on täis. Koks süüdatakse alt põlema ja puhutakse masinate abil vahetpidamata pressitud õhku juurde, et põlemine ei lakkaks. Reaktsioonid, mis tekivad, on järgmised:

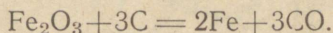
Põlev süsi tekitab süsihappe-gaasi CO_2 , mis läbi hõõguvate süte ülespoole tungides muutub süsinikuhapendiks:



Süsinikuhapend, 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 annab rauaga malmi. Sulatajad ühinevad rauamaagis leiduvate lisanditega räbuks ehk šlakiks, mis 1400—1800° kuumuses sulab ja ühes sula metalliga vajub ahju põhja. Raskem malm koguneb alla, selle peale jääb kergem räbu. Aeg-ajalt lastakse sula malm allpool oleva ava kaudu välja, kust see voolab savireenne mööda vormidesse. Räbu pääseb välja kõrgemal asuva ava kaudu.

Kõrgahju põlevaid gaase kasutatakse kõrgahju pumbatava õhu soojendamiseks või masinate kütteks.

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 väävlit. Kõrges temperatuuris ühineb raud süsinikuga, andes tsemendi. Kiirel jahtumisel jääb ühendus püsima ning sel teel saadud malm on murrupinnalt valge ja teda nimetatakse valgeks malmiks. Ta on väga habras; seepärast ta töödeldakse ümber taotavaks rauaks.

Kui malm jahtub pikkamööda, laguneb tekkinud karbiid, ja süsi eraldub grafiidina rauaosade vahele. Säärast murrukohalt 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.

12. 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. Terasel kõvadust võib veel tõsta karastamisega. Selleks lastakse kuum teras äkitselt jahtuda, asetades ta külma vette või õlisse. Säärane karastatud teras on küll kõva, kuid ühtlasi habras ja murduv.

Karastatud terast võib „järelelasta“ 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 helendumisvärvi järgi võib otsustada, kui kõrge on tema temperatuur (ja sellega ühtlasi tema kõvadus): 220° — kollakas, 230° — õlgkollane, 255° — helepruun, 265° — pruunikaspunane, 275° — kirsspunane, 285° — helesinine, 295° — rukkilillsinine, 315° — tumesinine.

Terasesorte on väga palju. Süsiniku hulk ja muud lisandid terases annavad talle erilised omadused. Terasel, kroomi 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.

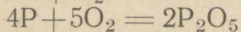
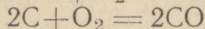
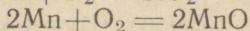
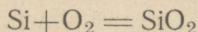
Kahjulikud lisandid rauas on fosfor ja väävel. Fosfor teeb raua rabedaks harilikul temperatuuril, väävel teeb ta rabedaks kuumendatud olekus.

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

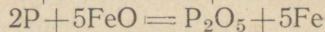
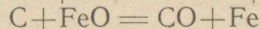
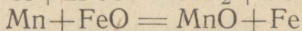
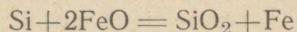
Malm ja teras. Et malmist saada puhast rauda ja terast, on tarvis malm vabastada süsinikust, ränist ja mangaanist. See ebasoovitavate lisandite eemaldamine malmist on võimalik hapendamise teel. Hapendajatena on kasutatavad õhuhapnik ning raua enese hapendid. Tekkinud ränihapend ning mangaanihapendid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

Malmi ümbertöötamisel on hapendumisprotsessid järgmised:

hapniku toimed



ferro-oksüüdi toimed



Malmi puhastamiseks on kolm menetlust:

1. Bessemeri meetod. Sulatatud malm valatakse suurde nõusse — Bessemeri konvertorisse (joon. 49).

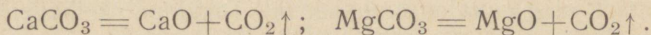


Joon. 49. Bessemeri konvertor.

See Bessemeri konvertor ehk „pirn“ on tehtud katlarauast ning vooderdatud tulekindlate kividega. Konvertori põhja läbib hulk õhutorusid, nende kaudu pressitakse õhk alt, õhukambrist, sisse. Kõigepealt põleb ära räni, siis mangaan. Kui hakkab põlema raud, siis konvertorist hakkab tulema pruuni suitsu ja tule põletamine lõpetada.

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

2. T o m a s - m e e t o d. Fosforhappeanhüdriidi ning väävli oksüüdide sidumiseks tehakse Tomas-meetodi järgi konvertorile dolomiidist $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ leeline vooderdus. Konvertori sisule lisatakse ka lupja. Dolomiidi kuumutamisel tekib CaO ning MgO :



P_2O_5 ühinedes CaO -ga annab kaltsiumfosfaadi, mis jääb šlakki. Seda nn. tomas-šlakki tarvitatakse fosforväetisena.

Tomas-meetod on kasulikum oma kõrvalprodukti tõttu. Mõlema kirjeldatud meetodi puuduseks on see, et osa šlakki seguneb metalliga ja temas lahustub palju gaase.

3. Siemens-Martini meetod. See meetod on praegu kirjeldatud puudusest vaba. Malm sulatatakse vanarauaga ja roostega suures nõus (vannis), mida kuumutatakse väljastpoolt. Vanni vooderduse võib võtta kas happelise või aluselise toimega. Esimesel juhul kõlbab voodriks kvartslüiv, teisel juhul dolomiit. Sisule lisatakse ka lupja. Sellel meetodil on võimalik saada kindla koostisega terast.

Kvaliteeteterase saamiseks sulatatakse teras veel kord.

Tähtsamad terase erisordid on:

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

2) Instrumentaal-terased; sisaldavad kroomi, volframit ja molübdeeni. Kroomteras on väga kõva. Kroom-volfram-teras kannatab kuumutamist 600—650^o-ni pehmene-mata.

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

Kordamisküsimused.

1. Nimetada tähtsamaid rauamaake.
2. Kuidas kaitstakse rauda korrosiooni eest?
3. Kirjutada mõni ferroühendi valem ja struktuurvalem.
4. Kirjutada mõni ferriühendi valem ja struktuurvalem.
5. Mis ained taandavad rauda kõrgahju-menetluses?
6. Mis on šlakk?
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 perioodiline seadus ja elementide järjestus	5
3. Mendelejevi elulugu	11
II. Aatomistliku ja molekulaarteooria alused	15
1. Aatomite ja molekulide olemasolu	15
2. Molekulide kaalu määramine	19
3. Aine kaalu jäävuse seadus ja aine koostise püsivuse seadus aatomistlik-molekulaarteooria seisukohalt	21
4. Lihtaine ja element	22
5. Allotroopia	22
6. Aatomkaal	23
7. Lihtsamate keemiliste valemite tuletamine analüüsi andmete põhjal	23
8. Molekulaarvalemi määramine aurutiheduse järgi	25
9. Gramm-molekul, gramm-aatom, gramm-ekvivalent	27
10. Arvutusi keemiliste valemite alusel	27
III. Radioaktiivsed elemendid	29
1. Raadiumi avastamise eellugu	29
2. Raadiumi kiired	32
3. Radioktiivne lagunemine	33
4. Isotoobid	35
5. Aatomi lagunemine	37
6. Aatomi ehitus; tuuma laeng; elektronide orbiidid	40
7. Aatomi siseenergia ja selle kasutamise probleem	42
8. Aine ühtsus	44
9. Ühendi tekkimine. Elementide valents aatomiteooria valguses	46
10. Aatomi ehituse seos elementide perioodilise süsteemiga	50

	Lk.
IV. Molekulaar- ja kolloidlahused. Elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria	52
1. Suspensioonid ja emulsioonid	52
2. Kolloidlahused	53
3. Molekulaarlahused	62
4. Lahustuvuse sõltuvus temperatuurist	64
5. Lahustuvuskõverad	65
6. Aine lahustumatus	65
7. Küllastatud ja üleküllastatud lahused	66
8. Soojuse neeldumine ja eraldumine lahustumisel	67
9. Gaaside lahustuvus	68
10. Lahuste kontsentratsiooni väljendamine %-des, normaalsuses ja molaarsuses	68
11. Elektrolüüdid ja mitte-elektrolüüdid	69
12. Arrheniuse hüpotees	71
13. Ioonide tekkimine lahuses	72
14. Hapete, aluste ja soolade ionisatsioon lahuses. Katioonid ja anioonid	74
15. Ioonide omadused	75
16. Lahuste ja sulamite elektrolüüs	77
17. Asendusreaktsioonid elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria valguses	80
V. Metallide üldine iseloomustus	82
1. Metallide füüsilised omadused	82
2. Tähtsamad sulamid. Nende rakendamine tööstuses ja sõja- asjanduses	84
3. Metallide leidumine looduses. Ehe metall ja metallimaagid. Metallide saamise üldmenetlused	87
4. Metallide asend perioodilises süsteemis. Nende keemilised omadused	90
5. Metallide aktiivsus	91
6. Hapendumis-taandumisprotsessid	92
7. Metallide korrosioon ja võitlus sellega	94
8. Metallide seesmine struktuur	97
VI. Leelismetallid: naatrium ja kaalium	99
1. Leelismetallide asend Mendelejevi tabelis seoses aatomi struktuuriga	99
2. Kaaliumi ja naatriumi leidumine looduses	100

	Lk.
3. Naatriumi ja kaaliumi üldiseloomustus	101
4. Naatriumi ja kaaliumi ning nende hüdroksüüdide saamine tööstuses	102
5. Naatriumi ja kaaliumi tähtsamaid sooli	104
6. Sooda tootmise menetlused	104
VII. Tähtsamad kahe- ja kolmevalentsed metallid	106
1. Muldleelismetallid	106
2. Magneesium	106
3. Kaltsium	107
4. Alumiinium	109
5. Alumiiniumi leidumine looduses	110
6. Alumiiniumi omadused ja kasutamine	110
7. Raud	112
8. Raua leidumine looduses	112
9. Raua füüsiline ning keemiline iseloom	112
10. Raua ühendid	113
11. Raua saamine maakidest	114
12. Teras	117

Vastutav toimetaja R. Rägastik.

Ladumisele antud 3. VIII 1946. Trükkimisele antud 25. X 1946. Trüki-
arv 5800. Paber 56×79, ¹/₁₆. Trükipoognaid 7,75. Trükitähti trükipoog-
nas 41 536. Arvestuspoognaid 8. MB-06601. Tellimise nr. 785. Trükikoda
„Noor-Eesti“, Tartu, Kastani 38.

На эстонском языке.

Н. Ряго: Химия для X класса.

~~294.543~~

— 80

Rbl. 5.—

46-897