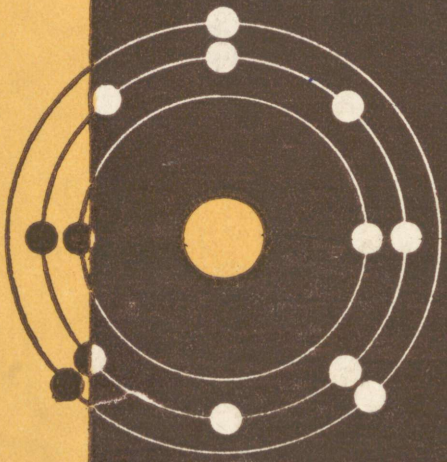
H. KARIK K. PRINKMAN
V. RATASSEPP

KEEMIA



IX
KLASSILE

D. MENDELEJEVI

Perioodid	Read	Keemiliste ele				
		I	II	III	IV	V
I	1	1 **H** 1,0097 Vesinik				
II	2	3 **Li** 6,939	4 **Be** 9,0122 Berüllium	5 10,811 **B** Boor	6 12,01115 **C** Süsinik	7 14,0067 **N** Lämmastik
III	3	11 **Na** 22,9898 Naatrium	12 **Mg** 24,312 Magneesium	13 26,9815 **Al** Alumiinium	14 28,086 **Si** Räni	15 30,9738 **P** Fosfor
IV	4	19 **K** 39,102 Kaalium	20 **Ca** 40,08 Kaltsium	21 **Sc** 44,956 Skandium	22 **Ti** 47,90 Titaan	23 **V** 50,942 Vanaadium
	5	29 **Cu** 63,54 Vask	30 **Zn** 87,62 Tsink	31 **Ga** 69,72 Gallium	32 **Ge** 72,59 Germaanium	33 **As** 74,9216 Arseen
V	6	37 **Rb** 85,47 Rubiidium	38 **Sr** 87,62 Strontsium	39 **Y** 88,905 Ütrium	40 **Zr** 91,22 Tsirkoonium	41 **Nb** 92,906 Nioobium
	7	47 107,870 **Ag** Hõbe	48 112,40 **Cd** Kaadmium	49 114,82 **In** Indium	50 118,69 **Sn** Tina	51 121,75 **Sb** Antimon
VI	8	55 **Cs** 132,905 Tseesium	56 **Ba** 137,34 Baarium	57 **La*** 138,91 Lantaan	58-71 *Lantaniidid	72 **Hf** 178,49 Hafnium	73 **Ta** 180,948 Tantaal
	9	79 196,967 **Au** Kuld	80 200,59 **Hg** Elavhõbe	81 **Tl** 204,37 Tallium	82 207,19 **Pb** Plii	83 208,980 **Bi** Vismut
VII	10	87 **Fr** (223) Frantsium	88 **Ra** (226) Raadium	89 **Ac**** (227) Aktiinium	(Th)	(Pa)
Kõrgeimad soolatekitavad oksiidid		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5
Kõrgeimad gaasilised vesinikuühendid					RH_4	RH_3

*Lanta

Ce	59 140,907 **Pr** Praseodüüm	60 144,24 **Nd** Neodüüm	61 (147) **Pm** Promeetium	62 150,35 **Sm** Samaarium	63 151,96 **Eu** Euroopium	64 157,25 **Gd** Gadoliinium

**Aktiini

Ac Aktiinium	91	92 238,03 **U** raan	93 (237) **Np** Neptuunium	94 (242) **Pu** Plutoonium	95 (243) **Am** Ameriitsium	96 (247) **Cm** Kuurium

PERIOODILISUSE SÜSTEEM

mentide rühmad

VI	VII	VIII			0
	(H)				2 4,0026 **He** Heelium
8 15,9994 **O** Hapnik	9 18,9984 **F** Fluor				10 20,183 **Ne** Neoon
16 32,064 **S** Väävel	17 35,453 **Cl** Kloor				18 39,948 **Ar** Argoon
Cr 24 51,996 Kroom	**Mn** 25 54,9380 Mangaan	**Fe** 26 55,847 Raud	**Co** 27 58,9332 Koobalt	**Ni** 28 58,71 Nikkel	
34 78,96 **Se** Seleen	35 79,909 **Br** Broom				36 83,80 **Kr** Kriptoon
Mo 42 95,94 Molübdeen	**Tc** 43 (97) Tehneetsium	**Ru** 44 101,07 Ruteenium	**Rh** 45 102,905 Roodium	**Pd** 46 106,4 Pallaadium	
52 127,60 **Te** Telluur	53 126,9044 **I** Jood				54 131,30 **Xe** Ksenoon
W 74 183,85 Volfram	**Re** 75 186,2 Reenium	**Os** 76 190,2 Osmium	**Ir** 77 192,2 Iriidium	**Pt** 78 195,09 Plaatina	
84 (210) **Po** Poloonium	85 (210) **At** Astaat				86 (222) **Rn** Radoon
(U)					
RO_3	R_2O_7	RO_4			
RH_2	RH				

hiidid

65 158,924 **Tb** Terbium	66 162,50 **Dy** Düsproosium	67 164,930 **Ho** Holmium	68 167,26 **Er** Erbium	69 168,934 **Tm** Tuulium	70 173,04 **Yb** Ütterbium	71 174,97 **Lu** Luteetsium

umiriida

Bk 97 (247) Berkeelium	**Cf** 98 (248) Kalifornium	**Es** 99 (254) Einsteinium	**Fm** 100 (253) Fermium	**Md** 101 (256) Mendeleevium	**No** 102 (255) Nobeelium	**Lw** 103 Lavrentsium

A 27800

H. KARIK, K. PRINKMAN, V. RATASSEPP

KEEMIA

IX KLASSILE

4. VÄLJAANNE

KIRJASTUS «VALGUS»
TALLINN 1967

54
K 17

Kaanekujundus:
G. Pant.

Kinnitatud
Eesti NSV Haridusministeeriumi poolt.

2
Tartu Riikliku Ülikooli
Raamatukogu
68091

ARHIIVKOGU

I peatükk.

KEEMIA PÕHIMÕISTEID.

§ 1. Molekulaar-atomistlik teooria kui kaasaegse keemia teaduslik alus.

Keemia on teadus, mis uurib ainete koostist, omadusi ja nähtusi, mis toimuvad ainete muundumisel.

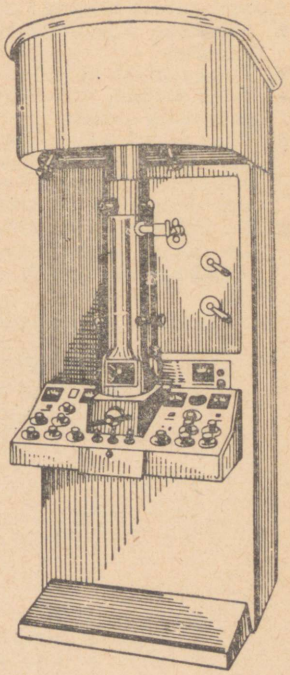
Teaduseks muutus keemia siis, kui XVIII ja XIX sajandi eesrindlikud õpetlased — Lomonossov, Dalton, Mendelejev, Avogadro jt. — töötasid välja molekulaar-atomistliku teooria põhialused ja võtsid need aluseks looduses toimuvate nähtuste seletamisel.

Füüsika ja keemia tundides oleme tutvunud molekulaar-atomistliku teooriaga mitmete nähtuste ja katsete varal.

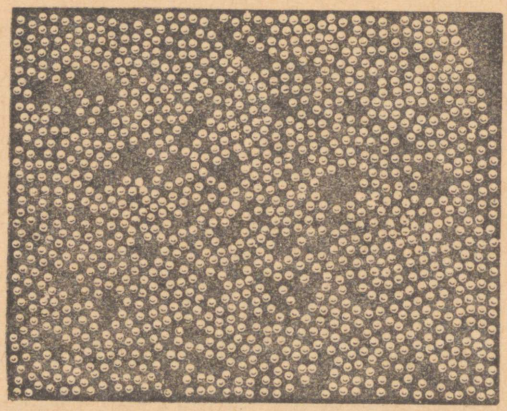
1. Kõik ained koosnevad molekulidest, mille vahel on nn. molekulidevaheline ruum.
2. Molekulid omakorda koosnevad veel väiksematest osakestest — aatomitest.
3. Kõigi ainete molekulid liiguvad pidevalt ning nende vahel mõjuvad molekulidevahelised tõmbe- ja tõukejõud.

Tänu võimsatele mikroskoopidele (joonis 1) on tänapäeval õnnestunud näha suuri molekule (joonis 2) ja isegi mõnede elementide aatomeid.

Keemia põhimõisteid ja seadusi on käsitletud seitsmenda ja kaheksanda klassi kursuses. Nende meenutamiseks leidke vastused küsimustele, mis on toodud lõigus «Küsimusi ja ülesandeid».



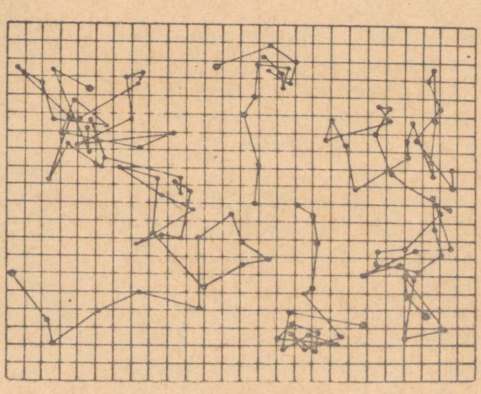
Joonis 1. Elektronmikroskoop.



Joonis. 2. Ühe keerulise orgaanilise aine molekulid elektronmikroskoobi abil vaadatuna.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mida uurib keemia ja milles seisneb keemia praktiline tähtsus?
2. Jutustada keemiatööstuse osast kommunismi materiaal-tehnilise baasi loomisel.
3. Tuua näiteid, mis tõestavad aine molekulaarset ehitust.
4. Tuua näiteid, mis tõestavad molekulide liikumist tahketes, vedelates ja gaasilistes ainetes.
5. Viige pipeti abil katseklaasi põhja paar tilka naatriumhüdroksiidi lahust ja valage sellele ettevaatlikult fenoolftaleiini lahusega segatud sooja tärkliskliistrit. Kuidas seletada kliistri värvumist? Kuidas nimetatakse ühe aine molekulide liikumist teise aine keskkonda?
6. Kuidas seletada õietolmu terakeste lakkamatut kaootilist liikumist veetilgas (joonis 3)? Miks muutub Browni liikumine temperatuuri tõustes kiiremaks ja vastupidi?



Joonis 3. Browni liikumine.

7. Tuua näiteid molekulidevaheliste jõudude tõestamiseks.
8. Millised nähtused tõestavad molekulidevahelise ruumi olemasolu?
9. Mida nimetatakse a) keemiliseks elemendiks, b) lihtaineks, c) liitaineks molekulaar-atomistliku teooria valgusel?
10. Mida nimetatakse allotroopiaks? Tuua näiteid.
11. Seletada aine üleminekut ühest olekust teise molekulaar-atomistliku teooria järgi.
12. Seletada ja tuua näiteid, mis on molekulaar-atomistliku teooria põhjal: a) puhas aine, b) segu.
13. Seletada füüsikaliste ja keemiliste nähtuste olemust molekulaar-atomistliku teooria põhjal.
14. Sõnastada aine massi jäävuse ja aine koostise püsivuse seadused ning tuua näiteid nende seaduste kasutamise kohta.
15. Tuua näiteid ja anda definitsioonid keemiliste reaktsioonide põhitüüpide kohta.
16. Leida raua protsendiline sisaldus a) püriidis (FeS_2), b) magnetiidis (Fe_3O_4).
17. Kirjutada järgmiste ainete valemid: alumiiniumoksiid, vask(I)oksiid, raud(II)oksiid, dilämmastikpentoksiid, vääveltrioksiid, magneesiumhüdroksiid, raud(III)kloriid, alumiiniumsulfaat ja kaltsiumfosfaat.
18. Kirjutada reaktsiooni võrrandid järgmiste muundumiste kohta ja märkida allpool toodud liitainete struktuurivalemid:

a) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow HPO_3 \rightarrow H_3PO_4$

b) $S \rightarrow SO_2 \begin{cases} \nearrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \\ \searrow H_2SO_3 \end{cases}$

c) $Na \rightarrow NaOH \begin{cases} \searrow \\ \nearrow \end{cases} Na_2O$

d) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2$.

19. Milline värvus on lakmuse, metüüloranži ja fenoolftaleiini lahustel happelises, neutraalses ja leeliselises keskkonnas?
20. 18,8 liitris vees lahustati 1,2 kg naatriumhüdroksiidi. Mitme protsendiline lahus saadi?
21. Tõestada katseliselt, et väävelhape koosneb vesinikust ja happejäägist.
22. Määrata katseliselt, millistes antud katseklaasides on happe, leelise ja keedusoola lahused.
23. Tõestada katseliselt ammooniumrühma olemasolu ammooniumkloriidis.
24. Mitu grammi alumiiniumi on 204 grammis alumiiniumoksiidis?
25. Kui suures kaaliumsulfaadi koguses sisaldub 7,8 grammi kaaliumi?
26. 80 g 16%-list väävelhapet reageeris 120 g 9%-lise naatriumhüdroksiidi lahusega. Missugune on tekkinud lahuse reaktsioon (happeline, leeliseline või neutraalne)?

§ 2. Gramm-aatom ja gramm-molekul.

Tavaliste kaalu- ja ruumalaühikute (gramm, kilogramm, liiter jne.) kõrval on keemias kasutusel veel g r a m m - a a t o m ja g r a m m - m o l e k u l.

Gramm-aatom.

Vastavalt Prousti seadusele on ainete koostis alati püsiv. Magneesiumoksiidi molekulis on näiteks alati üks magneesiumi ja üks hapniku aatom (MgO). Selleks et magneesiumi põlemisel tekiks üks magneesiumoksiidi molekul, peavad järelikult reageerima üks magneesiumi ja üks hapniku aatom:

$$\underset{\text{2 aatomit}}{2\,Mg} + \underset{\text{1 molekul}}{O_2} = \underset{\text{2 molekuli}}{2\,MgO}$$

Meil ei õnnestu aga põletada ühte ega ka kahte magneesiumi aatomit juba üksnes nende äärmise väiksuse pärast. Praktiliselt kasutatavad ainehulgad sisaldavad alati loendamatul hulgal molekule ja aatomeid ning neid saab kaaluda (milligrammides, grammides, tonnides jne.). Ainete kaaluline vahekord jääb aga reaktsioonides ikka samaks (üks Mg aatom, aatomkaaluga 24, ühineb ühe O aatomiga, mille aatomkaal on 16; miljon Mg aatomit ühineb miljoni O aatomiga jne.).

Et leida praktilist ühikut, mida saaks võrrelda kasutuselolevate kaaluühikutega (g, kg, t) ja mis samal ajal arvestaks ka aatomite suhtelist kaalu (aatomkaalu), võeti kasutusele gramm-aatom.

Gramm-aatomiks (lühendatult g-aatom) nimetatakse elemendi kogust grammides, mis arvuliselt võrdub elemendi aatomkaaluga.

Üks g-aatom magneesiumi kaalub seega 24 grammi, pool g-aatomit — 12 grammi, 0,1 g-aatomit — 2,4 grammi jne. Ühe g-aatomi magneesiumiga (24 g) ühineb seega alati üks g-aatom hapnikku (16 g). Kasutades õpitut, kaaluda üks g-aatom rauda ja üks g-aatom väävlit ning võrrelda neid koguseid.

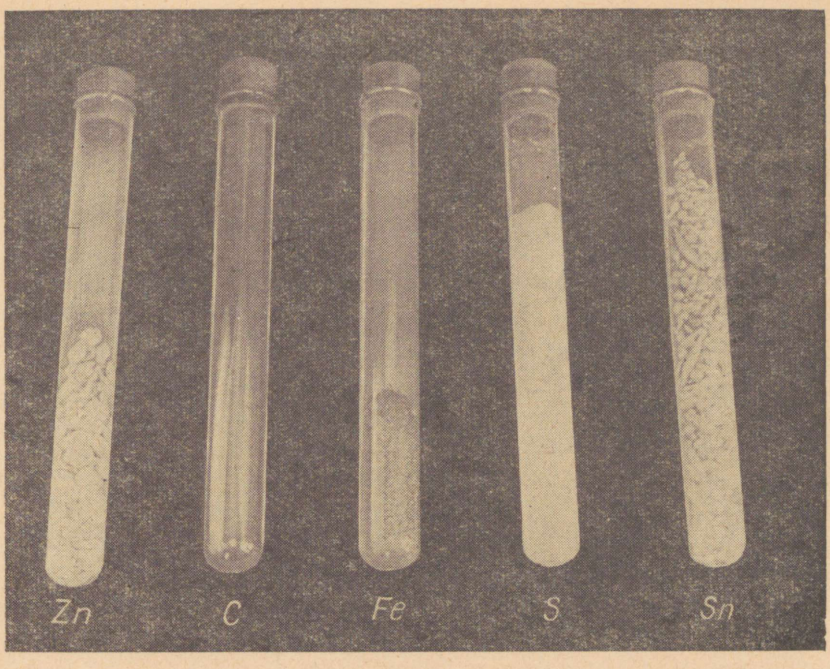
Joonisel 4 on katseklaasides üks g-aatom mitmesuguseid lihtaineid.

Nüüd on ka selge, miks siis üks g-aatom magneesiumi (24 g) on raskem kui üks g-aatom hapnikku (16 g). Seepärast et magneesiumi aatom on hapniku aatomist raskem.

Et magneesiumi ja hapniku gramm-aatomite kaalud võrduvad arvuliselt nende aatomkaaludega, siis võime järeldada, et ühes g-aatomis magneesiumis (24 g) on niisama palju magneesiumi aatomeid, kui ühes g-aatomis hapnikus (16 g) on hapniku aatomeid. On kindlaks tehtud, et

mistahes aine gramm-aatom sisaldab 602 000 000 000 000 000 000 000 ehk $6{,}02 \cdot 10^{23}$ aatomit. Seda arvu tähistatakse tähega N ja nimetatakse Avogadro arvuks.

$$N = 6{,}02 \cdot 10^{23}$$



Joonis 4. Mõnede lihtainete gramm-aatomid.

Näiteid gramm-aatomi kasutamise kohta.

Näide 1. Mitu gramm-aatomit on 320 g väävlit?

Et väävli aatomkaal on 32 ja üks gramm-aatom väävlit kaalub 32 g, siis 320 g väävlit on $\frac{320}{32} = 10$ gramm-aatomit väävlit.

Vastus: 320 g väävlit on 10 g-aatomit.

Näide 2. Mitu grammi kaalub 2 gramm-aatomit rauda?

Et raua aatomkaal on 56 ja üks gramm-aatom rauda kaalub 56 g, siis 2 gramm-aatomit rauda kaalub $56 \cdot 2 = 112$ g.

Vastus: 2 g-aatomit rauda kaalub 112 g.

Näide 3. Mitu magneesiumi aatomit on 10 gramm-aatomis magneesiumis?

Et ühes gramm-aatomis magneesiumis on N aatomit (s. o. $6{,}02 \cdot 10^{23}$ aatomit), siis 10 gramm-aatomis magneesiumis on 10 N magneesiumi aatomit. Korrutades N arvulise väärtuse 10-ga, saame:

$$10 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 60{,}2 \cdot 10^{23}$$ magneesiumi aatomit.

Vastus: 10 g-aatomis magneesiumis on $60{,}2 \cdot 10^{23}$ magneesiumi aatomit.

Näide 4. Mitu aatomit on alumiiniumitükis, mis kaalub 9 g?

Et alumiiniumi aatomkaal on 27 ja tema gramm-aatom kaalub 27 g, siis 9 g alumiiniumi on $\frac{9}{27}=\frac{1}{3}$ gramm-aatomit. Ühes gramm-aatomis alumiiniumis on $6{,}02\cdot10^{23}$ aatomit, $\frac{1}{3}$ gramm-aatomis alumiiniumis aga $\frac{1}{3}\cdot6{,}02\cdot10^{23}=2{,}007\cdot10^{23}$ aatomit alumiiniumi.

Vastus: 9-grammine alumiiniumitükk sisaldab $2{,}007\cdot10^{23}$ alumiiniumi aatomit.

Näide 5. Kui palju kaalub rauatükk, milles sisaldub $3{,}01\cdot10^{24}$ aatomit.

Kuna üks gramm-aatom rauda sisaldab $6{,}02\cdot10^{23}$ aatomit, siis $3{,}01\cdot10^{24}$ raua aatomit moodustavad $\frac{3{,}01\cdot10^{24}}{6{,}02\cdot10^{23}}=5$ gramm-aatomit. Üks gramm-aatom rauda kaalub 56 g, 5 gramm-aatomit rauda kaalub $5\cdot56=280$ g.

Vastus: Rauatükk, milles sisaldub $3{,}01\cdot10^{24}$ aatomit, kaalub 280 grammi.

Gramm-molekul.

Gramm-molekuliks (lühendatult mool) nimetatakse aine kogust grammides, mis arvuliselt võrdub selle aine molekulkaaluga.

Näiteks üks mool vett kaalub 18 g, sest vee molekulkaal on 18; 1 mool väävelhapet kaalub 98 g, sest väävelhappe molekulkaal on 98; 1 mool naatriumkloriidi kaalub 58,5 g jne. Kaaluda 1 mool vett ja 1 mool naatriumkloriidi. Võrrelda neid koguseid.

Kuigi ainete moolid erinevad kaalu poolest, sisaldavad nad kõik võrdse arvu molekule, ja nimelt $6{,}02\cdot10^{23}$ molekuli. Moolis olevate molekulide arvu tähistatakse samuti tähega N. Miks?

Näiteid gramm-molekuli kasutamise kohta.

Näide 1. Mitu gramm-molekuli on 36 g vett?

Et vee molekulkaal $M_{H_2O}=2+16=18$ ja tema gramm-molekul kaalub 18 g, siis 36 g vett on $\frac{36}{18}=2$ gramm-molekuli.

Vastus: 36 g vett on 2 gramm-molekuli.

Näide 2. Mitu grammi kaalub 2 gramm-molekuli lämmastikhapet?

Et lämmastikhappe molekulkaal $M_{HNO_3}=1+14+48=63$, ja tema gramm-molekul kaalub 63 g, siis 2 gramm-molekuli lämmastikhapet kaalub $63\cdot2=126$ g.

Vastus: 2 gramm-molekuli lämmastikhapet kaalub 126 g.

Näide 3. Mitu vee molekuli on 3 moolis vees?

Et ühes gramm-molekulis vees on N molekuli (s. o. $6{,}02 \cdot 10^{23}$ molekuli), siis 3 gramm-molekulis vees on 3 N molekuli. Korrutades N arvulise väärtuse 3-ga, saame:

$$3 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 18{,}06 \cdot 10^{23} \text{ vee molekuli.}$$

V a s t u s: 3 moolis vees on $18{,}06 \cdot 10^{23}$ vee molekuli.

Näide 4. Mitu molekuli on ühes kilogrammis kaltsiumkarbonaadis (marmor, kriit)?

Et kaltsiumkarbonaadi molekulkaal $M_{CaCO_3} = 40+12+48 = 100$ ja tema gramm-molekul kaalub 100 g, siis 1 kg kaltsiumkarbonaati on $\frac{1000}{100} = 10$ gramm-molekuli. Ühes gramm-molekulis kaltsiumkarbonaadis on $6{,}02 \cdot 10^{23}$ molekuli, 10 gramm-molekulis aga $10 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 6{,}02 \cdot 10^{24}$ molekuli.

V a s t u s: Ühes kilogrammis kaltsiumkarbonaadis on $6{,}02 \cdot 10^{24}$ molekuli.

Näide 5. Kui palju kaalub söögisooda kogus, milles sisaldub $1{,}505 \cdot 10^{23}$ molekuli?

Kuna üks mool söögisoodat ($NaHCO_3$) sisaldab $6{,}02 \cdot 10^{23}$ molekuli, siis moodustavad $1{,}505 \cdot 10^{23}$ molekuli $\frac{1{,}505 \cdot 10^{23}}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = 0{,}25$ mooli.

Leiame, kui palju kaalub 0,25 mooli söögisoodat.

$M_{NaHCO_3} = 23+1+12+48 = 84$, seega üks mool söögisoodat kaalub 84 grammi. 0,25 mooli söögisoodat kaalub siis $0{,}25 \cdot 84 = 21$ grammi.

V a s t u s: Söögisooda kogus, milles sisaldub $1{,}505 \cdot 10^{23}$ molekuli, kaalub 21 grammi.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kaaluda a) kaks g-aatomit ja b) pool g-aatomit väävlit. Asetada vastavad ainekogused kõrvuti ja võrrelda neid.
2. Kaaluda $^1/_8$ gramm-aatomit pulbrilist rauda ja nii palju väävliõit, mis kulub nimetatud rauakogusega reageerimiseks.
3. Kaaluda pool mooli järgmisi aineid ja asetada need kõrvuti: naatriumkloriid, vaskoksiid, magneesiumoksiid.
4. Mõõta kolbi kümme mooli vett. Mitu milliliitrit see veekogus moodustab?
5. Mitu mooli on ühes liitris vees?
6. Mitu mooli väävelhapet on ühes liitris väävelhappes, mille erikaal on 1,84? (Vt. erikaalude tabel lk. 181.)
7. Mitu milliliitrit väävelhapet (erikaaluga 1,84) tuleb mensuuriga mõõta, et saada 45 grammi? Mitu mooli see on?
8. Mitu grammi kaalub: a) $^1/_2$ g-aatomit süsinikku, b) 6 g-aatomit kaltsiumi, c) 0,25 g-aatomit magneesiumi, d) 8 g-aatomit kloori?
9. Mitu grammi kaalub: a) 0,2 mooli naatriumhüdroksiidi, b) 150 mooli ammoniaaki (NH_3), c) 3 mooli lämmastikhapet?
10. Mitmes grammis alumiiniumis on sama arv aatomeid, nagu neid on 2,8 grammis lämmastikus?

11. Mitu mooli vesinikku tekib 6 mooli väävelhappe reageerimisel tsingiga, mida on võetud ülehulgas?
12. Asetada kolbi 0,2 mooli naatriumkloriidi ja lahustada see 8 moolis vees. Missugune on saadud lahuse protsendiline kontsentratsioon?
13. Mitu aatomit sisaldab rauatükk, mis kaalub 8 grammi?
14. Mitu molekuli on ühes klaasitäies vees, mille maht on 200 ml?
15. Millises aines on rohkem molekule: kas 1 grammis naatriumkloriidis või 1 grammis naatriumhüdroksiidis?
16. Mitu mooli hapnikku kulus sõe põlemiseks, kui tekkis 11 grammi süsihappegaasi?

§ 3. Gaaside gramm-molekuli ruumala (moolmaht).

Nagu füüsika kursusest õpitud, saab ainete ruumala leida seosest:

$$\text{Erikaal} = \frac{\text{kaal}}{\text{ruumala}}$$

Leides nii mõnede tahkete ja vedelate ainete ühe mooli ruumalad (joonis 5), selgub, et nende ainete moolid võtavad enda alla küllalt väikesed ja üksteisest erinevad ruumalad.

Tutvume nüüd gaaside moolmahuga. Varemõpitust teame, et gaasi ruumala sõltub temperatuurist ja rõhust. Seetõttu tuleb gaaside moolmahud arvutada samadel tingimustel. Vastasel korral ei saa neid võrrelda.

Leiame esmalt, kui suure ruumala võtab enda alla üks mool lämmastikku.

Lämmastiku molekulkaal on:

$$M_{N_2} = 2 \cdot 14 = 28.$$

Üks mool lämmastikku kaalub seega 28 g.

Teades, et 1 liiter lämmastikku kaalub 1,25 g, leiame, kui suure ruumala võtab enda alla 28 g (1 mool) lämmastikku.

Koostame võrde:

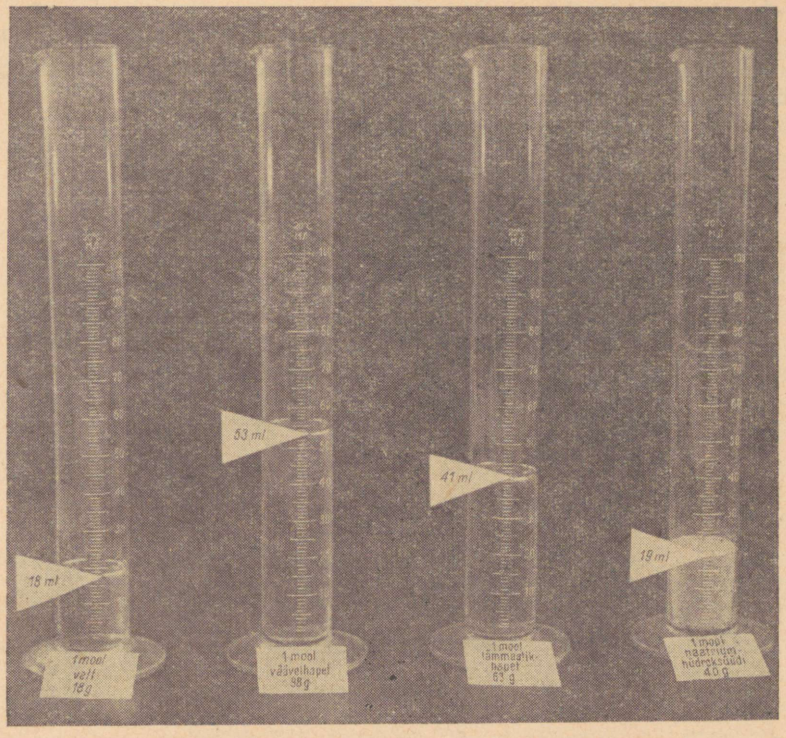
$$\frac{1{,}25}{1} = \frac{28}{x}$$

$$1{,}25x = 28$$

Võrdest leiame:

$$x = \frac{28}{1{,}25} = 22{,}4 \text{ liitrit.}$$

Seega on lämmastiku moolmaht 22,4 l.



Joonis 5. Mõnede tahkete ja vedelate ainete moolmahud.

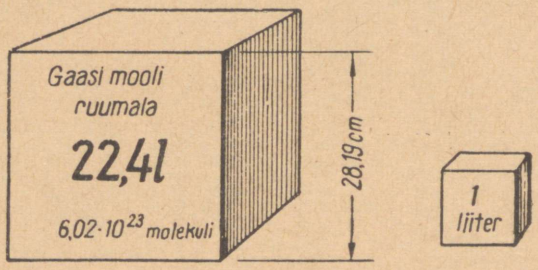
Viies samasugused arvutused läbi teiste gaasidega, saame tulemused, mis on toodud järgnevas tabelis.

Tabel 1.

Aine nimetus	Molekulivalem	Mooli kaal	1 liitri gaasi kaal grammides (0° C ja 760 mm rõhul)	Gaasi moolmaht liitrites
Vesinik	H_2	2,016	0,09	$\frac{2,016}{0,09} = 22,4$
Hapnik	O_2	32	1,428	$\frac{32}{1,428} = 22,4$
Süsinikdioksiid	CO_2	44	1,977	$\frac{44}{1,977} = 22,4$

Gaaside moolmahtu võib kujutada kuubina (joonis 6).

Arvutustest selgub, et **mistahes gaasilise aine või auru üks mool võtab enda alla alati võrdse ruumala, ja nimelt 22,4 liitrit (mõõdetud temperatuuril 0° C ja 760 mm rõhul).**



Joonis 6. Ühe mooli gaasi ruumala normaaltingimustel.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mitu mooli on 396 grammi süsinikoksiidi ja mitu molekuli sisaldub selles ainekoguses?
2. Kuidas arvutatakse a) gaaside, b) tahkete ja c) vedelate ainete moolmahtu?
3. Arvutada ühe mooli süsinikoksiidi ruumala, kui 1 liiter seda gaasi kaalub 1,25 grammi.
4. Kui suurt ruumala on vaja 5 mooli lämmastikhappe säilitamiseks (erikaal 1,55)?
5. Milliseid tingimusi nimetatakse normaaltingimusteks?
6. Miks mõõdetakse gaaside moolmahtu normaaltingimustel?
7. Kuidas muutub gaasi ruumala a) temperatuuri tõusu või langusega, b) rõhu muutumisega?
8. Kui suurt ruumala on vaja a) 10 mooli, b) 0,5 mooli, c) 0,1 mooli gaasi hoidmiseks (normaaltingimustel) ja mitu molekuli sisaldub antud gaasikogustes?
9. Kui suur ruumala on a) 8 g vesinikul, b) 48 g hapnikul (normaaltingimustel)?
10. Teades, et mistahes gaasi või auru 1 mool võtab enda alla 22,4 l, arvutada ühe liitri a) süsihappegaasi, b) hapniku, c) kloori, d) süsinikoksiidi kaal.
11. Mitu korda suuremat ruumala on vaja 10 mooli veeauru hoidmiseks võrreldes sama veekoguse ruumalaga?
12. Kui suurt ruumala on vaja gaasi hoidmiseks (normaaltingimustel), kui see gaas sisaldab $60{,}2 \cdot 10^{23}$ molekuli?

§ 4. Gaasiliste ainete ruumala arvutamine reaktsiooni võrrandi järgi.

Teades gaaside gramm-molekuli ruumala (22,4 l), võib reaktsiooni võrrandi abil arvutada nii reageerivate gaaside kui ka reaktsioonil tekkivate gaaside ruumalasid.

Näide 1. Mitu grammi elavhõbeoksiidi kulub 5,6 liitri hapniku saamiseks?

Lahendus.

Kirjutame reaktsiooni võrrandi:

$$\underbrace{2\,HgO}_{2\cdot(201+16)} \rightarrow 2\,Hg + \underbrace{O_2}_{2\cdot 16}$$
$$434 \qquad\qquad 32$$

Võrrandi järgi läheb 22,4 liitri (32 g O_2=1 mool, mis võtab enda alla ruumala 22,4 l) hapniku saamiseks vaja 434 grammi elavhõbeoksiidi.

Kui 22,4 liitri O_2 saamiseks kulub 434 g HgO,
siis 5,6 liitri O_2 saamiseks kulub x g HgO.

Koostame võrde:

$$\frac{22{,}4}{434} = \frac{5{,}6}{x}$$

$$22{,}4x = 434 \cdot 5{,}6$$

$$x = \frac{434 \cdot 5{,}6}{22{,}4} = 108{,}5 \text{ g elavhõbeoksiidi.}$$

Vastus: 5,6 liitri hapniku saamiseks tuleb lagundada 108,5 g elavhõbeoksiidi.

Näide 2. Mitu liitrit atsetüleeni (C_2H_2) võib saada 1 kg kaltsiumkarbiidist (CaC_2)?

Lahendus.

Kirjutame reaktsiooni võrrandi:

$$\underbrace{CaC_2}_{40+2\cdot 12} + 2\,H_2O = Ca(OH)_2 + \underbrace{C_2H_2}_{2\cdot 12+2}$$
$$64 \qquad\qquad 26$$

Võrrandi järgi saab 64 grammist CaC_2-st 26 grammi ehk ühe mooli ehk 22,4 l atsetüleeni.

Koostame võrde (otsitava C_2H_2 ruumala tähistame x-ga).

$$\frac{64}{22{,}4} = \frac{1000}{x}$$

$$x = \frac{22{,}4 \cdot 1000}{64} = 350 \text{ l atsetüleeni.}$$

Vastus: 1 kg kaltsiumkarbiidist võib saada 350 liitrit atsetüleeni.

Näide 3. Mitu kuupmeetrit süsihappegaasi vabanes lubjakivi põletamisel lubjaahjus, kui saadi 2 tonni kustutamata lupja?

Lahendus.

Kirjutame reaktsiooni võrrandi:

$$CaCO_3 = \underbrace{CaO}_{40+16} + \underbrace{CO_2}_{12+2\cdot 16}$$
$$56 \qquad\qquad 44$$

Võrrandi järgi vabaneb 56 g CaO tekke puhul 22,4 liitrit (44 g CO_2 = 1 mool = 22,4 l) süsihappegaasi. 56 kg CaO tekke puhul vabaneb siis 22,4 m^3 süsihappegaasi.

Koostame võrde (otsitava CO_2 ruumala tähistame x-ga). Et 2 tonni on 2000 kg, siis

$$\frac{56}{22,4} = \frac{2000}{x}$$

$$x = \frac{22,4 \cdot 2000}{56} = 8000 \text{ m}^3 \text{ süsihappegaasi.}$$

Vastus: 2 tonni kustutamata lubja tekke puhul vabaneb lubjakivi põletamisel 800 m^3 süsihappegaasi.

Näide 4. Mitu liitrit vesinikku eraldub 13,5 g alumiiniumipulbri reageerimisel väävelhappega?

Lahendus.

Kirjutame reaktsiooni võrrandi:

$$\underset{2 \cdot 27}{2\,Al} + 3\,H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + \underset{3 \cdot 2}{3\,H_2}$$

Võrrandi järgi eraldub 2 g-aatomi alumiiniumi reageerimisel väävelhappega 3 mooli, s. o. 3 · 22,4 l vesinikku.

Ülesande kohaselt reageerib $\frac{13,5}{27} = \frac{1}{2}$ g-aatomit alumiiniumi, s. o. 4 korda vähem kui võrrandi järgi. Järelikult eraldus ka vesinikku 4 korda vähem.

$$\frac{3 \cdot 22,4}{4} = 16,8 \text{ l vesinikku.}$$

Vastus: 13,5 g alumiiniumipulbri reageerimisel väävelhappega eraldus 16,8 l vesinikku.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Milleks kasutatakse keemilisi võrrandeid?
2. Märkida valemite ja vastavate koefitsientidega ainete järgmisi koguseid. 1 molekul vesinikku, 2 molekuli süsinikoksiidi, 5 molekuli hapnikku, 10 molekuli kloorvesinikku, 7 molekuli lämmastikku.
3. Mitu grammi kaalub 0° ja 1 at rõhu juures 15 liitrit hapnikku?
4. Mitu grammi plii(II)oksiidi (PbO) saab redutseerida pliiks süsinikoksiidi abil, mille ruumala normaaltingimustel on 11,2 liitrit?
5. Mitu liitrit vesinikku saadi 2,5 grammi kaltsiumi reageerimisel veega?
6. Mitu kuupdetsimeetrit süsinikoksiidi kulub 3 tonni punase rauamaagi (Fe_2O_3) redutseerimiseks?
7. Kõrgel temperatuuril tõrjub raud veest vesiniku välja ja tekib rauatagi (Fe_3O_4). Mitu kuupdetsimeetrit vesinikku tekkis reaktsioonil, kus kulus 4 gramm-aatomit rauda?
8. Raud(III)oksiidi reageerimisel alumiiniumipulbriga saadakse sularaud. Kui palju alumiiniumi peab sisalduma termiidis, et keevitamiseks saada 0,6 kg rauda?

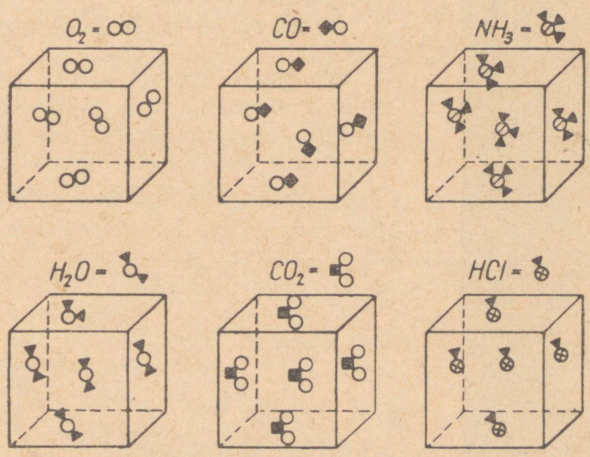
§ 5. Avogadro seadus.

1811. aastal tegi itaalia õpetlane Amadeo Avogadro oletuse, mis on leidnud kinnitust ja mida seetõttu tuntakse tänapäeval Avogadro seaduse nime all.

Kõikide gaaside võrdsed ruumalad sisaldavad võrdsel rõhul ja temperatuuril võrdse arvu molekule.

Meil on juba teada, et üks mool mistahes ainet sisaldab alati võrdse arvu molekule ($6{,}02 \cdot 10^{23}$). Teiselt poolt teame aga, et ühe mooli mistahes gaasi ruumala normaaltingimustel on alati 22,4 liitrit. Sellest arutelust jõuamegi Avogadro seaduse mõistmiseni.

Piltliku ettekujutuse annab Avogadro seaduse kohta joonis 7.



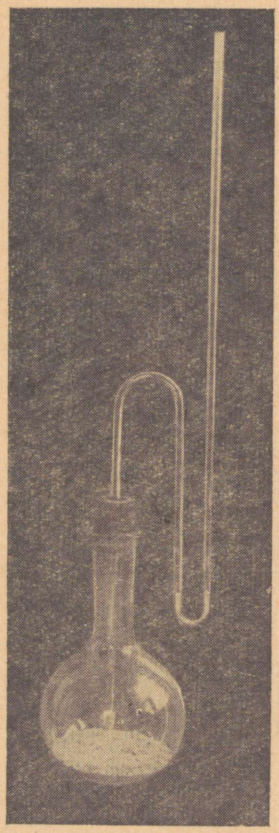
Joonis 7. Kuubikud kujutavad gaaside või aurude võrdseid ruumalasid võrdse molekulide arvuga (ühesugustel tingimustel).

Avogadro seadusega saab seletada reaktsioonide käiku gaasiliste ainete vahel.

Katse. Võtame pooleliitrise kolvi ja puistame selle põhja kuiva liiva. Valime kummikorgi, mis suleb kolvi tihedalt, ning paneme sellest läbi elavhõbemanomeetri toru (joonis 8). Määrime toru alumise otsa liimiga ja kinnitame ta külge väikesi väävlitükikesi. Süütame väävli ning suleme kolvi.

Soojenemise tõttu tõuseb kolvis rõhk (seda näitab manomeeter). Jahtumisel aga lähevad elavhõbeda nivood samale tasemele.

Missugune on rõhk kolvis pärast katset, võrreldes rõhuga enne katset?



Joonis 8. Manomeetrilise toruga varustatud kolb väävli põletamiseks.

Rõhk jäi pärast reaktsiooni samaks, kuna tekkis niisama suur ruumala vääveldioksiidi, kui kulutati ära hapnikku.

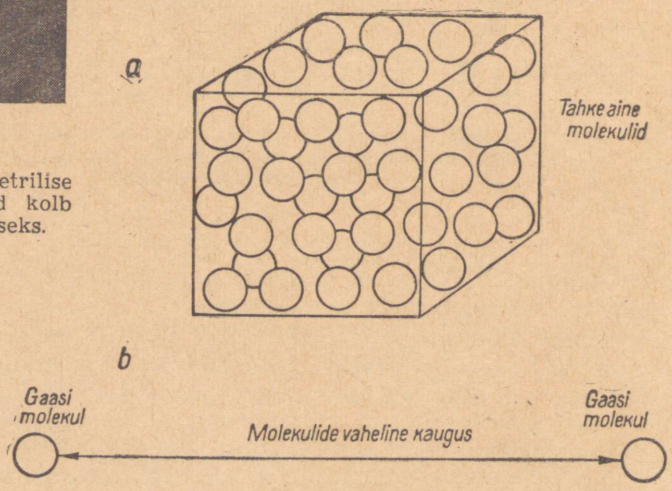
Reaktsiooni võrrand

$$S + O_2 = SO_2$$

aga näitab, et ka gaasiliste ainete molekulide arv on enne ja pärast reaktsiooni võrdne. Järelikult sisaldavad gaaside võrdsed ruumalad võrdse arvu molekule ja vastupidi — gaasi molekulide võrdsed hulgad võtavad enda alla ka võrdsed ruumalad.

Katse on kinnituseks Avogadro seadusele.

Avogadro seadus kehtib ainult gaaside ja aurude kohta. Kuna vedelike ja tahkete ainete molekulid paiknevad üksteisele suhteliselt lähedal (joonis 9), ei kehti Avogadro seadus nende kohta.



Joonis 9. Molekulide võrdlevad kaugused tahketes ainetes (*a*) ja gaasides (*b*). Gaasides on molekulide vaheline kaugus 15—20 korda suurem kui tahketes ainetes.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mitu molekuli sisaldub a) pooles moolis, b) 22,4 liitris, c) 2,24 m^3 gaasis?
2. Kuidas tõestab eespool toodud katse Avogadro seaduse õigsust?
3. Korraldada katse vesiniku ja hapniku segu süütamisega eudiomeetris (võtta 2 ruumala vesinikku ja 1 ruumala hapnikku). Seletada Avogadro seaduse põhjal, miks võetud gaasid reageerivad täielikult. Kuidas tõestab see katse Avogadro seadust?
4. Miks ei ole samade ruumaladega gaasides ja vedelikes molekulide arv võrdne?
5. Kus ja mitu korda on samadel tingimustel rohkem molekule, kas 10 liitris lämmastikus või 2 liitris hapnikus?
6. Võrrelda molekulide arvu a) 11,2 liitris, b) 22 grammis süsihappegaasis normaaltingimustel.
7. Kui suure ruumala võtab enda alla gaasisegu, mis sisaldab 4 mooli hapnikku ja 14 grammi süsinikoksiidi?
8. Kui suure ruumala võtavad enda alla a) 5 grammi, b) 6 mooli kloori?
9. Mitu gramm-molekuli sisaldub 1 m^3 gaasis normaaltingimustel?
10. Mitu gaasi molekuli sisaldub toa õhus, kui põranda pindala on 8 m^2 ja kõrgus 2,8 m, normaaltingimustel? Mitu liitrit hapnikku on selles toas?

§ 6. Gaaside suhteline tihedus.

Varemõpitust on teada, et vesinik on õhust kergem, hapnik ja süsihappegaas aga raskemad. Arvu, mis näitab, mitu korda mingi gaas on teisest raskem või kergem, nimetatakse gaaside suhteliseks tiheduseks. Seda saab arvutada ka Avogadro seadust kasutades.

Praktikas iseloomustatakse mitmesuguste gaaside tihedust vesiniku ja õhu suhtes.

Tihedus vesiniku suhtes.

Näitena leiame süsinikdioksiidi tiheduse vesiniku suhtes. Kaalumisega saab leida 1 liitri süsinikoksiidi kaalu (1,977 g) ning samuti 1 liitri vesiniku kaalu (0,09 g).

Et $\frac{1,977}{0,09} = 22$, siis

on süsinikdioksiidi tihedus vesiniku suhtes 22 (süsihappegaas on 22 korda vesinikust raskem).

Näitest järeldame, et

mingi gaasi teatud ruumala kaalu suhe vesiniku sama ruumala kaaluga on selle gaasi tihedus vesiniku suhtes.

Tihedust vesiniku suhtes märgitakse tähisega «d_H». Süsihappegaasi tihedus vesiniku suhtes on seega: $d_H = 22$.

Leiame nüüd süsihappegaasi tiheduse vesiniku suhtes ilma kaalumiseta. Vastavalt Avogadro seadusele on ühes liitris süsihappegaasis niisama palju molekule kui ühes liitris vesinikus.

Järelikult on 1 l süsihappegaasi kaal 1 l vesiniku kaalust nii mitu korda suurem, kui mitu korda süsihappegaasi molekulkaal on suurem vesiniku molekulkaalust. Seega:

$$d_H = \frac{M_{CO_2}}{M_{H_2}} = \frac{44}{2} = 22.$$

Et vesiniku molekulkaal on kaks, saame eelnevast tuletada valemi

$$d_H = \frac{M}{2}$$

Selle valemi abil saab leida mistahes gaasi või auru tiheduse vesiniku suhtes.

Tihedus õhu suhtes.

Kuna õhk on gaaside segu, ei saa rääkida õhu molekulkaalust. Et aga õhul on kindel koostis, saab leida õhu keskmise molekulkaalu. Arvutuste järgi on see 29. Tihedust õhu suhtes tähistatakse tähega «$d_õ$».

Leiame näitena süsihappegaasi tiheduse õhu suhtes. Et süsihappegaasi ja õhu võrdsed ruumalad sisaldavad võrdse arvu molekule, siis on süsihappegaas õhust nii mitu korda raskem, kui mitu korda süsihappegaasi molekulkaal on suurem õhu keskmisest molekulkaalust. Arvutus

$$d_õ = \frac{M_{CO_2}}{M_{õhk}} = \frac{44}{29} = 1{,}5$$

näitab, et süsihappegaasi tihedus õhu suhtes on 1,5. Seega võib süsihappegaasi koguda purki, mille suue on pööratud ülespoole.

Mistahes gaasi või auru tihedust õhu suhtes saab järelikult arvutada valemist

$$d_õ = \frac{M}{29}$$

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mis on tihedus a) vesiniku suhtes, b) õhu suhtes?
2. Kuidas saab Avogadro seadust kasutades leida gaaside tihedust a) vesiniku, b) õhu suhtes?
3. Leida järgmiste gaaside tihedus vesiniku suhtes: O_2, N_2, SO_2, CO, NH_3, H_2S, Cl_2.
4. Mitu korda on ülesandes 3 nimetatud gaasid vesinikust raskemad?
5. Millised järgmistest gaasidest on õhust a) kergemad, b) raskemad: O_2, N_2, H_2, CO_2, NO_2, Cl_2, NH_3, CH_4, H_2S?
6. Millised järgmistest gaasidest on lämmastikust a) kergemad, b) raskemad: CO, O_2, Cl_2, NH_3?
7. Kumb gaas on raskem — väävelvesinik või vääveldioksiid?

8. Purkidesse on kogutud võrdsed ruumalad puhtaid gaase: N_2, CO_2 ja NH_3. Leida arvutuse teel, milline nimetatud gaasidest on hapnikust kergem, raskem?
9. Milliseid gaase saab koguda õhuga täidetud purki, mis asetseb a) suudmega allapoole, b) suudmega ülespoole?
10. Kas õhu koostis on atmosfääri kõrgemates ja madalamates kihtides sama?
11. Kui palju kaalub 1 m^3 gaasisegu, milles on 40% hapnikku, 20% süsihappegaasi, 30% süsinikoksiidi ja 10% metaani?
12. Kui suure ruumala võtab normaaltingimustel enda alla 16 g ammoniaaki (NH_3)?

§ 7. Ülesandeid gaasiliste ainete kohta.

Eespool tõime, kasutades Avogadro seadust, valemid, mille abil saab leida gaasi tihedust vesiniku ja õhu suhtes. Avogadro seadus võimaldab teha ka mitmesuguseid teisi gaaside ja aurudega seotud arvutusi. Tutvume mõnedega neist.

Gaasiliste ainete molekulkaalu määramine.

Mitmesuguste gaaside moolmahtu arvutades leidsime, et see on 22,4 l. Moolmahu leidsime gaasi molekulkaalu jagamisel 1 liitri gaasi kaaluga. Kui tähistada mingi gaasi 1 liitri kaalu tähega d′, molekulkaalu tähega M ja moolmahu tähega V, võime selle arvutuse märkida valemiga:

$$V = \frac{M}{d'}$$

Kasutades seda valemit, võime leida ka gaasi molekulkaalu, kui on teada selle gaasi ühe liitri kaal, ja ka ühe liitri gaasi kaalu, kui on teada tema molekulkaal.

Leiame näiteks lämmastiku molekulkaalu, kui on teada, et 1 liiter lämmastikku kaalub 1,25 g.

Avaldame ülaltoodud valemist molekulkaalu (M):

$$M = V \cdot d' \text{ ehk } M = 22{,}4 \cdot d'$$

sest mistahes gaasi mooli ruumala on 22,4 liitrit. Lämmastiku molekulkaal on seega $M = 22{,}4 \cdot 1{,}25 = 28$.

Avaldades aga molekulkaalu (M) valemitest, mille abil varem leidsime gaasi tiheduse vesiniku ja õhu suhtes, saame samuti leida gaaside või aurustatud ainete molekulkaalu:

$$\left(d_H = \frac{M}{2}\right) \qquad M = 2d_H$$

$$\left(d_{\text{õ}} = \frac{M}{29}\right) \qquad M = 29d_{\text{õ}}$$

Gaasilise aine molekulivalemi tuletamine.

Teades gaasilise aine molekulkaalu, võib tuletada tema lihtsaima valemi, s. t. leida aatomite arvulise vahekorra aine molekulis.

1) Gaasilise lihtaine molekulivalemi tuletamine.

Näide. Mitu aatomit on lämmastiku molekulis?

Lahendus. Leiame lämmastiku molekulkaalu (1 liiter lämmastikku kaalub 1,25 g).

$$M = 22{,}4d'$$
$$M = 22{,}4 \cdot 1{,}25 = 28$$

Lämmastiku molekulkaal on seega 28.

Kuna lämmastiku aatomkaal on 14, siis koosneb lämmastiku molekul kahest aatomist:

$$\frac{28}{14} = 2 \text{ aatomit.}$$

Lämmastiku molekulivalem on järelikult N_2.

Arvutused näitavad, et kui lihtained on gaasilises olekus, siis enamusel neist koosnevad molekulid kahest aatomist. Seepärast tuleb kirjutada nende molekulivalemid järgmiselt:

$$N_2,\ O_2,\ H_2,\ Cl_2 \text{ jne.}$$

2) Inertgaaside molekulivalemi leidmine.

Näide. Leida heeliumi molekulivalem, kui on teada, et 1 liiter heeliumi kaalub normaaltingimustel 0,18 g.

Lahendus. Leiame heeliumi molekulkaalu:

$$M = 22{,}4d'$$
$$M = 22{,}4 \cdot 0{,}18 = 4$$

Kuna heeliumi aatomkaal on samuti 4, siis koosneb tema molekul ühest aatomist. Järelikult on heeliumi molekulid üheaatomilised ja molekulivalem on He.

Arvutused näitavad, et kõikide inertgaaside — heeliumi (He), neooni (Ne), argooni (Ar), krüptooni (Kr), ksenooni (Xe) ja radooni (Rn) molekulid koosnevad ühest aatomist. Seepärast kirjutatakse nende molekulivalemid järgmiselt:

He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

3) Gaasiliste liitainete molekulivalemi tuletamine.

Me teame, et liitainete molekulid koosnevad erinevate keemiliste elementide aatomitest. Selleks et tuletada gaasiliste liitainete molekulivalemeid, peab teadma vastava aine protsendilist koostist ja 1 liitri gaasi kaalu normaaltingimustel.

Näide 1. Tuletame süsihappegaasi molekulivalemi, kui on teada, et tema koostises on 27,3% süsinikku ja 72,7% hapnikku. 1 liiter süsihappegaasi kaalub normaaltingimustel 1,97 g.

Lahendus.

a) Leiame süsihappegaasi molekulkaalu:

$$M = 22{,}4\, d'$$
$$M = 22{,}4 \cdot 1{,}97 = 44$$

b) Leiame süsiniku hulga süsihappegaasi molekulis: 27,3% 44-st on $0{,}273 \cdot 44 = \mathbf{12}$ (kaaluosa).

c) Leiame hapniku hulga süsihappegaasi molekulis: 44—12=32 (kaaluosa).

d) Leiame süsihappegaasi molekulivalemi:
süsiniku hulk molekulis — 12 kaaluosa;
süsiniku aatomkaal — 12;
hapniku hulk molekulis — 32 kaaluosa;
hapniku aatomkaal — 16.

Seega on süsihappegaasi molekulis 1 süsiniku aatom ja 2 hapniku aatomit. Süsihappegaasi molekulivalem on järelikult CO_2.

Näide 2. Metaani koostisse kuulub 75% süsinikku ja 25% vesinikku. Metaani tihedus vesiniku suhtes (d_H) on 8. Leida metaani keemiline valem.

Lahendus.

a) Leiame metaani molekulkaalu:

$$M = 2d_H;\ M = 2 \cdot 8 = 16.$$

b) Leiame süsiniku hulga metaani molekulis:

75% 16-st on $0{,}75 \cdot 16 = 12$ kaaluosa.

c) Leiame vesiniku hulga metaani molekulis:

vesinikku on 16—12=4 kaaluosa.

d) Leiame metaani molekulivalemi:
Süsiniku hulk molekulis — 12 kaaluosa;
„ aatomkaal — 12.
Vesiniku hulk molekulis — 4 kaaluosa;
„ aatomkaal — 1.

Metaani molekul sisaldab seega ühe süsiniku ja 4 vesiniku aatomit ning metaani molekulivalem on CH_4.

Sellisel viisil võib tuletada mistahes gaasilise aine molekulivalemi.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Missugune on lämmastiku tihedus vesiniku suhtes?
2. Mida on vaja teada gaasi molekulkaalu leidmiseks, kui ühendi valemit ei teata?
3. Kuidas saab otsustada, kumb gaas on raskem: kas kloor või süsinikdioksiid?

4. Valge fosfori aurude tihedus õhu suhtes $d_{õ}=4,27$. Leida fosfori molekulivalem.
5. Leida gaasi molekulkaal, kui 1 liiter seda gaasi kaalub 3,2 g.
6. Leida gaasi molekulkaal, kui gaasi tihedus vesiniku suhtes on 21.
7. Arvutada gaasi molekulkaal, kui gaasi tihedus õhu suhtes on 3,4.
8. Leida järgmiste gaasiliste lihtainete molekulivalemid, lähtudes järgmistest andmetest.

Aine nimetus	1 liitri gaasi kaal grammides 0° C 1 at juures
Vesinik	0,09
Hapnik	1,43
Kloor	3,2

9. Tuletada gaasi molekulivalem, kui ta sisaldab 42,8% süsinikku ja 57,2% hapnikku ning 1 liiter seda gaasi kaalub normaaltingimustel 1,25 g.

II peatükk.

LEELISMETALLID.

Leelismetallide hulka kuuluvad liitium (Li), naatrium (Na) kaalium (K), rubiidium (Rb), tseesium (Cs) ja frantsium (Fr)*.

Enam levinud ning suurema tähtsusega on neist naatrium ja kaalium. Õpime neid lähemalt tundma.

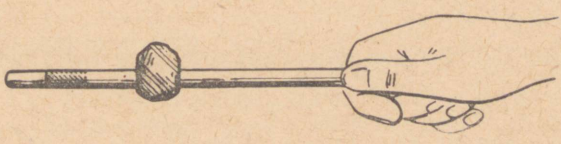
§ 1. Naatrium — *Natrium.*

Keemiline märk Na; aatomkaal 23.

Naatriumi avastas inglise teadlane H. Davy (loe: deevi) 1807. aastal.

Naatriumi füüsikalised omadused.

Varemõpitust teame, et looduses naatriumi vabas olekus ei leidu. Laboratooriumis aga säilitatakse teda hermeetiliselt suletud purkides või veevabas petrooleumis. Naatriumi omadustega tutvumiseks esmalt vaatleme teda. Võtame naatriumitüki, kuivatame ta filterpaberi abil petrooleumist ja surume temast läbi klaastoru (joonis 10).

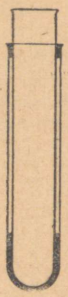


Joonis 10. Naatriumitükk, millest on läbi surutud klaastoru.

Millised kaks naatriumi füüsikalist omadust ilmnevad seejuures?

Naatriumi ligikaudse sulamistemperatuuri kindlaksmääramiseks korraldame järgmise katse.

* Frantsium on kunstlikult saadud radioaktiivne keemiline element.

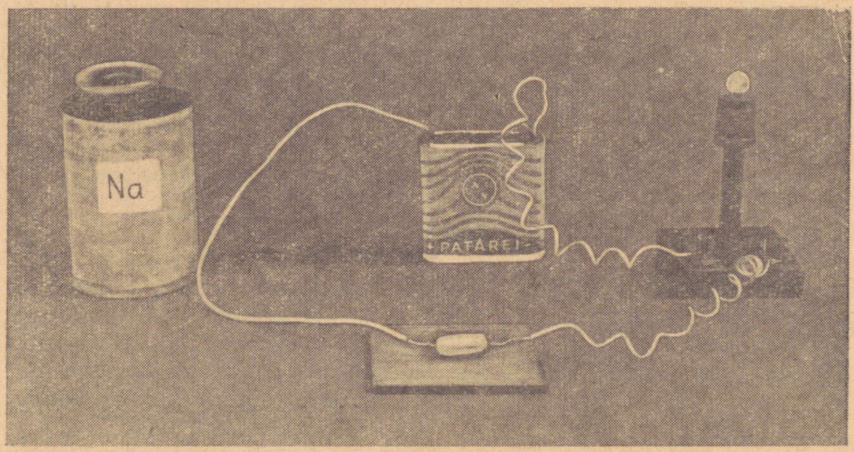


Joonis 11. Naatriumi näidis katseklaasis.

Katse 1. Klaastorust lükkame naatriumitüki katseklaasi, kuhu valame petrooleumi, nii et see naatriumitükki kataks. Seejärel soojendame katseklaasi keevas vees. Et katse oleks paremini nähtav, surume kitsama katseklaasi põhjaga sulanaatriumile (joonis 11). Kui sulatada katseklaaside vahe parafiiniga kinni, säilib naatrium tuhmumata pikemat aega.

Millega seletada naatriumi sulamist keevas vees hoitud katseklaasis? Milline naatriumi omadus ilmneb veel selle katse juures hästi?

Katse 2. Võtame naatriumitüki filterpaberile ja puhastame ta pinna. Viime nüüd naatriumi kokkupuutesse elektrijuhtivuse demonstreerimise seadme elektroodidega (joonis 12).



Joonis 12. Naatriumi elektrijuhtivuse demonstreerimine.

Miks lamp süttib? Miks on vaja naatriumi enne katset puhastada?

Kokkuvõte.

Naatrium on hõbedase läikega pehme metall. Tema sulamispunkt on 97,8° C, erikaal — 0,97. Naatrium juhib hästi elektrit ja soojust. Kuna metalne läige, plastilisus ja elektrijuhtivus on metallidele iseloomulikud omadused, on naatrium tüüpiline metall.



H. Davy
(1778—1829).

Naatriumi keemilised omadused.

Naatriumi keemiliste omadustega tutvumiseks teeme katseid tema reageerimise kohta mõnede liht- ja liitainetega.

Märkus. Vastavalt ohutustehnika nõuetele tuleb katseid naatriumiga teha väga ettevaatlikult. Katseteks kasutada väikseid naatriumikoguseid (tikupeasuurusi tükke). Kunagi ei tohi kummarduda reageeriva naatriumitüki kohale, sest põleva naatriumi tükid võivad nahale sattudes tekitada raskesti paranevaid haavu.

Naatriumi reageerimine hapnikuga.

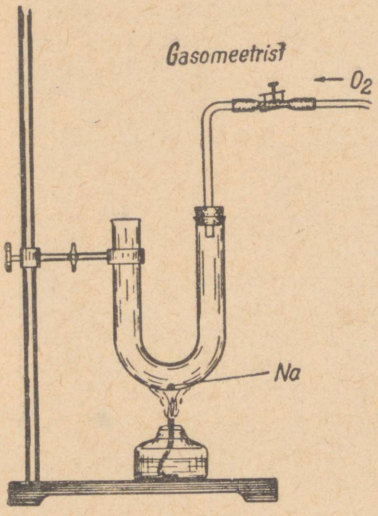
Katse 1. Asetame tikupeasuuruse naatriumitüki U-torusse ja soojendame, kuni naatrium sulab. Seejärel juhime gasomeetrist torusse nõrga hapnikuvoolu (joonis 13). Naatrium põleb helekollase leegiga. U-toru seintele aga koguneb aine, mis koosneb peamiselt naatriumperoksiidist ehk naatriumülihapendist (Na_2O_2) ning väga vähesel määral naatriumoksiidist (Na_2O).

$$2\,Na + O_2 = Na_2O_2$$
$$4\,Na + O_2 = 2\,Na_2O$$

Naatrium oksüdeerub kiiresti ka õhus, mistõttu tema lõikepind tuhmub. Naatriumoksiidi (Na_2O) võib saada naatriumperoksiidi kuumutamisel koos naatriumiga:

$$Na_2O_2 + 2\,Na = 2\,Na_2O$$

Naatriumoksiidi võib saada ka naatriumi kuumutamisel õhuhapniku vajakul.



Joonis 13. Naatriumi põlemine hapnikus.

$$4\,Na + O_2 = 2\,Na_2O$$

Naatriumoksiid on valge tahke aine. Ta reageerib energiliselt veega, tekitades naatriumhüdroksiidi:

$$Na_2O + H_2O = 2\,NaOH$$

Reaktsioonil eraldub palju soojust.

Energiliselt reageerib naatriumoksiid ka hapetega. Näitena toome reaktsiooni võrrandi tema reageerimise kohta väävelhappega:

$$Na_2O + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O$$

Kuna naatriumoksiid reageerib energiliselt hapetega, moodustades soola ja vee, on ta aluseline oksiid.

Nii naatriumoksiidis kui ka naatriumperoksiidis on naatrium ühevalentne. Selgituseks toome nende oksiidide struktuurivalemid:

Na_2O $\quad$ Na_2O_2

Na—O—Na $\quad$ Na—O—O—Na

Naatriumperoksiid (Na_2O_2) on kollaka värvusega oksiid. Ta reageerib hästi süsihappegaasiga, kusjuures tekib naatriumkarbonaat ja vabaneb hapnik:

$$2\,Na_2O_2 + 2\,CO_2 = 2\,Na_2CO_3 + O_2$$

Selline omadus võimaldab naatriumperoksiidi kasutada hapnikuvaru täiendamiseks ning väljahingatava süsihappegaasi sidumiseks kõrglendudel ja batüskaafides.

Naatriumi reageerimine väävliga.

Katse 2. Paneme portselanuhmrisse umbes pool grammi pulbrilist väävlit ja tikupeasuuruse naatriumitüki. Hoides vasaku käega uhmrit paigal, hõõrume paremaga naatriumitükki koos väävliga (silmade kaitseks kasutame kaitseprille).

Reaktsioon toimub energiliselt, sädemed paiskuvad laiali. Tekib naatriumi ühend väävliga — naatriumsulfiid (Na_2S):

$$2\,Na + S = Na_2S$$

Milleks oli vaja naatriumi ja väävlit uhmris hõõruda? Millise happe sool on naatriumsulfiid? Missugune on naatriumi ja väävli valents naatriumsulfiidis?

Naatriumi reageerimine veega.

Katse 3. Asetame katseklaasi, milles on paar milliliitrit vett, tikupeasuuruse ja eelnevalt puhastatud naatriumitüki. Veepinnal liikudes reageerib naatrium veega. Viime põleva pirru katseklaasi suudme juurde — eralduv vesinik süttib. (Ettevaatust! Naatrium

võib reaktsioonil tekkiva soojuse toimel ka ise süttida ja kätele ning riietele paiskuda.) Kui kogu naatrium on reageerinud, lisame tekkinud lahusesse ühe tilga fenoolftaleiini lahust — see värvub vaarikpunaseks. Kui hõõrume lahust sõrmede vahel, tundub see libedana.

Toimunud reaktsiooni võrrand on järgmine:

$$2\,Na + 2\,HOH = 2\,NaOH + H_2\uparrow$$

ehk

$$2\,Na + 2\,H_2O = 2\,NaOH + H_2\uparrow$$

Mitme valentne on hüdroksiidrühm? Mitme valentne on naatrium naatriumhüdroksiidis?

Miks ujub naatrium veepinnal? Kuidas seletada naatriumi muutumist kerakujuliseks ja miks ta reageerimise ajal liigub? Mida näitab indikaatori värvuse muutumine? Mida näeme, kui saadud lahus kuivaks aurustada?

Naatriumi, kaaliumi ja teiste samasse rühma kuuluvate metallide hüdroksiidid on leelised. Sellest on tulenenud ka nende üldnimetus «leelismetallid».

Naatriumi reageerimine soolhappega.

Katse 4. Valame katseklaasi veidi kontsentreeritud soolhapet ja paneme sellesse tikupeasuuruse naatriumitüki. Asetame katseklaasi suudmele lehtri, nagu on näidatud joonisel 14. Eralduva gaasi teeme kindlaks põleva tiku abil.

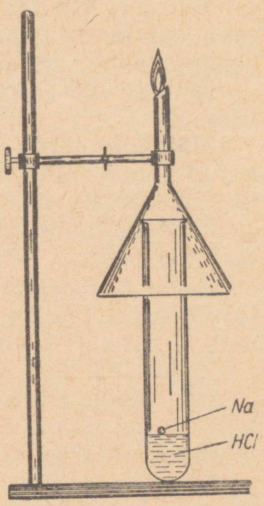
Millest näeme, et toimub reaktsioon? Milline aine tekib reaktsiooni tulemusena? Reaktsiooni võrrand on järgmine:

$$2\,Na + 2\,HCl = 2\,NaCl + H_2$$

Märkus. Väävelhappe ja naatriumi reageerimine toimub plahvatusega. Seepärast väävelhapet selleks katseks ei kasutata.

Kokkuvõte.

Naatrium on keemiliselt väga aktiivne, mistõttu ta paikneb metallide aktiivsuse rea alguses. Naatrium reageerib energiliselt hapniku, väävli, kloori ja paljude teiste mittemetallidega, samuti vee ning hapetega. Veest ja lahjendatud hapetest tõrjub ta vesiniku välja juba harilikul temperatuuril. Ühendites on naatrium ühevalentne.



Joonis 14. Naatriumi reageerimine soolhappega

1. Mille poolest sarnaneb naatrium varemõpitud metallidega ja mille poolest erineb ta neist?
2. Milliseid ettevaatusabinõusid tuleb arvestada naatriumi lõikamisel ning paigutamisel ühest nõust teise?
3. Nimetada leelismetalle. Millest on tingitud nimetus «leelismetallid»?
4. Kirjutada reaktsioonivõrrandid ja märkida reaktsiooni tingimused naatriumi reageerimise kohta hapniku ja väävliga. Mis tüüpi reaktsioonid need on?
5. Võrrelda naatriumi reageerimist vee ja hapetega?
6. Mis tüüpi reaktsioonide hulka kuulub naatriumi reageerimine vee ja hapetega?
7. Kirjutada kaks erinevat keedusoola tekkimise reaktsiooni võrrandit, lähtudes naatriumist.
8. Mitu mooli vett reageeris naatriumiga, kui saadi 11 200 cm^3 vesinikku?
9. Kui palju vesinikku saadakse 0,5 grammi naatriumi reageerimisel veega ja sama naatriumikoguse reageerimisel metafosforhappega (vett ja hapet on ülehulgas)?
10. 0,5 grammi mingi ühevalentse metalli reageerimisel happega eraldus 800 ml vesinikku (normaaltingimustel). Kui suur on selle metalli aatomkaal?

Naatriumhüdroksiid (NaOH).

Naatriumhüdroksiid on valge, tahke ja väga hügroskoopne aine. Kuumutamisel naatriumhüdroksiid sulab, seejuures lagunemata. Et tutvuda naatriumhüdroksiidi lahustuvusega, teeme järgmise katse.

Katse 1. Valame keeduklaasi vett ja mõõdame selle temperatuuri. Seejärel lahustame vees naatriumhüdroksiidi ning mõõdame saadud lahuse temperatuuri.

Millele viitab soojuse eraldumine naatriumhüdroksiidi lahustumisel?

Määrame nüüd indikaatorite abil, millise reaktsiooniga on antud lahus. Määramiseks kasutame lakmuse, fenoolftaleiini ja metüüloranži lahust.

Naatriumhüdroksiid reageerib energiliselt hapetega, neutraliseerides neid.

Katse 2. Paneme kolbi tahket naatriumhüdroksiidi (joonis 15) ja tilgutame sellele pipetist soolhapet (kontsentratsiooniga 1 osa vett ja 2 osa 37%-list soolhapet).

Millest on näha, et reaktsioon toimub väga energiliselt?

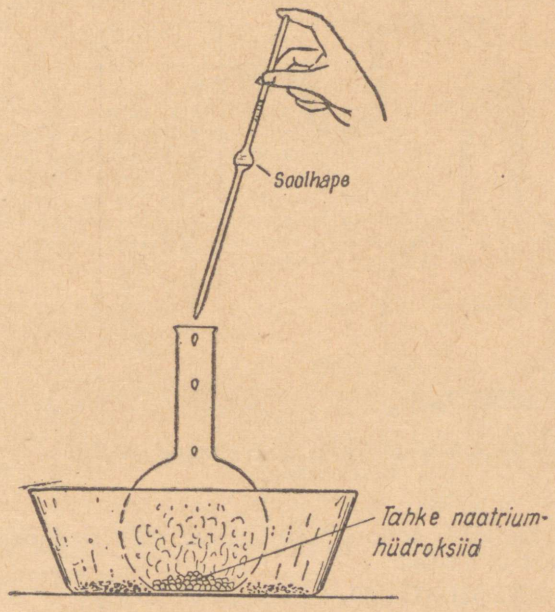
Lahustame reaktsioonil tekkiva valge aine ning proovime indikaatoritega lahuse reaktsiooni. Vajaduse korral lisame neutraliseerimiseks lahjendatud soolhapet või naatriumhüdroksiidi lahust.

Mis sool tekkis reaktsioonil? Millist reaktsiooni nimetatakse neutraliseerumisreaktsiooniks? Missugune on selle neutraliseerumisreaktsiooni võrrand?

Naatriumhüdroksiidi üheks tähtsaks omaduseks on tema võime lõhustada rasvu. Keetes rasvu koos naatriumhüdroksiidiga, lagu-

nevad need rasvhapeteks ja glütseriiniks. Neutraliseerumisreaktsioonil rasvhapetega tekib nende naatriumisool, mida nimetataksegi seebiks.

Energiliselt reageerib naatriumhüdroksiid ka happeliste oksiididega (SO_2, P_2O_5, CO_2 jt.), tekitades soolasid.



Joonis 15. Tahke naatriumhüdroksiidi reageerimine soolhappega.

Näiteks:

$$2\,NaOH + SO_2 = Na_2SO_3 + H_2O$$

Naatriumhüdroksiidi reageerimise kohta süsinikdioksiidiga korraldame järgmise katse.

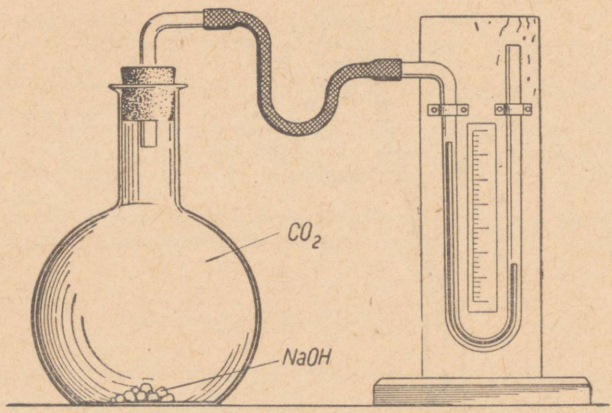
Katse 3. Täidame kolvi süsinikdioksiidiga ning puistame sinna veidi naatriumhüdroksiidi. Suleme kolvi korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru, mis on kummivooliku abil ühendatud manomeetriga (joonis 16). Kolvi raputamisel hakkab vedelik manomeetri vasakus torus tõusma. Järelikult on kolvis tekkinud hõrendus.

Mida näitab katse?

Et naatriumhüdroksiid seob kergesti õhust süsihappegaasi, kattudes kobeda soodakihiga, tuleb teda säilitada hermeetiliselt suletud nõudes.

$$2\,NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$$

Naatriumhüdroksiidi reageerimisel süsihappegaasiga tekib naatriumkarbonaat, sest süsihappegaas on süsihappeanhüdriid.



Joonis 16. Süsinikdioksiidi reageerimine naatriumhüdroksiidiga.

Naatriumhüdroksiidi toimel mitmesugustesse sooladesse saadakse lahustumatud alused:

$$2\,NaOH + CuSO_4 = NaSO_4 + Cu(OH)_2\uparrow$$

vaskhüdroksiid

$$3\,NaOH + FeCl_3 = 3\,NaCl + Fe(OH)_3\uparrow$$

raud(III)hüdroksiid

Naatriumhüdroksiid söövitab nahka, puitu, paberit, eriti aga villa ja siidi (siit on tulnud nimetus *sööbenaatrium*). Naatriumhüdroksiidi sattumisel nahale see paistetab. Kestvamal toimel tekivad sügavad, valulised ja raskesti paranevad haavad. Kui naatriumhüdroksiid satub nahale, tuleb ta sealt kiiresti rohke veega ära pesta, siis loputada kannatanud kohta tugevasti lahjendatud äädikhappega ning uhtuda uuesti veega.

Naatriumhüdroksiidi kasutatakse seebi valmistamisel, tehissiidi ja paberi tootmisel, naftasaaduste puhastamisel ja teistes tööstusharudes.

Kokkuvõte.

Naatriumhüdroksiid (tuntakse ka kaustilise sooda või seebikivi nimetuse all) on tüüpiline alus, mis reageerib energiliselt hapete, happeliste oksiidide ja sooladega.

Küsimusi ja ülesandeid.

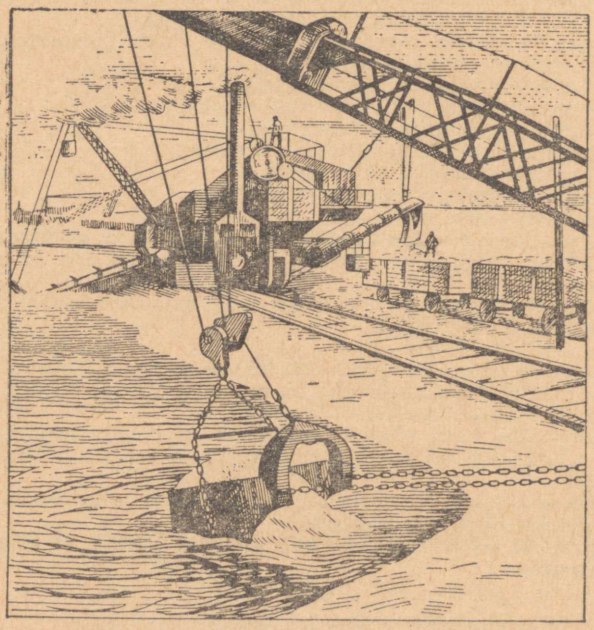
1. Kuidas tekib naatriumoksiid ja kuidas naatriumperoksiid?
2. Kirjutada keemilised võrrandid järgmiste muundumiste kohta:
   1) $Li \rightarrow Li_2O \rightarrow LiOH \rightarrow Li_2SO_4$
   2) $Na \rightarrow Na_2O_2 \rightarrow Na_2O \rightarrow NaCl \rightarrow Na_2SO_4$
3. Miks kuulub naatriumoksiid aluseliste oksiidide ja naatriumhüdroksiid aluste hulka?
4. Kui hoida naatriumhüdroksiidi tükke lahtiselt kuiva õhu käes, siis kattuvad need valge pulbriga. Kuidas seda seletada?
5. Kirjutada keemilised võrrandid järgmiste ainete reageerimise kohta:
   1) naatriumhüdroksiid ja ränioksiid,
   2) kaaliumhüdroksiid ja vääveldioksiid,
   3) liitiumhüdroksiid ja dilämmastikpentoksiid,
   4) kaaliumhüdroksiid ja vääveltrioksiid,
   5) naatriumhüdroksiid ja difosforpentoksiid,
   6) kaaliumhüdroksiid ja vaskkloriid,
   7) naatriumhüdroksiid ja raud(III)sulfaat.
6. Milleks kasutatakse naatriumhüdroksiidi?
7. Saada vahetusreaktsioonil raud(III)hüdroksiidi ja arvutada, kui palju kaaliumhüdroksiidi ning vastavat sulfaati kulub 5,35 grammi sademe tekkeks?
8. Lähtudes naatriumist ja kasutades teisi vajalikke aineid, saada vaskhüdroksiidi ja vaskoksiidi.
9. Kuidas saadakse seepi?
10. Missugune on naatriumhüdroksiidi lahuse protsendiline kontsentratsioon, mis on saadud 4,6 grammi naatriumi reageerimisel 200,2 grammi veega (arvestada ka eralduva vesiniku kaalu)?
11. Naatriumi võib toota naatriumhüdroksiidist või naatriumkloriidist lähtudes. Kummas aines on rohkem naatriumi, kas 1 kg NaOH-s või 1 kg NaCl-is?
12. Mitu mooli naatriumhüdroksiidi kulub 19,6 g 10-protsendilise väävelhappe lahuse neutraliseerimiseks?
13. Mitu grammi naatriumhüdroksiidi on vaja selleks, et siduda 3,36 dm^3 süsihappegaasi?

Naatriumiühendite leidumine looduses.

Et leelismetallid oksüdeeruvad väga kergesti, siis neid looduses ehedalt (vabas olekus) esineda ei saa. Nii leidubki naatriumi looduses vaid ühenditena. Naatrium kuulub maakoores levinumate elementide hulka. Hapniku, räni, alumiiniumi, raua ja kaltsiumi järel on ta levikult kuuendal kohal. Naatrium kuulub mitmesuguste mineraalide ja kivimite koostisse. Looduses enam levinud naatriumisooladeks on naatriumkloriid, naatriumsulfaat ja naatriumkarbonaat. Naatriumkloriid moodustab maakera mitmetes kohtades suuri kivisoolalademeid, mille paksus ulatub sageli mitmesaja meetrini (Iletskis näiteks üle 1,5 km). Tšiilis moodustab lademeid ka naatriumnitraat. Et enamik naatriumisoolasid lahustub hästi vees, leidub neid lahustunult merede, järvede ja allikate vees. Ookeanide vesi sisaldab keskmiselt 3,5% naatriumkloriidi. Mõnede soolajärvede (Elton, Baskuntšak) vesi on aga küllastunud naatriumkloriidi suhtes. Soolajärvede vee tugeval aurustumisel

kuuma suve jooksul sadestub keedusool paksu kihina. On välja arvutatud, et Baskuntšaki järve põhja sadestub ühe tunni jooksul kuni 100 tonni soola. Lademetena maapõues esinev kivisool on tekkinud eraldatud merelahtede või järvede kuivamisel kauges minevikus.

NSV Liidus on ammendamatud kivisoolavarud. Rikkalikud lademed on Solikamskis, Iletskis, Kaukaasias, Ukrainas ja mujal.



Joonis 17. Naatriumkloriidi tootmine.

Soodat sisaldub Nõukogude Liidu paljude järvede vees (mitmel pool Siberis), naatriumsulfaati aga suurtes kogustes Kaspia mere Kara-Bogazi lahes.

Naatriumi saab tema ühendites kindlaks teha leegi värvuse järgi.

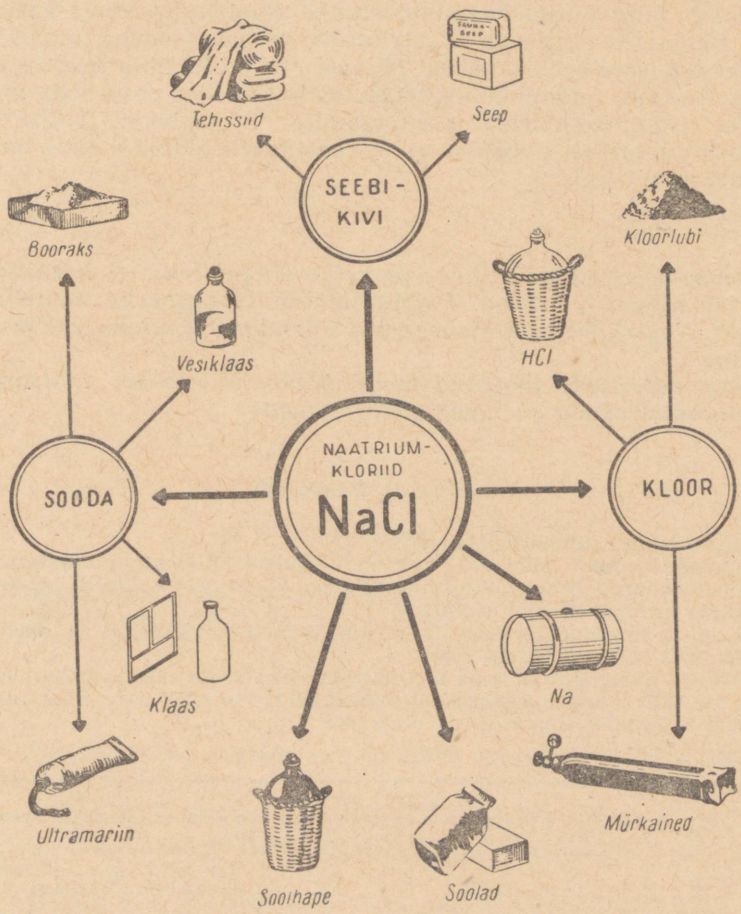
Katse. Kuumutame terastraati põleti leegis, kuni see ei muuda enam leegi värvust. Kastame nüüd traadi keedusoola lahusesse ja viime ta siis leeki. Kordame katset teiste naatriumi sisaldavate sooladega, puhastades iga kord eelnevalt traati.

Põleti leegis laguneb sool ja vabaneva naatriumi aur annab leegile iseloomuliku värvuse.

N a a t r i u m j a t a ü h e n d i d v ä r v i v a d l e e g i k o l l a s e k s.

Naatriumi ja tema ühendite kasutamine.

Naatriumi ja eriti tema ühendeid kasutatakse väga paljudes tööstusharudes, põllumajanduses ja igapäevases elus. Naatriumi kasutatakse tänu tema heale soojusjuhtivusele kiiresti kuumene-



Joonis 18. Naatriumkloriidist saadavad tooted.

vate mootoriosade jahutamiseks. Teda kasutatakse sünteetilise kautšuki, naatriumperoksiidi (hea oksüdeerija) ja mitmete naatriumiühendite tootmisel.

Naatriumiühenditest kasutatakse eriti laialdaselt keedusoola (joonis 18). Ta on tuntud maitseainena toiduvalmistamisel ja toi-

duainete (liha, kala, või jne.) konservimisel. Selleks otstarbeks kasutatakse ligi pool maailmas toodetavast soolast. Väiksem ei ole aga naatriumkloriidi tähtsus lähteainena seebikivi, soolhappe, kloori, naatriumi, sooda ja teiste ainete tootmisel.

Teistest looduslikest naatriumiühenditest on tähtsamateks naatriumsulfaat, mida kasutatakse meditsiinis, klaasi ja sooda tootmisel ning mujal keemiatööstuses. Naatriumnitraati kasutatakse lämmastikväetisena. Naatriumkarbonaati (soodat) vajatakse suurtes kogustes seebi-, paberi-, klaasi-, tekstiili- ning teistes tööstustes. Koduses majapidamises kasutatakse soodat pesusooda nime all vee pehmendamiseks pesupesemisel. Söögisoodat ($NaHCO_3$), mis kujutab endast happelist soola, kasutatakse toiduvalmistamisel ning meditsiinis.

Kokkuvõte.

Tähtsamateks looduslikeks naatriumiühenditeks on keedusool, naatriumsulfaat ja sooda. Paiguti leidub looduses ka naatriumnitraati. Naatriumi määratakse tema ühendites kindlaks leekreaktsiooniga.

Keemiatööstuses toodetud naatriumiühenditest on tähtsamad naatriumhüdroksiid ja naatriumkarbonaat.

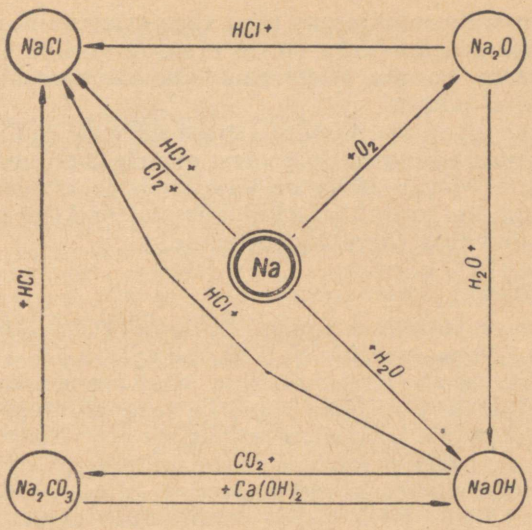
Küsimusi ja ülesandeid.

1. Miks ei leidu naatriumi ehedalt?
2. Nimetada looduses leiduvaid naatriumiühendeid. Milleks neid kasutatakse?
3. Näidata kaardil Nõukogude Liidu tähtsamaid naatriumkloriidi leiukohti.
4. Milleks kasutatakse naatriumi?
5. On antud naatriumkarbonaat. Teha katseliselt kindlaks, et ta sisaldab naatriumi ja on süsihappe sool.
6. Koostada naatriumi ja tema ühendite vahelise seose skeemi põhjal (joonis 19) kõik kümme reaktsiooni võrrandit, kirjutades need koos reaktsiooni kulgemise tingimustega vihikusse.

Näide:

Jrk. nr.	Reaktsiooni võrrand	Reaktsiooni kulgemise tingimused
1.	$4\,Na + O_2 = 2\,Na_2O$	Kuumutamisel õhu vajakul

7. Määrata katseliselt kindlaks, et naatriumsulfaat on sulfaat ja sisaldab naatriumi.
8. Milline kogus soodat võib asendada neutraliseerumisreaktsioonil 20 grammi naatriumhüdroksiidi?
9. Füsioloogilises lahuses on 100 grammi vee kohta 0,85 grammi naatriumkloriidi. Mitu gramm-aatomit naatriumi tuleb selles lahuses 1 liitri vee kohta?



Joonis 19. Naatriumi ja tema ühendite seose skeem.

§ 2. Kaalium — *Kalium.*

Keemiline märk K; aatomkaal 39.
Kaaliumi avastas H. Davy 1807. aastal.

Kaaliumi omadused.

Kaaliumi omadustega tutvumiseks korraldame temaga rea katseid.

Katse 1. Võtame tüki kaaliumi, kuivatame ta filterpaberiga petrooleumist ja lõikame teda kuiva noaga. Jälgime lõikepinda. Mis sellega toimub?

Katse 2. Paneme tikupeasuuruse kaaliumitüki kuiva katseklaasi ja valame sinna veidi petrooleumi. Asetame katseklaasi kaaliumiga kuuma vette (70—80° C). Kaalium sulab.

Meenutame samasugust katset naatriumiga. Milline erinevus on kaaliumil?

Katse 3. Valame katseklaasi paar milliliitrit vett ja kinnitame katseklaasi statiivi klambri külge. Paneme nüüd katseklaasi eelnevalt puhastatud tikupeasuuruse tüki kaaliumi (katse teostada

vaid demonstratsioonikatsena ning väga ettevaatlikult). Reaktsioonil vabaneva soojuse tõttu süttib eralduv vesinik iseenesest. Kui kogu kaalium on ära reageerinud, lisame katseklaasi ühe tilga fenoolftaleiini lahust.

Mida näitab fenoolftaleiini lahuse värvuse muutumine? Mille poolest sarnaneb ning mille poolest erineb kaaliumi ja naatriumi reageerimine veega? Miks on vaja katse sooritamisel olla veelgi ettevaatlikum kui katsel naatriumiga? Kus paikneb kaalium metallide aktiivsuse reas võrreldes naatriumiga?

Kokkuvõte.

Kaalium on tüüpiline metall. Ta on hõbedase läikega ja pehme nagu vaha. Tema erikaal on 0,86, sulamispunkt — 63° C. Naatriumist aktiivsema leelismetallina oksüdeerub kaalium esimesest energilisemalt, mistõttu tuleb ka teda säilitada hermeetiliselt suletud nõudes või veevabas petrooleumis. Kaalium reageerib väävli, kloori, broomi, joodi ja teiste mittemetallidega, samuti vee ning hapetega. Reaktsioonid hapetega kulgevad nii energiliselt, et kaalium süttib. Kõik need reaktsioonid toimuvad tunduvalt energilisemalt kui vastavad reaktsioonid naatriumiga. Kaalium põleb lilla leegiga.

Kaaliumhüdroksiid (KOH).

Kaaliumi reageerimisel veega eraldub vesinik ning tekib kaaliumhüdroksiid. Reaktsioon on põhiliselt sarnane naatriumi ja vee vahelise reaktsiooniga. Missugune on reaktsiooni võrrand?

Puhas kaaliumhüdroksiid on valge tahke aine, mis õhu käes seistes muutub niiskeks nagu naatriumhüdroksiidki (on hügroskoopne). Kaaliumhüdroksiid reageerib süsihappegaasiga nii nagu naatriumhüdroksiidki.

Missuguse happe sool tekib reaktsioonil ja miks?

Sarnaselt naatriumhüdroksiidiga reageerib kaaliumhüdroksiid ka hapetega, kuid reaktsioon toimub veelgi energilisemalt. Sooladega ($CuSO_4$, $FeCl_3$ jt.) moodustab kaaliumhüdroksiid lahustumatuid aluseid, kusjuures tekivad uued soolad.

Kaaliumhüdroksiidi söövitav toime on suurem kui naatriumhüdroksiidil. Eriti mõjub ta villale ja siidile.

Katse. Valame katseklaasi paar milliliitrit kaaliumhüdroksiidi lahust ning asetame sellesse väikese linnusule. Soojendame. Sulg lahustub kiiresti.

Kaalium- ja naatriumhüdroksiidiga ning nende lahustega tuleb töötada nii, et nad ei satuks kätele ega riietele. Rasvadega reageerimisel tekitab kaaliumhüdroksiid seebi. See seep on pehme, salvitaoline ja väga heade pesemisomadustega. Kõrgema hinna tõttu kasutatakse kaaliumhüdroksiidi vähem kui naatriumhüdroksiidi.

Küsimusi ja ülesandeid.

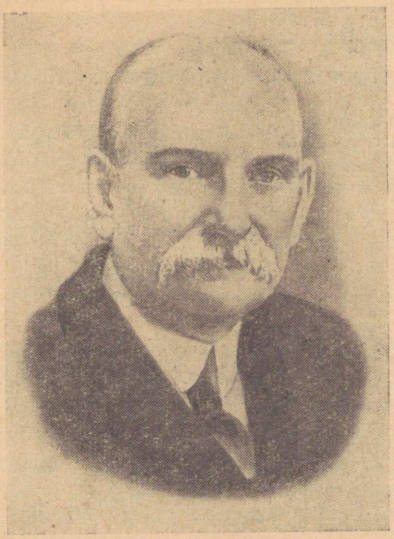
1. Milliste omaduste poolest sarnaneb kaalium naatriumi ja teiste leelismetallidega?
2. Nimetada kaaliumile iseloomulikke omadusi.
3. Millistest ainetest kiht tekib kaaliumi pinnale tema seismisel õhu käes? Kirjutada nende ainete tekke kohta reaktsiooni võrrandid.
4. Laboratooriumis süttis kaalium. Millega tuleb teda kustutada?
5. Kuidas säilitatakse kaaliumi ja naatriumi?
6. Võrrelda kaaliumhüdroksiidi omadusi naatriumhüdroksiidi omadustega ja kirjutada vastavate reaktsioonide kohta võrrandid.
7. Valada kolme katseklaasi kaaliumhüdroksiidi lahust ning lisada esimesse fenoolftaleiini, teise lakmuse ja kolmandasse metüüloranži lahust. Millise värvuse omandavad indikaatorid?
8. Milleks kasutatakse kaaliumhüdroksiidi?
9. Kuidas toimida, kui kaalium- või naatriumhüdroksiidi lahust on sattunud kätele või riietele?
10. Koostada joonisel 19 toodud naatriumi ja tema ühendite vahelise seose skeemi põhjal samasugune skeem ka kaaliumi ja tema ühendite kohta. Kirjutada antud skeemi aluseł keemilised võrrandid.
11. Kirjutada võrrandid reaktsioonide kohta, kus kaaliumhüdroksiid reageerib a) väävelhappega, b) difosforpentoksiidiga, c) vaskkloriidiga.
12. Saada neutraliseerumisreaktsiooni abil kaaliumkloriidi ja eraldada see tahkel kujul.
13. Mitu grammi kaaliumhüdroksiidi võib asendada neutraliseerumisreaktsioonil: a) üks mool naatriumhüdroksiidi, b) 200 g naatriumhüdroksiidi?

Tähtsamate kaaliumiühendite leidumine looduses.

Leviku järgi maakoores järgneb kaalium naatriumile. Ka kaaliumi ei leidu ehedalt. Kaaliumiühendid on laialt levinud mulla ja mitmesuguste kivimite ning mineraalide koostises (põldpagu, vilgukivi jt.).

Tähtsamateks looduslikeks kaaliumiühenditeks on sülviin, sülviniit, karnalliit ja teised mineraalid, milles kaalium esineb kaaliumkloriidina. Sülviin sisaldab peamiselt kaaliumkloriidi (KCl). Sülviniit sisaldab peale kaaliumkloriidi ka naatriumkloriidi (KCl+NaCl), karnalliidi koostises aga sisaldub magneesiumkloriidi ($KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6\,H_2O$).

Kaua aega oli ainsaks kaaliumisoolade tootjaks maailmas Saksamaa. 1925. aastal avastati Nõukogude Liidus Solikamski linna lähedal kaaliumisoola lademed, mis ületavad varude poolest kõiki senituntud leiukohti maailmas. Suuri teeneid nende lademete avastamisel on nõukogude teadlasel akadeemik N. Kurnakovil, kes koos oma õpilastega organiseeris laialdasi geoloogilisi uurimistöid. Juba 1933. aastal hakkas Solikamskis töötama moodsa tehnikaga varustatud keemiakombinaat kaaliumväetiste tootmiseks. Suuri kaaliumisoola lademeid leidub veel Orenburgi oblastis, Iletskis, Uraali—Emba rajoonis, Lvovi oblastis, Minski oblastis ja mujal. Maailma kaaliumisoola varudest paikneb üle poole Nõukogude Liidu territooriumil. Kaaliumisoolade tootmine ja



N. Kurnakov
(1860—1941).

neist kaaliumväetiste valmistamine kasvab meie maal kiire tempoga. 1965. aastal toodeti Nõukogude Liidus 2,5 korda rohkem kaaliumsoolasid kui 1958. aastal.

Kaaliumi määramiseks tema ühendites kasutatakse leekreaktsiooni. Et aga looduslikes kaaliumiühendites leidub alati ka naatriumisoolasid, mis värvivad leegi väga intensiivselt kollaseks, siis ei ole kaaliumile iseloomulik lilla värvus alati nähtav. Sellisel juhul vaadeldakse leeki läbi sinise klaasi (koobaltklaasi), mis laseb läbi violetsed kiired ning absorbeerib (peab kinni) kollased kiired.

Kaaliumiühendite kasutamine põllumajanduses.

Kaalium on taimede kasvuks ja arenguks vajalik element. Kaaliumisoolade tähtsust näitab ilmekalt joonis 20.

Põllumajandusalases kirjanduses on kombeks avaldada väetistes, mullas jne. leiduvaid tähtsamaid elemente nende oksiididena. Näiteks iseloomustatakse fosforisisaldust alati ümberarvutatuna difosforpentoksiidile (P_2O_5), kaaliumisisaldust mullas või väetistes aga ümberarvutatuna kaaliumoksiidile (K_2O).

Arvutame järgnevalt, mitu protsenti kaaliumi on kaaliumkloriidis ümberarvutatuna kaaliumoksiidile (K_2O).

KCl	K_2O
1 mool = 74,5 g	1 mool = 94 g

2 moolile KCl = 149 g vastab 1 mool K_2O = 94 g (sest KCl sisaldab ühe K aatomi, K_2O molekulis on aga 2 K aatomit).

Järelikult võib 94 g K_2O-d asendada kaaliumisisalduse poolest 149 g KCl-i. 94 on 149-st

$$\frac{94}{149} = 0{,}63 = 63\%.$$

Öeldakse, et kaaliumoksiidi sisaldus kaaliumkloriidis on 63%.

Kuigi muld on sageli küllalt rikas kaaliumist, ei suuda taimed sellele vaatamata oma kaaliumivajadust rahuldada, sest kaalium esineb mullas raskesti lahustuvate ühenditena. Seepärast külvataksegi kaaliumväetisi — lahustuvaid kaaliumisoolasid.

Enam kasutatavateks kaaliumväetisteks on kaaliumkloriid (60—63% K_2O) ning kaalisool (umbes 40% K_2O). Kaalisool ei paatu nii kergesti kui kaaliumkloriid. Kaalisoola saadakse kaaliumkloriidi segamisel looduslike kaaliumisooladega,



Joonis 20. Kaaliumväetiste toime maisitõlvikutele:
1 — mais on saanud küllaldaselt kaaliumväetist; *2* — mais on kasvanud kaaliumipuuduses.

näiteks sülviniidiga. Kloorivaba kaaliumväetisena on kasutusel kaaliumsulfaat (48—52% K_2O). Kaaliumsulfaati kasutatakse peamiselt kloori mittetaluvate kultuuride (kartul, tubakas jt.) väetamiseks. Ka kohalik kaaliumväetis puutuha näol on kloorivaba väetis. Kasepuutuhas sisaldub kaaliumi ümberarvutatult K_2O-le 8—12%, männituhas 5,5—7%.

Väärtuslikuks kaaliumväetiseks Eesti NSV-s on tsemenditehase «Punane Kunda» jääkaine — tolm (sisaldab üle 35% kaaliumsulfaati). Aasta jooksul sadestub seda tolmu elektrifiltritesse ligi 30 000 tonni. Seega suudab «Punane Kunda» rahuldada suurema osa Eesti NSV kaaliumväetiste vajadusest.

Mullast ning kasvatatavast põllukultuurist olenevalt ulatub mulda antava kaaliumväetise kogus 25—120 kg kaaliumoksiidini hektari kohta. Väetamiseks vajaliku kaaliumväetise koguse leidmiseks tuleb järelikult enne arvutada, kui palju väetist vastab antud K_2O kogusele. Saagikuse tõstmise kõrval parandavad kaaliumväetised ka saagi omadusi. Nii jääb suhkrupeedil glükoos kaaliumi vähesuse puhul suurelt osalt lehtedesse. Kaaliumiannuste

suurenemisel kasvavad aga juurikad tunduvalt suuremaks ja neis tekivad suuremad suhkruvarud.

Kaalium koguneb peamiselt taimede vartesse. Seega on mulla kaaliumisisalduse suurendamiseks parim just õlesõnnik.

Kõige paremaid tulemusi annab kaaliumväetiste ja teiste mineraalväetiste kasutamine koos orgaanilise väetisega.

Kokkuvõte.

Tähtsamaks kaaliumiühendiks looduses on kaaliumkloriid (KCl), mida leidub mineraalide sülviniidi, karnalliidi jt. koostises. Kaaliumkloriidi kasutatakse kaaliumväetistena kaaliumkloriidi (60—63% K_2O) ja kaalisoola (40% K_2O) nimetuse all. Kaaliumi olemasolu ühendites määratakse kindlaks leekreaktsiooniga (lilla leek). Kaaliumväetised on tähtsad nii põllunduskultuuride saagi suurendamisel kui ka nende omaduste parandamisel.

§ 3. Leelismetallide rühm.

Tutvudes naatriumi ja kaaliumiga leidsime, et nende metallide paljud omadused on väga sarnased. Eriti suurt sarnasust nägime nende keemilistes omadustes. Naatriumi ja kaaliumiga sarnased metallid on veel liitium, rubiidium ja tseesium. Kõiki neid metalle käsitletakse seepärast ühtse, nn. leelismetallide rühmana.

Tutvume liitiumi, naatriumi, kaaliumi, rubiidiumi ja tseesiumi sarnaste ning erinevate omadustega tabeli 2 abil. Tabelisse on nad paigutatud aatomkaalu suurenemise järjekorras.

Tabelist näeme, et ühendites on kõik leelismetallid ühevalentsed. Lihtainetena on need elemendid kõik tüüpilised metallid. Nad reageerivad energiliselt ja tekitavad oksüdeerumisel aluselisi oksiide. Leelismetallide hüdroksiididel on tugevasti avalduvad leeliselised omadused. Sellest on tingitud ka nende metallide nimetus.

Suure keemilise aktiivsuse tõttu ei leidu leelismetalle looduses vabas olekus. Ka nende sooladel on sarnane koostis. Tabelist näeme, et leelismetallide ja nende ühendite keemiline aktiivsus (reageerimisvõime) suureneb liitiumist tseesiumini, s. o. aatomkaalude suurenemise suunas.

Tabelist näeme ka korrapärasust leelismetallide füüsikalistes omadustes. Leelismetallide erikaalud, sulamis- ja keemistemperatuurid on erinevad, kuid need suurenevad või vähenevad ühtlaselt aatomkaalude suurenemise suunas (erandiks on K ja Na erikaalud).

Ühesuguse valentsi ja vaadeldud sarnaste omaduste alusel liigitataksegi leelismetallid ühte sugulusrühma. Selles rühmas aga erinevad nende füüsikalised omadused sõltuvalt erinevatest aatomkaaludest.

Tabel 2.

		Liitium (Li)	Naatrium (Na)	Kaalium (K)	Rubiidium (Rb)	Tseesium (Cs)
Sarnasused	Aatomkaal	6,9	23	39	85,5	133
		suureneb →				
	Valents	1	1	1	1	1
	Oksiidi valem	Li_2O	Na_2O	K_2O	Rb_2O	Cs_2O
	Oksiidi omadused	aluseline oksiid	aluseline oksiid	aluseline oksiid	aluseline oksiid	aluseline oksiid
	Hüdroksiidi valem	LiOH	NaOH	KOH	RbOH	CsOH
	Kloriidi valem	LiCl	NaCl	KCl	RbCl	CsCl
Erinevused	Oksüdeerumisvõime	kasvab →				
	Reageerimine veega (keemiline aktiivsus)	rahulikult	energiliselt	väga energiliselt	tormiliselt	väga tormiliselt
	Leeliselised omadused	suurenevad →				
	Erikaal	0,53	0,97	0,86	1,53	1,9
		suureneb →				
	Sulamispunkt (° C)	186	97,8	63	38,5	28,5
		väheneb →				
	Keemispunkt (° C)	1330	880	760	700	670
		alaneb →				
	Annavad leegile järgmise värvuse	vaarikpunane	kollane	lilla	punakaslilla	sinine

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Nimetada mineraale, millest toodetakse kaaliumväetisi.
2. Miks jälgitakse kaaliumi tõestamisel leeki läbi koobaltklaasi?
3. Mis toimub leekreaktsioonil leeki viidava soolaga ja mis annab kaaliumiühendite leegile lilla värvuse?
4. Tuletada meelde, milliseid elemente nimetatakse põhielementideks. Nimetada taimedele vajalikke põhielemente.
5. Mis on mikroelemendid, mikroväetised?
6. Kuidas iseloomustatakse kaaliumväetisi nende kaaliumisisaldust arvestades?
7. Tuua näiteid kaaliumväetiste toime kohta.
8. On antud katseklaasid naatriumsulfaadi, kaaliumsulfaadi ja naatriumhüdroksiidi lahustega ning lahjendatud soolhappega. Teha kindlaks, millises katseklaasis mingi aine on.
9. Leida kaaliumi protsendiline sisaldus kaaliumkarbonaadis ja kaaliumhüdroksiidis.
10. Kirjutada keemilised võrrandid järgmiste muundumiste kohta:
    1) $Li \rightarrow LiOH \rightarrow Li_2CO_3 \rightarrow LiCl$
    2) $K_2CO_3 \rightarrow KCl \rightarrow K_2SO_4$
11. Mis toimub katseklaasis petrooleumikihi all oleva tseesiumitükiga, kui seda katseklaasi hoida kauemat aega peos?
12. Kasutades tabelit 2 (lk. 41) kirjeldada leelismetallide rühma kuuluva keemilise elemendi frantsiumi (Fr; aatomkaal 223) omadusi. Missugune on frantsiumi olek, erikaal (võrreldes veega), keemiline aktiivsus?
13. Kaaliumkloriidi reageerimisel kontsentreeritud väävelhappega eraldus 11,2 liitrit kloorvesinikku. Mitu grammi kumbagi ainet reageeris?
14. Põllule tuleb anda väetist, mis vastab 400 kg kaaliumoksiidile. Mitu kilogrammi kaaliumkloriidi on selleks vaja külvata, kui antud kaaliumkloriidi K_2O sisaldus on 62%?
15. Kui palju kaaliumnitraati on vaja, et asendada 348 kilogrammi kaaliumsulfaati?
16. Kasutades raamatu lõpus olevat lahustuvuse tabelit, vastata, missugune on kaaliumsulfaadi, kaaliumnitraadi, kaaliumkloriidi ja kaaliumkarbonaadi lahustuvus vees.
17. Kui suur on lahuse protsendiline kontsentratsioon, mis on saadud 87 grammi kaaliumsulfaadi lahustamisel 713 grammis vees?
18. Kuidas tuleb toimida juhul, kui leelise lahust on sattunud a) riidele, b) nahale?

III peatükk.

HALOGEENID.

Nimetus «halogeenid» tähendab «soolatekitajad» ja tuleneb halogeenideks nimetatavate lihtainete omadusest moodustada metallidega reageerimisel soolasid. Halogeenid on elemendid fluor, kloor, broom ja jood. Halogeenide käsitlemist alustame kõige tähtsamaga neist.

§ 1. Kloor — *Chlorum.*

Keemiline märk Cl, molekuli valem Cl_2.
Aatomkaal 35,5; molekulkaal 71,0.

Kloori füüsikalised omadused.

Kloori füüsikaliste omadustega tutvumiseks korraldame temaga järgmised katsed.

Märkus. Kloor on mürgine, mistõttu temaga tutvumisel tuleb olla väga ettevaatlik. Katsetel klooriga peame meeles: 1) katsed tuleb läbi viia tõmbekapis või selleks kohandatud ohututes seadmetes, kasutades väikesi ainekoguseid; 2) klooriga täidetud nõud on vaja sulgeda korgi või vaseliiniga kaetud klaasplaadiga; 3) katse lõppedes suletakse vastav nõu kohe; 4) pärast tundi pestakse kloori sisaldavad nõud, asetades need esmalt kummuli sooda lahusesse.

Katse 1. Võtame kolvi, mis on eelnevalt täidetud klooriga ja suletud korgiga, ning asetame võrdluseks selle kõrvale tühja kolvi. Kolbide taha paneme valge paberilehe.

Kloori nimetus on tuletatud kreekakeelsest sõnast *chloros*, mis tähendab *roheline*. Kas vastab see kloori värvusele? Millise värvusega on kloor?

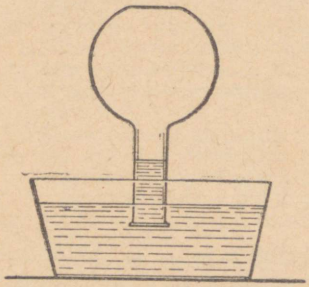
Seejärel kinnitame tükikese vatti korgi külge ja viime selle kolbi, milles on kloor. Veidi aja pärast võtame vatitüki ja tutvume kloori lõhnaga (meenutada reeglit ainete lõhnaga tutvumise kohta).

Võrdleme nüüd kloori ja õhu raskust.

Katse 2. Juhime gaasijuhtetoru kaudu kolbi kloori. Asetame kolvi taha valge ekraani, et kloor oleks paremini nähtav.

Kuhu koguneb kloor? Mis võimaldab koguda kloori kolbi?

Järgnevalt tutvume kloori lahustuvusega vees.



Joonis 21. Kloori lahustamine vees.

Katse 3. Asetame kolvi, milles vaatlesime kloori värvust, suudmega vette (joonis 21). Eemaldame vee all korgi ning liigutame kolbi vees üles-alla. Kui kolbi on tunginud veidi vett, suleme kolvi vee all uuesti korgiga, võtame ta veest välja ja loksutame. Viime nüüd kolvi uuesti vette ja eemaldame korgi — vett tungib veelgi kolbi.

Millega seletada vee tungimist kolbi? Iseloomustada kloori lahustuvust vees.

Vett, milles on lahustunud kloori, nimetatakse kloorveeks.

Kokkuvõte.

Kloor on tavalistel tingimustel iseloomuliku terava lõhnaga kollakasroheline gaas. 3,7 at rõhul ja 0° C juures muutub kloor vedelikuks. Kloor lahustub hästi vees. Kloor on õhust raskem.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Nimetada halogeenide rühma elemendid, kirjutada nende sümbolid ning kloori molekulivalem.
2. Kuidas tähistada: a) kaks molekuli kloori, b) viis aatomit fluori, c) üks molekul broomi (auruna), d) kolm aatomit joodi?
3. Vedela kloori erikaal on 1,57 g/cm^3. Kui suure ruumala võtab enda alla a) 47,1 grammi vedelat kloori, b) 47,1 grammi gaasilist kloori?
4. Arvutada naatriumkloriidi kloorisisaldus protsentides.
5. Võrrelda kloori ja õhu tihedust. Arvutada: a) kui palju kaalub 1 liiter kloori, b) mitu korda on kloor õhust raskem (üks liiter õhku kaalub 1,29 g)?
6. Kui palju kaalub a) üks gramm-aatom kloori, b) üks mool kloori?
7. Mida mõeldakse «normaaltingimuste» all gaaside puhul?
8. Mitu grammi kaalub 0° C ja 1 at rõhu puhul 12 liitrit kloori?

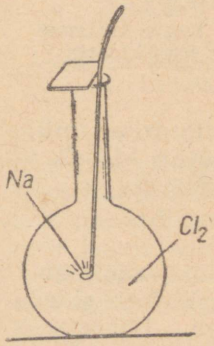
Kloori keemilised omadused.

Kloori keemiliste omadustega tutvumiseks vaatleme tema reageerimist mõnede liht- ja liitainetega.

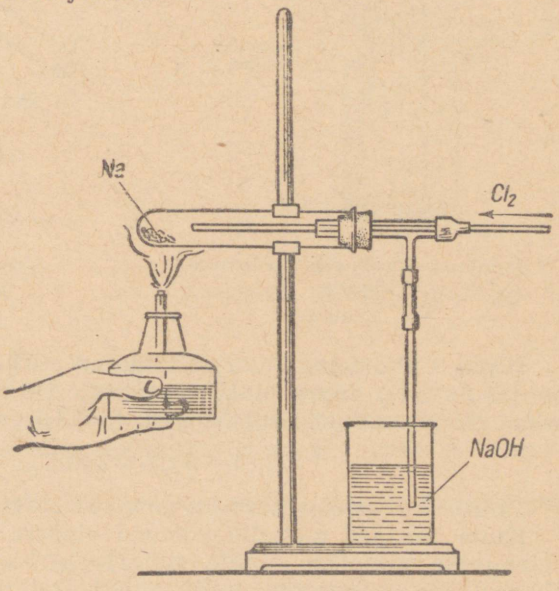
K l o o r i r e a g e e r i m i n e m e t a l l i d e g a.

Katse 1. Võtame ainete põletamise lusikasse tikupeasuuruse naatriumitüki ja soojendame seda põleti leegis, kuni naatrium sulab. Viime nüüd lusika koos sulanaatriumiga klooriga täidetud

kolbi (joonis 22). Naatrium süttib ja põleb heleda leegiga. Reaktsioonil eraldub soojust ja valgust. Kolvi seintele aga moodustub valge kirme. (Juhul kui hakkab eralduma punakaspruuni suitsu, eemaldame lusika kolvist.) Klaaspulga abil viime tekkinud ainet vette ja maitseme. Tõmbekapi puudumisel võib katse läbi viia seadmes, mis on kujutatud joonisel 23.



Joonis 22. Naatriumi põlemine klooris.



Joonis 23. Seade naatriumi põlemise demonstreerimiseks klooris.

Milline aine tekib naatriumi põlemisel klooris? Reaktsiooni võrrand on järgmine:

$$2\,Na + Cl_2 = 2\,NaCl$$

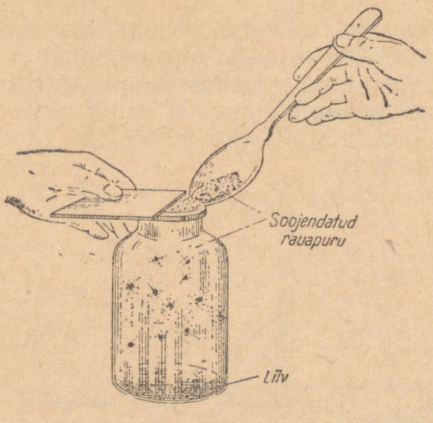
Soojust ja valgust eraldub ka mõnede teiste metallide reageerimisel klooriga.

Katse 2. Puistame klooriga täidetud purki või silindrisse (mille põhjas on liiv) metall-lusikal hõõgumiseni kuumutatud rauapulbrit. Raud põleb heledate sähvatustega, kusjuures tekib pruuni värvusega raud(III)kloriid (joonis 24).

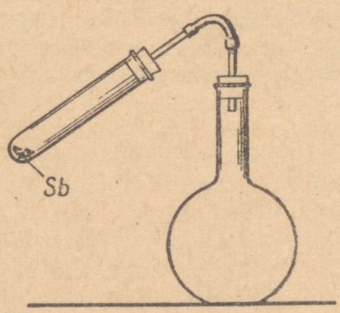
Reaktsiooni võrrand on järgmine.

$$2\,Fe + 3\,Cl_2 = 2\,FeCl_3$$

Millega seletada pruunide aurude teket, kui ainete põletamiseks klooris kasutatakse raudlusikat?



Joonis 24. Rauapulbri põlemine klooris.



Joonis 25. Seade antimoni põletamiseks klooris.

Katse 3. Puistame klooriga täidetud purki või silindrisse (mille põhjas on liiv) antimoni (Sb) pulbrit. Antimon süttib klooris ja anum täitub antimonpentakloriidi ($SbCl_5$) valge suitsuga.

$$2\,Sb + 5\,Cl_2 = 2\,SbCl_5$$

Ohutu on katse teostamine joonisel 25 kujutatud seadme abil.

Kuna mitmed metallid põlevad klooris, siis pole õige pidada põlemiseks ainuüksi ainete ühinemist hapnikuga. Põlemiseks nimetatakse reaktsiooni, mille puhul eraldub soojust ja valgust.

Klooriga võivad otseselt ühineda ka vask, elavhõbe, kuld ja teised metallid. Kõigil juhtudel tekivad soolad — k l o r i i d i d, milles kloor on ühevalentne (päris kuiv kloor metallidega ei reageeri; veeaur toimib siin katalüsaatorina).

K l o o r i r e a g e e r i m i n e m i t t e m e t a l l i d e g a.

Katse 1. Viime kloori sisaldavasse purki (joonis 26) ainete põletamise lusikal veidi punast fosforit. Fosfor süttib klooris iseenesest ja põleb nõrga leegiga. Purki tekivad fosfortrikloriidi (PCl_3) aurud.

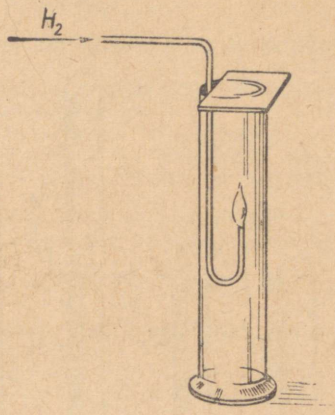
$$2\,P + 3\,Cl_2 = 2\,PCl_3$$

Järgnevalt peatume kloori reageerimisel vesinikuga.

Katse 2. Süütame Kippi aparaadist või mõnest teisest vesiniku saamise aparaadist tuleva vesiniku (enne süütamist kontrollida vesiniku puhtust ja lülitada vahele vasktraadist spiraaliga kaitsetoru). Viime nüüd gaasijuhtetoru koos põleva vesinikuga silindrisse, mis on täidetud klooriga (joonis 27). Liigutame toru vesiniku



Joonis 26. Fosfori põlemine klooris.



Joonis 27. Vesiniku põlemine klooris.

leegiga aeglaselt üles-alla, et vesiniku põlemiseks tarvitataks ära kogu kloor. Seejärel valame silindrisse lilla lakmuse lahust. Lakmus muutub punaseks. (Kui lakmuse värvus aga kaob, on silindrisse jäänud veel kloori.)

Millega seletada lakmuse värvumist punaseks? Reaktsiooni võrrand on järgmine:

$$H_2 + Cl_2 = 2\,HCl$$

kloor-vesinik

K l o o r v e s i n i k u v e s i l a h u s o n s o o l h a p e.

Kloori reageerimine vesinikuga võib toimuda ka energilisemalt.

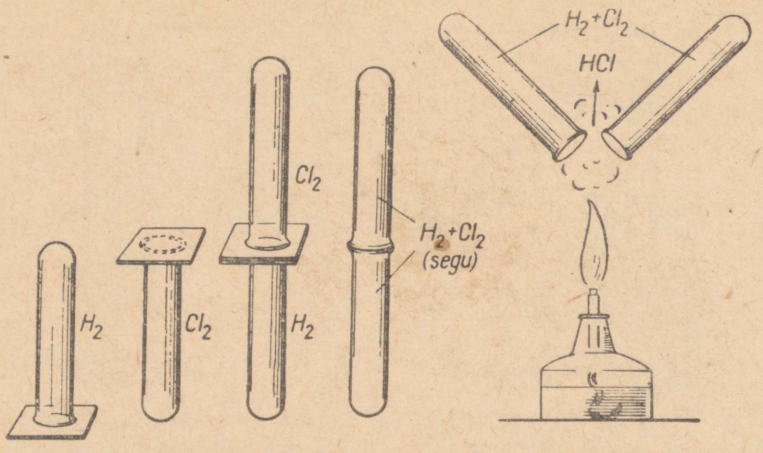
Katse 3. Täidame ühe katseklaasi klooriga ja teise vesinikuga. Asetame katseklaasid suudmetega teineteise vastu ja segame gaase, nagu on näidatud joonisel 28. Viime nüüd katseklaasid suudmetega põleti leeki. Toimub plahvatus. Proovime lakmuse lahusega, milline aine tekib reaktsiooni tulemusena.

Mille poolest erinevad reaktsiooni tingimused, võrreldes eelmise katsega? Miks segatakse gaase? Milline on reaktsiooni võrrand?

Vesiniku ja kloori segu plahvatus võib toimuda ka tugeva valguse käes.

Kloori reageerimisvõime vesinikuga on nii suur, et ta võtab vesiniku ka ühenditest ära.

Katse 4. Suuname atsetüleeni (C_2H_2) voolu läbi gaasijuhtetoru klooriga täidetud kolbi (joonis 29). Torust tulev atsetüleen süttib klooris ja põleb tahmava leegiga.

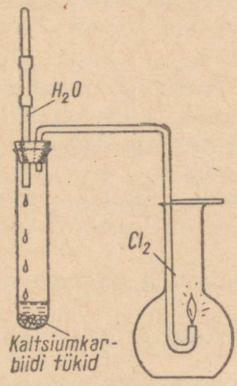


Joonis 28. Kloori ja vesiniku segu plahvatab süütamisel.

Miks eraldub tahma? Seletada reaktsiooni käiku aatomistlik-molekulaarteooria seisukohalt. Reaktsiooni võrrand on järgmine:

$$C_2H_2 + Cl_2 = 2\,HCl + 2\,C$$

Atsetüleeni asemel võib kasutada ka tärpentini, millega immutatud filterpabeririba süttib klooris, või parafiinküünalt, mis samuti sisaldab süsinikku ja vesinikku. Kloor võib reageerida vesinikuga isegi sellisest püsivast ühendist nagu vesi. Nimetatud reaktsiooni käsitleme hiljem.



Joonis 29 Atsetüleeni põlemine klooris.

Kokkuvõte.

Kloor on keemiliselt väga aktiivne aine. Ta reageerib vahetult metallidega, tekitades soolasid (kloriide). Kloor reageerib energiliselt ka paljude mittemetallidega. Reaktsioon vesinikuga võib toimuda isegi plahvatusega. Ühendites vesiniku ja metallidega on kloor alati ühevalentne (näiteks HCl, $FeCl_3$ jne.). Paljud metallid ja mittemetallid (Sb, P jt.) süttivad klooris juba harilikel tingimustel. Klooriga ei reageeri vahetult hapnik, lämmastik ja süsinik. Tuntakse aga mitmeid kloori ühendeid nendega, mida saadakse teistsugustel reaktsioonidel. Ühendites mittemetallidega on kloori valents muutlik (PCl_3, Cl_2O_7). Kloor on võimeline reageerima ka liitainete (C_2H_2, H_2O jt.) koostises oleva vesinikuga.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Nimetada halogeenide ladinakeelsed nimetused. Miks kutsutakse neid elemente halogeenideks?
2. Kaaliumi reageerimisel klooriga tekib kaaliumkloriid. Teha katseliselt kindlaks kaaliumi ja kloori sisaldus kaaliumkloriidis.
3. Millisel juhul saab kloori hoidmiseks kasutada teraspudeleid?
4. Kloor reageerib vesinikuga vähesel määral ka pimeduses (reaktsiooni võrrand: $H_2+Cl_2=2\,HCl$). Miks ei või seda reaktsiooni nimetada põlemiseks?
5. Millega seletada tahma teket atsetüleeni põlemisel klooris?
6. Mitu grammi fosforit põles klooris, kui tekkis 1,35 grammi fosfortrikloriidi (PCl_3)?
7. Vase põlemisel klooris tekkis 40,5 g vaskkloriidi ($CuCl_2$). Mitu grammi kloori ja vaske reageeris?
8. Kolmes kolvis on erinevad gaasid: hapnik, süsinikdioksiid ja kloor. Kuidas saab kindlaks teha nende kolbide sisu?
9. Mis tüüpi reaktsioonide hulka kuuluvad kloori reageerimine a) atsetüleeniga (C_2H_2), b) kaltsiumi ja alumiiniumiga? Kirjutada nende reaktsioonide võrrandid.
10. Miks on vaja vesiniku saamise seadmest tuleva vesiniku süütamisel vahele lülitada toru, milles on vaskspiraal, ja vesinik juhtida läbi pudelist, milles on kontsentreeritud väävelhape?
11. Kui suure ruumala võtab enda alla a) 4 grammi kloori, b) 2 grammi vesinikku ja c) 6 grammi süsinikdioksiidi?
12. Kui suur on kloori tihedus a) vesiniku, b) õhu suhtes?
13. Kinnises nõus pandi plahvatama gaasisegu, mis koosnes 0,02 moolist vesinikust ja 0,01 moolist kloorist. Mis on nõus pärast plahvatust? Leida tekkinud aine kogus grammides.

Kloori leidumine looduses.

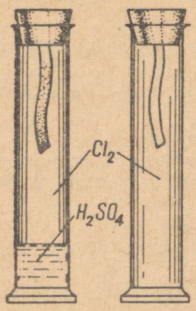
Oma suure keemilise aktiivsuse tõttu esineb kloor looduses vaid ühenditena — kloriididena. Kui mingi reaktsiooni tulemusena kusagil vaba kloori tekiks, siis reageeriks ta kohe ümbritsevate ainetega, andes uuesti kloriide. Tähtsamateks kloori looduslikeks ühenditeks on naatriumkloriid ja kaaliumkloriid. Andmeid nende ühendite leidumise kohta on toodud peatükis «Leelismetallid».

Kloori kasutamine.

Kloori pleegitav toime.

Katse. Võtame kaks purki. Ühe purgi põhja valame kontsentreeritud väävelhapet, et kuivatada purgi sisu niiskusest, ja täidame mõlemad purgid klooriga. Esimesse purki paneme kuiva, teise märja helesinise puuvillase riidetüki (või tindiga värvistatud marlitüki), mis on kinnitatud korgi külge. Märg riie kaotab mõne aja pärast värvuse, ta valastub (joonis 30), kuiv riie aga ei muutu.

Me teame, et vesi värvust ei valasta ja, nagu katse näitab, ei tee seda otseselt ka kloor. Järelikult peab värvuse valastumist



Joonis 30. Veeauru toime kloori pleegitavatele omadustele.

esilekutsuv aine tekkima kloori reageerimisel veega. Sellel reaktsioonil tekib esmalt väga ebapüsiv hape, nn. hüpokloorishape (HClO):

$$H_2O + Cl_2 = HClO + HCl$$

Hüpokloorishape laguneb järgmise keemilise võrrandi kohaselt:

$$HClO \rightarrow HCl + O$$

Hapnik on tekkimise momendil atomaarne. Just selline hapnik ongi võimeline värvaineid pleegitama. Atomaarne hapnik reageerib värvainetega, mille tulemusena tekib värvusetu ühend. Öeldakse, et värvaine pleegib. Tavalisel hapnikul, mille molekulid koosnevad kahest aatomist, puudub selline suur oksüdeeriv toime, mistõttu ta värvaineid ei valasta. Aktiivse atomaarse hapniku sisalduse tõttu kasutataksegi kloorivett riide (puuvillase, linase ja kanepist riide) ning paberi pleegitamiseks. Villast ja siidriiet ei tohi klooriga pleegitada, sest kloor söövitab neid. Pleegitamise järel tuleb kloor riidest kõrvaldada, et mitte kahjustada riide kvaliteeti. Harilikult kasutatakse pleegitamiseks kloorlupja ning teisi klooriühendeid.

Kloori keemiline aktiivsus võimaldab teda kasutada mitmete metallide (Au, Al, Pb, Sn, Ti jt.) eraldamiseks maakidest. Polümetalliliste maakide kloreerimisel tekivad kloriidid, mida on kerge maakidest eraldada.

Kloori toime mikroorganismidesse.

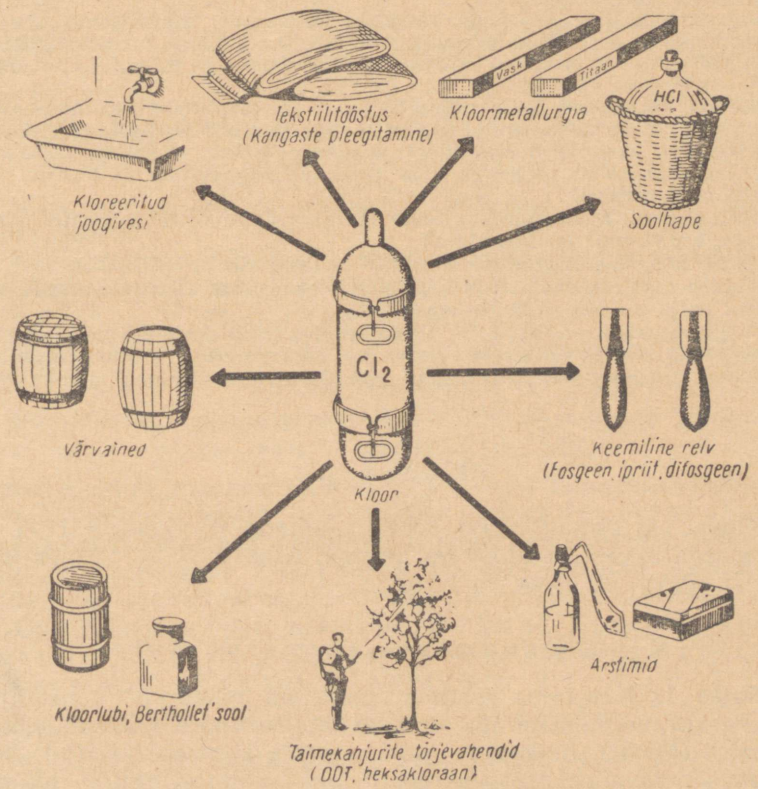
Katse. Asetame kahte klaaspurki taimede lehti ja varsi ning valame need veega üle. Ühte purki juhime kloori või valame kloorivett. Suleme purgid klaasplaatidega ja jätame nad paariks nädalaks seisma. Seejärel võrdleme neid. Veega täidetud purgis on alanud taimede orgaanilise aine lagunemine ning on tunda roiskumislõhna. Teises purgis roiskumislõhna ei ole. Atomaarne hapnik, mis tekib kloori reageerimisel veega, hävitab roiskumispisikuid.

Haigust tekitavate mikroorganismide hävitamiseks kloreeritakse linnade veevõrku antavat vett. Selleks lahustatakse vees enne veevõrku saatmist vähesel hulgal kloori. Kloreerimise kõrval on viimasel ajal kasutusele võetud ka vee osoneerimine ja mikroorganismide hävitamine ultraviolettkiirtega kiiritamisel.

Kloor kui mürkaine. Kloori sisaldavad mürkkemikaalid.

Nagu varem märgitud, on kloor mürgine gaas. Kloorimürgituse kutsub esile selle gaasi sissehingamine. Juba vähese kloorisisaldusega õhu sissehingamisel tekib nina, kõri ja hingamisteede limanahkade ärritus, köha ja nohu. Suurema kloorisisaldusega õhu sissehingamine põhjustab aga valu kopsudes ja veresülitamist, sest kloori toimel kopsud tursuvad. Selle tulemusena esineb lämbumisoht. Kunstliku hingamise tegemine on seejuures võimatu, sest see vigastab tursunud kopse.

Tundes kloori toimet inimese organismisse, kasutasid saksa imperialistid Esimeses maailmasõjas kloori vastaste elavjõu hävitamiseks. Kloori toime oli esialgu kohutav — hukkus tuhandeid inimesi. Olles õhust raskem, langes kloor maha ning mürgitas ka toiduaineid ja veekogusid.



Joonis 31. Kloori kasutamine.

TRÜ Raamatukogu

Kloori vastu leiti aga kiiresti kaitse, sest tema omadused olid hästi tuntud. Vene keemik N. Zelinski leiutas 1915. a. gaasitorbiku, mille kurn sisaldab peale aktiveeritud söe kihi ka mehhaanilisi filtreid ja teisi aineid, mis seovad keemiliselt mürkgaase.

Keemiliste ründeainetena tuntakse ka paljusid klooriühendeid, mis toimivad nii hingamisteede kui ka nahamürkidena (ipriit, fosgeen jt.).

Kloori sisaldavad ka paljud preparaadid, mida kasutatakse taimekahjurite ja -haiguste vastu võitlemiseks. Sellised preparaadid on näiteks DDT, heksakloraan, granosaan jt.

Kloori kasutamisest annab ülevaate joonis 31.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Jutustada kloori leidumisest looduses.
2. Miks ei valastu lakmuspaber kloori toimel, mis on juhitud läbi kontsentreeritud väävelhappe?
3. Valada katseklaasis olevale väikesele kaaliumpermanganaadi kogusele soolhapet ja asetada katseklaasi suudmele märg sinine lakmuspaber, nii et see kataks katseklaasi suudme. Milline muudatus toimub lakmusega? Seletada seda nähtust.
4. Valada katseklaasi paar milliliitrit vett ja värvistada see mõne tilga sinise tindiga. Lisada nüüd kloorvett. Mis toimub? Seletada nähtust.
5. Kirjutada keemilised võrrandid järgmiste ainete reageerimise kohta: a) tsink ja kloor; b) kaalium ja kloor; c) magneesium ja kloor.
6. Mis on kloorvesi?
7. Mitu grammi kloorvesinikku tekib 112 liitri vesiniku reageerimisel klooriga, kui viimast on ülehulgas?
8. Leida kloori protsendiline sisaldus heksakloraanis ($C_6H_6Cl_6$).
9. Kuidas saab otsustada, kumb gaas on raskem, kas kloor või atsetüleen? Kui palju on üks neist raskem?
10. Fosgeeni valem on $COCl_2$. Et teada, kuidas levib see mürkgaas, on vaja arvutada, kas ta on õhust kergem või raskem. Teha vastav arvutus.
11. Kloori tihedus vesiniku suhtes (d_H) on 35,5. Arvutada kloori molekulkaal.

Kloori saamine.

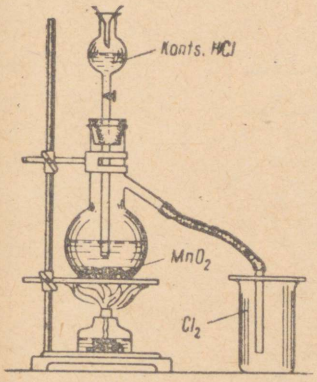
Kloori sai esmakordselt rootsi teadlane K. Scheele 1774. a. Kaua aega arvati, et kloor on liitaine. Alles 1810. a. tõestas inglane H. Davy, et kloor on lihtaine.

Kloori saamine laboratoorselt.

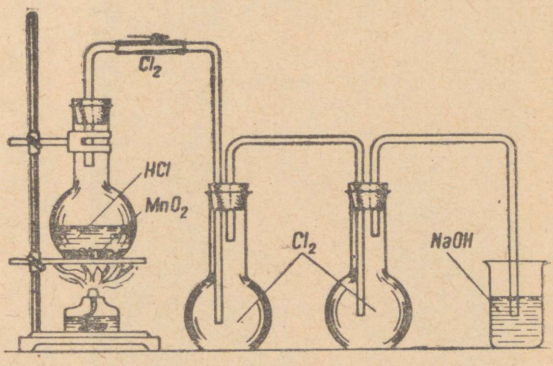
Katse 1. Koostame seadme, nagu on näidatud joonisel 32 (tõmbekapi puudumisel aga joonisel 33). Puistame kolbi mangaandioksiidi (MnO_2) tükikesi ja valame peale kontsentreeritud soolhapet. Kui tavalisel temperatuuril kloori enam ei eraldu, soojendame kolbi (mitte tugevasti kuumutada, sest siis eraldub koos

klooriga ka kloorvesinik). Kogume kloori purkidesse (kloori ülejäägi võib juhtida naatriumhüdroksiidi lahusesse, mis seob kloori).

Katse lõppedes valame (tõmbekapis!) kolbi vett. Reaktsioon lakkab.



Joonis. 32. Kloori saamine oksüdeerijate toimel soolhappesse.



Joonis. 33. Kloori kogumine tõmbekapi puudumisel.

Mangaandioksiidi ja soolhappe vaheline reaktsioon kulgeb kahes järgus.

1. Algul toimub nimetatud ainete vahel vahetusreaktsioon ja tekib ebapüsiv mangaan(IV)kloriid ($MnCl_4$):

$$MnO_2 + 4\,HCl = MnCl_4 + 2\,H_2O$$

2. Mangaan(IV)kloriid laguneb mangaan(II)kloriidiks ja klooriks:

$$MnCl_4 = MnCl_2 + Cl_2\uparrow$$

Summaarselt võime reaktsiooni võrrandi märkida järgmiselt:

$$MnO_2 + 4\,HCl = MnCl_2 + 2\,H_2O + Cl_2\uparrow$$

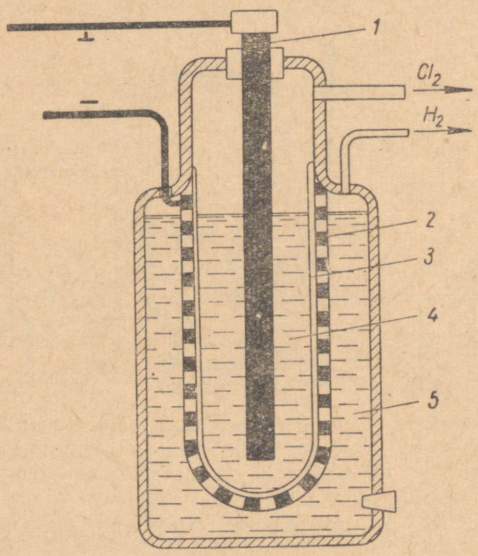
Kloor eraldub, mangaan(II)kloriid jääb aga lahusesse. Mangaandioksiid esineb antud reaktsioonis oksüdeerijana, s. t. ainena, mis annab oma hapniku aatomid kergesti ära. Viimased ühinevad soolhappe molekulides olevate vesiniku aatomitega, mille tulemusena tekivad vee molekulid ja kloor vabaneb.

Oksüdeerijana võib kasutada ka kaaliumpermanganaati ($KMnO_4$), Berthollet' soola ($KClO_3$), kaaliumdikromaati ($K_2Cr_2O_7$), kloorlupja jt.

Kloori saamine tööstuses.

Tööstuses ei saada kloori soolhappest, vaid sula keedusoola, sula magneesiumkloriidi või siis naatriumkloriidi lahuse elektrolüüsil. Seega toodetakse kloori looduslikest ühenditest.

Kloori tööstusliku saamise seadme skeem on toodud joonisel 34. Elektrolüüserisse juhitakse kontsentreeritud keedusoola lahus. Positiivselt laetud elektroodil (anoodil) eraldub kloor. Negatiivsel elektroodil (katoodil) aga eraldub vesinik ja elektrolüüseris tekib

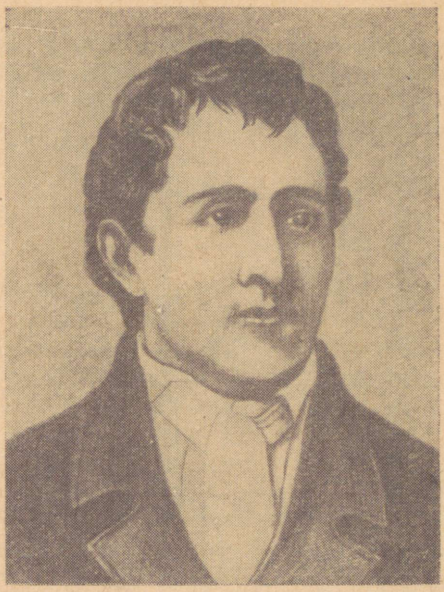


Joonis 34. Kloori tööstuslik saamine:
1 — anood; *2* — katood; *3* — urbne vahesein; *4* — naatriumkloriidi lahus; *5* — naatriumhüdroksiidi lahus.

naatriumhüdroksiid. Naatriumkloriidi vesilahuse elektrolüüs võimaldab niisiis kolme tähtsa produkti — naatriumhüdroksiidi, kloori ja vesiniku saamist. Sellest tingituna luuakse nn. kombineeritud tööstused, mis võimaldavad keemiatööstusele vajalikke materjale otstarbekalt kasutada.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kloori võib saada ka kloriididest lähtudes. Võtame katseklaasi mangaandioksiidi ja kuiva keedusoola vahekorras 2:1 ning lisame väävelhapet kontsentratsiooniga 2:1. Gaasijuhtetoru abil juhime tekkiva kloori lahjendatud indigo või fuksiini lahusesse. Missugune on reaktsioonide käik? Kirjutada keemilised võrrandid.
2. Puistata silindrisse mõned Berthollet' soola kristallid ja niisutada neid kontsentreeritud soolhappega. Asetada silindri taha valge ekraan. Mis toimub? Kirjutada reaktsiooni võrrand. Kuidas pesta kolbi, et kloori ei satuks õhku?



K. Scheele
(1742—1786).

3. Nimetada teile tuntud oksüdeerijaid, mida kasutatakse kloori saamisel laboratoorselt. Kirjutada nende valemid.
4. Mitu liitrit kloori võib saada 10 mooli kloorvesiniku reageerimisel mangaandioksiidiga?
5. Miks ei või kloori tööstuslikul saamisel elektrolüüseris kasutada rauast, vasest ja teistest metallidest anoodi?
6. Kolvis on kloori ja hapniku segu. Kuidas saab sellest segust kõrvaldada kloori, et kolbi jääks hapnik?
7. Mitu liitrit kloori võib saada soolhappest 4,9 grammi Berthollet' soola abil ja mitu grammi 30-protsendist soolhapet selleks kulub?
8. Mitu kuupmeetrit kloori võib saada 2 tonnist keedusoolast, milles on 2% lisandeid?
9. Esimese maailmasõja ajal märgati gaasirünnakutel klooriga, et a) värvimata raudesemed kattusid pruuni kirmega, b) haljad vaskesemed rohelise kirmega ja c) taimede lehed koltusid. Seletada neid nähtusi.

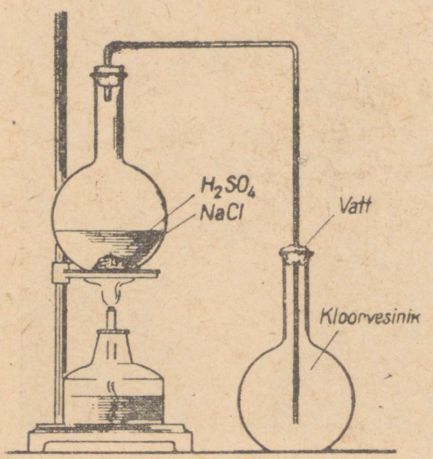
§ 2. Kloorvesinik (HCl).

Kloorvesinikuga tutvumiseks korraldame järgmise katse.

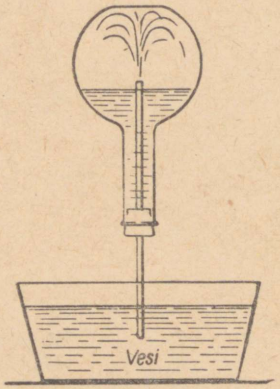
Katse 1. Paneme kolbi keedusoola ja lisame kontsentreeritud väävelhapet. Suleme kolvi korgiga ja soojendame. Eralduva kloorvesiniku kogume, nagu on näidatud joonisel 35. Kui vatist hakkab kloorvesinikku läbi tungima (tekib udu), on kolb kloorvesinikuga täidetud. Viime ta kiiresti suudmega vette. Vesi tungib kolbi (joonis 36).

Millist kloorvesiniku omadust näitab vee tungimine kloorvesinikuga täidetud kolbi? Miks tungib vesi kolbi? Millist kloor-

vesiniku omadust näitab see, et teda saab koguda kolbi, mille suue on pööratud ülespoole? Järgnevalt juhime kloorvesinikku kolbi, milles on kas lakmuse või metüüloranži lahus (toru otsa mitte lahusesse pista).



Joonis 35. Kloorvesiniku saamine.



Joonis 36. Kloorvesiniku lahustumine vees.

Reaktsioon kulgeb olenevalt tingimustest järgmiselt:

a) madalamal temperatuuril tekib happeline sool — naatriumvesiniksulfaat ($NaSO_4$) ja kloorvesinik:

$$NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl\uparrow$$

b) kõrgemal temperatuuril (700° C) reageerib tekkinud naatriumvesiniksulfaat naatriumkloriidiga ja tekib lihtsool — naatriumsulfaat ning kloorvesinik:

$$NaCl + NaHSO_4 = Na_2SO_4 + HCl\uparrow$$

Kõrgemal temperatuuril kulgeva reaktsiooni võrrandi võib summaarselt kirjutada järgmiselt:

$$2\,NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2\,HCl\uparrow$$

Teeme nüüd kindlaks saadud soolhappe kvalitatiivse koostise.

Katse 2. Valame katseklaasi paar milliliitrit saadud soolhapet ning puistame sinna veidi magneesiumipulbrit. Eraldub vesinik:

$$2\,HCl + Mg = MgCl_2 + H_2\uparrow$$

Kuidas tehakse kindlaks eralduv vesinik? Mida näitavad lakmuse ja metüüloranži lahuste värvuse muutumised kloorvesiniku toimel? (Katse 1.)

Katse 3. Lisame saadud soolhappe lahusele paar tilka hõbenitraadi ($AgNO_3$) lahust. Tekib valge hõbekloriidi sade, millest teeme järelduse, et saadud hape on tõesti soolhape.

$$HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$$

Tööstuslikult saadakse kloorvesinikku vesiniku põletamisel kloori atmosfääris.

Kokkuvõte.

Kloorvesinik on värvusetu, terava lõhnaga mürgine gaas. Ta on õhust raskem. Kloorvesinik lahustub vees väga hästi. Kloorvesiniku vesilahust nimetatakse soolhappeks ehk kloorvesinikhappeks. Õhus kloorvesinik «suitseb», sest ta tekitab õhuniiskusega väikesi soolhappetilgakesi.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kuidas saadakse kloorvesinikku a) laboratoorselt, b) tööstuslikult? Kirjutada vastavate reaktsioonide võrrandid
2. Mitu liitrit kloorvesinikku võib saada 5,85 g keedusoola reageerimisel väävelhappega ja kui palju 20%-list soolhapet saab sellest kloorvesiniku kogusest valmistada?
3. Vesiniku põlemisel klooris saadi 3 mooli kloorvesinikku. Mitu liitrit vesinikku ja kloori kulus reaktsioonil?
4. Lähtudes kaaliumkloriidist saada a) kloorvesinikku, b) kloori. Puuduvad vahendid ja reaktiivid valida kandikule seatud ainete hulgast. Kirjutada vastavate reaktsioonide võrrandid.
5. Kirjutada keemilised võrrandid järgmiste muundumiste kohta:

$$\begin{array}{l} H_2O \rightarrow H_2 \searrow \\ \qquad\qquad\quad HCl \rightarrow CuCl_2 \\ NaCl \rightarrow HCl \rightarrow Cl_2 \nearrow \end{array}$$

6. Leida kloori protsendiline sisaldus a) kloorvesinikus, b) kaltsiumkloriidis ($CaCl_2$).
7. Arvutada kloorvesiniku tihedus a) vesiniku, b) õhu suhtes.
8. Kui suure ruumala võtab enda alla 14,6 grammi kloorvesinikku?
9. Vedela kloorvesiniku erikaal on 1,19 Arvutada a) 5,84 grammi vedela kloorvesiniku, b) 5,84 g gaasilise kloorvesiniku ruumala.
10. Saada kloorvesinikku ja näidata tema head lahustuvust vees.
11. 180 ml vees lahustati 4,48 liitrit kloorvesinikku. Missugune on saadud soolhappe protsendiline kontsentratsioon?
12. Mitu liitrit ammoniaaki (NH_3) ja kloorvesinikku (HCl) peavad reageerima, et saada 10,7 grammi ammooniumkloriidi (NH_4Cl)?

§ 3. Reageerivate gaaside ruumalalised suhted.

Nagu varemõpitust teame, eraldub vee lagundamisel elektrivoolu toimel vesinikku kaks korda suuremal hulgal kui hapnikku. Vee süntees eudiomeetris näitab, et reageerivate vesiniku ja hapniku ruumalade vahel kehtivad väga lihtsad suhted, nimelt reageerivad vesinik ja hapnik alati ruumalalises vahekorras 2:1.

Missugune on aga seejuures tekkiva veeauru ruumala? Teeme sellekohase arvutuse. Arvutame näiteks, kui suure ruumala võtab enda alla veeaur, mis tekib 2 liitri vesiniku ja 1 liitri hapniku reageerimisel. Reaktsiooni võrrand on järgmine:

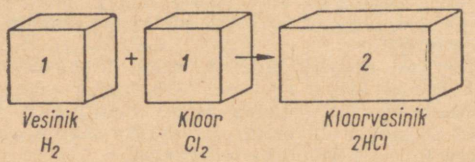
$$2\,H_2 + O_2 = 2\,H_2O$$
2 mooli 1 mool 2 mooli

Et ühe mooli gaasi või auru ruumala on 22,4 liitrit, siis suhtuvad gaaside ruumalad järgmiselt:

44,8 : 22,4 : 44,8
liitrit liitrit liitrit

Kui jagame kõik need arvud 22,4-ga, saame reageerivate vesiniku ja hapniku ning reaktsioonil tekkinud veeauru ruumalalised suhted vahekorras 2 : 1 : 2.

Üks ruumalaühik vesinikku reageerib ühe ruumalaühiku klooriga, moodustades kaks ruumalaühikut kloorvesinikku. Skemaatiliselt on see kujutatud joonisel 37.



Joonis 37. Vesiniku ja kloori ning reaktsioonil tekkiva kloorvesiniku ruumalaliste suhete skeem.

Toodud näidetest selgub, et **reageerivate gaaside ja tekkivate gaasiliste reaktsioonisaaduste ruumalad suhtuvad üksteisesse nagu täisarvud.**

Niisugusele järeldusele tuli esmakordselt prantsuse teadlane Gay-Lussac (loe: gee-lüssakk) ja seda nimetatakse gaaside ruumalade suhete seaduseks. (Gaaside ruumalad peavad olema mõõdetud samadel rõhu ja temperatuuri tingimustel.)

Selle seaduse avastamisel oli väga suur tähtsus, sest siit järeldus oletus, et gaaside võrdsed ruumalad sisaldavad võrdse arvu molekule (Avogadro seadus).

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kirjeldada eudiomeetrit. Milleks seda kasutatakse?
2. Arvutada, millistes ruumalalistes suhetes on omavahel reageerivad ning neil reaktsioonidel tekkivad gaasid: a) vesinik ja lämmastik, b) lämmastikoksiid ja hapnik.
3. Sõnastada gaaside ruumalade suhete seadus. Milline tähtsus oli selle seaduse avastamisel?

4. Mitu liitrit vesinikku kulus paukgaasi reaktsioonil, kui reaktsiooni tulemusena saadi 4,5 ml vett?
5. 16 grammi gaasisegu sisaldas umbes 45% vesinikku, 20% hapnikku ja 35% lämmastikku. Millistes ruumalalistes suhetes on need gaasid?
6. Kloori, vesinikku ja süsinikoksiidi oli anumas ruumalalistes suhetes vastavalt 2:4:3. Mitu liitrit kloori ja süsinikoksiidi oli segus, kui vesinik selles kaalus 1 g?
7. Arvutada, kui palju kaalub 1 liiter a) süsinikoksiidi, b) fosgeeni ($COCl_2$)?
8. Kolvist tõrjuti õhk klooriga välja. Mitme grammi võrra suurenes kolvi kaal, kui kolvi maht oli 1500 ml?
9. Gaaside segus, mis koosnes 3 grammist vesinikust ja 74 grammist kloorist, reageeris üks gaas teisega täielikult. Millised gaasid tekkisid? Millises ruumalalises koguses esinesid gaasid pärast reaktsiooni?
10. Mitu milliliitrit vesinikku ja hapnikku peab tekkima 1,8 grammi vee lagundamisel?

§ 4. Soolhape.

Kloorvesiniku lahustamisel vees saadakse soolhape. Kontsentreeritud soolhape sisaldab umbes 37% kloorvesinikku ja sellise happe erikaal on 1,19. Kontsentreeritud soolhape «suitseb» õhus. Puhas soolhape on värvusetu, terava lõhnaga vedelik, mis mõjub söövitavalt, seepärast tuleb vältida tema sattumist nahale ja riietele. Soolhapet, mis on lisandite tõttu värvunud kollaseks (rauasoolad), nimetatakse t e h n i l i s e k s s o o l h a p p e k s.

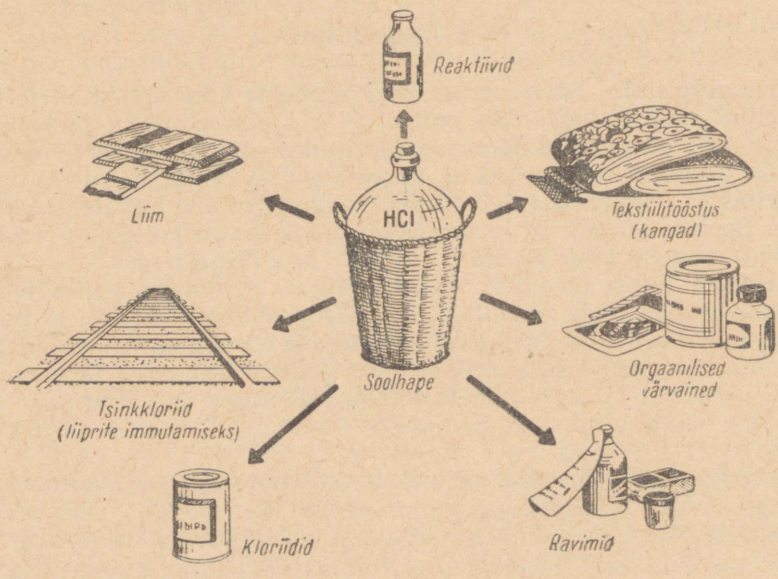
Hapete üldisi omadusi õppides selgus, et hapete vesilahused reageerivad paljude metallide, aluseliste oksiidide, aluste ja sooladega. Teades seda, teeme katseid soolhappe reageerimise kohta a) tsingi, b) magneesiumoksiidi, c) naatriumhüdroksiidi ja d) soodaga (Na_2CO_3). Katsete kirjeldused ja tulemused kanname laboratoorsete tööde vihikusse. Seejuures vastata järgmistele küsimustele.

1. Kuidas saab otsustada, milline metall reageerib sama kontsentratsiooniga soolhappega energilisemalt kui tsink?
2. Kuidas saab tsinkkloriidi lahusest eraldada tahke soola?
3. Mille järgi saab otsustada, et toimus reaktsioon magneesiumoksiidi ja soolhappe vahel ning kuidas saab tõestada, et saadud sool on kloriid? (Tõestada seda katseliselt.)
4. Millist tüüpi reaktsioon toimub naatriumhüdroksiidi ja soolhappe vahel. Kuidas nimetatakse veel antud reaktsiooni?
5. Milleks kasutavad soolhapet mineraloogid?
6. Nimetage kõigile hapetele iseloomulikke omadusi. Mis on ühist hapete koostises?

Soolhappega reageerib enamik metalle, ainult mõned, näiteks vask, hõbe, plaatina ja kuld, ei reageeri temaga. Plii pinnale tekib esialgsel reageerimisel tihe pliikloriidi ($PbCl_2$) kiht, mis kaitseb metalli soolhappe toime eest.

Soolhappe kasutamine.

Väävelhappe ja lämmastikhappe kõrval on soolhape üks enamkasutatavaid ja tähtsamaid happeid. Peamine kogus soolhapet läheb paljude kloriidide valmistamiseks, mida kasutatakse reaktiividena laboratooriumides, värvainete, arstimite, mürkkemikaalide jne. tootmiseks. Kontide töötlemisel soolhappega saadakse liimi. Nahkade kroomparkimisele eelneb nende töötlemine soolhappega. Soolhapet kasutatakse sünteetilise kautšuki, glükoosi ning suhkru tootmisel, jootmis- ja tinutamistöödel, puhastusvahendina (näiteks metallide pinna jm. puhastamisel), toiduainete töötluses, väikeste kloorikoguste saamiseks laboratooriumides jne.



Joonis 38. Soolhappe kasutamine.

Möödunud seitseaastakul leiti soolhappele uus suur kasutusala. Teda kasutatakse nafta tootmise intensiivistamiseks. Selleks juhitakse soolhapet nafta puuraukudesse, kus see lahustab dolomiiti ja teisi karbonaate, mis takistavad nafta pääsemist puurauku. Niisugune meetod suurendab tunduvalt nafta toodangut puuraugust.

Soolhappe kasutamine on piltlikult kujutatud joonisel 38.

Soolhappel on suur füsioloogiline tähtsus. Inimese ja loomade maomahlas sisalduv soolhape etendab tähtsat osa valkude seedi-

misel. Inimese maomahl sisaldab soolhapet umbes 0,5 %. Soolhappe vähesus või ülehulk maomahlas kutsub esile seedehäireid ja maohaigusi. Haigetele, kes kannatavad maomahla vähese happesuse all, antakse tugevasti lahjendatud, keemiliselt puhast soolhapet.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Miks kontsentreeritud soolhape «suitseb» õhus?
2. Miks on soolhappel kloorvesinikule iseloomulik lõhn?
3. On antud kontsentreeritud soolhape, Berthollet' sool ja klaassilinder. Saada väike kogus kloori ja pleegitada sellega tindiga värvistatud pabeririba. Kirjutada keemilised võrrandid.
4. Kirjutada keemilised võrrandid järgmiste muundumiste kohta:
   a) $HCl \rightarrow NaCl \rightarrow Na_2SO_4$
   b) $HCl \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow AgCl$
5. Mitu liitrit vesinikku eraldus, kui alumiiniumiga reageeris 730 grammi 10%-list soolhapet?
6. Mitu grammi 5%-list soolhapet kulub poole mooli kaltsiumoksiidi muutmiseks kaltsiumkloriidiks?
7. 3,7 grammi kaltsiumhüdroksiidi pandi reageerima 3,8 kg 0,1%-liise soolhappega. Missugune on saadud lahuse reaktsioon (happeline, leeliseline või neutraalne)?
8. Mitu liitrit süsinikdioksiidi võib saada 300 grammi tehnilise potase reageerimisel soolhappega, kui potase kaaliumkarbonaadi sisaldus on 86%?
9. Kas 80 ml 20%-lisest soolhappest (erikaal 1,100) jätkub 87 grammi tsingiga reageerimiseks?
10. Saada väike kogus soolhapet ja teha kindlaks selle kvalitatiivne koostis.
11. Täita 100-milliliitrine kolb kloorvesinikuga ja lahustada see 10 grammis vees. Missugune on saadud soolhappe protsendiline kontsentratsioon?
12. Katlakivi kõrvaldamiseks kasutatakse 4%-list soolhappe lahust, erikaaluga 1,02. Mitu kg 25%-list soolhapet tuleb sellise lahuse valmistamiseks võtta, kui katla maht on 4 m^3?

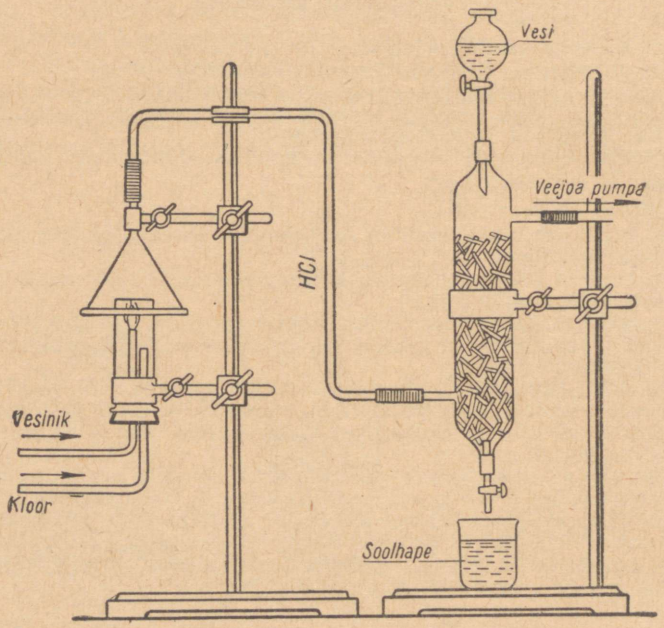
Soolhappe saamine.

Kaua aega saadi tööstuses soolhapet ainult naatriumkloriidi reageerimisel väävelhappega. Ja kuigi nimetatud meetodit kasutatakse ka veel tänapäeval, toodetakse soolhapet enamasti nn. sünteetilisel meetodil. Et selgitada soolhappe sünteetilise saamise põhimõtet, korraldame järgmise katse

Katse. Koostame seadme, nagu on näidatud joonisel 39. Esmalt süütame Kippi aparaadist tuleva vesiniku ja juhime siis põletisse kloori voolu. Veejoapump imeb tekkiva kloorvesiniku läbi klaastorukestega täidetud silindri ülespoole. Kloorvesinikule vastu aga tilgutame vett. Kloorvesiniku lahustamise silindrina võib kasutada Liebigi jahutajat. Silindri alla asetame koguja, millest laseme sünteetiliselt saadud soolhappel välja voolata. Katse lõppedes katkestame esmalt kloori ja seejärel vesiniku juurdevoolu.

Analüüsime nüüd saadud soolhapet kvalitatiivselt, s. t. teeme kindlaks vesiniku ja happejäägi olemasolu temas.

Milline aine sünteesitakse vesiniku põletamisel klooris? Kirjutada reaktsiooni võrrand antud sünteesi kohta. Millisesse kahte järku võib jaotada soolhappe saamise antud meetodil? Miks kloorvesinik suunatakse silindrisse veevoolule vastassuunas (vastuvoolu printsiip)? Milleks on silinder, kus lahustatakse kloorvesinikku, täidetud klaastorukestega?



Joonis 39. Soolhappe saamine laboratooriumis.

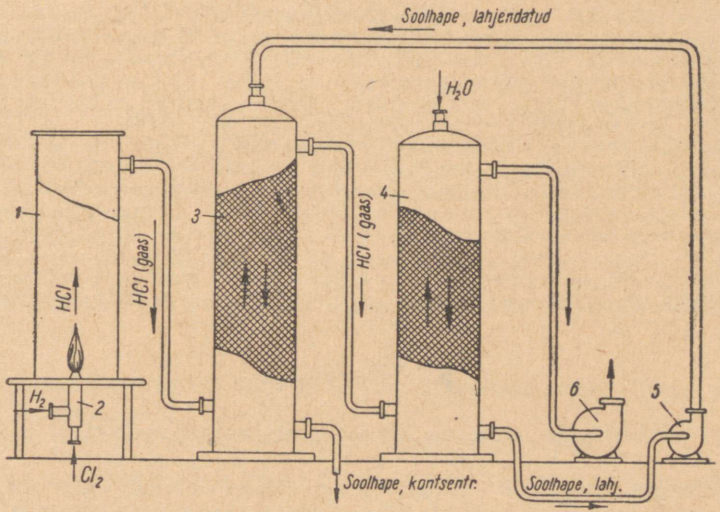
Tööstuslik sünteetilise soolhappe saamisviis sarnaneb põhimõtteliselt katselisega. Lähteaineteks kloorvesiniku sünteesil on naatriumhüdroksiidi elektrolüütilise saamise kõrvalsaadused — vesinik ja kloor.

Et keedusoola lahuse elektrolüüsil saadavad vesinik ja kloor on puhtad, siis saadakse nende sünteesil ka puhas kloorvesinik ja järelikult ka puhas soolhape.

Joonisel 40 on skemaatiliselt kujutatud sünteetilise soolhappe saamine tööstuses. Vesiniku põletamiseks kasutatav ahi *1* kujutab endast 6—7 meetri kõrgust roostevabast terasest püstsilindrit. Ahju allosas asuva teraspõleti *2* sisetoru kaudu juhitakse kloori, välistoru kaudu aga vesinikku. Vesiniku põlemisel klooris tekib mitme meetri pikkune leek

$$H_2 + Cl_2 = 2\,HCl$$

Tekkinud kloorvesinik imetakse pumba *6* abil neeldumiskolonni *3*. Et kogu kloorvesinik ei neeldu (ei lahustu) kolonnis *3*, siis kasutatakse veel teist kolonni *4*, nn. lõpp-kolonni. Neeldumiskolonnid on seest kaetud happekindla plastmassiga ning kloorvesiniku ja vee kokkupuutepinna suurendamiseks täidetud keraamiliste rõngastega. Neeldumiskolonnis *3* kloorvesinik jahtub



Joonis 40. Soolhappe tööstusliku saamise skeem.

(gaaside lahustuvus suureneb temperatuuri alanemisega). Et saada kontsentreeritud hapet, ei juhita kolonni *3* vett, vaid kolonnist *4* tulevat lahjendatud soolhapet pumba *5* abil. Vastuvoolu printsiipi rakendades saadakse kolonnist *3* kontsentreeritud soolhape. Kolonni *4* piserdatakse vett ja selles kolonnis tekib lahjendatud soolhape. Selliseid kloorvesiniku ja vee liikumise suundi kasutades ei lähe kloorvesinikku kaduma.

Sünteetilise soolhappe eeliseks on tema puhtus (saab kasutada ravimite valmistamiseks). See meetod võimaldab ka kokku hoida väävelhapet (kasutatakse soolhappe saamiseks sulfaatmeetodil), mida vajatakse suurtes kogustes mineraalväetiste, värvainete jm. tootmiseks.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mida mõistetakse keemilise a) analüüsi, b) sünteesi all?
2. Kirjutada reaktsiooni võrrand kloorvesiniku saamise kohta nn. sulfaatmeetodil ja arvutada, kui palju 80%-list väävelhapet on vaja 160 kg kloorvesiniku tootmiseks.
3. Mis on a) kloorvesinik, b) soolhape?

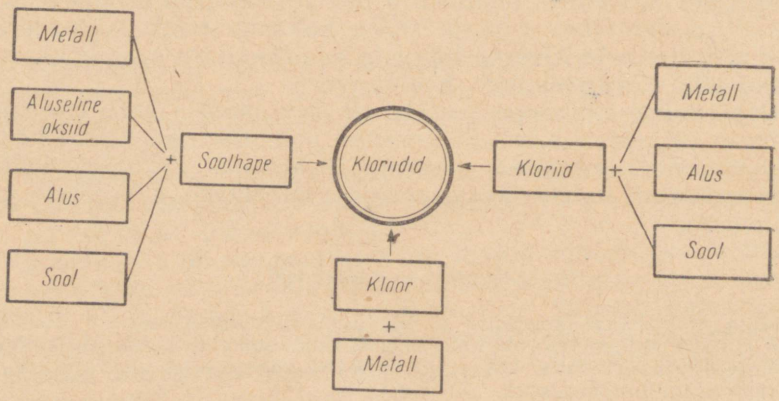
4. Tuua näited hapete kohta, millel on anhüdriid ja millel mitte.
5. On antud kolm katseklaasi. Ühes on soolhape, teises väävelhappe lahus ja kolmandas destilleeritud vesi. Tõestada nende katseklaaside sisu.
6. Saada salmiaagist (ammooniumkloriid — NH_4Cl) lähtudes väike kogus soolhapet ja teha selle kvalitatiivne analüüs.
7. Mitu kuupmeetrit kloorvesinikku tekib, kui klooriga reageerib 500 m^3 vesinikku?
8. Soolhappe sünteetilisel saamisel reageeris 200 m^3 kloori. Mitu kilogrammi 30%-list soolhapet tekkis seejuures?
9. Jootevedelikku saadakse soolhappe reageerimisel tsingiga. Mitu grammi tsinkkloriidi ja mitu liitrit vesinikku tekib 60 grammi 25%-lise soolhappe reageerimisel tsingiga?
10. Pooleliitrine kolvitäis kloorvesinikku lahustati kolmes milliliitris vees. Millise protsendilise kontsentratsiooniga soolhape saadi?
11. 60 grammi soolhappe neutraliseerimiseks kulus 5 grammi naatriumhüdroksiidi. Mitu protsenti kloorvesinikku sisaldas see hape?
12. Laboratooriumides saadi süsinikdioksiidi marmori reageerimisel lahjendatud soolhappega (1 ruumala kontsentreeritud soolhapet erikaaluga 1,19 ja 4 ruumala vett). Mitu protsenti kloorvesinikku on selles happes, kui on teada, et hape erikaaluga 1,19 sisaldab 37% kloorvesinikku?
13. Mitu grammi kaltsiumhüdroksiidi kulub 1,5 liitri soolhappe neutraliseerimiseks, kui soolhappe erikaal on 1,16 (hape on 31,52-protsendiline)?

§ 5. Kloriidid.

Kloriidide saamine keemilistel reaktsioonidel.

Soolhappe soolasid nimetatakse kloriidideks. Meenutame kõigepealt järgmisi mõisteid. Mida nimetatakse sooladeks? Milliseid soolasid nimetatakse lihtsooladeks, milliseid happelisteks? Mitme aluseline hape on soolhape? Milliseid soolasid ta moodustab?

Kloriidide saamist mitmesugustel keemilistel reaktsioonidel kujutab järgmine skeem (joonis 41).



Joonis 41. Kloriidide saamine mitmesugustel keemilistel reaktsioonidel.

Kloriidide omadused.

Tutvumine mõnede kloriidide füüsikaliste omadustega.

Kloriidide omadustega tutvumiseks teeme laboratoorse töö. Kandikul on NaCl, KCl, $ZnCl_2$, $FeCl_3$, hõbenitraadi ($AgNO_3$) lahus, sooda lahus ja lahjendatud lämmastikhape.

Töö käik. Jälgime kloriidide välimust. Et paremini näha, paneme vastava kloriidi portselankaussi või paberilehele. Teeme kindlaks antud kloriidide lahustuvuse vees. Võrdleme saadud tulemusi soolade lahustuvuse tabelis toodud andmetega. Tähelepanekud võib üles märkida järgmise skeemi kohaselt:

Kloriidi valem ja nimetus	Välimus	Lahustuvus vees
NaCl naatriumkloriid	Valge kristalne aine	Lahustub hästi

1. Kasutades täidetud tabelit antud kloriidide kohta, iseloomustada nende olekut ja värvust.
2. Iseloomustada antud kloriidide lahustuvust vees.

Soolhappe happejäägi kindlakstegemine.

Töö käik. Viime läbi reaktsioonid

a) lahjendatud soolhappe ja hõbenitraadi lahuse,

b) kaaliumkloriidi lahuse ja hõbenitraadi lahuse vahel. Lisame tekkinud sademele lahjendatud lämmastikhapet. Sade ei lahustu. Hõbenitraat tekitab aga valge sademe ka mitmete teiste ainetega. Võrdluseks tekitame sademe hõbenitraadi reageerimisel soodaga (Na_2CO_3) ja lisame ka sellele sademele lahjendatud lämmastikhapet. Sade lahustub. Järelikult saab lämmastikhappes lahustumatu hõbekloriidi sademe tekke järgi otsustada soolhappe happejäägi olemasolu üle. Hõbenitraat on seega soolhappe ja kloriidide reaktiiviks (aine, mille abil tuntakse ära teine aine).

Reaktsioonide võrrandid:

$$HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$$
$$KCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + KNO_3$$

Kloriidide kasutamine.

Tähtsaima kloriidi — naatriumkloriidi (keedusoola) kasutamisest saime ülevaate juba eespool (joonis 18).

Kaaliumkloriidi kasutatakse peamiselt kaaliumväeti-

sena. Teda kasutatakse lähteainena ka teiste kaaliumiühendite saamisel.

Tsinkkloriidi kasutatakse immutusvahendina (kaitseb puitu mädanemise eest), orgaaniliste värvainete tootmisel, meditsiinis hambatsemendi koostisainena, metallide jootmisel «jootevedeliku» nimetuse all jm. Jootmisel puhastatakse tsinkkloriidi lahusega jootekoht oksiidikihist. Tsinkkloriid ei lase oksiidi tekkida ka jootmise ajal.

Raud(III)kloriidi kasutatakse teiste kolmevalentse raua ühendite saamisel ning meditsiinis (verd sulgeva vahendina näiteks ninaverejooksu puhul).

Baariumkloriidi kasutatakse tema mürgisuse tõttu taimekahjurite tõrjevahendina, peamiselt parasiitide hävitamiseks suhkrupeedipõldudel.

Kaltsiumkloriidi kasutatakse eksikaatorites vett neelava ainena.

Elavhõbe(II)kloriid (sublimaat) on väga mürgine ja leiab kasutamist desinfitseeriva ainena.

Hõbekloriidi kasutatakse fotopaberite valmistamisel.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Tuua näiteid kloriidide leidumisest looduses.
2. Valemi põhjal kirjutada järgmiste kloriidide nimetused: $ZnCl_2$, $CaCl_2$, $FeCl_3$, $AlCl_3$, AgCl.
3. Kasutades skeemi kloriidide saamise kohta, kirjutada vastavad keemilised võrrandid. Mis tüüpi reaktsioonid need on?
4. Miks puudub kloriidide saamise skeemis happe anhüdriidi ja aluse vahelise reaktsiooni võimalus?
5. Kus kasutatakse reaktsiooni kaltsiumkarbonaadi ja soolhappe vahel?
6. Mitu liitrit süsinikdioksiidi võib saada 26 grammi 2%-lise soolhappe reageerimisel soodaga (Na_2CO_3)?
7. Mitu mooli kaltsiumkloriidi tekkis 400 g marmori reageerimisel soolhappega, kui marmor sisaldas 5% lisandeid?
8. Teostada asendusreaktsioon raua ja vaskkloriidi vahel ning arvutada, mitu grammi vaske on võimalik sel teel saada 3 moolist vaskkloriidist?
9. Nimetada kloriide, mis ei lahustu vees (kasutada soolade lahustuvuse tabelit).
10. Kolmes katseklaasis on järgmised lahused: ühes soolhappe, teises naatriumkloriidi ja kolmandas kaaliumnitraadi lahus. Määrata, kus on naatriumkloriidi lahus ja kus on soolhape
11. Teha kindlaks kaaliumkloriidi kvalitatiivne koostis.
12. 0,4 g peent vasktraati põletati klooris ja tekkiv vaskkloriid lahustati 50 grammis vees. Missugune on saadud lahuse protsendiline kontsentratsioon?
13. Valmistada 500 grammi 0,3%-list keedusoola lahust.
14. Suhkrupeeditaimi pritsiti kahjurite tõrjeks 4%-lise baariumkloriidi lahusega. Arvutada a) baariumkloriidi kogus, mida vajatakse 20 kg sellise lahuse valmistamiseks, b) kloorisisaldus 1 kilogrammis antud lahuses.

§ 6. Kloorlubi ($CaOCl_2$).

Kloorlubi*, mille lahusega desinfitseeritakse prügikaste, käimlaid jne., on valge või hallikas pulber. Tutvume tema valmistamisviisiga.

Katse 1. Täidame pooleliitrilise kolvi klooriga ja puistame sellesse supilusikatäie kustutatud lupja. Suleme kolvi korgiga ja raputame kolbi, kuni kaob kloori kollakasroheline värvus.

Kloorlubja tekkimisreaktsiooni võrrandi võib lihtsustatult kirjutada järgmiselt:

$$Cl_2 + Ca(OH)_2 = CaOCl_2 + H_2O$$

Tutvume nüüd kloorlubja toimega.

Desinfitseerimiseks kasutatakse kloorlubja lahust.

Kloorlubja lagunemisreaktsiooni võrrand on järgmine:

$$CaOCl_2 = CaCl_2 + O$$

Vabanev atomaarne hapnik hävitabki haigusttekitavaid mikroorganisme ja oksüdeerib värvaineid, mille tulemusena värvained valastuvad.

Kloorlubja oksüdeerivat toimet saab tõestada näiteks järgmise katse abil.

Katse 2. Valmistame kloorlubja lahuse (segame kloorlupja veega ja mõne aja pärast valame saadud segu filtrile) ning lisame sellesse vaselaaste. Soojendame. Vase pinnale tekib must CuO kiht, sest kloorlubja lagunemisel eralduv hapnik oksüdeerib vaske.

$$Cu + O = CuO$$

Tutvume nüüd kloorlubja pleegitava toimega.

Katse 3. Paneme keeduklaasi umbes 5 g kloorlupja ja lisame vett (200 ml). Segame keeduklaasi sisu ja valame klaasi veidi indigo või fuksiini lahust. Värvainetele iseloomulik värvus kaob. Reaktsiooni kiirendamiseks võib lisada veidi soolhapet.

Kokkuvõte.

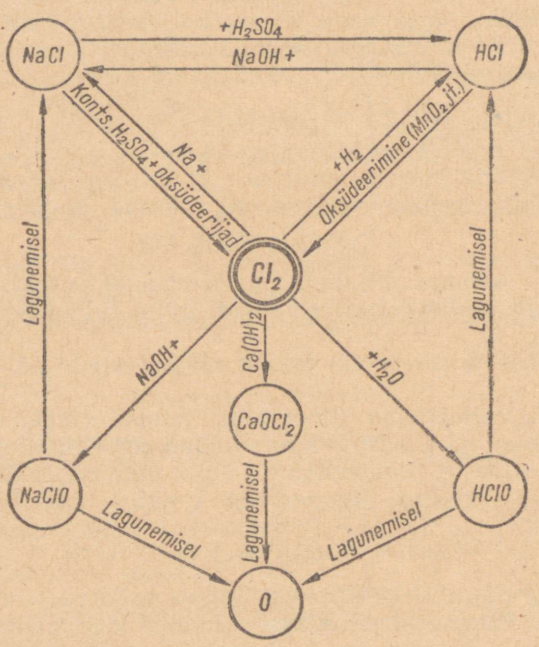
Kloorlubi on valge või hallikas kloori lõhnaga pulber. Teda saadakse kloori reageerimisel kustutatud lubjaga. Kloorlubja lihtsustatud valem on $CaOCl_2$. Kloorlubja lagunemisel eraldub atomaarne hapnik. Nimetatud omaduse tõttu kasutatakse kloorlupja pleegitajana paberitööstuses, vee jt. ainete desinfitseerimiseks ning keemiliste ründeainete kahjutukstegemisel (degaseerimisel).

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kuidas saadakse kloorlupja? Kirjutada vastava reaktsiooni võrrand.
2. Mitme aluseline hape on hüpokloorishape ja mitme valentne on tema happejääk?

* Rahvasuus nimetatakse ekslikult «klooriks».

3. Teha katse kloorlubja pleegitava toime kohta, kasutades tindi või lakmusega värvistatud paberi- või riideriba. Anda seletus.
4. Nagu teada, on pleegitava toimega nii kloor kui ka kloorlubi, sest nad kutsuvad esile atomaarse hapniku tekke Miks ei kasutata prügikastide ja käimlate desinfitseerimiseks gaasilist kloori?
5. Joonisel 42 toodud klooriühendite vahelise seose skeemi põhjal kirjutada vastavate reaktsioonide võrrandid ning nimetada nende kulgemise tingimusi.



Joonis 42. Kloori ja tema ühendite seose skeem.

§ 7. Broom — *Bromum.*

Keemiline märk Br; molekuli valem Br_2.
Aatomkaal 80; molekulkaal 160.

Broom on mürgine vedelik. Tema aurud toimivad hingamisorganeisse samuti nagu kloor, tekitades sissehingamisel valu, köha ja veresülitamist. Nahale sattudes tekitab vedel broom tugevaid söövitushaavu. Nahale sattunud broom tuleb kiiresti veega ära uhtuda, pesta seda kohta lahjendatud nuuskpiiritusega ja siis uuesti veega. Katsed broomiga tuleb teha tõmbekapis.

Broomi füüsikalised omadused.

Broomi füüsikaliste omadustega tutvumiseks korraldame järgmised katsed.

Katse 1. Asetame valge paberilehe pudeli taha, milles hoitakse vedelat broomi. Vaatleme broomi olekut ja värvust. Broomi lenduvusega tutvumiseks eemaldame broomipudelilt korgi ja katame siis pudeli kupliga. Broomi lõhnaga tutvume tema nõrga vesilahuse abil.

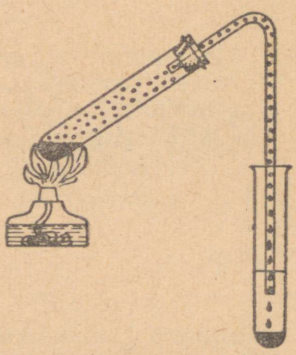
Katse 2. Valame katseklaasi paar milliliitrit vett ja seejärel paar tilka broomi. Loksutame, kuni kogu broom lahustub. Broomi lahust vees nimetatakse broomiveeks (värvuselt kollakaspruun). Valame saadud broomiveele veidi benseeni ja loksutame. Benseenikiht muutub pruuniks.

Missugune on broomi lahustuvus benseenis, võrreldes veega?

Broomil on terav, ebameeldiv lõhn. Ta nimetus on tuletatud kreekakeelsest sõnast *bromos*, mis tähendab haisev.

Broomi puudumisel viime katsed läbi järgmiselt.

Võtame katseklaasi kaalium- või naatriumbromiidi kristalle, veidi mangaandioksiidi ja lisame väävelhapet (3:2). Soojendame nõrgalt. Kui on märgata pruunide broomiaurude ilmumist, asetame katseklaasi taha valge ekraani ja vaatleme broomi värvust. Seejärel suleme katseklaasi korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru, ja juhime broomiaurud vette. Katseklaasi põhja koguneb vedel broom. Katseks kasutame seadet, nagu on kujutatud joonisel 43.



Joonis 43. Broomi saamine.

Broomi keemilised omadused.

Katse 1. Valame katseklaasi (pool tema mahust) broomivett ning puistame sellesse veidi pulbrilist magneesiumi või tsinki. Loksutame, kuni kaob broomiveele iseloomulik värvus.

Vees lahustunud broom reageerib magneesiumiga, moodustades soola — magneesiumbromiidi ($MgBr_2$):

$$Mg + Br_2 = MgBr_2$$

Missugune on broomi valents magneesiumbromiidis?

Nii nagu klooris, põleb vesinik ka broomis kahvatu leegiga. Reaktsiooni võrrand on järgmine:

$$H_2 + Br_2 = 2\,HBr$$

Tekib värvusetu, terava lõhnaga gaas — broomvesinik.

Missugune on broomi valents broomvesinikus?

Broomvesiniku vesilahusel on happeline iseloom.

Broomvesiniku vesilahust nimetatakse broomvesinikhappeks (valem HBr) ja selle happe soolasid — bromiididеks (NaBr, $MgBr_2$ jt.). Looduses esinebki broom sooladena — bromiididena.

Katsetest ilmneb, et broom sarnaneb keemilistelt omadustelt klooriga. Broom erineb aga kloorist aktiivsuse poolest.

Katse 2. Valame katseklaasi paar milliliitrit kaalium- või naatriumbromiidi lahust ning juhime sellest läbi gaasilist kloori (võib kasutada ka kloorivett). Lisame umbes 0,5 ml benseeni ja loksutame tugevasti. Benseenikiht värvub tekkiva broomi tõttu pruuniks:

$$2\,KBr + Cl_2 = 2\,KCl + Br_2$$

Mida näitab see reaktsioon?

Antud reaktsiooni kasutatakse veel broomi kindlakstegemiseks bromiidides. Bromiide ja broomvesinikhapet tehakse kindlaks ka hõbenitraadi lahuse abil:

$$NaBr + AgNO_3 = \underset{\text{kollakas sade}}{AgBr\downarrow} + NaNO_3$$

Broomi kasutamine.

Broomi kasutatakse mitmesuguste anorgaaniliste ning orgaaniliste broomiühendite saamiseks. Broomi kasutatakse ravimite valmistamiseks ja keemialaboratooriumides. Fotoasjanduses kasutatakse broomiühendeid (AgBr) fotopaberi ning fotoplaatide katmiseks. Broomi kasutamisest annab ülevaate joonis 44.

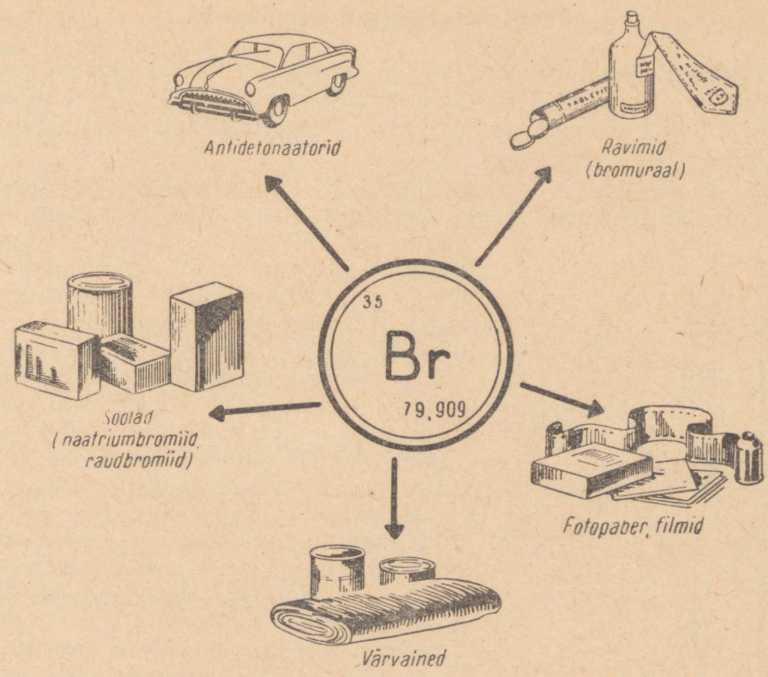
Kokkuvõte.

Broom on punakaspruuni värvusega raske vedelik. Tema erikaal on 3,12. Broom aurustub kergesti ja keeb temperatuuril 59° C. Broomi aurud on väga mürgised. Broom lahustub hästi orgaanilistes lahustites (benseen, bensiin, eeter jt.). Lahustudes vees annab ta broomivee. Gaasilise broomi molekul koosneb kahest aatomist (Br_2). Ühendites vesiniku ja metallidega on broom ühevalentne. Kui halogeen reageerib broom otseselt metallidega, tekitades bromiide. Reaktsioonides toimib broom kloorist vähem energiliselt. Suure praktilise tähtsusega on broomi ühendid.

Broomi tööstusliku tootmise peamisteks allikateks on soolajärvede ning naftapuuraukude vesi.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Tuua näiteid broomi ja klocri omaduste sarnasustest ja erinevustest.
2. Missugune on broomi valents järgmistes ühendites: HBr, $MgBr_2$, $AlBr_3$.
3. Broomi reageerimine veega on analoogiline kloori ja vee reageerimisega. Kirjutada vastava reaktsiooni võrrand.



Joonis 44. Broomi kasutamine.

4. Vees lahustati 3,6 grammi broomi. Mitu grammi tsinki kulub sellise broomivee vabastamiseks broomist ja mitu grammi tsinkbromiidi tekib?
5. Kui suurt ruumala on vaja broomi säilitamiseks siis, kui broom, mis gaasina võtab enda alla 60 liitrit, kondenseerub vedelaks broomiks (broomi erikaal on 3,12)?
6. Kuidas tehakse kindlaks broomi a) lahuses, b) ühendites?
7. Kirjutada keemilised võrrandid järgmiste reaktsioonide kohta: a) broom + raud, b) broom + alumiinium, c) kloor + magneesiumbromiid.
8. Kuidas eristada kaaliumbromiidi kaaliumkloriidist?
9. Arvutada gaasilise broomi tihedus a) vesiniku, b) õhu suhtes.
10. Lahusele, mis sisaldas 16 grammi kaaliumbromiidi, lisati 20 grammi hõbenitraati. Sade kõrvaldati filtri abil. Milliseid aineid sisaldab filtraat?
11. Kirjutada keemilised võrrandid järgmiste muundumiste kohta:

$$Br_2 \rightarrow CuBr_2 \rightarrow Br_2 \rightarrow NaBr$$

§ 8. Jood — *Iodum.*

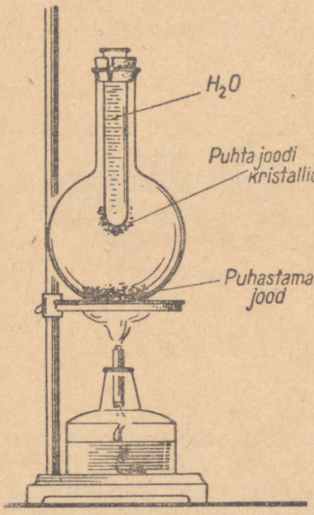
Keemiline märk I; molekuli valem I_2.
Aatomkaal 127,0; molekulkaal 254.

Jood on meile tuntud peamiselt jooditinktuurina (joodi lahus piirituses), mida kasutatakse väikeste haavade desinfitseerimiseks. Tutvume nüüd lähemalt joodi omadustega.

Joodi füüsikalised omadused.

Katse 1. Joodi füüsikaliste omadustega tutvumiseks puistame mõned joodikristallid portselanikaussi või paberilehele. Tutvume joodi oleku, värvuse ja lõhnaga. Paberile jätab jood pruunid plekid.

Katse 2. Viime paar joodikristalli katseklaasi ja soojendame nõrgalt, hoides katseklaasi kõrgel leegi kohal. Jood aurustub ilma vahepeal veeldumata. Lõpuks soojendame tugevamini, kuni jood aurustub täielikult. Lilla joodiaur kondenseerub kohe katseklaasi külmadele seintele tahkete joodikristallidena, ilma et ta vahepeal veelduks. Sellist nähtust nimetatakse sublimatsiooniks. Jood sublimeerub. Joodi sublimatsiooni kasutatakse näiteks tema puhastamisel lisanditest (joonis 45). Lisame veidi vett ja kasutame seda lahust järgmises katses.



Joonis 45. Joodi puhastamine.

Lillade aurude järgi on jood saanud oma nimetuse (*iodes* tähendab kreeka keeles *sinililla*). Gaasilise joodi molekul koosneb kahest aatomist (I_2).

Katse 3. Paneme kolme katseklaasi joodi lahust. Ühe jätame võrdluseks, teise lisame benseeni ja kolmandasse bensiini. Loksutame katseklaaside sisu ja jätame siis selgima. Teises katseklaasis värvub benseenikiht punaseks, kolmandas bensiinikiht punakaspruuniks. Alumisel kihil aga puudub helekollane värvus.

Millega seletada benseeni ja bensiini värvumist ning joodi vesilahusele iseloomuliku helekollase värvuse kadumist nimetatud lahustite toimel? Missugune on joodi lahustuvus vees?

Joodi keemilised omadused.

Kuna jood kuulub halogeenide rühma, peab ta tekitama metallidega soolasid.

Katse 1. Segame kuivas uhmris võrdsetes kogustes kuiva, hästi peenestatud pulbrilist joodi ja alumiiniumi. Viime segu plekitükile (tõmbekapis) ning tilgutame pikast klaastorust sellele mõne tilga vett. Vesi toimib katalüsaatorina. Algul tekivad lillad joodi-

aurud, siis toimub tormiline reaktsioon, mille tulemusena tekib alumiiniumjodiid (AlI_3):

$$2\,Al + 3\,I_2 = 2\,AlI_3$$

Mitme valentne on jood alumiiniumjodiidis?

Vesinikuga ühineb jood vaid soojendamisel (200° C) ja ka siis ainult osaliselt, sest ühinemisreaktsiooni kõrval hakkab sellel temperatuuril toimuma ka joodvesiniku (HI) lagunemisreaktsioon:

$$H_2 + I_2 \rightleftarrows 2\,HI$$

Võrreldes teiste halogeenvesinikega (KCl, HBr) on joodvesinik ebapüsiv. Joodvesiniku vesilahus on joodvesinikhape, mille soolasid nimetatakse jodiidideks Mitme valentne on jood joodvesinikus?

Tutvume nüüd joodi aktiivsusega.

Katse 2. Paneme ühte katseklaasi äsja valmistatud naatriumjodiidi ja teise naatriumbromiidi lahust. Lisame mõlemale veidi kloorivett ja benseeni. Loksutame Naatriumjodiidiga katseklaasis värvub benseenikiht punaseks, sest eraldub jood. Naatriumbromiidiga katseklaasis eraldub aga broom ja benseenikiht värvub pruuniks.

$$2\,NaI + Cl_2 = 2\,NaCl + I_2$$
$$2\,NaBr + Cl_2 = 2\,NaCl + Br_2$$

Teisi halogeene jood ühenditest välja ei tõrju.

Nimetatud reaktsiooni saab kasutada joodiühendite tõestamiseks. Joodi saab tema ühendites kindlaks teha ka hõbenitraadi lahuse abil. Tekib kollane, lämmastikhappes lahustumatu hõbejodiidi (AgI) sade. Sademe kollane värvus on intensiivsem ja püsivam kui hõbebromiidi (AgBr) sademel, mille värvus kaob valguse käes kiiresti.

$$KI + AgNO_3 = AgI\downarrow + KNO_3$$

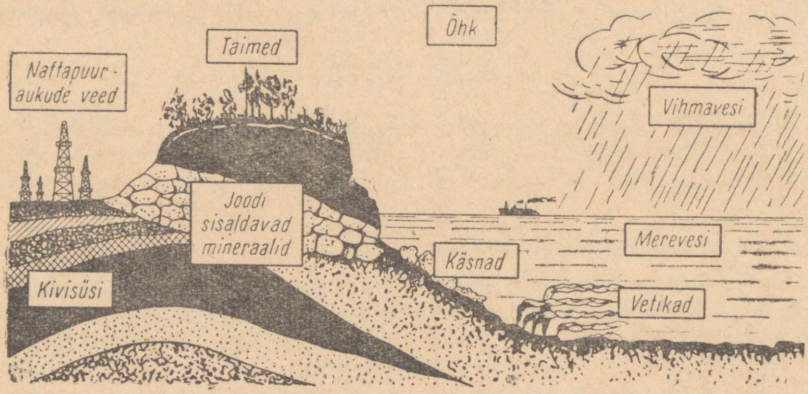
Vaba joodi tõestatakse aga värskelt valmistatud tärkliskliistriga.

Katse 3. Lahustame veidi värskelt valmistatud tärkliskliistrit vees ja jagame saadud lahuse kahte katseklaasi. Lisame esimesele paar tilka väga lahjat joodi vesilahust. Tärklis värvub vaba joodi toimel siniseks. Teise katseklaasi lisame kaaliumjodiidi (KI) vesilahust. Värvumist ei toimu, sest tärklis värvub vaid vaba joodi toimel. Lisame samasse katseklaasi mõned tilgad kloori- või broomivett. Tärklis värvub siniseks.

Miks toimus nüüd tärklise värvumine? Kirjutada kloorivee toimel kulgeva reaktsiooni võrrand.

Joodi saamine ja kasutamine.

Joodi (nagu kloori ja broomi) vabas olekus ei leidu. Joodi toodetakse tavaliselt joodiühendeid sisaldavast merevetikate tuhast ning naftapuuraukude veest. Joodi leidumisest looduses annab ülevaate joonis 46. Nõukogude Liidu jooditööstus kattis



Joonis 46. Joodi leidumine looduses.

meie riigi vajaduse joodi järele täielikult juba enne Suurt Isamaasõda. Suur osa joodist läheb kasutusele meditsiinis. 3—5%-lise lahusena piirituses kasutatakse joodi desinfitseeriva ainena (jooditinktuur). Jood kuulub ka teiste ravimite koostisse (jodoform jt.). Teda kasutatakse veel mitmesuguste joodiühendite saamiseks.

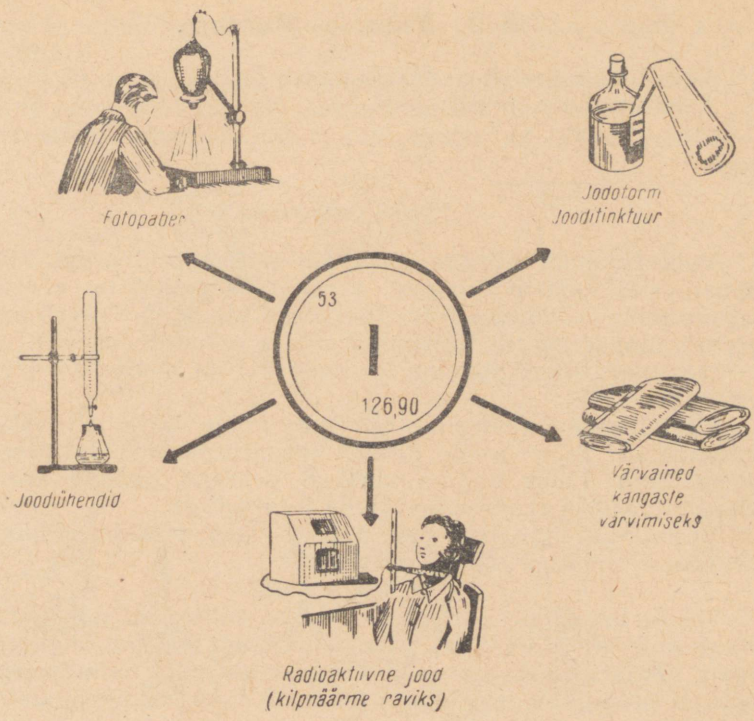
Joodi kasutamisest annab ülevaate joonis 47.

Kokkuvõte.

Jood on metalse läikega hallikasmust tahke aine. Tema erikaal on 4,93. Soojendamisel muutub jood auruks ning jahtumisel sublimeerub. Jood lahustub halvasti vees, hästi aga piirituses, benseenis ja teistes orgaanilistes lahustites. Kui halogeen reageerib ta metallide ja vesinikuga, kusjuures reaktsioonid nendega toimuvad joodi väiksema aktiivsuse tõttu aeglasemalt. Ühendites vesiniku ja metallidega on jood ühevalentne. Vaba joodi reaktiiviks on tärklis. Joodi ja tema ühendeid kasutatakse peamiselt meditsiinis.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Millises olekus on kloor, broom ja jood harilikel tingimustel? Kirjutada nimetatud ainete molekulivalemid, kui nad on gaasilises olekus.
2. Kirjutada reaktsiooni võrrand tsingi reageerimise kohta joodiga. Kuidas tuleb teha katse, et reaktsioon toimuks energiliselt?



Joonis 47. Joodi kasutamine.

3. Mille poolest sarnaneb jood teiste halogeenidega ja missugused on tema iseloomulikud omadused?
4. Mitu grammi kaltsiumjodiidi tekib 3 mooli joodi reageerimisel kaltsiumiga, kui viimast on ülehulgas?
5. On antud kaaliumjodiid, mangaandioksiid ja kontsentreeritud väävelhape. Saada joodi.
6. On antud naatriumjodiidi lahus, kloorivesi ja tärkliskliister. Tõestada joodi olemasolu naatriumjodiidis. Kirjutada toimuva reaktsiooni võrrand.
7. Niisutada pikad filterpaberi ribad naatriumbromiidi ja naatriumjodiidi lahustega ning viia need klooriga täidetud purki. Mida näitab katse? Kirjutada vastavate reaktsioonide võrrandid.
8. On antud kolm katseklaasi järgmiste lahustega — naatriumkloriidi, naatriumbromiidi ja naatriumjodiidi lahused. Teha kindlaks need ained ja kirjutada vastavate reaktsioonide võrrandid.
9. Lõigata kartulist väike lõik ja tilgutada sellele nõrka joodi lahust. Kus kasutatakse seda võtet?
10. Mitu grammi joodi võib saada, kui lahusest, milles on 8,3 g kaaliumjodiidi, juhtida läbi kloori (ülehulgas)?
11. Leida joodiaurude tihedus a) vesiniku, b) õhu suhtes.
12. Kui palju joodi tuleb lahustada 114 milliliitris piirituses, et saada 3%-line jooditinktuur (piirituse erikaal on 0.81)?
13. Mitu milliliitrit benseeni ja mitu grammi joodi tuleb võtta 400 g 15%-lise joodi lahuse valmistamiseks (lahustiks on benseen, mille erikaal on 0,88)?

§ 9. Fluor — *Fluorum.*

Keemiline märk F; molekuli valem F_2.

Aatomkaal 19; molekulkaal 38.

Fluor kuulub ka halogeenide hulka. Tutvume tema omadustega.

Fluori omadused.

Vaba fluor on mürgine gaas, mis sarnaneb klooriga. Fluor on õhust veidi raskem (kloorist kergem), helekollase värvuse ja terava lõhnaga. Minimaalse fluorisisaldusega õhu sissehingamine ärritab hingamisteede limanahka. Fluor söövitab tugevasti nahka.

Gaasilise fluori molekul koosneb kahest aatomist — F_2 (loe eff-kaks).

Keemilistelt omadustelt on fluor kõige järsemalt väljenduv mittemetall. Ta on meile tuntud keemilistest elementidest kõige energilisem. Fluor ühineb kergesti peaaegu kõikide keemiliste elementidega ja reageerib paljude liitainetega.

Vesinikuga ühineb ta plahvatusega isegi pimedas. Fluori ühinemisel vesinikuga tekib fluorvesinik:

$$H_2 + F_2 = 2\,HF$$

Fluori keemiline aktiivsus vesiniku suhtes on nii suur, et ta võtab vesiniku aatomi ära isegi niisuguselt püsivalt ühendilt nagu veelt, vabastades seejuures hapniku. Reaktsioon toimub väga tormiliselt (isegi pimedas), kusjuures tekib fluorvesinik ja atomaarne hapnik:

$$H_2O + F_2 = 2\,HF + O$$

F l u o r v e s i n i k k u saadakse tavaliselt kontsentreeritud väävelhappe toimel sulapaosse (CaF_2):

$$CaF_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2\,HF\uparrow$$

Fluorvesinik on harilikul temperatuuril kergesti lenduv vedelik, mis keeb juba temperatuuril 19,9°. Ta on terava lõhnaga ja suitseb õhus. Fluorvesinik lahustub vees ja annab seejuures f l u o r v e s i n i k h a p p e. Viimane on väga mürgine ja sööbiv. Fluorvesinikhappe poolt tekitatud haavad paranevad raskesti.

Fluorvesinikhappe tähelepanuväärseks omaduseks on tema võime klaasi söövitada, mistõttu teda kasutatakse mitmesuguste mustrite kandmiseks klaasile. Teda säilitatakse eboniidist, kummist või pliist nõudes.

Fluorvesinikhappe soolasid nimetatakse f l u o r i i d i d e k s.

Fluor reageerib energiliselt kõikide metallidega (isegi eelnevalt soojendatud kulla ja plaatinaga), moodustades fluoriide. Paljud metallid põlevad fluoris. Mittemetallid väävel, fosfor, arseen ja süsi süttivad fluoris ise.

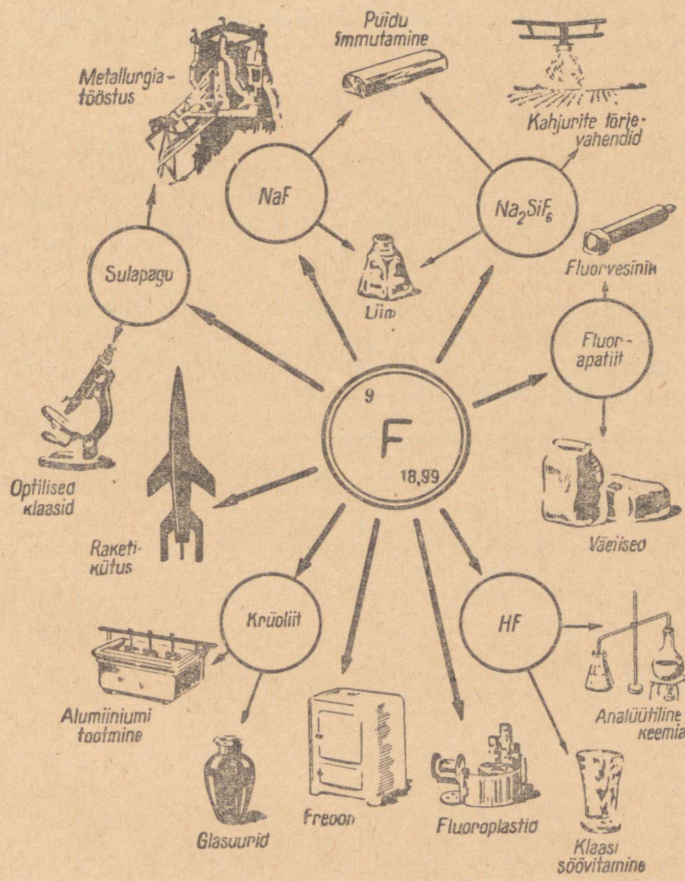
Fluor tõrjub kloori, broomi ja joodi välja nende ühenditest:

$$2\,NaCl + F_2 = 2\,NaF + Cl_2\uparrow$$

Fluor ei ühine ainult inertgaasidega. Hapnikuga fluor otseselt ei ühine.

Fluor esineb kõigis ühendites ainult ühevalentsena.

Fluori ja tema ühendite kasutamist näitab joonis 48.



Joonis 48. Fluori ja tema ühendite kasutamine.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kirjutada võrrandid fluori reageerimise kohta kloriidide, bromiidide ning jodiididega. Millisesse reaktsioonitüüpi kuuluvad nimetatud väljatõrjereaktsioonid?
2. Kui suure ruumala võtab enda alla 4 grammi fluori?
3. Mitme protsendiline fluorvesinikhape saadi, kui 300 ml vees lahustati 1,12 liitrit gaasilist fluorvesinikku?

4. Naatriumfluoriidi vesilahust kasutatakse taimekahjurite tõrjeks. Kui palju naatriumfluoriidi ja vett kulub 200 kg 0,6%-lise naatriumfluoriidi lahuse valmistamiseks?
5. Mitu liitrit fluorvesinikku võib saada väävelhappe reageerimisel 50 g kaltsiumfluoriidiga, milles on 6,4% lisandeid?
6. Arvutada fluori tihedus a) vesiniku, b) õhu suhtes.
7. Kui palju fluori sisaldub 30 kg sulapaos (CaF_2), milles on 1,5% lisandeid?
8. Segu, mis sisaldas 4 g fluori ja ülehulgas vesinikku, plahvatas. Mitu grammi fluorvesinikku tekkis?

§ 10. Halogeenide rühm.

Nii nagu naatrium, kaalium jt. moodustasid sarnasuse tõttu leelismetallide rühma, moodustavad fluor, kloor, broom ja jood halogeenide rühma. Halogeenid aga, vastupidi leelismetallidele, on tüüpilised mittemetallid. Halogeenide ühendid vesinikuga moodustavad veega tugevaid happeid — halogeenvesinikhappeid (HF, HCl, HBr, HI).

Et selgitada põhjusi, miks halogeenid paigutatakse ühte sarnaste ainete rühma ja millest sõltub halogeenide omaduste muutumine, analüüsime veel kord õpitut. Kokkuvõtte vormistamisel vihikusse võib kasutada järgmist tabelit.

Tabel 3.

Halogeenid	Fluor	Kloor	Broom	Jood
Sümbol				
Aatomkaal				
Molekulivalem				
Molekulkaal				
Olek ja värvus				
Tõrjub ühenditest välja halogeenid				
Vesinikuühendi valem				
Tingimused vesinikuga reageerimiseks				
Halogeenvesinikhapete soolade valemid				
Valents vesiniku ja metallide suhtes				

Kui tabel on täidetud, vaatame esmalt, kuidas muutub halogeenide aatomkaal. See suureneb pidevalt. Teised omadused ühelt elemendilt teisele minnes muutuvad samuti korrapäraselt. Keemiline aktiivsus näiteks väheneb aatomkaalu suurenemise suunas. Fluor ja kloor on gaasid, broom — vedelik ja jood — tahke aine. Jällegi seaduspärane üleminek gaasiliselt olekult tahkele. On ilmne, et elementide aatomkaalude ja nende teiste füüsikaliste ning keemiliste omaduste vahel valitseb seos.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kirjutada keemilised võrrandid järgmiste muundumiste kohta:
   a) $Cl_2 \rightleftarrows HCl \rightleftarrows NaCl \rightleftarrows Cl_2$;
   b) $Br_2 \rightleftarrows KBr \rightleftarrows HBr \rightleftarrows Br_2$.
2. Millisel kolmel viisil võib saada a) kaltsiumkloriidi, b) magneesiumbromiidi ja c) naatriumjodiidi? Kirjutada vastavate reaktsioonide võrrandid.
3. On antud üks kloriid, üks bromiid ja üks jodiid. Teha nad kindlaks ja kirjutada vastavate reaktsioonide võrrandid.
4. Kirjutada halogeenide sümbolid ritta nende keemilise aktiivsuse suurenemise suunas. Kuidas muutub samas suunas nende olek, värvus?
5. Miks ei leidu halogeene looduses vabas olekus?
6. Kirjutada võrrandid kõiki liiki reaktsioonide kohta, millesse astuvad halogeenid. Halogeenide ühiseks sümboliks võtta «Hal».
7. Kuidas määratakse kindlaks halogeene nende ühenditest? Tuua näiteid.
8. Kirjutada alumiiniumkloriidi, raud(II)bromiidi ja naatriumjodiidi valemid ning struktuurivalemid.
9. Kirjutada halogeenvesinikhapete valemid. Kuidas nimetatakse nende hapete soolasid?
10. Milles seisneb fluorvesinikhappe iseärasus?
11. Millest on tingitud nimetus «halogeenid»? Põhjendada seda kõigil juhtudel näidetega.
12. Milliseid ettevaatusabinõusid tuleb kasutada halogeenidega töötamisel ja miks?

IV peatükk.

D. MENDELEJEVI PERIOODILISUSSEADUS JA ELEMENTIDE PERIOODILISUSE SÜSTEEM.

§ 1. Elementide klassifikatsioonist enne D. Mendelejevi töid.

Üks esimesi keemiliste elementide klassifikatsioone seisnes nende liigitamises metallilisteks ja mittemetallilisteks elementideks. Metallilised elemendid lihtainetena moodustavad metalle. Enamik metalle on tavalistel tingimustel tahked, iseloomuliku metalse läikega ained. Nad juhivad hästi elektrit ja soojust. Metallid tekitavad aluselisi oksiide ja aluseid.

Mittemetallilised elemendid moodustavad lihtainetena mittemetalle.

Mittemetallid esinevad tavalisel temperatuuril nii tahkes, vedelas kui ka gaasilises olekus. Enamikul neist puudub metalne läige; nad juhivad halvasti elektrit ja soojust. Tahked mittemetallid on enamikus haprad. Mittemetallid moodustavad happelisi oksiide ja happeid. Selgituseks võrdleme naatriumi ja väävlit.

Tabel 4.

Element	Lihtainena	Oksiid	Oksiidi reageerimisel veega saadakse	Valents	
				hapniku suhtes	vesiniku suhtes
Naatrium	metall	Na_2O (aluseline)	NaOH (alus)	üks Na_2O	—
Väävel	mitte-metall	SO_2 ja SO_3 (happelised)	H_2SO_3 ja H_2SO_4 (happed)	neli ja kuus IV VI SO_2 SO_3	kaks II H_2S

Metallidele iseloomulikke omadusi nimetatakse **metallilisteks omadusteks**. Mida tugevamini nimetatud omadused vastaval elemendil esinevad, seda tüüpilisem metall ta on.

Mittemetalle iseloomustavad vähemal või suuremal määral **mittemetallilised omadused** (haprus, olek, läike puudumine jne.).

Tuntakse aga mittemetalle, millel on mittemetalliliste omaduste kõrval ka metallilisi omadusi, ning metalle, millel on mittemetallidele iseloomulikke omadusi. Näiteks jood on metalse läikega; süsi ja grafiit, mis koosnevad elemendist süsinik, juhivad elektrit nagu metallidki. Elavhõbe ei ole tavalisel temperatuuril tahkes olekus nagu teised metallid. Soltuvalt tingimustest sarnanevad mõned elemendid ühel juhul metallidega (reageerivad nagu metallid), teisel juhul aga mittemetallidega (reageerivad nagu mittemetallid). Seega puudub terav piir metallide ja mittemetallide vahel.

Katse. Valame tsinksulfaadi lahusele veidi naatriumhüdroksiidi lahust. Tekib valge tsinkhüdroksiidi sade.

$$ZnSO_4 + 2\,NaOH = Zn(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$$

Milliste aluste hulka kuulub tsinkhüdroksiid? Loksutame tekkinud sademe ühtlaseks ning valame poole katseklaasi sisust teise katseklaasi. Lisame nüüd ühte katseklaasi lahjendatud soolhapet ja teise naatriumhüdroksiidi lahust. Sademe lahustumine mõlemas katseklaasis viitab keemilisele reaktsioonile.

$$Zn(OH)_2 + 2\,HCl = \mathbf{ZnCl_2} + 2\,H_2O$$

$$Zn(OH)_2 + 2\,NaOH = \underset{\text{naatrium-tsinkaat}}{Na_2ZnO_2} + 2\,H_2O \text{ (lihtsustatult)}$$

Reaktsioonis soolhappega esineb tsink metallilise elemendina, minnes aluse molekuli koostisest soola molekuli koostisse metallidele omasele kohale. Reageerimisel naatriumhüdroksiidiga aga esineb tsink mittemetallilise elemendina, kuuludes happejäägi koostisse.

Niisiis võivad ühel ja samal elemendil olla nii metallilised kui ka mittemetallilised omadused. Selliseid elemente nimetatakse **amfoteerseteks**. Amfoteersed on ka alumiinium, kroom jt. keemilised elemendid.

Inertgaasidel (heelium, neoon, argoon jt.) aga puuduvad põhiliselt nii metallilised kui ka mittemetallilised omadused. Nii ei ole elementide liigitamine metallilisteks ja mittemetallilisteks kuigi täpne.

XIX sajandil oli keemia alal kogunenud juba rikkalik materjal. Oli uuritud paljude keemiliste elementide ja nende rohkearvuliste ühendite omadusi. Enamik selle aja teadlasi arvas, et keemilised elemendid on üksteisest sõltumatud ning nendel pole

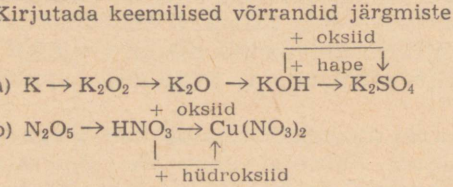
midagi ühist. See tegi keemia õppimise väga raskeks, kuna iga elementi tuli käsitleda eraldi. Teadlased aga töötasid uute elementide avastamisel pimesi. Keegi ei teadnud, kas on veel avastamata elemente, missugused on nende omadused ja ühendid. «Puudus teaduse latern,» kirjutas tolle aja kohta D. Mendelejev.

Kogunenud suur ja seosetu teadmiste hulk elementidest nõudis järjest tungivamalt nende klassifitseerimist. Sellele tööle asusid paljud teadlased. Näiteks liigitas saksa keemik Döbereiner 1829. a. rea keemilisi elemente nende sarnaste omaduste põhjal kolmekaupa rühmadesse, nn. triaadidesse: Li—Na—K, Cl—Br—I jne.

Katseid elementide liigitamiseks tegid ka inglise keemik Newlands, saksa teadlane Meyer jt. Klassifitseerimise tulemusena saavutati keemiliste elementide ühendamine nende sarnaste omaduste alusel nn. «loomulikeks rühmadeks» (leelismetallid, halogeenid jt.). Ei osatud aga näha seost nende rühmade vahel, s. t. ühendada kõiki elemente terviklikuks ja ülevaatlikuks süsteemiks. Sellise elemente ühendava seose leidis suur vene teadlane D. Mendelejev ja selleks on tema poolt avastatud elementide perioodilisusseadus.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kuidas klassifitseeriti keemilisi elemente enne D. Mendelejevi töid?
2. Nimetada a) metallidele, b) mittemetallidele iseloomulikke omadusi.
3. Mida tähendavad mõisted a) tüüpiline metall, b) tüüpiline mittemetall?
4. Tuua näiteid: a) metalliliste omaduste kohta mõnede mittemetallide füüsikalistes omadustes, b) mittemetalliliste omaduste kohta mõnede metallide füüsikalistes omadustes.
5. Mis on amfoteersus? Tuua näiteid.
6. Missugused olid Mendelejevi eelkäijate vead elementide klassifitseerimisel?
7. Tutvuda keemia kabinetis leiduvate metallide ja mittemetallidega.
8. Kirjutada keemilised võrrandid järgmiste muundumiste kohta:



9. Määrata metallide valents järgmistes ühendites: Al_2O_3, Cu_2O, NaOH, $Fe(OH)_3$, Na_2O.
10. Määrata hapet moodustava elemendi valents järgmistes hapetes: H_2SiO_3, H_3PO_4, H_2SO_4, $HClO_3$.
11. Nimetada a) leelismetallide, b) halogeenide rühma elementide ühiseid omadusi.
12. Kummal elemendil on metallilised omadused tugevamad — naatriumil või kaaliumil?
13. Tuua näiteid elementide omaduste muutumisest halogeenide rühmas vastavalt aatomkaalude suurenemisele.
14. Kirjutada väävli ja vesiniku ühendi ning raud-, naatrium- ja alumiiniumsulfiidi valemid. Missugune on väävli valents vesiniku ja metallide suhtes?

§ 2. Perioodilisusseadus.

Perioodilisusseaduse avastamine D. Mendelejevi poolt.

1868. aastal sai Mendelejev Peterburi ülikooli keemia professoriks ning hakkas pidama loenguid üldisest ja anorgaanilisest keemiast. Õppetöö kõrval töötas ta õpiku koostamisel, mis sai nimetuse «Keemia alused».

Et aga tol ajal puudus keemiliste elementide kindel süsteem, otsis Mendelejev teid selle loomiseks. Selleks uuris ta põhjalikult kõigi tuntud elementide omadusi, nende sarnasusi ja erinevusi. Töö hõlbustamiseks kirjutas ta kaardikestele elementide sümbolid, aatomkaalud, metallilise või mittemetallilise iseloomu, valentsi ja teised omadused. Elementide omaduste võrdlemisel jõudis Mendelejev järeldusele, et elemendi põhiliseks omaduseks on tema aatomkaal. Valentsi ei võtnud ta elemendi põhiomaduseks, sest see on muutlik ($\overset{IV}{SO_2}$, $\overset{VI}{SO_3}$). Ka elemendi metallilisi või mittemetallilisi omadusi ei saanud ta võtta põhiomadusteks, sest on ka amfoteerseid elemente (Al, Zn jt.). Aatomkaal on aga muutumatu ning mõõdetav suurus. Et jõuda selgusele, kas valents, metalliline või mittemetalliline iseloom ja teised omadused sõltuvad elemendi põhiomadusest (aatomkaalust), paigutas Mendelejev oma kaardikesed ritta elementide aatomkaalude suurenemise järjekorras. Selgus, et kindlate vahemike järel, s. t. perioodiliselt hakkasid elementide omadused (valents, hapnikuühendite aluseline või happeline iseloom jt.) korduma. Seega oli elementide omaduste sõltuvus aatomkaalust avastatud.

Näiteid elementide omaduste perioodilisest muutumisest.

Vaatleme esmalt, kuidas sõltuvalt aatomkaalust muutub elementide kõrgeim valents hapniku suhtes.* Selleks jälgime tabelit (joonis 49), millisesse on paigutatud mõned elementid nende aatomkaalude suurenemise järjekorras.

Näeme, et elementide valents hapniku suhtes algul suureneb. Hapnikul aga hapniku suhtes valentsi ei esine. Neoonil puudub võime reageerida teiste elementidega ja seega on tema valents null. Üheksanda elemendi, naatriumi valents on aga jälle üks nagu liitiumilgi. Naatriumile järgnevate elementide valents suureneb kuni seitsmeni ja langeb siis argooni juures nullini. Kaalium on aga jälle ühevalentne. Järelikult sõltub elementide kõrgeim valents hapniku suhtes aatomkaalust.

---

* Lämmastiku valents hapnikuühendites on näiteks järgmine: $\overset{I}{N_2}\overset{II}{O}$; $\overset{II}{NO}$; $\overset{III}{N_2O_3}$; $\overset{IV}{NO_2}$ ja $\overset{V}{N_2O_5}$. Seega on lämmastiku kõrgeim valents hapniku suhtes viis.

Kõrgeim valents hapniku suhtes	I	II	III	IV	V	on vaid valents vesiniku suhtes	O	I	II
Keemiline märk	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg
Aatomkaal	7	9	10	12	14	16	19	20	23	24

Kõrgeim valents hapniku suhtes	III	IV	V	VI	VII	O	I	II		
Keemiline märk	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca	.	.	.
Aatomkaal	27	28	31	32	35,5	39				

Joonis 49. Elementide valentsi sõltuvus aatomkaalust.
Jälgida, kuidas on tabelis paigutatud metallid, mittemetallid, amfoteersed elemendid ja inertgaasid.

Vaatame nüüd, kuidas sõltub aatomkaalust elementide hapnikuühendite aluseline või happeline iseloom (joonis 50).

Kõigepealt paistab tabelist silma, et koos aatomkaalu kasvuga muutuvad elementide hapnikuühendite valemid, kordudes kindlate vahemike ehk perioodide järel. Liitium on tüüpiline metall, moodustades aluselise oksiidi (Li_2O) ja tugeva aluse (LiOH). Berüllium on küll metall, kuid tema metallilised omadused on nõrgemad kui liitiumil. Berülliumhüdroksiid [$Be(OH)_2$] on aga amfoteerne aine. Boor on mittemetall ja temast alates muutuvad järgnevate elementide omadused veel enam mittemetallilisemateks. Fluor on kõige aktiivsem (kõige tüüpilisem) mittemetall. Naatriumist kloorini esineb jälle pidev üleminek metallilistelt omadustelt mittemetallilistele.

Hapnikuühendite valemid	Li_2O LiOH	BeO $Be(OH)_2$	B_2O_3 H_3BO_3	CO_2 H_2CO_3	N_2O_5 HNO_3	— —	— —	— —	
Keemiline märk	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	
Aatomkaal	7	9	10	12	14	16	19	20	

Hapnikuühendite valemid	Na_2O NaOH	MgO $Mg(OH)_2$	Al_2O_3 $Al(OH)_3$	SiO_2 H_2SiO_3	P_2O_5 HPO_3	SO_3 H_2SO_4	Cl_2O_7 $HClO_4$	— —	K_2O KOH
Keemiline märk	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K
Aatomkaal	23	24	27	28	31	32	35,5	39	

Joonis 50. Elementide hapnikuühendite iseloomu sõltuvus aatomkaalust.

Järelikult on elementide metallilised ja mittemetallilised omadused perioodilises sõltuvuses elementide aatomkaalu suurusest.

Selline omaduste perioodiline kordumine esineb piki järgnevate elementide rida ja on aluseks keemiliste elementide perioodilisusseadusele, mis avaldati D. Mendelejevi poolt 1869. a.

Elementide omadused on perioodilises sõltuvuses nende aatomkaalu suurusest.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Miks valis D. Mendelejev keemiliste elementide klassifitseerimise aluseks nende aatomkaalu?
2. Kasutades elementide perioodilist süsteemi (vt. õpiku sisekaanel), kirjutada elementide sümbolid ritta alates järjenumbrist 11 (Na) ja lõpetades mangaaniga, mille järjenumber on 25. Vaadata, kuidas muutuvad selles reas elementide valents ja oksiidide valemid. Selleks kirjutada valents vastavate elementide kohale ning oksiidi valem elemendi sümboli alla (oksiidide tüüpvalemid on perioodilisuse süsteemis antud).
3. Mida võib märgata, kui asetada elemendid ritta vastavalt nende aatomkaalude suurusele?
4. Millal avaldati D. Mendelejevi elementide perioodilisusseadus?
5. Missugune on järgmiste elementide kõrgeim valents hapniku suhtes: K, Ca, Al, C, P, S, Cl?
6. Sõnastada D. Mendelejevi poolt antud elementide perioodilisusseadus.
7. Tuua näiteid elementide hapnikuühendite omaduste perioodilisest muutumisest sõltuvalt aatomkaalust.
8. Kummal elemendil on mittemetallilised omadused tugevamad: a) alumiiniumil või ränil, b) väävlil või klooril?
9. Kummal elemendil on metallilised omadused tugevamad: a) naatriumil või alumiiniumil, b) tseesiumil (Cs) või baariumil?
10. Mitu protsenti hapnikku on a) oksiidis, milles fosfor esineb kõrgeima valentsiga, b) oksiidis, milles väävel on kõrgeima valentsiga?
11. Mitu protsenti kaltsiumi on kaltsiumfosfaadis?
12. Mitu mooli berülliumkloriidi tuleb lahustada vees 10 kg 3-protsendilise lahuse saamiseks?

§ 3. Keemiliste elementide perioodilisuse süsteem.

Perioodid.

Nagu eelmisest paragrahvist selgus, jaguneb aatomkaalu tõusu järjekorras paigutatud elementide rida osadeks. Lähemalt vaatlesime elementide rea osi: liitiumist neoonini ja naatriumist argoonini. Kuid ka kõik järgnevad elemendid jaotuvad perioodilisuse seaduse põhjal gruppidesse. Vastavalt aatomkaalu suurusele täheldatakse igaühes neist elementide omaduste pidevat muutumist. Kõik elemendid kokku moodustavad seitse elementide perioodi (joonis 51). Paigutades perioodid üksteise alla nii, et liitiumi alla tuleks naatrium, kaalium ja teised leelismetallid, fluori alla kloor ja teised halogeenid jne., saame niisuguse elementide paigutuse, nagu on näidatud tabelis õpiku sisekaanel.

Esimest, teist ja kolmandat perioodi nimetatakse väikesteks perioodideks.

Mendelejev nimetas väikestes perioodides olevaid elemente tüüpilisteks elementideks, sest nende omadused korduvad ka suurtes perioodides asetsevatel elementidel.

Neljandat, viiendat ja kuuendat perioodi nimetatakse suurteks perioodideks, sest elementide arv on neis suurem. Nagu tabelist näeme, ei lange valents mangaanil, tehneetsiumil ja reeniumil (vastavalt IV, V ja VI perioodis) ja järgnevatel elementidel nullini, nagu väikeste perioodide põhjal seda oodata võiks, vaid tõuseb ruteeniumi ja osmiumi juures kõrgeima astmeni — kaheksani. Nullini langeb valents alles suurte perioodide lõpus krüptooni, ksenooni ja radooni juures. Seega toimub üleminek metallilistelt omadustelt mittemetallilistele suurtes perioodides aeglasemalt. Eriti aeglane on see aga kuuendas perioodis, sest sinna kuulub veel neliteist kolmevalentset metalli, nn. haruldast muldmetalli. Seepärast järgnebki lantaanile (La), mille järjenumber on 57, element järjenumbriga 72 — hafnium (Hf). Sarnasuse tõttu lantaaniga nimetatakse elemente järjenumbritega 58 kuni 71 lantaniidideks. Just metalliliste elementide rohkus suurtes perioodides tingib metalliliste omaduste pikaldasema ülemineku mittemetallilisteks. Alles suurte perioodide lõpul paiknevad mittemetallid.

Näiteks:

aatomkaal suureneb perioodides vasakult paremale →

IV periood **K Ca Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn Ga Ge As Se Br Kr**

metallid — mittemetallid

metallilised omadused vähenevad →

mittemetallilised omadused suurenevad

Seitsmendat perioodi nimetatakse lõpetamata perioodiks, kuna seda perioodi täiendatakse veel uute, kunstlikult saadavate elementidega. Et aktiiniumile (Ac) järgnevad elemendid sarnanevad temaga, nimetatakse neid aktiniidideks.

Elementide arvu perioodides näitab järgmine tabel:

Tabel 5.

Perioodide nimetused		Elementide arv perioodis	Periood	
			algab	lõpeb
I periood	väikesed perioodid	2	H	He
II periood	väikesed perioodid	8	Li	Ne
III periood	väikesed perioodid	8	Na	Ar
IV periood	suured perioodid	18	K	Kr
V periood	suured perioodid	18	Rb	Xe
VI periood	suured perioodid	32	Cs	Rn
VII periood	lõpetamata periood	17	Fr	—

I periood	Väike periood	1 H 1																	2 He 4
II periood	Väike periood	3 Li 7	4 Be 9	5 B 10	6 C 12	7 N 14	8 O 16	9 F 19											10 Ne 20
III periood	Väike periood	11 Na 23	12 Mg 24	13 Al 27	14 Si 28	15 P 31	16 S 32	17 Cl 35											18 Ar 40
IV periood	Suur periood	19 K 39	20 Ca 40	21 Sc 45	22 Ti 47	23 V 51	24 Cr 52	25 Mn 55	26 Fe 56	27 Co 59	28 Ni 59	29 Cu 63	30 Zn 65	31 Ga 70	32 Ge 73	33 As 75	34 Se 79	35 Br 80	36 Kr 84
V periood	Suur periood	37 Rb 85	38 Sr 88	39 Y 89	40 Zr 91	41 Nb 93	42 Mo 96	43 Tc 99	44 Ru 102	45 Rh 103	46 Pd 107	47 Ag 108	48 Cd 112	49 In 115	50 Sn 119	51 Sb 122	52 Te 128	53 I 127	54 Xe 131
VI periood	Suur periood	55 Cs 133	56 Ba 137	57 La 139	72 Hf 179	73 Ta 181	74 W 184	75 Re 186	76 Os 190	77 Ir 193	78 Pt 195	79 Au 197	80 Hg 201	81 Tl 204	82 Pb 207	83 Bi 209	84 Po 210	85 At 211	86 Rn 222
VII periood	Lõpetamata periood	87 Fr 223	88 Ra 226	89 Ac 227	90 Th 232	91 Pa 231	92 U 238												

Joonis 51. Väikesed ja suured perioodid.

Käesoleval ajal tuntakse 103 keemilist elementi.

Jälgime tabelist, millise elemendiga algavad perioodid ja millisega nad lõpevad. Et esimesteks on leelismetallid ja viimasteks inertgaasid ehk väärisgaasid, defineeritakse perioodi mõistet järgmiselt (eranditeks on I ja VII periood).

Perioodiks nimetatakse aatomkaalu tõusu järjekorras paigutatud elementide rida, mis algab leelismetalliga ja lõpeb inertgaasiga.

Read.

Suurtel perioodidel esineb väikestega võrreldes üks erinevus, mis võimaldab neid muuta kaheks osaks ehk r e a k s. Et saada selgemat ettekujutust, jälgime joonist 52, milles III, IV ja V perioodi elementide valentsid on kujutatud graafiliselt.

Suure perioodi keskelt, kus elemendi kõrgeim valents hapniku suhtes langeb kaheksast üheni, jaotatakse periood kaheks reaks. Seejuures paigutatakse perioodi teine pool esimese alla nii, et ühesuguse valentsiga elemendid asetuvad ühte tulpa. Neljanda perioodi elemendid, jaotatuna ridadeks, paiknevad järgmiselt:

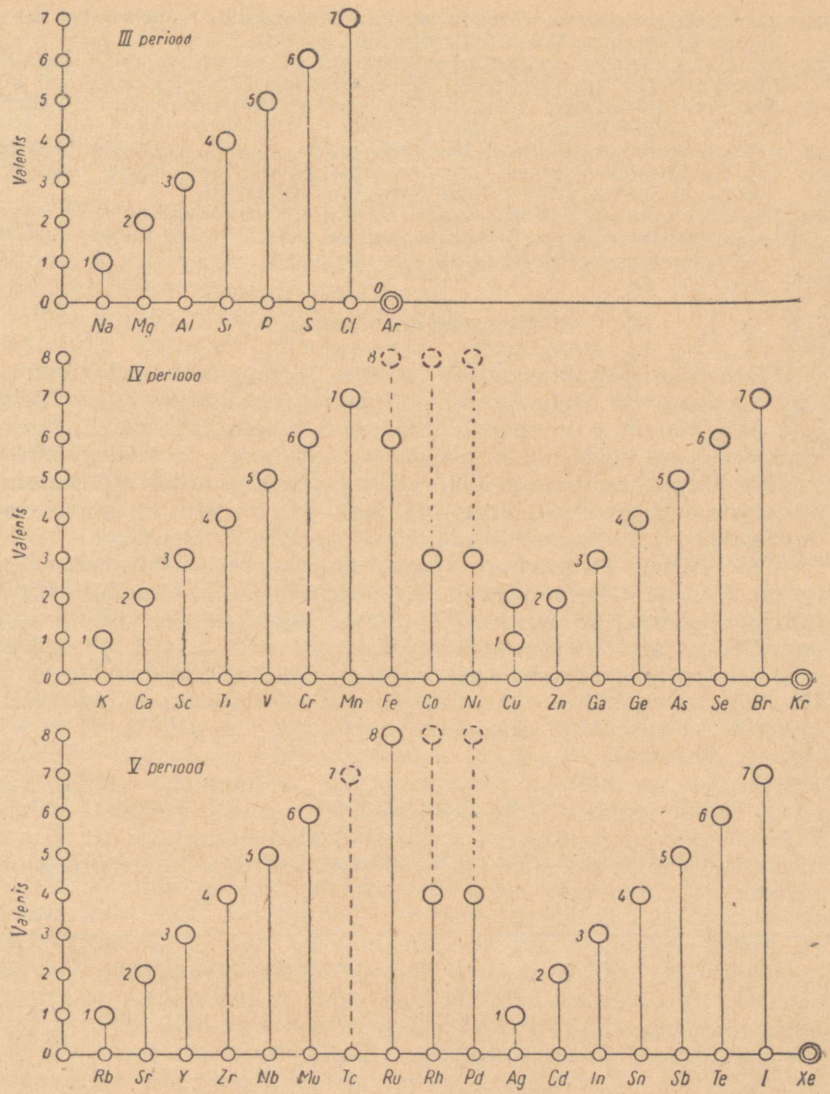
IV periood	4. rida	K I	Ca II	Sc III	Ti IV	V V	Cr VI	Mn VII	Fe Co Ni VIII	
	5. rida	Cu	Zn II	Ca III	Ge IV	As V	Se VI	Br VII	———	Kr 0

Et väikesed perioodid ja lõpetamata periood moodustavad igaüks ühe rea, on tabelis üldse 10 rida. Suurte perioodide 4., 6. ja 8. rida nimetatakse p a a r i s a r v u l i s t e k s, 5., 7. ja 9. rida aga p a a r i t u a r v u l i s t e k s ridadeks.

Niisiis on read moodustatud elementide kõrgeima valentsi perioodilisuse põhjal.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mida nimetatakse perioodiks?
2. Nimetada elemendid, mis paiknevad a) kolmandas perioodis, b) viiendas perioodis.
3. Mille poolest sarnanevad perioodid üksteisega ja mille poolest nad erinevad?
4. Kuidas muutuvad elementide metallilised ja mittemetallilised omadused perioodis?
5. Nimetada elemendid, millega algavad ja millega lõpevad perioodid.
6. Mis põhimõttel on moodustatud read perioodilisuse süsteemis?
7. Kumb element on metallilisem — tina või antimon? Miks?
8. Kumb element on mittemetallilisem — seleen (Se) või broom? Miks?
9. Kirjutada kolmanda perioodi elementide oksiidide valemid ja struktuurivalemid, milles neil elementidel on kõrgeim valents hapniku suhtes.
10. Kirjutada keemilised võrrandid järgmiste muundumiste kohta:
    a) $Mg \rightarrow MgO \rightarrow Mg(OH)_2$;
    b) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$.



Joonis 52. III, IV ja V periodi keemiliste elementide valentsi muutumine.

Täisjoonega on tähistatud vastavate keemiliste elementide kõrgeim valents hapniku suhtes ühendites, mida sen: on saadud. Kriipsjoonega on märgitud vastavate elementide teoreetiline kõrgeim valents hapniku suhtes.

11. Kirjutada reaktsiooni võrrand berülliumhüdroksiidi reageerimise kohta lämmastikhappega. Mis tüüpi reaktsioon see on?
12. Nimetada element perioodilisuse süsteemi IV perioodist, mille metallilised omadused on tugevamad kui skandiumil (Sc), aga nõrgemad kui kaaliumil. Mitu liitrit vesinikk i eraldub 2 g sellest elemendist koosneva lihtaine reageerimisel veega?
13. Asetada kaltsiumitükike katsekaasi, milles on vesi, ning lisada mõni tilk fenoolftaleiini lahust. Korrata sama katset naatriumiga. Selgitada toimuvaid nähtusi ja kirjutada keemilised võrrandid.
14. Lähtudes punasest fosforist saada metafosforhape. Arvutada metafosforhappe protsendiline kontsentratsioon, kui põletati 0,4 g punast fosforit ning põlemise produkt lahustati 40 g vees.

Elementide rühmad.

Elemendid, mis ühesuguse valentsi alusel paiknevad üksteise all, moodustavad Mendelejevi perioodilisuse süsteemis (Mendelejevi tabelis) nn. r ü h m a. Mendelejevi tabelis (vt. tabelit õpiku sisekaanel) on kokku üheksa rühma, mida nagu perioodegi tähistatakse rooma numbritega I, II, III jne. Üheksas rühm aga kannab nullrühma (tähis — 0) nimetust, sest selles rühmas paiknevad inertgaasid, mille valents on null.

Ühte rühma kuuluvatel elementidel on teatud sarnased omadused. Neil on näiteks ühesugune kõrgeim valents hapniku suhtes, millest tingituna on sarnased ka nende oksiidide valemid. Samuti on võrdne sama rühma elementide valents vesinikuühendites, mistõttu on sarnasusi ka vesinikuühendites (vt. tabel 6). I, II ja III rühma elemendid, mis peaaegu kõik on metallid, ei moodusta tavalistel tingimustel ühendeid vesinikuga. Osa IV, V, VI ja VII rühma elemente moodustab aga ühendeid vesinikuga. Sellisteks ühenditeks on näiteks metaan (CH_4), ammoniaak (NH_3), vesi (H_2O), kloorvesinik (HCl) jt. Elementide valents vesiniku suhtes väheneb neis ühendites metaanilt (IV) kloorvesinikuni (I). Nimetatud elementide valents hapnikuühendites aga suureneb samas suunas.

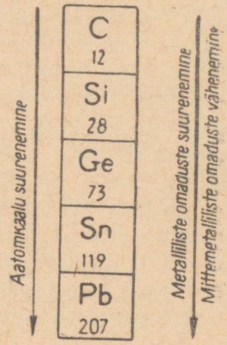
Tabel 6.

Rühm	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	0
Valents hapniku suhtes	1	2	3	4	5	6	7	8	0
Oksiidide tüüpvalemid . . .	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4	—
Valents vesiniku suhtes			—	4	3	2	1	—	0
Vesinikuühendite tüüpvalemid . .				RH_4	RH_3	RH_2	RH		

Elemendi kõrgeimat valentsi hapniku suhtes näitab rühma number.

Ainult mõnedel elementidel, näiteks vasel ja kullal, on valents enamasti suurem kui üks. VII rühma elementidel fluoril ja broomil aga pole seni leitud ühendit, milles nad oleksid seitsmevalentsed. Vesiniku valents on küll üks, kuid ta ei sobi metallidega ühte rühma, kuna ta on mittemetall. Vesinik võiks tabelis paikneda ka seitsmendas rühmas, kuid tema valents ei ole seitse. Enamasti jäetakse vesinik vastavalt valentsile esimesse rühma.

Kui jälgida elementide metallilisi ja mittemetallilisi omadusi rühmas, siis näeme, et aatomkaalu suurenemise suunas (ülalt alla) suurenevad elementide metallilised ning vähenevad mittemetallilised omadused (joonis 53).



Joonis 53. Elementide omaduste muutumine rühmas.

Perioodides aga vähenevad metallilised omadused aatomkaalu tõusu suurenemise suunas (vasakult paremale). Öeldut kinnitavad varemomandatud teadmised keemiliste elementide kohta. Nii on kaalium naatriumist tunduvalt aktiivsem — metallilised omadused esinevad tal selgemalt kui liitiumil ja naatriumil. Samas perioodis paiknevatest naatriumist ja alumiiniumist on aga alumiinium nõrgemate metalliliste omadustega. Tal esineb isegi mittemetallilisi omadusi (amfoteerne element).

Alarühmad.

Jälgime nüüd, silmas pidades elementide metallilisi ja mittemetallilisi omadusi, perioodilisuse süsteemi neljanda perioodi elemente. Elemendid kaaliumist kuni mangaanini on metallilisemate omadustega kui selle perioodi paaritu rea elemendid. Vask on näiteks tunduvalt nõrgemate metalliliste omadustega kui kaalium, broomi mittemetallilised omadused on aga suuremad kui temaga ühes rühmas paikneval mangaanil. Et neid suuri erinevusi sama rühma elementide omadustes ära märkida, on mittemetallilisemate omadustega elemendid tabeli lahtrites paigutatud paremale ja metallilisemate omadustega elemendid vasakule poole.

4. rida	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	
5. rida	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br				Kr

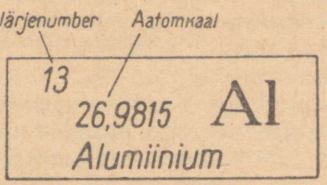
Sellega seoses jagunevad elementide rühmad kaheks alarühmaks: peaalarühmaks ja kõrvalalarühmaks.

Peaalarühma moodustavad väikeste perioodide elementide ja nendega enam sarnased elementide suurtest perioodidest.

II rühma peaalarühma kuuluvad näiteks elementide: berüllium (Be), magneesium (Mg), kaltsium (Ca), strontsium (Sr), baarium (Ba) ja raadium (Ra).

Teised antud rühma elementide moodustavad kõrvalalarühma. II rühma kõrvalalarühmas esinevad näiteks tsink (Zn), kaadmium (Cd) ja elavhõbe (Hg). VIII rühma elementide, olles üleminekuelementideks ning seega vahepealsete omaduste kandjaiks, ei jaotu pea- ja kõrvalalarühmadeks, vaid kolmekaupa kolmeks triaadiks. Süsteemi täiuslikkuse mõttes loetakse neid kõrvalalarühma kuuluvateks. Nullrühma piires puudub igasugune jaotus.

Kui jälgime metalliliste ja mittemetalliliste elementide asetust perioodilisuse süsteemis, siis näeme, et esimesed jäävad tabeli vasakpoolsesse alumisse kolmnurka, teised aga (neid on vähem) paiknevad tabeli parempoolses ülemises kolmnurgas (kui jätta kõrvale VIII ja nullrühm).



Mendelejevi perioodilisuse süsteemis on iga elemendi jaoks ette nähtud kindel koht ja eraldi lahter. Seal on keemilise elemendi sümboli juurde märgitud tema järjenumber ja aatomkaal.

Mitte soovides vähendada VIII rühma elementide lahtreid, on selle rühma elementide sümbolitele määratud ruum perioodilisuse süsteemis kolm korda suurem kui teistel rühmadel. Samal põhjusel on ka lantaniidid ja aktiiniumirida paigutatud eraldi, kusjuures tärn (* või **) juhatab kätte nende õige asukoha perioodilisuse süsteemis.

Iga rühma alla on paigutatud antud rühma elementide oksiidide tüüpvalem, milles element on kõrgeima valentsiga, ja vesinikuühendi tüüpvalem.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mis alusel moodustuvad rühmad perioodilisuse süsteemis?
2. Kuidas on perioodilisuse süsteemi kasutades lihtne leida elemendi kõrgeimat valentsi hapniku suhtes?
3. Missugune on elemendi valents vesiniku suhtes, kui tema valents oksiidis on kuus?
4. Kuidas muutuvad elementide metallilised ja mittemetallilised omadused rühmas?
5. Miks jaotatakse rühmas olevad elemendid alarühmadesse?
6. Millised elemendid moodustavad pea-, millised kõrvalalarühma?
7. Kummal elemendil on metallilised omadused tugevamad, kas tinal või pliil? Miks?

8. Kirjutada reaktsiooni võrrand tseesiumoksiidi reageerimise kohta fosfori põlemisel tekkinud ainega, milles fosforil on kõrgeim valents hapniku suhtes.
9. Teise rühma peaalarühma kuuluvad metallilised elemendid. Kirjutada nende sümbolid aktiivsuse järgi ritta, alates kõige aktiivsemast.
10. Arvestades räni, arseeni ja mangaani asukohta perioodilisuse süsteemis, kirjutada nende kõrgeimate oksiidide valemid ning struktuurivalemid.
11. Kirjutada IV, V, VI ja VII rühma kolmanda perioodi elementide vesinikuühendite valemid ja struktuurivalemid.
12. Rubiidium asub I rühma peaalarühmas, seleen aga VI rühma peaalarühmas. Kirjutada keemiline võrrand rubiidiumhüdroksiidi reageerimise kohta seleenvesinikuga.
13. Nimetada element, mille kõrgeima oksiidi tüüpvalem on RO_3 ja mis moodustab vesinikuga gaasilise aine, milles on 5,88% vesinikku. Missugune on nimetatud vesinikuühendi tihedus õhu suhtes?
14. Mitu protsenti hapnikku on a) kaadmiumoksiidis, b) kaadmiumsulfaadis?

§ 4. Keemiliste elementide perioodilisusseaduse ja perioodilisuse süsteemi tähtsus.

Keemiliste elementide perioodilisusseaduse avastamisel ja perioodilisuse süsteemi loomisel oli väga suur tähtsus nii keemiale kui ka teistele loodusteadustele.

Perioodilisusseadus on hiilgavaks tõendiks looduse arenemise üldisele seadusele kvantiteedi üleminekust uueks kvaliteediks. Nii perioodides kui ka rühmades on selgesti näha, kuidas aatomkaalu (kvantiteedi) suurenemisega muutuvad perioodiliselt elementide omadused (kvaliteet). Selle loodusseaduse alusel näemegi seost keemiliste elementide vahel. Seadusest nähtub ilmekalt, et arengul on koht ka anorgaanilises maailmas.

Keemiliste elementide perioodilisusseadus võimaldas Mendelejevil ennustada uute, tol ajal veel avastamata elementide olemasolu ja omadusi.

Tol ajal, kui Mendelejev koostas elementide perioodilisuse süsteemi, tunti 40 elementi vähem kui praegu. Näiteks ei tuntud skandiumi (4. reas), galliumi, germaaniumi (mõlemad 5. reas) ja paljusid teisi. Aatomkaalu järgi tuli siis kaltsiumi järele titaan (Ti) ja tsingi järele arseen (As). Valentsi ja ka teiste omaduste alusel ei sobinud aga titaan vahetult kaltsiumi järele, s. o. kolmandasse rühma. Veel vähem sobis kolmandasse rühma arseen. Seepärast jättis Mendelejev paljud lahtrid tabelis tühjaks. Tühjaks jäid siis ka lahtrid järjenumbriga 21, 31 ja 32, kus praegu asuvad skandium (Sc), gallium (Ga) ja germaanium (Ge). Selgituseks väitis Mendelejev, et neile kohtadele vastavaid elemente ei ole veel avastatud, kuigi nad on olemas. Mendelejev andis neile veel tundmatutele elementidele isegi nimetused. Nii nimetas ta elementi järjenumbriga 21 ekabooriks, s. t. boori sarnaseks, elementi järjenumbriga 32 ekasiliitsiumiks. Mendelejev ennustas ka

nimetatud elementide aatomkaalu ning neist elementidest koosnevate lihtainete sulamispunkti ja erikaalu, samuti nende elementide ühendite valemeid ja omadusi. Ta kirjutas: «Otsustasin seda teha selleks, et vähemalt kunagi — siis, kui mõni neist ennustatavatest ainetest avastatakse — oleks mul endal võimalik lõplikult veenduda ja ka teisi keemikuid veenda nende oletuste õigsuses, mis on minu poolt esitatud süsteemi aluseks.»

Mendelejevi poolt ennustatud elemendid avastatigi üksteise järel. Kolm neist — gallium (ekaalumiinium), skandium (ekaboor) ja germaanium (ekasiliitsium) — avastati veel siis, kui Mendelejev elas. Galliumi (Gallia on Prantsusmaa muistne nimetus) avastas prantsuse keemik Lecoq de Boisbaudran (loe lõkok dö buabodraan). Tema poolt laboratoorsel teel saadud galliumi erikaal (4,7) ei vastanud aga Mendelejevi poolt ennustatud ekaalumiiniumi erikaalule (6,0). Veendunud perioodilisusseaduse õigsuses, teatas Mendelejev Pariisi, et Lecoq de Boisbaudran on erikaalu määramisel eksinud. Kontrollimisel sai Lecoq de Boisbaudran galliumi erikaaluks 5,9.

Skandiumi (ekaboori) avastas rootsi teadlane Nilson ja germaaniumi saksa keemik Winkler.

Kuivõrd täpselt ennustas Mendelejev ekasiliitsiumi (germaaniumi) omadusi, näitab tabel 7.

Tabel 7.

Omadused	Ekasiliitsium (Es) (ennustas Mendelejev 1871. a.)	Germaanium (Ge) (avastas Winkler 1886. a.)
1. Sulamispunkt	Ekasiliitsium on kõrgel temperatuuril sulav metall. Sulamispunktist kõrgemal temperatuuril ta lendub.	Germaanium on metall, mis sulab temperatuuril 960° C, sellest kõrgemal temperatuuril ta lendub.
2. Aatomkaal	72	72,6
3. Erikaal	5,5	5,36
4. Oksiidi valem	EsO_2	GeO_2
5. Oksiidi erikaal	4,7	4,703
6. Kloriidi valem	$EsCl_4$	$GeCl_4$
7. Kloriidi erikaal	1,9	1,887

Suure keemiku D. Mendelejevi teaduslikud ennustused osutusid seega hämmastavalt täpseteks. Kogu maailma teadlased tunnustasid nüüd Mendelejevi perioodilisusseadust.

Mendelejevi perioodilisusseadust kinnitas ka inertgaasidele * õige koha leidmine elementide perioodilisuse süsteemis. Mendelejev järeldas perioodilisusseaduse põhjal, et peab esinema eriline

* Esimese inertgaasina avastati argoon 1894. aastal.

rühm keemilisi elemente, mille valents on null. Need elemendid — väärisgaasid ehk inertgaasid — ta paigutaski nn. nullrühma.

Perioodilisusseadus võimaldas parandada ka paljude elementide ebaõigesti määratud aatomkaalusid.

Kuna igale kohale perioodilisuse süsteemis vastavad kindlad omadused, järelikult ka kindel aatomkaal, sai Mendelejev leida vastava elemendi aatomkaalu teda ümbritsevate elementide aatomkaalude aritmeetilisest keskmisest. Nii parandas Mendelejev tseesiumi (Cs), berülliumi (Be), uraani (U) ja paljude teiste elementide aatomkaalusid.

Ka mõnede elementide valentsi küsimust aitas lahendada perioodilisusseadus. Berülliumi peeti kaua kolmevalentseks, kuid perioodilisuse süsteem näitas, et berüllium sobib omaduste poolest teise perioodi ja teise rühma ning on seega kahevalentne.

Keemiliste elementide perioodilisusseadus suunas teadlasi otsima põhjusi, miks aatomkaalu suurenemine või vähenemine toob endaga kaasa kvalitatiivseid muutusi. Hakati uurima molekulide ja aatomite ehitust.

Suunates keemiliste protsesside sügavat mõistmist, aitas perioodilisusseadus astuda suure sammu edasi väärseisukohtadest vabanemiseks looduse tunnetamisel.

Keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi tundmine võimaldab kergesti orienteeruda elementide ja nende ühendite tohutus hulgas. Kasutades perioodilisuse süsteemi, võib näiteks kindlaks teha järgmisi elementide omadusi (näitena vaadeldakse elementi lämmastik).

1. Kõrgeim valents hapniku suhtes.
   Lämmastiku (V rühm) valents on viis.
2. Oksiidi valem, milles element on kõrgeima valentsiga.
   Kuna lämmastiku valents on viis, on selle alusel koostatud oksiidi valem N_2O_5 (rühma tüüpvalem — R_2O_5).
3. Oksiidi omadused.
   Et lämmastik asub perioodi parempoolsemas osas, peab ta olema mittemetall. Ka paiknemine rühmas kõige kõrgemal näitab, et mittemetallilised omadused on lämmastikul teiste V rühma elementidega võrreldes kõige tugevamad. Oksiid — N_2O_5 — on järelikult happeline oksiid. Oksiidist tuletatud happe valem on HNO_3 (lämmastikhape).
   Tüüpiline happeline oksiid aga tekitab ka tüüpilise (tugeva) happe. Seega on lämmastikhape tugev hape.

4. Võime ühineda vesinikuga.

Vesinikuga ühinevad vaid peaalarühma elemendid alates IV rühmast. Et lämmastik asub V rühma peaalarühmas, siis moodustab ta ühendi vesinikuga.

5. Valents vesiniku suhtes.

Kuna elemendi kõrgeima valentsi ja tema valentsi vesiniku suhtes summa on kaheksa, saab valentsi vesiniku suhtes leida sel teel, kui lahutame arvust kaheksa elemendi kõrgeima valentsi hapniku suhtes. Lämmastiku valents vesiniku ja metallide suhtes on seega kolm (8—5 = 3).

6. Vesinikuühendi valem.

Teades, et lämmastiku valents vesiniku suhtes on kolm, saab koostada lämmastiku ja vesiniku ühendi valemi — NH_3 (ammoniaak). V rühma elementide vesinikuühendite tüüpvalem on RH_3.

Kasutades Mendelejevi tabelit, võib leida veel teisigi elementide omadusi.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kui palju elemente tunti sel ajal, kui D. Mendelejev alustas perioodilisuse süsteemi koostamist?
2. Millised D. Mendelejevi poolt ennustatud keemilised elemendid avastati juba tema eluajal?
3. Perioodilisuse süsteemi kasutades nimetada seleeni (Se) omadusi.
4. Arvestades baariumi asukohta perioodilisuse süsteemis, kirjutada baariumoksiidi ja baariumhüdroksiidi valem d ja struktuurivalemid.
5. Nimetada element, kui on teada, et ta on ühendites värvusetu, temast koosneva lihtaine vesilahus on kollane ja värvus tärkliskiiistris — sinine. Kirjutada selle elemendi vesinikuühendi valem.
6. 20 grammi metalli reageerimisel veega eraldus 11,2 liitrit vesinikku. Milline metall reageeris?
7. Oksiidi üldvalem, milles element on kõrgeima valentsiga, on R_2O_5. Selle elemendi ühend vesinikuga on gaas, mis sisaldab 17,65% vesinikku ja 82,35% elementi. Mis element see on?
8. Kirjutada oksiidi valem, mille järgi on uraanil kõrgeim valents.
9. Mitu % germaaniumi on tema ühendis vesinikuga?
10. Tähtsaks kroomi ühendiks on kaaliumdikromaat ($K_2Cr_2O_7$). Kui suur on kroomi valents selles ühendis? Kas see vastab kroomi asukohale perioodilisuse süsteemis?
11. Kaltsiumi põlemisel õhus tekib koos kaltsiumoksiidiga ka kaltsiumi ühend lämmastikuga — kaltsiumnitriid. Missugune on kaltsiumnitriidi valem?
12. Kirjutada valem a) süsiniku oksiidi kohta, b) vase oksiidi kohta, milles nimetatud elementide valents ei vasta nende asukohale perioodilisuse süsteemis.
13. Kirjutada ühendi valem, mis koosneb kõige aktiivsemast metallist ja kõige aktiivsemast mittemetallist.
14. Kasutades perioodilisuse süsteemi koostada telluurvesiniku valem. Milline on telluuri valents selles ühendis?
15. Kas mangaani valents ühendis $KMnO_4$ on suurem, väiksem või niisama suur kui tema valents vastavalt perioodilisuse süsteemile?



D. Mendelejev (1834—1907).

§ 5. D. Mendelejevi elulugu.

Kuulsate vene õpetlaste seas on D. Mendelejev eriti väljapaistval kohal.

Omades sügavaid teadmisi keemiast, füüsikast, tehnikast ja teistelt teadusaladelt, ülekeevat initsiatiivi ja haruldast töövõimet, pühendas Mendelejev kogu oma jõu ning oskused kodumaa ja rahva teenimisele. Rohketes teaduslikes töödes tegi ta tolle aja kohta julgeid kavatsusi ja projekte kodumaa tööstuse arendamiseks ning tema rikkalike maavarade kasutamiseks. Mendelejevit võib õigusega nimetada vene keemiatööstuse isaks.

Dmitri Ivanovitš Mendelejev sündis 8. veebruaril 1834. a. Siberis Tobolski linnas.

Tobolsk oli tol ajal tuntud tsaari terrori ohvrite väljasaatmise kohana. Ka Mendelejevi isa oli saadetud sinna vabamõtlemise

ja alistumatuse pärast Nikolai-aegsele režiimile. Ta töötas Tobolskis algul õpetajana ning seejärel kohaliku gümnaasiumi direktorina. 1848. aastal siirdus Mendelejevite perekond Moskvasse.

Kuna Tobolski gümnaasium, mille Mendelejev lõpetas 15-aastasena, kuulus Kaasani õpperingkonda, ei saanud Mendelejev tol ajal maksva korra kohaselt astuda Moskva ülikooli. Alles pärast pikki keerdkäike õnnestus tal asuda edasi õppima Peterburi Pedagoogilise Instituudi füüsika-matemaatika teaduskonnas. Sel ajal õppis nimetatud instituudis ka tulevane revolutsionäär-demokraat N. Dobroljubov. Just tänu tema ning samuti N. Tšernõševski ideede mõjule suutis Mendelejev välja kannatada instituudis valitsevat rõhumissüsteemi ning anduda teadusele. Mendelejevi õpetajateks olid silmapaistvad vene teadlased, kelle mõju avaldus kogu tema edasises teaduslikus tegevuses. Keemiat kuulas ta A. Voskressenski, füüsikat E. Lentsi ja matemaatikat M. Ostrogradski juures. Instituudis hämmastas Mendelejev kõiki oma suure töövõime ja andekusega. Juba üliõpilasena kirjutas ta kaks teaduslikku tööd mineraloogia alalt.

Mendelejev lõpetas instituudi kuldmedaliga ja sõitis siis Simferoopoli ning sealt edasi Odessasse, kus ta õpetas koolides keemiat. Aasta pärast tuli ta aga tagasi Peterburi ja kaitses magistri väitekirja. Seejärel komandeeriti Mendelejev kaheks aastaks Saksamaale Heidelbergi ülikooli, kus ta töötas selle aja kuulsamate teadlaste J. R. Bunseni ja G. R. Kirchhoffi juures. Naasnud kodumaale, süvenes Mendelejev kogu energiaga pedagoogilisse, teaduslikku ja kirjanduslikku töösse. Aastal 1865, kaitsnud keemiadoktori väitekirja, valiti ta Peterburi ülikooli professoriks, kus ta töötas 23 aastat järjest keemia kateedri juhatajana. See periood oli Mendelejevi loomingu õitseaeg. Mendelejev oli tuntud õiglaste ja vabameelsete vaadete poolest. Seetõttu sattus ta konflikti tagurliku tsaarivalitsusega. Mendelejevit loeti politseis kahtlaseks isikuks ja tema kohta peeti Peterburi politseiülema poolt isegi eraldi «Mendelejevi toimikut». Nimetatud asjaoluga on seletatav ka see, et Venemaa Teaduste Akadeemia, mis oli saksa soost tagurlike akadeemikute mõju all, lükkas 1880. a. tagasi ettepaneku valida oma töödega kuulsaks saanud D. Mendelejev Akadeemia liikmeks. Samal ajal aga leidis Mendelejev üldist tunnustust välismaal. Oxfordi ja Cambridge'i ülikoolid valisid Mendelejevi oma audoktoriks, Ameerika ja Iiri teaduste akadeemiad valisid ta oma auliikmeks, paljude maade akadeemiad aga oma tegevliikmeks. Mendelejevil oli kokku üle saja teadusliku aunimetuse.

Pooldava suhtumise pärast üliõpilaste revolutsioonilisse liikumisse oli Mendelejev sunnitud lahkuma Peterburi ülikooli professori kohalt 1890. a. Ülikoolist lahkumise järel pühendas Mendelejev oma tähelepanu tehnilistele ja majanduslikele probleemi-

dele. 1898. a. nimetati ta Mõõtude ja Kaalude Peapalati juhatajaks, mille ta muutis esmajärguliseks uurimisasutuseks.

D. Mendelejev suri 20. jaanuaril 1907. a. Kogu teadusemaailm jäi kuulsat vene teadlast leinama.

Alustanud teaduslikku tegevust juba üliõpilasena ja jätkates seda kuni surmani, jättis Mendelejev teadusliku pärandina maha üle neljasaja teadusliku töö. Ta jättis märgatavaid jälgi mitte ainult keemiasse, vaid ka väga paljudesse naaberdistsipliinidesse, mille arenemisele ta oma töödega kaasa aitas. D. Mendelejevi kõige väljapaistvamaks saavutuseks tuleb pidada aga elementide perioodilisusseaduse avastamist. Tänapäeval on see seadus omandanud sügavaima loodusseaduse tähenduse. Pikki aastaid oli juhtivaks teoseks keemia alal Mendelejevi kuulus õpik «Keemia alused», mis on tõlgitud paljudesse keeltesse. Tähtsad on Mendelejevi uurimused lahuste ja gaaside alal, nafta, kivisöe ja teiste maavarade uurimisel. Mendelejevile kuulub näiteks kivisöe maaaluse gaasistamise idee. Mendelejev tegeles ka aerodünaamika ja meteoroloogiaga. Tähelepanuväärne oli Mendelejevi hulljulge ettevõte 1887. a. Klini linnas, kus ta tõusis täieliku päikesevarjutuse jälgimiseks õhku piloodita aerostaadil. Selle lennu eest sai Mendelejev audiplomi Pariisi Õhusõidu Akadeemia poolt.

Kogu oma tegevuse kestel pühendas Mendelejev suurt tähelepanu praktilistele küsimustele.

Nõukogude rahvas hindab vääriliselt D. Mendelejevit kui suurt teadlast ja silmapaistvat patriooti.

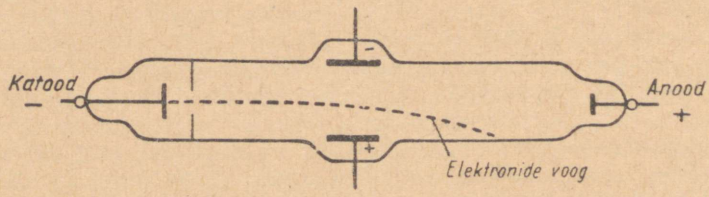
V peatükk.

AATOMI EHITUS.

§ 1. Aatomite keeruka ehituse tõestamine.

Aatomite ehitust käsitleti kaheksanda klassi füüsika kursuses. Keemiliste nähtuste selgitamiseks on vaja õpitut korrata ning tutvuda uute faktidega aatomi ehituse kohta.

Aatomi keeruka ehituse selgitamine algas katoodkiirte uurimisega inglise teadlase W. Crookes'i (loe: kruuksi) poolt 1879. a. Kõrgepingelise alalisvoolu juhtimisel läbi hõrendatud gaase sisaldava klaastoru, nn. Crookes'i toru (joonis 54), eraldub katoodilt negatiivselt laetud aineosakeste voog (katoodkiired).



Joonis 54. Katoodkiirte hälbimine elektriväljas.

Neid negatiivselt laetud aineosakesi nimetatakse elektronideks. Et aine koosneb molekulidest ja need omakorda aatomitest, tuleb elektrone omakorda pidada aatomite koostisosadeks. Elektrone eraldub ka metallidest nende kuumutamisel, mitmetest ainetest nende põletamisel või valgustamisel ultraviolettkiirtega.

Eriti tähtsat osa aatomi keeruka ehituse tõestamisel etendas 1896. aastal prantsuse füüsiku Becquerel'i (loe: bekreli) poolt avastatud radioaktiivsuse nähtus ja Pierre ning Marie Curie'de poolt avastatud radioatiivsete elementide raadiumi ja poloonium uurimine. Radioaktiivsuse olemuse selgitas inglise teadlane Ernest Rutherford (loe: razefod).



Marie Curie-Sklodowska
(1867—1934).

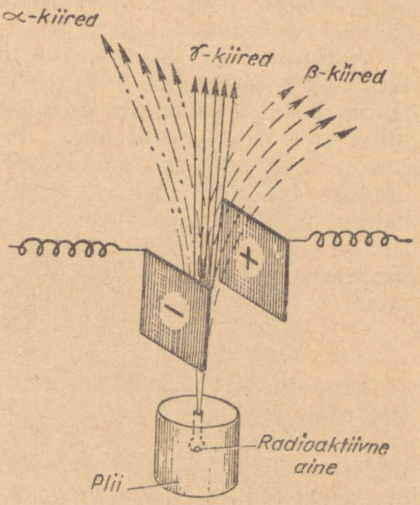
Radioaktiivsus on aatomite omadus iseenesest saata välja erilisi, nn. radioaktiivseid kiiri ning muutuda seetõttu teiseks, väiksema massiga elementide aatomiteks.

Radioaktiivsed ained saadavad välja kolme erinevat liiki kiiri — alfa- (α), beeta- (β) ja gammakiiri (γ). Seda tõestab radioaktiivsete kiirte paigutamine elektrivälja (joonis 55). α-kiired kujutavad endast positiivselt laetud aineosakesi, massiga 4 ühikut. α-osake, liites endaga kaks elektroni, muutub heeliumi aatomiks. β-kiired on liikuvad elektronid. γ-kiired aga kujutavad endast elektromagnetilist lainetust, millel on suur läbitungimisvõime nagu röntgenikiirtelgi.

Kui raadiumi aatomist kiirgub näiteks α-osake (massiga 4 ühikut), muutub ta kaheks uueks elemendiks, radooniks (massiga 222 ühikut) ja heeliumiks (massiga 4 ühikut):

$$^{226}Ra \rightarrow {}^{222}Rn + {}^{4}He$$

Uraani (U), tooriumi (Th), raadiumi (Ra) ja teisi juba looduses radioaktiivsetena leiduvaid elemente nimetatakse looduslikeks radioaktiivseteks elementideks. Elemente, mille aatomid on muudetud radioaktiivseteks inimese tegevuse tulemusena, nimetatakse



Joonis 55. Radioaktiivse kiirguse hälbimine elektriväljas.

kunstlikeks radioaktiivseteks elementideks. (Näiteks radioaktiivne fosfor, radioaktiivne koobalt, radioaktiivne jood jne.)

Seega polnud vaade aatomile kui jagamatule osakesele enam kooskõlas faktidega, mis avastati seoses radioaktiivsuse tundmaõppimisega.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kust on pärit sõna «aatom» ja mida see tähendab?
2. Nimetada teaduse saavutusi XIX sajandil, mis tõid selgust aine ehitusse.
3. Miks kalduvad katoodkiired elektriväljas positiivse elektroodi poole?
4. Mida kujutavad endast katoodkiired ja kelle poolt nad avastati?
5. Kelle poolt ja millal avastati radioaktiivsus?
6. Nimetada teadlasi, kes uurisid radioaktiivsust ja avastasid radioaktiivsed elemendid raadiumi ja polooniumi.
7. Mis on radioaktiivsus?
8. Mis on looduslik, mis kunstlik radioaktiivsus? Tuua näiteid looduslikest radioaktiivsetest elementidest.
9. Mida kujutavad endast α-kiired?
10. Milliseid järeldusi saab teha aatomi ehituse kohta radioaktiivsuse avastamise põhjal?
11. Kasutades elementide perioodilisuse süsteemi, kirjutada raadiumoksiidi ja raadiumhüdroksiidi valemid.
12. 10 liitrit hapnikku sisaldab normaaltingimustel (0° C ja 760 mm rõhul) $2{,}7 \cdot 10^{23}$ molekuli. Kui palju lämmastiku molekule on niisama suures ruumalas samadel tingimustel?

§ 2. Aatomi koostisosad.

Elektron.

Aatomitel tervikuna ei ole laengut ehk teisiti öeldes — nende laeng on null. Aatomi koostisosadel aga on laeng — ühtedel positiivne ja teistel negatiivne. On kindlaks tehtud, et kõigil elektronidel on võrdne elektrilaeng. Et elektroni laeng on kõige väiksemaks senituntud negatiivseks elektrilaenguks, siis on ta võetud negatiivse elektrilaengu ühikuks (—1). Elektroni mass on aatomi massiga võrreldes niivõrd väike, et seda tavalistes arvutustes arvesse ei võeta. Üks elektron on ligi 1840 korda kergem vesiniku aatomist (joonis 56).

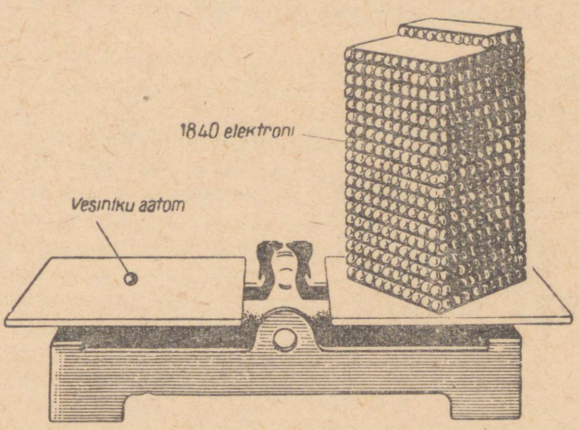
Prooton.

Missugused on siis aatomis sisalduvad positiivselt laetud osakesed?

Sellele küsimusele vastust leida ei olnud lihtne. 1911. a. läks inglise füüsikul E. Rutherfordil korda teha katseliselt kindlaks, et aatomi keskmes asub positiivselt laetud ja suure massiga aatomi osa, nn. aatomituum. See aga, et aatomituumad sisaldavad omakorda veel väik-

semaid osakesi — prootoneid ehk nn. vesiniku aatomi tuumi, tehti sama teadlase poolt kindlaks alles 1919. a.

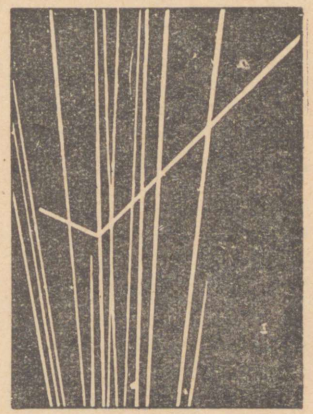
Uurides α-osakeste liikumist, kasutas E. Rutherford ära nende suure kiiruse (umbes 20 000 km/s) ja massi. Ta suunas radioaktiivsel lagunemisel tekkivad α-kiired lämmastiku aatomitele.



Joonis 56. Vesiniku aatomi ja elektroni massi võrdlus.

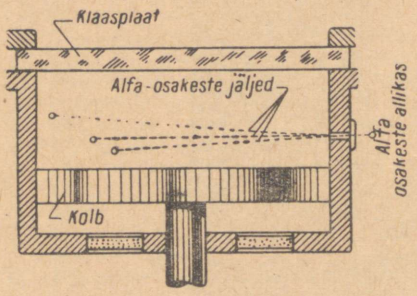
Sellise «pommitamise» tulemusena neelati α-osake lämmastiku aatomi tuuma poolt. Seejuures tekkiva massiivsema osakese lagunemisel saadi teine element — hapnik ja eraldus prooton (vesiniku aatomi tuum).

Joonisel 57 on toodud foto α-osakese kokkupõrkest lämmastiku aatomiga, mis on tehtud nn. Wilsoni kambris.



Joonis 57. Foto α-osakese kokkupõrkest lämmastiku aatomiga (Wilsoni kambris). α-osakese sirgjooneline jälg lõhestub kokkupõrke kohas kahvlikujuliselt kaheks. Lühike haru on hapniku aatomi tuuma jälg, pikk aga eraldunud prooton jälg.

Wilsoni kamber kujutab endast suletud silindrilist anumat, milles on kolb hõrenduse tekitamiseks (joonis 58). Anum on täidetud veeaurust küllastatud õhuga. Kolvi liikumisel alla paisub anumas olev õhk, rõhk langeb ja alaneb õhu temperatuur. Wilsoni kambrisse suunatud α-kiired võtavad nende teele jäänud lämmastiku molekulidelt elektrone ära, mistõttu need muutuvad elektriliselt laetud osakesteks — i o o n i d e k s. Neile ioonidele kondenseerubki nüüd madalal temperatuuril olev veeaur veepiisakestena. Iga α-osakese lennuteele tekib selle tulemusena udujälg, mida võib näha ja pildistada.



Joonis. 58. Wilsoni kambri lihtsustatud skeem.

Toimunud reaktsiooni nimetatakse t u u m a r e a k t s i o o n i k s, sest vastupidiselt tavalistele keemilistele reaktsioonidele ei jää aatomid siin muutumatuteks. Tuumareaktsioonidel muutuvad ühe elemendi aatomituumad teise elemendi aatomituumadeks, s. o. ühest elemendist tekib teine, näiteks lämmastikust tekib hapnik. Nimetatud reaktsiooni tulemusena muudeti ajaloos esimest korda üks keemiline element teiseks, millest juba sajandeid tagasi unistasid alkeemikud. Sellelaadsete katsetega tehti prootonite olemasolu kindlaks ka teiste elementide aatomite tuumades.

Aatomituuma positiivse laengu suurus sõltub sellest, mitu prootonit ta sisaldab.

Nii on naatriumi aatomi tuumas 11 prootonit ning tema tuumalaeng on +11. Uraani aatomi tuum sisaldab 92 prootonit — uraani tuumalaeng on +92 jne. Vesiniku aatomi tuumal (prootonil) on väikseim seni tuntud positiivne laeng, seepärast on ta võetud tuuma laengu ühikuks (+1). Elektroni ja prootoni absoluutväärtuselt võrdsete, kuid märgilt vastupidiste laengute summa on seega null (0). Prooton on elektronist umbes 1840 korda raskem, kuid 4000 korda väiksema läbimõõduga.

Kui me suurendame mõtteliselt elektroni ja prootoni mõõtmeid nii, et prooton oleks nööpnõela pea suurune (1 mm), siis oleks elektroni läbimõõt neli meetrit. Nimetatud asjaolu kõneleb prootoni väga suurest tihedusest.

Neutron.

Järgnevad katsed näitasid aga, et aatomituum ei sisalda ainult prootoneid, vaid veel teisigi osakesi.

Berülliumi (Be) α-osakestega «pommitades» avastas J. Chadwick (loe: tšäduik), et seejuures eralduvad suure läbitungimisvõimega kiired, mis koosnevad neutraalsetest osakestest. Neid

osakesi nimetatakse neutroniteks ja tähistatakse tähisega «*n*». Toimuval tuumareaktsioonil tekib berülliumist teine element — süsinik. Reaktsiooni võrrand on järgmine:

$$^{9}_{4}Be + \underset{\alpha\text{-osake}}{^{4}_{2}He} \rightarrow ^{12}_{6}C + \underset{\text{neutron}}{^{1}_{0}n}$$

Märkus. Aatomituuma tähistatakse vastava elemendi sümboli ja kahe indeksiga, kusjuures alumine indeks tähistab tuumalaengut ja ülemine indeks tuuma massiarvu (täisarvuni ümardatud aatomkaalu).

Neutroni ja prootoni massid erinevad teineteisest väga vähe, kuid neutronil puudub elektrilaeng. Neutroni avastamine oli väga tähtsaks sammuks aatomi struktuuri mõistmisel.

Fakt, et prootoneid ja neutroneid saab aatomituumast «välja lüüa», vihjab nende sisaldumisele tuumas. Nii võib katsete tulemusena väita, et **aatomid sisaldavad peamiste koostisosadena elektrone, prootoneid ja neutroneid, kusjuures kaks viimast elementaarosakeste liiki sisalduvad ainult aatomituumades.**

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Iseloomustada elektroni.
2. Kui suur on α-osakeste mass, laeng ja kiirus? Kui palju kuluks neil aega liikumiseks ümber Maa, kui nende teel ei oleks takistusi?
3. Milline tähtsus oli E. Rutherfordi poolt teostatud lämmastiku aatomi «purustamisel»?
4. Mida kujutab endast prooton? Iseloomustada prootonit.
5. Milliseid reaktsioone nimetatakse tuumareaktsioonideks?
6. Millega on seletatav prootoni suur mass?
7. Kuidas avastati neutronid? Iseloomustada neid.
8. Millistest peamistest elementaarosakestest koosnevad aatomid?
9. Nimetada tähtsamaid keemilisi elemente Mendelejevi tabeli igast rühmast.
10. Kirjutada kolme II rühma elemendi klooriühendite valemid.
11. Kirjutada vanaadiumiühendite valemid, milles avaldub vanaadiumi kõrgeim valents a) hapniku, b) väävli, c) fluori suhtes.
12. Leida seleeni (Se) sellise fluoriühendi 1 liitri kaal, tihedus vesiniku suhtes ja tihedus õhu suhtes, milles seleenil on kõrgeim valents hapniku suhtes.
13. Kirjutada tuumareaktsiooni võrrand boori «pommitamise» kohta α-osakestega (heeliumi aatomi tuumadega), kui on teada, et seejuures eralduvad neutronid ja tekib lämmastik.

§ 3. Aatomi planetaarne ehitus.

Pärast elektronide avastamist ilmus mitmeid teooriaid aatomi sisemise ehituse kohta. Arvati isegi, et aatomi koostisosad on aatomis läbisegi. Selgust tõi juba eespool nimetatud aatomituuma avastamine E. Rutherfordi poolt.

Katsed kinnitasid, et peaaegu kogu aatomi mass on koondunud tuuma. Kuna massi annavad aatomile peamiselt prootonid ja neutronid, siis paiknevad nad aatomituumas. Prootonite ja neutronite

koguarvu nimetatakse massiarvuks. Massiarv on ligikaudu võrdne aatomkaaluga. Kuna prootoni ja neutroni mass võrdub ühe massiühikuga, on massiarvud täisarvulised. Näited mõnede elementide aatomituumade koostise ja massiarvude kohta on toodud järgmises tabelis.

Tabel 8.

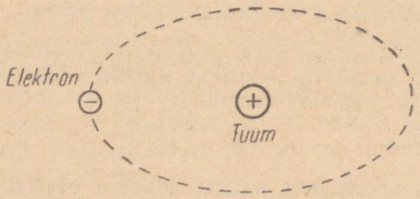
Element	Prootonid	Neutronid	Massiarv
Vesinik	1	—	1
Heelium	2	2	4
Süsinik	6	6	12
Kaalium	19	20	39
Uraan	92	146	238

Teooria aatomituumade koosnemise kohta prootonitest ja neutronitest väljendas esimesena nõukogude teadlane D. Ivanenko. Selle teooria põhjal saab leida neutronite arvu aatomituumas. Selleks tuleb täisarvuni ümardatud aatomkaalust lahutada prootonite arv.

Põhjust, miks D. Mendelejevi keemiliste elementide perioodilisuse süsteemi märgitud aatomkaalud on enamikus murdarvud, käsitleme hiljem.

Tutvume nüüd elektronide paiknemise ja liikumisega aatomis.

Kuna elektronid eralduvad kergesti metalli pinnalt, siis näitab see, et nad paiknevad aatomi välisosas. On tõestatud, et elektronid on aatomis pidevas liikumises — nad pöörlevad ümber oma telje. Samaaegselt pöörlemisega tiirlevad elektronid pidevalt ümber aatomituuma nagu planeedid ümber päikese (siit ka nimetus planetaarsed elektronid ja planetaarne aatomi ehituse skeem).

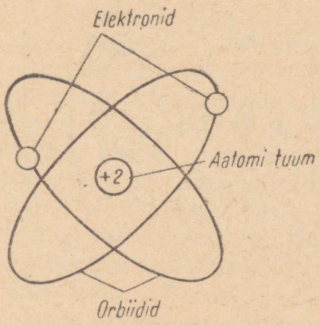


Joonis 59. Vesiniku aatomi ehituse skeem.

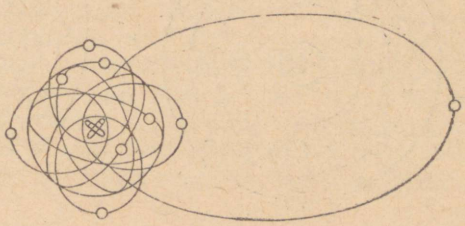
Iga elektron tiirleb ümber aatomituuma omal teel — orbiidil. Järgnevalt kujutame skemaatiliselt lihtsaima aatomi — vesiniku aatomi ehitust (joonis 59). Nagu skeemist nähtub, sisaldab vesiniku aatom vaid ühe prootoni, mis ongi vesiniku aatomi tuumaks, ja ühe elektroni, mis tiirleb selle ümber.

Joonistel 60 ja 61 toome veel näiteks mõnede elementide aatomite ehituse skeemid.

Nii heeliumi kui ka naatriumi aatomi ehituse skeemist näeme, et kaks elektroni, mis asuvad tuumale kõige lähemal, asetseksid nagu ühisel kerapinnal ehk sfääril, mille keskpunktiks on aatomi tuum. Võrdsetel kaugustel tuumast asuvad ka naatriumi aatomi

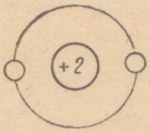


Joonis 60. Heeliumi aatomi ehituse skeem.

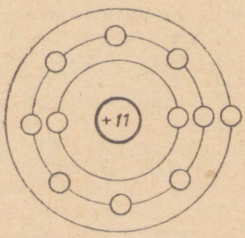


Joonis 61. Naatriumi aatomi ehituse skeem.

järgmised kaheksa elektroni. Need elektronid märgitakse aatomi ehituse lihtsustatud skeemis samadele ringjoontele. Öeldakse, et tuumast ühesugusel kaugusel paiknevad elektronid asuvad samal elektronkihil. Seega võib heeliumi ja naatriumi aatomeid lihtsustatult kujutada järgmiste skeemidega (joonised 62 ja 63):



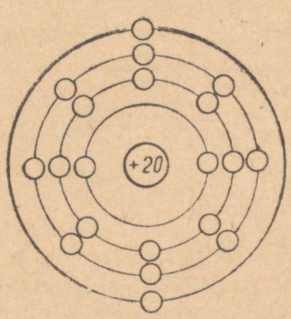
Joonis 62. Heeliumi aatomi ehituse lihtsustatud skeem.



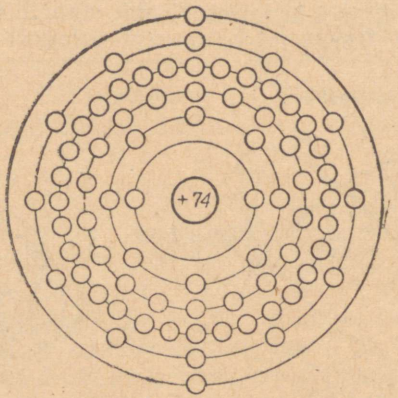
Joonis 63. Naatriumi aatomi ehituse lihtsustatud skeem.

Sellised skeemid võimaldavad kujutada arusaadavalt ka suurema aatomkaaluga elementide aatomeid (joonised 64 ja 65).

Tegelikult on aatomite ehitus väga keerukas, sest iga elektron tiirleb oma orbiidil, kusjuures ka need orbiidid muudavad oma asukohta ruumis.



Joonis 64. Kaltsiumi aatomi ehituse skeem.



Joonis 65. Volframi aatomi ehituse skeem.

Keemiliste protsesside tundmise seisukohalt on aga eespool toodud skeemide kasutamine otstarbekas, kuna need annavad ülevaate elektronidest, mis asuvad aatomi väliskihil ja millest olenevad selle elemendi keemilised omadused.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kuidas tehti kindlaks aatomi ehitus?
2. Millistest osakestest koosneb aatomituum?
3. Millest sõltub aatomite tuumalaengute suurus?
4. Missugune on elektronide asetus aatomis?
5. Kuidas kujutletakse aatomit tänapäeval?
6. Mis on a) elektronkiht, b) orbiit?
7. Uraani aatomi tuuma laeng on +92. Mitu elektroni tiirleb ümber uraani aatomi tuuma?
8. Koostada I ja II perioodi elementide aatomite elektronskeemid, kui on teada, et I perioodi elementide aatomites olevad elektronid paiknevad ühel, II perioodi omad aga kahel kihil. Tuumalaeng on igal järgneval elemendil ühe võrra suurem ja väliselektronide arv kasvab perioodi ulatuses ühest kuni kaheksani.
9. Hapniku aatomi tuumas (aatomkaal 16) on 8 neutronit. Mitu prootonit on hapniku aatomi tuumas ja mitu elektroni tiirleb ümber tuuma?
10. Millise elemendi aatomituumas ei ole neutroneid?
11. Milliseid koostisosi sisaldab tsingi aatom ja kui palju, kui tema tuumalaeng on +30 ja aatomkaal 65?
12. Määrata väävli valents järgmistes ühendites: H_2S, H_2SO_3, SO_3. Kirjutada nimetatud ühendite struktuurivalemid.
13. Mitu magneesiumi aatomit on 3 grammis magneesiumipulbris?
14. Mitmes liitris hapnikus sisaldub niisama palju aatomeid nagu 7 grammis lämmastikus?

§ 4. Keemiliste elementide perioodilisusseadus ja perioodilisuse süsteem aatomi ehituse valgusel.

Avastused aatomi ehituse alal rikastasid ja süvendasid veelgi D. Mendelejevi perioodilisusseaduse ja perioodilisuse süsteemi sisu.

Inglise teadlane H. Moseley (loe: mozli) avastas, et elementide järjenumbrid D. Mendelejevi elementide perioodilisuse süsteemis ei registreeri lihtsalt elementide asetust, vaid nad väljendavad ka elemendi aatomituuma laengu suurust. Seega võib perioodilisuse süsteemi kasutades öelda mistahes keemilise elemendi tuumalaengu suuruse (prootonite arvu tuumas). Väävli järjenumber on 16, seega on tema aatomi tuuma laeng +16 ja aatomi tuum sisaldab 16 prootonit. Raua järjenumber on 26, tema tuumalaeng on +26 ja aatomi tuum sisaldab 26 prootonit. Et elektronide ja prootonite arv aatomis on võrdne, siis näitab järjenumber ka elektronide arvu aatomis.

Tuumareaktsioonides muutuvad aatomite tuumad ning selle tulemusena tekivad uued keemilised elemendid. Tavalistes keemilistes reaktsioonides ei teki uusi elemente, sest aatomite tuumad jäävad siin muutumatuteks. Tabelisse on elementide sümbolid kantud tuumalaengu suurenemise järjekorras. Igal järgmisel elemendil on erinev tuumalaeng ja, nagu selgub, ka erinevad omadused. Millest aga sõltub elementide ja nende ühendite omaduste kordumine? Lämmastiku järjenumber ja järelikult ka tema tuumalaeng, samuti ka elektronide arv on 7 (joonis 66). Esimesel elektronkihil tiirleb 2, teisel kihil, mis on väliskihiks, aga 5 elektroni. Viieteistkümnes element (fosfor) on oma ühendite tüübilt lämmastikuga põhiliselt sarnane. Fosfori aatomi tuuma laeng on aga +15. Esimesel elektronkihil tiirleb tal 2, teisel — 8 ja välisel elektronkihil, nii nagu lämmastikulgi, 5 elektroni. Lämmastiku ja fosfori sarnasus on seega tingitud väliselektronkihtide sarnasusest. Perioodilisuse süsteemi samas alarühmas määrab keemiliste elementide omaduste sarnasuse väliskihi elektronide võrdne arv.

Niisiis on keemiliste elementide omaduste perioodilise muutumise aluseks väliskihi elektronide arvu perioodiline muutumine. Kindla elektronide arvu tingib aga tuumalaeng. Seega tuleb perioodilisusseadust sõnastada vastavalt aatomi ehituse teooriale järgmiselt.

Elementide ja nende ühendite omadused on perioodilises sõltuvuses aatomituuma laengust.

Sellest lähtudes saab seletada ka mõnede elementide järjestuse mittevastavust aatomkaalude tõusule Mendelejevi perioodilisuse süsteemis. Näiteks argooni tuumalaeng on +18 ja ta peab asetsema kaaliumi ees, sest kaaliumi tuumalaeng on +19.

1 H-1 +1 1 H_2O							2 He-4 +2 2
3 Li-7 +3 2 1 Li_2O LiOH LiCl	4 Be-9 +4 2 2 BeO $Be(OH)_2 \rightleftharpoons H_2BeO_2$ $BeCl_2$ K_2BeO_2	5 B-11 +5 2 3 B_2O_3 $H_3BO_3 \rightleftharpoons HBO_2$ BPO_4 KBO_2	6 C-12 +6 2 4 CH_4 CO_2 H_2CO_3 K_2CO_3	7 N-14 +7 2 5 NH_3 N_2O_5 HNO_3 KNO_3	8 O-16 +8 2 6 H_2O K_2O	9 F-19 +9 2 7 HF OF_2 KF CaF_2	10 Ne-20 +10 2 8
11 Na-23 +11 2 8 1 Na_2O NaOH NaCl	12 Mg-24 +12 2 8 2 MgO $Mg(OH)_2$ $MgCl_2$	13 Al-27 +13 2 8 3 Al_2O_3 $Al(OH)_3 \rightleftharpoons HAlO_2$ $AlCl_3$ $KAlO_2$	14 Si-28 +14 2 8 4 SiH_4 SiO_2 H_2SiO_3 K_2SiO_3	15 P-31 +15 2 8 5 PH_3 P_2O_5 H_3PO_4 HPO_3 K_3PO_4 KPO_3	16 S-32 +16 2 8 6 H_2S SO_3 H_2SO_4 K_2SO_4	17 Cl-35,5 +17 2 8 7 HCl Cl_2O_7 KCl $HClO_4$ $KClO_4$	18 Ar-40 +18 2 8 8
19 K-39 +19 2 8 8 1 K_2O KOH KCl	20 Ca-40 +20 2 8 8 2 CaO $Ca(OH)_2$ $CaCl_2$						

Joonis 66. Seos perioodilisusseaduse ja aatomi ehituse vahel.

§ 5. Aatomi elektronskeemi koostamine.

Tundes aatomi ehituse teooriat ja kasutades elementide perioodilisuse süsteemi, võib iseloomustada mistahes keemilist elementi. Eelmises paragrahvis käsitlesime seost elemendi järjenumbri ja aatomituuma laengu vahel. Peale selle on aatomite elektronskeemide koostamiseks kasulik meeles pidada veel järgmist.

1. Perioodi number näitab aatomi elektronkihtide arvu.

   Seega võime kohe öelda, et näiteks broomi (Br) 35 elektroni paiknevad neljal kihil, volframi (W) 74 elektroni paiknevad kuuel elektronkihil jne.

2. Üldjuhul võrdub peaalarühma elementide aatomite väliskihi elektronide arv rühma numbriga. (Erandi moodustavad inertgaasid ja suurte perioodide esimeste ridade elemendid, alates kolmandast elemendist.)

   Seega on broomi aatomi väliskihis seitse elektroni. Volframi aatomi, samuti ka raua, nikli jt. kõrvalalarühma elementide aatomite väliskihis on enamasti kaks elektroni (välja arvatud I rühma kõrvalalarühmas asuvad Cu, Ag ja Au).

3. Elektronide maksimaalset arvu esimesel neljal kihil on võimalik arvutada valemi järgi

$$2\,n^2$$

   kusjuures «n» näitab kihi numbrit tuumast alates. Elektronide arvu vähenemine (suure elektronide arvuga aatomite puhul) toimub vastupidises järjekorras — 32, 18, 8 ja 2 elektroni.

4. Aatomi väliskihis võib olla maksimaalselt kaheksa elektroni, eelviimases kihis aga maksimaalselt 18 elektroni.

5. Elektronkihtide struktuuri muutused seoses elektronide üldhulga suurenemisega aatomeis toimuvad kõrvalalarühmas asuvate elementide aatomitel eelviimases kihis, peaalarühmas aga väliskihis.

Näiteks asuvad nii broom kui ka seleen (Se) samas, s. o. neljandas perioodis ja peaalarühmades. Koostame mõlema elemendi aatomi elektronskeemid, eraldades püstjoone abil tuumalaengu elektronkihtidest ja märkides viimaseid kaartena:

Se: +34 | 2) 8) 18) 6)

Br: +35 | 2) 8) 18) 7)

Koostame samuti kõrvalalarühmas asuvate tantaali ja volframi aatomite elektronskeemid:

Ta: +73 | 2) 8) 18) 32) 11) 2)

W: +74 | 2) 8) 18) 32) 12) 2)

Aatomite elektronskeemi koostamisel tuleb seepärast viimasena märkida eelviimase kihi elektronid.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Sõnastada keemiliste elementide perioodilisusseadus aatomi ehituse teooria seisukohalt.
2. Mis ühist on a) halogeenide, b) leelismetallide aatomite ehituses?
3. Lähtudes arseeni asukohast perioodilisuse süsteemis, vastata küsimustele: a) Mitu elektroni on arseeni aatomis? b) Mitu elektroni on arseeni aatomi väliskihis? c) Mitu neutronit on arseeni aatomi tuumas?
4. Lähtudes astaadi asukohast perioodilisuse süsteemis, vastata küsimustele: a) Mitu prootonit ja neutronit on astaadi aatomi tuumas? b) Mitmel elektronkihil paiknevad astaadi elektronid? c) Mitu elektroni on astaadi aatomi väliskihis?
5. Mitu elektroni on räni, väävli, kloori, vanaadiumi ja raua aatomite väliskihis?
6. Koostada III perioodi elementide aatomite elektronskeemid ja jälgida, kuidas muutuvad vasakult paremale elementide omadused.
7. Joonistada fosfori, neooni, nikli ja polooniumi aatomite elektronskeemid.
8. Joonistada tseesiumi, tsingi ja argooni aatomite elektronskeemid.
9. Mitu aatomit sisaldub vasetükis, mis kaalub 30 grammi?
10. Mitu g-aatomit on 27,8 grammi germaaniumi?

§ 6. Isotoobid.

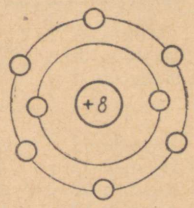
Peale raadiumi ja polooniumi avastamist Marie ja Pierre Curie' poolt hakkasid paljud teadlased otsima võimalusi uute radioaktiivsete elementide leidmiseks. Neid leitigi uraani- ja tooriumimaakidest. Paljusid saadud elemente ei suudetud aga eristada varem tuntud elementidest, sest nende omadused langesid ühte. Näiteks avastati 1906. a. element ioonium, mis osutus sarnaseks juba tuntud elemendi tooriumiga (Th). 1922. a. tõestas inglise füüsik Aston, et sellistel juhtudel on tegemist ühe ja sama elemendi erikujude ehk teisenditega.

Pöördume nüüd tagasi E. Rutherfordi kuulsa tuumareaktsiooni juurde ja kirjutame reaktsiooni võrrandi lämmastiku muutumise kohta hapnikuks:

$$^{14}_{7}N + \underset{\alpha\text{-osake}}{^{4}_{2}He} \rightarrow ^{17}_{8}O + \underset{\text{prooton}}{^{1}_{1}H}$$

Meenutame, mida näitavad indeksid elemendi sümboli kõrval, ja leiame hapniku asukoha elementide perioodilisuse süsteemis. Hapniku aatomi tuumalaeng on +8. Hapniku aatomkaaluks tabelis ei ole aga 17, vaid 16. Tuntud on hapniku aatomid massiarvu-

dega 14, 15, 16, 17, 18 ja 19. Selgub, et esineb mitmesuguse massiga hapniku aatomeid. Kõigil neil on aga ühesugused keemilised omadused, sest neil on võrdne tuumalaeng (+8) ning sellest olenevalt sama elektronide paigutus (joonis 67). Hapnikus, olgu see saadud kaaliumpermanganaadi lagundamisel või toodetud õhust, esineb alati mitmesuguse massiga hapniku aatomeid. Mendelejevi tabelis on aga nende jaoks üks koht (järjenumbriga 8).



Joonis 67. Hapniku aatomi ehituse skeem.

On tõestatud, et sellistest teisenditest koosnevad peaaegu kõik elemendid. Et need elementide teisendid paiknevad elementide perioodilisuse süsteemis samal kohal, hakati neid nimetama vastava elemendi isotoopideks (kreeka keele sõnadest *isos* — sama ja *topos* — koht).

Keemilise elemendi teisendeid, millel on ühesugune tuumalaeng, kuid erinevad massiarvud (aatomkaalud), nimetatakse isotoopideks.

Millega on aga seletatav, et hapniku aatomkaal on 16? Isotoopi massiarvuga 16 sisaldub hapnikus kõige enam. Teisi isotoope leidub aga kaduv-väikeses koguses. D. Mendelejevi elementide perioodilisuse süsteemi kantakse aga isotoopide keskmised aatomkaalud.

Hapniku isotoopide keskmine aatomkaal on seega ligikaudu 16. Kõigi elementide isotoopide keskmised aatomkaalud ei ole nii lähedased täisarvudele. Nii on kloori keskmiseks aatomkaaluks

$$\frac{35 \cdot 75 + 37 \cdot 25}{100} = 35{,}5,$$

sest kloori kahest isotoobist leidub isotoopi massiarvuga 35 ($^{35}_{17}Cl$) 75 protsenti ja raskemat isotoopi massiarvuga 37 ($^{37}_{17}Cl$) 25 protsenti. Protsendiline keskmine on seega umbes 35,5. Magneesiumi keskmine aatomkaal väljendub samuti murdarvuna — 24,32. Tuhandest magneesiumi aatomist on 774 aatomi aatomkaaluks 24, 115 aatomil on aatomkaaluks 25 ja 111 aatomil — 26. Seega on isotoopide aatomkaalud täisarvulised. Perioodilisuse süsteemi aga kantakse magneesiumi isotoopide keskmine aatomkaal — 24,32.

Nüüd saab ka selgeks, miks suurema aatomkaaluga argoon (Ar) asub tabelis enne kaaliumi, telluur (Te) enne joodi (I), koobalt (Co) enne niklit (Ni). Kaaliumis näiteks on ülekaalus tema kergem isotoop. Isotoopide keskmine aatomkaal on argoonil suurem kui kaaliumil.

Teades, et aatomite tuumad koosnevad prootonitest (mass 1) ja neutronitest (mass 1), saame seletada, miks isotoopide massid väljenduvad täisarvudena ja miks isotoobid erinevad üksteisest.

Näitlikult kujutab hapniku isotoopide erinevust järgmine tabel.

Tabel 9.

Hapniku isotoopide nimetused	Järjenumber	Massiarv	Aatomituumas olevate		Tuumalaeng (ühikut)	Elektronide arv
			prootonite arv	neutronite arv		
hapnik-14	8	14	8	6	+8	8
hapnik-15	8	15	8	7	+8	8
hapnik-16	8	16	8	8	+8	8
hapnik-17	8	17	8	9	+8	8
hapnik-18	8	18	8	10	+8	8
hapnik-19	8	19	8	11	+8	8

Nagu tabelist selgub, erinevad isotoobid vaid neutronite hulga poolest tuumas.

Kuna enamik keemilisi elemente on isotoopide segud, võime keemiliseks elemendiks pidada antud aatomite liiki, millel on alati sama tuumalaeng, kuid võib olla erinev mass.

Antud keemiline element eksisteerib seni, kuni aatomitel säilib tuumalaeng. Keemiline element võib muunduda teiseks elemendiks (kas loomulikult või kunstlikult) vaid siis, kui muutub aatomi tuumalaeng. Seega tähistus $^{17}_{8}O$ (eespool märgitud tuumareaktsiooni võrrandis) näitab, et tekkis hapniku isotoop massiarvuga 17.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mis on isotoobid?
2. Millest on tingitud elementide erinevad keemilised omadused?
3. Millal on elementide omadused sarnased?
4. Mis on massiarv?
5. Millega on seletatav, et Mendelejevi tabelis ei ole ühtegi täisarvulist aatomkaalu?
6. Missugused andmed kinnitavad, et Mendelejevi poolt antud elementide paigutus perioodilisuse süsteemis (argoon enne kaaliumi, telluur enne joodi ja nikkel enne koobaltit) oli õige?
7. Milliste arvudena väljenduvad isotoopide aatomkaalud ja miks?
8. Millest on tingitud isotoopia nähtus?
9. Mis on keemiline element aatomi ehituse teooria seisukohalt?
10. Joonistada liitiumi isotoopide $^{7}_{3}Li$ ja $^{6}_{3}Li$ elektronskeemid.
11. Mitu prootonit, neutronit ja elektroni on hapniku isotoopide

$$^{14}_{8}O,\ ^{15}_{8}O,\ ^{16}_{8}O,\ ^{17}_{8}O,\ ^{18}_{8}O \text{ ja } ^{19}_{8}O \text{ aatomites?}$$

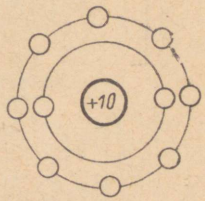
12. Joonistada kloori isotoopide aatomi ehituse skeemid.
13. Boori isotoopi $^{10}_{5}B$ pommitati neutronitega ($^{1}_{0}n$), mille tulemusena tekkis boori püsiv isotoop. Kirjutada toimuva tuumareaktsiooni võrrand. Mitu neutronit on boori püsiva isotoobi aatomi tuumas?

14. Joonistada nelja vesiniku isotoobi. prootiumi $^{1}_{1}H$ (tähendab — lihtne ehk esimene), deuteeriumi $^{2}_{1}H$, triitiumi $^{3}_{1}H$ ja vesinik-4 $^{4}_{1}H$ aatomite ehituse skeemid.
15. Loodusliku vee hulka kuulub ka vähesel määral deuteeriumi ehk rasket vesinikku (D) sisaldav nn. raske vesi (D_2O). Kui palju kaalub 10 mooli rasket vett?

§ 7. Molekulide ehitus. Valents.

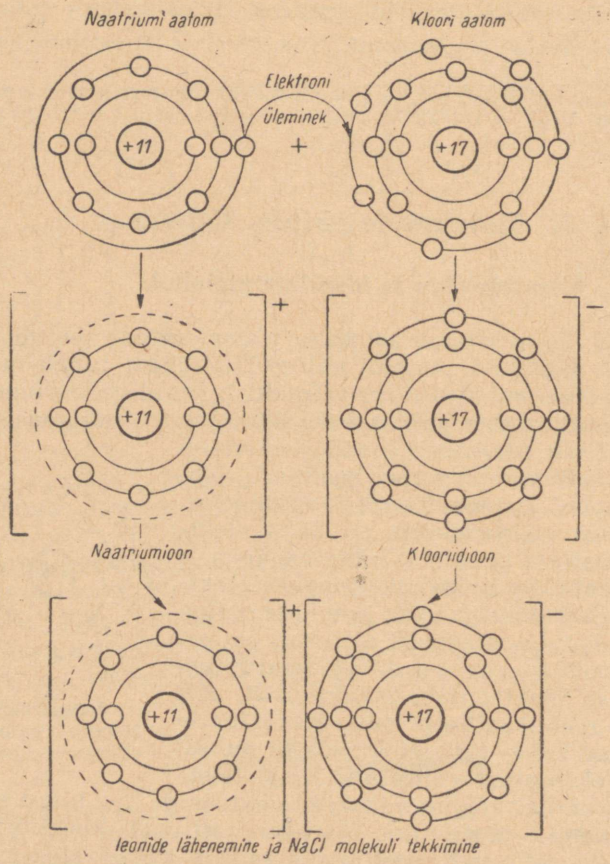
Iooniline side ja iooniline molekul.

Valentsi all me mõistame aatomite võimet siduda teatud arvu teise elemendi aatomeid. Aatomi ehituse tundmine lubab mõista ka seda, milline aatomi struktuur võimaldab ja milline ei võimalda ühtede aatomite reageerimist teiste aatomitega. Inertgaasid on näiteks keemiliselt passiivsed (nende valents on null). Miks? Näitena vaatame heeliumi (joonis 62) ja neooni (joonis 68) elektronskeeme. Heeliumi ainsas elektronkihis on kaks elektroni. Neooni aatomi sisemises kihis on kaks ja välises kihis kaheksa elektroni. Kaheksa elektroni on ka teiste inertgaaside aatomite väliskihis. Et elementide omadused sõltuvad aatomi ehitusest ja, nagu uurimised on näidanud, just aatomite välise elektronkihi struktuurist, siis **tuleb pidada mehhaaniliselt püsivateks inertgaasidele omast kahe- (ühe elektronkihi puhul) või kaheksaelektronilist väliskihti.** Kõigi teiste elementide aatomitel kõigub väliskihi elektronide arv ühest seitsmeni. Kuna nende elementide aatomid astuvad keemilistesse reaktsioonidesse, võib selle põhjuseks pidada nende elektronide arvu välises elektronkihis. Reageerimisel toimub neil väliselektronide ümberasetumine, seejuures tekib inertgaasidega sarnane väline elektronkiht. Oleme niisiis jõudnud keemiliste nähtuste, keemiliste muundumiste põhjusteni. Looduses, igapäevases elus ja tööstuses toimuvad mitmesugused reaktsioonid just tänu aatomite muutumisvõimele. Tutvume selle protsessiga lähemalt.



Joonis 68. Neooni aatomi ehituse skeem.

Naatriumi ja kloori aatomite lähenemisel teineteisele tõmmatakse naatriumi aatomi väliskihis asuv ainus ja oma kauguse tõttu tuumast viimasega kõige nõrgemini seotud elektron kloori aatomi väliskihti (joonis 69). Jälgime skeemilt, millised muudatused toimuvad seejuures naatriumi ja kloori aatomite välises elektronkihis. Mõlemad aatomid omandavad püsiva kaheksaelektronilise väliskihi, aga kaotavad oma elektrilise neutraalsuse, sest neis ei ole enam võrdsel hulgal prootoneid ja elektrone. Et laengu omandanud aatomeid nimetatakse i o o n i d e k s, siis antud juhul tek-



Joonis 69. Naatriumkloriidi molekuli tekkimise skeem.

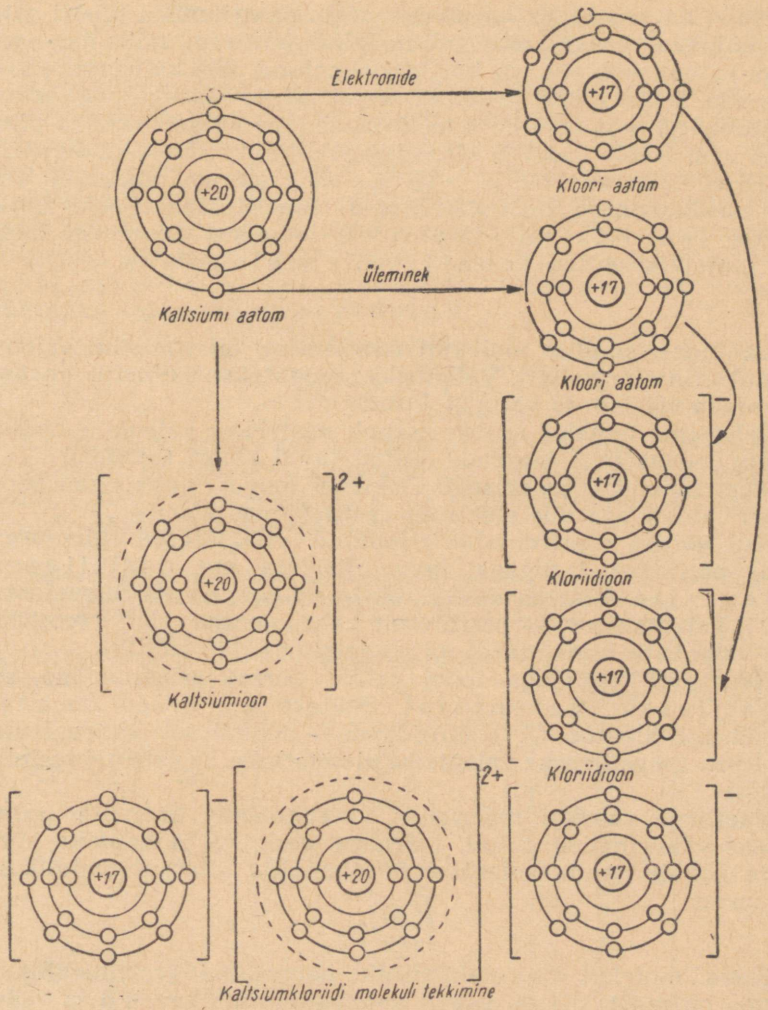
kisid naatriumioonid ja kloriidioonid. Naatriumi aatom muutub elektroni loovutamise teel positiivselt laetud iooniks:

$$\underset{\text{naatriumi aatom}}{Na} - \underset{\text{elektron}}{e} = \underset{\text{naatrium ioon}}{Na^+}$$

kloori aatom aga elektroni juurdevõtmisel negatiivselt laetud iooniks, nn. kloriidiooniks:

$$\underset{\substack{\text{kloori}\\\text{aatom}}}{Cl} + e = \underset{\substack{\text{kloriid-}\\\text{ioon}}}{Cl^-}$$

Käsitleme näitena veel protsesse, mis toimuvad kaltsiumi ja kloori aatomite välises elektronkihis nende lähenemisel (joonis 70).



Joonis 70. Kaltsiumkloriidi molekuli tekkimise skeem.

Kaltsiumi aatom muutub väliskihi kahe elektroni loovutamise tõttu positiivselt laetud iooniks:

$$\underset{\text{kaltsiumi aatom}}{Ca} - 2e = \underset{\text{kaltsium-ioon}}{Ca^{2+}}$$

kloori aatomid aga elektroni juurdevõtmise tõttu negatiivselt laetud iooniks:

$$\underset{\text{kloori aatomid}}{2Cl} + 2e = \underset{\text{kloriid-ioonid}}{2Cl^-}$$

Nüüd on arusaadav ka põhjus, miks naatriumi ja kloori aatomid ühinevad naatriumkloriidi molekulideks ning miks üks naatriumi aatom seob endaga ühe kloori aatomi, üks kaltsiumi aatom seob aga kaks kloori aatomit. Erinimeliste laengutega ioonid tõmbuvad ja hoiduvad koos elektrostaatilise külgetõmbejõu tõttu. Kuna naatriumioonidel ja kloriidioonidel on võrdsed, kuid vastasnimelised laengud (+1 ja −1), siis seob üks naatriumioon vaid ühte kloriidiooni ja vastupidi. Ioonide vahel tekkinud sidet nimetatakse *iooniliseks sidemeks*, ioonidest koosnevat molekuli nimetatakse aga *iooniliseks molekuliks*.

Valents.

Lähtudes ioonilise molekuli tekkimisest, on võimalik valentsi formuleerida järgmiselt. **Valentsiks nimetatakse aatomite omadust loovutada või juurde võtta elektrone.**

Selgitame näiteks, milles seisneb naatriumi valents — võime siduda endaga teisi aatomeid (antud juhul kloori aatomit)?

Naatriumi valents seisneb elektroni loovutamises tema poolt, kloori valents aga uue elektroni vastuvõtmise võimes.

Kui välises elektronkihis toimunud muudatuste tulemusena tekib positiivse laenguga ioon, räägime me *positiivsest valentsist*. Näiteks naatriumioon on positiivselt ühevalentne (Na^+), kaltsiumioon — positiivselt kahevalentne (Ca^{2+}) (positiivseks valentsiks nimetatakse ka valentsi hapniku suhtes).

Negatiivse laenguga iooni tekke korral räägime me aga *negatiivsest valentsist*. Näiteks kloriidioon on negatiivselt ühevalentne (Cl^-), sulfiidioon — negatiivselt kahevalentne (S^{2-}) jne. (negatiivseks valentsiks nimetatakse ka valentsi vesiniku suhtes).

Vaatleme valentsi määramist keerukamate ühendite puhul, näiteks väävelhappe puhul. Märgime vesiniku ja hapniku sümbolite kohale nende valentsid ja sümbolite alla valentsiühikute koguarvu:

$$\overset{+1\ \ -2}{H_2SO_4}$$
$$+2+6-8$$

Kuna molekul on elektriliselt neutraalne (valentsiühikute summa on null), siis on väävli valentsiühikute arv +6 ja väävli valents +6. Soolades metalli valentsi määramisel lähtume asendatud vesiniku aatomite arvust. Näiteks baariumkarbonaadis ($BaCO_3$) on baarium kahevalentne, sest ta asendab kahte vesiniku aatomit (H_2CO_3—$BaCO_3$).

Kuna elemendi valents sõltub aatomi väliskihi elektronidest, siis nimetatakse neid tavaliselt *valentselektronideks*.

Inertgaasid ei võta elektrone juurde ega loovuta neid. Nende valents on null.

Ioonilised molekulid esinevad näiteks sooladel, hüdroksiididel ja hapetel.

Elementide aktiivsus. Metallilised ja mittemetallilised elemendid.

Aatomi ehituse teooria võimaldab seletada ka elementide keemilist aktiivsust. Oleme varem õppinud, et näiteks kaalium on naatriumist aktiivsem — seepärast asub ta metallide aktiivsuse reas naatriumist eespool. Nagu nüüd teame, on reaktsioonivõimelisemad (aktiivsemad) nende elementide aatomid, mis loovutavad või omandavad kergemini valentselektrone ja muutuvad kergemini ioonideks. Naatrium on näiteks aktiivsem kui kaltsium, sest ta loovutab oma ainsa väliselektroni kergemini kui kaltsium oma kaks valentselektroni:

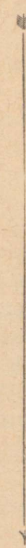
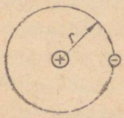
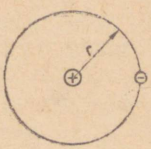
$$Na - e = \underset{\text{naatriumioon}}{Na^+}$$

$$Ca - 2e = \underset{\text{kaltsiumioon}}{Ca^{2+}}$$

Kuigi nii naatrium kui ka kaltsium on metallid, on naatriumi metallilised omadused tugevamad kui kaltsiumil. Et võrrelda samas rühmas paiknevate ja sama väliselektronide arvuga elementide aktiivsust, jälgime tabelit 10.

Tabel 10.

Leelismetallide allrühma kuuluvate keemiliste elementide omaduste muutumine seoses aatomi raadiuse suurenemisega.

Keemiline element	Aatomi raadius (r) ongströmides (Å)	Väline elektronkiht	Aatomi raadiuse suurenemine	Metalliliste omaduste tugevnemine
Li	1,56			
Na	1,92			
K	2,36			
Rb	2,74			
Cs	2,53			

Kuigi kaaliumi aatomi väliskihis on ka üks elektron, on tema aatomi raadius suurem. Suurema kauguse tõttu tuumast on kaaliumi elektron tuumaga nõrgemini seotud ja seega kergemini loovutatav.

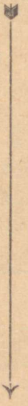
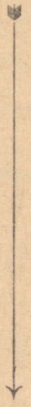
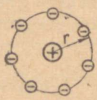
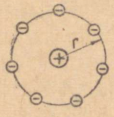
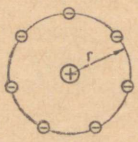
$$K - e = \underset{\text{kaaliumioon}}{K^+}$$

Kaaliumi metallilised omadused on seega tugevamad kui naatriumil.

Mittemetalliliste elementide aktiivsuse põhjuste kohta saame kujutluse tabelist 11.

Tabel 11.

Halogeenide alarühma kuuluvate keemiliste elementide omaduste muutumine seoses nende aatomi raadiuse suurenemisega.

Keemiline element	Aatomi raadius (r) ongströmides (Å)	Väline elektronkiht	Aatomi raadiuse suurenemine	Mittemetalliliste omaduste nõrgenemine
F	0,72			
Cl	0,99			
Br	1,14			
I	1,33			

Aatomi ehituse elektronteooria võimaldab selgust tuua ka elementide liigitamisesse metallilisteks ja mittemetallilisteks.

Metallilisteks nimetatakse elemente, mille aatomid loovutavad kergesti elektrone. Metallides on seega alati vabu elektrone ja sellest sõltuvalt on metallid head elektrijuhid.

Mittemetallilisteks nimetatakse elemente, mille aatomid liidavad kergesti elektrone.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Millega seletatakse inertgaaside suurt keemilist püsivust?
2. Maksimaalselt millise elektronide arvuga välisest elektronkihist võivad aatomid astuda keemilistesse reaktsioonidesse?
3. Mis on ioonid? Tuua näiteid.
4. Tuua näide iooniliset sidemest aatomite vahel ja iooniliset molekulist.
5. Mis on valents aatomi ehituse teooria valgusel?
6. Tuua näiteid positiivse ja negatiivse valentsi kohta.
7. Kirjutada võrrandid liitiumi, kaltsiumi ja alumiiniumi aatomite muutumise kohta iooniks.
8. Kirjutada võrrandid fosfori, väävli ja joodi aatomite ioniseerimise kohta, kui nimetatud elementide aatomite valentselektronide arv on vastavalt 5, 6 ja 7 ja neil võib esineda nii positiivne kui ka negatiivne valents.
9. Kujutada broomi ja väävelvesiniku (H_2S) molekulide teket elektronskeemide abil ning kirjutada vastavad struktuurivalemid.
10. Mitu neutronit ja prootonit on uraani isotoopide $^{235}_{92}U$ ja $^{238}_{92}U$ aatomite tuumas?
11. Kaalium koosneb isotoopidest massiarvuga 39, 40 ja 41. Joonistada nimetatud isotoopide elektronskeemid.
12. Koostada elektronskeem naatriumfluoriidi molekuli tekke kohta ja kirjutada nimetatud aine struktuurivalem.
13. Kirjutada võrrandid, mille järgi muutuvad iooniks järgmiste elementide aatomid: Rb, Ba, Sc, Si, Bi, Se ja I.
14. Koostada alumiiniumkloriidi molekuli tekke skeem.
15. Joonistada alumiinium-, kaltsium- ja oksiidioonide elektronskeemid.

Kovalentse sidemega molekulide teke.

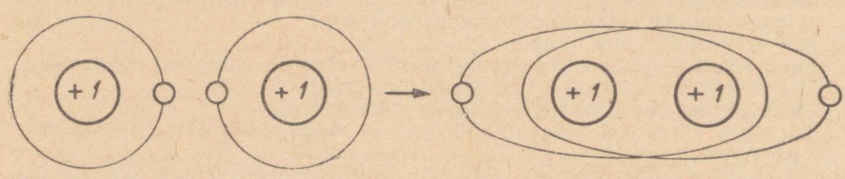
Iooniline side võib esineda vaid keemilistelt omadustelt tunduvalt erinevate aatomite vahel. Kuidas siis ühinevad molekulideks ühe ja sama elemendi aatomid ning vähe erinevad aatomid, millel ei teki erinimeliselt laetud ioone?

Nimetatud ainete molekulide tekke kohta on kasutusel ameerika teadlase Lewisi (loe: ljuisi) teooria.

Ümber oma telje ja aatomituuma liikuvad elektronid kujutavad endast liikuvaid elektrilaenguid. Et liikuva elektrilaengu ümber tekib alati magnetväli, siis tekivad ka elektronide ümber magnetväljad ja elektronid käituvad nagu pisimagnetid. Erinevate poolustega magnetivood võivad elektrone siduda nn. *elektronpaarideks*. Kui erinevate aatomite elektronid moodustavad elektronpaari, võib see olla teguriks, mis seob need aatomid molekuliks. Näitena käsitleme vesiniku ja kloori molekulide teket.

Ümber vesiniku aatomi tuuma tiirleb vaid üks elektron. Kahe vesiniku aatomi lähenemisel hakkab kummagi vesiniku aatomi elektron tiirlema ümber mõlema aatomi tuuma (joonis 71). Lähenenud aatomite tuumade ümber tiirlevad elektronid on tuumadega tugevamini seotud kui elektron üksiku vesiniku aatomi tuumaga, sest kahe tuuma laeng on suurem (+2) ja elektrostaatiline külgetõmbejõud on tugevam. Et lähenenud vesiniku aatomite tuumade ümber tiirleb nüüd juba kaks neile ühist elektroni, siis on kaks

vesiniku aatomit kokku saavutanud inertgaasi heeliumi aatomiga sarnaneva püsiva ehituse. Tekib püsiv vesiniku molekul.



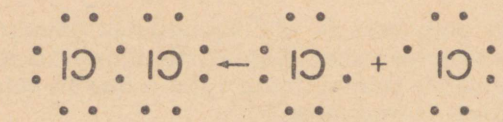
Joonis 71. Vesiniku molekuli tekkimise skeem.

Elekronpaaride abil saadud molekuli tähistatakse järgmiselt:

H : H
Vesiniku molekul.

H—H
Üks kriips struktuurivalemis näitab ühe elektronpaari olemasolu.

Aatomituuma tähistab sellises skeemis elemendi sümbol. Teiste elementide puhul, mille aatomitel on rohkem elektrone, märgitakse punktidena välja vaid väliskihi elektronid. Näitena vaatleme skeemi kloori aatomite ühinemise kohta molekuliks.



Joonis 72. Kloori molekuli tekkimise skeem.

Kahe kloori aatomi väliskihi paarideks ühinemata elektronid moodustavad elektronpaari, mis seobki lähenevad aatomid molekulideks. Kloori molekuli struktuurivalem on seega Cl—Cl.

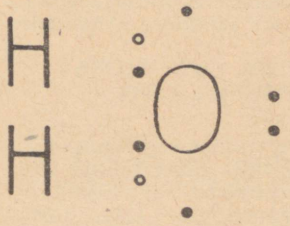
Kumbki kloori aatom saavutab seejuures püsiva kaheksaelektronilise väliskihi, nagu see on inertgaasidel. Neist kaheksast elektronist kuuluvad kuus ainult kummalegi kloori aatomile, kaks on neil aga ühised. Üks ühine elektronpaar moodustab nn. ühekordse kovalentse sideme (kovalentne tähendab: ühisvalentne). Kahe või kolme ühise elektronpaari esinemise korral on tegemist vastavalt kahe- või kolmekordse kovalentse sidemega. Vesiniku ja kloori molekulis esineb seega ühekordne kovalentne side.

Elektronpaaride abil moodustunud aatomitevahelist sidet nimetatakse kovalentseks sidemeks.

Kovalentsel sidemel esineb kaks teisendit — p o l a a r n e ja m i t t e - p o l a a r n e s i d e.

Käsitletud näidetel ühinevad ühesugused aatomid (H_2, O_2, N_2, Cl_2 jt.), mis seovad püsiva väliskihi moodustamiseks vajalikku elektroni võrdse jõuga. Seetõttu ei saa niisuguse seose molekulides tekkida elektrilisi pooluseid ning tekivad nn. mittepolaarse sidemega mittepolaarsed molekulid.

Jälgime nüüd skeemilt, kuidas tekib vee molekul (joonis 73). Kaks hapniku aatomi väliskihi elektroni moodustavad kahe vesiniku aatomi elektronidega kaks elektronpaari. Need elektronpaarid seovadki hapniku aatomi ja kaks vesiniku aatomit vee molekuliks. Seejuures on need elektronpaarid tõmmatud enam hapniku poole, mistõttu vee molekuli see poolus omandab



Joonis 73. Vee polaarse molekuli tekkimise skeem.



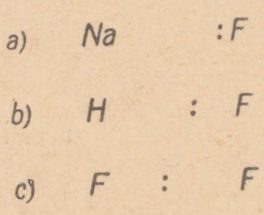
Joonis 74. Vee dipoolne molekul.

negatiivse, vastaspoolus aga positiivse laengu. Vee molekuli, millel on kaks poolust, nimetatakse d i p o o l s e k s molekuliks (joonis 74). Vee molekulid on seega polaarse sidemega polaarsed molekulid.

Kovalentse sideme teisendit, mille puhul elektronpaarid on tõmmatud aktiivsema keemilise elemendi aatomituuma poole, nimetatakse polaarseks sidemeks.

Polaarse sidemega on veel kloorvesiniku (HCl), fluorvesiniku (HF), väävelvesiniku (H_2S) ja teiste ainete molekulid, mis sisaldavad erinevaid aatomeid. Ühinevate aatomite erinevused ei ole seejuures järsud. Vastasel korral tekivad ioonilise sidemega molekulid (NaCl, $CaCl_2$ jt.).

Kovalentse sidemega molekulid ei sisalda ioone, sest siin ei toimu elektronide loovutamist ega omastamist. Elementide valents võrdub siin aatomi elektronide arvuga, mis kasutatakse elektronpaaride moodustamiseks. Nii on vesinik ja fluor fluorvesinikus ühevalentsed, hapnik vees kahevalentne jne.



Joonis 75. Sidemete skeemid:
a — iooniline side;
b — polaarne side;
c — mittepolaarne side.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Seletada elektronpaaride tekkimist.
2. Seletada keemilise sideme teket elektronpaaride kaudu. Kuidas nimetatakse sellist sidet?
3. Millega võrdub elementide valents kovalentse sidemega molekulis?
4. Milline erinevus elektronide arvus on järgmistel aatomitel ja ioonidel: a) $^{35}_{17}Cl$ ja Cl^-, b) $^{40}_{20}Ca$ ja Ca^{2+}?
5. Kujutada naatrium- ja alumiiniumoksiidi molekulide teket elektronskeemide abil ning kirjutada vastavad struktuurivalemid.
6. Missugused on ioonide laengute suurused järgmistes ühendites: NaCl, $MgCl_2$, Al_2S_3, $CaBr_2$?
7. Joonistada lämmastiku, raua ja astaadi (At) aatomite elektronskeemid.
8. Mitu elektroni on a) kaaliumi, berülliumi ja boori aatomite, b) samade elementide ioonide väliskihis?
9. Määrata järgmistes ühendites ioonide laengud: HF, CaS, $Mg(NO_3)_2$.
10. Kirjutada keemilised võrrandid järgmiste muundumiste kohta:

$$Ca \rightarrow Ca^{2+};\ Cu \rightarrow Cu^{2+};\ O^{2-} \rightarrow O$$

Tuua näiteid reaktsioonidest, kus toimuvad nimetatud muundumised.

11. Mis tekib ioonidest K^+, Cu^{2+}, Fe^{3+}, kui igaüks neist võtab juurde ühe elektroni? Kirjutada vastavate reaktsioonide võrrandid.

VI peatükk.

LAHUSED.

§ 1. Lahused ja nende tähtsus.

Vesi on hea lahusti. Ta lahustab nii tahkeid, vedelaid kui ka gaasilisi aineid. Kõik looduslikud veed, sealhulgas ka kõige puhtam neist — vihmavesi, on lahused. Kuid paljud ained on vees praktiliselt lahustumatud või lahustuvad selles väga vähesel määral (tselluloos, rasvad, jood jt.). Loetletud ained võivad aga hästi lahustuda mõnes teises vedelikus. Meenutage, milles lahustuvad rasvad, jood.

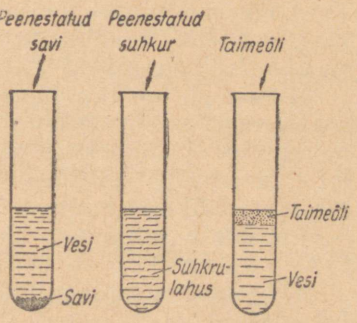
Suhkru vesilahuses on lahustiks vesi. Jooditinktuuris on lahustiks piiritus. Lahustiks loetakse seda keskkonda, milles lahustatakse ainet.

Lahus koosneb lahustist ja lahustunud ainest.

Ainete lahustumine kujutab endast lahusti ja lahustatava aine molekulide difusiooni, kuni saadakse ühtlane lahus. Lahustuva tahke aine pinnalt eralduvad molekulid (või kristallide koostises esinevad ioonid) lahusti toimel. Seda soodustab molekulide (või ioonide) võnkliikumine tahkes aines endas.

Lahuse tekkimise väliseks tunnuseks on nähtavate tahke aine osakeste või lahustatava vedela aine tilgakeste puudumine lahuses.

Katse 1. Valame kolme katseklaasi umbes pool nende mahust vett. Lisame nüüd esimesse katseklaasi peenestatud savi, teise peenestatud suhkrut ja kolmandasse mõne tilga taimeõli Suleme katseklaasid ning loksutame tugevasti. Paneme nüüd katseklaasid statiivi ja jälgime seejärel nende sisu (joonis 76).



Joonis 76. Suspensiooni ja emulsiooni kihistumine.

Millises katseklaasis tekkis lahus? Mis lahus see on?

Katseklaasis, kus on suhkru lahus, ei toimu kihistumist ka pikemaajalisel seismisel. Kihistumist ei täheldata ka keedusoola, väävelhappe ja paljude teiste vees lahustuvate ainete vesilahustes. Sel põhjusel nimetatakse ainete veega segamisel saadavaid selgeid ja püsivaid lahuseid *tõelisteks lahusteks*. Suhkru lahus kuulub seega tõeliste lahuste hulka. Tõelistes lahustes on lahustatav aine peenestunud kuni molekulideni või iooniden.

Peenestatud savi loksutamisel vees tekib hägune vedelik, milles saviosakesed on hõljuvas olekus.

Hägust vedelikku, mis sisaldab vees lahustumatu tahke aine osakesi hõljuvas olekus, nimetatakse suspensiooniks.

Seismisel suspensioonid kihistuvad, kusjuures tahke aine osakesed (antud katses savi) langevad anuma põhja. Suspensiooni võib saada ka kriidi, mulla jt. ainete segamisel veega. Looduslik vesi on samuti suspensioon, kui ta on tahke aine lisanditest hägune.

Vee ja taimeõli segu tugeval loksutamisel saadud vedelik on hägune vees hõljuvate õlitilgakeste tõttu.

Hägust vedelikku, mis sisaldab vees lahustumatu teise vedeliku tilgakesi hõljuvas olekus, nimetatakse emulsiooniks.

Emulsiooni seismisel õli ja vesi kihistuvad kiiresti. Loomuliku emulsiooni näiteks on äsja lüpstud piim, mis sisaldab hõljuvaid rasvatilgakesi. Piima seismisel kerkivad rasvatilgakesed pinnale (koor).

Emulsioone vajatakse paljudes tööstusharudes. Näiteks kasutatakse mitmesuguseid emulsioone treipinkide jahutusvedelikena, majapidamisnõude katmisel emailiga jm. Selleks tuleb emulsioonid muuta püsivamaks.

Katse 2. Lisame eelmises katses saadud vee ja õli segule veidi seebi lahust ja loksutame uuesti. Saame vee ja õli emulsiooni, mis enam nii kiiresti ei kihistu.

Ainet, mis muudab emulsiooni püsivaks, nimetatakse *emulgaatoriks*. Emulgaatoriks võivad olla näiteks seep, valgud, tärklis, želatiin, soolad ($CaSO_4$, $CaCO_3$) jt. ained.

Katsetega on kindlaks tehtud, et vedelike püsivus sõltub segusse viidud aine peenestusastmest. Suspensioone ja emulsioone moodustavate aineosakeste läbimõõt on suhteliselt suur (10 kuni 0,1 mikromeetri* piirides). Tõelistes lahustes on aga aineosakeste läbimõõt väiksem (näiteks 0,00001 mikromeetrit).

Paljude katsetega on kindlaks tehtud, et *enamik keemilisi reaktsioone toimub lahustes*.

Järgnevalt vaatame, kuidas toimuvad keemilised reaktsioonid lahustes.

---

* 1 mikromeeter = 0,001 mm.

Katse 3. Segame portselankausis mõned kristallid kuiva pliinitraati [$Pb(NO_3)_2$] ja kuiva kaaliumjodiidi. Kas on märgata tunnuseid, mis viitavad keemilisele reaktsioonile võetud ainete vahel? Lahustame nüüd eraldi katseklaasides pliinitraati ja kaaliumjodiidi ning valame need lahused kokku. Mis toimub? Millele viitab a) värvuse, b) sademe (PbI_2) teke?

Reaktsiooni võrrand on järgmine:

$$Pb(NO_3)_2 + 2\,KI = PbI_2\downarrow + 2\,KNO_3$$

Eespooltoodut tuleb arvestada keemiatööstuses. Keemilised protsessid mitmesuguste ainete tootmisel kulgevad sageli vastavate lahustunud ainete vahel. Näiteks baariumsulfaat ($BaSO_4$) kuulub valge värvi litopooni koostisse. Baariumsulfaadi saamiseks valmistatakse esmalt baariumkloriidi ($BaCl_2$) ja naatriumsulfaadi (Na_2SO_4) lahused. Need segatakse. Lahuses toimuva reaktsiooni tõttu sadestub välja baariumsulfaat. Samuti toimitakse lähteainetega ka teiste värvainete, mitmesuguste ravimite, soolade, hapete aluste jne. tootmisel.

Ka koduses majapidamises kasutatakse mitmesuguseid lahuseid. Pesupesemismasinasse valmistatakse seebi ja pesusooda lahus. Toitude maitsestamiseks kasutatakse äädikhappe, keedusoola, suhkru, sidrunhappe jt. ainete lahuseid.

Seedemahlad, veri, lümf ning teised füsioloogilised vedelikud on ka lahused. Seedemahlad lõhustavad toitaineid, valmistades neid ette järgnevaiks imendumisprotsessideks.

Lahustena viiakse mulda ka paljud mikroväetised ning mürkkemikaalid umbrohu, taimekahjurite ja -haiguste tõrjeks. Taimed saavad vajalikke toiteelemente omastada samuti lahustest.

Küsimusi ja ülesandeid.

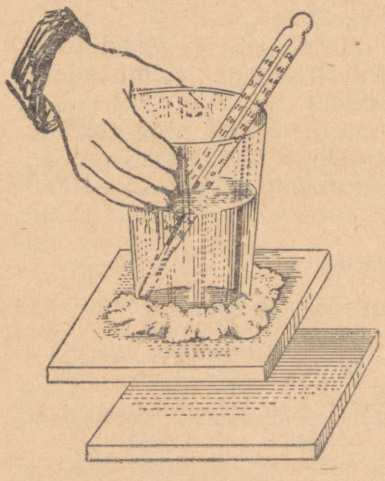
1. Teha katseliselt kindlaks, et kaevuvesi (veevärgivesi) on lahus.
2. Mis on a) lahusti, b) lahus?
3. Nimetada aineid, mis lahustuvad hästi a) vees, b) piirituses, c) bensiinis.
4. Tuua näiteid igapäevasest elust ja tööstusest, kus kasutatakse a) gaaside, b) vedelike, c) tahkete ainete vesilahuseid.
5. Seletada a) suhkru, b) hapniku lahustuvust vees molekulaarteooria põhjal.
6. Valmistada antud looduslikust veest või lahusest keemiliselt puhas vesi.
7. Nimetada võtteid, mille abil saab lahustumisprotsessi kiirendada.
8. Teha katseliselt kindlaks, et antud lahus sisaldab naatriumkloriidi (kvalitatiivne määramine).
9. Mis on küllastunud, mis küllastumata lahus?
10. Kuidas saab küllastumata lahuse muuta küllastunuks ja vastupidi?
11. Meenutage varemõpitust, mida nimetatakse lahustuvuseks ja millest see sõltub?
12. Millised tingimused soodustavad süsihappegaasi lahustumist?
13. Kuidas saab a) kontsentreeritud soolhappest kloorvesinikku, b) nuuskpiiritusest ammoniaaki?
14. Tõestada katseliselt, et looduslik vesi sisaldab lahustunud õhku.

15. Nimetada tingimusi, mis soodustavad gaaside lahustuvust vees.
16. Meenutage varemõpitust, millistel tingimustel kulgevad reaktsioonid lõpuni (on pöördumatud).
17. Taimed omastavad toitesoolasid vaid lahustunult. Miks külvatakse põllule ka tahkeid mineraalväetisi ja miks neid sageli granuleeritakse?
18. Baariumsulfaadi saamiseks valmistati baariumkloriidi lahus (5 grammi $BaCl_2$ klaasitäie vee kohta) ja naatriumsulfaadi lahus (3,5 grammi Na_2SO_4 klaasitäie vee kohta). Arvutada saadud lahuste protsendiline kontsentratsioon, kui klaasitäis vett kaalub 200 grammi.
19. Valmistada 200 grammi 0,5%-list kaaliumpermanganaadi lahust.
20. Arvutada, mitu grammi joodi ja mitu grammi etüülalkoholi (kui oletada, et see ei sisalda vett) on vaja 60 grammi 5%-lise joodilahuse saamiseks.

§ 2. Soojuslikud nähtused lahustumisel.

Jahtumine lahustumisel.

Katse. Valame keeduklaasi külma vett ja mõõdame termomeetriga vee temperatuuri. Asetame klaasi papist alusele, niisutades klaasi põhja eelnevalt veega. Puistame seejärel keeduklaasi ammooniumnitraati (võib kasutada ka naatriumnitraati, ammooniumkloriidi, kaltsiumkloriidi jt. soolasid) ja segame otsekohe lahustatavat ainet termomeetriga, jälgides lahuse temperatuuri.



Joonis 77. Temperatuuri alanemine ammooniumnitraadi lahustumisel vees.

Lahus võib jahtuda niivõrd, et klaas külmub aluse külge kinni (joonis 77).

Millega on seletatav soojuse neeldumine lahustumisel?

Tahke aine lahustumisel eralduvad aine pinnalt pidevalt molekulid (või ioonid), mis segunevad lahusti molekulidega. Selleks kulub energiat, nii nagu kulutatakse energiat mingi aine mehhaanilisel peenestamisel uhmris. Lahustumisprotsessiks vajalikku energiat annavad aga lahusti ja lahustatava aine molekulid. Selle tulemusena alaneb lahuse temperatuur — soojus neeldub. Soojuse neeldumine lahustumisel (jahtumine) on füüsikaline nähtus.

Mõnede soolade (näiteks ammooniumnitraadi, kaltsiumkloriidi jt.) lahustumisel vees on lahuse jahtumine väga suur. Seda omadust kasutatakse nn. jahutussegude valmistamiseks. Järgnevas tabelis on toodud andmed mõnede soolade kohta, mis segamisel vee või lumega (ka jääga) põhjustavad temperatuuri alanemise.

Tabel 12.

Soolade nimetus	Valem	Soola kogus grammides 100 g vee kohta	Saavutatav madalaim temperatuur (vee algtemperatuur 10—15° C)	Soola kogus grammides 100 g lume (jää) kohta	Saavutatav madalaim temperatuur
Naatriumkloriid	$NaCl$	36	+8	33	—21
Naatriumnitraat	$NaNO_3$	75	—5	59	—19
Ammooniumkloriid	NH_4Cl	30	—5	25	—16
Ammooniumsulfaat	$(NH_4)_2SO_4$	75	—5	62	—19
Ammooniumnitraat	NH_4NO_3	60	—13	45	—17
Kaltsiumkloriid	$CaCl_2 \cdot 6\,H_2O$	250	—12	143	—55

Soojenemine lahustumisel.

On teada, et väävelhappe ja samuti ka naatriumhüdroksiidi lahustumisel vees lahus soojeneb. Millega on see seletatav? Soojuse teke on keemilise reaktsiooni tunnuseks. Seega toimub lahusti ja lahustatava aine vahel, antud juhul väävelhappe ja vee ning naatriumhüdroksiidi ja vee vahel, keemiline reaktsioon.

$$H_2SO_4 + H_2O = H_2SO_4 \cdot H_2O$$

Punkt väävelhappe ja vee valemi vahel näitab keemilist sidet nende ainete molekulide vahel. Väävelhappe molekul võib siduda ka kahte või enamat vee molekuli. Tekkivaid ühendeid nimetatakse h ü d r a a t i d e k s.

$$H_2SO_4 + 2\,H_2O = \underbrace{H_2SO_4 \cdot 2\,H_2O}_{\text{hüdraat}}$$

Naatriumhüdroksiid tekitab veega näiteks järgmisi hüdraate:

$$NaOH + 2\,H_2O = NaOH \cdot 2\,H_2O$$
$$NaOH + 7\,H_2O = NaOH \cdot 7\,H_2O$$

Niisiis on soojenemine lahustumisel seletatav hüdraatide tekkega.

Hüdraadid: $H_2SO_4 \cdot H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 2\,H_2O$, $NaOH \cdot 2\,H_2O$, $NaOH \cdot 7\,H_2O$ on püsivad vaid vesilahuses. Kui aurustada lahustest vesi, lagunevad nimetatud hüdraadid ning saadakse veevaba naatriumhüdroksiid või väävelhape.

Soojenemist lahustumisel seletas hüdraatide tekkega esimesena vene keemik D. Mendelejev.

Lahuseid ei saa aga võrdsustada keemiliste ühenditega. Keemiliste ühendite koostis, nagu väidab ka aine koostise püsivuse seadus, on alati püsiv. Lähteaineid keemilisteks reaktsioonideks võetakse seepärast kindlates kaalulistes kogustes. Lahustatava

aine ja lahusti hulkades aga puudub selline range kaaluline vahekord. Selles suhtes sarnaneb lahus seguga. Et lahuste ning keemiliste ühendite erinevust paremini mõista, vaatleme järgnevat tabelit.

Tabel 13.

Lahus	Keemiline ühend
1. Lahust võib lahustatavast ainest ja lahustist valmistada mitmesuguses kaaluvahekorras, s o. erineva kontsentratsiooniga.	1. Keemiliste ühendite koostis on alati püsiv.
2. Ainete lahustumisel esinevad nii füüsikalised kui ka keemilised nähtused.	2. Keemilise ühendi teke on keemiline nähtus ehk reaktsioon.
3. Lahuses säilivad lähteainete molekulid, seega ka omadused.	3. Keemilise ühendi tekkimisel moodustuvad uued molekulid, tekivad uued ained.
4. Lahus koosneb erinevatest molekulidest.	4. Keemiline ühend koosneb ühesugustest molekulidest.
5. Lahusest saab lahustunud ainet eraldada aurustamisega.	5. Keemilisest ühendist on koostiselementide eraldamine lihtainetena keeruline protsess.

Kokkuvõttena võib öelda, et ainete lahustumisel toimuvad nii füüsikalised kui ka keemilised nähtused.

§ 3. Kristallhüdraadid.

Naatriumhüdroksiidi ja väävelhappe lahustumisel tekkivad hüdraadid on ebapüsivad. Mõnikord on aga vee molekulid seotud soola molekulidega väga tugevasti, nii et jäävad soola molekulidega keemiliselt seotuks isegi pärast eraldumist lahusest tahke ainena (kristallidena).

Katse. Paneme kuiva katseklaasi vasksulfaadi siniseid kristalle. Kinnitame seejärel katseklaasi statiivi külge nii, et katseklaasi põhi oleks tema suudmest veidi kõrgemal. Soojendame katseklaasi ettevaatlikult, kuni selle sisu muutub valgeks. Katseklaasi suudme juurde kogunevad veepiisad. Katsest selgub, et veevaba vasksulfaat ($CuSO_4$) on valge värvusega aine. Pärast katseklaasi jahtumist lisame veevabale vasksulfaadile mõned tilgad vett. Katseklaasi sisu muutub uuesti siniseks. Hoides katseklaasi käes, tunneme aga, et see soojeneb — toimub keemiline reaktsioon vasksulfaadi ($CuSO_4$) ja vee vahel:

$$CuSO_4 + 5\,H_2O = CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$$

Kristalseid aineid, mille molekuli koostisse kuulub teatud kindel arv vee molekule, nimetatakse kristallhüdraatideks ja neis sisalduvat vett kristallveeks.

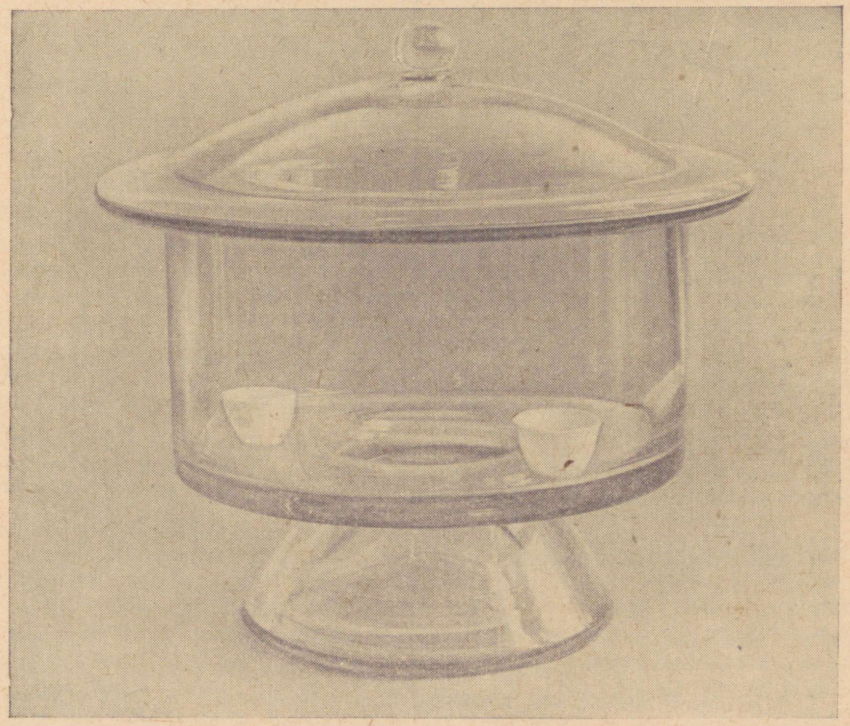
Kristallvett sisaldavat vasksulfaati ($CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$) tuntakse laialdaselt vaskvitrioli nime all. Tema täpne keemiline nimetus on aga — vasksulfaat-5-vesi (loe: vasksulfaat-viis-vesi).

Kristallvee eraldumist võib üles märkida järgmiselt:

$$CuSO_4 \cdot 5\ H_2O = CuSO_4 + 5\ H_2O$$

Kristallhüdraate moodustavad paljud soolad. Naatriumsulfaat näiteks moodustab kristallhüdraadi, milles üks naatriumsulfaadi molekul on seotud kumne kristallvee molekuliga ($Na_2SO_4 \cdot 10\ H_2O$). Seda kristallhüdraati tuntakse ka glaubrisoola nimetuse all. Kristallsooda (pesusooda) valem on $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$.

Peale eespool nimetatud kolme kristallhüdraadi on tähtsamateks veel raud(II)sulfaat-7-vesi (loe: raud-kaks-sulfaat-seitse-vesi), mida tuntakse raudvitrioli nimetuse all, valemiga $FeSO_4 \cdot 7\ H_2O$.



Joonis 78. Eksikaator.

Laialdast kasutamist leiavad ka kaltsiumkloriid-6-vesi ($CaCl_2 \cdot 6\ H_2O$) ja looduslik kips ($CaSO_4\ 2\ H_2O$).

Kristallvee sideme püsivus on erinevatel kristallhüdraatidel erinev. Paljud neist kaotavad kristallvee juba toatemperatuuril. Näiteks pesusooda läikivad kristallid ($Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$) muutuvad kuivas õhus seismisel aja jooksul tuhmiks pulbriks kristallhüdraadi lagunemise tagajärjel.

Paljud kristallhüdraadid kaotavad kristallvee alles soojendamisel (vasksulfaat-5-vesi, raud(II)sulfaat-7-vesi jt.). Üldiselt on aga kristallhüdraadid nagu hüdraadidki suhteliselt ebapüsivad ained.

Soolade omadust moodustada kristallhüdraate kasutatakse laialdaselt praktikas. Põletatud kipsi segamisel veega saadakse näiteks mass, mis kivistub kristallhüdraadi ($CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$) tekkimise tõttu.

Granuleeritud kaltsiumkloriidi ($CaCl_2 \cdot 2\ H_2O$) kasutatakse ainete kuivatamisel eksikaatoris (joonis 78). Eksikaatori põhjas on kaltsiumkloriid, mis reageerib õhus oleva veeauruga ja moodustab veerikkama kristallhüdraadi. Õhk eksikaatoris muutub aga kuivaks.

$$CaCl_2 \cdot 2\ H_2O + 4\ H_2O\ (\text{õhust}) = CaCl_2 \cdot 6\ H_2O$$

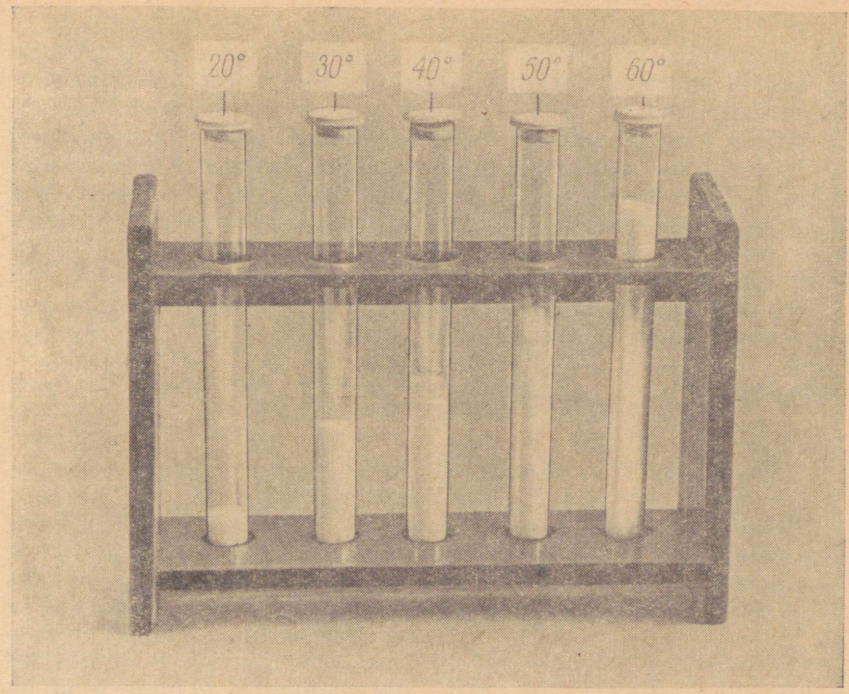
Kõikide soolade kristallid ei sisalda kristallvett. Naatriumkloriid ja mitmed teised soolad kristalliseeruvad kristallveeta.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kuidas tekivad hüdraadid ja millised nähtused sellega kaasnevad?
2. Mille poolest sarnanevad lahused a) segudega, b) keemiliste ühenditega?
3. Kuidas seletada soojuse neeldumist mõnede ainete lahustumisel vees?
4. Mis on jahutussegud ja milleks neid kasutatakse?
5. Millised erinevused on hüdraatidel ja kristallhüdraatidel?
6. Nimetada tähtsamaid kristallhüdraate. Milleks neid kasutatakse?
7. Kirjutada tähtsamate kristallhüdraatide molekuli valemid ning arvutada kristallvee protsendiline sisaldus neis.
8. Kips kujutab endast kristallhüdraati valemiga $CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$. Missugune on kipsi keemiline nimetus?
9. Mitu milliliitrit vett suudab siduda 240 grammi veevaba vasksulfaati?
10. Mitu protsenti süsinikku on a) naatriumkarbonaadis, b) kristallsoodas?
11. Miks ei saa kaevandatud kipsi ($CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$) kasutada eelneva kuumutamiseta (kipsi põletamine)?
12. Kasutades kristallsoodat, valmistada 180 grammi 3%-list sooda lahust.
13. Valmistada 250 grammi 0,5%-list vasksulfaadi lahust.

§ 4. Lahustuvuskõverad.

Mitmesuguste ainete kogused mis lahustuvad teatavas lahusti koguses samal temperatuuril on üsna erinevad. Näiteks 100 grammis vees lahustub toatemperatuuril 36 grammi keedusoola või 0,2



Joonis 79. Kaaliumnitraadi lahustuvus erinevatel temperatuuridel.

grammi kipsi. Me ütleme, et naatriumkloriidi lahustuvus on 36 grammi, kipsi lahustuvus aga 0,2 grammi.

Enamikul juhtudel suureneb tahkete ainete lahustuvus vees temperatuuri tõusuga. Näiteks 20° C juures lahustub vees 31 grammi kaaliumnitraati, 60° C juures aga 110 grammi. Mõnede ainete lahustuvus sõltub temperatuurist väga vähe (20° C juures on naatriumkloriidi lahustuvus 36 g, 60° C juures aga 38 g). Tuntakse aga ka aineid, mille lahustuvus temperatuuri tõustes väheneb (20° C juures on kaltsiumsulfaadi lahustuvus 0,2 g, 100° C juures aga 0,07 g).

Et määrata mingi aine lahustuvust teatud temperatuuril, kaalutakse selle aine küllastunud lahusest teatav kogus ja määratakse lahustunud aine ning lahusti hulk temas. Olgu kaalutud näiteks 27 grammi määratava aine küllastunud lahust ning saadud selle aurustumisel 2 grammi kaalutist (aurustamisel järelejäänud aine hulk). Sel juhul on lahustit 27—2=25 grammi. Kuna lahustuvuse all mõistetakse aine hulka grammides, mis antud temperatuuril lahustub 100 grammis lahustis, leiame määratava aine

lahustuvuse järgmiselt. 25 grammis lahustis lahustub 2 grammi ainet. 100 grammis lahustis lahustub siis 4 korda rohkem, s. o. 8 grammi ainet.

Antud aine lahustuvus katse tingimustel on seega 8 grammi.

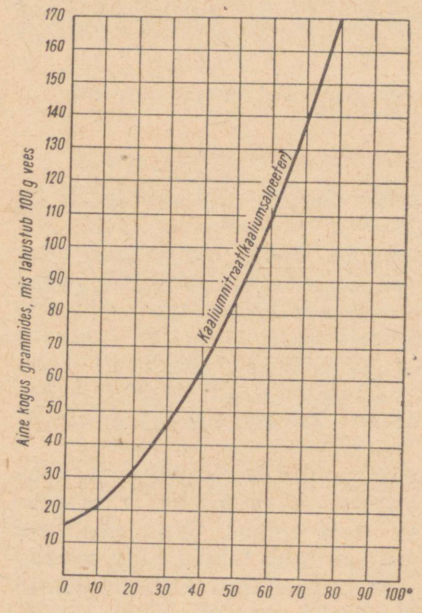
Lahustuvuse sõltuvust temperatuurist kujutatakse diagrammina. Selleks joonestatakse millimeetripaberile koordinaatteljed. Abstsissteljele kantakse temperatuur ja ordinaatteljele lahustuvus. Abstsiss- ja ordinaatteljelt tõmmatud ristjoonte lõikumispunktide ühendamisel saadakse antud aine lahustuvuskõver.

Katseliselt määrati kindlaks, et 100 g vees lahustub kaaliumnitraati olenevalt temperatuurist järgmiselt:

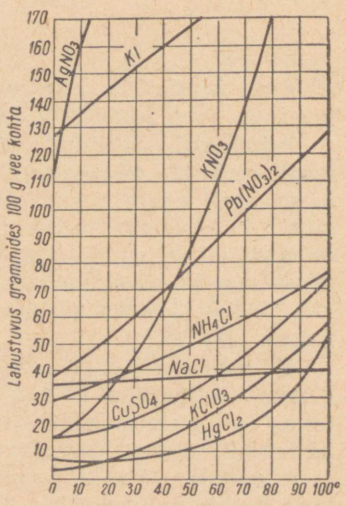
Temperatuur, °C	0	20	40	60	80	100
Lahustuvus, g	23	31	64	110	169	247

Nende andmete alusel saame kaaliumnitraadi lahustuvuskõvera (joonis 80). Lahustuvuskõvera abil võib määrata aine lahustuvust mistahes temperatuuril (joonise abil võime näiteks öelda, et 70° juures lahustub 100 g vees 137 g KNO_3).

Mitmesuguste ainete lahustuvuskõverate võrdlemisel (joonis 81) nähtub, et mõnede ainete lahustuvus temperatuuri tõu-



Joonis 80. Kaaliumnitraadi lahustuvuskõver.



Joonis 81. Lahustuvuskõverad.

suga algul suureneb vähe, hiljem aga kiiremini (kaaliumnitraat). Teiste ainete lahustuvus suureneb ühtlasemalt (ammooniumkloriid jt.). Naatriumkloriidi lahustuvus sõltub aga temperatuurist väga vähe.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Nimetada vees hästi lahustuvaid, vähe lahustuvaid ja praktiliselt lahustumatuid aineid.
2. Kuidas määratakse ainete lahustuvust?
3. Koostada järgmiste andmete põhjal kaaliumbromiidi lahustuvuse diagramm ja määrata selle abil kaaliumbromiidi lahustuvus 50° C juures.

Temperatuur, °C	0	20	25	40	60	100
Lahustuvus, g	54	66	68	76	86	105

4. Määrata kaaliumbromiidi lahustuvuse diagrammi põhjal, kas lahus on küllastunud või küllastumata, kui 200 g veega segati a) 100 g KBr 25° juures, b) 160 g KBr 40° C juures.
5. Koostada järgmiste andmete põhjal ammooniumsulfaadi lahustuvuse diagramm ja leida ammooniumsulfaadi lahustuvus 35° ja 75° juures.

Temperatuur, °C	0	10	20	25	30	40	50	60	70	80	100
Lahustuvus, g	70	73	75	76,5	78	81	84	87	91	94	102

6. 20 grammi küllastunud lahuse aurustamisel saadi 6 grammi kuiva soola. Missugune on selle soola lahustuvus antud tingimustel?
7. Kasutades lahustuvuskõverat (joonis 80), leida kaaliumnitraadi lahustuvus 25° C juures ja arvutada, mitu grammi kaaliumnitraati saadakse 600 grammi selle soola küllastunud lahuse aurustamisel?
8. Kasutades lahustuvuskõveraid (joonis 81), leida vasksulfaadi lahustuvus a) 20° C, b) 85° C juures.
9. Kasutades lahustuvuskõveraid (joonis 81), leida, millisel temperatuuril on ammoniumkloriidi lahustuvus 75 grammi.
10. Valmistada 50 grammi 0,2%-list glaubrisoola ($Na_2SO_4 \cdot 10\,H_2O$) lahust.
11. 620 g kaaliumnitraadi lahust, mis oli küllastunud 35° C juures, jahutati 25° C-ni. Mitu grammi kaaliumnitraati sadestus välja?

§ 5. Lahuste kontsentratsioonid.

Molaarsed lahused.

Varem oleme tutvunud lahuste protsendilise kontsentratsiooniga. Keemia laboratooriumides on aga sageli kasutusel ka nn. m o l a a r s e kontsentratsiooniga lahused.

Molaarne kontsentratsioon väljendab lahustunud aine moolide arvu ühes liitris lahuses.

Molaarseid lahuseid tähistatakse tähega *m*, mille ette kirjutatakse koefitsient. Koefitsient näitab lahuse molaarsust, s. t. aine

moolide arvu ühes liitris lahuses. Näiteks 2 *m* lahus tähendab, et ühes liitris lahuses on 2 mooli lahustunud ainet, 0,5 *m* lahus aga tähendab, et ühes liitris lahuses on 0,5 mooli lahustunud ainet jne.

Sõltuvalt lahustunud aine moolide arvust ühes liitris lahuses märgitakse molaarseid lahuseid järgmiselt.

Tabel 14

Lahuse nimetus	Märkimisviis	Lahustunud aine moolide arv ühes liitris lahuses
Kahemolaarne lahus	2 *m*	2
Ühemolaarne lahus	1 *m*	1
Poolemolaarne lahus	0,5 *m*	0,5
Detsimolaarne lahus	0,1 *m*	0,1

Kuna keemilised reaktsioonid kulgevad peamiselt lahustes, saab molaarseid lahuseid kasutades valida kiiresti lahuste ruumalalised vahekorrad, kus ained üksteisega täielikult reageerivad. Näitena vaatleme naatriumhüdroksiidi ja vasksulfaadi lahuste reageerimist:

$$\underset{\text{2 mooli}}{2\,NaOH} + \underset{\text{1 mool}}{CuSO_4} = Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$$

Reaktsiooni võrrandist nähtub, et 2 mooli naatriumhüdroksiidi reageerib ühe mooli vasksulfaadiga. Järelikult, kui meil on ühesuguse molaarsusega lahused, kulub naatriumhüdroksiidi lahust ruumalaliselt kaks korda enam. 10 ml 0,1 *m* vasksulfaadi lahusega reageerimiseks vajatakse näiteks 20 ml 0,1 *m* naatriumhüdroksiidi lahust.

Molaarsete lahuste valmistamine.

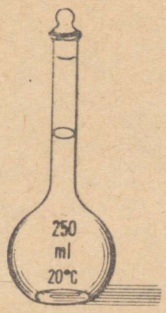
Näide 1. Valmistada 250 milliliitrit detsimolaarset (0,1 *m*) naatriumhüdroksiidi lahust.

Lahendus.

Arvutame esmalt lahuse valmistamiseks vajaliku naatriumhüdroksiidi koguse.

Naatriumhüdroksiidi molekulkaal $M_{NaOH} = 23+16+1=40$. 1 liiter 0,1 *m* NaOH lahust sisaldab seega $0{,}1 \cdot 40 = 4$ g naatriumhüdroksiidi. 250 milliliitri 0,1 *m* lahuse valmistamiseks kulub aga $\frac{4 \cdot 250}{1000} = 1$ g naatriumhüdroksiidi.

Kaalume nüüd 1 g naatriumhüdroksiidi ja paigutame selle mõõtkolbi (joonis 82). Lahustame ta umbes 100—150 milliliitris destilleeritud vees. Seejärel lisame destilleeritud vett kuni kolvi täpset mahtu tähistava jooneni kolvi kaelal (joonis 83).



Joonis 82.
Mõõtkolb.



Joonis 83. Täidetud mõõtkolb.

Näide 2. Valmistada 500 ml poolemolaarset raud(II)sulfaadi lahust.

Lahendus.

Arvutame lahuse valmistamiseks vajaliku raud(II)sulfaat-7-vee koguse. Kristallhüdraadi molekulkaal $M_{FeSO_4 \cdot 7H_2O} = 56 + 32 + 64 + 7(2 + 16) = 278$.

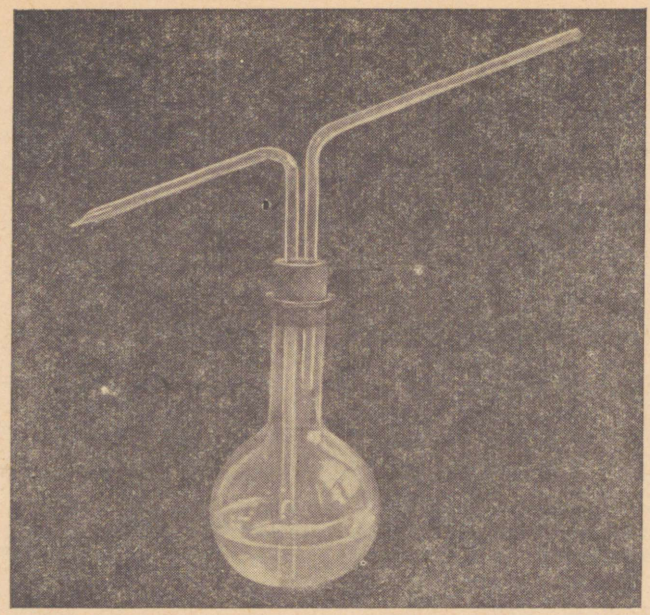
Ühe liitri 0,5 *m* raudsulfaadi lahuse valmistamiseks on vaja pool mooli, s. o. $0{,}5 \cdot 278 = 139$ g raud(II)sulfaat-7-vett.

Poole liitri 0,5 *m* lahuse valmistamiseks on siis vaja $139 : 2 = 69{,}5$ g kristallhüdraati ($FeSO_4 \cdot 7\,H_2O$).

Edasi toimime, nagu on kirjeldatud näites 1.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mis on protsendiline, mis molaarne kontsentratsioon?
2. Mispärast on molaarsete lahuste kasutamine otstarbekohane?
3. Mitu grammi naatriumkloriidi kulub 0,25 liitri detsimolaarse lahuse valmistamiseks?
4. Mitu grammi vasksulfaat-5-vett kulub poole liitri 0,2 *m* lahuse valmistamiseks?
5. Mitu milliliitrit 0,1 *m* väävelhappe lahust on vaja 20 milliliitri 0,05 *m* naatriumhüdroksiidi lahuse neutraliseerimiseks?
6. Kui palju naatriumkloriidi kulub 120 g 6%-lise lahuse valmistamiseks?
7. Valmistada 20 ml 0,3 *m* kaaliumnitraadi lahust.
8. Valmistada 200 ml 0,06 *m* sooda lahust (kasutada on kristallsooda).
9. Arvutada 10% soolhappe molaarsus. Soolhappe erikaal on 1,05.
10. Mitme protsendiline on 1,1 *m* väävelhape (erikaal 1,07)?



Joonis 84. Pesupudel.

Grammekvivalent

Mooli kõrval leiab keemias laialdast kasutamist ka nn. grammekvivalent (lühendatult: vaal).

Vaali mõiste selgitamiseks peame aga esmalt teadma, mis on elemendi ekvivalentkaal.

Elemendi ekvivalentkaaluks nimetatakse tema kaalulist kogust, mis asendab ühendites (või ühendab) vesiniku aatomkaaluga võrduva vesinikukoguse. (Vesiniku aatomkaal on 1,00797, s. o. ligikaudu 1.)

Näitena meenutame reaktsiooni võrrandit:

$$2\,Na + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2\uparrow$$

Võrrandist nähtub, et 2 naatriumi aatomit on suutelised asendama kahte vesiniku aatomit. Järelikult võib üks naatriumi aatom asendada ühe vesiniku aatomi.

Kuna naatriumi aatomkaal on 23 ja vesiniku aatomkaal 1, siis võime öelda, et ühe kaaluosa vesiniku asendamiseks kulub 23

kaaluosa naatriumi. Kui me aga kasutame käibelolevaid kaaluühikuid, siis

1 g vesiniku asendamiseks kulub 23 g naatriumi.

Naatriumi ekvivalentkaal on seega 23.

Vaatleme veel järgmist näidet:

$$2\,Al + 6\,HCl = 2\,AlCl_3 + 3\,H_2\uparrow$$

Selgub, et üks alumiiniumi aatom (aatomkaal 27) on suuteline asendama kolme vesiniku aatomit (aatomkaal 1).

Leiame nüüd alumiiniumi ekvivalentkaalu. Kui kolme vesiniku aatomi (kaal kokku 3) asendamiseks kulub üks alumiiniumi aatom (aatomkaal 27), siis ühe kaaluosa vesiniku asendamiseks kulub kolm korda vähem, s. o. $\frac{27}{3} = 9$ kaaluosa alumiiniumi. Seega on alumiiniumi ekvivalentkaal 9. Näeme, et alumiiniumi ekvivalentkaalu leidmiseks tuli jagada 27 (alumiiniumi aatomkaal) kolmega (alumiiniumi valents).

Praktiliselt leitaksegi elemendi ekvivalentkaal tema aatomkaalu jagamisel valentsiga:

$$\text{Ekvivalentkaal} = \frac{\text{Aatomkaal}}{\text{Valents}}$$

Magneesiumi ekvivalentkaal on seega

$\frac{24}{2} = 12$, kaltsiumil $\frac{40}{2} = 20$ jne.

Ekvivalentkaalu võime leida ka hapetel ja alustel.

Võrreldes keemilisi võrrandeid

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$
$$H_2SO_4 + 2\,NaOH = Na_2SO_4 + 2\,H_2O$$
$$H_3PO_4 + 3\,NaOH = Na_3PO_4 + 3\,H_2O$$

näeme, et ühe mooli naatriumhüdroksiidiga reageerib üks mool soolhapet, $\frac{1}{2}$ mooli väävelhapet või $\frac{1}{3}$ mooli fosforhapet. Üks mool soolhapet on järelikult ekvivalentne $\frac{1}{2}$ mooli väävelhappega ja $\frac{1}{3}$ mooli fosforhappega.

Happe ekvivalentkaalu leidmiseks tuleb happe molekulkaal jagada happes sisalduvate vesiniku aatomite arvuga (arvuga, mis näitab happe aluselisust).

$$\text{Happe ekvivalentkaal} = \frac{\text{Happe molekulkaal}}{\text{Metalliga asenduvate vesiniku aatomite arv}}$$

Väävelhappe ekvivalentkaal on näiteks:

$$E_{H_2SO_4} = \frac{M_{H_2SO_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49.$$

Keemilistest võrranditest

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$
$$2\,HCl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2\,H_2O$$
$$3\,HCl + Al(OH)_3 = AlCl_3 + 3\,H_2O$$

nähtub, et ühe mooli soolhappega reageerib üks mool naatriumhüdroksiidi, $\frac{1}{2}$ mooli kaltsiumhüdroksiidi või $\frac{1}{3}$ mooli alumiiniumhüdroksiidi.

$$\text{Aluse ekvivalentkaal} = \frac{\text{Aluse molekulkaal}}{\text{Alust moodustava metalli valents}}$$

Näitena arvutame baariumhüdroksiidi ekvivalentkaalu:

$$E_{Ba(OH)_2} = \frac{M_{Ba(OH)_2}}{2} = \frac{171}{2} = 85{,}5.$$

Mainitud põhjustel väljendatakse laboratoorses praktikas aine koguseid sageli grammekvivalentides.

Grammekvivalendiks (lühendatult vaaliks) on liht- või liitaine kaal grammides, mis võrdub arvuliselt tema ekvivalentkaaluga.

Üks grammekvivalent magneesiumi kaalub näiteks 12 grammi, üks grammekvivalent väävelhapet 49 grammi.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mida nimetatakse ekvivalentkaaluks?
2. Kuidas saab leida a) elemendi, b) aluse ekvivalentkaalu?
3. Mis on grammekvivalent?
4. Kirjutada keemilised võrrandid kaaliumi, tsingi, baariumi ja kaltsiumi reageerimise kohta soolhappega ning arvutada nimetatud elementide ekvivalentkaalud.
5. Arvutada sool- ja lämmastikhappe ekvivalentkaalud.
6. Arvutada naatrium-, kaltsium- ja raud(III)hüdroksiidi ekvivalentkaalud.
7. Mitu grammi vesinikku eraldub 3 vaali kaaliumi reageerimisel veega?
8. Missugune on keskkonna reaktsioon, kui valati kokku lahused, mis sisaldasid 2 vaali kustutatud lupja ja pool vaali soolhapet?
9. Mitu vaali magneesiumi on võimalik saada 3 moolist magneesiumkarbonaadist?

Normaalsed lahused.

Lahuse normaalne kontsentratsioon väljendab lahustunud aine grammekvivalentide (vaalide) arvu ühes liitris lahuses.

Normaalseid lahuseid tähistatakse tähega *n*, mille ette kirjutatakse koefitsient. Koefitsient näitabki lahuse normaalsust, s. o. aine grammekvivalentide arvu ühes liitris lahuses. Näiteks 0,5 *n* lahus tähendab, et 1 liitris lahuses on 0,5 grammekvivalenti lahustunud ainet.

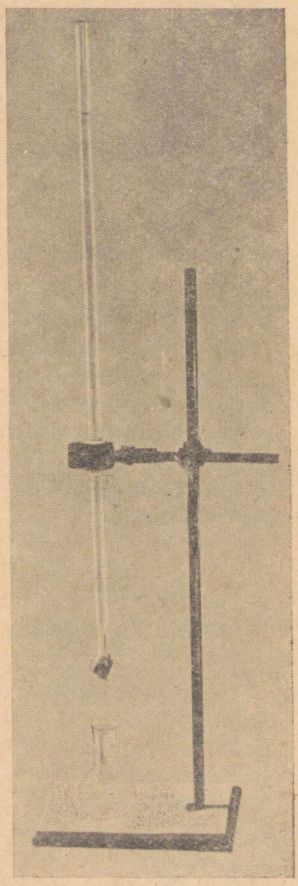
Vaatleme järgmisi keemilisi võrrandeid.

$$3\,NaOH + H_3PO_4 = Na_3PO_4 + 3\,H_2O$$
$$2\,KOH + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2\,H_2O$$
$$Ba(OH)_2 + 2\,HCl = BaCl_2 + 2\,H_2O$$

Võrrandeist näeme, et kolm vaali naatriumhüdroksiidi reageerib kolme vaali fosforhappega; kaks vaali kaaliumhüdroksiidi reageerib kahe vaali väävelhappega ja kaks vaali baariumhüdroksiidi reageerib kahe vaali soolhappega. Sellest järeldame, et neutraliseerumisreaktsioonil on reageerivate ainete vaalide arv võrdne. See teebki normaalsete lahuste kasutamise käepäraseks. Nii näiteks kulub 10 ml 0,1 *n* kaaliumhüdroksiidi neutraliseerimiseks 10 ml 0,1 *n* sool-, väävel- või fosforhapet. 10 ml 0,1 *n* väävelhappe neutraliseerimiseks kulub aga 10 ml 0,1 *n* kaalium-, naatrium- või baariumhüdroksiidi.

Normaalseid lahuseid kasutatakse hapete ja aluste kontsentratsiooni määramiseks nii keemia laboratooriumides kui ka tööstustes. Sellist kontsentratsiooni määramist nimetatakse t i i t r i m i s e k s.

Kui soovime näiteks määrata väävelhappe lahuse kontsentratsiooni, siis toimime järgmiselt. Mõõdame pipetiga 20 ml väävelhappe lahust (määratav lahus) koonilisse kolbi ja lisame paar tilka indikaatori lahust (fenoolftaleiin). Seejärel lisame büretist (joonis 85) 0,1 *n* naatriumhüdroksiidi lahust (mõõtlahus), kuni indikaatori värvus muutub. Büreti jaotuste järgi määrame, et neutraliseerumiseks on kulunud näiteks 18,5 ml 0,1 *n* NaOH lahust.



Joonis 85. Tiitrimine.

Kui lahuste ruumalad on samad, siis on võrdsed ka lahuste normaalsed kontsentratsioonid. Antud näite puhul kulus aga leelist vähem. Seega ei ole ka väävelhappe lahuse kontsentratsioon 0,1 *n*, vaid sellest väiksem.

Suhet normaalsete lahuste ruumalade ja kontsentratsioonide vahel võib väljendada võrdega

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{n_2}{n_1},$$

kusjuures

V_1 — mõõtlahuse ruumala,
V_2 — määratava lahuse ruumala,
n_2 — määratava lahuse normaalsus,
n_1 — mõõtlahuse normaalsus.

See tähendab, et võrdse normaalsuse korral on ka ruumalad võrdsed. Erineva normaalsuse korral on aga ruumalad normaalsustega pöördvõrdelised.

Vastavalt võrde põhiomadustele saame antud võrdest avaldada reaktsiooniks vajalike lahuste ruumalad (V_1 või V_2) ja leida kulutatud lahuste ruumalade põhjal nende kontsentratsioonid (n_1 või n_2).

Arvutamegi nüüd määratava väävelhappe lahuse normaalsuse.

Võrdest saame: $n_2 = \frac{V_1 \cdot n_1}{V_2}$. Asendame võrde tähised tuntud suurustega: $n_2 = \frac{18{,}5 \cdot 0{,}1}{20} = 0{,}0925$.

Seega on määratav lahus umbes 0,09 *n* väävelhape. 0,09 *n* väävelhape tähendab seda, et 1 liitris sellises lahuses on lahustatud 0,09 grammekvivalenti väävelhapet. Leiame, mitu grammi see on. Kuna üks grammekvivalent väävelhapet kaalub 49 grammi, siis 0,09 vaali väävelhapet kaalub $0{,}09 \cdot 49 = 4{,}41$ grammi. Järelikult sisaldub määratava lahuse 1 liitris umbes 4,41 grammi väävelhapet.

Normaalsete lahuste valmistamine.

Näide. Valmistada 500 ml 0,2 *n* kaaliumhüdroksiidi lahust.

Lahendus.

Arvutame lahuse valmistamiseks vajaliku kaaliumhüdroksiidi koguse.

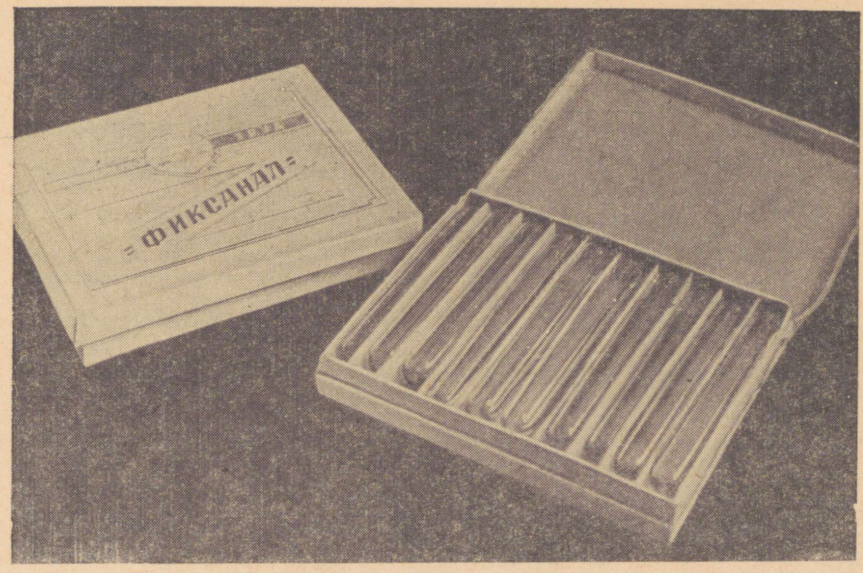
Kaaliumhüdroksiidi molekulkaal $M_{KOH} = 39 + 16 + 1 = 56$.

Kaaliumhüdroksiidi ekvivalentkaal on samuti 56 ja grammekvivalent 56 grammi.

1 liitris 1 *n* KOH lahuses sisaldub 56 g KOH.

1 liitris 0,2 *n* KOH lahuses sisaldub $0{,}2 \cdot 56 = 11{,}2$ g KOH.

500 ml 0,2 *n* lahuse valmistamiseks kulub siis $11{,}2 : 2 = 5{,}6$ g KOH.



Joonis 86. Fiksanaalid.

Kaalume nüüd 5,6 g kaaliumhüdroksiidi ja paigutame selle 500-milliliitrisesse mõõtkolbi. Lahustame ta esmalt 300—400 milliliitris destilleeritud vees ja lisame seejärel destilleeritud vett kuni märgini kolvi kaelal.

Sellisel viisil tavaliselt aga normaalseid lahuseid ei valmistata, sest kasutuselolevad ained sisaldavad niiskust ja teisi lisandeid. Seepärast kasutatakse normaalsete lahuste valmistamiseks sageli fiksanaale (joonis 86), s. o. kinnisulatatud klaasampulle, mis sisaldavad täpselt kaalutud koguse ainet 1 liitri 0,1 *n* (detsinormaalse) lahuse valmistamiseks. Fiksanaalide kasutamine lahuste valmistamisel hoiab tunduvalt aega kokku, hõlbustab ja muudab lahuste valmistamise täpsemaks. Kui soovitakse valmistada suurema kontsentratsiooniga lahust, võetakse väiksem mõõtkolb. 0,2 *n* lahuse valmistamiseks on seega vaja 500-milliliitrist mõõtkolbi, 0,4 *n* lahuse jaoks 250-milliliitrist mõõtkolbi jne.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Nimetada happeid, mille ühemolaarne lahus on samaaegselt ka ühenormaalne lahus.
2. Nimetada aluseid, mille ühemolaarne lahus on samaaegselt ka ühenormaalne lahus.
3. Kui palju fosforhapet tuleb võtta 0,5 liitri detsimolaarse lahuse valmistamiseks?

4. Mitu grammi baariumhüdroksiidi vajatakse 2 liitri 0,01 *n* lahuse valmistamiseks?
5. 10 ml 0,1 *n* kaaliumhüdroksiidi lahuse neutraliseerimiseks kasutati 0,2 *n* soolhappe lahust. Mitu milliliitrit seda lahust kulus?
6. Arvutada väävelhappe hulk, mis on vajalik 1 liitri 0,2 *n* väävelhappe lahuse valmistamiseks.
7. Kui palju kaltsiumhüdroksiidi sisaldub 2 liitris 0,02 *n* kaltsiumhüdroksiidi lahuses?
8. 20 ml väävelhappe lahuse normaalsuse määramisel kulus 40 ml 0,5 *n* naatriumhüdroksiidi lahust. Leida väävelhappe lahuse normaalsus.
9. 30 ml lämmastikhappe lahuse neutraliseerimiseks kulus 15 ml 0,1 *n* kaaliumhüdroksiidi lahust. Määrata lämmastikhappe lahuse normaalsus.
10. Arvutada 10%-lise lämmastikhappe (erikaal 1,05) normaalsus.
11. Mitme normaalne on 30%-line kaaliumhüdroksiidi lahus, mille erikaal on 1,29?
12. Mitme normaalne on 20%-line väävelhape (erikaal 1,14)?

VII peatükk.

ELEKTROLÜÜTILISE DISSOTSIATSIOONI TEOORIA ALUSED.

§ 1. Hapete, aluste ja soolade vesilahuste iseärasused.

Lahuseid käsitledes märkisime, et keemilised reaktsioonid kulgevad tavaliselt lahustes. Hapete, aluste ja soolade vesilahustes kulgevatel reaktsioonidel on mitmeid iseärasusi.

Meenutame esmalt reaktsiooni vasksulfaadi ja naatriumhüdroksiidi lahuste vahel:

$$CuSO_4 + 2\,NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$$

Jälgime võrrandis happejäägi ja hüdroksiidrühma paiknemist enne ja pärast reaktsiooni. Nagu näeme, on nad vahetanud kohad, kuid nende koostis ei ole muutunud. Sedasama oleme korduvalt täheldanud ka teiste hapete, aluste ja soolade vahel kulgevatel vahetusreaktsioonidel, kui need toimuvad vesilahustes. Seega võime öelda, et

happejäägid ja hüdroksiidrühmad toimivad hapete, aluste ja soolade vesilahustes kulgevates reaktsioonides kui iseseisvad rühmitused.

Väljaspool lahuseid kulgevad reaktsioonid ei ole aga vahetusreaktsioonid, sest happejäägid ja hüdroksiidrühmad võivad seejuures laguneda.

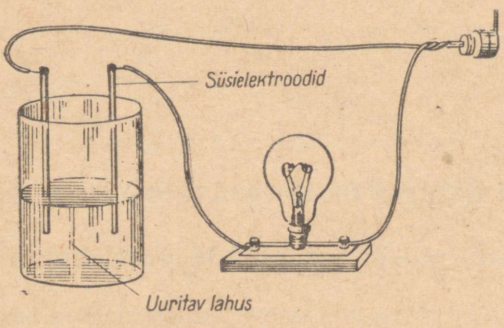
Hapete, aluste ja soolade vesilahuste teiseks iseärasuseks on see, et

keemilised reaktsioonid kulgevad hapete, aluste ja soolade vesilahustes väga kiiresti, silmapilkselt.

Siinkohal meenutame katset kuiva pliinitraadi ja kaaliumjodiidiga ning nende ainetega lahustes (vt. lk. 127).

Hapete, aluste ja soolade kolmanda iseärasuse selgitamiseks korraldame järgmise katse.

Katse. Võtame kolm purki, milledest ühes on kuiv keedusool, teises kuiv naatriumhüdroksiid ja kolmandas boorhape. Puudutame nimetatud aineid kordamööda elektrijuhtivuse määramise seadme elektroodidega, nagu on näidatud joonisel 87. Lamp ei sütti.



Joonis 87. Elektrijuhtivuse kontrollimine.

Enne katset järgmise ainega peseme elektroodid veega ning kuivatame lapi või kuivatuspaberiga. Puhastamise ajaks lülitame vooluallika välja.

Valmistame nüüd nimetatud ainetest lahused ja kordame katset. Lamp süttib.

Hapete, aluste ja soolade vesilahused juhivad elektrit. Neid aineid nimetatakse elektrolüütideks.

Destilleeritud vesi, samuti ka suhkru, glütseriini ja piirituse vesilahused ei juhi elektrivoolu. Neid aineid nimetatakse mitteelektrolüütideks.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kirjutada vahetusreaktsioonide võrrandid kaaliumhüdroksiidi reageerimise kohta raud(III)kloriidi, raud(III)sulfaadi ja raud(III)nitraadiga. Kuidas võtavad reaktsioonist osa happejäägid ja hüdroksiidrühmad?
2. Missugused toodud ainetest on a) elektrolüüdid, b) mitteelektrolüüdid: keedusool, sidrunhape, vasksulfaat-5-vesi, ehituslubi, destilleeritud vesi, suhkur, äädikhape, piiritus?
3. Miks ei juhi veevaba vedel kloorvesinik elektrit?
4. Mitu grammi glükoosi ($C_6H_{12}O_6$) on vaja poole liitri 0,2 *m* lahuse valmistamiseks?
5. Valmistada 200 ml 0,05 *n* baariumhüdroksiidi lahust.

§ 2. Elektrolüütiline dissotsiatsioon.

Teooria, mis seletab hapete, aluste ja soolade vesilahuste kõiki iseärasusi, loodi rootsi teadlase Svante Arrheniuse (loe: arreenius) poolt aastal 1887. Seda teooriat kontrollis, kinnitas ja arendas rida teisi teadlasi, nende hulgas vene teadlased Konovalov ja Kablukov. Nimetatud teooriat tuntakse elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria nimetuse all.

Elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooriale vastavalt lagunevad vees lahustumisel hapete, aluste ja soolade molekulid üksikuteks erinimeliselt laetud osakesteks, mida nimetatakse ioonideks (kreekakeelne sõna *ion* tähendab *rändav*). Nii näiteks laguneb naatriumkloriidi molekul vees lahustumisel kaheks osaks: positiivse laenguga naatriumiooniks (Na^+) ja negatiivse laenguga kloriidiiooniks (Cl^-):

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

Seejuures jääb vesilahus aga elektriliselt neutraalseks, sest ioonide positiivsete laengute üldarv võrdub alati negatiivsete laengute üldarvuga. Ioonid on pidevas kaootilises liikumises nagu vedelike ja gaaside molekulid.

Elektrolüütide molekulide lagunemist ioonideks, mis toimub elektrolüütide lahustumisel, nimetatakse elektrolüütiliseks dissotsiatsiooniks (*dissociatio* tähendab ladina keeles *lagunemine*).

Elektrolüütiliseks dissotsiatsiooniks ei ole vaja kasutada elektrivoolu. Mis siis põhjustab elektrolüütide molekulide lagunemist ioonideks?

Lahustumisel võivad ioonideks laguneda ainult ioonilise sidemega molekulid.

Füüsikast on teada, et kahe isenimelise elektriga laetud keha vaheline elektrostaatiline külgetõmbejõud sõltub mitte ainult nende laengute suurusest ja nendevahelisest kaugusest, vaid ka selle keskkonna iseloomust, milles laetud kehad asuvad. Külgetõmbejõud on kõige suurem tühjuses, natuke nõrgem gaasides ja tunduvalt nõrgem vedelikes, kusjuures külgetõmbejõud sõltub vedeliku iseloomust. Nii näiteks on külgetõmbejõud petrooleumis 2 korda, piirituses 26 korda ja vees 81 korda väiksem kui tühjuses.

Elektrolüütide lahustumisel vees väheneb seega molekule moodustavate ioonide vaheline külgetõmbejõud 81 korda. Selle tõttu on ioonid üksteisega palju nõrgemini seotud ning võivad lahusti molekulide liikumisest tingituna kergemini lahku minna.

Elektrolüütide lahustumisel vees tekkinud ioonid on pidevas korrapäratus liikumises. Sellise korrapäratu liikumise puhul on kokkupõrked ioonide vahel vältimatud. Seejuures võivad isenimeliselt laetud ioonid ühineda jälle molekulideks. Näiteks naatriumkloriidi vesilahuses sisalduvad positiivsed naatriumioonid ja

negatiivsed kloriidioonid tekitavad uuesti naatriumkloriidi molekule:

$$Na^+ + Cl^- \rightarrow NaCl$$

Dissotsiatsioonile vastupidist protsessi, mille tulemusena moodustub molekul, nimetatakse **molarisatsiooniks**.

Sellist kahes vastupidises suunas kulgevat protsessi nimetatakse **pöörduvaks**. Naatriumkloriidi lahuses pidevalt kulgevat pöörduvat protsessi võib kujutada järgmiselt:

$$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$$

kusjuures paremale suunatud nool (→) tähistab dissotsiatsiooni, vasakule suunatud nool (←) aga molarisatsiooni.

Elektrolüüdi dissotsieerumisel tekib ikka rohkem ja rohkem ioone. Ioonide arvu suurenemisel kasvab aga nende kokkupõrgete arv ja järelikult ka ioonide molekulideks ühinemine (molarisatsioon). Lõpuks muutub mõlema protsessi kiirus võrdseks, s. t. ajaühikus ioonideks lagunevate molekulide arv võrdub samal ajal ioonide ühinemisel tekkivate molekulide arvuga. Dissotsiatsiooni- ja molarisatsiooniprotsessi vahel tekib sel viisil **liikuv tasakaal**.

Hapetes ja soolades esinevad happejäägid, mis koosnevad aatomite rühmadest, ning alustes sisalduvad hüdroksiidrühmad moodustavad nimetatud ainete dissotsieerumisel mitmest elemendist koosnevaid **liitioone**, näiteks:

$$HNO_3 \rightleftarrows H^+ + \mathbf{NO_3^-}$$
$$NaPO_3 \rightleftarrows Na^+ + \mathbf{PO_3^-}$$
$$NaOH \rightleftarrows Na^+ + \mathbf{OH^-}$$

Iooni laeng vastab tema valentsile Näiteks vesinikioonil ning ühevalentsetel metallioonidel on laeng +1, kuna hüdroksiidioonil ning ühevalentsetel happejääkioonidel on laeng —1. Kahe- ja kolmevalentsetel metallioonidel on laeng vastavalt +2 ja +3, kuna kahe- ja kolmevalentsetel happejääkioonidel on laeng vastavalt —2 ja —3. Näiteks:

$$CuSO_4 \rightleftarrows Cu^{2+} + SO_4^{2-}$$
$$Na_3PO_4 \rightleftarrows 3\,Na^+ + PO_4^{3-}$$
$$AlCl_3 \rightleftarrows Al^{3+} + 3\,Cl^-$$

Dissotsiatsioonivõrrandite koostamisel tuleb meeles pidada, et kõik elektrolüütide lahused on elektriliselt neutraalsed, järelikult peab positiivselt laetud ioonide laengute üldarv olema alati võrdne negatiivselt laetud ioonide laengute üldarvuga.

Järgnevalt teeme mõned katsed, mis tõestavad ioonide olemasolu vesilahustes.

Katse 1. Valame kuiva katseklaasi 3—5 ml etüülalkoholi ja lahustame selles veevaba vaskkloriidi. Lahus on kollase värvusega. Kui lisame aga 1—2 ml destilleeritud vett, siis muutub lahuse värvus siniseks.

Nagu katse näitab, ei dissotsieeru vaskkloriid alkoholis, vaid lahustub molekulaarsena. Vee lisamisel aga toimub dissotsiatsiooniprotsess. Kuna vaskioonid on sinise värvusega ja kloriidioonid on värvusetud, siis omandab ka lahus sinise värvuse. Vaskkloriidi dissotsiatsiooni võime avaldada järgmise dissotsiatsioonivõrrandina:

$$CuCl_2 = Cu^{2+} + 2\,Cl^-$$

Katse 2. Valame ühte katseklaasi 10 ml vett ja teise niisama palju etüülalkoholi. Seejärel lisame mõlemasse katseklaasi ühe tilga metüüloranži lahust ja ühe tilga fosforhapet. Esimeses katseklaasis olev lahus muutub roosaks, teises olev lahus aga jääb kollaseks.

Metüüloranži värvuse muutumine esimeses katseklaasis osutab, et katseklaasis olev lahus on happeline, s. t. vees toimub fosforhappe dissotsiatsioon. Etüülalkoholis aga fosforhape ei dissotsieeru ja kuna ei teki vesinikioone, siis näitab ka indikaator, et lahus on neutraalse reaktsiooniga. Kui lisame samasse katseklaasi destilleeritud vett, siis toimub fosforhappe dissotsiatsioon ning lahuse värvus muutub roosaks, nagu on iseloomulik happelisele keskkonnale.

Katse 3. Valame katseklaasi 3—4 ml etüülalkoholi, lisame ühe tilga kontsentreeritud ammooniumhüdroksiidi lahust ja ühe tilga fenoolftaleiini lahust. Lahus on värvusetu (või vee vähese sisalduse tõttu etüülalkoholis nõrgalt vioietne), kuna etüülalkoholis ammooniumhüdroksiid ei dissotsieeru. Lisades aga lahusele 3—4 ml destilleeritud vett, muutub lahuse värvus roosakaks.

Vee lisamisel dissotsieerub ammooniumhüdroksiid järgmise keemilise võrrandi kohaselt:

$$NH_4OH \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$$

Etüülalkoholis ammoniumhüdroksiid ei dissotsieeru, vees aga dissotsieerub.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Missuguseid aineid nimetatakse elektrolüütideks ja missuguseid mitteelektrolüütideks? Tuua näiteid.
2. Millega on seletatav elektrolüütide vesilahuste elektrijuhtivus?
3. Mis on elektrolüütiline dissotsiatsioon?
4. Elektrolüütide molekulid lagunevad vees ioonideks. Millisel protsessil tekivad aga ioonid?
5. Millega on seletatav, et hapete, aluste ja soolade vesilahused on elektriliselt neutraalsed?

6. Kes töötas välja elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria?
7. Kuidas seletada vees lahustatud hapete, aluste ja soolade molekulide lagunemist ioonideks?
8. Kuidas on võimalik tõestada vabade ioonide olemasolu elektrolüütide lahustes?
9. Mispärast on dissotsiatsiooniprotsess pöörduv?
10. Kuidas tekib elektrolüüdi lahustumisel vees liikuv tasakaal molekulide ja ioonide vahel?
11. Kirjutada reaktsiooni võrrand a) kaaliumkloriidi, b) naatriumsulfaadi, c) alumiiniumnitraadi dissotsieerumise kohta.
12. Mispärast asendatakse elektrolüütilise dissotsiatsiooni võrrandites võrdsusmärk nooltega?
13. Mida nimetatakse molarisatsiooniks?
14. Kirjutada keemilised võrrandid järgmiste muundumiste kohta:

$$Mg \rightarrow Mg^{2+} \rightarrow Mg$$
$$Cl_2 \rightarrow Cl^- \rightarrow Cl_2$$

§ 3. Hapete, aluste, soolade ja vee dissotsiatsioon.

Hapete dissotsiatsioon.

Meile on teada, et hapete vesilahustel on rida ühiseid omadusi: hapu maitse, toime indikaatoritesse, reageerimine metallide, aluste ja aluseliste oksiididega jne.

Dissotsiatsiooniteooria annab seletuse, miks on see nii. Näitena vaatleme järgmisi dissotsiatsioonivõrrandeid:

$$HCl \rightleftarrows H^+ + Cl^-$$
$$H_2SO_4 \rightleftarrows 2\,H^+ + SO_4^{2-}$$
$$HNO_3 \rightleftarrows H^+ + NO_3^-$$
$$H_3PO_4 \rightleftarrows 3\,H^+ + PO_4^{3-}$$

Võrrandite võrdlemisel selgub, et happed dissotsieeruvad vesilahustes ühesugusteks positiivseteks vesinikioonideks ja mitmesugusteks negatiivseteks happejääkioonideks.

Kõikidele hapetele ühine omadus anda vesilahustes vesinikioone selgitab meile, mispärast kloorvesinikhappe, väävelhappe, fosforhappe ja teiste selliste ainete vesilahustel on hapu maitse, mispärast nad muudavad sinise lakmuse punaseks ja reageerivad metallide, aluste ja aluseliste oksiididega. Need hapete ühised omadused ei ole hapete keemiliselt erinevate molekulide omadused, vaid hapete lahustes esinevate vesinikioonide (H^+) omadused. Seega võimaldab elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria anda hapete definitsiooni.

Happed on ühendid, mis vesilahustes dissotsieerumisel annavad positiivselt laetud vesinikioone ja negatiivselt laetud happejääkioone.

Tuleb tähendada, et kahe- ja kolmealuselised happed dissotsieeruvad järk-järgult. Esmalt eraldub ainult üks vesinikioon, järgmine aga alles vesilahuse tugeval lahjendamisel.

Näiteks:

$$H_2SO_4 \rightleftarrows \underbrace{H^+ + HSO_4^-}_{\text{I järk}} \rightleftarrows \underbrace{H^+ + SO_4^{2-}}_{\text{II järk}}$$

Väävelhappe molekuli täieliku dissotsiatsiooni võrrand on järgmine:

$$H_2SO_4 \rightleftarrows 2\,H^+ + SO_4^{2-}$$

Ortofosforhape dissotsieerub kolmes järgus:

$$H_3PO_4 \rightleftarrows \underbrace{H^+ + H_2PO_4^-}_{\text{I järk}} \rightleftarrows \underbrace{H^+ + H^+ + HPO_4^{2-}}_{\text{II järk}} \rightleftarrows \underbrace{H^+ + H^+ + H^+ + PO_4^{3-}}_{\text{III järk}}$$

Ortofosforhappe molekuli täieliku dissotsiatsiooni võrrand on järgmine:

$$H_3PO_4 \rightleftarrows 3\,H^+ + PO_4^{3-}$$

Aluste dissotsiatsioon.

Tutvume nüüd põhjustega, miks on alustel ühiseid omadusi (toime indikaatoritesse, omadus happeid neutraliseerida jne.). Selleks toome mõned näited aluste dissotsiatsiooni kohta:

$$KOH \rightleftarrows K^+ + OH^-$$
$$NaOH \rightleftarrows Na^+ + OH^-$$
$$Ca(OH)_2 \rightleftarrows Ca^{2+} + 2\,OH^-$$

Millest on tingitud aluste ühised omadused?

Aluseid defineerime elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria põhjal järgmiselt.

Alused on ühendid, mis vesilahustes disssotsieerudes annavad negatiivselt laetud hüdroksiidioone (OH^-) ja positiivselt laetud metallioone.

Soolade dissotsiatsioon.

Lihtsoolade dissotsieerumisel tekivad positiivselt laetud metallioonid ja negatiivselt laetud happejääkioonid:

$$Na_2SO_4 \rightleftarrows 2\,Na^+ + SO_4^{2-}$$
$$KNO_3 \rightleftarrows K^+ + NO_3^-$$
$$MgCl_2 \rightleftarrows Mg^{2+} + 2\,Cl^-$$

Happelised soolad dissotsieeruvad aga positiivselt laetud metallioonideks ja negatiivselt laetud vesinikku sisaldavateks happejääkioonideks:

$$NaHSO_4 \rightleftarrows Na^+ + HSO_4^-$$

Soolad on ühendid, mis vesilahustes dissotsieerumisel annavad positiivselt laetud metallioone ja negatiivselt laetud happejääkioone.

Vee dissotsiatsioon.

Destilleeritud vee elektrijuhtivuse uurimisel nägime, et vesi ei juhi elektrivoolu. Täpsete ja tundlike mõõteriistade abil on aga selgitatud, et ka vesi teatud määral dissotsieerub:

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

Selle tulemusena tekivad vesinik- ja hüdroksiidioonid. Vee dissotsiatsioon toimub aga väga tühisel määral, sest 556 miljonist vee molekulist dissotsieerub ioonideks ainult üks vee molekul.

§ 4. Pöördumatud reaktsioonid.

Teades, kuidas happed, alused ja soolad vesilahustes dissotsieeruvad, saame nn. iooniliste võrranditega avaldada ka keemilisi reaktsioone. Toome nende kohta mõned näited.

Näide 1. Naatriumhüdroksiidi reageerimine raud(III)kloriidiga. Molekulaarvõrrand:

$$3\,NaOH + FeCl_3 = 3\,NaCl + Fe(OH)_3\downarrow$$

Ioonvõrrand:

$$3\,Na^+ + 3\,OH^- + Fe^{3+} + 3\,Cl^- = 3\,Na^+ + 3\,Cl^- + Fe(OH)_3$$

Kui reaktsioonil tekib lahustumatu aine või gaas või kui üks reaktsiooniproduktidest on vesi, siis kulgeb reaktsioon lõpuni. Ioonvõrrandites ei tähistata seepärast ka vastavate ainete molekule dissotsieerununa ioonideks. Nii on näha, millise aine tekke tõttu on reaktsioon pöördumatu.

Näide 2. Kaaliumsulfiidi reageerimine soolhappega.
Molekulaarvõrrand:

$$K_2S + 2\,HCl = 2\,KCl + H_2S\uparrow$$

Ioonvõrrand:

$$2\,K^+ + S^{2-} + 2\,H^+ + 2\,Cl^- = 2\,K^+ + 2\,Cl^- + H_2S$$

Gaasiline aine väävelvesinik eraldub reaktsiooni keskkonnast ja reaktsioon läheb seetõttu lõpuni.

Näide 3. Lämmastikhappe reageerimine kaaliumhüdroksiidiga. Molekulaarvõrrand:

$$HNO_3 + KOH = KNO_3 + H_2O$$

Ioonvõrrand:

$$H^+ + NO_3^- + K^+ + OH^- = K^+ + NO_3^- + H_2O$$

Kuna vesi on vähe dissotsieeruv aine, on ka vee teke reaktsiooni pöördumatuse põhjuseks.

Küsimusi ja ülesandeid.

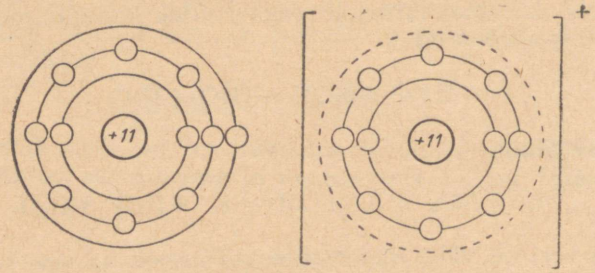
1. Millest on tingitud lahuse happelised või aluselised omadused?
2. Mis on hape, alus ja sool elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria seisukohalt?
3. Tuua näiteid elektrolüütide järkjärgulise dissotsieerumise kohta.
4. Kirjutada vee dissotsiatsiooni võrrand ja iseloomustada vee dissotsiatsiooni määra.
5. Kirjutada järgmiste ainete dissotsiatsiooni võrrandid: kaaliumsulfaat, alumiiniumnitraat, naatriumvesinikkarbonaat, kaaliumvesinikfosfaat.
6. Tuua näiteid reaktsioonide kohta, kus toimuvad järgmised protsessid:

$$Al\ (aatom) \rightarrow Al^{3+}\ (ioon) \rightarrow Al\ (aatom)$$

7. Naatriumhüdroksiidi vesilahuses esineb nii positiivselt (Na^+) kui ka negatiivselt laetud ioone (OH^-). Missugune on antud lahuse elektriline laeng?
8. Joonistada järgmiste aatomite ja ioonide elektronskeemid ja kirjutada võrrandid nimetatud aatomite muutumise kohta ioonideks: Na ja Na^+; S ja S^{2-}; Fe ja Fe^{3+}; Br ja Br^-.
9. Tõestada vastava katsega kloriidiooni olemasolu naatriumkloriidi lahuses ja soolhappe lahuses.
10. Tõestada vastava katsega vesinikioonide olemasolu soolhappe, väävelhappe ja lämmastikhappe lahustes.
11. Tõestada vastava katsega sulfaatiooni olemasolu alumiiniumsulfaadi lahuses.
12. Tõestada vastava katsega hüdroksiidioonide olemasolu naatrium- ja kaltsiumhüdroksiidi lahustes.
13. Kirjutada ioonvõrrand väävelhappe reageerimise kohta alumiiniumhüdroksiidiga.
14. Kirjutadaioonilisel kujul võrrand ühe pöörduva reaktsiooni kohta.

§ 5. Ioonide omadused.

Ioonide omadustega tutvumiseks võrdleme esmalt naatriumioonide ja metallilise naatriumi omadusi (tabel 15) ning vaatleme naatriumiooni ja naatriumi aatomi ehituse skeeme (joonis 88).



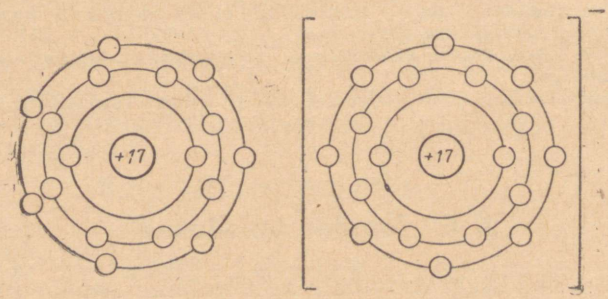
Joonis 88. Naatriumi aatomi ja naatriumiooni ehituse skeem.

Tabel 15

	Naatriumioon	Metalliline naatrium
1. Laeng	üksikul ioonil +1	kõik aatomid elektriliselt neutraalsed
2. Füüsikalised omadused	värvusetu	tugeva läikega pehme metall
3. Keemilised omadused	mitteaktiivne, ei reageeri veega	aktiivne metall, oksüdeerub õhu käes, reageerib energiliselt veega

Tabelist ja skeemidest nähtub, et naatriumiooni omadused erinevad tunduvalt naatriumi aatomi omadustest.

Nüüd võrdleme veel kloriidiooni ja kloori omadusi (tabel 16) ning vaatleme kloriidiooni ja kloori aatomi ehituse skeeme (joonis 89).



Joonis 89. Kloori aatomi ja kloriidiooni ehituse skeem.

Tabel 16.

	Kloriidioon	Kloor lihtainena
1. Laeng	üksikul ioonil —1	kõik aatomid elektriliselt neutraalsed
2. Füüsikalised omadused	värvusetu, lõhnatu	kollakasrohelise värvusega, lämmatava lõhnaga
3. Keemilised omadused	puudub oksüdeerimisvõime, reageerib kiiresti hõbeiooniga jne.; kahjutu (esineb toidus)	aktiivne mittemetall, tugeva oksüdeeriva toimega. ühineb energiliselt metallidega. andes soolasid; on mürgine

Tabelist ja skeemidest nähtub, et ka kloriidiooni omadused erinevad tunduvalt kloori aatomi omadustest.

Toodud näidete põhjal võime öelda, et ioonid erinevad omaduste poolest aatomitest ja molekulidest. Omaduste erinevus on seletatav sellega, et ioonid tekivad aatomitest kas elektronide kaotamisel või nende juurdevõtmisel. Seega on ühtedel ioonidel elektrone rohkem (negatiivsed ioonid) ja teistel ioonidel elektrone vähem (positiivsed ioonid) kui neile vastavatel aatomitel (või liitioonide puhul aatomite rühmal) Elektronide arvu muutumine ongi uute omaduste ilmnemise põhjuseks.

Ioonide omadustest sõltuvad ka elektrolüüdi lahuse omadused. On ioonid värvusetud, siis on ka lahus värvusetu. Nii näiteks on naatrium- ja kloriidioonid värvusetud ning värvusetu on ka keedusoola lahus. Kaaliumpermanganaadi ($KMnO_4$) lahuse lilla värvus on tingitud MnO_4^--iooni lillast värvusest. Kaaliumdikromaadi ($K_2Cr_2O_7$) lahus on oranži värvusega, mille põhjustajaks on oranži värvusega $Cr_2O_7^{2-}$-ioon. Elektrolüüdi lahusel võib olla ka ioonide värvustele vastav vahepealne värvus; näiteks on vask(II)dikromaadi ($CuCr_2O_7$) lahusel roheline värvus, sest Cu^{2+}-ioon on sinise ja $Cr_2O_7^{2-}$-ioon oranži värvusega. Seega sõltuvad elektrolüüdi lahuse omadused ioonide omadustest, mis esinevad antud elektrolüüdi lahuses.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Millega on seletatav ioonide omaduste erinevus aatomite omadustest? Tuua näiteid.
2. Millest on tingitud a) kaaliumdikromaadi lahuse, b) kaaliumpermanganaadi lahuse, c) vasksulfaadi lahuse iseloomulik värvus?
3. Joonistada kaaliumiooni ja kaaliumi aatomi ehituse skeem.

4. Teha katsed, kus toimuksid järgmised muudatused:

$$Cu^{2+} \rightarrow Cu \rightarrow Cu^{2+}$$

5. Kahes katseklaasis on lahused, mis sisaldavad vastavalt H^+- ja OH^--ioone. Teha katsed antud ioonide tõestamiseks.
6. Eri katseklaasides on lahused, mis sisaldavad Cl^--, Br^-- ja I^--ioone. Tõestada vastavate katsetega antud ioonide olemasolu lahustes.
7. Eraldada Cu^{2+}-ioonid vasksulfaadi lahusest, viies nad vastava reaktsiooniga sademesse. Tõestada SO_4^{2-}-ioonide olemasolu saadud filtraadis.
8. Kirjutada keemilised võrrandid järgmiste ainete dissotsieerumise kohta: tsinkkloriid, kaltsiumnitraat, baariumhüdroksiid, naatriumvesiniksulfaat, magneesiumvesinikfosfaat.
9. Vaba joodi reaktiivina kasutatakse tärklise lahust, millega jood annab sinise värvuse. Kas joodioonid annavad sama värvuse?
10. Kirjutada ioonvõrrandid neutraliseerumisreaktsioonide kohta a) kaltsiumhüdroksiidi ja soolhappe, b) baariumhüdroksiidi ja fosforhappe vahel.

§ 6. Dissotsiatsiooniaste.

Katse 1. Paneme joonisel 87 esitatud seadme purki kontsentreeritud väävelhapet (väävelhappe kihi kõrgus purgis olgu umbes 1 cm) ja lülitame sisse elektrivoolu. Seejuures näeme, et lambi hõõgniit helendab nõrgalt. Siis kordame katset lahjendatud väävelhappega. Lambi helendumine suureneb.

Me teame, et lahuste elektrijuhtivus on seotud ioonide olemasoluga lahustes. Katsest järeldub, et lahuse lahjendamisel ioonide hulk lahuses suureneb, s. t. dissotsiatsioon ioonideks suureneb summaarse võrrandi kohaselt:

$$H_2SO_4 \rightleftarrows 2\,H^+ + SO_4^{2-}$$

Elektrolüüdi dissotsieerumise määra iseloomustatakse dissotsiatsiooniastmega ja tähistatakse tähega α.

Dissotsiatsiooniaste näitab, milline osa elektrolüüdi molekulide üldarvust on lahuses lagunenud ioonideks.

$$\alpha = \frac{\text{dissotsieerunud elektrolüüdi molekulide arv}}{\text{elektrolüüdi molekulide üldarv}} \cdot 100\,\%$$

Kui näiteks väävelhappe igast sajast molekulist lagunes ioonideks 70 molekuli, siis väävelhappe dissotsiatsiooniaste selles lahuses on 70%.

Katse 2. Võtame ühte purki 2 *m* äädikhappe lahust ja teise purki niisama palju 2 *m* soolhappe lahust ja uurime nende lahuste elektrijuhtivust joonisel 87 kujutatud seadme abil.

Katsest näeme, et soolhappe lahus juhib elektrivoolu paremini. Järelikult laguneb soolhappe molekule ioonideks rohkem kui äädikhappel. Soolhappe dissotsiatsiooniaste on seega suurem kui äädikhappel, sest molekulide üldarv mõlemas lahuses on ühesugune.

Samasuguse katse võib läbi viia ka leelistega, võrreldes omavahel näiteks 2 *m* naatriumhüdroksiidi lahuse ja 2 *m* ammoonium-

hüdroksiidi lahuse elektrijuhtivust. Seejuures ilmneb, et naatriumhüdroksiidi dissotsiatsiooniaste on suurem kui ammooniumhüdroksiidil.

Elektrolüütide lahuste erinev elektrijuhtivus näitab, et erinevatel elektrolüütidel on isesugune dissotsiatsiooniaste.

Dissotsiatsiooniastme järgi jaotatakse elektrolüüdid tugevateks ja nõrkadeks. Et dissotsiatsiooniaste sõltub kontsentratsioonist, siis klassifitseeritakse kõiki elektrolüüte lahjade lahuste puhul järgmiselt:

tugevad elektrolüüdid — dissotsiatsiooniaste α on üle 30%;

keskmise tugevusega elektrolüüdid — dissotsiatsiooniaste α on 3—30%;

nõrgad elektrolüüdid — dissotsiatsiooniaste α on alla 3%.

Vastavalt sellele on lämmastik-, sool- ja väävelhape tugevad happed; väävelvesinik-, süsi- ja äädikhape on aga nõrgad happed. Leelised dissotsieeruvad kõik tugevasti, välja arvatud ammooniumhüdroksiid.

Vees lahustuvad soolad dissotsieeruvad peaaegu kõik tugevasti.

Dissotsiatsiooniaste määrab elektrolüütide aktiivsuse keemiliste reaktsioonide puhul.

Katse 3. Võtame ühte katseklaasi 5 ml 2 *m* soolhapet ja teise katseklaasi niisama palju 2 *m* äädikhapet. Puistame mõlemasse katseklaasi magneesiumipulbrit ja võrdleme reaktsioonide kulgemist.

Eralduvate vesinikumullide hulga põhjal järeldame, et magneesium reageerib soolhappega tunduvalt energilisemalt kui äädikhappega. Nähtus on seletatav sellega, et reaktsioon ei toimu happe molekulide ja magneesiumi aatomite vahel, vaid happe vesinikioonide ja magneesiumi aatomite vahel. Järelikult, mida rohkem on hape dissotsieerunud, seda aktiivsem on ta keemiliselt ning seda kiiremini reaktsioon toimub.

Soolhape, mis on rohkem dissotsieerunud kui äädikhape, reageerib magneesiumiga tunduvalt energilisemalt kui äädikhape.

$$Mg + 2\,HCl = MgCl_2 + H_2\uparrow$$

ehk ioonilisel kujul

$$\overset{\overset{2\,e}{\uparrow\quad\downarrow}}{Mg} + 2\,H^+ + 2\,Cl^- = Mg^{2+} + 2\,Cl^- + H_2\uparrow$$

Magneesiumi aatomilt läheb kaks elektroni üle kahele vesinikioonile, mis seetõttu muutuvad elektriliselt neutraalseteks vesiniku aatomiteks. Vesiniku aatomid ühinevad kahekaupa mole-

kulideks ja eralduvad lahusest. Seda protsessi on võimalik väljendada järgmiselt:

$Mg - 2e = Mg^{2+}$ (magneesiumi aatom kaotab 2 elektroni, muutudes seejuures magneesiumiooniks),

$2H^+ + 2e = 2H$ (kaks elektroni liituvad kahe vesinikiooniga, moodustades kaks vesiniku aatomit),

$2H = H_2\uparrow$ (kaks vesiniku aatomit moodustavad vesiniku molekuli, mis eraldub lahusest gaasina).

Katse 4. Paneme ühte katseklaasi 5—10 ml 2 *m* soolhapet, teise niisama palju 2 *m* äädikhapet ja asetame mõlemasse katseklaasi hernesuuruse marmoritüki.

Katsest näeme, et soolhappe toimel eraldub süsihappegaasi energilisemalt kui äädikhappe puhul. Katse kinnitab, et soolhape on keemiliselt aktiivsem kui äädikhape.

Hapete ja aluste keemilist aktiivsust (tugevust) väljendab nende dissotsiatsiooniaste.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mida iseloomustab dissotsiatsiooniaste?
2. Millest sõltub dissotsiatsiooniaste?
3. Nimetada tugevaid ja nõrku elektrolüüte.
4. Selgitada reaktsiooni käiku tsingi ja väävelhappe vahel.
5. Kuidas saab katseliselt kindlaks teha, kumb hape on keemiliselt aktiivsem, kas väävelhape või äädikhape?
6. Kirjutada järgmiste ainete dissotsiatsioonivõrrandid: kaaliumsulfaat, naatriumsulfit, väävelvesinik.
7. On olemas 2 liitrit ühemolaarset lämmastikhappe lahust. Mitu grammi lämmastikhapet on ioonideks dissotsieerunud, kui tema dissotsiatsiooniaste selles lahuses on 80%?
8. 1 liitris 0,5 *m* elektrolüüdi lahuses on ioonideks dissotsieerunud 0,05 mooli ainet. Missugune on elektrolüüdi dissotsiatsiooniaste?
9. Kirjutada ioonvõrrandid reaktsioonide kohta, mis toimuvad järgmiste ainete lahustes: $Ba(NO_3)_2$ ja Na_2SO_4; NaCl ja H_2SO_4; H_3PO_4 ja KOH. Mis tüüpi reaktsioonid need on? Millal kulgevad reaktsioonid lõpuni (on pöördumatud)?
10. Saada reaktsioonide abil järgmised sademed: a) $BaSO_4$, b) AgCl, c) $Fe(OH)_3$.
11. Nummerdatud katseklaasides on Ba^{2+}-, Ag^+- ja CO_3^{2-}-ioone sisaldavad lahused. Määrake need.

§ 7. Elektrolüüs.

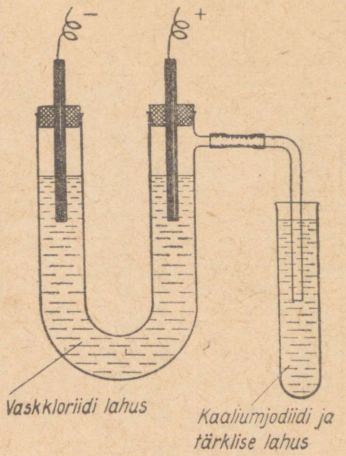
Varemõpitust teame, et elektrivool on elektronide suunatud liikumine. Metalli sisemuses on vabad elektronid, mis võivad liikuda metalli neutraalsete aatomite vahel. Vooluallika pooluste ühendamisel juhtmega liiguvad elektronid seda mööda katoodilt anoodile. Anood (+poolus) nagu tõmbaks endasse elektrone, katood (−poolus) aga nagu tõukaks neid välja.

Tutvume nüüd sellega, mis toimub elektrolüütidega, kui nende lahustest juhtida läbi elektrivool.

Katse 1. Valame U-torusse vaskkloriidi lahust, katseklaasi kaaliumjodiidi lahust ja mõne tilga tärklise lahust ning koostame seadme vastavalt joonisele 90. Suleme U-toru otsad korkidega, millest on läbi pandud süsielektroodid, ja ühendame need alalisvooluallikaga.

Mõne minuti pärast moodustub k a t o o d i l — vooluallika negatiivse poolusega ühendatud elektroodil — punane vasekiht, a n o o d i l — vooluallika positiivse poolusega ühendatud elektroodil — tunneme aga kloori lõhna.

Tuletada meelde halogeenide suhtelist aktiivsust ja selgitada, mispärast muutub kaaliumjodiidi ja tärklise lahus katseklaasis siniseks.



Joonis 90. Vaskkloriidi lahuse elektrolüüsiseadme skeem.

Katsest järeldub, et vaskkloriidi lahusest eraldub elektrivoolu toimel katoodil metall vask ja anoodil gaasiline kloor.

Käsitleme nüüd vaskkloriidi ($CuCl_2$) vesilahuse elektrolüüsi. Lahuses on Cu^{2+}-ioonid ja Cl^--ioonid:

$$CuCl_2 \rightleftarrows Cu^{2+} + 2\,Cl^-$$

Elektrivoolu sisselülitamisel omandavad elektroodid vastavalt positiivse või negatiivse laengu ning seni korrapäratult liikunud Cu^{2+}- ja Cl^--ioonid hakkavad elektroodide poolt külgetõmmatuna liikuma ühe või teise elektroodi suunas.

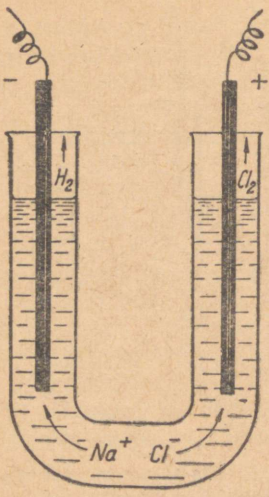
Kuna anood on positiivselt laetud, liiguvad sinna lahuses olevad negatiivsed ioonid, nn. a n i o o n i d. Negatiivselt laetud elektroodi (katoodi) suunas liikuvaid ioone (lahuses olevaid positiivseid ioone) nimetatakse k a t i o o n i d e k s.

Anoodil annab kloriidioon oma liigse elektroni ära, mis juhtme kaudu siirdub vooluallika juurde. Liigse elektroni kaotanud kloriidioon muutub elektriliselt neutraalseks kloori aatomiks, mis kloori teise aatomiga ühinedes tekitab kloori molekuli (Cl_2). Katoodile jõudnud vaskioon saab sellelt puuduvaid elektrone juurde ja muutub elektriliselt neutraalseks vase aatomiks.

Elektrolüüsi mehhanismi võib üles märkida järgmiselt:

1. Dissotsiatsioonivõrrand: $\mathbf{CuCl_2 \rightleftarrows Cu^{2+} + 2\,Cl^-}$
2. Elektrolüüs katoodil (—): $\mathbf{Cu^{2+} + 2\,e = Cu\downarrow}$
   anoodil (+): $\mathbf{2\,Cl^- - 2\,e = 2\,Cl}$
   $\mathbf{2\,Cl = Cl_2\uparrow}$
3. Summaarne reaktsiooni võrrand: $\mathbf{CuCl_2 = Cu + Cl_2}$

Ainete eraldamist elektrolüütide vesilahustest (või sula elektrolüütidest) elektrivoolu toimel nimetatakse elektrolüüsiks.



Joonis 91. Naatriumkloriidi lahuse elektrolüüsiseadme skeem.

Katse 2. Värvime naatriumkloriidi lahuse punase lakmuse lahusega ja viime läbi tema elektrolüüsi vastavalt joonisele 91.

Katoodi ümbritsev lahus muutub siniseks, mis osutab aluselise keskkonna olemasolule. Teeme kindlaks, et katoodil eralduv gaas on vesinik.

Anoodil eraldub gaasiline kloor (lõhn!). Anoodi ümbritsev lahus muutub aga värvusetuks, mis näitab kloori pleegitavaid omadusi.

Naatriumkloriidi vesilahuses on naatrium-, vesinik-, kloriid- ja hüdroksiidioonid:

$$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$$
$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

Elektrolüüsiprotsessil liiguvad katoodi suunas naatrium- ja vesinikioonid. Kuna vesinikioonid võtavad kergemini elektrone juurde kui naatriumioonid, siis liidavad vesinikioonid endaga katoodilt elektrone ja moodustavad vesiniku aatomeid, naatriumioonid jäävad aga lahusesse:

$$H^+ + e \rightarrow H$$

Vesiniku aatomid ühinevad paarikaupa ja moodustavad vesiniku molekuli:

$$2\,H \rightarrow H_2\uparrow$$

Anoodi suunas liiguvad kloriid- ja hüdroksiidioonid. Kloriidioonid annavad elektrone kergemini ära kui hüdroksiidioonid ja muutuvad kloori aatomiteks:

$$Cl^- - e \rightarrow Cl$$

Kloori aatomid moodustavad aga kloori molekuli:

$$2\,Cl \rightarrow Cl_2$$

Seega eraldub katoodil vesinik, anoodil kloor, lahusesse jäävad aga naatrium- ja hüdroksiidioonid, mis moodustavad naatriumhüdroksiidi:

$$Na^+ + OH^- \rightleftarrows NaOH$$

Elektrolüüsi kasutamine.

Käesoleval seitseaastakul suureneb elektrienergia tootmine enam kui kaks korda, mis võimaldab elektrienergiat üha suuremal määral kasutada elektrolüütiliste protsesside läbiviimiseks. Odava

elektrienergia rakendamise tõttu suureneb mitmesuguste keemiatööstuse saaduste ja metallide tootmine. Vee elektrolüüsil saadakse vesinikku ja hapnikku, naatriumkloriidi lahuse elektrolüüsil aga kloori, vesinikku ja naatriumhüdroksiidi. Kõiki nimetatud aineid vajab meie rahvamajandus suurtes kogustes.

Elektrolüüsi rakendatakse metalli pinna katmiseks korrosioonikindlama metalli õhukese kihiga. Ühtlasi antakse sellega esemetele nägus välimus. Siia kuuluvad nikeldamine ja kroomimine. Dekoratiivseid katteid valmistatakse ka elektrolüütilisel hõbetamisel ja kuldamisel.

Eespool nägime, et soolade, hapete ja aluste vesilahused juhivad elektrit. Paljud ained juhivad elektrit ka sulatatud olekus ning neid saab seejuures elektrolüüsida. Näiteks sulatatud magneesiumkloriidi elektrolüüsil saadakse magneesiumi järgmise keemilise võrrandi kohaselt:

$$MgCl_2 = Mg + Cl_2$$

Käesoleval ajal on kogu alumiiniumi tootmine seotud sulatatud alumiiniumoksiidi elektrolüüsiga, mida lihtsustatult võib väljendada järgmise keemilise võrrandiga:

$$2\,Al_2O_3 = 4\,Al + 3\,O_2$$

Peaaegu kõiki kergeid metalle — kaaliumi, naatriumi, kaltsiumi, magneesiumi jt. — saadakse nimetatud metallide soolade või hüdroksiidide elektrolüüsimisel sulas olekus.

Elektrolüüsiprotsessi kasutatakse metallide puhastamiseks lisanditest nn. rafineerimisprotsessil. Vase rafineerimisel asetatakse vasksulfaadi lahusesse puhas vaskkatood, anoodiks aga lisandeid sisaldav vaskplaat. Elektrolüüsil läheb kogu vask anoodilt katoodile, lisandid sadenevad aga nõu põhja.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mida nimetatakse elektrolüüsiks?
2. Kirjutada soolhappe dissotsiatsioonivõrrand ja selgitada, mis toimub ioonidega, kui soolhapet läbib elektrivool. Milleks muutuvad ioonid?
3. Koostada kaaliumkloriidi lahuse elektrolüüsi skeem.
4. Mis on anood, katood; anioon, katioon?
5. Elektrivool on elektronide suunatud liikumine. Kuidas seletada elektrolüütide lahuste elektrijuhtivust?
6. Mis tekib anoodil ja mis katoodil sula a) naatriumkloriidi, b) pliikloriidi elektrolüüsil?
7. Teha katse naatriumsulfaadi vesilahuse elektrolüüsi kohta, lisades lahusele neutraalset lakmuse lahust. Missuguseks värvub vedelik anoodil ja missuguseks katoodil? Anda seletus.
8. Kirjutada ioonvõrrandid järgmiste ainete saamise kohta vahetusreaktsioonidel: a) $Cu(OH)_2$, b) $BaSO_4$, c) $AgCl$, d) $CaCO_3$, e) $Ca_3(PO_4)_2$.
9. Tulekustuti töötamisel reageerib väävelhape lahustunud naatriumvesinikkarbonaadiga. Kirjutada antud reaktsiooni võrrand molekulaarsel ja ioonilisel kujul.

10. Vaskkloriidi lahuse elektrolüüsil sadestus katoodil 3,2 grammi vaske. Millist gaasi ja kui suures koguses eraldus anoodil?
11. Katseklaasides on vastavalt kaaliumnitraadi, hõbenitraadi ja vaskkloriidi lahused. Asetada igasse katseklaasi tükike tsinki. Kirjutada võimalikud keemilised võrrandid molekulaarselt ja iooniliselt.
12. Ammoniaagi (NH_3) olemasolu tõestatakse veega niisutatud punase lakmuspaberiga ja kloorvesinikku — veega niisutatud sinise lakmuspaberiga. Miks peab mõlemal juhul lakmuspaber märg olema?

§ 8. Hapendus- ja taandusprotsessid (oksüdeerumis-redutseerumisprotsessid) elektronteooria seisukohalt.

Aatomi ehituse teooria seisukohalt lähtudes nimetatakse ainet, mis liidab elektrone enda külge, oksüdeerijaks ehk hapendajaks. Ainet, mis elektrone kaotab, nimetatakse redutseerijaks ehk taandajaks.

Näitena käsitleme raua reageerimist väävliga:

$$Fe + S = FeS$$

Reaktsiooni olemus:

1) $Fe - 2e = Fe^{2+}$ raua aatom kaotab 2 valentselektroni ja muutub kahevalentseks positiivselt laetud iooniks,
2) $S + 2e = S^{2-}$ väävli aatom liidab 2 valentselektroni ja muutub kahevalentseks negatiivselt laetud iooniks,
3) $Fe^{2+} + S^{2-} = FeS$ raud- ja sulfiidiooni ühinemisel tekib neutraalne molekul.

Antud reaktsioonil on raud taandaja ehk redutseerija, väävel aga hapendaja ehk oksüdeerija.

Elektronide loovutamise protsessi aatomitelt või ioonidelt nimetatakse oksüdeerumiseks.

Näiteks raua ühinemisel väävliga kaotab raua aatom 2 elektroni. Järelikult raud oksüdeerub.

Elektronide liitumise protsessi aatomitele või ioonidele nimetatakse redutseerumiseks. Eespool toodud näite kohaselt redutseerub väävel.

Märgime näitena ka oksüdeerumis-redutseerumisreaktsioonid, mis kulgevad magneesiumi põlemisel:

$$2\,Mg + O_2 = 2\,MgO$$
$$Mg - 2e = Mg^{2+} \quad \text{oksüdeerumine}$$
$$O + 2e = O^{2-} \quad \text{redutseerumine}$$
$$Mg^{2+} + O^{2-} = MgO$$

Lühidalt võib elektronide üleminekut magneesiumi aatomitelt hapniku aatomitele märkida järgmiselt:

$$\overset{2 \cdot 2e}{\overbrace{\uparrow \quad \downarrow}}$$
$$2\,Mg + O_2 = 2\,MgO$$

Selles protsessis on hapnik oksüdeerija, ta ise aga redutseerub; magneesium on redutseerija, mis ise oksüdeerub.

Oksüdeerumis-redutseerumisnähtus on ühtne protsess. Igas oksüdeerumis-redutseerumisreaktsioonis võrdub elektronide arv, mida oksüdeerija liidab endaga, elektronide arvuga, mida redutseerija kaotab. Seega toimub elektronide üleminek redutseerijalt oksüdeerijale.

Ka kõik elektrolüüsi reaktsioonid kuuluvad oksüdeerumis-redutseerumisprotsesside hulka.

Meenutame vask(II)kloriidi elektrolüüsi:

$$CuCl_2 \rightleftarrows Cu^{2+} + 2\,Cl^-$$

katoodil: $Cu^{2+} + 2\,e = Cu$

anoodil: $2\,Cl^- - 2\,e = 2\,Cl$

$2\,Cl = Cl_2\uparrow$

Seega: katoodil kulgeb redutseerumine, anoodil oksüdeerumine.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mida nimetatakse: a) oksüdeerumiseks, b) redutseerumiseks, c) oksüdeerijaks, d) redutseerijaks, e) oksüdeerumis-redutseerumisreaktsiooniks? Tuua näiteid.
2. Missugusel elektroodil toimub elektrolüüsil oksüdeerumine ja missugusel redutseerumine?
3. Roostetamisel tekib rauast muuhulgas ka raud(III)oksiidi. Mis toimub seejuures raua ja hapniku aatomitega? Kirjutada vastavad keemilised võrrandid.
4. Kirjutada võrrand vesiniku ja kloori reageerimise kohta ja näidata, mis seejuures oksüdeerub, mis redutseerub.
5. Saada tsingist lähtudes tsinksulfiidi ja seletada, mis oksüdeerub ja mis redutseerub sellel reaktsioonil.
6. Saada alumiiniumsulfiidi ja seletada, mis seejuures oksüdeerub ning mis redutseerub.
7. Jälgida magneesiumi ja soolhappe vahelist reaktsiooni ning seletada, mis oksüdeerub ja mis redutseerub.
8. Leida lämmastiku valents järgmiste ühendite valemite põhjal: N_2O_5, HNO_3, $Ca(NO_3)_2$.
9. Kirjutada ioonvõrrand väävelhappe reageerimise kohta baariumnitraadiga.

§ 9. Kolloidlahused.

Eespool tutvusime tõeliste lahuste, suspensioonide ja emulsioonidega. Kui lahustunud aine osakesed on suuremad kui tõelistel lahustel, kuid väiksemad kui suspensioonidel või emulsioonidel, siis nimetatakse selliseid vedelikke kolloidlahusteks. Aine olekut nendes lahustes nimetatakse kolloidseks olekuks ja aineosakesi endid — kolloidosakesteks.

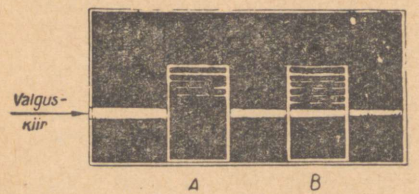
Katse 1. Paneme kahte pooleliitrisesse kolbi 300—400 ml destilleeritud vett. Ühte kolbi soojendame, kuni vesi hakkab keema, teist hoiame toatemperatuuril. Siis lisame mõlemasse kolbi võrdses koguses (4 kuni 8 ml) raud(III)kloriidi lahust. Esimeses kolvis olev lahus on punakaspruuni värvusega, teises aga kollane. Esimeses kolvis tekkis raudhüdroksiidi kolloidlahus.

Tuntakse väga palju lahuseid, milles aine võib esineda kolloidsena. Kolloidlahuseid saadakse näiteks liimi, želatiini ja tärklise lahustamisel kuumas vees. Ka munavalge lahustumisel vees tekib kolloidlahus. Nimetus *kolloid* tuleb kreekakeelsest sõnast *kolla*, mis tähendab *liim*.

Enamik kolloidlahuseid on selged ning neid on raske eraldada tõelistest lahustest. See on seletatav asjaoluga, et kolloidosakesed on sedavõrd väikesed, et neid pole võimalik näha isegi tavalise mikroskoobi abil.

Aine kolloidset olekut lahuses on võimalik kindlaks teha nn. Tyndalli efekti abil.

Katse 2. Võtame kaks keeduklaasi, millest esimeses on mõni tõeline lahus (näiteks raud(III)kloriidi lahus katsest 1), teises aga mõni kolloidlahus (näiteks katses 3 saadud lahus). Seejärel juhime pimedas ruumis lahustesse tugeva valguskiirte vihu, nagu on kujutatud joonisel 92. Küljelt vaadates ei näe me tõelises lahuses valguskiirte vihu teed, kolloidlahuses täheldame aga heledat koonust (Tyndalli efekt).



Joonis 92. Tyndalli efekt.

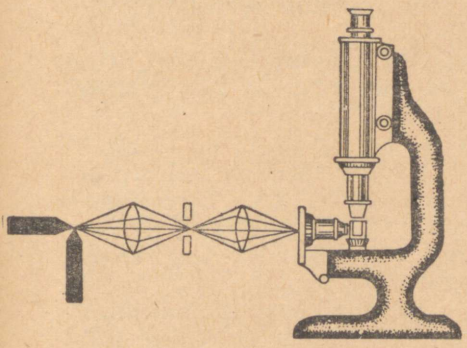
Heleda koonuse tekkimine on seletatav sellega, et vedelikus olevad aineosakesed hajutavad valgust, nad muutuvad nagu helendavateks punktideks, mistõttu ka kogu valguskiirte kimbu tee muutub kolloidlahuses nähtavaks.

Kolloidosakesi on võimalik vaadelda ka ultramikroskoobi abil (joonis 93). Ultramikroskoobiga vaadeldavat vedelikku ei valgustata alt nagu tavalise mikroskoobi puhul, vaid küljelt peene valguskiirte vihuga. Valguse hajumise tõttu näivad hõljuvad aineosakesed palju suurematena.

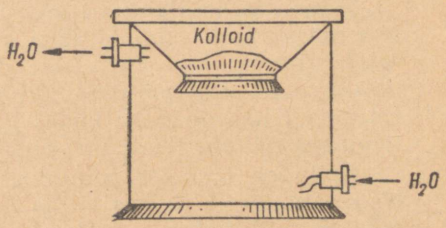
On teada, et kui vedelikus on tahked aineosakesed läbimõõduga üle 0,1 mikromeetri, siis ei ole vedelik päris selge ja hõljuvaid aineosakesi on võimalik tavalise mikroskoobi abil kindlaks teha. Kui aineosakeste läbimõõt on tunduvalt väiksem kui 0,1 mikromeetrit, siis muutuvad üksikud aineosakesed nähtamatuks ka ultramikroskoobis, märgatavaks jääb aga siiski valguskiirte kimbu tee vedelikus. Lõpuks, kui peenestatud aineosakeste läbimõõdud on väiksemad kui 1 nanomeeter (millimikromeeter),

siis on valguse hajumine niivõrd tühine, et ka Tyndalli efekt kaob. Niisugused ühtlased vedelikud on näiteks mitmesuguste ainete tõelised lahused.

Seega võib öelda, et lahuseid võib jaotada aineosakeste suuruse järgi suspensioonideks ja emulsioonideks, kolloidlahusteks ning tõelisteks lahusteks (vt. tabel 17). Seejuures ei tohi aga unustada, et kolloidlahuste ja tõeliste lahuste vahel ühelt poolt ja nende ning suspensioonide ja emulsioonide vahel teiselt poolt ei ole teravalt väljendatud piiri. Kiievi ülikooli professor I. Borštšov selgitas juba 1869. a., et üks ja sama aine võib lahustamisel anda nii kolloid- kui ka tõelise lahuse. Näiteks veega moodustab



Joonis 93. Ultramikroskoobi skeem.



Joonis 94. Dialüsaator.

seep kolloidlahuse, alkoholiga aga tõelise lahuse. Keedusoola lahustamisel vees saame tõelise lahuse, lahustamisel bensiinis aga kolloidlahuse.

Kolloidlahuste iseärasuseks on see, et kolloidosakeste suurte mõõtmete tõttu ei difundeeru nad läbi poolläbilaskvate kelmete, nagu läbi pärgamentpaberi või põie. Sellele omadusele ongi rajatud kolloidosakeste eraldamine tõeliselt lahustunud ainetest.

Kolloidide eraldamist tõeliselt lahustunud ainest nimetatakse dialüüsiks ja selleks kasutatavat seadet — dialüsaatoriks (joonis 94).

Teiseks kolloidlahuste iseärasuseks on kolloidosakeste settimine pikaajalise seismise järel (mõnikord mitme aasta jooksul). See iseärasus on omane kolloidlahustele, mitte aga tõelistele lahustele. Niisiis on kolloidlahuste oluliseks erinevuseks (võrreldes tõeliste lahustega) nende väike pusivus. Nimetatud omadust saab seletada sellega, et kolloidlahuses olevad aineosakesed, nagu ka tõeliste lahuste osakesed, on alalises kaootilises liikumi-

ses. Liikudes põrkavad kolloidosakesed kokku teiste kolloidosakestega, liituvad ja moodustavad suuremaid osi. Osakeste mõõtmete suurenemisel muutub kolloidlahus häguseks, tekivad silmaga nähtavad helbed, mis aeglaselt sadestuvad põhja. Kolloidosakeste järkjärgulist väljasadestumist lahuses nimetatakse koaguleerumiseks.

Katse 3. Valame katseklaasidesse katses 1 saadud kolloidlahust. Ühte katseklaasi lisame kaltsiumkloriidi lahust, teise naatriumsulfaadi ja kolmandasse ammooniumsulfaadi või baariumkloriidi lahust. Jätame lahused mõneks ajaks seisma. Toimub koagulatsioon ja tekib raud(III)hüdroksiidi sade. Kui lisada nimetatud soolade lahuseid aga katses 1 valmistatud raud(III)kloriidi lahusele, siis koagulatsiooni ei toimu.

Kolloidlahuseid saab koaguleerida elektrolüütide toimel. Kuid koaguleerimist võib esile kutsuda ka soojendamise abil. Näiteks munavalge lahuse keetmisel toimub koagulatsioon.

Mõned kolloidlahused moodustavad koaguleerumisel sülditaolise massi, mida nimetatakse geeliks ehk tardeks. Sellist protsessi nimetatakse tavaliselt tarretumiseks. Tarretumise näiteks võib olla želatiini kolloidlahuse muutumine tardeks. Tarretumisel haaravad kolloidid lahusest enesega palju vett kaasa, nagu see näiteks leiab aset piima hapnemisel.

Kõikides tarretes toimuvad aja jooksul sügavad muutused. Nad vähenevad ruumalalt ja eraldavad kaasahaaratud vee. Näiteks muutub sült aja jooksul vedelaks, hapupiim kohupiimaks ja vadakuks jne.

Tabel 17.

Iseloomustav tunnus	Vedelik		
	Suspensioon ja emulsioon	Kolloidlahus	Tõeline lahus
1. Välimus	Hägune	Läbipaistev	Läbipaistev
2. Aineosakeste nähtavus	Nähtavad palja silmaga või mikroskoobi abil	Nähtavad ultramikroskoobi abil	Pole nähtavad isegi kõige tugevamal suurendusel
3. Kihistumine	Kihistuvad suhteliselt kiiresti	Kihistuvad ainult pikaajalisel seismisel	Ei kihistu
4. Filtreeritavus	Ei läbi filterpaberi poore	Läbivad filterpaberi poore, kuid ei läbi poolläbilaskvaid kelmeid	Läbivad nii filterpaberi poore kui ka poolläbilaskvaid kelmeid
5. Aineosakeste suurus	Enam kui 0,1 mikromeetrit	0,1 kuni 0,001 mikromeetrit	Alla 0,001 mikromeetri

Kolloidlahused on väga levinud, neid leidub kõikides elavates organismides. Organismis sisaldub nii kolloidlahuseid kui ka tardeid. Loomade veri ja taimemahlad on kolloidlahused. Protoplasma koostisse kuuluvad ained on kolloidses olekus. Protoplasma põhiosa moodustavad valgud, mis on vees ja koemahlades kolloidlahustena. Kudede ja luustiku elastsus on tingitud geelidest. Skeleti koostisse kuuluvad orgaanilised ained on geeli näol, ilma selleta oleksid luud haprad. Oma põhikoostisosade kolloidse iseloomu tõttu võivad organismid siduda suurtes kogustes vett. Nii näiteks koosneb meduus 99% veest ja 1% tahkest ainest, mis on kolloidses olekus.

Enamik toiduaineid, nagu leib, liha, piim ning kisell, on samuti kolloidid.

Ka looduslikes vetes sisaldub mitmesuguseid kolloide. Nimetused Punane meri, Kollane jõgi jne. pole antud juhuslikult, vaid on teatud määral tingitud nendes veekogudes leiduvatest kolloididest, mis annavad looduslikele vetele vastava värvuse.

Kolloidid mõjutavad mulla füüsikalisi ja keemilisi omadusi, millest omakorda on tingitud mulla viljakus.

Mõnede metallide kolloidlahused on tugeva pisikuid hävitava toimega. Näiteks hõbeda kolloidlahust — kollargooli — kasutatakse mädanevate haavade ravimisel. Ka mõnede desinfitseerivate ainete toime on seletatav kolloidlahuste omadustega. Kuna mikroobide kehad on kolloidse ehitusega ja elavhõbeda soolad kutsuvad esile kolloidide koagulatsiooni, siis kasutataksegi seda elavhõbeda soolade (sublimaat) omadust mikroobide hävitamiseks.

Kolloidide omadustel põhineb nahaparkimine, värvimine, seebikeetmine, ravimite, margariini ja plastmasside valmistamine. Hõbedaühendite kolloidlahuseid kasutatakse fotopaberite ja filmide valmistamisel. Paberi-, kummi-, tekstiili-, kondiitri- jt. tööstused kasutavad toormaterjalidena kolloide.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mida nimetatakse suspensiooniks ja mida emulsiooniks? Tuua näiteid.
2. Mille poolest erineb kolloidlahus suspensioonist ja mille poolest tõelisest lahusest?
3. Kuidas kindlaks teha, kas antud lahus on kolloid- või tõeline lahus?
4. Mis tingib kolloid- ja tõeliste lahuste erinevuse?
5. Mida nimetatakse koaguleerumiseks?
6. Kuidas on võimalik esile kutsuda aineosakeste koaguleerumist kolloidlahuses?
7. Nimetada teile tuntud looduslikke kolloidlahuseid.
8. Nimetada mõningaid teile tuntud protsesse, mis on rajatud kolloidlahuste omadustele.

LABORATOORSED TÖÖD.

Üldisi nõudeid katsete läbiviimisel.

1. Pidage meeles, et mitmesuguseid gaase ja aure võib süüdata alles pärast seda, kui on kontrollitud nende puhtust. Mistahes põleva gaasi segu õhuga plahvatab!
2. Hoidke tuleohtlikke aineid (bensiin, benseen, eeter jt.) tulest eemal.
3. Jälgige, et põleti põleks õigesti.
4. Ainete kuumutamisel hoidke katseklaasi või kolbi nii, et tema suue oleks endast ja naabritest eemale suunatud. Ärge kummarduge kuumutatava nõu kohale.
5. Hapete või leeliste sattumisel nahale peske seda rohke veega ning teatage juhtunust õpetajale.
6. Katsed mürgiste gaaside ja aurudega tehke tõmbekapis või vastavalt kohandatud seadmes.
7. Tutvumisel ainete lõhnaga olge väga ettevaatlikud: ärge hingake sügavalt ega ainele liiga ligidalt.
8. Aineid võib maitsta ainult õpetaja loal.
9. Kuna klaasist laboratooriumitarbed on õhukesed ja õrnad, on vaja:
   a) kinnitada neid statiivi klambrite külge ettevaatlikult ja õigesti;
   b) korgistada neid korgi pööramisega, hoides nõu suudme ülaosast;
   c) lameda põhjaga nõusid (keeduklaase, kolbe) soojendada vaid asbestiga kaetud võrgul.
10. Katse tegemisele asuge vaid õpetaja korraldusel.
11. Kasutage ainult nii suuri ainekoguseid, nagu on näidatud juhendites või märgitud õpetaja poolt.
12. Et mitte rikkuda reaktiive, ärge pange nende ülejääke purki tagasi.
13. Pärast tööd valage tekkinud ained vaid selleks ettenähtud nõusse.
14. Lõpetanud töö, peske nõud ning seadke kogu kasutatud varustus nõutud korda.

Laboratoorne töö nr. 1.

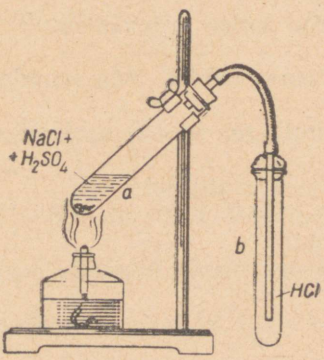
Kloor ja tema ühendid.

Töövahendid:

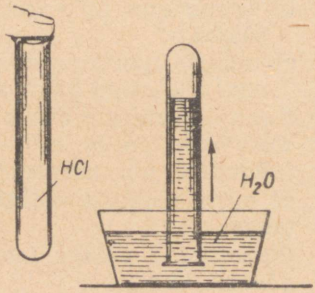
1) kontsentreeritud väävelhape
2) tahke naatriumkloriid
3) hõbenitraadi lahus
4) lakmuse lahus
5) metüüloranži lahus
6) magneesiumipulber
7) tsink (granuleeritud)
8) naatriumhüdroksiidi lahus
9) sülviniit
10) soolhappe lahus
11) äädikhape
12) kloorlubi (umbes 1 g)
13) teraspleki riba
14) kauss vedeljäätmete jaoks
15) traat leekreaktsiooniks
16) piirituslamp ja tikud
17) laboratooriumi statiiv koos klambriga
18) kauss veega
19) kolb veega
20) korki läbiv gaasijuhtetoru
21) katseklaasihoidja
22) vatt
23) katseklaasid
24) katseklaaside statiiv
25) tiiglitangid
26) marliriba
27) puhas pleekimata linase või puuvillase riide tükk (värvimata)
28) värvitud riideriba
29) tükike vaske
30) kolb
31) portselanuhmer koos uhmrinuiaga

1. Soolhappe saamine.

Töö käik. Tutvuda õpikust soolhappe laboratoorse saamisviisiga ning saada seda väikeses koguses, nagu on näidatud joonistel 95 ja 96.



Joonis 95. Kloorvesiniku saamine.



Joonis 96. Kloorvesiniku lahustamine vees.

Tõestada soolhappe tekkimist vastavate katsetega (kasutada mitut indikaatorit).

Töö kirjelduse võib vihikusse kanda järgmise vormi kohaselt: *

Töö nimetus	Töö kirjeldus ja tähelepanekud	Joonised	Keemilised võrrandid, järeldused ja kokkuvõtted

Märkus. Nimetatud märkmed, joonised ja kokkuvõtted koos reaktsiooni võrranditega võib vihikusse kanda ka üksteise alla.

Lasta saadud soolhappel reageerida metallidega (tsink, magneesiumipulber) ning neutraliseerida teda leelisega (väga nõrk NaOH või $Ca(OH)_2$ lahus). Reaktsiooni produktid säilitada kontrollimiseks.

2. Tagi eemaldamine terasesemetelt soolhappe abil.

Terasesemed on kaetud hallika tagikorraga, mis kaitseb terast korrosiooni vastu. Teraseseme läiget näeme vaid ta lõikepinnalt. Katmiseks vase, tsingi, nikli, kroomi jne. kihiga tuleb aga tagikiht ja samuti roostekiht kõrvaldada.

Tagi väljendatakse üldiselt valemiga Fe_3O_4. (Rooste sisaldab ka raud(III)hüdroksiidi.)

Töö käik. Võtta plekiriba tiiglitangide vahele ning viia ta katseklaasi või kaussi, milles on lahjendatud soolhape, ning hoida teda selles mõni minut.

Mis toimub? Millised keemilised reaktsioonid kulgevad seejuures? Kirjutada nende reaktsioonide võrrandid, arvestades, et Fe_3O_4 koosneb kahe- ja kolmevalentse raua oksiididest. Seejärel pesta terasplekki veega ning kuumutada. Mis toimub?

3. Kaaliumkloriidi eraldamine sülviniidist.

Töö käik. Panna katseklaasi umbes 5 ml vett ja soojendada seda keemiseni. Lahustada keevas vees sülviniiti (kaaliumkloriidi ja naatriumkloriidi segu) küllastumiseni. Seejärel jahutada lahus toatemperatuurini. Langeb välja peamiselt kaaliumkloriidi sisaldav sade. Valada naatriumkloriidi lahus sademelt ja tõestada kaaliumkloriidi olemasolu vastavate katsetega.

Mida nimetatakse aine lahustuvuseks? Mis on küllastunud, mis küllastumata lahus?

* Soovitatav on lineerida tabel üle kahe lehekülje.

Koostada naatriumkloriidi ja kaaliumkloriidi lahustuvuse kõverad, teades, et nimetatud ainete lahustuvus on järgmine:

	0°	60°	80°	100°
KCl	28,2	45,6	51,0	56,2
NaCl	35,6	37,1	38,1	39,2

(Abstsissteljele kanda temperatuur ja ordinaatteljele lahustuvus täisarvudena.)

Seletada graafiku põhjal, miks sülviniidi küllastunud lahuse jahutamisel toatemperatuurini langeb välja just kaaliumkloriid, naatriumkloriidi aga väga vähe? Mitme grammi võrra väheneb a) kaaliumkloriidi, b) naatriumkloriidi lahustuvus jahutamisel 100°-st kuni 20°-ni? Võrrelda andmeid.

Arvutada, kui palju kaaliumkloriidi võiks saada 20 grammist sülviniidist (KCl+NaCl), mis sisaldab 40% KCl ja 60% NaCl?

4. Pleegitamine kloorlubjaga.

Töö käik. Hõõruda portselanuhmris umbes 1 g kloorlupja ühtlaseks massiks ning lisada vett ($^2/_3$ mahust). Segada hoolikalt ja lasta lahusel selgida (setitamine). Selginud lahus lahjendada umbes viiekordse veekogusega (kolvis). Valada nüüd osa lahust kolme katseklaasi (paar milliliitrit igasse) teisteks katseteks. Kolbi jäänud lahusesse aga asetada puhas pleekimata linase või puuvillase riide riba ja hoida seda seal kuni 20 minutit. Loksutada kolbi aeg-ajalt, et riie pleegiks ühtlaselt. Pleegitamise lõppedes loputada riiet 2—3 korda. Kloori lõhna eemaldamiseks lisada loputusveele mõni tilk äädikhapet.

Selgitada kloorlubja pleegitavat toimet ja kirjutada vastavad keemilised võrrandid. Milleks on vaja kloorlubjaga pleegitatud riiet tugevasti loputada?

Analoogiliselt toimitakse näiteks puuvillase või linase pesu pleegitamisel. Seejuures valmistatakse aga ligi kaks korda nõrgem lahus. Miks ei tohi pesu pleegitada liiga sageli (seda tehakse 4—5 pesemise järel)?

Kuni riidetükk pleegib, viia katseklaasides oleva kloorlubja lahusega läbi järgmised katsed:

1) tindiga värvitud marliriba pleegitamine;
2) värvilise riideriba pleegitamine (pleekimise intensiivistamiseks lisada soolhapet);
3) vase oksüdeerimine kloorlubjaga.

Kirjutada vajalikud keemilised võrrandid ning anda seletused.

Laboratoorne töö nr. 2.

Eksperimentaalseid (katselisi) ülesandeid halogeenide kohta.

Töövahendid:

1) nummerdatud katseklaasid keedusoola, naatriumjodiidi ja kaaliumkloriidiga
2) hõbenitraadi lahus
3) magneesiumipulber
4) soolhappe lahus
5) tahke vask(II)kloriid
6) kloorvesi
7) tahke kaaliumjodiid
8) tärklise lahus
9) tahke naatriumbromiid
10) tahke naatriumkarbonaat
11) lubjavesi
12) gaasijuhtetoru
13) piirituslamp (põleti) ja tikud
14) traat leekreaktsiooniks
15) kolb veega
16) katseklaasid
17) kauss vedeljäätmete jaoks
18) aurustuskauss või klaasplaat aurustamiseks
19) katseklaasihoidja
20) katseklaaside statiiv
21) lehter ja filterpaber
22) laboratooriumi statiiv klambri ja rõngaga
23) klaaspulk
24) pird

Ülesandeid.

1. Määrata katseliselt, millises antud katseklaasis on: keedusool, naatriumjodiid, kaaliumkloriid.
2. Saada kahel erineval viisil tahket magneesiumkloriidi.
3. Näidata katseliselt, et antud sool on kaaliumjodiid a) hõbenitraadi lahust kasutamata, b) seda kasutades.
4. Tõestada ilma hõbenitraati kasutamata, et naatriumbromiidi koostisse kuulub broom.
5. Määrata katseliselt, et antud sool on naatriumkarbonaat (Na_2CO_3).

Laboratoorne töö nr. 3.

Lahuste valmistamine.

Töövahendid:

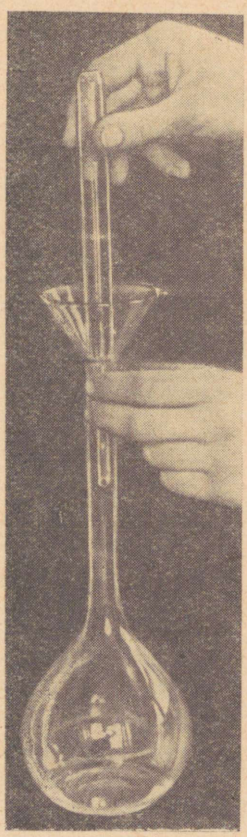
1) vasksulfaat-5-vesi ($CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$)
2) soolhappe fiksanaal
3) fiksanaali avaja
4) kaalud ja kaaluvihid
5) mõõtkolvid (100 ml ja 1 liiter)
6) pesupudel destilleeritud veega
7) lehter

1. 0,1 *m* vasksulfaadi lahuse valmistamine.

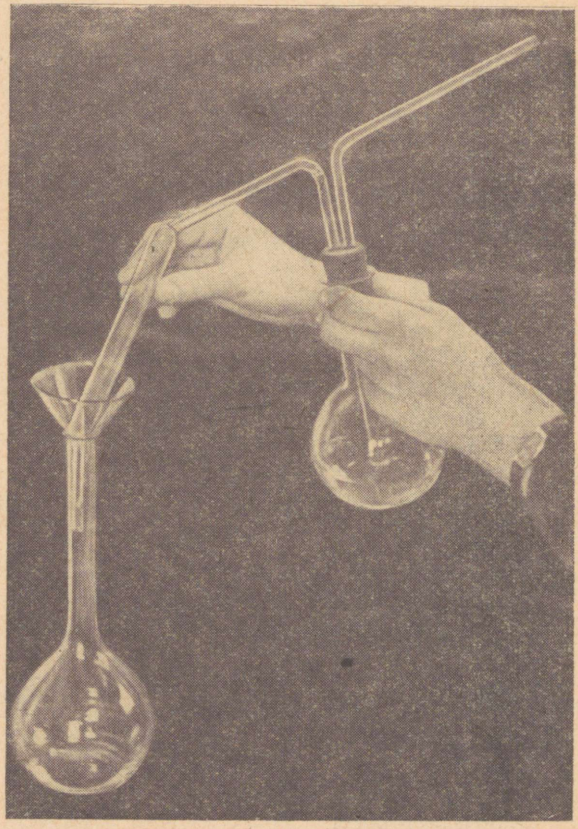
Töö käik. Arvutada lahuse valmistamiseks vajalik vasksulfaadi kogus. Kaaluda see ja asetada mõõtkolbi. Lahustada vasksulfaat ning lisada seejärel destilleeritud vett kuni märgini kolvil.

2. 0,1 *n* soolhappe lahuse valmistamine fiksanaalist.

Töö käik. Eemaldada fiksanaalilt silt, pesta ampull ja töövahendid, loputades nad lõpuks destilleeritud veega. Asetada



Joonis 97. Mõõtlahuse valmistamine fiksanaalist.



Joonis 98. Aine väljapesemine.

lehter kolvile. Lehtri sisse panna fiksanaali avaja ning lüüa fiksanaali õhukene põhi selle vastu (joonis 97). Lüüa tuleb ettevaatlikult, et mitte soolhapet lehtrist välja pritsida. Kui klaasampull on tühjenenud, purustada ka tema teine ots. Destilleeritud veega uhtuda soolhape ampullist täielikult välja (joonis 98). Seejärel loputada lehter selle külge jäänud soolhappest nii, et kogu fiksanaalis sisalduv hape satuks kolbi, ja täita kolb destilleeritud veega kuni märgini.

Laboratoorne töö nr. 4.

Naatriumhüdroksiidi tiitrimine soolhappega.

Töövahendid:

1) naatriumhüdroksiidi lahus (umbes 0,01 normaalne)
2) fenoolftaleiini lahus
3) bürett (25—50 ml)
4) pipett (20 ml)
5) 0,01 *n* soolhappe lahus
6) valge paber
7) kooniline kolb (2 tk.)
8) lehter

Enne tööle asumist pesta hoolikalt töövahendid.

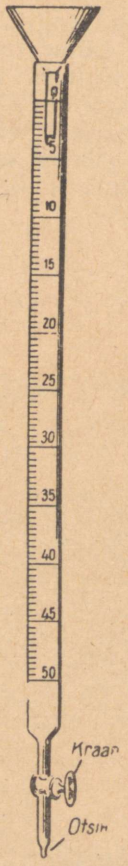
Töö käik.

a) Büreti käsitsemine.

Bürett kinnitada vertikaalselt statiivi külge ja täita lehtri abil 0,01 *n* soolhappe lahusega. Seejärel avada momendiks büreti kraan, et kraani all olev büreti osa, nn. otsik, jõuaks täituda vedelikuga. Vajaduse korral tuleb seda operatsiooni korrata (büreti alla tuleb asetada klaasnõu, et vedelik lauale ei voolaks). Jälgida hoolikalt, et büreti otsikusse ei jääks õhumulle. Vedelikku kallata büretti nii palju, et vedelikusamba kõrgus büretis oleks üle nulljoone (joonis 99). Siis eemaldada lehter.

Büreti jaotused tähistavad tavaliselt milliliitrite ja nende kümnendikosade (0,1 ml) ruumalasid. Vedelikupind on büretis nõgus. Näitude lugemisel vaadata, missugust jaotust riivab vedelikupinna madalaim osa, silmad tuleb seejuures hoida kriipsu tasemel (joonis 100).

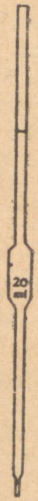
Järgnevalt avada büreti kraan ja lasta vedelikul tilkhaaval välja voolata, kuni vedelikupinna madalaim osa on ühel tasemel nulljoonega. Nüüd on büretti tiitrimiseks ette valmistatud.



Joonis 99. Büreti täitmine.



Joonis 100. Büreti näidu lugemine (antud juhul 25,9).



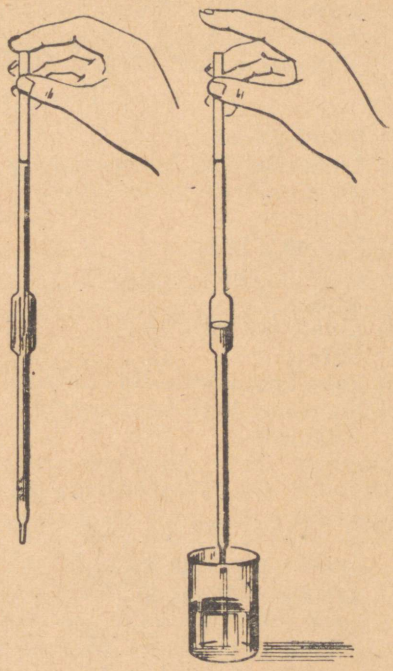
Joonis 101. Pipett.

b) Naatriumhüdroksiidi mõõtmine pipetiga.

Pipette kasutatakse vedelike kindlate ruumalade mõõtmiseks. Nad on keskelt jämedamad pikad peenikesed klaastorud. Pipeti ülemisel, peenemal osal on ringikujuline kriips, milleni teda vedelikuga täidetakse. Pipette valmistatakse tavaliselt mahuga 100, 50, 25, 20 ja 10 ml. Pipeti ruumala on märgitud tema jämedamale osale (joonis 101).

Panna 20 ml pipeti alumine ots sügavalt uuritava naatriumhüdroksiidi lahusesse. Hoides pipeti ülemist otsa pöidla ja keskmise sõrmega, imeda vedelikku pipetti selliselt, et vedelikupind oleks kriipsust veidi kõrgemal. (Imeda tuleb ettevaatlikult, et lahust suhu ei satuks. Harjutada eelnevalt veega.) Siis sulgeda pipeti ülemine ava kiiresti veidi niiske (mitte märja) nimetissõrmega. Hoides pipetti vertikaalselt ja selle alumise otsaga nõu seina puudutades, lasta pipetist liigne vedelikuhulk välja voolata, kuni vedelikupind on ühel kõrgusel kriipsuga

(silm tuleb hoida kriipsu kõrgusel). Nüüd panna pipeti ots vastu nõu seina ja lasta vedelikul välja voolata (joonis 102). Kui väljavoolamine on lõppenud, oodata veel mõni sekund ja võtta siis pipett kolvist välja. (Pipeti otsa jäänud vedelikutilka ei tohi välja puhuda.) Sellega on kantud kolbi täpselt 20 ml tundmatu normaalsusega naatriumhüdroksiidi lahust.



Joonis 102. Pipeti käsitsemine.

c) Tiitrimine.

Lisada kolbi, milles on tiitritav naatriumhüdroksiidi lahus, üks tilk fenoolftaleiini lahust (et värvuse muutust paremini näha, asetada kolvi alla valge paber). Asetada kolb büreti alla; avada büreti kraan ja lasta soolhappe lahusel aeglaselt välja voolata, samal ajal teise käega liigutada kolbi, et segada kolvi sisu. Kui tiitritava lahuse värvus muutub, sulgeda kraan ja teha kindlaks büreti näit büreti jaotuste põhjal. Näidule vastav hulk soolhappe lahust kulus neutraliseerumisreaktsiooniks.

Täita nüüd bürett uuesti soolhappe lahusega nulljooneni ja võtta teise, puhtasse kolbi uuesti 20 ml naatriumhüdroksiidi lahust, lisada indikaatorit ja korrata määramist. Kui meil eelmisel määramisel kulus näiteks 18,5 ml 0,01 *n* soolhappe lahust, siis teistkordsel tiitrimisel lisada lahusele esialgu 16—17,5 ml lahust ja siis jätkata lahuse lisamist tilkhaaval kuni selle momendini, mil lahuse värvus muutub ühe tilga soolhappe lahuse lisamisest. Siis sulgeda kraan ja teha kindlaks büreti näit, mille põhjal saame teada kulunud soolhappe hulga. Viimase järgi arvutada naatriumhüdroksiidi lahuse normaalsus.

Tavaliselt korratakse tiitrimist 2 kuni 3 korda ja võetakse saadud tulemustest aritmeetiline keskmine.

Laboratoorne töö nr. 5.

Toiduainete happelisuse määramine.

Töövahendid:

1) 50 ml piima
2) fenoolftaleiini lahus
3) 0,1 *n* naatriumhüdroksiidi lahus
4) 30—40 g leiba
5) destilleeritud vesi (pesupudelis)
6) pipett (50 ml)
7) bürett
8) kaks koonilist kolbi (250 ml)
9) kooniline kolb koos korgiga (500 ml)
10) mõõtkolb (250 ml)
11) keeduklaas (500 ml)
12) termomeeter
13) põleti ja tikud
14) laboratooriumi statiiv rõnga, klambri ja asbestvõrguga
15) marlitükk
16) tehnilised kaalud koos kaaluvihtidega
17) kauss vedeljäätmete jaoks

1. Piima happelisuse määramine.

Töö käik. Piimas leiduva piimhappe ($C_3H_6O_3$) määramiseks mõõta pipetiga kolbi 50 ml piima, lisada mõned tilgad fenoolftaleiini lahust ja tiitrida teda büretist 0,1 *n* naatriumhüdroksiidi lahusega kuni vaarikpunase värvuse ilmumiseni.

Piima happelisust väljendatakse Thörneri kraadides, mis näitab, mitu milliliitrit 1 *n* naatriumhüdroksiidi lahust kulub 1 l piima neutraliseerimiseks.

Kui katsel kulus 50 ml piima tiitrimiseks 9 ml 0,1 *n* naatriumhüdroksiidi lahust, siis ühe liitri piima tiitrimiseks oleks kulunud

$$\frac{9 \cdot 1000}{50} = 180 \text{ ml } 0{,}1\ n \text{ naatriumhüdroksiidi lahust.}$$

Ühenormaalset lahust kulub aga 10 korda vähem, s. o. 18 ml. Piima happelisus on seega 18 kraadi.

Normaalse piima happelisus on tavaliselt 16—18 kraadi; kaubastada võib piima, mille happelisus on kuni 21 kraadi.

2. Leiva happelisuse määramine.

Töö käik. Mõõta mõõtkolbi 250 ml destilleeritud vett ja kallata see pooleliitrisesse koonilisse kolbi. Soojendada kolbi, kuni vee temperatuur on 60°. Peenestada leivasisu ja kaaluda sellest 25 g. Panna leivasisu koonilisse kolbi, milles on vesi, ja sulgeda kolb tihedalt korgiga. Loksutada kolvi sisu energiliselt 3 minuti vältel. Siis jätta lahus mõneks minutiks seisma ja kurnata läbi marli keeduklaasi. Mõõta pipetiga keeduklaasist 50 ml kurnatud vedelikku koonilisse kolbi. Lisada üks tilk fenoolftaleiini lahust ja tiitrida 0,1 *n* naatriumhüdroksiidi lahusega, kuni lahus muutub vaarikpunaseks. Tiitrimist teostada kaks korda.

Ka leiva happelisust väljendatakse kraadides. Happelisuse kraad on arvuliselt võrdne 1 *n* naatriumhüdroksiidi lahuse milliliitrite arvuga, mis kulub 100 g leivasisu neutraliseerimiseks.

Laboratoorne töö nr. 6.

Kristallvee määramine.

Töövahendid:

1) vasksulfaat-5-vesi
2) portselantiigel või väike portselankauss
3) uhmer
4) tehnilised kaalud
5) laboratooriumi statiiv rõnga ja portselanist kolmnurgaga
6) piirituslamp (põleti) ja tikud
7) eksikaator
8) tiiglitangid

Töö käik.

1. Määrata tiigli (või väikese portselankausi) kaal. Puistata sellesse ligikaudu 2,5 g peenestatud vasksulfaat-5-vee kristalle ning määrata tiigli kaal koos ainega. Märkida vihikusse tiigli kaal eraldi ning koos ainega.

2. Asetada tiigel (või väike portselankauss) koos ainega statiivi rõngal olevasse kolmnurka ning soojendada, kuni kogu kristallvesi on lahkunud. Soola värvus muutub (sinisest) valgeks. Vältida kuumutamist liiga kõrgel temperatuuril, sest vasksulfaat võib sel juhul laguneda vaskoksiidiks ja vääveltrioksiidiks (viimane eraldub valge suitsuna). Sellisel juhul tiiglisse jääv must pulber ongi vaskoksiid.

3. Lasta tiiglit õhu käes pisut jahtuda ja viia ta tiiglitangide vahel eksikaatorisse.

4. Kaaluda jahtunud tiigel (või kauss) ühes ainega ($CuSO_4$) ning kirjutada vihikusse kaalu näit.

5. Arvutada saadud kaalunäitude põhjal lähteaines kristallvee sisaldus protsentides.

Arvutuskäiku aitab selgitada järgmine skeem:

tiigli kaal ühes ainega . . . . . *a* g
tiigli kaal (tühjalt) . . . . . *b* g
aine kaalutis . . . . . *a*—*b*=*m* g
Tiigli kaal ühes ainega:
enne kuumutamist . . . . . *a* g
pärast kuumutamist . . . . . *c* g
kaalutise kristallvee sisaldus *a*—*c*=*n* g

Kristallvee protsendiline sisaldus $x = \frac{n \cdot 100}{m} = k$ (% H_2O).

6. Tehtud määramise täpsuse üle otsustamiseks võrrelda vasksulfaat-5-vee analüüsil leitud kristallvee sisaldust protsentides tema teoreetilise, s. t. valemile $CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$ vastava sisaldusega.

Tähtsamate keemiliste elementide nimetused, märgid ja aatomkaalud.

Keemiline element	Ladinakeelne nimetus	Keemiline märk	Loetakse keemilises valemis	Aatomkaal (ümardatud)
Alumiinium	Aluminium	Al	alumiinium	27
Antimon	Stibium	Sb	stiibium	121,8
Arseen	Arsenicum	As	arseen	74,9
Baarium	Barium	Ba	baarium	137,3
Boor	Borum	B	boor	10,8
Broom	Bromum	Br	broom	79,9
Elavhõbe	Hydrargyrum	Hg	hüdrargürum	200,6
Fluor	Fluorum	F	eff	19
Fosfor	Phosphorus	P	pee	31
Hapnik	Oxygenium	O	oo	16
Hõbe	Argentum	Ag	argentum	107,9
Jood	Iodum	I	jood	126,9
Kaalium	Kalium	K	kaalium	39,1
Kaadmium	Cadmium	Cd	kaadmium	112,4
Kaltsium	Calcium	Ca	kaltsium	40,1
Kloor	Chlorum	Cl	kloor	35,5
Koobalt	Cobaltum	Co	koobalt	58,9
Kroom	Chromium	Cr	kroom	52
Kuld	Aurum	Au	aurum	197
Lämmastik	Nitrogenium	N	enn	14
Magneesium	Magnesium	Mg	magneesium	24,3
Mangaan	Manganum	Mn	mangaan	54,9
Naatrium	Natrium	Na	naatrium	23
Nikkel	Niccolum	Ni	nikkel	58,7
Plaatina	Platinum	Pt	plaatina	195
Plii	Plumbum	Pb	plumbum	207,2
Raud	Ferrum	Fe	ferrum	55,8
Räni	Silicium	Si	siliitsium	28,1
Seleen	Selenium	Se	seleen	79
Strontsium	Strontium	Sr	strontsium	87,6
Süsinik	Carboneum	C	tsee	12
Telluur	Tellurium	Te	telluur	127,6
Tina	Stannum	Sn	stannum	118,7
Tsink	Zincum	Zn	tsink	65,4
Uraan	Uranium	U	uraan	238
Vask	Cuprum	Cu	kuprum	63,5
Vesinik	Hydrogenium	H	haa	1
Vismut	Bismuthum	Bi	vismut	209
Väävel	Sulfur	S	ess	32,1

Hapete ja aluste erikaalud
(15° C juures).

Protsendiline sisaldus	HCl	HNO_3	H_2SO_4	NaOH	KOH	NH_3
4	1,019	1,022	1,027	1,046	1,033	0,983
8	1,039	1,044	1,055	1,092	1,065	0,967
12	1,059	1,068	1,083	1,137	1,100	0,953
16	1,079	1,093	1,112	1,181	1,157	0,939
20	1,100	1,119	1,143	1,225	1,176	0,926
24	1,121	1,145	1,174	1,268	1,217	0,913
28	1,142	1,171	1,205	1,310	1,263	0,903
32	1,163	1,198	1,238	1,352	1,310	0,893
36	1,183	1,225	1,273	1,395	1,358	0,884
40	—	1,251	1,307	1,437	1,411	—
44	—	1,277	1,342	1,478	1,460	—
48	—	1,303	1,380	1,519	1,511	—
52	—	1,328	1,419	1,560	1,564	—
56	—	1,351	1,460	1,601	1,616	—
60	—	1,373	1,503	1,643	—	—
64	—	1,394	1,547	—	—	—
68	—	1,412	1,594	—	—	—
72	—	1,429	1,640	—	—	—
76	—	1,445	1,687	—	—	—
80	—	1,460	1,732	—	—	—
84	—	1,474	1,776	—	—	—
88	—	1,486	1,808	—	—	—
92	—	1,496	1,830	—	—	—
96	—	1,504	1,840	—	—	—
100	—	1,552	1,838	—	—	—

Soolade ja aluste lahustuvus vees (temperatuuril 18°).

Katioon / Anioon	+1 K	+1 Na	+2 Ba	+2 Ca	+2 Mg	+3 Al	+3 Cr	+2 Fe	+3 Fe	+2 Mn	+2 Zn	+1 Ag	+2 Hg	+2 Cu	+2 Pb
$\frac{-1}{OH}$	l	l	l	vl	vl	e	e	e	e	e	e	—	—	e	e
$\frac{-1}{Cl}$	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	e	l	l	vl
$\frac{-2}{S}$	l	l	l	vl	l	—	—	e	—	e	e	e	e	e	e
$\frac{-2}{SO_3}$	l	l	e	e	e	—	—	e	—	e	e	e	e	e	e
$\frac{-2}{SO_4}$	l	l	e	vl	l	l	l	l	l	l	l	vl	l	l	e
$\frac{-3}{PO_4}$	l	l	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e
$\frac{-2}{CO_3}$	l	l	e	e	e	—	—	e	e	e	e	e	e	e	e
$\frac{-2}{SiO_3}$	l	l	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	—	e	e
$\frac{-2}{NO_3}$	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l

Arvud tähistavad valentsi. Tabelis täht «l» tähendab lahustuvat, «vl» — raskesti lahustuvat, «e» — lahustumatut ühendit.

Lisa 4.

Ioonide nimetused ja valemid.

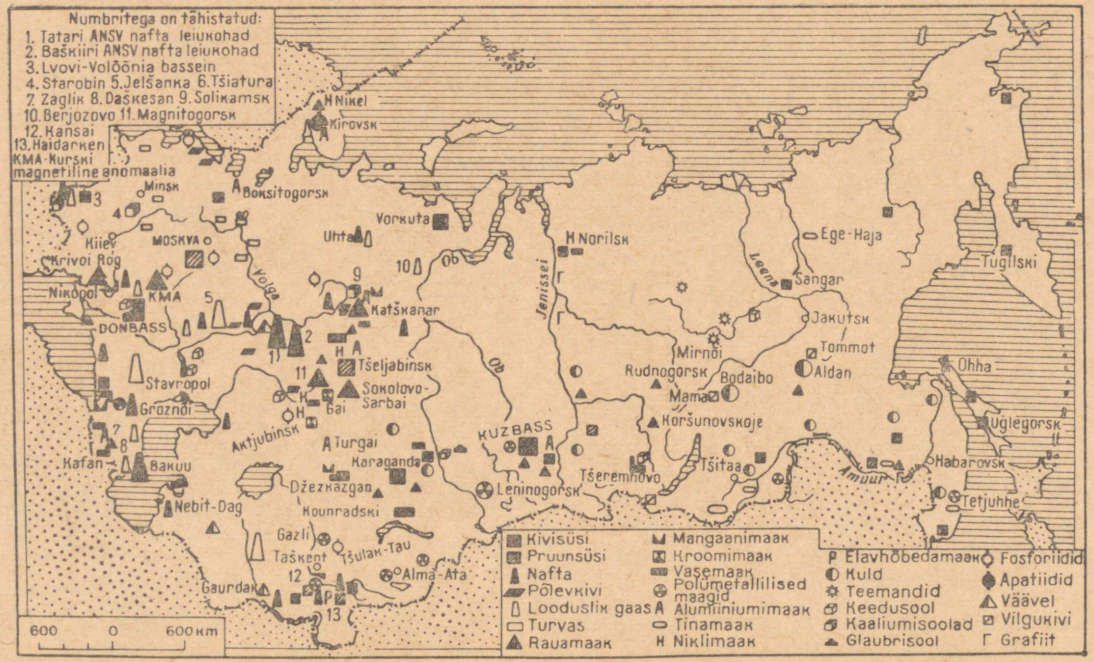
Iooni valem	Iooni nimetus	Iooni valem	Iooni nimetus
H^+	vesinikioon	Fe^{3+}	raud(III)ioon
Cl^-	kloriidioon	OH^-	hüdroksiidioon
Br^-	bromiidioon	SO_3^{2-}	sulfitioon
I^-	jodiidioon	SO_4^{2-}	sulfaatioon
S^{2-}	sulfiidioon	NO_3^-	nitraatioon
O^{2-}	oksiidioon	PO_4^{3-}	fosfaatioon
K^+	kaaliumioon	CO_3^{2-}	karbonaatioon
Ca^{2+}	kaltsiumioon	SiO_3^{2-}	silikaatioon
Cu^{2+}	vask(II)ioon		

Lisa 5.

Dissotsiatsiooniastmed.

Nimetus	Valem	Dissotsiatsiooniaste (%) lahuses	
		1 *n*	0,1 *n*
Happed			
Lämmastikhape	HNO_3	82	92
Soolhape	HCl	78	92
Väävelhape	H_2SO_4	51	90
Süsihape	H_2CO_3	—	0,17
Fosforhape	H_3PO_4	—	27
Alused			
Kaaliumhüdroksiid	KOH	77	91
Naatriumhüdroksiid	NaOH	78	91
Ammooniumhüdroksiid	NH_4OH	0,4	1,3
Baariumhüdroksiid	$Ba(OH)_2$	—	80
Kaltsiumhüdroksiid	$Ca(OH)_2$	—	78
Soolad			
Ammooniumkloriid	NH_4Cl	74	85
Hõbenitraat	$AgNO_3$	58	81
Naatriumkloriid	NaCl	67	84
Naatriumsulfaat	Na_2SO_4	45	69
Kaaliumkloriid	KCl	75	86
Kaaliumnitraat	KNO_3	64	83
Kaaliumsulfaat	K_2SO_4	53	71
Vasksulfaat	$CuSO_4$	—	40

NSV Liidu maavarade kaart.



SISUKORD.

I peatükk. **Keemia põhimõisteid.**

§ 1. Molekulaar-atomistlik teooria kui kaasaegse keemia teaduslik alus 3
§ 2. Gramm-aatom ja gramm-molekul 5
§ 3. Gaaside gramm-molekuli ruumala (moolmaht) 10
§ 4. Gaasiliste ainete ruumala arvutamine reaktsiooni võrrandi järgi 12
§ 5. Avogadro seadus 15
§ 6. Gaaside suhteline tihedus 17
§ 7. Ülesandeid gaasiliste ainete kohta 19

II peatükk. **Leelismetallid.**

§ 1. Naatrium 23
§ 2. Kaalium 35
§ 3. Leelismetallide rühm 40

III peatükk. **Halogeenid.**

§ 1. Kloor 43
§ 2. Kloorvesinik 55
§ 3. Reageerivate gaaside ruumalalised suhted 57
§ 4. Soolhape 59
§ 5. Kloriidid 64
§ 6. Kloorlubi 67
§ 7. Broom 68
§ 8. Jood 71
§ 9. Fluor 76
§ 10. Halogeenide rühm 78

IV peatükk. **D. Mendelejevi perioodilisusseadus ja elementide perioodilisuse süsteem.**

§ 1. Elementide klassifikatsioonist enne D. Mendelejevi töid . . . 80
§ 2. Perioodilisusseadus 83
§ 3. Keemiliste elementide perioodilisuse süsteem 85
§ 4. Keemiliste elementide perioodilisusseaduse ja perioodilisuse süsteemi tähtsus 93
§ 5. D. Mendelejevi elulugu 97

V peatükk. **Aatomi ehitus.**

§ 1. Aatomite keeruka ehituse tõestamine 100
§ 2. Aatomi koostisosad 102
§ 3. Aatomi planetaarne ehitus 105

§ 4. Keemiliste elementide perioodilisusseadus ja perioodilisuse süsteem aatomi ehituse valgusel 109
§ 5. Aatomi elektronskeemi koostamine 111
§ 6. Isotoobid 112
§ 7. Molekulide ehitus. Valents 115

VI peatükk. **Lahused.**

§ 1. Lahused ja nende tähtsus 125
§ 2. Soojuslikud nähtused lahustumisel 128
§ 3. Kristallhüdraadid 130
§ 4. Lahustuvuskõverad 132
§ 5. Lahuste kontsentratsioonid 135

VII peatükk. **Elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria alused.**

§ 1. Hapete, aluste ja soolade vesilahuste iseärasused 145
§ 2. Elektrolüütiline dissotsiatsioon 147
§ 3. Hapete, aluste, soolade ja vee dissotsiatsioon 150
§ 4. Pöördumatud reaktsioonid 152
§ 5. Ioonide omadused 153
§ 6. Dissotsiatsiooniaste 156
§ 7. Elektrolüüs 158
§ 8. Hapendus- ja taandusprotsessid (oksüdeerumis-redutseerumisprotsessid) elektronteooria seisukohalt 162
§ 9. Kolloidlahused 163
Laboratoorsed tööd 169
Lisa 180

Карик Херги Александрович,
Принкман Карл Янович
и Ратассепп Вяйно Эдуардович
ХИМИЯ ДЛЯ IX КЛАССА
Издание четвёртое
На эстонском языке
Обложка Г. Паньт
Издательство «Валгус»
Таллин, Пярнуское шоссе, 10

*

Toimetaja I. Pikas
Kunstiline toimetaja H. Keigo
Tehniline toimetaja S. Kohu
Korrektor H. Kull

Trükkimisele antud matriitsidelt 27. VI 1966. Paber 60×90, 1/16. Trükipoognaid 11,75. Arvestuspoognaid 11,79. Trükiarv 9000. Tellimise nr. 5108. Hans Heidemanni nimeline trükikoda, Tartu Ülikooli 17/19. III
Trükipaber nr. 2 — Kohila Paberivabrik.

Hind 23 kop.

6—6

23 kop.

A-27850
ARH

TÜ RAAMATUKOGU
1 0300 00410542 7