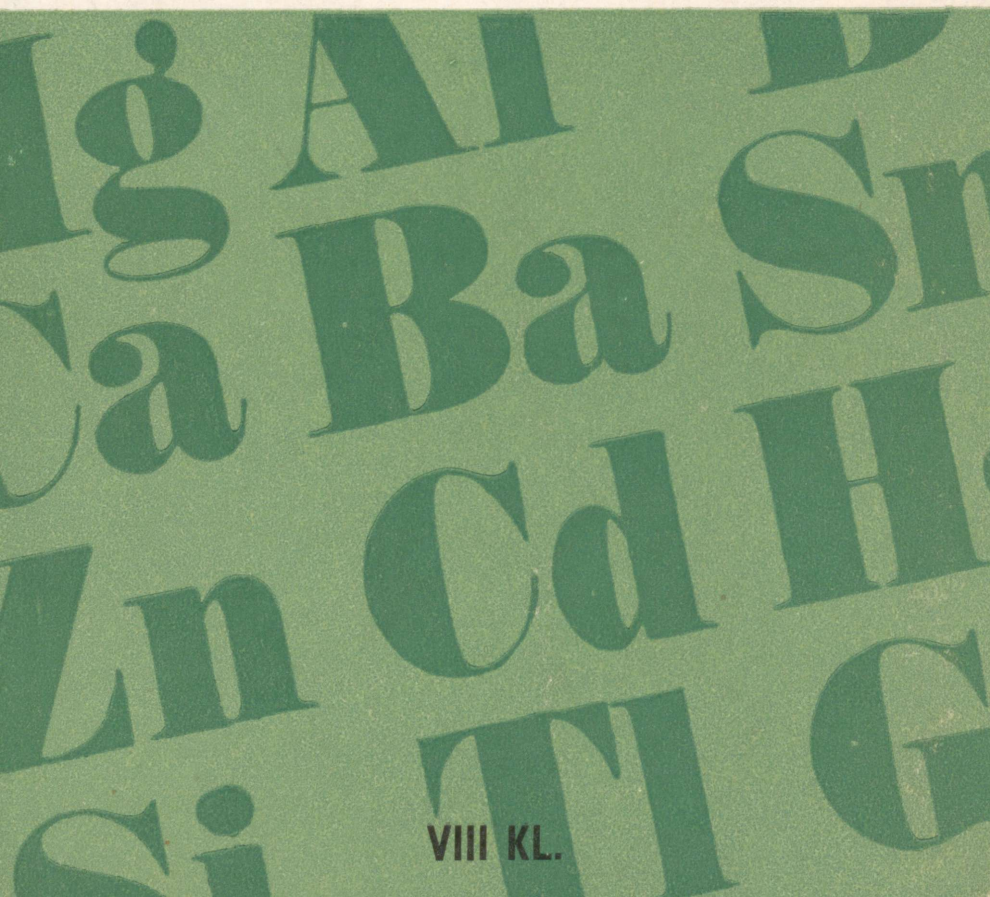


H. KARIK, V. RATASSEPP

KEEMIA



VIII KL.

434

PERIOODID	READ	I RÜHM		II RÜHM		III RÜHM		IV RÜHM		V RÜHM	
		PEA- ALARÜHM	KÖRVAL- ALARÜHM	PEA- ALARÜHM	KÖRVAL- ALARÜHM	PEA- ALARÜHM	KÖRVAL- ALARÜHM	PEA- ALARÜHM	KÖRVAL- ALARÜHM	PEA- ALARÜHM	KÖRVAL- ALARÜHM
I	1	1 H 1,00797 Vesinik									
II	2	3 Li 6,939 Lüütium		4 Be 9,0122 Berüllium		5 B 10,81 Boor		6 C 12,01115 Süsinik		7 N 14,0067 Lämmastik	
III	3	11 Na 22,9898 Naatrium		12 Mg 24,312 Magneesium		13 Al 26,9815 Alumiinium		14 Si 28,086 Räni		15 P 30,9738 Fosfor	
IV	4	19 K 39,102 Kaaliium		20 Ca 40,08 Kaltsium			21 Sc 44,956 Skandium		22 Ti 47,90 Titaan		
	5		29 Cu 63,54 Vask		30 Zn 65,37 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		
	7		47 Ag 107,87 Hõbe		48 Cd 112,40 Kaadmium	49 In 114,82 Indium		50 Sn 118,69 Tina		51 Sb 121,75 Antimon	
VI	8	55 Cs 132,905 Tseesium		56 Ba 137,34 Baarium			57* La 138,91 Lantaan		72 Hf 178,49 Hafnium		
	9		79 Au 196,967 Kuld		80 Hg 200,59 Elavhõbe	81 Tl 204,37 Tallium		82 Pb 207,19 Plii		83 Bi 208,980 Vismut	
VII	10	87 Fr (223) Frantsium		88 Ra (226) Raadium			89** Ac (227) Aktiinium		104 Ku (260) Kurtsafoovium		

* LANTANIIDID

58 Ce 140,12 Tseerium	59 Pr 140,907 Praseodüüm	60 Nd 144,24 Neodüüm	61 Pm (145) Promeetium	62 Sm 150,35 Samaarium	63 Eu 151,96 Euroopium	64 Gd 157,25 Gadolinium	65 Tb 158,924 Terbium	66 Dy 162,50 Düsproosium
---------------------------------------	--	--------------------------------------	--	--	--	---	---------------------------------------	--

** AKTIINIIDID

90 Th 232,038 Toorium	91 Pa (231) Protaktiinium	92 U 238,03 Uraan	93 Np (237) Neptuunium	94 Pu (242) Plutoonium	95 Am (243) Ameriitsium	96 Cm (243) Küürium	97 Bk (249) Berkeelium	98 Cf (249) Kalifornium
---------------------------------------	---	-----------------------------------	--	--	---	-------------------------------------	--	---

V RÜHM		VI RÜHM		VII RÜHM		VIII RÜHM			
PEA- ALARÜHM	KÕRVAL- ALARÜHM	PEA- ALARÜHM	KÕRVAL- ALARÜHM	PEA- ALARÜHM	KÕRVAL- ALARÜHM	PEA- ALARÜHM	KÕRVALALARÜHM		
						2 He 4,0026 Heelium			
7 N 14,0067 Himmastik		8 O 15,9994 Hapnik		9 F 18,9984 Fluur		10 Ne 20,183 Neoon			
15 P 30,9738 Fosfor		16 S 32,064 Väävel		17 Cl 35,463 Kloor		18 Ar 39,948 Argoon			
	23 V 50,942 Vanaadium		24 Cr 51,996 Kroom		25 Mn 54,9380 Mangaan		26 Fe 55,847 Raud	27 Co 58,9332 Koobalt	28 Ni 58,71 Nikkel
33 As 74,9216 Arseen		34 Se 78,96 Seleen		35 Br 79,909 Broom		36 Kr 83,80 Krüptoon			
	41 Nb 92,906 Niobium		42 Mo 95,94 Molibdeen		43 Tc (99) Tehneetsium		44 Ru 101,07 Ruteenium	45 Rh 102,905 Roodium	46 Pd 106,4 Pallaadium
51 Sb 121,75 Antimon		52 Te 127,60 Telluur		53 I 126,9044 Jood		54 Xe 131,30 Ksenoon			
	73 Ta 180,948 Tantaal		74 W 183,85 Volfram		75 Re 186,2 Reenium		76 Os 190,2 Osmium	77 Ir 192,2 Iriidium	78 Pt 195,09 Plaatina
83 Bi 208,980 Bismut		84 Po (210) Poloonium		85 At (210) Astaat		86 Rn (222) Radoon			

66 Dy 162,30 Düprosium	67 Ho 164,930 Holmium	68 Er 167,26 Erbium	69 Tm 168,934 Tuulium	70 Yb 173,04 Üterbium	71 Lu 174,97 Luteetsium
98 Cf (249) Kalifornium	99 Es (254) Einsteinium	100 Fm (255) Fermium	101 Md (256) Mendelevium	102 No (254) Nobeelium	103 Lw (257) Laurentsium

	Metallid
	Mittemetallid
	Väärisgaasid

A-33173

H. KARIK
V. RATASSEPP

KEEMIA

VIII KLASSILE



«VALGUS»

TALLINN 1973

54
K 17

Kaane kujundanud A. Säde

Kinnitanud Eesti NSV Haridusministeerium



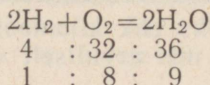
I. KILOGRAMM-AATOM JA KILOGRAMM-MOLEKUL.

§ 1. MASSIÜHIKUD AATOMITE JA MOLEKULIDE SUHTELISE MASSI VÄLJENDAMISEKS.

- ▶ *Kilogramm-aatomi mõiste*
- ▶ *Aatomite arv ühes kilogramm-aatomis*
- ▶ *Kilogramm-molekul ehk kilomool*
- ▶ *Molekulide arv ühes kilogramm-molekulis*
- ▶ *Gramm-aatom ja gramm-molekul*

Molekulaar-atomistliku teooria põhjal seisneb keemiline reaktsioon selles, et lähteainete molekulide koostisse kuuluvatest aatomitest moodustuvad saaduste (uute ainete) molekulid. Keemiliste reaktsioonide sisu esitatakse keemiliste võrrandite abil. Keemiline võrrand näitab: 1) millised ained reageerivad ja tekivad, 2) millised ainete kogused reageerivad ja tekivad. Seega väljendab võrrand reaktsiooni kulgemist nii kvalitatiivselt kui ka kvantitatiivselt.

Mingi ühendi tekkest võtab osa kindel arv erinevate elementide aatomeid. Neile vastab ka kindel mass. Näiteks ühe vee molekuli (H_2O) tekkeks kulub kaks vesiniku aatomit ja üks hapniku aatom ($2\text{H} + \text{O}$), kümne vee molekuli tekkeks kulub kakskümmend vesiniku ja kümme hapniku aatomit. Aatomite ja molekulide arvule vastavate masside suhted on sellel reaktsioonil: 1:8:9.



Toodud arvud väljendavad aatomite ja molekulide massisuhteid aatommassi ühikutes — süsinikuühikutes. Tegelikuses aga määratakse ainete massi tavaliselt kilogrammides ja tonnides. Kuna

ainete massisuhe jääb ka suurte ainekoguste puhul selliseks, nagu peegeldab reaktsiooni võrrand, oli võimalik luua niisugused massiühikud, mis arvestavad aatomite ja molekulide suhtelist massi (aatommassi ja molekulmassi). Sellised massiühikud on kilogramm-aatom (lühendatult kg-aatom), kilogramm-molekul ehk kilomool (lühendatult kmool).

Kilogramm-aatomiks nimetatakse keemilise elemendi kogust kilogrammides, mis arvuliselt võrdub tema aatommassiga.

Väavli aatommass on 32. Järelikult on ühe kilogramm-aatomi väavli mass 32 kilogrammi. Vasekogus 64 kg on üks kilogramm-aatom vaske, kuna vase aatommass on 64 jne.

Ühe kilogramm-aatomi vase mass on ühe kilogramm-aatomi väavli massist kaks korda suurem, sest vase aatommass on väavli aatommassist kaks korda suurem. Teisiti öeldes — vase aatom on väavli aatomist kaks korda raskem. Järelikult ka kümme vase aatomit on kaks korda raskemad kui kümme väavli aatomit jne.

Nagu selgub, on aatomite masside vaheline suhe jääv suurus.

Jääv suurus on samuti ühes kilogramm-aatomis sisalduvate aatomite arv. Ühes kilogramm-aatomis väavlis on niisama palju väavli aatomeid nagu ühes kilogramm-aatomis vases on vase aatomeid või nagu ühes kilogramm-aatomis rauas on raua aatomeid. On kindlaks tehtud, et mistahes keemilise elemendi (ka lihtaine) kilogramm-aatom sisaldab 602 000 000 000 000 000 000 000 ehk $6,02 \cdot 10^{26}$ aatomit. Aatomite arvu kilogramm-aatomis tähistatakse tähega N .

$$N = 6,02 \cdot 10^{26}$$

Tutvume kilomooli mõistega.

Kilogramm-molekuliks ehk kilomooliks nimetatakse aine kogust kilogrammides, mis arvuliselt võrdub tema molekulmassiga.

Vee molekulmass on: $M_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 16 = 18$. Ühe kilogramm-molekuli vee mass on seega 18 kilogrammi. Ühe kilogramm-mole-

kuli väävelhappe mass on 98 kg, sest väävelhappe molekulmass on 98 jne.

Kuigi erinevate ainete kilogramm-molekulid erinevad massi poolest, sisaldavad nad kõik võrdse arvu molekule ja nimelt $6,02 \cdot 10^{26}$ molekuli. Ühes kilogramm-molekulis olevat molekulide arvu tähistatakse tähega N .

Molekulide teatud hulgale vastab alati ka kindel mass. Näiteks veekoguse, mis sisaldab $12,04 \cdot 10^{26}$ vee molekuli, mass on 36 kg, veekoguse, mis sisaldab $18,06 \cdot 10^{26}$ vee molekuli, mass aga on 54 kg jne.

Uute massiühikute väärtus seisneb selles, et nad võimaldavad reaktsiooni võrrandist tulenevaid massivahekordi üle kanda ainegustele, mida on võimalik kaaluda.

Kilogramm-aatomi ja kilogramm-molekuli kõrval on tuntud ka massiühikud gramm-aatom ja gramm-molekul ehk mool.

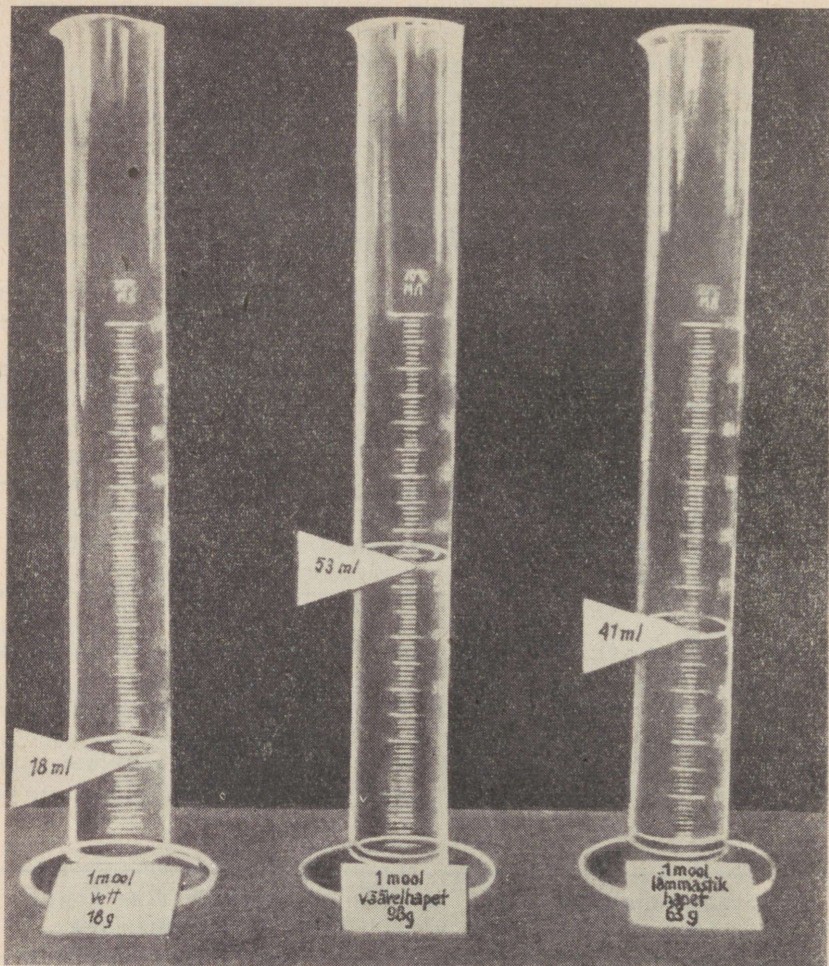
Gramm-aatomiks (lühendatult g-aatom) nimetatakse keemilise elemendi kogust grammides, mis arvuliselt võrdub tema aatommassiga.

Ühe gramm-aatomi raua mass näiteks on 56 g, kuna raua aatommass on 56.

Mistahes keemilise elemendi (ka lihtaine) gramm-aatom sisaldab $6,02 \cdot 10^{23}$ aatomit. Ka seda aatomite arvu tähistatakse tähega N , kuid sõltuvalt erinevast ühikust (g-aatom) on N arvuline väärtus erinev sellest, mis ta on näiteks kilogramm-aatomi puhul ($6,02 \cdot 10^{26}$).

Gramm-molekuliks ehk mooliks nimetatakse aine kogust grammides, mis arvuliselt võrdub tema molekulmassiga.

Joonisel 1 on esitatud näiteid mitmete ainete ühe mooli kohta. Molekulide arv mistahes aine ühes moolis on $6,02 \cdot 10^{23}$. Moolis sisalduvate molekulide arvu tähistatakse samuti tähega N .



Joonis 1. Näiteid erinevate vedelike ühe mooli kohta.

§ 2. NÄITEID KILOGRAMM-AATOMI MÖISTE KASUTAMISE KOHTA.

Näide 1. Arvutada 2 kg-aatomi vase mass kilogrammides. Kuna vase aatommass on 64, siis ühe kilogramm-aatomi mass on 64 kg ja 2 kg-aatomi vase mass $2 \cdot 64 = 128$ kg.

Vastus. 2 kg-aatomi vase mass on 128 kg.

Näide 2. Mitu kilogramm-aatomit on 560 kg rauda?

Kuna raua aatommass on 56 ja ühe kilogramm-aatomi raua mass on 56 kg, siis 560 kg rauda on $\frac{560}{56} = 10$ kg-aatomit rauda.

Vastus. 560 kg rauda on 10 kg-aatomit.

Näide 3. Mitu väävli aatomit on 10 kg-aatomis väävlis?

Kuna ühes kilogramm-aatomis väävlis on $6,02 \cdot 10^{26}$ aatomit, siis 10 kg-aatomis väävlis on

$$10 \cdot 6,02 \cdot 10^{26} = 6,02 \cdot 10^{27} \text{ väävli aatomit.}$$

Vastus. 10 kg-aatomis väävlis on $6,02 \cdot 10^{27}$ väävli aatomit.

Näide 4. Mitu aatomit on magneesiumikangis, mille mass on 8 kg?

Kuna magneesiumi aatommass on 24 ja ühe kilogramm-aatomi magneesiumi mass 24 kg, siis 8 kg magneesiumi on $\frac{8}{24} = \frac{1}{3}$ kg-aatomit. Ühes kilogramm-aatomis on $6,02 \cdot 10^{26}$ aatomit, $\frac{1}{3}$ kg-aatomis magneesiumis aga $\frac{1}{3} \cdot 6,02 \cdot 10^{26}$ aatomit.

Vastus. 8-kilogrammiline magneesiumikang sisaldab $2,007 \cdot 10^{26}$ aatomit.

Näide 5. Arvutada alumiiniumikangi mass kilogrammides, kui selles sisaldub $3,01 \cdot 10^{27}$ aatomit.

Kuna üks kilogramm-aatom alumiiniumi sisaldab $6,02 \cdot 10^{26}$ aatomit, siis $3,01 \cdot 10^{27}$ aatomit sisaldub $\frac{3,01 \cdot 10^{27}}{6,02 \cdot 10^{26}} = 5$ kg-aatomis alumiiniumis. Ühe kilogramm-aatomi alumiiniumi mass on 27 kg, 5 kg-aatomi alumiiniumi mass on siis $5 \cdot 27 = 135$ kg.

Vastus. $3,01 \cdot 10^{27}$ aatomit sisaldava alumiiniumikangi mass on 135 kg.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Miks kasutatakse massiühikut kilogramm-aatom?
2. Kas järgmised väljendid on kooskõlas reaalsusega:
 - a) 0,3 kg-aatomit, b) 0,3 aatomit? Põhjendada!

3. Mitu grammi on a) 0,001 kg-aatomit väävlit ja b) 0,0005 kg-aatomit väävlit? Kaaluda vastavad ainekogused, asetada kõrvuti ja võrrelda neid.
4. Kaaluda $\frac{1}{800}$ kg-aatomit pulbrilist rauda ja niimitu grammi väävlit, mis kulub nimetatud rauakogusega reageerimiseks.
- . . .
5. Arvutada 8 kg-aatomi tsiingi mass kilogrammides.
6. Detailide partii nikeldamiseks kulus 0,05 kg-aatomit niklit. Mitu a) kilogrammi ja b) grammi see on? (2,95 kg ehk 2950 g)
7. Mitu kilogramm-aatomit on 1,344 t vaske?
8. Jootmiseks sobiva sulami valmistamiseks kulus 29,75 kg tina. Mitu kilogramm-aatomit see on? (0,25 kg-aatomit)
- . . .
9. Mitu alumiiniumi aatomit on 3 kg-aatomis alumiiniumis?
10. Kullakaevandusest leiti kullakamakas, mis sisaldas 0,02 kg-aatomit kulda. Mitu kulla aatomit sisaldab see kullakamakas? ($12,04 \cdot 10^{24}$ aatomit)
11. Mitu aatomit sisaldab vaskplaat, mille mass on 8 kg?
12. Mitu aatomit on 0,46 kg naatriumis? ($12,04 \cdot 10^{24}$).
13. Arvutada tsinkplaadi mass, kui selles on $1,505 \cdot 10^{25}$ aatomit.
14. Arvutada elavhõbeda mass grammides, mis sisaldab $18,06 \cdot 10^{22}$ aatomit. (60,3 g)
15. Mitmes kilogrammis alumiiniumis on niisama palju aatomeid, kui neid on 2,8 kg lämmastikus? (5,4 kg alumiiniumis)
16. Kummas on rohkem aatomeid, kas 1 kg väävlis või 1 kg vases? Mitu korda?
17. Mitu kulla aatomit on 1 kg kullas, mille proov on 750? ($0,023 \cdot 10^{26}$ aatomit)
18. Sulam, millest valmistatakse käibelolevaid vaskrahasid, sisaldab 95% vaske ja 5% alumiiniumi. Mitu kilogramm-aatomit vaske on 1000 rublas peenrahas, kui ühe kopika mass on 1 g? (1,48 kg-aatomit)

§ 3. NÄITEID KILOGRAMM-MOLEKULI JA GRAMM-MOLEKULI MÕISTE KASUTAMISE KOHTA.

Näide 1. Arvutada 2 kmooli väävelhappe mass.

Kuna väävelhappe molekulmass $M_{H_2SO_4} = 2 + 32 + 64 = 98$, siis tema ühe kilomooli mass on 98 kg ja 2 kmooli väävelhappe mass on $2 \cdot 98 = 196$ kg.

Vastus. 2 kmooli väävelhappe mass on 196 kg.

Näide 2. Arvutada 5 mooli lämmastikhappe mass grammides.

Kuna lämmastikhappe molekulmass $M_{\text{HNO}_3} = 1 + 14 + 48 = 63$, siis tema ühe mooli mass on 63 g ja 5 mooli lämmastikhappe mass $5 \cdot 63 = 315$ g.

Vastus. 5 mooli lämmastikhappe mass on 315 g.

Näide 3. Mitu kilomooli on 9 kg vett?

Kuna vee molekulmass $M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 + 16 = 18$ ja tema ühe kilomooli mass 18 kg,

siis 9 kg vett on $\frac{9}{18} = \frac{1}{2}$ kmooli.

Vastus. 9 kg vett on pool kilomooli.

Näide 4. Mitu mooli on 1,26 kg lämmastikhapet?

1,26 kg = 1260 g. Kuna ühe mooli lämmastikhappe mass on 63 g, siis 1260 g

lämmastikhapet on $\frac{1260}{63} = 20$ mooli.

Vastus. 1,26 kg lämmastikhapet on 20 mooli.

Näide 5. Mitu vee molekuli on a) 3 kmoolis vees ja b) 3 moolis vees?

a) Kuna ühes kilomoolis vees on N molekuli (s. o. $6,02 \cdot 10^{26}$ molekuli), siis 3 kmoolis vees on $3N$ molekuli. Korrutades N arvulise väärtuse 3-ga, saame:

$3 \cdot 6,02 \cdot 10^{26} = 18,06 \cdot 10^{26}$ vee molekuli.

b) Ühes moolis vees on $6,02 \cdot 10^{23}$ molekuli. 3 moolis vees on siis kolm korda rohkem, s. o. $18,06 \cdot 10^{23}$ vee molekuli.

Vastus. 3 kmoolis vees on $18,06 \cdot 10^{26}$ ja 3 moolis vees $18,06 \cdot 10^{23}$ vee molekuli.

Näide 6. Mitu molekuli on a) 630 kg, b) 630 g lämmastikhappes?

Lämmastikhappe molekulmass on 63. Ühe kilomooli lämmastikhappe mass on seega 63 kg ja ühe mooli lämmastikhappe mass 63 g.

a) 630 kg lämmastikhapet on $630 : 63 = 10$ kmooli. Kuna ühes kilomoolis lämmastikhappes on $6,02 \cdot 10^{26}$ molekuli, siis 10 kmoolis on $10 \cdot 6,02 \cdot 10^{26} = 6,02 \cdot 10^{27}$ molekuli.

b) 630 g lämmastikhapet on $630 : 63 = 10$ mooli. Kuna ühes moolis lämmastikhappes on $6,02 \cdot 10^{23}$ molekuli, siis 10-s moolis on $10 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 6,02 \cdot 10^{24}$ molekuli.

Vastus. 630 kg lämmastikhappes on $6,02 \cdot 10^{27}$ molekuli ja 630 g lämmastikhappes on $6,02 \cdot 10^{24}$ molekuli.

Näide 7. Arvutada väävelhappe mass kilogrammides, mis sisaldab $1,505 \cdot 10^{26}$ molekuli.

Üks kilomool väävelhapet sisaldab $6,02 \cdot 10^{26}$ molekuli. $1,505 \cdot 10^{26}$ molekuli moodustavad

$$\frac{1,505 \cdot 10^{26}}{6,02 \cdot 10^{26}} = 0,25 \text{ kmooli.}$$

Leiame 0,25 kmooli väävelhappe massi. $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98$, seega ühe kilomooli väävelhappe mass on 98 kg. 0,25 kmooli väävelhappe mass on siis $0,25 \cdot 98 = 24,5$ kg.

Vastus. Väävelhappe mass, mis sisaldab $1,505 \cdot 10^{26}$ molekuli, on 24,5 kg.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Milles seisneb kilogramm-molekuli ehk kilomooli kui massiühiku praktiline tähtsus?
 2. Kas järgmised väljendid on kooskõlas reaalsusega: a) 0,5 kmooli ja b) 0,5 molekuli?
.
3. Mõõta kolbi 0,01 kmooli vett. Mitu a) grammi, b) mooli, c) milliliitrit see vee kogus moodustab?
 4. Asetada kolbi 0,2 mooli naatriumkloriidi ja lahustada see 8 moolis vees. Missugune on saadud lahuse protsendiline kontsentratsioon?
.
5. Arvutada 0,2 kmooli naatriumhüdrosiidi mass kilogrammides.
 6. Reaktsioonil kulus 3 kmooli lämmastikhapet. Mitu kilogrammi see on? (189 kg)
 7. Mitu mooli on a) 40 g vask(II)oksiidi, b) 320 g vask(II)sulfaati?
 8. Mitu mooli on ühes liitris vees? (55,56 mooli)
.
9. Mitu molekuli on 10 kmoolis veevabas väävelhappes?
 10. Reaktsioonil kulus 0,5 kmooli väävelhapet. Mitu molekuli sisaldab see happekogus? ($3,01 \cdot 10^{26}$ molekuli)
 11. Mitu molekuli on ühes klaasitäies vees, mille ruumala on 200 ml?
 12. Mitu molekuli on 1 liitris vees? ($334 \cdot 10^{23}$ molekuli)
 13. Arvutada lämmastikhappe kogus kilogrammides, milles sisaldub $36,12 \cdot 10^{27}$ molekuli.
 14. Süsinikdioksiid, mis täidab anuma, sisaldab $3,01 \cdot 10^{23}$ molekuli. Leida selle süsinikdioksiidi koguse mass grammides. (22 g)
 15. Millises ainekoguses on rohkem molekule, kas 1 kg väävelhappes või 1 kg lämmastikhappes?
 16. Mitu kilogramm-molekuli on 1 m³ väävelhappes, mille tihedus on $1840 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$? (18,8 kg-molekuli)
 17. Mitu milliliitrit väävelhapet (tihedusega $1840 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$) tuleb mõõtesilindriga mõõta, et seda oleks 45 grammi? Mitu mooli see on? (24,5 ml ja 0,459 mooli)
 18. Millises fosforhappe koguses on niisama palju kilomoole kui 9,8 kg väävelhappes?

II. ANORGAANILISTE ÜHENDITE PÕHIKLASSID.

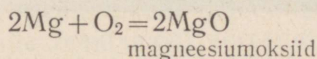
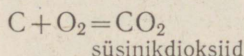
§ 1. OKSIIDID.

1. OKSIIDIDE SAAMINE.

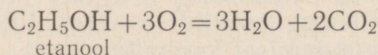
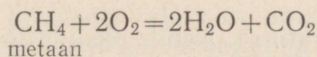
- ▶ *Liht- ja liitainete põlemine*
- ▶ *Liitainete lagunemine*

Oksiidideks nimetatakse liitaineid, mis koosnevad kahest elemendist, millest üks on hapnik. Oksiidid tekivad nii liht- kui ka liitainete reageerimisel hapnikuga. Neid protsesse nimetatakse oksüdeerumiseks. Oksüdeerumine võib toimuda kiiresti (põlemine) või aeglaselt.

Lihtainete põlemine:



Liitainete põlemine:



Metaani ja etanooli põlemisel moodustub kaks oksiidi — vesi ja süsinikdioksiid.

Aeglane oksüdeerumine on näiteks raua roostetamine, puidu kõdunemine, mädanemine jne.

Mõned metallid ei reageeri hapnikuga ka väga kõrgel tempera-

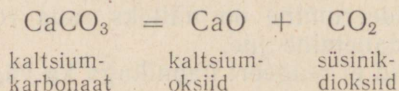


Joonis 2. Tööstuslikult lagundatakse kaltsiumkarbonaati lubja-
ahjudes.

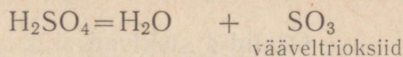
tuuril (hõbe, kuld, plaatina). Nende oksiide saadakse üksnes kaud-
sel teel ($2\text{AgOH} = \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$).

Järgnevalt käsitlemegi oksiidide teket liitainete — soolade,
hapete ja aluste lagundamisel kuumutamisega.

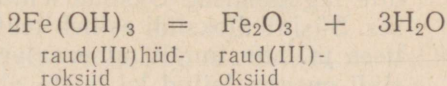
Soolade lagundamine:



Hapnikku sisaldavate hapete lagundamine:



Aluste lagundamine:



Analoogiliselt saadakse okside enamikust alustest, välja arvatud naatrium- ja kaaliumhüdrokksiidist, mis kuumutamisel ei lagune.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mis tüüpi reaktsioonide hulka kuuluvad oksiidide saamise reaktsioonid? Tuua näiteid.
2. Milles seisneb seos a) metalli ja metalli oksidi, b) mitte-metalli ja mittemetalli oksidi vahel?
3. Kuidas nimetatakse järgmisi okside:
 CuO , Na_2O , MgO , Cu_2O , FeO , Fe_2O_3 , Al_2O_3 , CO_2 , SO_2 , SO_3 ,
 NO_2 , N_2O_5 ? Kuidas toodud valemeid loetakse ja milline on elementide oksüdatsiooniaste neis oksiidides?
.
4. Kandikul on vasktraat, vesi, vask(II)hüdrokksiid, tiiglitangid, piirituslamp ja tikud. Saada kahel erineval viisil vask(II)-oksiidi. Kirjutada reaktsiooni võrrandid.
.
5. Arvutada, mitu protsenti rauda on raud(III)oksiidis.
6. Arvutada, mitu grammi elavhõbedat ja hapnikku on 54,25 g elavhõbeoksiidis. (50,25 g elavhõbedat ja 4 g hapnikku)
7. Vääveldioksiidi saamiseks põletati 9,6 t väävlit. Mitu kilogramm-aatomit see on? (300 kg-aatomit)
.
8. Raud(III)hüdrokksiidi lagunemisreaktsiooni tulemusena moodustus 0,4 kmooli oksidi. Mitu kilogrammi ja mis oksidi saadi?
9. Arvutada, mitu kilogrammi alumiiniumi sisaldub 340 kg alumiiniumoksiidis, kui selles on 10% lisandeid. (162 kg)

Täiendavaks lugemiseks.



Oksiidid tekivad liht- ja liitainete põlemisel ning mitmete hapnikku sisaldavate ühendite lagunemisel. Oksiide leidub aga ka looduses. Süsinikdioksiidi esineb teatavasti õhu koostises ja lahustunult mineraalvetes. Süsinikdioksiidi on aga leitud ka teiste planeetide, näiteks Veenuse atmosfääris. Väga levinud oksiid on ka vesi, mis katab ligi $\frac{3}{4}$ maakera pinnast. Atmosfääris on süsinikdioksiid ja veeaur kaitsekraaniks, mis takistab soojuse kiirgumist maailmaruumi.

Suure praktilise tähtsusega on mitmed maa-koos leiduvad oksiidid. Nendest võib nimetada näiteks liiva põhilist koostisosana — ränidioksiidi. Punane, pruun ja magnetraumaak sisaldavad raua oksiide, alumiiniumimaagid boksiit ja nefeliin sisaldavad alumiiniumoksiidi, vasemaak kupriit vask(I)oksiidi, tinakivi tina(IV)oksiidi jne.

(Loe A. Köverjalg. *Vestlusi tehnoloogiast*. Tallinn, 1971. lk. 40—41.)

2. ALUSELISED OKSIIDID.

- ▶ Aluselise oksiidi mõiste
- ▶ Reageerimine a) hapete, b) happeliste oksiidide ja c) veega
- ▶ Seos aluselise oksiidi ja aluse vahel

Omaduse järgi reageerida kas hapete või alustega eristatakse vastavalt aluselisi ja happelisi oksiide.

Aluselisteks oksiidideks nimetatakse oksiide, mis reageerivad hapetega, moodustades soola ja vee.

Aluselised oksiidid on metalli oksiidid, näiteks vask(II)oksiid (CuO), kaltsiumoksiid (CaO), naatriumoksiid (Na_2O), baariumoksiid (BaO) jt.

Reageerimine hapetega ja seejuures soolade moodustumine on aluseliste oksiidide üldine keemiline omadus. Selle omaduse poolest sarnanevad aluselised oksiidid alustega, millest tulebki nende nimetus — aluselised oksiidid. Hapetega reageerivad

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kuidas võib oksiide liigitada nende koostise järgi?
2. Tuua näiteid oksiididest, mis on toatemperatuuril tahkes, vedelas või gaasilises olekus.
3. Kolmes katseklaasis on selged värvuseta vedelikud. Lakmuse ja fenoolftaleiini lahust kasutades näidata, millises katseklaasis on alus, millises hape ja millises vesi.
4. Tõestada katseliselt, et baariumoksiid on aluseline oksiid. Mitu grammi baariumi sisaldub 45,9 g baariumoksiidis?
5. Kui suures kaltsiumoksiidi koguses sisaldub 0,4 kg-aatomit kaltsiumi?
6. Missuguses kaaliumpermanganaadi (KMnO_4) koguses on 1,5 kg-aatomit hapnikku? (59,25 kilogrammis)
7. Mitu protsenti ühe kilomooli massist moodustab 10 kg kaltsiumkarbonaati?
8. Kaalukausile pandi 1 mool raud(III)oksiidi. Mitu mooli vask(II)oksiidi tasakaalustaks selle raud(III)oksiidi koguse? (2 mooli)
9. Mitu kilomooli naatriumhüdroksiidi on 600 kg 8%-lises naatriumhüdroksiidi lahuses? (1,2 kmooli)
10. Mitmes kilogrammis väävelhappes on niisama palju molekule, kui neid on 11 kg süsinikdioksiidis? (24,5 kg)
11. Kui palju rauda on 50 t punases rauamaagis, mis sisaldab 64% raud(III)-oksiidi? (22,4 t)







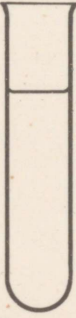
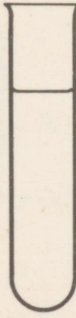

3. HAPPELISED OKSIIDID

- ▶ *Happelise oksiidi mõiste*
- ▶ *Reageerimine a) aluste, b) aluseliste oksiidide ja c) veega*
- ▶ *Seos happelise oksiidi ja happe vahel*

Happelisteks oksiidideks nimetatakse oksiide, mis reageerivad alustega, moodustades soola ja vee.

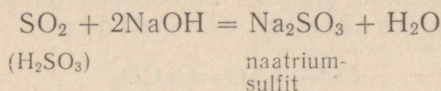
Happelised oksiidid on üldiselt mittemetalli oksiidid, näiteks süsinikdioksiid (CO_2), vääveldioksiid (SO_2), vääveltrioksiid (SO_3)

INDIKAATORITE VÄRVUS MITMESUGUSTES KESKKONDADES

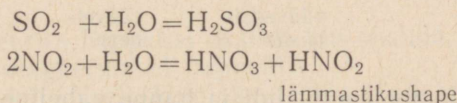
Keskkond Indikaator	Happeline	Neutraalne	Aluseline
Lakmus	 Punane	 Lilla	 Sinine
Metüüloranž	 Punane	 Kollane	 Kollane
Fenoülfaleiin	 Värvuseta	 Värvuseta	 Vaarikpunane

jt., kuid võivad olla ka metalli oksiidid, näiteks kroom(VI)oksiid (CrO_3) jt.

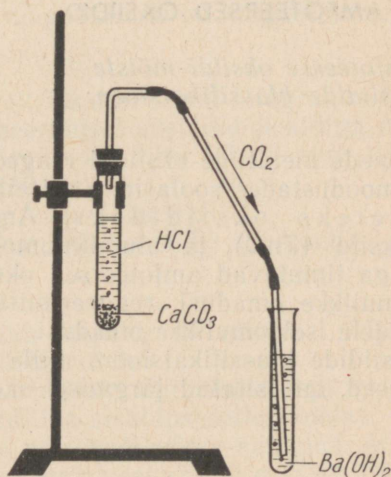
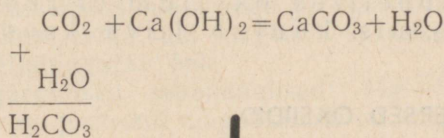
Sarnaselt hapetega on ka happeliste oksiidide üldiseks keemiliseks omaduseks nende reageerimine alustega:



Reaktsiooni saadused on sool ja vesi. Väeveldioksiidile vastab väävlishape (H_2SO_3). Kuna naatriumsulfit on väävlishappe sool, siis sisaldab ta samuti happejääki $\overset{-2}{\text{SO}_3}$ nagu väävlishape. Happelisele oksiidile vastava happe või happed ja neile vastavad valemid saame, kui kirjutame võrrandi veega reageerimisest:



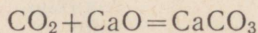
Happelise oksidi reageerimist veega võib õppetstarbel märkida ka võrrandis oleva valemi alla:



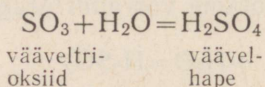
Joonis 4. Süsinikdioksiidi juhtimine baariumhüdroksiidi lahusesse.

Viimast reaktsiooni kasutatakse süsinikdioksiidi kindlakstege-
miseks. Süsinikdioksiidi juhtimisel kaltsium- või baariumhüdrok-
siidi lahustesse muutub vedelik vastavate karbonaatide moodus-
tumise tõttu häguseks (joonis 4).

Happeliste oksiidide üldiseks omaduseks on ka nende rea-
geerimine aluseliste oksiididega:



Ka reageerimine veega on happeliste oksiidide üks
keemiline omadus. Vääveltrioksiid, vääveldioksiid, süsinikdioksiid
ja teised happelised oksiidid moodustavad veega reageerimisel
happeid. Seda saab kindlaks teha lakmuse ja metüüloranži abil
(joonis 3), mis muutuvad happelises keskkonnas punaseks.



Siin ilmneb happelise oksiidi ja happe vaheline seos. Antud juhul
vääveltrioksiid moodustab väävelhappe. Väävelhappe kuumutami-
sel kulgeb aga vastupidine reaktsioon — tekib vääveltrioksiid. Sel-
les ilmneb samuti seos happelise oksiidi ja happe vahel.

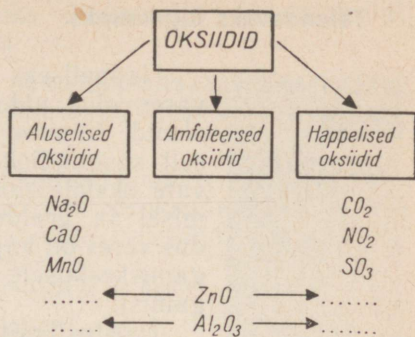
Mõned happelised oksiidid ei reageeri veega
(näiteks SiO_2 , mis kuulub liiva koostisse).

4. AMFOTEERSED OKSIIDID.

- ▶ *Amfoteerse oksiidi mõiste*
- ▶ *Oksiidide klassifikatsioon*

Mõnede metallide oksiidid reageerivad nii hapete kui ka alus-
tega, moodustades soolaid. Selliseid oksiide nimetatakse amfo-
teerseteks oksiidideks. Amfoteersed oksiidid on näiteks
tsinkoksiid (ZnO) ja alumiiniumoksiid (Al_2O_3). Reageerimisel
hapetega ilmutavad amfoteersed oksiidid aluseliste oksiididele
iseloomulikke omadusi, reageerimisel alustega aga happeliste
oksiididele iseloomulikke omadusi.

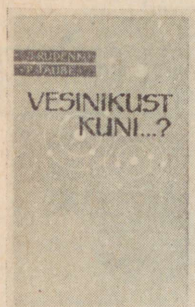
Oksiidide klassifikatsioon, mille aluseks on nende keemilised
omadused, on esitatud järgmisel skeemil:



Küsimusi ja ülesandeid.

1. Miks ei defineerita happelisi oksiide kui oksiide, mis moodustavad veega reageerimisel happeid?
2. Kuidas saab katseliselt kindlaks teha, et süsinikdioksiid on happeline ja kaltsiumoksiid aluseline oksiid?
3. On antud katseklaas lubjaveega ja klaastoru. Tõestada katseliselt, et kustutatud lubi reageerib süsinikdioksiidiga, mida sisaldab väljahingatav õhk.
4. Teostada järgmised muundamised: $Mg \rightarrow MgO \rightarrow Mg(OH)_2$. Arvutada, mitu protsenti magneesiumi on magneesiumoksiidis.
5. Arvutada 3 kmooli vääveltrioksiidi mass kilogrammides.
6. Kaltsiumhüdroksiidi reageerimisel süsinikdioksiidiga moodustus 0,25 kmooli soola. Arvutada, mitu kilogrammi kaltsiumi on selles soolakoguses. (10 kg)
7. Mitu kilomooli on 3,2 kg vääveldioksiidi?
8. Mitu mooli on 230 g lämmastikdioksiidi? (5 mooli)
9. Missuguses vääveldioksiidi koguses on niisama palju molekule kui 28,4 g lämmastikdioksiidis?
10. Difosforpentoksiidi reageerimisel kaaliumoksiidiga tekkis sool. Arvutada fosfori protsendiline sisaldus selles soolas.
11. Mitme grammi ja mitme protsendi võrra suureneb mass, kui 160 g vääveltrioksiidi reageerib veega? (36 g ja 22,5% võrra)

Täiendavaks lugemiseks.



Happeliseks oksiidiks, millega inimene igapäevases elus pidevalt kokku puutub, on süsinikdioksiid. Inimese ja loomade veres sisaldub alaliselt süsinikdioksiidi, mis tekib organismis kulgevate oksüdatsiooniprotsesside tulemusena. Hingamisel ta eraldub. Teatav süsinikdioksiidi sisaldus veres on vajalik, sest see mõjub ärritavalt hingamiskeskusele piklikus ajus, mis reguleerib hingamist.

Tööstuslikult saadakse süsinikdioksiidi kõrvalsaadusena lubja tootmisel lubjaahjus (*Loe J. Rudenko, P. Taube. Vesinikust kuni...? Tallinn, 1966, lk. 121—124.*)

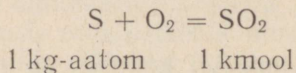
5. ARVUTUSI REAKTSIOONI VÖRRANDITE JÄRGI.

Keemilistel reaktsioonidel võrdub tekkivate ainete mass reageerivate ainete massiga. Kuna reageerivate ainete massisuhe on reaktsiooni võrrandist tulenevalt püsiv, siis saab võrrandi alusel arvutada reaktsiooni lähteainete või saaduste koguseid.

Reaktsiooni lähteainete ja saaduste massi arvutamine võrrandi järgi.

Ülesanne 1. Mitu kilogramm-aatomit väävlit kulub, et selle põletamisel moodustuks 5 kmooli vääveldioksiidi?

Lahendus. Koostame reaktsiooni võrrandi ning märgime selles väävli sümboli alla, mitu kg-aatomit väävlit reageerib võrrandi järgi (1 kg-aatom). Vääveldioksiidi valemi alla märgime, mitu kilomooli seda tekib võrrandi järgi (1 kmool):

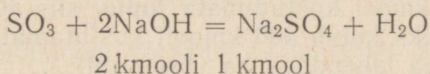


Reaktsiooni võrrandist on näha, et 1 kmooli vääveldioksiidi tekkeks kulub 1 kg-aatom väävlit. Järelikult 5 kmooli vääveldioksiidi tekkeks peab reaktsioonist osa võtma 5 kg-aatomit väävlit.

Vastus. Selleks et moodustuks 5 kmooli vääveldioksiidi, tuleb põletada 5 kg-aatomit väävlit.

Ülesanne 2. Mitu kilomooli naatriumsulfaati tekkis vääveltrioksiidi juhtimisel lahusesse, mis sisaldas 7 kmooli naatriumhüdrosiidi?

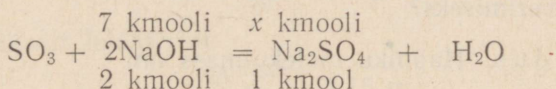
Lahendus. Koostame reaktsiooni võrrandi ja märgime valemite alla vastavalt reageeriva naatriumhüdrosiidi massi ja tekiva naatriumsulfaadi massi kilomoolides võrrandi põhjal:



Kuna reaktsiooni võrrandist on näha, et 2 kmooli naatriumhüdrosiidi reageerimisel tekib üks kmool naatriumsulfaati, siis tekib viimast kaks korda vähem ka reaktsiooni astuvast 7 kmoolist naatriumhüdrosiidist:

$$7 : 2 = 3,5 \text{ kmooli.}$$

Taolisi ülesandeid lahendatakse mõnikord ka võrde abil. Sel juhul märgitakse võrrandis valemite kohale ka antud ja otsitava aine mass vastavates massiühikutes (antud juhul kilomoolides). Otsitava aine massi märgitakse tähisega x :



$$x = \frac{7}{2} = 3,5 \text{ kmooli.}$$

Vastus. 7 kmooli naatriumhüdrosiidi reageerimisel vääveltrioksiidiga tekkis 3,5 kmooli naatriumsulfaati.

Ülesanne 3. Mitu kilomooli kustutamata lupja (CaO) tuleb võtta, et selle kustutamisel saada 29,6 t kustutatud lupja $\text{Ca}(\text{OH})_2$?

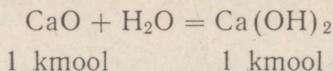
Lahendus. Leiame kaltsiumhüdrosiidi molekulmassi:

$$M_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 40 + 32 + 2 = 74$$

Leiame, mitu kilomooli on 29,6 t kustutatud lupja. Kuna kilomoolidele vastab massiühik kilogramm, siis teisendame tonnid kilogrammideks ($29,6 \text{ t} = 29\,600 \text{ kg}$) ning jagame saadud arvu ühele kilomoolile kustutamata lubjale vastava kilogrammide arvuga (74):

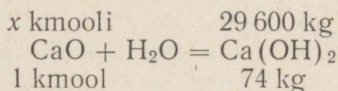
$$29\,600 : 74 = 400 \text{ kmooli.}$$

Koostame reaktsiooni võrrandi ja määrgime vastavate valemite alla andmed kilomoolides:



Kuna reaktsiooni võrrandist lähtudes kulub 1 kmooli kustutatud lubja tekkeks 1 kmool kustutamata lubja, siis 400 kmooli kustutatud lubja tekkeks kulub 400 kmooli kustutamata lubja.

Ülesannet võib lahendada ka võrde abil:



$$x = \frac{29\,600}{74} = 400 \text{ kmooli}$$

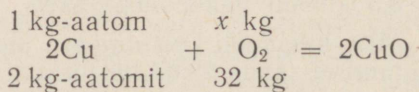
Vastus. 29,6 t kustutatud lubja saamiseks tuleb võtta 400 kmooli kustutamata lubja.

Ülesanne 4. Mitu kilogrammi hapnikku kulub 1 kg-aatomi vase oksüdeerimiseks?

Lahendus. Hapniku molekulmass on:

$$M_{\text{O}_2} = 2 \cdot 16 = 32$$

Koostame reaktsiooni võrrandi ning määrgime juurde vajalikud andmed:



Kuna 1 on 2-st 2 korda väiksem, siis ka x on 32-st 2 korda väiksem:

$$\frac{32}{2} = 16 \text{ kg}$$

Vastus. 1 kg-aatomi vase oksüdeerimiseks kulub 16 kg hapnikku.

Ülesanne 5. Mitu grammi vask(II)oksiidi ja väävelhapet kulus reaktsioonil, kui selle tulemusena tekkis 28 grammi vask(II)-sulfaati?

Lahendus. Leiame vask(II)oksiidi, väävelhappe ja vask(II)-sulfaadi molekulmassid:

$$M_{\text{CuO}} = 64 + 16 = 80$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 + 32 + 64 = 98$$

$$M_{\text{CuSO}_4} = 64 + 32 + 64 = 160$$

Koostame reaktsiooni võrrandi ja märgime valemite alla vastavad massid moolides. Otsitavate ainete massid ning antud saaduse massi märgime võrrandi kohale:



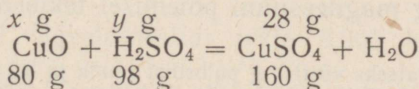
28 grammi vasksulfaati on $\frac{28}{160}$ mooli. Niisama palju moole kulub ka vask(II)oksiidi. Korrutades moolide arvu molekulmassiga, leiame et:

$$x = \frac{28 \cdot 80}{160} = 14 \text{ g}$$

Analoogiliselt leiame, et:

$$y = \frac{28 \cdot 98}{160} = 17,15 \text{ g}$$

Valemite alla võib märkida ka vastavate moolide massid grammides:



Otsitavate ainete massid leitakse järgmiselt:

$$x = \frac{28 \cdot 80}{160} = 14 \text{ g} \text{ ja } y = \frac{28 \cdot 98}{160} = 17,15 \text{ g}$$

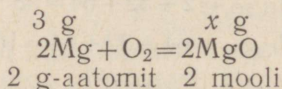
Vastus. Reaktsioonil kulus 14 g vask(II)oksiidi ja 17,15 g väävelhapet.

Ülesanne 6. Mitu grammi magneesiumoksiidi tekib 3 g magneesiumi põlemisel?

Lahendus. Leiame magneesiumoksiidi molekulmassi:

$$M_{\text{MgO}} = 24 + 16 = 40$$

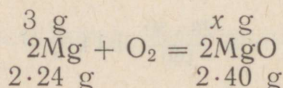
Koostame reaktsiooni võrrandi ja märgime, mitu gramm-aatomit magneesiumi reageerib ja mitu mooli magneesiumoksiidi tekib võrrandi järgi. Antud ja otsitava aine massi märgime võrrandi kohale:



Reaktsiooni võrrandist järeldub, et 1 g-aatomi magneesiumi reageerimisel tekib 1 mool magneesiumoksiidi. Seega reageerib $\frac{3}{24}$ g-aatomit magneesiumi ja tekib $\frac{3}{24}$ mooli magneesiumoksiidi. Moolide arvu korrutamisel molekulmassiga leiame massi grammides:

$$\frac{3 \cdot 40}{24} = 5 \text{ g}$$

Lahendada võib ka järgmiselt:



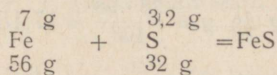
Otsitava massi leidmiseks koostame võrde ja lahendame selle:

$$\frac{3}{2 \cdot 24 \text{ g}} = \frac{x}{2 \cdot 40 \text{ g}} \quad x = \frac{3 \cdot 2 \cdot 40}{2 \cdot 24} = 5 \text{ g}$$

Vastus. 3 g magneesiumi põlemisel tekib 5 g magneesiumoksiidi.

Ülesanne 7. Katseks võeti 7 g pulbrilist rauda ja 3,2 g väävlit ning segu kuumutati. Millist ainet võeti reaktsiooniks ülehulgas ja kui palju?

Lahendus. Koostame reaktsiooni võrrandi ja märgime juurde vajalikud andmed:



Kuna 32 g väävli reageerimiseks kulub 56 g rauda, siis 3,2 g väävli reageerimiseks kulub 5,6 g rauda. Katseks aga võeti 7 g rauda. Viimast jäi seega reageerimata $7 - 5,6 = 1,4 \text{ g}$.

Vastus. Rauda oli ülehulgas 1,4 g.

Ülesanne 8. Mitu tonni kaltsiumoksiidi tekib 25 t lubjakivi kuumutamisel lubjaahjus, kui lubjakivis on 80% kaltsiumkarbonaati?

Lahendus. Kaltsiumoksiid tekib kaltsiumkarbonaadi kuumutamisel.

Leiame, kui palju on 80% 25 tonnist lubjakivist:

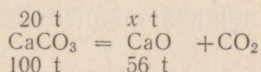
$$80\% \cdot 25 = 0,8 \cdot 25 = 20 \text{ t}$$

Leiame kaltsiumkarbonaadi ja kaltsiumoksiidi molekulmassid:

$$M_{\text{CaCO}_3} = 40 + 12 + 48 = 100$$

$$M_{\text{CaO}} = 40 + 16 = 56$$

Koostame reaktsiooni võrrandi ning märgime selles valemite alla nende ainete molekulmassidele vastavad sobivad massiühikud. Võrrandi kohale märgime antud ja otsitava aine massid:



Leiame otsitava. Kuna 20 on 100-st 5 korda väiksem, siis on ka x 56-st 5 korda väiksem:

$$x = \frac{56}{5} = 11,2 \text{ tonni}$$

Vastus. 25 t lubjakivi kuumutamisel tekib 11,2 t kaltsiumoksiidi.

Ülesandeid harjutamiseks.

1. Missuguses massivahekorras on reaktsiooni lähteaine ja saadused vask(II)hüdroksiidi lagunemisreaktsioonil?
2. Arvutada, missuguses massivahekorras on omavahel reageerivad naatriumoksiid ja vesi ning seejuures moodustuv naatriumhüdroksiid.
3. Mitu grammi vääveldioksiidi tekib 0,005 kg-aatomi väävli põlemisel?
4. Raua töötlemisel sepikojas põles ühe detaili kohta 3,36 g rauda tagiks (Fe_3O_4). Mitu grammi tagi tekkis? (4,64 g)
5. Mitu kilogrammi hapnikku kulub 2,48 kg fosfori põlemiseks?
6. Mitu liitrit vett peab osa võtma reaktsioonist 1,6 t vääveltrioksiidiga, et viimane reageeriks täielikult, moodustades väävelhappe? (360 l)
7. Mitu kilogrammi ja mis oksiidi saadakse 6 kmooli raud(III)-hüdroksiidi lagundamisel?
8. Mitu grammi hapet saadakse 1,5 mooli dilämmastikpentoksiidi reageerimisel veega? (189 g lämmastikhapet)

9. Arvutada, mitu grammi raud(III)oksiidi ja väävelhapet kulus reaktsioonil, kui selle tulemusena tekkis 16 grammi raud(III)-sulfaati.
10. Süsinikdioksiidi juhtimisel baariumhüdroksiidi lahusesse tekkis sade, mis kaalus pärast kuivatamist 3,94 g. Mitu grammi kumbagi lähteainet reageeris? (0,88 g süsinikdioksiidi ja 3,42 g baariumhüdroksiidi)
11. Mitu mooli ja mis soola saadakse kaltsiumoksiidi reageerimisel soolhappega, mis sisaldab 9 mooli vesinikkloriidi?
12. Kaltsiumhüdroksiidi lahusesse juhiti 19,2 kg vääveldioksiidi. Mitu kilomooli kaltsiumhüdroksiidi reageeris? (0,3 kmooli)
13. Mitu kilomooli alumiiniumhüdroksiidi ja lämmastikhapet kulus reaktsioonil, kui selle tulemusena moodustus 2,5 kg alumii-niumnitraati?
14. Mitu milliliitrit vett tekib 3 mooli vask(II)hüdroksiidi lagunemisreaktsioonil?
15. Vette juhiti vääveltrioksiidi. Mitu grammi vääveltrioksiidi reageeris veega, kui saadi 200 g 0,98%-list väävelhapet? (1,6 g)
16. Mitu grammi õhku kulub 7,8 g etüüni (atsetüleeni — C_2H_2) täielikuks põlemiseks, kui arvestada, et õhus on massi järgi 23% hapnikku ja reaktsiooni tulemusena tekivad H_2O ja CO_2 ? (104 g)

Põhiküsimusi oksiidide kohta.

1. Mida nimetatakse oksiidideks?
2. Kuidas koostatakse oksüdatsiooniastme alusel oksiidide valemid? Tuua näiteid.
3. Kuidas liigitatakse oksiidide nende keemiliste omaduste põhjal?
4. Tuua näiteid metalli- ja mittemetalli oksiidide nimetuste kohta.
5. Nimetada aluseliste oksiidide keemilisi omadusi. Tuua näiteid reaktsiooni võrranditena.
6. Nimetada happeliste oksiidide keemilisi omadusi. Tuua näiteid reaktsiooni võrranditena.
7. Tuua näiteid reaktsioonidest, mille tulemusena tekivad oksiidid.
8. Mis on a) kilogramm-aatom, b) kilogramm-molekul ja c) gramm-molekul? Tuua näiteid.
9. Kui palju aatomeid on ühes kilogramm-aatomis?
10. Kui palju molekule on a) ühes kilomoolis, b) ühes moolis aines?

§ 2. HAPPED.

1. ETTEVAATUSABINÕUSID HAPETEGA TÖÖTAMISEL.

Hapetel (väävel-, sool-, lämmastikhappel jt.) on söövitav toime. Eriti sööbivad on kontsentreeritud happed, seepärast tuleb nendega töötada äärmiselt ettevaatlikult. Õnnetuste vältimiseks töötatagu väikeste happetekogustega. Lauale sattunud hape tuleb kohe eemaldada, et ta ei muutuks ohtlikuks teistele õpilastele ega rikuks lauda. Kui happe pritsmed satuvad näole, kätele või riieteile, pestagu vastavat kohta viivitamatult rohke veega ja seejärel niisutagu kohe söögisooda või ammoniaagi lahjendatud lahusega, mis neutraliseerib happe. Raskemate põletuste puhul on vaja pärast esmaabi andmist pöörduda arsti poole.

2. HAPETE LIIGITUS JA NIMETUSED.

- ▶ Ühe-, kahe- ja mitmealuselised happed
- ▶ Hapnikku sisaldavad ja hapnikku mittesisaldavad happed
- ▶ Hapet moodustava elemendi oksüdatsioonaste
- ▶ Hapete nimetused

Hapeteks nimetatakse liitaineid, mis koosnevad ühest või mitmest vesiniku aatomist ja happejäägist. Erinevate hapete molekulid võivad sisaldada erineva arvu vesiniku aatomeid. Happeid liigitatakse nende koostises olevate vesiniku aatomite järgi ühealuselisteks (HCl , HNO_3), kahealuselisteks (H_2SO_4 , H_2CO_3), kolmealuselisteks (H_3PO_4) jne.

Happe aluselisust näitab asendatavate vesiniku aatomite arv happe molekulis.

Hapnikusisalduse järgi happe koostises liigitatakse happeid hapnikku sisaldavateks ja hapnikku mittesisaldavateks hapeteks (vt. tabel 1).

Happe valemi põhjal võime leida tema koostiselementide oksüdatsioonastmed. Näiteks leiame kloori oksüdatsioonastme liithappejääki sisaldavas happes — vesinikkloriidhappes (HCl). Kuna

Hapnikku sisaldavad happed	Hapnikku mittesisaldavad happed
Lämmastikhape — HNO_3	Vesinikkloriidhape ehk soolhape — HCl
Lämmastikushape — HNO_2	Vesinikbromiidhape — HBr
Väävelhape — H_2SO_4	Vesinikjodiidhape — HI
Väävlihape — H_2SO_3	Vesinikfluoriidhape — HF
Süsihape — H_2CO_3	Divesiniksulfiidhape — H_2S
Ränihape — H_4SiO_4	
Fosforhape — H_3PO_4	

elementide oksüdatsiooniastmete summa ühendis võrdub nulliga ja vesiniku o.-a. on +1, siis kloori o.-a. on -1:



Samal viisil leitakse elementide oksüdatsiooniastmed ka teistes liithappejääki sisaldavates hapetes (HBr , HI , H_2S jt.).

Määrame nüüd hapet moodustava elemendi — väävli oksüdatsiooniastme liithappejääki sisaldavas happes — väävelhappes (H_2SO_4). Vesiniku (+1) ja hapniku (-2) oksüdatsiooniastmed on meil teada. Kirjutame need valemis olevate elementide sümbolite kohale ning sümbolite alla oksüdatsiooniastmete summad:

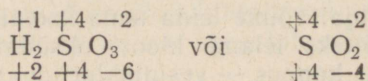


Kuna ühendi kõigi elementide oksüdatsiooniastmete summa võrdub nulliga, siis väävli o.-a. on +6.

Väävli oksüdatsiooniastme väävelhappes võime leida ka happele vastavast oksiidist (SO_3), milles väävli o.-a. väärtus on niisama suur kui happes:



Leiame samal viisil väävli oksüdatsiooniastme veel väävlihappes (H_2SO_3):



Selgub, et väävli o.-a. väävlishappes ja sellele vastavas oksiidis on +4. Väävli oksüdatsiooniate on kõige kõrgem väävelhappes ja sellele vastavas oksiidis (+6) ning sel puhul räägitakse väävli kõrgeimast oksüdatsiooniasimest.

Elemendi suurimat oksüdatsiooniatet ühendis nimetatakse ka tema kõrgeimaks ehk maksimaalseks oksüdatsiooniasimeks.

Hapnikku sisaldavate ja mittesisaldavate hapete nimetused tuletatakse erinevalt.

Hapnikku sisaldavate hapete nimetus tuletatakse enamasti hapet moodustava elemendi nimetuse järgi. Näiteks:

Tabel 2.

Happe valem	Hapet moodustav element	Nimetus
H ₂ SO ₄	väävel	väävelhape
HNO ₃	lämmastik	lämmastikhape
H ₃ PO ₄	fosfor	fosforhape
H ₄ SiO ₄	räni	ränihape

Juhul kui hapet moodustava elemendi oksüdatsiooniate on maksimaalsest väiksem, lisatakse elemendi nimetusele omastavas käändes täht «s». Näiteks väävlishape (H₂SO₃), milles väävli o.-a. ei ole +6 (nagu väävelhappes), vaid +4, või lämmastikushappes (HNO₂), milles lämmastiku o.-a. ei ole +5 (nagu lämmastikhappes), vaid +3.

Hapnikku mittesisaldavate hapete nimetus tuletatakse hapet moodustava aine nimetusest, millele lisatakse sõna «hape». Näiteks vesinikbromiidi (HBr), vesinikkloriidi (HCl), divesiniksulfiidi (H₂S) lahustumisel vees tekivad vastavalt vesinikbromiidhape, vesinikkloriidhape (soolhape), divesiniksulfiidhape jt.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Milline on antud hapete happejäak ja kui suur on selle oksüdatsiooniate: H₃PO₄, H₂S, HNO₃, H₂CO₃, HClO₃, H₄P₂O₇, HCl, H₄SiO₄.
2. Pärast nahale sattunud happe eemaldamist veega niisutatakse nahka söögisooda lahusega. Miks ei tohi kasutada naatrium- või kaaliumhüdroksiidi lahust?

3. On antud neli katseklaasi, milledes on: a) naatriumkloriidi lahus, b) lahjendatud soolhape, c) vesi ja d) naatriumhüdrosiidi lahus. Teha kindlaks, millises katseklaasis asub iga nimetatud aine.
 4. Tõestada katseliselt, et vesinik kuulub soolhappe koostisse. Mitu kilogrammi vesinikku eraldub, kui tsingiga reageerib 3 kmooli soolhapet?
- . . .
5. Mitu protsenti hapnikku on lämmastikhappes?
 6. Arvutada, mitu kilogrammi fosforit on 588 kg fosforhappes. (186 kg)
 7. Mitmes grammis väävelhappes on niisama palju vesinikku nagu 189 g lämmastikhappes? (147 g)
 8. Mitu grammi väävelhapet ja vett on vaja võtta 40 g 4%-lise väävelhappe lahuse valmistamiseks? (1,6 g H_2SO_4 ja 38,4 g vett)
 9. Mitu grammi soola tekib 10 g magneesiumoksiidi reageerimisel väävelhappega?
 10. Võrrelda massilt 3 kmooli fosforhapet ja 3 kmooli väävelhapet.
 11. Mis sool ja kui suure koguses tekib lämmastikhappe reageerimisel 2,24 g kaltsiumoksiidiga? (6,56 g $Ca(NO_3)_2$)
- . . .
12. Mitu grammi vesinikku eraldub, kui tsingiga reageerib 30 g 12%-list soolhapet, oletades, et hape reageerib täielikult. (0,099 g)
 13. Kas piisab 400 g 49%-lisest väävelhappest reageerimiseks 161,5 g vask(II)oksiidiga? (Ei piisa)
 14. Lahusele, mis sisaldas 0,4 mooli kaaliumhüdrosiidi, lisati lahust, mis sisaldas 0,4 mooli väävelhapet. Missugune on tekkinud lahuse reaktsioon?
 15. Mitu liitrit süsinikdioksiidi (1 l CO_2 mass normaaltingimustel on 1,96 g) tekib 10 g magneesiidi kuumutamisel, kui magneesiit sisaldab 94% magneesiumkarbonaati ($MgCO_3$)? (2,51 l)

Täiendavaks lugemiseks.



Vanasti, kui koolis õpitava materjali paremaks meeldejätmiseks seati see riimi, oli väävelhappe kohta pähe õppida:

«Haa-kaks-ess-oo-neli,
väävelhape — lõngaõli.»

Rahvakeeles kutsuti väävelhapet lõngaõliks, kuna ta on õlitaoline vedelik ning leidis tugevasti lahjendatud kujul kasutamist villa, villase lõnga ja riide värvimisel happevärvidega, kangaste uhtmisel jm.

Lõngaõli kasutati juba väga ammu ka raviotstarbel — võeti sisse maomahla alahappesuse puhul. Tänapäeval kasutatakse sel otstarbel teist mineraalhapet — keemiliselt puhast ja tugevasti lahjendatud soolhapet.

Mineraalhappeid (väävel-, sool-, lämmastik-, väävlis- ja hapet jt.) leidub looduses väga harva, orgaanilisi happeid aga laialdaselt. Viimastest on tuntumateks sidrunhape, etaanhape ehk äädikhape, õunhape, piimhape, sipelghape, oblikhape, askorbiinhape (C-vitamiin) jt. (*Loe J. Rudenko, P. Taube. Vesinikust kuni...? Tallinn, 1966, lk. 123—126; R. Ristlaan, F. Tepfor. Keemia meie kodudes. Tallinn, 1964, lk. 23—29.*)

3. HAPETE KEEMILISED OMADUSED.

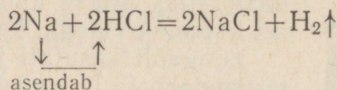
Nimetus «hape» tuleneb sellest, et hapetel on hapu maitse. Hästi tunneme õunhappe, sidrunhappe ja äädikhappe haput maitset. Hapud on aga ka mineraalhapete lahused. Seejuures peame meeles, et maitsta võib ainult tugevasti lahjendatud happeid (näiteks 4—5 tilka kontsentreeritud väävelhapet klaasi vee kohta).

Happed on koondatud ühte anorgaaniliste ainete klassi nende ühiste omaduste alusel (toime indikaatoritesse, reageerimine metallide, aluste, aluseliste oksiidide ja sooladega).

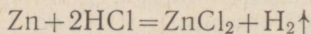
Hapete reageerimine metallidega.

- ▶ Reaktsioonide sõltuvus metallide keemilisest aktiivsusest
- ▶ Reaktsioonide sõltuvus hapete tugevusest

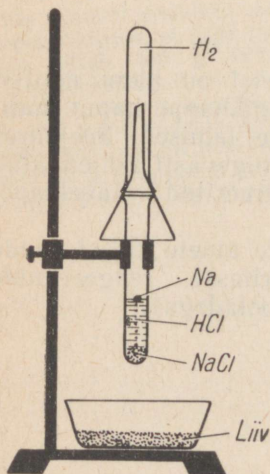
Reageerimine metallidega on hapete üldine keemiline omadus. Metallidega reageerivad nii lahjendatud kui ka kontsentreeritud happed. Seejuures moodustub vastava happe sool. Hästi on soola teket näha kontsentreeritud soolhappe reageerimisel leelismetall naatriumiga (joonis 5):



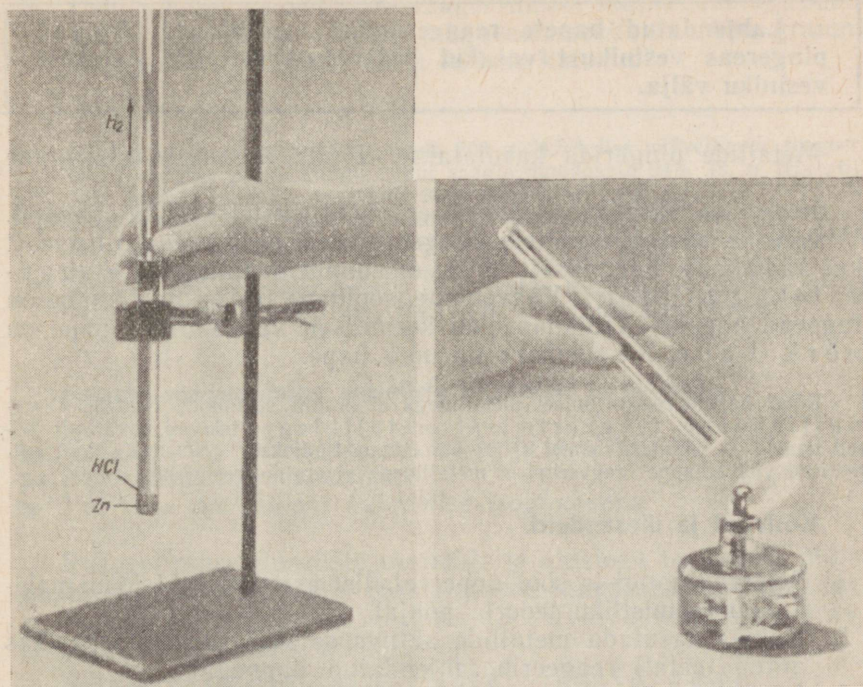
Järgnevalt peatume lahjendatud hapete reageerimisel metallidega. Leelismetallid reageerivad oma suure keemilise aktiivsuse tõttu hapetega eriti energiliselt. Nende katsete puhul esineb plahvatusoht. Vähemaktiivsete metallidega kulgeb reaktsioon rahulikult. Näiteks tsingi reageerimisel lahjendatud soolhappega, kusjuures tekivad sool ja vesinik:



Metallide ja lahjendatud hapete vahelisel asendusreaktsioonil tekib sool ja eraldub vesinik.



Joonis 5. Naatriumi reageerimine kontsentreeritud soolhappega.



Joonis 6. Vesiniku kogumine ja tõestamine.

Kõik metallid ei reageeri aga hapetega, näiteks vask, hõbe jt.

Selleks et saada ülevaadet, millised metallid reageerivad hapetega, tõrjudes neist vesiniku välja, kasutatakse metallide pingerida ehk metallide aktiivsuse rida. Selles on metallid järjestatud keemilise aktiivsuse alusel. Vesinik, mis on paigutatud ritta metallide vahele, jaotab rea kaheks: temast vasakul paiknevad metallid tõrjuvad, paremal paiknevad aga ei tõrju vesinikku lahjendatud hapetest välja:

K Ca Na Mg Al Zn Fe Sn Pb H Cu Hg Ag Au

metallide keemilise aktiivsuse vähenemise suund

Lahjendatud hapete reageerimisel metallidega tõrjuvad pingereas vesinikust vasakul paiknevad metallid hapetest vesiniku välja.

Metallide pingerida kasutatakse ainult asendusreaktsioonide puhul.

Keemilise aktiivsuse poolest erinevad üksteisest ka happed. Väävel- ja soolhape näiteks reageerivad tsingiga energilisemalt kui äädikhape. Keemiliselt aktiivseid happeid nimetatakse tugevateks hapeteks. Väävelhape, soolhape ja lämmastikhape on tugevad happed. Äädikhape kui keemiliselt väheaktiivne hape on nõrk hape. Ka süsihape on nõrk hape.

Kõigi hapete reageerimisel metallidega ei eraldu vesinikku. Näiteks lämmastikhappe reageerimisel metallidega tekivad tavaliselt teised gaasid — lämmastikoksiid (NO) või lämmastikdioksiid (NO₂). Ka kontsentreeritud väävelhappe reageerimisel metallidega ei eraldu vesinikku.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Seletada tsingi ja soolhappe vahelist asendusreaktsiooni molekulaar-atomistliku teooria põhjal.
2. Kuidas kasutada metallide aktiivsuse rida otsustamiseks, kas antud metall reageerib lahjendatud happega?
3. Lähtudes väävelhappest saada vesinikku ja arvutada, mitu grammi hapet kulub 0,1 mooli vesiniku saamiseks.
4. On antud kaks katseklaasi: ühes on soolhape, teises vesi. Määrata, kummas katseklaasis on vesi, kuid seda teha mitte lahuse maitsmisega ega indikaatorite kasutamisega, vaid teisiti. (Määramiseks vajalik aine on kandikule valmis pandud.)
5. Mitu liitrit vesinikku (1 l vesiniku mass normaaltingimustes on 0,09 g) eraldub 3,6 g alumiiniumi reageerimisel vajaliku hulga soolhappega?
6. Mitu grammi vesinikku võib saada 50 g 28,61%-lise soolhappe reageerimisel vajaliku hulga kaltsiumiga? (0,39 g)
7. Mitu grammi fosforhapet ja magneesiumi peavad reageerima, et tekiks 13,6 g magneesiumfosfaati?
8. Jootevedeliku valmistamiseks pandi granuleeritud tsinki reageerima lahjendatud soolhappega. Seejuures eraldus 1 g vesinikku. Mitu grammi tsinki reageeris? (32,5 g)

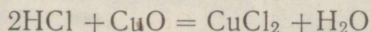
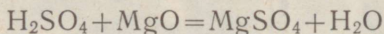
9. Lahjendatud väävelhappe reageerimisel magneesiumiga saadi lahus, mis sisaldas 4,8 g magneesiumsulfaati. Mitu grammi 20% -list väävelhapet oleks selleks kulunud?
10. Mitu grammi vesinikku võib saada 200 g 24,5% -lise väävelhappe reageerimisel vajaliku hulga tsingiga, kui saagis moodustab 94% (s. o. teoreetilisest hulgast saadakse tegelikult 94% vesinikku)? (0,94 g)
11. Reaktsiooniks alumiiniumiga kasutati lahjendatud väävelhapet, mis valmistati laboratooriumis olemasolevast 96% -lisest väävelhapest. Tekkis 6,84 g soola. Mitu grammi 96% -list väävelhapet vajati? (6,13 g)
12. Mitu grammi vesinikku eraldub, kui happega reageerib 10 grammi sulamit «elektron», mis sisaldab 93% Mg, 5,4% Al ja 1,6% Zn? (0,84 g)

Hapete reageerimine aluseliste oksiidide ja alustega.

- ▶ Reageerimine aluseliste oksiidide ja alustega
- ▶ Neutralisatsioonireaktsioon
- ▶ Vee teke reaktsiooni kulgemise tingimusena

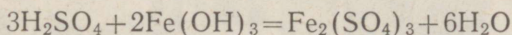
Reageerimine aluseliste oksiidide ja alustega on hapete üldine keemiline omadus. Nende reaktsioonide tulemusena moodustuvad vastavad soolad ja vesi. Lahuste kuivaksaurustamisel võime eraldada soolad tahke aina.

Reageerimine aluseliste oksiididega:

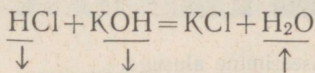


Viimase reaktsiooni puhul võib soola tekke üle otsustada selle järgi, et vedelik muutub helesiniseks. Niisugune värvus on vask(II)kloriidi lahusel.

Reageerimine alustega:



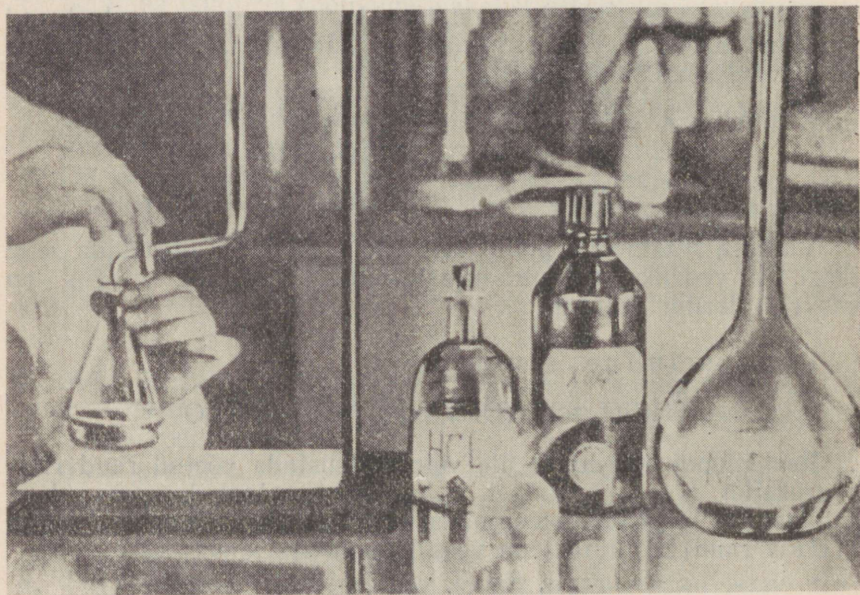
Reaktsiooni kulgemise üle võime otsustada võetud raud(III)-hüdrosiidi (vees praktiliselt lahustumatu alus) koguse pideva kahanemise järgi reaktsiooninõus, kuni seda sinna enam ei jäägi. (Tekkiv raud(III) sulfaat on vees lahustuv.)



Soolhappe ja kaaliumhüdroksiidi vahelise reaktsiooni olemus seisneb selles, et happesvesinik reageerib aluse hüdroksiidrühmaga, moodustades vee. Tekkiv kaaliumkloriid jääb lahusesse, andes neutraalse keskkonnaga lahuse. Happe ja aluse vahelist reaktsiooni nimetatakse seepärast neutralisatsioonireaktsiooniks.

Neutralisatsioonireaktsioon on vahetusreaktsiooni üks eriliike, mille puhul reageerivad hape ja alus ning moodustuvad sool ja vesi.

Kui lisada alust (leelise lahust) happe lahusele, siis viimase happelised omadused nõrgenevad pidevalt, kuni tekib neutraalne keskkond, mis aluse edasisel lisamisel läheb üle aluseliseks. Keskkonna muutumist tehakse kindlaks indikaatorite abil. Selleks lisatakse neutraliseeritavale lahusele mõned tilgad indikaatori lahust. Kui lahuse värvus muutub lisatava aluse lahuse viimasest tilgast, siis on happe mõju praktiliselt neutraliseeritud. Happe



Joonis 7. Hapete neutraliseerimine alusega.

lisamisel alusele otsustatakse samal viisil aluse mõju neutraliseerituse üle.

Vee teke neutralisatsioonireaktsioonil on reaktsiooni kulgemise tingimuseks.

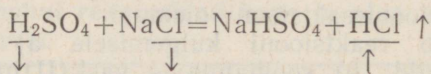
Küsimusi ja ülesandeid.

1. Milles seisneb naatriumhüdrokksiidi ja väävelhappe vahelise neutralisatsioonireaktsiooni olemus?
2. Mis osutab reaktsiooni kulgemisele a) väävelhappe ja vask(II)oksiidi, b) soolhappe ja vask(II)hüdrokksiidi vahel?
3. Mille poolest vahetusreaktsioon erineb asendusreaktsioonist? Tuua näiteid.
4. On antud vastava happe ja aluse vesilahused. Saada neist lähtudes naatriumkloriidi ning arvutada, mitu grammi vastavat hüdrokksiidi kulub lahuse valmistamiseks, mis neutraliseeriks happe lahuses, milles sisaldub 6 mooli hapet.
5. Lähtudes magneesiumoksiidist saada magneesiumnitraati. Arvutada, mitu grammi magneesiumnitraati tekib, kui reaktsiooniks võtta 8 g magneesiumoksiidi.
6. Arvutada, mitu kilogrammi naatriumhüdrokksiidi kulub reaktsioonil väävelhappega, kui reaktsiooni tulemusena tekib 0,25 kmooli soola.
7. Mitu kilomooli vask(II)hüdrokksiidi peab reageerima väävelhappega, et tekiks 0,64 kmooli vask(II)sulfaati?
8. Kui palju väävelhapet kulub 200 g 10%-lise naatriumhüdrokksiidi lahuse neutraliseerimiseks? (24,5 g)
9. Mitu grammi 20%-list naatriumhüdrokksiidi lahust asendab väävelhappe neutraliseerimisel 2,8 g kaaliumhüdrokksiidi sisaldava lahuse? (10 g 20%-list NaOH)
10. Lahusele, mis sisaldas 1,48 g kaltsiumhüdrokksiidi, lisati lahust, mis sisaldas 2,6 g lämmastikhapet. Mitu grammi ja missugust soola saadi? (3,28 g kaltsiumnitraati)

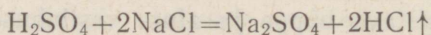
Hapete reageerimine sooladega.

- ▶ Reaktsiooni kulgemise tingimused
- ▶ Reaktsioonide tähtsus

Kui tahkele naatriumkloriidile lisada kontsentreeritud väävelhapet ja soojendada, siis eraldub terava lõhnaga gaas — vesinikkloriid (HCl):

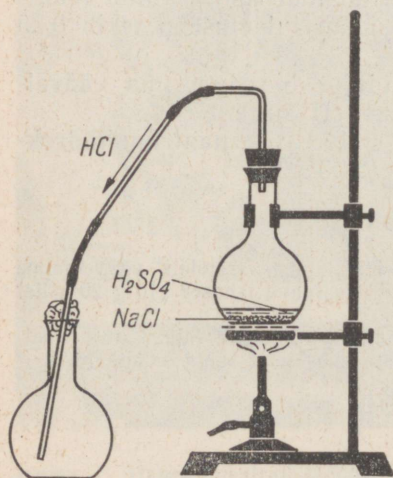


Reaktsiooni teise produktina moodustub nendes tingimustes vesiniksool — naatriumvesiniksulfaat (NaHSO_4). Kõrgel temperatuuril (700°C juures) moodustub aga lihtsool (Na_2SO_4):

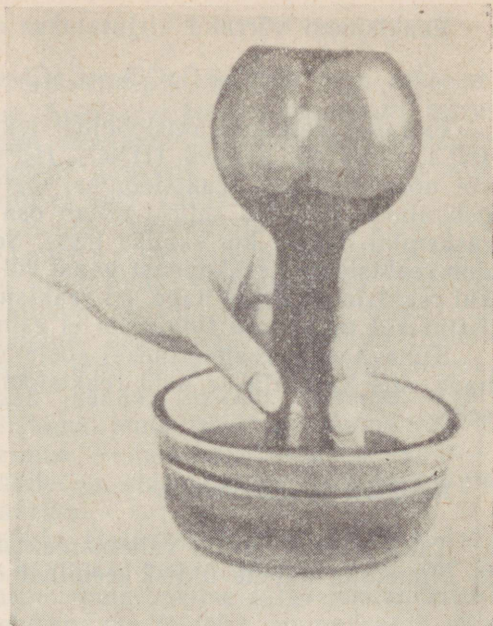


Toodud vahetusreaktsiooni olemus seisneb selles, et väävelhape kui tugev ja raskesti lenduv hape tõrjub vesinikkloriidi kui gaasi (lendub) kloriididest välja.

Niiske õhuga kokkupuutumisel moodustab vesinikkloriid udupilve, mis koosneb soolhappe väikestest tilgakestest. Joonisel 8



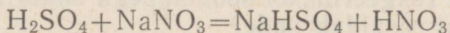
Joonis 8. Kontsentreeritud väävelhappe reageerimine naatriumkloriidiga.



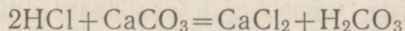
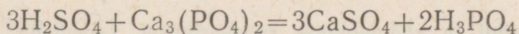
Joonis 9. Vesinikkloriid lahustub vees väga hästi.

on kujutatud laboratoorne katseseade vesinikkloriidi saamiseks ja kogumiseks. Viies vesinikkloriidiga täidetud kolvi suudmeosa vette, tungib vesi kolbi. Kui vett juhtida kolbi läbi peeneks tõmmatud otsikuga toru, siis moodustub fontään (joonis 9). Katsetest järeldub, et vesinikkloriid lahustub vees väga hästi. Nimetatud reaktsiooni kasutatakse vesinikkloriidi ja väikese koguse lahjendatud soolhappe saamiseks laboratoorselt. Varem kasutati seda reaktsiooni soolhappe saamiseks ka tööstuslikult.

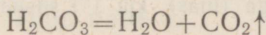
Toome ka teisi näiteid hapete reageerimise kohta sooladega:



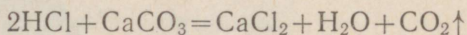
naatrium-
vesinik-
sulfaat



Süsihappe laguneb veeks ja süsinikdioksiidiks:



Reaktsiooni võrrand kirjutatakse seetõttu järgmiselt:



Esitatud vahetusreaktsioonidel tekivad ühe produktina gaasid (HCl , CO_2) või happed (HNO_3 , H_3PO_4 jt.), mis on lenduvamad või nõrgemad kui reaktsiooniks võetud happed. Reaktsioon kulgeb ainult siis, kui sellest võtab osa hape, mis on tugevam või raskemini lenduv kui saadav hape. See, et üks produktidest eraldub reaktsiooni keskkonnast gaasi või auruna või on nõrgem hape kui reaktsiooni astuv hape, on reaktsiooni kulgemise põhjustajaks. Juhul kui nimetatud tingimusi ei esine, reaktsioon ei kulge.

Kuna hapete reageerimisel sooladena tekivad uus sool ja uus hape, siis kasutatakse neid reaktsioone soolade ja hapete saamiseks.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Tuua näiteid õpitud vahetusreaktsioonide kohta.
2. Nimetada hapete üldisi keemilisi omadusi.
3. Saada sool soolhappe toimel hõbenitraadisse (AgNO_3). Mitu grammi hõbedat sisaldub 2,87 g täiesti kuivas sademes? Milline on saadud soola lahustuvus vees? (Hõbenitraadi lahust võtta katseks vaid 1—2 tilka!)
4. Saada soolhappe reageerimisel marmoriga (koosneb põhiliselt kaltsiumkarbonaadist) süsinikdioksiidi ja tõestada kahe erineva reaktiiviga, et saadud gaas on süsinikdioksiid. Kirjutada vastavate reaktsioonide võrrandid.
5. Hõbenitraadi reageerimisel soolhappega saadi 3,6 g sadet. Kui palju hõbedat sisaldab sade?
6. Väävelhappe reageerimisel kaltsiumfosfaadiga saadi 3 kmooli fosforhapet. Mitu kilogrammi kaltsiumfosfaati reageeris? (465 kg)
7. Baariumkloriidi ja väävelhappe reageerimisel sademena tekkinud aines sisaldus 8 g väävlit. Milline kogus sadet tekkis ja kui palju kulus reaktsioonil väävelhapet? (58,25 g sadet ja 24,5 g H_2SO_4)
8. Mitu liitrit süsinikdioksiidi tekib 500 g 58,8%-lise väävelhappe reageerimisel kaltsiumkarbonaadiga (liias), kui 1 l süsinikdioksiidi mass on 1,96 g? (67,2 l)

Täiendavaks lugemiseks.



Soolhapet tundsid juba alkeemikud. Soolhapet toodeti meresoola (mereveest saadavat puhastamata naatriumkloriidi nimetati meresoolaks) kuumutamisel koos väävelhappega.

Saksa keemik ja arst Johann Glauber sai soolhapet 1648. a. niiske keedusoola kuumutamisel sütel ja eralduva suitsu kondenseerimisel. Ta nimetas seda hapet soolapiirituseks. Olles truu oma põhimõtetele kõigest kasu saada, hakkas Glauber igati ülistama tema poolt avastatud «soola vaimu» — soolhapet kui suurepärasest äädik- ja sidrunhappe asendajat kulinarias.

Ta soovitas: «Et valmistada (toiduks) kanapoega, tuvi- või vasikaliha maitsetl teravas kastmes, pannakse liha koos või ja võrtsidega vette, siis lisatakse sinna maitse järgi soolapiiritust (soolhapet). Nii viisi võib pehendada ja teha suurepäraselt söödavaks kõige vintskeema looma- või vana kana liha.»

Glauber soovitas soolhapet ka puuvilja konserveerimiseks, piimast kohupiima valmistamiseks ja mineraalide lahustamiseks. «Soolapiiritust» uuris inglise keemik J. Priestley, kes nimetas selle soolhappeks. (Loe J. Rudenko, P. Taube. *Vesinikust kuni...?* Tallinn, 1966, lk. 128; S. Spauszus. *Retk anorgaanilise keemia maailma*. Tallinn, 1971, lk. 71—74.)

Soolhape on tugev hape ning mõjub söövitavalt orgaanilistele ainetele. Seepärast on tema kasutamine koduses majapidamises ohtlik. Tugevasti lahjendatud ja keemiliselt puhast soolhapet tarvitatakse mao alahappesuse puhul, kuid üksnes arsti vastava korralduse kohaselt.

Põhiküsimusi hapete kohta.

1. Mis on happed?
2. Nimetada tähtsamad happed ja nende valemid.
3. Mida nimetatakse happejäägiks?
4. Kuidas liigitatakse happeid a) vesinikusisalduse, b) hapnikusisalduse järgi. Tuua näiteid.

5. Tuua näiteid hapet moodustava elemendi oksüdatsiooniastme määramise kohta happe valemi põhjal.
6. Nimetada happelisi oksiide, mis vastavad hapnikku sisaldavatele hapetele. Võrrelda hapet moodustava elemendi oksüdatsiooniastet happe ja sellele vastavas oksiidis.
7. Millega reageerivad happed? Tuua näiteid reaktsiooni võrranditena.
8. Milliste teile tuntud indikaatoritega tehakse kindlaks happelist keskkonda? Milliseks muutub seal indikaatorite värvus?
9. Mis on neutralisatsioonireaktsioon? Tuua näiteid reaktsiooni võrranditena.
10. Mille poolest vahetusreaktsioon erineb asendusreaktsioonist?
11. Kuidas kasutada metallide pingerida, et otsustada, kas antud metalli ja lahjendatud happe vahel reaktsioon kulgeb?
12. Missugused õpitud hapetest on a) tugevad, b) nõrgad happed? Tuua näiteid.
13. Milliseid ettevaatusabinõusid tuleb arvestada hapetega töötamisel? Mida teha, kui nahale või riietele satub hapet?

§ 3. HÜDROKSIIDID EHK ALUSED.

1. ETTEVAATUSABINÕUSID LEELISTEGA TÖÖTAMISEL.

! Leelised söövitavad nahka, paberit, riiet ja mõningaid teisi aineid. Seepärast nimetati leelisi varem sööbeleelisteks. Eriti tugeva söövitava toimega on naatrium- ja kaaliumhüdroksiid. Kui nende lahust satub riidele, muutub see pudedaks ja tekivad augud. Puit ja paber muutuvad nende toimel kollaseks ja rabedaks. Nahale sattudes tekitavad nad raskesti paranevaid haavu.

Naatriumhüdroksiidi ning ammoniaagi vesilahuse sattumisel silma ähvardab pimedaksjäämine. Silma võib naatriumhüdroksiid sattuda näiteks tema peenestamisel. Seepärast peab tahke naatriumhüdroksiidi peenestamisel kandma kaitseprille.

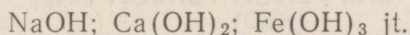
Söövitav on ka kaltsiumhüdroksiid. Seepärast ei tohi lubimõrti kunagi käega puudutada.

Leelistega tuleb töötada ettevaatlikult, eriti kangete lahustega. Kui leeliste vesilahuste pritsmed satuvad nahale või riidele, tuleb nad kohe veega maha pesta. Pesta tuleb seni, kuni leelistega kokkupuutunud koht ei tundu enam sõrmedele libedana. Seejärel niisutada leelise kokkupuutunud kohta lahjendatud äädikhappe (2—3%-lise) või sidrunhappe lahusega.

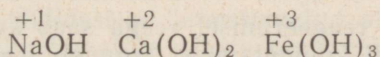
2. ALUSTE LIIGITUS JA SAAMINE.

- ▶ *Hüdroksiidrühm ja aluste üldised omadused*
- ▶ *Leelised ja vees praktiliselt lahustumatud alused*
- ▶ *Leeliste ja lahustumatute aluste saamine*
- ▶ *Sademe teke vahetusreaktsiooni kulgemise põhjusena*

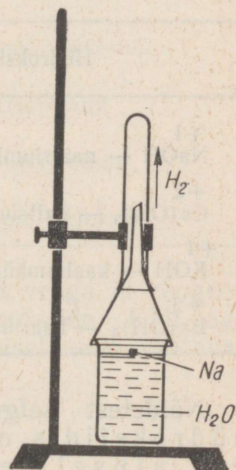
Alusteks ehk hüdroksiidideks nimetatakse liitaineid, milles metalli aatom on seotud ühe või mitme hüdroksiidrühmaga. Näiteks:



Eeltoodust järeldub, et hüdroksiidrühma oksüdatsiooniaste on -1 , sest naatriumi oksüdatsiooniaste ühendites on $+1$, kaltsiumil $+2$ ja raual $+3$. Seega hüdroksiidrühmade arvu aluste koostises määrab alust moodustava metalli oksüdatsiooniaste:



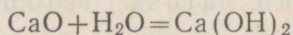
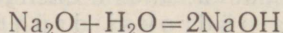
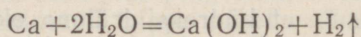
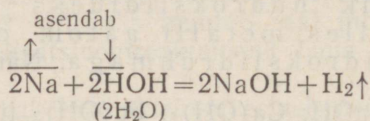
Aluseid liigitatakse vees lahustuvuse järgi leelisteks (lahustuvad vees) ja lahustumatuteks alusteks (praktiliselt vees ei lahustu).



Joonis 10. Naatriumi reageerimine veega.

Tähtsamad leelised on NaOH, KOH, Ca(OH)₂ ja Ba(OH)₂. Leelised on valged tahked ained. Kuumutamisel lagunevad kaltsium- ja baariumhüdroksiid vastavaks oksiidiks ja veeks, naatrium- ja kaaliumhüdroksiid ei lagune aga isegi tugeval kuumutamisel.

Leelised tekivad aktiivsete (pingerea alguses paiknevate) metallide ja nende oksiidide reageerimisel veega:



Kaltsiumoksiidi reageerimisel veega saab kaltsiumhüdroksiidi. Kaltsiumhüdroksiidi kuumutamisel laguneb see kaltsiumoksiidiks ja veeks. Seepärast nimetatakse kaltsiumoksiidi kaltsiumhüdroksiidile vastavaks oksiidiks ja kaltsiumhüdroksiidi kaltsiumoksiidile vastavaks hüdroksiidiks. Tabelis 3 on toodud tähtsamate leeliste ning neile vastavate oksiidide valemid ja nimetused.

Tabel 3.

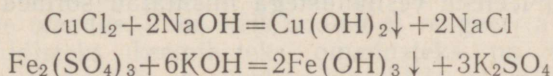
Hüdroksiid	Hüdroksiidile vastav oksiid
+1 NaOH — naatriumhüdroksiid	+1 Na ₂ O — naatriumoksiid
+2 Ca(OH) ₂ — kaltsiumhüdroksiid	+2 CaO — kaltsiumoksiid
+1 KOH — kaaliumhüdroksiid	+1 K ₂ O — kaaliumoksiid
+2 Ba(OH) ₂ — baariumhüdroksiid	+2 BaO — baariumoksiid

Näidetest selgub, et metalli oksüdatsiooniate hüdroksiidis on niisama suur kui temale vastavas aluselises oksiidis.

Lahustumatud alused on mitmesuguse värvusega fahked ained. Vask(II)hüdrosiid on sinine, raud(III)hüdrosiid — pruun, kroom(III)hüdrosiid — roheline jne.

Lahustumatud alused ei moodusta vees aluselist keskkonda, mistõttu neid ei saa indikaatorite abil kindlaks määrata, nagu seda tehakse leelistega.

Lahustumatuid aluseid saadakse leeliste reageerimisel vees lahustunud sooladega:



Leeliste reageerimine sooladega on oma olemuselt vahetusreaktsioon. Selle reaktsiooni praktiline väärtus seisneb selles, et saadakse uus sool ja uus alus — lahustumatu alus. **Reaktsioon kulgeb seetõttu, et üks tekkivatest ainetest on praktiliselt lahustumatu ning eraldub sademena.**

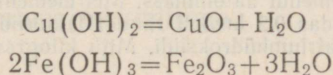
Leelised aktiivsete metallide sooladega (NaCl , K_2SO_4 jt.) ei reageeri, sest ei moodustu sademena eralduvat ainet.

Enamik hüdrosiididest on lahustumatud alused. Tabelis 4 on toodud mõnede lahustumatute aluste ning neile vastavate oksiidide valemid ja nimetused.

Tabel 4.

Hüdrosiid	Hüdrosiidile vastav oksiid
+3 $\text{Al}(\text{OH})_3$ — alumiiniumhüdrosiid	+3 Al_2O_3 — alumiiniumoksiid
+2 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — vask(II)hüdrosiid	+2 CuO — vask(II)oksiid
+3 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — raud(III)hüdrosiid	+3 Fe_2O_3 — raud(III)oksiid
+3 $\text{Cr}(\text{OH})_3$ — kroom(III)hüdrosiid	+3 Cr_2O_3 — kroom(III)oksiid

Lahustumatutele alustele vastavad oksiidid veega ei reageeri ega moodusta sel viisil neile vastavaid hüdrosiide. Küll aga moodustuvad lahustumatute aluste kuumutamisel neile vastavad oksiidid:



Küsimusi ja ülesandeid.

1. Nimetada indikaatoreid, mille abil määratakse lahuste aluse-
list keskkonda. Milliseks muutub selles indikaatorite värvus?
2. Lähtudes valemitest määrata metalli oksüdatsiooniaste järg-
mistes alustes: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$,
 $\text{Fe}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Missugused on nende hüdroksi-
idide nimetused?
3. Miks on leeliste vesilahustega niisutatud sõrmed libedad?

.
4. On antud kaks tahket ainet — naatriumkloriid ja naatrium-
hüdroksiid. Määrata need ja arvutada, kummas aines on
naatriumi protsendiline sisaldus suurem.
5. Saada vahetusreaktsioonil raud(III)hüdroksiidi ja eraldada
see filtri abil. Mitu grammi rauda on 321 g raud(III)hüd-
roksiidis?
6. On antud vask, vesi, naatriumhüdroksiidi lahus, vask(II)-
oksiid ja vask(II)sulfaadi lahus. Saada vask(II)hüdroksiidi
ja arvutada, kui palju lähteaineid on vaja 3 kmooli vask(II)-
hüdroksiidi saamiseks.

.
7. Mitmes kilogrammis alumiiniumhüdroksiidis on 0,02 kg-
aatomit alumiiniumi?
8. Arvutada, mitmes kilogrammis kaltsiumhüdroksiidis on
3 kg-aatomit kaltsiumi. (222 kg)
9. Mitu kilomooli on 1,12 t kaaliumhüdroksiidi?
10. Arvutada, millises kaltsiumhüdroksiidi koguses on 5 kmooli
ainet. (370 kg)
11. Mitu kilogrammi 5%-list vask(II)sulfaadi lahust tuleb võtta,
et naatriumhüdroksiidi abil saada 0,4 kmooli vask(II)hüd-
roksiidi?
12. Arvutada, mitu kilogrammi 20%-list naatriumhüdroksiidi
lahust on vaja selleks, et alumiiniumsulfaadist tekiks 0,03
kmooli alumiiniumhüdroksiidi. (18 kg)

.
13. Mitme protsendi võrra on sademesse läinud aine, mis on saadud kustuta-
tud lubja reageerimisel süsinikdioksiidiga, raskem kustutatud lubjast?
(35,1%)
14. Elemendi oksiid, milles elemendi oksüdatsiooniaste on +3, sisaldab 30%
hapnikku. Leida elemendi aatommass. Mis element see on?
15. Lahusele, mis sisaldas 0,2 kmooli raud(III)kloriidi, lisati lahus, mis sisal-
das 0,24 kmooli naatriumhüdroksiidi. Mitu kilogrammi raud(III)hüdroksiidi
tekkis? (8,56 kg)

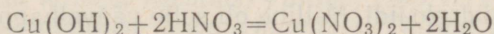
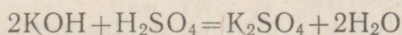
3. ALUSTE REAGEERIMINE HAPETE JA HAPPELISTE OKSIIDIDEGA.

- ▶ Aluste üldised keemilised omadused
- ▶ Soola ja vee moodustumine aluste reageerimisel hapete ning happeliste oksiididega

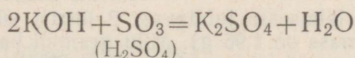
Seni oleme tutvunud vees lahustuvate aluste (leeliste) omadusega reageerida sooladega. Nimetatud keemiline omadus ei ole aluste üldine omadus, kuna kõik soolad ei reageeri alustega.

Aluste üldisteks keemilisteks omadusteks on reageerimine hapetega (neutralisatsioonireaktsioon) ning happeliste oksiididega.

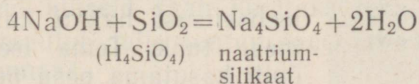
Nii leelised kui ka lahustumatud alused reageerivad hapetega, kusjuures tekivad sool ja vesi:



Aluse reageerimisel happelise oksiidiga moodustuvad samuti sool ja vesi. Seejuures tekib oksiidile vastava happe sool:



Reaktsioonid leelise ja vees mittelahustuva happelise oksidi vahel toimuvad vaid kõrgematel temperatuuridel. Näitena toome reaktsiooni naatriumhüdroksiidi ja looduses esineva liiva (SiO₂) vahel:

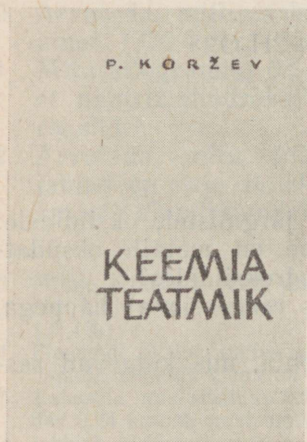


Küsimusi ja ülesandeid.

1. Nimetada hüdroksiidid, mis vastavad järgmistele oksiididele: Na₂O, CaO, Fe₂O₃, FeO, CuO. Milline on metalli oksüdatsiooniaste vastavates oksiidides ja hüdroksiidides?
2. Mis ühist on reaktsioonidel, kus alus reageerib a) happega, b) happelise oksiidiga?
3. Tuua näiteid vahetusreaktsioonide kohta, mis kulgevad raskesti lahustuva aluse tekkimisega.

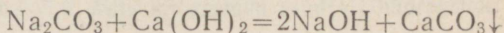
4. Saada sool happelise oksiidi reageerimisel alusega. Arvutada metalli protsendiline sisaldus selles soolas.
 5. Saada vask(II)hüdrosiidist lähtudes vastav oksiid. Arvutada, mitu protsenti vaske on selles oksiidis.
 6. Saada sool vesinikkloriidhappe neutraliseerimisel naatriumhüdrosiidiga. Arvutada, mitu grammi naatriumhüdrosiidi kuulub reaktsioonil, et tekiks 1,5 mooli soola.
- . . .
7. Kui palju naatriumhüdrosiidi on 200 g 0,1%-lises naatriumhüdrosiidi lahuses?
 8. Kummas aines on rohkem rauda, kas 60 g raud(III)hüdrosiidis või 60 g raud(II)hüdrosiidis?
 9. Väävelhappe neutraliseerimiseks kulus selline hulk kaaliumhüdrosiidi, mis sisaldas 58,5 g kaaliumi. Kui palju väävelhappet neutraliseeriti?
 10. 25 g lahjendatud väävelhappe neutraliseerimiseks kulus 1 g naatriumhüdrosiidi. Milline oli selle väävelhappe lahuse protsendiline kontsentratsioon? (4,9%-line)
- . . .
11. Mitme protsendi võrra suureneb kustutamata lubja mass tema kustutamisel? (32,1% võrra)
 12. Baariumhüdrosiidi lahusesse juhitud 2 liitrit süsinikdioksiidist reageeris 75%. (1 l CO₂ mass on 1,96 g). Mitu grammi baariumhüdrosiidi võttis reaktsioonist osa ja mitu grammi ainet tekkis sademe näol? (11,5 g Ba(OH)₂ ja 13,1 g ainet sademe näol)

Täiendavaks lugemiseks.



Üks vanemaid aineid, mille leotise leeliselisust hakati kasutama, oli taimede tuhk. Tema leeliselisi omadusi õpiti kasutama pesu pesemisel ja pleegitamisel. Niisugune leelis oli küllalt kallis. Hiljem sai tuhk lähteaineks potase valmistamisele, mida vajati seebi ja klaasi tootmiseks.

Tänapäeval laialdaselt kasutatava naatriumhüdrosiidi tootmine toimub naatriumkloriidi vesilahuse elektrolüüsil. Vanemaks menetluseks on sooda vesilahuse ja kustutatud lubja reageerimine keetmisel:





Sellise töötlemise tulemusena muutub sooda sööbivaks, nn. kaustiliseks soodaks (see nimetus, mis on laialdaselt kasutusel naatriumhüdroksiidi kohta tehnikas, tähendab sööbivust; seega — söövitav sooda).

Juba Plinius märkis, et Egiptuses muudeti soodat (seda ammutati Egiptuse soodajärvedest) aktiivsemaks sel teel, et teda töödeldi põletatud lubjaga. Araablaste ja läänemaade alkeemikud oskasid hästi valmistada «kaustilist kaaliumi» (s. t. kaaliumhüdroksiidi) lubja abil. Tööstuslikult hakati soodat tootma 18. sajandi lõpul. (Loe P. Koržev. *Keemia teatmik*. Tallinn, 1963, lk. 265—269; A. Arna, E. Arumeel. *Lihtsaid katseid keemias*. Tallinn, 1960, lk. 43—45; S. Spauszus. *Reik anorgaanilise keemia maailma*. Tallinn, 1971, lk. 75—80.)

Põhiküsimusi aluste kohta.

1. Mida nimetatakse alusteks?
2. Kuidas liigitatakse aluseid? Tuua näiteid.
3. Kuidas tuletatakse hüdroksiidide nimetused a) püsiva oksüdatsiooniastmega metalli, b) muutuva oksüdatsiooniastmega metalli puhul? Tuua näiteid.
4. Missuguseid aluseid saab kindlaks teha indikaatorite abil?
5. Milliseks muutub teile tuntud indikaatorite värvus leeliselises keskkonnas?
6. Tuua reaktsiooni võrrandite varal näiteid aluste keemiliste omaduste kohta.
7. Missugust aatomite rühma nimetatakse hüdroksiidrühmaks? Kui suur on tema oksüdatsiooniaste?
8. Kuidas saadakse a) leelisi, b) lahustumatuid aluseid? Tuua näiteid reaktsiooni võrranditena.
9. Kuidas anda esmaabi naha söövitamise korral leeliste lahustega?
10. Millist reaktsiooni nimetatakse neutralisatsioonireaktsiooniks? Tuua näiteid reaktsiooni võrrandina.
11. Mis toimub alustega nende kuumutamisel? Missugused alused on erandiks?

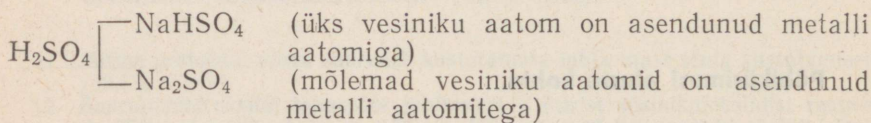
§ 4. SOOLAD.

1. SOOLADE LIIGITUS JA NIMETUSED.

- ▶ Lihtsoolad, vesiniksoolad, hüdroksiidsoolad ja kaksiksoolad
- ▶ Soolade liigitamine metalli ja happejäägi järgi
- ▶ Soolade nimetuste tuletamine a) püsiva oksüdatsiooniastmega metalli, b) muutuva oksüdatsiooniastmega metalli puhul
- ▶ Vesinik-, hüdroksiid- ja kaksiksoolade nimetuste tuletamine

Sooladeks nimetatakse liitaineid, milles metalli aatomid on seotud happejääkidega.

Soola võib vaadelda ainaena, mis on tekkinud happevesiniku asendamisel metalliga. Hapete puhul, mille molekulides on enam kui üks happevesinik, võib vesiniku asendamine toimuda osaliselt või täielikult. Sellest sõltuvalt tekivad erinevad soolad. Väävelhapest võivad tekkida järgmised soolad:

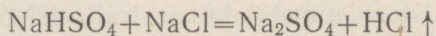


Soolasid, mis koosnevad metalli aatomitest ja vesiniku aatomit (või aatomeid) sisaldavatest happejääkidest, nimetatakse vesiniksooladeks (happelisteks sooladeks).

Naatriumvesiniksulfaat (NaHSO_4) kuulub vesiniksoolade hulka. Vesiniksoolaks on ka sool, mida me tunneme igapäevasest elust söögisoodana (NaHCO_3). Vesiniksoolasid võivad moodustada vaid mitmealuselised happed. Soolhape (HCl) ja lämmastikhape (HNO_3) kui ühealuselised happed vesiniksoolasid ei moodusta.

Happevesiniku täielikul asendumisel metalliga moodustuvad lihtsoolad. Naatriumsulfaat (Na_2SO_4) on lihtsool.

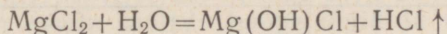
Vesiniksoolade koostises olev vesinik võib keemilise reaktsiooni tulemusena samuti metalliga asenduda, seejuures tekib lihtsool, näiteks:



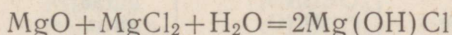
naatrium-
vesinik-
sulfaat

naatrium-
sulfaat

Tuntakse ka hüdroksoiidsoolasid (aluselisi soolasiid). Üks lihtsamaid, magneesiumhüdroksoiidkloriid $[Mg(OH)Cl]$ tekib osaliselt näiteks magneesiumkloriidi vesilahuse aurustamisel:



See hüdroksoiidsool moodustub ka magneesiumoksiidist ja magneesiumkloriidi kontsentreeritud lahusest valmistatud massi seismisel. Mass tardub hüdroksoiidsoola tekkimise tõttu:



Seda segu kasutatakse magnesiaaltsemendi nimetuse all sidematerjalina luiskude, käiade, veskikivide jm. valmistamisel.

Mineraal malahhiit koosneb peamiselt hüdroksoiidsoolast — vask(II)hüdroksoiidkarbonaadist $[Cu_2(OH)_2CO_3]$. Seda helerohele pulbrilist ainet kasutatakse koolis lagunemisreaktsiooni demonstreerimisel.

Esineb soolasid, mille koostisse kuulub kaks erinevat metalli. Neid soolasid nimetatakse kaksiksooladeks. Selliseks kaksiksoolaks on näiteks kaaliumalumiiniumsulfaat-12-vesi ehk maarjas ehk maarjajää $[KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O]$. Maarjas tekib kaaliumsulfaati (K_2SO_4) ja alumiiniumsulfaati $[Al_2(SO_4)_3]$ sisaldavast lahusest kristalliseerimisel. Maarjast kasutatakse suurtes kogustes naha parkimisel, peitsina puuvillase riide värvimisel jm. Maarjast kasutatakse ka habemeajamisel tekkinud kriimustuste puhul verdsulgeva vahendina.

Keemia laboratooriumides paiknevad soolad kappides rühmiti enamasti neis sisalduva metalli (või ka happejäägi) järgi.

Metalli järgi rühmitamisel asetatakse näiteks kõik kaltsiumi soolad ($Ca_3(PO_4)_2$, $CaCl_2$, $CaSO_4$ jt.) omaette, naatriumi soolad (Na_3PO_4 , $NaCl$, Na_2SO_4 jt.) omaette jne.

Happejäägi järgi rühmitamisel asetatakse soolhappe soolad ehk kloriidid ($AlCl_3$, $NaCl$ jt.) omaette, vävelhappe soolad ehk sulfaadid ($CaSO_4$, Na_2SO_4 jt.) omaette jne.

Tabelis 5 on antud tähtsamate hapete soolade nimetused ning laboratooriumides kemikaalidena enamkasutatavate soolade valemid.

Püsiva oksüdatsiooniastmega metalli puhul oksüdatsiooniastme suurust soola nimetusse ei märgita. Näiteks:

$AlCl_3$ — alumiiniumkloriid,

$CaCO_3$ — kaltsiumkarbonaat,

Tabel 5.

Happe nimetus	Happe valem	Soola nimetus	Näide soolast (valemina)
Väävelhape	H_2SO_4	sulfaat	Na_2SO_4
Väävlihape	H_2SO_3	sulfit	Na_2SO_3
Divesiniksulfiidhape (Väävelvesinikhape)	H_2S	sulfiid	K_2S
Süsihape	H_2CO_3	karbonaat	$CaCO_3$
Lämmastikhape	HNO_3	nitraat	$AgNO_3$
Lämmastikushape	HNO_2	nitrit	$NaNO_2$
Fosforhape	H_3PO_4	fosfaat	$Ca_3(PO_4)_2$
Ränihape	H_4SiO_4	silikaat	Na_4SiO_4
Vesinikkloriidhape (Soolhape)	HCl	kloriid	$ZnCl_2$
Vesinikbromiidhape	HBr	bromiid	$NaBr$
Vesinikjodiidhape	HI	jodiid	KI
Vesinikfluoriidhape	HF	fluoriid	CaF_2

$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ — naatriumkarbonaat-10-vesi.

Muutuva oksüdatsiooniastmega metalli puhul märgitakse soola nimetusse metalli oksüdatsiooniaste rooma numbriga. Näiteks:

$FeCl_2$ — raud(II)kloriid,

$FeCl_3$ — raud(III)kloriid,

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ — vask(II) sulfaat-5-vesi.

Vesiniksoolade nimetustes lisatakse metalli nimetuse järele sõna «vesinik». Näiteks:

$NaHSO_4$ — naatriumvesiniksulfaat,

$KHCO_3$ — kaaliumvesinikkarbonaat,

Na_2HPO_4 — naatriumvesinikfosfaat.

Mitmealuseliste hapete vesiniksoolade puhul, mis sisaldavad enam kui ühe vesiniku aatomi, nimetatakse ka vesiniku aatomite arv:

NaH_2PO_4 — naatriumdivesinikfosfaat.

Hüdrosiidsoolade nimetustes lisatakse metalli nimetuse järele sõna «hüdrosiid». Näiteks:

$Mg(OH)Cl$ — magneesiumhüdrosiidkloriid,

$Cu_2(OH)_2CO_3$ — vask(II)hüdrosiidkarbonaat.

Kaksiksoolade nimetustes märgitakse kõigepealt mõlemad metallid, millele järgneb happejäagi nimetus. Näiteks:

$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ — kaaliumalumiiniumsulfaat-12-vesi.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Missuguste hapete soolade valemid on esitatud: KCl , Na_2SO_3 , KHCO_3 , Al_2S_3 , $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, NaHSO_4 ? Millised on nende soolade happejäägid ja mitme aluseliste hapete happejäägid nad on?
2. Tuletada soolade nimetused alljärgnevate valemite põhjal:

K_2SO_4	ZnSO_4	Na_3PO_4	KHS
NaNO_3	MgCO_3	CuSO_4	FeS
FeSO_4	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	BaCO_3	K_4SiO_4
AgCl	AlCl_3	MgSO_3	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
NaHCO_3	Na_2HPO_4	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	KHSO_4

Kui suur on metalli oksüdatsiooniasend nendes soolades?

3. On antud lahjendatud soolhape, naatriumhüdroksiidi lahus, indikaatorpaber ning vajalikud vahendid. Saada naatriumkloriidi tahkel kujul. Arvutada kloori protsendiline sisaldus naatriumkloriidis.
4. Kaltsiumhüdroksiidist lähtudes saada kaltsiumkarbonaati. Arvutada, mitu kilogrammi kaltsiumhüdroksiidi on vaja 0,001 kmooli kaltsiumkarbonaadi saamiseks.
5. Difosforpentoksiidiga reageeris 0,6 kmooli naatriumhüdroksiidi. Mitu kilogrammi naatriumfosfaati tekkis?
6. Mitu kilogrammi difosforpentoksiidi kulub 0,5 kg 12%-lise naatriumhüdroksiidi lahuse kohta, kui seejuures tekib naatriumfosfaat? (35,5 g)
7. Arvutada, mitu kilogrammi kaltsiumhüdroksiidi kulub 180 kg 10%-lise lämmastikhappe neutraliseerimiseks.
8. Süsinikdioksiidi juhtimisel lubjavette tekkis 0,2 kmooli kaltsiumkarbonaati. Mitu kilogrammi kaltsiumhüdroksiidi võttis reaktsioonist osa? (14,8 kg)
9. Kumas soolas sisaldub rohkem rauda, kas 1,5 tonnis raud(II)kloriidis või 1 tonnis raud(III)nitraadis?
10. Mitu grammi 25%-list naatriumhüdroksiidi lahust tuleb võtta, et naatriumhüdroksiidi reageerimisel vääveltrioksiidiga tekiks 35,5 g soola? (80 g)
11. Raudvitrioli 5—8%-lisi lahuseid kasutatakse viljapuude ja marjapõõsaste pritsimiseks. Kui palju seda soola ja vett on

vaja 500 kg 5%-lise raudvitrioli lahuse valmistamiseks? (25 kg raudvitrioli ja 475 l vett).

12. Mitu grammi kaaliumhüdroksiidi kulub 20 g 20%-lise lämmastikhappe neutraliseerimiseks? (3,6 g)
13. 100 g lubjakivi kuumutamisel saadi 40 g süsinikdioksiidi. Mitu protsenti kaltsiumkarbonaati sisaldab lubjakivi? (90,9%)

2. SOOLADE OMADUSED.

Füüsikalised omadused.

- ▶ *Olek ja värvus*
- ▶ *Lahustuvus vees*
- ▶ *Lahustuvuse tabeli (vt. lk. 196) kasutamine*

Enamik soolasid on valged kristalsed ained. Mõnede metallide ja mõnede hapete sooladel on aga iseloomulik värvus. Kaaliumpermanganaadi (KMnO_4) kristallid on tumelillad, kaaliumdikromaadi ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) kristallid — oranžid, raud(III)kloriid moodustab kollakaspruuni kristalse massi, vask(II)hüdroksiidkarbonaat [$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$] on heleroheleline, vask(II)sulfaat-5-vesi moodustab siniseid kristalle jne.

Soolade lahustuvus vees on väga mitmesugune. Paljud soolad praktiliselt vees ei lahustu, teised aga lahustuvad vees väga hästi. Alljärgnevas tabelis on toodud andmeid tähtsamate soolade lahustuvuse kohta.

Tabel 6.

Soolad	Soolade lahustuvus vees
Lämmastikhappe soolad Soolhappe soolad	Kõik on hästi lahustuvad. Enamik on hästi lahustuvad. Vähe lahustuv on PbCl_2 . Raskesti lahustuv on AgCl .
Väävelhappe soolad	Enamik on hästi lahustuvad. Vähe lahustuv on CaSO_4 . Raskesti lahustuvad on BaSO_4 ja PbSO_4 .
Süsihappe soolad	Hästi lahustuvad on naatriumi ja kaaliumi soolad.
Fosforhappe soolad	Hästi lahustuvad on naatriumi ja kaaliumi soolad.

Praktiliselt kõik naatriumi ja kaaliumi soolad on vees hästi lahustuvad.

Õpiku lisa on esitatud soolade ja aluste lahustuvuse tabel. Seda, kas vastav sool või alus lahustub, lahustub vähesel määral või praktiliselt ei lahustu, märgitakse vastavalt tähistega *l*, *vl* ja *e*. Lahter lahustuvust näitava tähisega leitakse nii nagu vajalik ruut malelual — see asub metalli sümbolist tõmmatud püstjoone ja happejäägist või hüdroksiidrühmast tõmmatud põikjoone ristumiskohal.

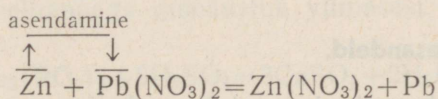
Keemilised omadused.

Soolade keemilistest omadustest käsitleme nende reageerimist metallide, hapete, leeliste ja sooladega. Seejuures tutvustame ka reaktsioonide kulgemise tingimusi.

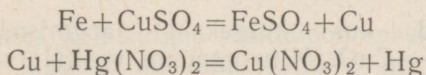
Soolade reageerimine metallidega.

- ▶ *Asendusreaktsioon soola ja metalli vahel*
- ▶ *Metallide pingerea kasutamine nende reaktsioonide puhul*

Kui asetada plii(II)nitraadi lahusesse tsingitükikesi, tekivad mõne aja pärast viimaste pinnale läikivad plii kristallikesed. Toimuv kinnitab, et tsink reageerib plii(II)nitraadiga:



Lihtained esinevad metalli (tsingi) aatomid asendavad lihtaine koostises olevaid metalli (plii) aatomeid. Seega toimub asendusreaktsioon, mille tulemusena moodustuvad uus sool ja uus metall. Asendusreaktsioonid toimuvad ka järgmiste metallide ja soolade vahel:



Soovides aga panna reageerima näiteks raud(II)sulfaati ja vaske, tsinknitraati ja pliid või vask(II)nitraati ja elavhõbedat, me reaktsiooni tunnuseid ei tähelda.

Katsed tõestavad, et mitte iga metall ei suuda mistahes metalli tema soolast välja tõrjuda ega asendada. Asendamine on tingitud metallide erinevast keemilisest aktiivsusest.

K Ca Na Mg Al Zn Fe Sn Pb /H/ Cu Hg Ag Au

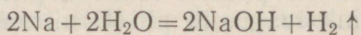
metallide keemilise aktiivsuse vähenemise suund

Metall tõrjub pingereas temale järgnevad metallid nende sooladest välja, kuid ei tõrju välja temale eelnevaid metalle.

Näiteks tsink tõrjub soolade lahustest välja raua, tina, plii, vase, elavhõbeda, hõbeda ja kulla, kuid ei tõrju välja kaaliumi, kaltsiumi, naatriumi, magneesiumi ja alumiiniumi. Vask aga tõrjub soolade lahustest välja elavhõbeda, hõbeda ja kulla, kuid ei ole võimeline välja tõrjuma tsinki, raua jt. metalle, mis asetsevad metallide aktiivsuse reas temast vasakul.

Metallide pingerea kasutamisel reaktsioonide läbiviimiseks ja reaktsiooni võrrandite kirjutamiseks tuleb silmas pidada, et vaid metall lihtainena saab asendada teist metalli tema ühendis (asendusreaktsioon).

Pingerea alguses paiknevad metallid (K, Ca, Na) vesilahustes ei tõrju sooladest teisi metalle välja, sest nad reageerivad veega, moodustades leelisi:



Küsimusi ja ülesandeid.

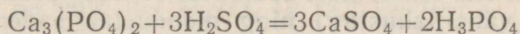
1. Milles seisneb soola ja metalli vaheline asendusreaktsioon molekulaar-atomistliku teooria põhjal?
2. Seletada metallide pingerea tähtsust reaktsioonide kulgemisele.
3. Mis toimub, kui tsingitükk asetada vask(II)sulfaadi lahusesse?
4. Teha katsed, kus kulgeksid järgmised reaktsioonid: $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuO}$. Mitu grammi vask(II)sulfaati oli lahuses, kui 8 g raua tõrjus sellest välja kogu vase?
5. Eraldada hõbenitraadist puhas hõbe. Mitu kilogrammi puhast vaske kulub 0,1 kg-aatomi hõbeda väljatõrjumiseks hõbenitraadi lahusest?

6. Arvutada, mitu kilogrammi vask(II)nitraati oli lahuses, kui 13 kilogrammi tsinki tõrjus sellest välja kogu vase.
7. Arvutada, mitu grammi elavhõbe(II)nitraati oli lahuses, kui 12,8 g vaske tõrjus sellest välja kogu elavhõbeda. (65 g)
8. Mitu kilogrammi tsinki on vaja 1,5 kg-aatomi plii väljatõrjumiseks plii(II)nitraadi lahusest?
9. Arvutada, mitu kilogrammi rauda on vaja 0,3 kg-aatomi vase väljatõrjumiseks vask(II)kloriidi lahusest. (16,8 kg)
10. Mitu kilogrammi tsinki, mis sisaldab 9% lisandeid (Pb, Cu jt.), on suuteline plii(II)nitraadi lahusest välja tõrjuma 0,1 kg-aatomit pliid? (7,14 kg)
11. Mitu grammi vesinikku eraldub 1,3 g tsingi toimet lahusest, mis sisaldab 3,5 g väävelhapet? (0,04 g)
12. Oksiid, milles hapnikuga ühinenud elemendi oksüdatsiooniaste on +3, sisaldab 47,1% hapnikku. Leida elemendi aatommass. Mis element see on?

Soolade reageerimine hapete, leeliste ja sooladega.

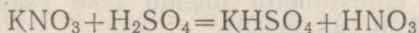
- ▶ *Hapete erinev tugevus reaktsiooni põhjusena*
- ▶ *Vahetusreaktsioonide kulgemise tingimused*

Juba vanast ajast tuntakse reaktsioone, kus toimub lenduvamate või nõrgemate hapete väljatõrjumine sooladest vähem lenduvate või tugevamate hapete poolt. Näiteks kaltsiumfosfaadi reageerimisel väävelhappega moodustub viimasest nõrgem hape — fosforhape:

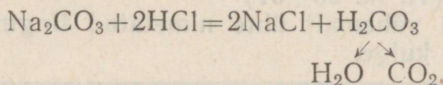


Vastupidiselt (kaltsiumsulfaadi ja fosforhappe vahel) aga reaktsioon ei kulge, sest fosforhape on väävelhappest nõrgem hape ega suuda teda ta sooladest välja tõrjuda.

Kaaliumnitraadist tõrjub väävelhape välja endast lenduvama happe — lämmastikhappe:

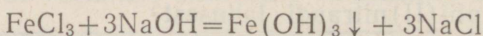
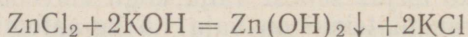


Järgmises näites aga kulgeb reaktsioon seetõttu, et tekib eba-püsiv hape, mis laguneb süsinikdioksiidiks ja veeks:



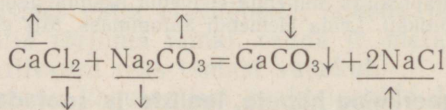
Nimetatud vahetusreaktsioone kasutatakse mitmete hapete ja soolade saamiseks. (Hapete reageerimist sooladega käsitletakse ka lk. 38—40.

Vahetusreaktsioon võib kulgeda ka soola ning leelise vahel, kui sool on vees lahustuv. Näiteks:



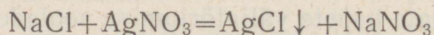
Neid reaktsioone kasutatakse lahustumatute aluste saamiseks. (Leeliste reageerimist sooladega käsitletakse ka lk. 45.)

Vahetusreaktsioon võib kulgeda ka kahe soola vahel. Kaltsiumkloriidi ja naatriumkarbonaadi (sooda) lahuste kokkuvalamisel kulgeb näiteks reaktsioon järgmise võrrandi kohaselt:



Reaktsiooninõusse moodustub valge sade — kaltsiumkarbonaat.

Hõbenitraadi lahuse lisamisel naatriumkloriidi lahusele läheb sademesse hõbekloriid (AgCl):



Sooladevahelised vahetusreaktsioonid kulgevad vesilahustes ja ainult siis, kui üks tekkivatest sooladest on vees praktiliselt lahustumatu (või vähe lahustuv) ning moodustab sademe. Andmeid soolade lahustuvuse kohta võime leida soolade ja aluste lahustuvuse tabelist (vt. lk. 181).

Oleme käsitlenud kolme tingimust, millal vahetusreaktsioonid kulgevad:

- 1) praktiliselt lahustumatu ühendi teke (sademe moodustumine) (vt. lk. 45 ja 58)
- 2) gaasilise aine või siis reaktsiooniks võetud happest lenduvama või nõrgema happe teke (vt. lk. 38—40)
- 3) vee teke (vt. lk. 35—37)

Juhul kui vähemalt ühte nimetatud tingimust ei esine, reaktsioon ei kulge.

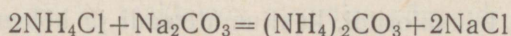
Vahetusreaktsioonid kulgevad paljude soolade, hapete ja aluste saamisel.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Millistel juhtudel sooladevahelised vahetusreaktsioonid kulgevad?
2. Kasutades soolade ja aluste lahustuvuse tabelit, leida a) misugune plii sool tuleks võtta, et selle reageerimisel väävelhappega saada pliisulfaati, b) misugune naatriumi sool tuleks võtta, et selle reageerimisel baariumkloriidiga tekiks sade?
3. On antud tsinkkloriidi, kaaliumnitraadi ja hõbenitraadi lahused. Saada tsinknitraati. Eraldada tekkiv lahustumatu sool.
4. On antud granuleeritud tsink, kaaliumhüdroksiidi lahus ja lahjendatud soolhape. Saada tsinkhüdroksiidi.
5. Baariumkloriidi ja väävelhappe reageerimisel sisaldus sademena saadud aines 1,2 g väävlit. Mitu grammi lahustumatut ainet tekkis?
6. Hõbenitraadi reageerimisel soolhappega sademena saadud aine sisaldas 2,7 g hõbedat. Mitu grammi lahustumatut ainet tekkis? (3,59 g)
7. Kui palju 20%-list väävelhapet kulub reaktsioonil baariumkloriidiga, et tekiks 0,1 kmooli baariumsulfaati? Mitu kilogrammi baariumi sisaldub saadavas baariumsulfaadi koguses? (49 kg 20%-list H_2SO_4 ja 13,7 kg Ba)
8. Karusmarjapõõsaste pritsimiseks kasutatakse 0,5%-list sooda (Na_2CO_3) lahust. Kui palju soodat ja vett on vaja 2 ämbritäie sellise lahuse valmistamiseks (1 ämbritäie mass on 12 kg)?
9. Kui palju kristallsoodat ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$) kulub reaktsiooniks lahuses oleva 4,9 g väävelhappega (reaktsiooni tulemusena tekib Na_2SO_4)? (14,3 g)
10. Valmistati lahus 27 g kristallsoodast ja 73 g veest. Milline on naatriumkarbonaadi protsendiline kontsentratsioon saadud lahuses? (10%)

Täiendavaks lugemiseks.

Juba vanad roomlased oskasid toota raua-, vase-, plii-, tina- ja elavhõbedasoolasid. Merevee aurustamisel said nad nn. mere-soola, mis sisaldab peamiselt naatriumkloriidi. Araabia alkeemik Geber kasutas põrgukivi (hõbenitraati), salmiaaki (ammooniumkloriidi, NH_4Cl), vask- ja raudvitrioli, potast (kaaliumkarbonaati) ja soodat. Lääne alkeemia saavutas veelgi rohkem. Õpiti paremini tundma naatriumkloriidi, salpeetrit (kaaliumnitraati) ja teisi soolasid. Rohkesti oli õnnestumisi soolade saamisviiside avastamisel. Ammooniumkarbonaati näiteks saadi varem roiskunud uriini destilleerimisel, hiljem aga salmiaagi ja sooda segu kuumutamisel:

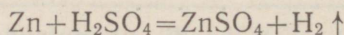


Alkeemikud arendasid edasi laboratoorset tehnikat. Paremini õpiti tundma soolade ja teiste ainete omadusi ning saamisviise. Sooladele leiti uusi kasutusalasid nii meditsiinis kui ka igapäevases elus ja tööstuses. (*Loe S. Spauszus. Retk anorgaanilise keemia maailma, Tallinn, 1971, lk. 81—84; R. Ristlaan, F. Teppor. Keemia meie kodudes. Tallinn, 1964, lk. 29—35.*)

3. SOOLADE SAAMINE.

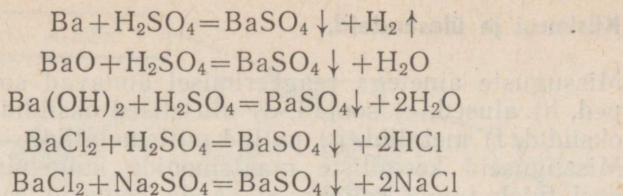
- ▶ *Lähteainete valimisest soolade saamisel*
- ▶ *Soolade saamisviise kujutav skeem*

Anorgaaniliste ainete keemiliste omaduste tundmine võimaldab õigesti valida lähteaineid soolade saamiseks. Näiteks tsinksulfaadi (ZnSO_4) saamiseks valime metall tsingi ja lahjendatud väävelhappe, kuna tsink aktiivse metallina tõrjub happest vesiniku välja:



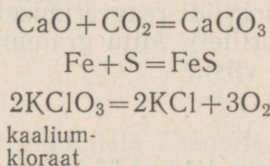
Vask(II)sulfaati analoogilisel viisil toota ei saa, sest vask asub metallide pingereas vesinikust tagapool ega reageeri lahjendatud väävelhappega.

Järelikult ei ole võimalik saada kõiki soolasid ühel viisil. Küll aga võib ühte soola saada mitmel erineval viisil. Baariumsulfaat näiteks tekib järgmistel viisidel:



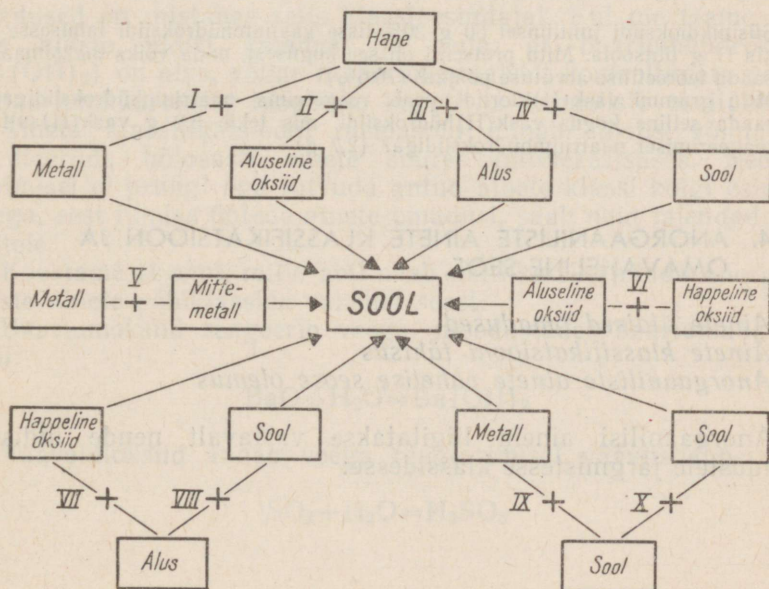
Viimases näites võiks naatriumsulfaadi asemel kasutada mitmeid teisi lahustuvaid sulfaate (MgSO_4 , ZnSO_4 jt.), mis ainult happejäägiga Cl ei moodusta sadet (nagu Ag_2SO_4).

Peale asendus- ja vahetusreaktsioonide moodustuvad soolad ka ühinemis- ning lagunemisreaktsioonides. Näiteks



Reaktsioone, mille tulemusena tekib sool, vaadeldakse tavaliselt soolade saamisviisidena.

Järgmine skeem annab ülevaate soolade tähtsamatest saamisviisidest:



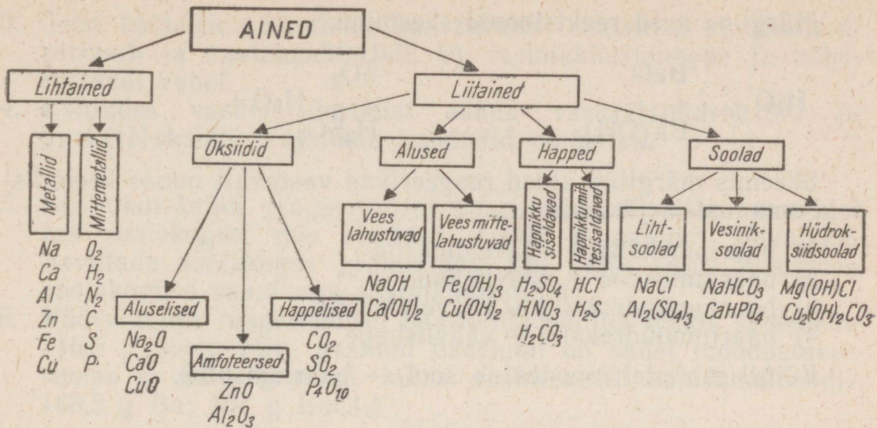
Küsimusi ja ülesandeid.

1. Missuguste ainetega reageerimisel annavad soolasid a) happed, b) alused, c) soolad, d) aluselised oksiidid, e) happelised oksiidid, f) metallid, g) paljud mittemetallid?
2. Missuguseid keemiliste reaktsioonide kulgemise seaduspärasusi tuleb tunda selleks, et saada soolasid a) asendusreaktsiooni, b) vahetusreaktsiooni abil? Tuua näiteid reaktsiooni võrranditena.
.
3. Saada sool lähtudes väävlisist ja rauast. Mitu grammi raud(II)-sulfiidi tekib 3,5 g raua reageerimisel vajaliku hulga väävliga?
4. Saada sool kaltsiumoksiidi reageerimisel lahjendatud soolhappega (kanda kaitseprille!). Mitu grammi HCl kulub 0,5 mooli soola saamiseks sel viisil?
.
5. Mitu grammi soola saadakse vääveldioksiidi juhtimisel 0,6 kg 16%-lisse naatriumhüdroksiidi lahusesse?
6. Mitu grammi kaaliumsulfaati tekib 30,4 g raud(II)sulfaadi reageerimisel kaaliumkarbonaadiga? (34,8 g)
.
7. Süsinikdioksiidi juhtimisel 60 g 30%-lisse kaaliumhüdroksiidi lahusesse tekkis 17 g lihtsoola. Mitu protsenti on see kogusest, mida võiks maksimaalselt saada teoreetilise arvutuse põhjal? (76,6%)
8. Mitu grammi vask(II)kloriidi peab reageerima naatriumhüdroksiidiga, et saada selline kogus vask(II)hüdroksiidi, mis tekib 3,2 g vask(II)sulfaadi reageerimisel naatriumhüdroksiidiga? (2,7 g)

4. ANORGAANILISTE AINETE KLASSIFIKATSIOON JA OMAVAHELINE SEOS.

- ▶ *Ainete üldised omadused*
- ▶ *Ainete klassifikatsiooni tähtsus*
- ▶ *Anorgaaniliste ainete vahelise seose olemus*

Anorgaanilisi aineid liigitatakse vastavalt nende üldistele omadustele järgmistesse klassidesse:

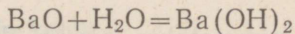


Aine mingisse anorgaaniliste ühendite klassi kuuluvuse määramiseks tuleb tunda aine üldisi omadusi. Üldised on sellised omadused, mis esinevad ka teistel antud klassi kuuluvatel ühenditel. Aluste üldisteks omadusteks on näiteks võime reageerida hapete ja happeliste oksiididega. Juhul kui uuritaval ainel on nimetatud omadused, võime ta paigutada aluste klassi. Teiselt poolt võime ainete klassi üldisi omadusi teades väita, et sellised omadused on mistahes selle klassi esindajal. Kui me teame näiteks aluste üldisi omadusi ja seda, et baariumhüdrosiid ($\text{Ba}(\text{OH})_2$) on alus, võime eksperimentaalselt kontrollimata väita, et baariumhüdrosiid reageerib hapete ja happeliste oksiididega.

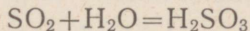
Ainete klassifikatsiooni olemasolu annab niisiis võimaluse orienteeruda hõlpsasti ainete suures mitmekesisuses. Keemia õppimisel ei pruugi aga tutvuda antud ainete klassi kõigi esindajatega, sest tundes ühtede ainete omadusi, saab neid laiendada ka teistele.

Koostame skeemi, mille abil saab näitlikult kujutada anorgaaniliste ainete põhiklasside vahelist seost.

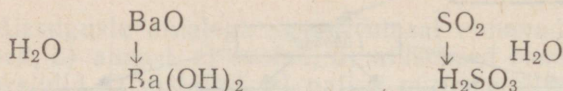
Baariumoksiid reageerib veega, moodustades baariumhüdrosiidi:



Vääveldioksiid annab veega reageerimisel väävliseppe:



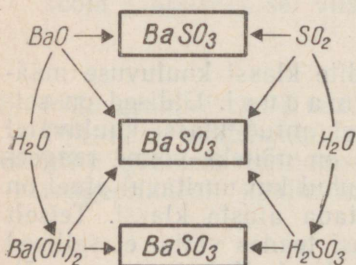
Märgime need reaktsioonid skeemina:



Skeemis märgitud ained reageerivad vastavalt nende keemiliste omadustele järgmiselt:

- 1) baariumoksiid + vääveldioksiid
- 2) baariumoksiid + väävlishape
- 3) baariumhüdroksiid + vääveldioksiid
- 4) baariumhüdroksiid + väävlishape

Kõigil juhtudel moodustub sool — baariumsulfit.



Kuna seos anorgaaniliste ainete põhiklasside vahel seisneb selles, et lähtudes ühe aineteklassi esindajaist võib saada teise aineteklassi esindajaid, siis nimetatakse seda seost tekkeliseks ehk geneetiliseks seoseks.

Uute ainete saamise seisukohalt on lihtainete, oksiidide, hapete, aluste ja soolade vahelise geneetilise seose tundmine väga tähtis.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Milliseid omadusi nimetatakse ainete üldisteks omadusteks?
2. Teades, et fosforhape kuulub hapete klassi, ennustada, millised on ta keemilised omadused.

3. Teha katseliselt kindlaks, kas toimub reaktsioon a) kaaliumnitraadi ja naatriumkloriidi, b) vesinikkloriidhappe ja hõbenitraadi vahel.
4. Lähtudes vask(II)kloriidist saada vask(II)hüdroksiidi ja vask(II)oksiidi. Vajalikud vahendid on antud.
5. Süsinikdioksiidi reageerimisel baariumhüdroksiidiga moodustus soolakogus, mis sisaldas 0,0005 kg-aatomit süsinikku. Arvutada soolakogus grammides. Kui palju kulus niisuguse soolakoguse saamiseks süsinikdioksiidi?
6. Väävelhappe reageerimisel baariumkloriidiga tekkis sademena 116,5 g ainet. Mitu grammi baariumi on sadet moodustavas soolas ja mitu grammi kulus reaktsioonil baariumkloriidi? (68,5 g Ba; 104 g BaCl₂)
7. Mitu kilogrammi magneesiumoksiidi on võimalik saada 2 tonnist dolomiidist (CaCO₃·MgCO₃), milles on 15% lisandeid?
8. Mitu grammi tsinki, milles on 5% lisandeid, on suuteline plii-nitraadi lahusest välja tõrjuma 0,2 gramm-aatomit pliid?

Täiendavaks lugemiseks.

Naatriumkloriidi tarvitab inimene iga päev. Koos teiste mineraalainetega võtab ta osa organismis toimuvatest protsessidest, määrab osmootse rõhu veres ning kudedes ja aitab viimastes säilitada hapete-leeliste tasakaalu. Keedusool on oluline ka selleks, et maonõres saaks moodustuda soolhape. Toit, milles puudub naatriumkloriid, ei kindlusta organismi normaalset talitlust ja elu. Just seepärast uskusid vanad rahvad soola imettegevasse jõusse. Vaikse ookeani saarte elanikud, keda soolapuudus kimbutas, uskusid näiteks, et kurjade vaimude eemalepeletamiseks piisab valjusti lausunud sakramentaalsest fraasist: «Ma sünnin soola!» Ometi ei piirdunud nad aga üksnes sellega. Sõnade imettegevate mõju kinnistati siiski toiduainete kastmisega merevette, mida säilitati spetsiaalsetes nõudes. (*Loe P. Koržev. Keemia teatmik. Tallinn, 1963, lk. 231—233; J. Rudenko, P. Taube. Vesinikust kuni...? Tallinn, 1966, lk. 95—96.*)

Põhiküsimusi soolade kohta.

1. Mida nimetatakse a) lihtsooladeks, b) vesiniksooladeks, c) hüdroksiidsooladeks, d) kaksiksooladeks? Tuua näiteid valemitena.

2. Esitada näiteid a) lihtsoolade, b) vesiniksoolade, c) hüdroksiidsoolade ja d) kaksiksoolade nimetuste tuletamise kohta.
3. Tuua näiteid soolade keemiliste omaduste kohta (koos reaktsiooni võrranditega).
4. Selgitada metallide pingerea kasutamist metalli ja soola vahel kulgeva asendusreaktsiooni võrrandi koostamisel. Esitada näiteid.
5. Esitada näiteid juhtudest, millal vahetusreaktsioonid kulgevad.
6. Kuidas kasutada lahustuvustabelit, et teada, kas mingi reaktsioon kulgeb või mitte?
7. Tuua näiteid geneetilise seose kohta anorgaaniliste ainete põhiklasside vahel.

§ 5. TERMOKEEMIA PÕHIMÕISTEID.

- ▶ *Keemilise energia üleminek teisteks energialiikideks*
- ▶ *Energia jäävuse seadus*
- ▶ *Ekso- ja endotermilised reaktsioonid*
- ▶ *Reaktsiooni soojusefekt*
- ▶ *Termokeemilised võrrandid ja termokeemia*

1. ENERGIA JÄÄVUSE SEADUS JA KEEMILISE REAKTSIOONI SOOJUSEFEKT.

Praktikas puutume kokku väga erinevate energialiikide ja nende muundumistega. Magneesiumi põlemisel vabaneb energiat nii valguse kui ka soojuse näol. Soojusenergia muudetakse elektri- jaamas elektrienergiaks, taskulambipatareis muundub aga keemiline energia elektrienergiaks, lõhkeaine plahvatamisel muundub keemiline energia mehhaaniliseks energiaks jne.

Energia ei teki ega kao, vaid ainult muundub ühest liigist teise.

Tunneme mitmeid reaktsioone, mille kulgemisel keemiline energia muundub soojusenergiaks: söe, väävli ja teiste ainete põlemine, kustutamata lubja reageerimine veega, naatriumhüdrosiidi reageerimine väävelhappega jt.

Keemilisi reaktsioone, mille kulgemisel vabaneb soojust, nimetatakse eksotermilisteks reaktsioonideks.

Lubjakivi (CaCO_3), kaaliumkloraadi (KClO_3) ja kaaliumpermanganaadi (KMnO_4) lagundamisel aga neeldub soojust. Niisuguseid reaktsioone tuntakse endotermiliste reaktsioonidena.

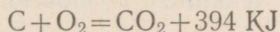
Soojushulka, mis keemilisel reaktsioonil vabaneb või neeldub, nimetatakse reaktsiooni soojusefektiks.

Reaktsiooni soojusefekti väljendatakse kilodžaulides (KJ). Tehnikas antakse soojusefektid sageli ka 1 kg saadud aine kohta, gaaside puhul 1 m³ aine kohta. Soojushulka ühe mooli ühendi kohta arvatatuna nimetatakse selle ühendi tekkesoojuseks.

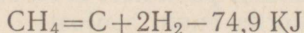
2. TERMOKEEMILISED VÖRRANDID.

Keemilist võrrandit, millesse on märgitud reaktsiooni soojusefekt, nimetatakse termokeemiliseks võrrandiks.

Toome näite ühe eksotermilise reaktsiooni soojusefekti kohta. Sõe põlemisel tekib süsinikdioksiid, mille ühe mooli (44 g) kohta vabaneb 394 KJ soojust. Soojusefekt märgitakse reaktsiooni võrrandisse järgmiselt:

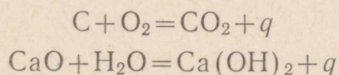


Soojuse neeldumist endotermilisel reaktsioonil märgitakse järgmiselt. Näiteks metaan (CH_4) laguneb 1200 °C juures, kusjuures ühe mooli (16 g) metaani lagunemisel neeldub 74,9 KJ soojust:

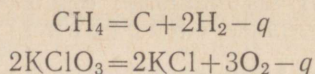


Kui puudub vajadus reaktsiooni soojusefekti arvuliseks märkimiseks, kasutatakse tähist q . Reaktsiooni võrrandites võrdusmärgist paremale märgitud $+q$ tähendab üldjuhul, et vabaneb soojust ja $-q$, et neeldub soojust. Järelikult kuuluvad termokeemiliste võrrandite hulka ka nende tähistega varustatud võrrandid.

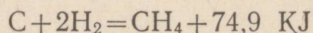
Eksotermiliste reaktsioonide puhul:



Endotermiliste reaktsioonide puhul:



On kindlaks tehtud, et soojushulk, mis neeldub mingi ühendi lagunemisel, on võrdne soojushulgaga, mis vabaneb selle ühendi tekkimisel samadest ainetest. Näiteks metaani lagunemisel neeldub 74,9 KJ soojust. Niisama palju soojust vabaneb metaani tekkimisel süsinikust ja vesinikust.



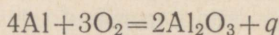
Siit järeldub, et soojushulka, mis eraldub mingi aine tekkimisel, võib pidada selle aine keemilise püsivuse mõõduks. Mida enam aine moodustumisel soojust eraldub, seda enam kulub seda sellesama aine lagundamiseks. Kui aine lagundamiseks kulub palju soojusenergiat, on tegemist püsiva ühendiga.

Keemia osa, mis tegeleb keemiliste reaktsioonide soojusefektiivide uurimisega, nimetatakse termokeemiaks.

Üheks termokeemia rajajaks oli vene akadeemik *German Hess*. Termokeemia seadusi kasutatakse keemiaalastes arvutustes.

Ülesanne. 2 g alumiiniumi põlemisel eraldus 64 KJ. Koostada alumiiniumoksiidi tekkimise termokeemiline võrrand.

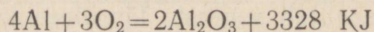
Lahendus. Koostame reaktsiooni võrrandi:



Võrrandi järgi võtab reaktsioonist osa 4 g-aatomit alumiiniumi, s. o. 104 g. 2 g alumiiniumi põlemisel eraldub 64 KJ, 104 g puhul eraldub järelikult 52 korda enam soojust.

$$q = 52 \cdot 64 = 3328 \text{ KJ}$$

Vastus. Termokeemiline võrrand on järgmine:



Küsimusi ja ülesandeid.

1. Esitada näiteid keemilise energia muundumisest a) mehhaaniliseks energiaks, b) elektrienergiaks, c) soojusenergiaks.
2. Mida nimetatakse ühendi tekkesoojuseks?
3. Kuidas tekkesoojuse arvulise väärtuse põhjal saab hinnata ühendi keemilist püsivust?
4. Arvutada magneesiumoksiidi tekkesoojus, kui on teada, et 3,04 g magneesiumi põlemisel eraldub 76,7 KJ.
5. Süsinikdioksiidi tekkesoojus on 394 KJ. Arvutada, kui palju soojust eraldub 9 g söe põlemisel.
6. Vääveldioksiidi tekkesoojus on 297 KJ. Arvutada, kui palju soojust eraldub 96 g väävli põlemisel.

III. D. MENDELEJEVI PERIOODILISUSSEADUS JA ELEMENTIDE PERIOODILISUSE SÜSTEEM. AINE EHITUS.

§ 1. ELEMENTIDE KLASSIFIKATSIOONIST ENNE D. MENDELEJEVIT.

Muinasajal tunti vaid looduses ehedalt leiduvaid elemente. Need olid seitse metalli (kuld, hõbe, vask, raud, tina, plii ja elavhõbe) ja kaks mittemetalli (süsinik ja väävel). Keskajal avastati veel vismut, tsink, fosfor ja arseen. Niisiis tunti elemente niivõrd vähe, et nende liigitamine ei kujutanud endast mingit probleemi. 18. sajandi algul lisandus elementide loendisse veel 11 elementi. Uute elementide avastamine aga jätkus. Möödunud sajandiks oli uuritud paljude keemiliste elementide ja nende ühendite omadusi. Osati eristada liht- ja lihtainet. Rootsi keemik *J. Berzelius* esitas 19. sajandil esimese lihtainete teadusliku klassifikatsiooni. Ta jaotas nad metallideks ja mittemetallideks. Keemiliste elementide ja nende ühendite omaduste uurimisel selgus, et elemente saab sarnaste omaduste põhjal (moodustavad sarnase koostisega oksiide, soolasid ja teisi ühendeid) liigitada. Selleks tekkis ka vajadus, sest keemiliste elementide ja nende ühendite kasvanud hulgas oli järjest raskem orienteeruda.

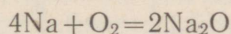
1. LEELISMETALLID.

- ▶ *Naatriumi omadused*
- ▶ *Leelismetallid*
- ▶ *Elementide loomulik rühm*
- ▶ *Leelismetallide omaduste muutumine rühmas*

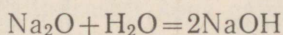
Naatrium on hõbedase läikega pehme ja kerge metall. Ta on hea soojuse- ja elektrijuht. Kuna metallide iseloomulikeks oma-

dusteks on elektri- ja soojusejuhtivus, metalne läige ja plastilisus, siis võib naatriumi lugeda tüüpiliseks metalliks.

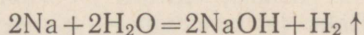
Naatrium on keemiliselt aktiivne metall ning asub metallide pingerea alguses. Õhuhapniku toimel oksüdeerub ta kiiresti juba toatemperatuuril ning moodustab naatriumoksiidi:



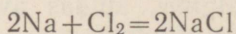
Viimase reageerimisel veega tekib naatriumhüdroksiid:



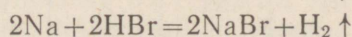
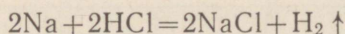
Energiliselt reageerib naatrium veega, tõrjudes viimasest välja vesiniku ning moodustades naatriumhüdroksiidi:



Reageerimisel klooriga tekib naatriumkloriid:



Hapetega reageerimisel moodustab naatrium soolaid:



Naatriumi oksüdatsiooniasendite ühendis on alati +1.

Eespool tutvusime naatriumi omadustega. Temaga sarnanevad omadustelt liitium, kaalium, rubiidium, tseesium ja frantsium. Nende metallide oksiidid on sarnase koostisega, näiteks Li_2O , K_2O , Rb_2O . Need oksiidid kui ka vastavad metallid moodustavad veega reageerimisel aluseid, mille koostis on vastavalt LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH ja FrOH . Nimetatud alused lahustuvad vees ja neid tuntakse leeliste nime all. Seepärast nimetatakse ka neid metalle leelismetallideks. Leelismetallide sarnaste omaduste tõttu loetakse neid kuuluvaks ühte elementide loomulikkurühma.

Leelismetallide füüsikalised omadused on erinevad. Neil on erinev aatommass, tihedus, sulamis- ja keemispunkt. Leelismetallide sarnaseid ja erinevaid omadusi iseloomustab tabel 7.

Tabelist nähtub, et aatommassi suurenemisel leelismetallide keemiline aktiivsus kasvab. Suure keemilise aktiivsuse tõttu ei leidu leelismetalle looduses vabalt, vaid ainult ühendite koostises.

Leelismetallid ja nende ühendid värvivad leeki. Iga leelismetall või tema ühend värvib leeki aga erinevalt: naatrium —

Tabel 7.

Leelismetallide omavaheline sarnasus ja erinevus.


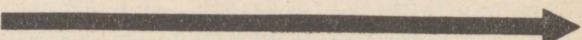
Sümbol	Sarnasus			Erinevus		
	Kloriidi valem	Hüdroksiidi valem	O.-a.	Aatom-mass	Tihedus kg/m ³	Keemiline aktiivsus
Li	LiCl	LiOH	+1	6,9	530	suureneb ↓
Na	NaCl	NaOH	+1	23	970	
K	KCl	KOH	+1	39,1	860	
Rb	RbCl	RbOH	+1	85,5	1530	
Cs	CsCl	CsOH	+1	132,9	1900	
Fr	FrCl	FrOH	+1	223	2400	

kollaseks, kaalium — lillaks, liitium — vaarikpunaseks, rubiidium — punakaslillaks ja tseesium — siniseks. Leegi värvuse järgi eristatakse leelismetalle nende ühendites.

Tabelisse 8 on asetatud leelismetallid nende aatommassi suurenemise järjekorras. Jälgime, kuidas avalduvad leelismetallide omadused sõltuvalt nende aatommassist.

Tabel 8.

Leelismetallide omadused.

Element	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
Aatommass	6,9	23	39,1	85,5	132,9	223
Tihedus kg/m ³	530	970	860	1530	1900	2400
Sulamispunkt, °C	180	98	63	38,5	28,5	20
Keemispunkt, °C	1336	880	760	700	670	620
Reageerimine veega	rahulik	energi-line	väga energi-line	tormi-line	väga tormi-line	üli tormi-line
Keemiline aktiivsus	kasvab					
						
Hüdroksiidide leeliselised omadused	tugevnevad					
						

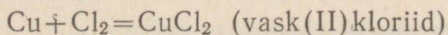
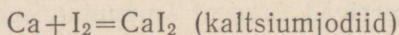
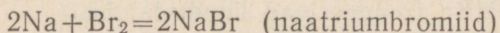
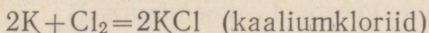
Tabelist nähtub, et aatommassi suurenedes leelismetallide tihedus suureneb, sulamis- ja keemispunkt aga vähenevad. Aatommassi suurenedes kasvab keemiline aktiivsus ja tugevnevad vastavate hüdroksiidide leeliselised omadused.

Liitium, naatrium, kaalium, rubiidium, tseesium ja frantsium on sarnaste omadustega. Nad moodustavad elementide loomuliku rühma — leelismetallide rühma. Enamik omadusi muutub rühmas reeglipäraselt koos aatommassi kasvuga.

2. HALOGEENID.

- ▶ *Halogenide loomulik rühm*
- ▶ *Fluori, kloori, broomi ja joodi omaduste üldiseloostus*
- ▶ *Halogenide omaduste muutumine seoses aatommassi kasvuga*

Eespool õppisime tundma aktiivsete metallide rühma — leelismetalle. Aktiivsed mittemetallid on fluor, kloor, broom ja jood, mis moodustavad sarnaste elementide rühma üldnimetusega halogeenid. Nimetus halogeen tähendab soolatekitajat ja tuleneb nende mittemetallide võimest reageerida metallidega ning moodustada soolasid. Näiteks:



Füüsikalistelt omadustelt on halogeenid erinevad. Fluor ja kloor on tavalistel tingimustel gaasid. Kui asetame kloori või fluoriga täidetud klaasilindri taha valge paberilehe, näeme, et kloor on nõrgalt kollakasroheline gaas, fluor on aga helekollase värvusega gaas.

▼ Kõik halogeenid on väga mürgised.

• Kloori lõhnaga tutvumiseks hoiame klooriga täidetud silindris vatitampooni ja nuusutame seda siis ettevaatlikult. Klooril on ebameeldiv, terav lõhn. Fluor on kloorist veelgi mürgisem. Broom kujutab endast punakaspruuni värvusega rasket vedelikku, mis aurustub kergesti. Seepärast on pudelis vedela broomi kohal alati

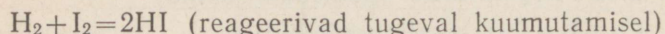
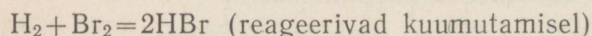
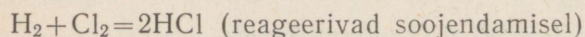
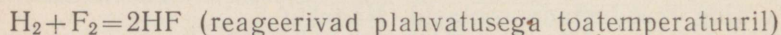
pruun aur. Broomi aur on väga mürgine ja tugeva sööbiva toimega ning tekitab nahale sattudes raskesti paranevaid haavandeid. Jood on metalse läikega hallikasmust kristalne aine. Soojendamisel moodustab ta lillasid aure.

Tabel 9.

Sümbol	Aatom-mass	Agregaatolek toatemperatuuril	Värvus
F	19	gaas	helekollane
Cl	35,5	gaas	kollakasroheline
Br	80	vedel	punakaspruun
I	127	tahke	hallikasmust

Halogeenide naatriumiühendite koostise võrdlemisel märkame nende sarnasust (NaF, NaCl, NaBr, NaI). Ka keemilistelt omadustelt on halogeenid sarnased.

Halogeenid reageerivad vesinikuga, moodustades vastavaid vesinikhalogeenide. Reaktsioon kulgeb erinevate halogeenide puhul erineva aktiivsusega.



Lahustudes vees moodustavad vesinikhalogeeniidid happed:

HF — vesinikfluoriidhape,

HCl — vesinikkloriidhape (soolhape),

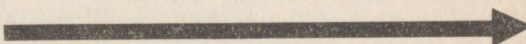
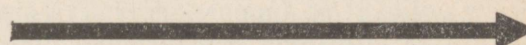
HBr — vesinikbromiidhape,

HI — vesinikjodiidhape.

Tabelis 10 on antud ülevaade halogeenide omadustest. Halogeenid on asetatud tabelisse aatommassi kasvu järjestuses.

Aatommassi suurenedes kasvab halogeenide tihedus, sulamis- ja keemispunkt, muutub nende olek ja värvus. Aatommassi kasvamisega nõrgeneb lõhn ja väheneb lahustuvus vees. Aatommassi

Halogeenide omadused.

Sümbol	F	Cl	Br	I
Aatommass	19	35,5	80	127
Tihedus, kg/m ³	1110 (vedel)	1560 (vedel)	3120	4930
Sulamispunkt, °C	-223	-101,5	-7,3	+113,7
Keemispunkt, °C	-188	-34	+58,7	+184,4
Olek toatemperatuuril	gaas	gaas	vedel	tahke
Vesinikuühendi valem	HF	HCl	HBr	HI
väheneb				
Aktiivsus vesinikuga reagerimisel				
Naatriumhalogeniidi valem	NaF	NaCl	NaBr	NaI
väheneb				
Aktiivsus metallidega reagerimisel				

suurenemisel alaneb halogeenide keemiline aktiivsus ning nõrge-
nevad nende mittemetallilised omadused.

Fluor, kloor, broom ja jood moodustavad sarnaste keemiliste omadustega elementide — halogeenide rühma. Sarnaste omaduste kõrval on halogeenidel ka erinevaid omadusi. Nende omadused muutuvad seaduspäraselt koos aatommassi muutumisega.

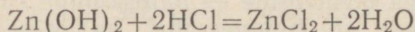
Ka teisi elemente võib nende sarnaste omaduste alusel koon-
dada ühistesse, nn. loomulikesse rühmadesse. Nii moodustavad
omaette rühma kaltsium, strontsium (Sr) ja baarium. Ohus sisal-
duvad heelium (He), neon (Ne), argoon (Ar), krüpton (Kr)
ja ksenoon (Xe) moodustavad väärisgaaside rühma jne. Ka neis
elementide loomulikes rühmades muutuvad elementide omadused
reeglipäraselt seoses aatommassi muutumisega.

3. SAMA ELEMENTI ESINEMINE METALLILISENA JA MITTEMETALLILISENA.

- ▶ *Terava piiri puudumine elementide jaotamisel metallilisteks
ja mittemetallilisteks*
- ▶ *Amfoteersed ühendid*

Metallilised elemendid lihtainena moodustavad metalle, mitte-
metallilised elemendid aga mitmetetalle. Metallid on tavaliselt
tahkes olekus, juhivad hästi elektrit ja soojust ning on sepi-
statavad. Mittemetallid juhivad halvasti elektrit ja soojust, neil puudub
metalliläige ning nad ei ole sepi-
statavad. Tuntakse aga elemente,
mis lihtainena omaduste poolest võiksid kuuluda nii metallide kui
ka mittemetallide hulka. Elavhõbe on näiteks metall, kuid toa-
temperatuuril vedelas olekus. Joodi peetakse mittemetalliks, kuid
tal esineb metalliläige. Süsinik (grafiidina) juhivad elektrit nagu
metallidki.

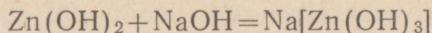
Ka keemilistes reaktsioonides võib erinevates tingimustes üks
ja sama element avaldada kord metallilisi, kord mittemetallilisi
omadusi. Metallilised elemendid moodustavad aluselisi oksiide ja
aluseid. Naatriumi ja kaltsiumi oksiidid ja hüdroksiidid on näi-
teks järgmised ühendid: Na_2O , CaO ja NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Mitte-
metallilised elemendid moodustavad üldiselt happelisi oksiide ja
happeid. Süsiniku, lämmastiku ja väävli vastavad ühendid on näi-
teks: CO_2 , N_2O_5 , SO_3 ja H_2CO_3 , HNO_3 , H_2SO_4 . Element tsink võib
aga ühendites avaldada nii metallilisi kui mittemetallilisi omadusi.
Lihtainena kuulub tsink metallide hulka, tsinkhüdroksiidil on aga
nii aluselised kui ka happelised omadused. Reageerimisel hapetega
(näiteks soolhappega) käitub tsinkhüdroksiid alusena, andes
soola ja vee:



Selles reaktsioonis esineb tsink metallilise elemendina.

Tsinkhüdroksiid reageerib ka leelistega, näiteks naatriumhüd-

roksiidiga, moodustades keeruka koostisega soola — naatriumhüdrosotsinkaadi:



Naatriumhüdrosotsinkaadi valemis on happejääk eraldatud nurksulgudesse. Selles valemis esineb element tsink happejäägi koostises mittemetallilise elemendina. Reageerimisel happega on tsinkhüdrosiidil aluseline iseloom, reageerimisel alusega avaldab tsinkhüdrosiid aga happelist iseloomu. Tsinkhüdrosiid on amfoteerne.

Ühendeid, mis reageerivad nii hapete kui ka alustega, moodustades soolasisid, nimetatakse amfoteerseteks ühenditeks.

Amfoteersed ühendid on hüdrosiidid: alumiiniumhüdrosiid — Al(OH)_3 , kroom(III)hüdrosiid — Cr(OH)_3 , plii(II)hüdrosiid — Pb(OH)_2 jt. Ka vastavad oksiidid (ZnO , Cr_2O_3 , Al_2O_3 , PbO jt.) on amfoteersed.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Iseloomustada üht elementide loomulikku rühma ja selgitada, kuidas muutuvad selles elementide omadused seoses aatommassi kasvuga.
2. Lähtudes vesinikhalogeniidide valemitest määrata neis halogeenide oksüdatsiooniaste.
3. Millega seletada vette asetatud naatriumitükikese muutumist kuulikeseks ja selle tiirlemist veepinnal?
4. Iseloomustada mõisteid a) tüüpiline metall, b) tüüpiline mittemetall.
5. Selgitada reaktsioonivõrrandite abil alumiiniumhüdrosiidi amfoteersust tema reageerimisel a) soolhappega, b) naatriumhüdrosiidiga. Viimasel juhul moodustub sool naatriumhüdroksoaluminaat, valemiga $\text{Na[Al(OH)}_4]$.
6. Lähtudes naatriumist saada naatriumhüdrosiidi ning tõestada katseliselt, et on tekkinud naatriumhüdrosiid. Arvutada, mitu kilogrammi naatriumhüdrosiidi võiks saada 0,00005 kg-aatomi naatriumi reageerimisel veega.

7. Mitu grammi naatriumhüdroksiidi tekib 2 mooli naatriumoksiidi reageerimisel veega? (160 g)
 8. Mitu grammi vask(II)kloriidi tekib 12,7 g vase põlemisel klooris?
 9. Mitu grammi alumiiniumbromiidi tekib 6,25 g alumiiniumi reageerimisel broomiga?
 10. Mitu grammi tsinkhüdroksiidi tekib 10 g tsinkkloriidi reageerimisel naatriumhüdroksiidiga?
- . . .
11. 4,6 g naatriumi asetati kaussi 30 g vette. Mitu grammi vesinikku eraldus? (0,4 g)
 12. 200 g 6,8%-list tsinkkloriidi lahust segati 50 g 16%-lise naatriumhüdroksiidi lahusega. Mitu grammi tekkis sademena eralduvat ainet? (9,94 g)

§ 2. PERIOODILISUSSEADUSE AVASTAMINE.

- ▶ *Aatommass — elemendi põhiomadus*
- ▶ *Elementide loomulike rühmade järjestamine*
- ▶ *Perioodilisusseaduse sõnastus*

1867. a. sai 33-aastane D. Mendelejev Peterburi ülikooli keemia professoriks ja tollaegse Venemaa juhtivaima keemiakateedri juhatajaks. Keemia loenguteks valmistumisel tekkisid tal raskused, sest puudus keemiliste elementide kindel süsteem. Püüdes niisugust süsteemi koostada, uuris ta põhjalikult kõikide tol ajal tuntud 63 keemilise elemendi omadusi, nende sarnasusi ja erinevusi. Iga elemendi kohta koostas D. Mendelejev kaardikese, kuhu märkis elemendi sümboli, aatommassi, maksimaalse oksüdatsiooniaseme ühendeis (sel ajal oksüdatsiooniasetet ei tuntud ja valentsi kasutati samas tähenduses), omadused ja tähtsamate ühendite valemid. Elementide iseloomustamisel jõudis ta järeldusele, et elemendi tähtsaimaks omaduseks on elemendi aatommass. Aatommass on kindel ja mõõdetav suurus, oksüdatsiooniasete (valents) aga sõltub ühendi iseloomust. Näiteks süsiniku oksüdatsiooniasete süsinikoksiidis (CO) on +2, süsinikdioksiidis (CO_2) aga +4.

D. Mendelejev rühmitas elemendid loomulikesse rühmadesse (leelismetallid, halogeenid jne.), kirjutas ühe ja sama rühma elemendid üksteise alla. Rühmad paigutas ta üksteise kõrvale nii, et elementide sümbolid sattusid ühte ritta aatommasside tõusu järjestuses. D. Mendelejev nummerdas need rühmad rooma numbritega. I rühma moodustavad liitium (Li), naatrium (Na), kaalium

(K) jt. leelismetallid, II rühma moodustavad sarnaste omadustega metallid — magneesium (Mg), kaltsium (Ca), strontsium (Sr) ja baarium (Ba), VII rühma aga halogeenid — fluor (F), kloor (Cl), broom (Br) ja jood (I). Seega asetati tabeli ridadesse elementide sümbolid aatommasside kasvu järjekorras, kusjuures sarnaste elementide sümbolid (elementide loomulik rühm) on üksteise all.

Kui kirjutame elementide sümbolid üksteise kõrvale aatommassi tõusu järjekorras, siis saame alates elemendist naatrium järgmise loendi:

Na-23 Mg-24 Al-27 Si-28 P-31 S-32 Cl-35 Ar-39 K-39 Ca-40 jne.

(elemendi sümboli järele on märgitud tema täisarvuni ümardatud aatommass).

Naatrium ja kaalium on sarnaste omadustega: mõlemad on hõbevalged metallid, ühendeis on nende oksüdatsioonaste +1, oksiidi valemid vastavalt Na_2O ja K_2O , hüdroksiidi valemid — NaOH ja KOH , kloriidi valemid — NaCl ja KCl . Ka magneesium ja kaltsium on mõlemad hõbevalged metallid, mis reageerivad ühteviisi hapniku, vee, kloori ja hapetega, moodustades vastavaid ühendeid: oksiidi valemid — MgO ja CaO , hüdroksiidi valemid — Mg(OH)_2 ja Ca(OH)_2 , kloriidi valemid — MgCl_2 ja CaCl_2 , sulfaadi valemid — MgSO_4 ja CaSO_4 . Sellest järeldub, et kui reastada elemendid aatommasside suurenemise järjekorras, siis kindlate vahemike järel, s. t. perioodiliselt hakkavad elementide omadused korduma (naatriumist kaheksas element on kaalium, magneesiumist kaheksas element on kaltsium). Selles avaldubki D. Mendelejevi perioodilisusseaduse mõte. 1869. a. avastas D. Mendelejev elementide omaduste sõltuvuse aatommassist ja sõnastas perioodilisusseaduse järgmiselt: elementide omadused on perioodilises sõltuvuses nende aatommassi suuruselt.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Tuua näiteid ühenditest, milles üks ja sama element on erineva oksüdatsioonastmega.
2. On antud elementide rida: Na, Mg, Al, Si, P, S ja Cl. Millised on nende elementide oksiidide valemid, kui on teada, et elementide oksüdatsioonaste kasvab reas +1 kuni +7?

3. Arvutada dilämmastikpentoksiidi hapnikusisaldus protsentides.
 4. Väävli oksüdatsiooniate oksiidides on +4 ja +6. Arvutada väävli protsendiline sisaldus neis oksiidides.
 5. Arvutada väävli protsendiline sisaldus happes, mis vastab oksiidile, milles väävli oksüdatsiooniate on +6.
 6. Mitu grammi sademena eralduvat ainet tekib 0,2 mooli alumiiniumkloriidi reageerimisel 0,2 mooli naatriumhüdrokksiidiga?
 7. Arvutada raud(III)hüdrokksiidi kogus, mis võib tekkida raud(III)sulfaadi lahuse kokkuvalamisel lahusega, mis sisaldab 2 mooli kaaliumhüdrokksiidi?
-
8. Mitu kg-aatomit rauda ja süsinikku sisaldub 500 kg malmis, kui selles on 95% rauda ja 5% süsinikku?
 9. 3,9 g kaaliumi asetati kaussi 100 g vette. Mitu liitrit eraldus vesinikku, kui 1 l vesiniku mass on 0,09 g? (2,24 l)

§ 3. D. MENDELEJEVI KEEMILISTE ELEMENTIDE PERIOODILISUSE SÜSTEEM.

- ▶ *Elemendi järjenumber*
- ▶ *Perioodi mõiste*
- ▶ *Suured ja väikesed perioodid*
- ▶ *Elementide omaduste muutumine perioodis*
- ▶ *Elementide oksüdatsioonastme muutumine väikestes ja suurtes perioodides*
- ▶ *Read*

<i>Järjenumber</i>	<i>Aatommass</i>	
13	26,9815	Al
	<i>Alumiinium</i>	

Järjenumber. Perioodilisuseaduse alusel koostas D. Mendelejev keemiliste elementide tabeli — elementide perioodilise süsteemi. Selles on iga elemendi jaoks ette nähtud kindel koht. Vastavasse lahtrisse on märgitud elemendi sümbol, aatommass ja järjenumber. Järjenumbriid näitavad elementide järjestust perioodilisuse süsteemis.

Perioodid.

Perioodiks nimetatakse aatommassi tõusu järjekorras paigutatud elementide rida, mis algab leelismetalliga ja lõpeb väärisgaasiga.

Perioodid on esitatud tabelis joonisel 11.

Perioodilisuse süsteem koosneb seitsmest perioodist. Kolme esimest (I, II ja III perioodi) nimetatakse väikesteks ja nelja järgmist (IV, V, VI ja VII perioodi) suurteks perioodideks.

Elementide arvu perioodides näitab tabel 11:

Tabel 11.

Perioodi nimetus	Elementide arv perioodis	Periood	
		algab	lõpeb
I periood	2	H	He
II periood	8	Li	Ne
III periood	8	Na	Ar
IV periood	18	K	Kr
V periood	18	Rb	Xe
VI periood	32	Cs	Rn
VII periood	32	Fr	Eka—Rn *

Seitsmendat perioodi nimetatakse lõpetamata perioodiks, sest seda täiendatakse veel uute, kunstlikult saadavate elementidega. Perioodi 32 elemendist tuntakse senini 19 elementi.

Kui jälgida elementide paiknemist perioodides, siis näeme, et perioodi alguses on metallilised elemendid, lõpus aga mittemetallilised. Perioodis aatommassi suurenemise suunas elementide metallilised omadused nõrgenevad ja mittemetallilised omadused tugevnevad. Vaatleme näiteks kolmandat perioodi: perioodi esimene element naatrium on aktiivne leelismetall, magneesium on vähem aktiivne, alumiinium on lihtainena küll metall, kuid ta oksiid ja hüdroksiid on amfooteersed, alates neljandast elemendist — ränist — on ülejäänud kolmanda perioodi elemendid lihtainena kõik mittemetallid. Seega

* Eka—Rn (Eka—radoon) — radoonisarnane.

toimub perioodis aatommassi kasvuga üleminek metallilis-telt elementidelt mittemetallilistele elementidele.

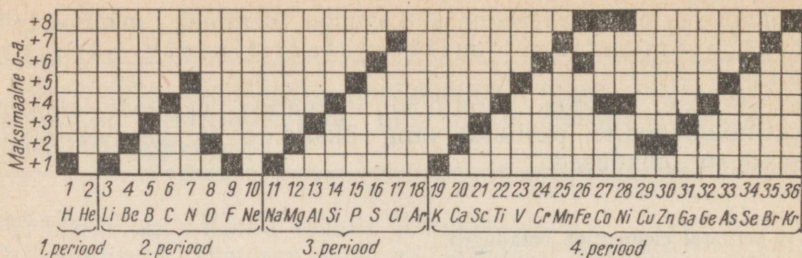
Jälgime, kuidas muutuvad kolmanda perioodi elementide vesinikuühendite, oksiidide ning oksiidide ja vee reageerimis-saaduste omadused.

Tabel 12.

III perioodi elementide omadused.

Kõrgeim o.-a.	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Elemendi sümbol	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Vesinikuühendi valem ja elemendi o.-a.				-4 SiH ₄	-3 PH ₃	-2 H ₂ S	-1 HCl
Oksiidi valem	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀ (P ₂ O ₅)	SO ₃	Cl ₂ O ₇
Oksiidile vastava aluse või happe valem	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₄ SiO ₄	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄
Happeliste omaduste tugevne-mine	➔						
Aluselist omaduste tugevne-mine	➔						

Tabelist selgub, et perioodis — vasakult paremale — kasvab elementide kõrgeim (maksimaalne) oksüdatsiooniaste ja tugevnevad oksiidi happelised omadused: naatriumoksiidi ja magneesiumoksiidi reageerimisel veega moodustuvad hüdroksiidid, alumiiniumoksiid ja -hüdroksiid on amfoteersed, järgmiste elementide (mittemetallide) oksiidid on happelised. Tabelist nähtub, et perioodi alguse elementidel on positiivne oksüdatsiooniaste, alates perioodi keskelt (vt. vesinikuühendite valemeid) võib elemendil olla nii positiivne kui ka negatiivne oksüdatsiooniaste. Näiteks räni o.-a. ühendis SiO₂ on +4, ühendis SiH₄ aga -4, väävlil ühen-



Joonis 12. Oksüdatsiooniastme muutumine perioodides.

dis SO_3 on o.-a. +6, ühendis H_2S aga -2 , klooril ühendis Cl_2O_7 on o.-a. +7, ühendis HCl aga -1 .

Read. Jälgime jooniselt 12, kuidas muutub elementide kõrgeim oksüdatsiooniaste järjenumbriga suurenemisel. Graafiku x -teljele on märgitud elemendi järjenumbrid koos elemendi sümboliga ja y -teljele elemendi maksimaalne oksüdatsiooniaste (näiteks hapniku ühendis). Perioodilisuse süsteemi 57 elemendi kohta toodud andmetest nähtub, et väikestes perioodides elemendi järjenumbriga kasvuga suureneb üldreeglina ka oksüdatsiooniaste. Suurtes perioodides elemendi järjenumbriga suurenemisel maksimaalne oksüdatsiooniaste pidevalt kasvab (maksimaalselt kuni kaheksani), perioodi keskel langeb järjenumbriga ja hakkab siis taas pidevalt suurenema. Seepärast on suured perioodid jaotatud kaheks reaks, nii et reas reeglina elementide maksimaalne oksüdatsiooniaste kasvab. Perioodilisuse süsteemi seitsmes perioodis on kokku 11 rida. Suurte perioodide esimest rida (s. t. 4., 6. ja 8. rida) nimetatakse paarisarvuliseks reaks, teist rida aga paarituarvuliseks (5., 7. ja 9. rida).

Rühmad. Perioodilisuse süsteemi ühte rühma kuuluvatel elementidel on maksimaalne oksüdatsiooniaste ühesuurune, näiteks esimesse rühma kuuluvate leelismetallide oksüdatsiooniaste on +1, seitsmendasse rühma kuuluvate halogeenide oksüdatsiooniaste on +7. Kokku on tabelis kaheksa rühma, mida tähistatakse rooma numbritega I, II kuni VIII. Üldreeglina näitab rühma number rühma kuuluvate elementide maksimaalset oksüdatsiooniastet.

Kuna ühte rühma kuuluvatel elementidel on ühendeis võrdne oksüdatsiooniaste, siis on sarnased nende oksiidide ja hüdroksiidide

37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	Järjenumber																		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	Cs	Ba	La	Sümbol																		
										5. periood																				6. periood									

dide või hapete valemid. Ühe rühma elementidel on sarnased omadused.

Lähtudes rühmanumbrist ja elementide oksüdatsiooniastmest koostame tabeli, milles iga rühma kohta on antud oksiidide, vesinikuühendi ja oksiidile vastava hüdroksiidi või happe valem.

Tabel 13.

Tüüpühendite valemid rühmades.

Rühma number	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Elemendi o.-a. oksiidis	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	+8
Oksiidi tüüpvalem	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
Oksiidile vastava hüdroksiidi või happe valem	ROH	$R(OH)_2$	$R(OH)_3$	H_4RO_4 , H_2RO_3	H_3RO_4 , HRO_3	H_2RO_4	HRO_4	H_4RO_6
Elemendi o.-a. vesinikuühendis				-4	-3	-2	-1	
Vesinikuühendi tüüpvalem				RH_4	RH_3	RH_2	RH	

Aatommassi suurenemine	C 12	Metalliliste omaduste tugevnenimine
	Si 28	
	Ge 73	
	Sn 119	
	Pb 207	

Joonis 13. Metalliliste ja mittemetalliliste omaduste muutumine rühmas.

Teades, et strontsium kuulub teise rühma, võib otsustada, milised on ta oksiidi SrO (RO) ja hüdroksiidi $Sr(OH)_2$ [$R(OH)_2$] valemid, lämmastik on viienda rühma element ning moodustab oksiidi valemiga N_2O_5 (R_2O_5), happe HNO_3 (HRO_3) ja vesinikuühendi NH_3 (RH_3).

Kui jälgida rühmas elementide metallilisi ja mittemetallilisi omadusi, näiteks IV rühmas (C, Si, Ge, Sn, Pb) (joonis 13), siis näeme, et aatommassi suurenemise suunas (rühmas ülalt alla) tugevnevad elementide metallilised omadused (süsinik on lihtainena mittemetall, plii aga on metall).

Alarühmad. Kui jälgida D. Mendelejevi perioodilisuse süsteemi (vt. õpiku sisekaane tabelit), siis näeme, et elementide sümbolid ei ole asetatud lahtrite keskele, vaid on nihutatud kas vasakule või paremale, nii et väikeste ja suurte perioodide sarnased elemendid satuksid üksteise alla. Iga rühm jaguneb kaheks alarühmaks: peaarühmaks ja kõrvalalarühmaks.

Peaarühma moodustavad väikeste perioodide elemendid ja nendega enam sarnased elemendid suurtest perioodidest.

II rühma peaarühma kuuluvad näiteks elemendid berüllium (Be), magneesium (Mg), kaltsium (Ca), strontsium (Sr), baarium (Ba) ja radium (Ra). Teised antud rühma elemendid moodustavad kõrvalalarühma. Viimasesse kuuluvad niisiis: tsink (Zn), kaadmium (Cd) ja elavhõbe (Hg).

Alarühma nimetatakse vastava rühma kõige esimese elemendi järgi, näiteks hapniku alarühm (siia kuuluvad elemendid: O, S, Se, Te, Po), tsingi alarühm (siia kuuluvad elemendid: Zn, Cd, Hg).

Täiendavaks lugemiseks.

Erinevaid esemeid püütakse alati rühmitada sarnaste või enam-vähem sarnaste omaduste põhjal. See võimaldab neid vaadelda ühisest vaatepunktist ning muudab pildi ülevaatlikumaks. Ka loomad ja taimed jaotatakse rühmadeks, mis võimaldab paremini orienteeruda nende mitmekesisuses. On tehtud katseid rühmitada ka mitmesuguseid aineid, sest nende hulk on samuti väga suur. (Loe S. Spauszus. *Retk anorgaanilise keemia maailma*. Tallinn, 1971, lk. 56—62.)

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Nimetada elemendid, mis paiknevad a) kolmandas perioodis, b) viiendas perioodis.
2. Mille poolest sarnanevad perioodid üksteisega ja mille poolest nad erinevad?
3. Nimetada elemendid, millega algavad ja millega lõpevad perioodid.
4. Kumb element on metallilisem — tina või antimon? Miks?
5. Kumb element on mittemetallilisem — seleen (Se) või broom? Miks?
6. Mitu mooli naatriumkloriidi tuleb lahustada vees 2 kg 10% -lise lahuse saamiseks?
7. 120 g vees lahustati 12,5 g naatriumkarbonaati. Mitme protsendiline lahus saadi?
8. Mitu kilogrammi berülliumnitraati tekib 0,5 kmooli berülliumhüdrosiidi neutraliseerimisel vajaliku hulga lämmastikhappega? (66,5 kg)
9. Nimetada element perioodilisuse süsteemi IV perioodist, mille metallilised omadused on tugevamad kui skandiumil, kuid nõrgemad kui kaaliumil. Mitu grammi vesinikku eraldub, kui 50 g seda metalli reageerib veega?

§ 4. AATOMI EHITUS.

Aatom koosneb positiivselt laetud tuumast ja seda ümbritsevast **elektronkattest**, mille moodustavad negatiivselt laetud elektronid. Aatomil tervikuna puudub elektriline laeng, ta on **elektro-neutraalne** (laeng on null), sest tuuma positiivne ja elektronide negatiivne laeng on absoluutväärtuselt võrdsed.

1. AATOMITUUM.

- ▶ Nukleonid ja nende tähistamine
- ▶ Tuumalaeng
- ▶ Aatommass ja massiarv
- ▶ Neutronite arvu leidmine aatomituumas
- ▶ Aatomituuma tähistamine

1911. aastal tõestas inglise füüsik *E. Rutherford* (loe: razefod) katseliselt, et aatomi keskmes asub positiivselt laetud ja suure massiga aatomi osa — **aatomituum**. Aatomituuma on koondunud üle 99,95% aatomimassist. Aatomituum omakorda koosneb **prootonitest** ja **neutronitest**, mis kannavad ühist nimetust **nukleonid** (ladinakeelsest sõnast *nucleus* — tuum). Teooria, mille kohaselt aatomituumade koostisse kuuluvad prootonid ja neutronid, väljendasid esmakordselt nõukogude teadlane *D. Ivanenko* ja saksa füüsik *W. Heisenberg*.

Aatomituumale annavad laengu prootonid, mis on laetud positiivselt. Ühe prootoni laeng võrdub ühe elementaarlaenguga (+1). Selline laeng on näiteks vesiniku aatomi tuumal, mis koosnebki vaid ühest prootonist. Alumiiniumi aatomi tuumalaeng on aga +13, sest alumiiniumi aatomi tuum sisaldab 13 prootonit.

Aatomi tuumalaengu suurus on võrdne tuumas sisalduvate prootonite arvuga.

Prootoni mass võrdub ühe süsinikuühikuga, mistõttu tema massi avaldatakse arvuga 1. Prootonit tähistatakse lühidalt järgmiselt: 1_1p , kusjuures ülemine indeks näitab massi ja alumine laengut. Kuna vesiniku aatomituum kujutab endast prootonit, võib prootoni tähisena kasutada ka vesiniku aatomi tuuma tähist: 1_1H .

Kõigi teiste elementide aatomituumad (peale vesiniku) sisaldavad prootonite kõrval ka neutroneid. Neutronil puudub laeng (laeng on null). Neutroni mass võrdub prootoni massiga, mistõttu seda avaldatakse samuti arvuga 1. Neutronit tähistatakse 1_0n .

Prootonite, neutronite ja elektronide masside summa moodustab elemendi **aatommassi**.

Elektronide mass on aga aatomi massist tühiselt väike osa ning seda tavaliselt ei arvestata (ühe elektroni mass on umbes $\frac{1}{1840}$ prootoni massist). Kuna põhiliselt annavad aatomile massi prootonid ja neutronid, nimetatakse nende koguarvu **massiarvuks**.

$$\text{Massiarv} = \text{prootonite arv} + \text{neutronite arv tuumas}$$

Kui on teada tuumas sisalduvate prootonite arv, siis **neutronite arvu saab leida nii, et elemendi täisarvuni ümardatud aatommassist (massiarvust) lahutatakse prootonite arv**.

Alumiiniumi täisarvuni ümardatud aatommass on 27. Tema aatomituum sisaldab 13 prootonit. Neutroneid on alumiiniumi aatomi tuumas seega $27 - 13 = 14$.

Aatomituumatahiseks on keemilise elemendi sümbol, millest vasakul ülal paiknev indeks näitab laenguarvu ja all paiknev indeks massiarvu (nukleonide arvu tuumas). Alumiiniumi aatomi tuuma tähistatakse näiteks: ${}^{13}_{27}\text{Al}$.

2. AATOMI ELEKTRONKATE.

- ▶ *Elektroni mass ja laeng*
- ▶ *Elektronipilv ja orbitaal*
- ▶ *s- ja p-orbitaalid*
- ▶ *Elektroni spinn ja elektronipaarid*
- ▶ *Elektronikihid*
- ▶ *Elektronide arv orbitaalil ja elektronikihtidel*

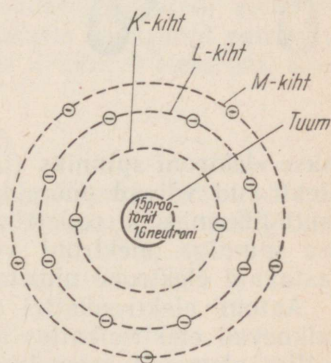
Elektronid koos prootonite ja neutronitega on aatomite põhilised koostisosad, kuid elektronid ei asu aatomituumas, vaid moodustavad aatomi elektronkatte. Massilt on elektron umbes 1840 korda prootonist (samuti neutronist) väiksem. Elektroni laeng

<i>I period</i>	1	H-1 ⊕ ⁺¹ 1							2	He-4 ⊕ ⁺² 2						
<i>II period</i>	3	Li-7 ⊕ ⁺³ 2 1	4	Be-9 ⊕ ⁺⁴ 2 2	5	B-11 ⊕ ⁺⁵ 2 3	6	C-12 ⊕ ⁺⁶ 2 4	7	N-14 ⊕ ⁺⁷ 2 5	8	O-16 ⊕ ⁺⁸ 2 6	9	F-19 ⊕ ⁺⁹ 2 7	10	Ne-20 ⊕ ⁺¹⁰ 2 8
<i>III period</i>	11	Na-23 ⊕ ⁺¹¹ 2 8 1	12	Mg-24 ⊕ ⁺¹² 2 8 2	13	Al-27 ⊕ ⁺¹³ 2 8 3	14	Si-28 ⊕ ⁺¹⁴ 2 8 4	15	P-31 ⊕ ⁺¹⁵ 2 8 5	16	S-32 ⊕ ⁺¹⁶ 2 8 6	17	Cl-35 ⊕ ⁺¹⁷ 2 8 7	18	Ar-40 ⊕ ⁺¹⁸ 2 8 8
<i>IV period</i>	19	K-39 ⊕ ⁺¹⁹ 2 8 8 1	20	Ca-40 ⊕ ⁺²⁰ 2 8 8 2												

Joonis 14. Aatomi ehituse seos perioodilise süsteemiga.

(-1) aga on prootoni laenguga (+1) võrdne, kuid vastupidise märgiga. Elektroni tähisena kasutatakse: e ehk e^- .

Elektronide arv aatomis võrdub prootonite arvuga tuumas. See põhjustabki aatomi elektroneutraalsust. Vesiniku aatomi tuuma (prootonit) ümbritseb üht elektroni sisaldav elektronkate, alumiiniumi aatomi elektronkatte moodustavad 13 elektroni jne. Elektron liigub tohutu kiirusega (umbes $2000 \frac{\text{km}}{\text{s}}$) ümber aatomi tuuma, moodustades **elektronipilve**, millele jaotub elektroni laeng (sellest ka sageli kasutatav nimetus «elektroni laengupilv»).

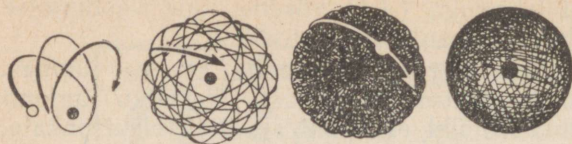


Joonis 15. Elektronide jaotus fosfori aatomi elektronikihtidel.

Ruumiosa aatomist, mille võtab enda alla elektronipilv, nimetatakse aatomi elektroniorbitaaliks ehk lihtsalt orbitaaliks. Viimaste kuju sõltub elektroni esinemisest just mingis antud ruumiosas. Võrdlusena võime vaadelda vurri tiirlemise tagajärjel nähtavaks muutuvat ruumiosa, mis tingitult nõori pinguloleku määrast on erinev. Geomeetriliselt kujult kõige lihtsamaks on kerakujuline orbitaal, mis paikneb tuuma suhtes sümmeetriliselt. Sellist orbitaali nimetatakse *s*-orbitaaliks (joonis 16). Orbitaali, mis kujutab endast ruumilist number kaheksat, nimetatakse *p*-orbitaaliks (joonis 17). Esineb veel teisi, nimetatutest erineva kujuga orbitaale.

Elektron ei liigu tuumast täpselt ühesugusel kaugusel, mistõttu elektronipilved ei ole ühtlase tihedusega. Elektroni esinemisagedust vesiniku aatomi tuuma ümbritsevas elektronipilves kujutab läbilõikeliselt skeem joonisel 16.

Samaaegselt tiirlemisega ümber aatomi tuuma pöörlevad elektronid ümber oma mõttelise telje. **Elektroni pöörlemist nimeta-**



Joonis 16. s-orbitaali kujunemine.



Joonis 17. a) üksik p -orbitaal; b) ühe elektronikihi kolm p -orbitaali.

takse elektroni spinniks (ingliseelsest sõnast *spin* — pöörlema). Elektronid võivad pöörelda kahes vastupidises suunas — kellaosuti liikumise ja sellele vastupidises suunas. Kaks vastassuunalise spinniga elektroni võivad moodustada **elektronipaari** ning vastavaid elektrone nimetatakse siis **paardunud elektronideks**.

Aatomi elektronkattel on kihiline struktuur, sest orbitaalid paiknevad elektronkattes nn. **elektronikihtidena**. Sõltuvalt sellest, millise elemendi aatomiga on tegemist, võib elektronikiht sisaldada ühe või enam orbitaale. Heeliumi aatomi elektronkate koosneb vaid ühest kihist, mille moodustab s-orbitaal. Lämmastiku aatomi elektronkate aga koosneb kahest elektronikihist, kusjuures esimene sisaldab ühe s-orbitaali, teine ühe s-orbitaali ja kolm p-orbitaali.

Elektronikihte tähistatakse tuuma poolt lugedes suurte tähtedega järgmiselt: *K, L, M, N, O, P* ja *Q*.

Seega on *K*-kiht esimene elektronikiht, *M*-kiht aga näiteks kolmas elektronikiht (joonis 15).

Esimesel elektronikihil (*K*-kihil) võib olla ainult üks orbitaal — s-orbitaal, teisel elektronikihil (*L*-kihil) on üks s-orbitaal ja kolm p-orbitaali. Järgmistel kihtidel on lisaks neile veel teisi orbitaale.

Orbitaalil võib paikneda üks elektron (näiteks vesiniku s-orbitaalil), maksimaalselt aga kaks paardunud elektroni (vastassuunaliste spinnidega elektroni). Heeliumi s-orbitaalil asub näiteks elektronipaar. Teisel elektronikihil (*L*-kihil) võib seega maksimaalselt olla 8 elektroni, sest kiht koosneb neljast orbitaalist.

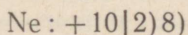
Üldiselt määratakse elektronide maksimaalset võimalikku arvu

esimesel neljal kihil valemi $2n^2$ abil, milles n on kihi number. Seega võib maksimaalselt olla:

esimesel,	K -kihil	— $2 \cdot 1^2 = 2$ elektroni
teisel,	L -kihil	— $2 \cdot 2^2 = 8$ elektroni
kolmandal,	M -kihil	— $2 \cdot 3^2 = 18$ elektroni
neljandal,	N -kihil	— $2 \cdot 4^2 = 32$ elektroni

Järgmisel kihil on elektronide arv 32 või 18. Elektronide arvu vähenemine tuumast kaugematel kihtidel toimub vastupidises järjekorras: 32, 18, 8 ja 2 elektroni.

Elektronide jaotumist kihtidel väljendatakse sageli **elektronilise skeemi** abil. Neooni aatomi elektronkatte elektronid paiknevad näiteks kahel elektronikihil: K -kihil 2 ja L -kihil 8 elektroni. Skeemil tähistatakse seda:



Skeemil on elemendi sümbol ja tuumalaengu tähis püstjonega eraldatud elektronkatte osast. Elektronikihte märgitakse kaartega.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Millest sõltub aatomite tuumalaengu suurus?
 2. Mida väljendavad tähistused: $\begin{matrix} 15 & 29 & 50 \\ 31 & 64 & 119 \end{matrix}$ P, Cu, Sn?
Leida neutronite arv nimetatud elementide aatomituumas.
 3. Millega seletada aatomite elektroneutraalsust?
 4. Mitu elektroni on argooni aatomi elektronikihtidel, kui on teada, et kõik ta elektronid paiknevad kolmel kihil ja elektronide koguarv elektronkattes on 18?
.
5. Mitu grammi väävelhapet kulub lahuse neutraliseerimiseks, mis sisaldab 0,5 mooli kaaliumhüdroksiidi? (24,5 g)
 6. Mitu grammi naatriumsulfaati kulub 57 g baariumkloriidiga reageerimiseks? (35,5 g)
.
7. 80 g 25%-list väävelhapet segati 30 g 90%-lise väävelhappega. Arvutada tekkinud uue lahuse protsendiline kontsentratsioon. (42,8%-line)
 8. 200 g 7,8%-list vask(II)sulfaadi lahust segati lahusega, mis sisaldas 0,02 mooli naatriumhüdroksiidi. Mitu grammi ainet ja millist eraldub sademena?



18. sajandi lõpul kujutleti aatomeid jagamatute kuulikestena. 19. sajandi lõpus hakkas kogunema fakte, mis tõestasid, et kujutlus aatomite jagamatusest ja muutumatusest on ekslik. 20. sajandi algul õnnestus teadlastel kindlaks teha aatomi ehituse põhijooned. Aatomi keskel on väga väike, aatomi mõõtmetest mitu tuhat korda väiksem tuum, kuhu on koondunud peaaegu täielikult (99,95%) aatomi mass. (Loe K. Gladkov. *Aatomi ABC*. Tallinn, 1969, lk. 15—23.)

§ 5. KEEMILISTE ELEMENTIDE PERIOODILISUSSEADUS JA PERIOODILISUSE SÜSTEEM AATOMI EHITUSE VÄLGUSEL.

1. D. MENDELEJEVI PERIOODILISUSSEADUSE KAASAEGNE SISU.

- ▶ *Elemendi järjenumbriga tähendus*
- ▶ *Aatomi väliskihi elektronid ja elementide omadused*
- ▶ *Perioodilisusseaduse kaasaegne sõnastus*
- ▶ *Perioodi ja rühma numbrite tähendused*
- ▶ *Perioodilisusseadus ja aatomi elektroniline skeem*

1912. a. avastas inglise teadlane H. Moseley (loe: mozli), et elemendi järjenumbriga suurus D. Mendelejevi perioodilisuse süsteemis võrdub prootonite arvuga selle elemendi aatomi tuumas. Seega saab järjenumbriga põhjal määrata prootonite arvu tuumas ja elemendi aatomi tuumalaengu suurust. Kuna prootonite arv võrdub aatomis sisalduvate elektronide arvuga, siis näitab järjenumbriga ühtlasi ka elektronide arvu. Näiteks süsiniku järjenumbriga perioodilisuse süsteemis on 6. Vastavalt sellele sisaldab süsiniku aatomi tuum 6 prootonit (tuumalaeng on +6) ja ümber süsiniku aatomi tuuma liigub 6 elektroni. Kaltsiumi järjenumbriga on 20. Tema aatomi tuumas on 20 prootonit (tuumalaeng +20) ja aatomi elektronkattes sisaldub 20 elektroni.

Kuna üleminekul ühelt elemendilt teisele suureneb aatomite tuumalaeng ühe ühiku võrra, siis saab vesinikust (järjenumbr 1) uraanini (järjenumbr 92) olla ainult 92 elementi ja mitte enam.

Kasutades tabelit joonisel 14 jälgime nüüd perioodilisuse süsteemi teise ja kolmanda perioodi elementide aatomite ehitust ja omaduste muutumist tuumalaengu suurenemise järjekorras paiknevate elementide reas. Näeme, et perioodis (või reas) kasvab elektronide arv väliskihis ühest kuni kaheksani (oktett) ja üheksandal elemendil on aatomi väliskihil jällegi üks elektron. Näiteks liitiumi aatomi väliskihil on üks elektron. Liitiumist üheksanda elemendi — naatriumi väliskihil on samuti üks elektron ning ka naatriumist üheksanda elemendi — kaaliumi väliskihil on üks elektron. Ilmneb, et neil elementidel, millele väliskihis on ühepalju elektrone, on sarnased omadused. Näiteks liitiumil, naatriumil ja kaaliumil on sarnased omadused, berülliumil ja magneesiumil (kaks elektroni väliskihil) on samuti sarnased omadused jne. Järelikult keemiliste elementide välise elektronikihi elektronide arvu perioodiline kordumine põhjustab ka elementide omaduste perioodilist kordumist — nende sarnasust.

Kindla elektronide arvu aatomis tingib teatavasti tuumalaeng, mistõttu perioodilisusseadust sõnastatakse järgmiselt.

Elementide ja nende ühendite omadused on perioodilises sõltuvuses aatomituuma laengu suuruselt.

Perioodilisusseaduse niisugusest sõnastusest lähtudes peab argoon (aatommass 40) seaduspäraselt paiknema enne kaaliumi (aatommass 39), sest argooni tuumalaeng (+18) on kaaliumi tuumalaengust (+19) väiksem. (D. Mendelejev paigutas nimeetatud elemendid selliselt, kuid läks seejuures vastuollu oma põhimõtetele elementide järjestamisest aatommassi alusel.)

Seos perioodilisuse süsteemi ja aatomi ehituse vahel ei väljendu üksnes elementide järjenumbr kokkulangevuses prootonite arvuga.

Oluline tähendus aatomi ehituse seisukohalt on ka perioodi numbril ja rühma numbril.

Perioodi number näitab elektronikihtide arvu aatomi elektronkattes. Rühma number näitab peaalarühma kuuluvate elementide aatomite väliselektronikihis asuvate elektronide arvu.

Eelnevat teades võime näiteks element süsiniku kohta väita, et elektronid tema elektronkattes paiknevad kahel kihil. Teades aga, et antud elemendi aatomi elektronkattes (näiteks fosfori elektronkattes) paiknevad elektronid kolmel kihil, võime öelda, et see

element (fosfor) paikneb perioodilisuse süsteemi kolmandas perioodis. Kuna element fluor paikneb perioodilisuse süsteemi VII rühma peaalarühmas, siis peab ta aatomi väliselektronikihil olema seitse elektroni. Alumiumi aatomi väliselektronikihil on kolm elektroni — alumium paikneb kolmandas rühmas.

Kõrvalalarühma elementide aatomite väliselektronikihis on tavaliselt kaks elektroni (harva ka üks elektron). Elektronide arv kihtidel on esitatud õpiku tagakaane siseküljel toodud tabelis.

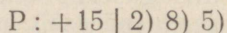
Aatomi väliselektronikihil võib olla maksimaalselt 8 elektroni, elviimasel kihil — 8 kuni 18 elektroni.

Tundes seoseid aatomi ehituse ja perioodilisuse süsteemi vahel, võime viimast kasutades koostada mistahes elemendi aatomi elektronilise skeemi. Näitena koostame fosfori aatomi elektronilise skeemi.

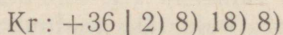
Fosfori järjenumbr on 15. Järelikult on fosfori aatomi tuumalaeng +15 ja elektronkattes 15 elektroni. Kuna fosfor paikneb kolmandas perioodis, asuvad ta elektronid kolmel kihil, seejuures väliselektronikihil on 5 elektroni (fosfor paikneb V rühma peaalarühmas). Valemit $2n^2$ saame fosfori elektronilise skeemi koostamisel kasutada *K*-kihi puhul, sest väliskihi elektronide arv on määratud rühma numbriga ja *L*-kihi elektronid tuleb leida *K*- ja *M*-kihi elektronide summa lahutamise teel elektronide üldarvust:

$$15 - (2 + 5) = 8 \text{ elektroni}$$

Fosfori elektroniline skeem:



Analoogiliselt koostame veel krüptooni elektronilise skeemi:



Küsimusi ja ülesandeid.

1. D. Mendelejevi elementide perioodilisuse süsteemi alusel määrata, mitu prootonit, elektroni ja neutronit sisaldub järgmiste elementide aatomites: vesinik, hapnik, lämmastik, alumium, väävel, elavhõbe, plii.
2. Aatommasside tõusu järjekorda arvestades peaks kaalium paiknema perioodilisuse süsteemis enne argooni, jood enne telluuri ja nikkell enne koobaltit. D. Mendelejev paigutas elemendid aga teisiti. Missugused andmed kinnitavad, et antud elementide paigutus perioodilisuse süsteemis: argoon enne kaaliumi, telluur enne joodi ja koobalt enne niklit, on õige?

3. Millega seletada sarnasust kaaliumi ja naatriumi keemilistes omadustes?

. . .

4. Mitu kilogrammi kaltsiumoksiidi tekib lubjakivi koguse lagunemisel, milles on 20 kmooli kaltsiumkarbonaati?
5. Arvutada, mitu grammi 25%-list väävelhapet kulub 3 mooli vask(II)oksiidiga reageerimiseks.

. . .

6. Arvutada, mitu kilogrammi 10%-list väävelhapet kulub 0,5 kmooli raud(III)hüdroksiidiga reageerimiseks. (735 kg)
7. 3,4 g hõbenitraati sisaldav lahus segati lahusega, mis sisaldas niisama palju naatriumkloriidi. Kas kogu hõbe hõbenitraadi lahusest reageerib? Kui palju tekib hõbekloriidi? (2,87 g)
8. Kui palju soodat (Na_2CO_3) ja kaltsiumkloriidi (CaCl_2) on vaja võtta 2 kmooli kaltsiumkarbonaadi saamiseks? (212 kg Na_2CO_3 ja 222 kg CaCl_2)

2. ESIMISE JA TEISE PERIOODI ELEMENTIDE AATOMITE ELEKTRONILISED VALEMID.

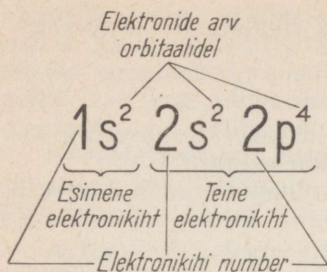
- ▶ *Elektronilise valemi mõiste*
- ▶ *Elektronide arvu tähistamine orbitaalil*
- ▶ *Elektronikihtide tähistamine elektronilises valemis*
- ▶ *Elektronilise valemi koostamine*

Elektronide jaotust orbitaalidel esitatakse tavaliselt nn. elektroniliste valemitega. Aatomi niisugune kirjeldusviis on täpsem võrreldes sellega, kui iseloomustame aatomit ainult elektronide jaotusega elektronikihtidel.

Elektronilistes valemites tähistatakse elektronikihi numbriga, mille järele märgitakse tähtedega orbitaalid.

Orbitaali sümboli *s*- või *p*-ette kirjutatud arv osutab elektronikihi numbrile, orbitaali sümboli ülemine indeks näitab elektronide arvu orbitaalil. Näiteks tähistus $1s^2 2s^2 2p^4$ näitab, et elemendi aatomi esimese elektronikihi *s*-orbitaalil on kaks elektroni ($1s^2$), teise elektronikihi *s*-orbitaalil kaks elektroni ($2s^2$) ja *p*-orbitaalidel 4 elektroni ($2p^4$) (joonis 18).

Aatomi elektronilise valemi koostamisel lähtume järgmistest asjaoludest: 1) määrame elektronide arvu aatomi elektronikihtidel, 2) arvestame, et igal orbitaalil võib olla maksimaalselt 2



Joonis 18. Aatomi elektroniline valem.

elektroni, 3) esimesel elektronikihil on üks s -orbitaal, teisel kihil üks s - ja kolm p -orbitaali.

Koostame nüüd esimese ja teise perioodi elementide aatomite elektronilisi valemmeid. Seejuures kontrollime, et elektronide arv kihtidel vastaks elektronide üldarvule aatomis.

Esimesse perioodi kuulub 2 elementi: vesinik ja heelium. Vesiniku järjenumbr on 1, tema elektronkate koosneb ühest kihist, K -kihist, kuhu kuulub üks elektron. Kuna esimesel elektronikihil on vaid üks s -orbitaal ja sellel ainult üks elektron, siis on vesiniku aatomi elektroniline valem: $1s^1$ (mõnikord ülemist indeksit «1» ei märgita, seega kujuneb valemiks $1s$). Heeliumi aatomis on esimesel elektronikihil samuti üks s -orbitaal, kuid sellel asub kaks paardunud elektroni, seega on heeliumi elektroniliseks valemiks $1s^2$.

Teise perioodi elementidel (liitiumist neonini) on elektronkattes 2 elektronikihti (K - ja L -kihid). Esimesel kihil (K -kihil) on üks s -orbitaal, teisel (L -kihil) — üks s - ja kolm p -orbitaali. Enne täituvad s - ja alles siis p -orbitaalid. Liitiumi aatomi kolmest elektronist (järjenumbr 3) on esimese kihi s -orbitaalil 2 elektroni, teise kihi s -orbitaalil 1 elektron (liitium on I rühma element ja väliskihil 1 elektron). Liitiumi aatomi elektroniliseks valemiks saame $1s^2 2s^1$, p -orbitaalid jäävad täitmata.

Berülliumi aatomi neljast elektronist (järjenumbr 4) on esimese kihi s -orbitaalil 2 ja teise kihi s -orbitaalil samuti 2 elektroni (berüllium on II rühma element). Berülliumi elektroniline valem on $1s^2 2s^2$, p -orbitaalid on täitmata.

Boori aatomi 5 elektroni (järjenumbr 5) paiknevad samuti kahel elektronikihil (teine periood). Kuna boor on kolmanda rühma element, siis on ta aatomi välisel elektronikihil 3 elektroni ja esimesel elektronikihil 2 elektroni ($3+2=5$). Boori aatomi esimese elektronikihi valem on $1s^2$. Teise elektronikihi 3 elektroni jao-

tuvad järgmiselt: s -orbitaalil saab olla maksimaalselt 2 elektroni ($2s^2$), p -orbitaalile jääb seega $3-2=1$ elektron. Boori aatomi teise elektronikihi valem on $2s^2p^1$ ja aatomi elektroniline valem seega $1s^22s^22p^1$.

Viimasena käsitleme hapniku aatomi elektronilise valemi koostamist. Hapniku järjenumbr on 8, s. t. tema aatomi elektronkat-
tes on 8 elektroni, mis paiknevad kahel kihil (teise perioodi ele-
ment). Kuna hapnik asub VI rühma pealarühmas, on ta aatomi
välisel elektronikihil 6 elektroni ja esimesel kihil — 2. Esimese
kihi valem on $1s^2$, teise kihi kuuest elektronist on kaks s -orbitaa-
lil, ülejäänud neli elektroni aga p -orbitaalidel ($2s^22p^4$) ja hapniku
aatomi lõplikuks elektroniliseks valemiks kujuneb $1s^22s^22p^4$.

Küsimusi ja ülesandeid.

- Lähtudes arseeni asukohast perioodilisuse süsteemis, vastata küsimustele: a) mitu elektroni on arseni aatomis, b) mitu elektroni on arseni aatomi väliskihil, c) mitu neutronit on arseni aatomi tuumas?
- Lähtudes astaaadi asukohast perioodilisuse süsteemis, vastata küsimustele: a) mitu prootonit ja neutronit on astaaadi aatomi tuumas, b) mitmel elektronikihil on astaaadi aatomis elektro-
nid, c) mitu elektroni on astaaadi aatomi väliskihil?
- Mitu elektroni on räni, väävli, kloori, vanaadiumi ja raua aatomite välisel elektronikihil?
- Seletada mõisted: a) elektronkate, b) elektronikiht, c) orbitaal.
- Mitu elektroni on aatomi välisel elektronikihil, kui ta elektroniline valem on a) $1s^22s^22p^6$, b) $1s^22s^22p^63s^1$,
c) $1s^22s^22p^63s^23p^1$?
- Koostada a) süsiniku, b) fluori aatomi elektroniline valem.
- Millise elemendi elektroniline valem on $1s^22s^22p^3$?
-
- Mitu mooli kaltsiumkarbonaati peab reageerima soolhappega, et tekiks 88 g süsinikdioksiidi?
- Mitu a) grammi ja b) liitrit vesinikku eraldub 6,5 g tsingi reageerimisel soolhappega, kui 1 l vesiniku mass on 0,09 g?
-
- Mitu grammi vett tuleb lisada 150 g 18%-lisele naatriumkloriid lahusele, et saada 10%-list lahust?
- Mitu kilogrammi süsinikdioksiidi eraldub 10 kg kivisöe põlemisel, kui kivi-
süsi sisaldab 95% süsinikku? (350 kg)

§ 6. KEEMILINE SIDE.

1. KEEMILISE SIDEME OLEMUS.

- ▶ Keemiline side
- ▶ Sideme tekkimine
- ▶ Molekulaarne orbitaal

Looduses esineb 92 keemilist elementi, kuid vabalt üksikute aatomitena on neid harva. Tavaliselt ühinevad kas ühe ja sama elemendi aatomid ja moodustavad lihtaine molekuli (näiteks hapniku ja lämmastiku molekulid koosnevad kahest aatomist vastavalt O_2 , N_2 ; väävli molekuli koosneb kaheksast aatomist S_8) või ühinevad erinevate keemiliste elementide aatomid ja moodustavad keemilisi ühendeid. Viimaste üldarv ulatub umbes 3 miljonini. Nii lihtainete molekulides kui ka ühendes esineb aatomite vahel eriline vastastikune mõju, mida nimetatakse keemiliseks sidemeks.

Keemilise sideme tekkimisest võtavad osa reageerivate aatomite elektronid.

Üksiku aatomi puhul liiguvad elektronid mööda aatomiorbitaali. Kui aga kaks aatomit reageerivad ja moodustavad molekuli, siis hakkavad elektronid liikuma mööda orbitaali, mis on ühine neile aatomitele. Niisugust orbitaali nimetatakse molekulaarseks orbitaaliks. Keemilise sideme iseloom sõltub sellest, kuidas erinevad üksteisest reageerivate ainete aatomid.

2. ELEKTRONEGATIIVSUS.

- ▶ Elektronegatiivsuse mõiste
- ▶ Elektronegatiivsuste skaala
- ▶ Metallide ja mitmetallide elektronegatiivsusest

Elektronegatiivsuseks nimetatakse aatomi võimet keemilise sideme moodustumisel siduda elektrone.

Molekulis mõjutavad erinevate elementide aatomid elektrone erinevalt. Keemilise elemendi aatomid, mis seovad elektrone tugevalt, on kõrge elektronegatiivsusega; keemilise elemendi aatomid, mis seovad elektrone nõrgalt, on aga madala elektronegatiivsusega.

sega. Elektronide sidumise määr sõltub aatomi tuuma laengust, elektronide kaugusest tuumast ja mitmetest teistest teguritest. Leppeliselt võetakse liitiumi (Li) aatomi elektronegatiivsus ühikuks (1,0) ja temaga võrreldes hinnatakse teiste elementide aatomite elektronegatiivsusi. Elektronegatiivsuse tähiseks on ϵ . Kõige elektronegatiivsem element on fluor, elektronegatiivsusega 4,0, ja kõige väiksema elektronegatiivsusega on tseesium (elektronegatiivsus 0,7). Ulejäänud elementide elektronegatiivsused on vahemikus 0,7 kuni 4,0.

Elementide aatomite elektronegatiivsused on avaldatud tabelis 14.

Tabel 14.

Elektronegatiivsused.

H — 2,1						
Li — 1,0	Be — 1,5	B — 2,0	C — 2,5	N — 3,0	O — 3,5	F — 4,0
Na — 0,9	Mg — 1,2	Al — 1,5	Si — 1,8	P — 2,1	S — 3,5	Cl — 3,0
K — 0,8	Ca — 1,0	Sc — 1,3	Ge — 1,7	As — 2,0	Se — 2,4	Br — 2,8
Rb — 0,8	Sr — 1,0	Y — 1,3	Sn — 1,7	Sb — 1,8	Te — 2,1	I — 2,5
Cs — 0,7	Ba — 1,0		Pb — 1,6			

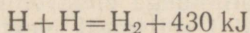
Tabelist järeldub, et elementide aatomite elektronegatiivsused alluvad D. Mendelejevi perioodilisusseadusele. Perioodides koos järjenumbriga suurenemisega kasvab ka elektronegatiivsus, rühmades elektronegatiivsus kahaneb. Mida suurem on elemendi elektronegatiivsuse väärtus, seda mittemetallilisem ta on. Metallidel on väikesed elektronegatiivsused. Tinglikult loetakse, et metallide elektronegatiivsused on alla 1,7, mittemetallidel aga üle 1,7.

3. KOVALENTNE SIDE.

- ▶ Ühiste elektronipaaride teke
- ▶ Kovalentne üksik-, kaksik- ja kolmikside
- ▶ Valents
- ▶ Aatomivõre

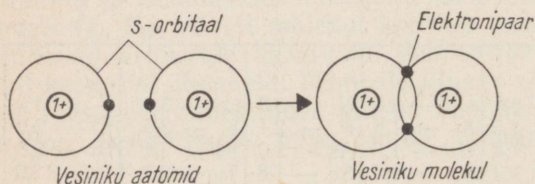
Kõigepealt tutvume niisugust tüüpi sidemega, mis moodustub ühe ja sama elemendi aatomite vahele, s. t. sidemega, mis esineb lihtaine molekulides.

Käsitleme vesiniku molekuli moodustumist vesiniku aatomitest. Üksikud vesiniku aatomid on väga ebapüsivad, nad reageerivad omavahel ja moodustavad vesiniku molekuli:



Et ühinemisreaktsioon on eksotermiline, siis on ka vesiniku molekul palju püsivam kui üksikud aatomid.

Aatomite ühinemisel molekuliks toimuvad muutused aatomite elektronkattes. Vesiniku aatomi tuuma ümbritseval 1s-orbitaalil on vaid üks elektron. Kahe vesiniku aatomi lähenemisel satuvad kummagi vesiniku aatomi elektronid mõlema vesiniku aatomi tuuma mõju alla. Seega on üksik elektron vesiniku molekulis seotud tugevamini kui vesiniku aatomis. See ongi üheks põhjuseks, miks kaks vesiniku aatomit ühinevad molekuliks. Kaks elektroni moodustavad elektronipaari. Viimane kuulub võrdselt

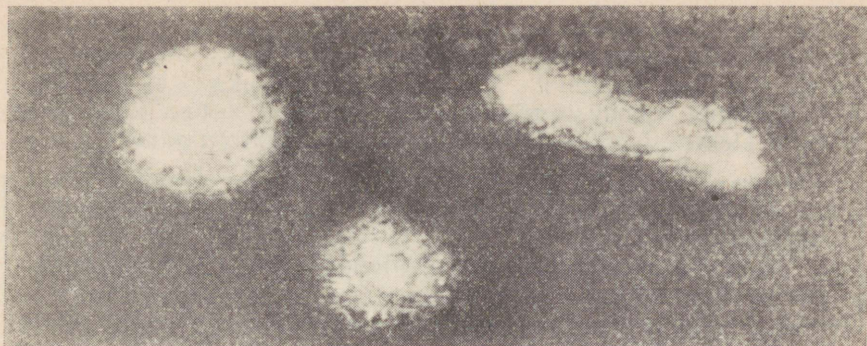


Joonis 19. Vesiniku molekuli tekke skeem.

mõlemale vesiniku aatomile. Elektrostaatiline külgetõmbejõud elektronipaari ja kahe aatomituuma vahel molekulis on tugevam kui on üksikus vesiniku aatomis külgetõmbejõud ühe elektroni ja aatomituuma vahel. Aatomite orbitaalide asemel moodustub ühine molekulaarne orbitaal, kus negatiivse laengu tihedus on suurem kui üksikutes aatomites. See hoiabki aatomituumad koos. Ühise elektronipaari moodustumist selgitab joonis 19.

Elektronipaari abil seotud aatomeid tähistatakse vesiniku molekulis järgmiselt: H:H ehk H—H. Viimases struktuurivalemis tähistab kriipsuke ühe elektronipaari olemasolu ehk ühte keemilist sidet aatomituumade vahel. Aatomituumade tähistab niisuguses skeemis sümbol ja elektronipaari kujutamine kahe aatomi vahel osutab, et mõlemad aatomid valdavad ühist elektronipaari võrdselt.

Vesiniku aatomi kui kõige lihtsama puhul kuulub elektronkattesse vaid üks elektron. Teiste elementide puhul, mille aatomi elektronkattes on rohkem elektrone, tähistatakse skeemides ainult välise elektronikihi elektroneid. Näiteks vaatleme skeemi kloori aatomite ühinemise kohta molekuliks (joonis 21). Teatavasti moodustavad vastupidiste spinnidega elektronid elektronipaari. Kloori aatomi välise elektronikihi seitsmest elektronist 6 juba moodus-



Joonis 20. Suurendatud foto vesiniku aatomite orbitaalidest (vasakul) ja vesiniku molekuli orbitaalist (paremal).

tavad omavahel kolm paari. Seitsmes, paardumata elektron ühineb teise kloori aatomi seitsmenda paardumata elektroniga ja moodustab ühise elektronipaari. Viimane seobki kloori aatomid molekuliks. Tähistades struktuurivalemis ainult ühist elektronipaari, saame kloori molekuli struktuurivalemiks Cl—Cl.

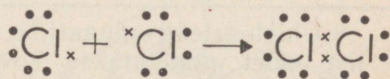
Nagu selgub joonisest 21, omandab molekulis kumbki kloori aatom seejuures püsiva kaheksaelektronilise väliskihi (oktett). Neist kaheksast elektronist kuulub ainult kuus elektroni kummalgi kloori aatomile, kaks elektroni (üks elektronipaar) on neil ühised.

Eespool toodud näidetest järeldub, et ühine elektronipaar seob vesiniku aatomid vesiniku molekuliks ning kloori aatomid kloori molekuliks.

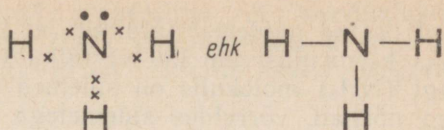
Üks ühine elektronipaar moodustab kovalentse üksiksideme.

Märkus: Termin kovalentne tuleneb sõnast valents ja eesliitest ko-. Viimane pärineb ladina keelest ja tähendab ühes-, koos-. Seega osutab kovalentne side olukorrale, kus sideme moodustamisest kahe aatomi vahel võtavad võrdselt osa mõlemad aatomid.

Joonis 21. Kloori molekuli tekkimise skeem (kloori aatomi välise elektronikihi paardumata elektron on märgitud ristikesega).



Joonis 23. Ammoniaagi molekuli skeem.

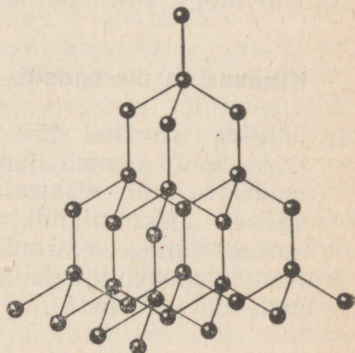


Kovalentne side esineb paljudes lihtainetes, aga ka keemilistes ühendites. Näiteks ammoniaagi (NH₃) molekuli tekkimisel annab lämmastiku aatom sidemete moodustamiseks 3 elektroni (lämmastiku aatomi välise elektronikihi viiest elektronist on kolm paardumata), kolm vesiniku aatomit annavad igaüks aga ühe elektroni (joonis 23). Kolm vesiniku aatomit on seotud lämmastiku aatomiga kolme kovalentse sideme abil. Ammoniaagi molekulis on lämmastiku aatomit ümbritseval välisel elektronikihil 8 elektroni, neist kaks kuuluvad ainult lämmastiku aatomi tuumale ja kolm paari on ühised vesiniku aatomitega. Lämmastik on ammoniaagis kolmevalentne, vesinik aga ühevalentne.

Termokeemiast õppisime, et mida rohkem vabaneb energiat molekuli tekkimisel, seda enam kulub energiat ka aatomitevaheliste sidemete katkemiseks molekulis ning seda püsivam on molekul.

Niisiis väljendab soojushulk, mis eraldub aatomite ühinemisel, selle ühendi püsivust.

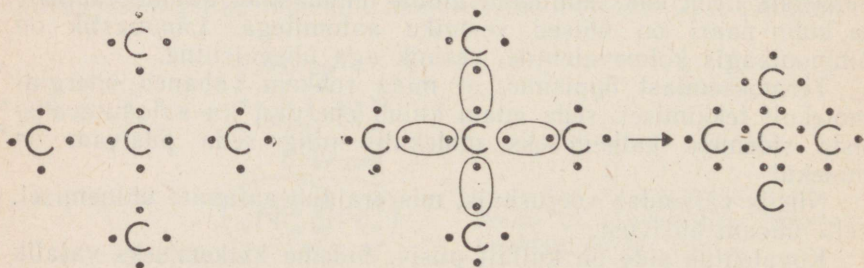
Kovalentne side on küllalt püsiv. Sideme katkemiseks vajalik energia arvatult ühe mooli kohta on näiteks järgmine: vesinik (H₂) — 430 kJ, hapnik (O₂) — 492 kJ, lämmastik (N₂) — 940 kJ, ammoniaak (NH₃) — 46 kJ, vesi (H₂O) — 286 kJ, süsinikdioksiid (CO₂) — 394 kJ. Arvestades, et ühes moolis on *N* (Avogadro arv) molekuli, võime arvutada sideme katkemiseks kuluva energia ühes molekulis.



Joonis 24. Teemandi kristallivõre.

Esitatud näidetest järeldub, et lämmastiku molekul on umbes kaks korda püsivam kui vesiniku või hapniku molekul, ammoniaagi (NH_3) molekulis on sidemed vesiniku ja lämmastiku vahel aga nõrgad, võrreldes sidemetega vesiniku (H_2), hapniku (O_2) või lämmastiku (N_2) molekulis.

Senini käsitlesime kovalentset sidet gaasiliste ainete ($\text{H}_2, \text{Cl}_2, \text{N}_2, \text{NH}_3$) molekulides. Kovalentne side võib esineda aga ka tahketes kristalsetes ainetes. Joonisel 24 on kujutatud teemandi kristallivõre, mille igas võresõlmes paiknevad süsiniku aatomid. Süsiniku aatomid on kristallis üksteisest võrdsetel kaugustel, kusjuures iga süsiniku aatom on seotud nelja naabersüsiniku aatomiga. Nii siis on iga süsiniku aatom seotud nelja kovalentse sidemega. Süsiniku aatomi välise elektronikihi neli elektroni moodustavad nelja naabruses oleva süsiniku aatomiga neli ühist elektronipaari



Joonis 25. Kovalentse sideme moodustumine süsiniku aatomite vahele.

(joonis 25). Sellist kristallivõret, nagu esineb teemandil, nimetatakse aatomivõreks, sest võre sõlmedes paiknevad aatomid. Aatomivõreaga ained on ka räni, boor jt.

Küsimusi ja ülesandeid.

- Jälgida joonistel 21—23 toodud skeeme kovalentse sideme tekke kohta lämmastiku, kloori ja ammoniaagi molekulis ning määrata, mitu elektroni on molekuli moodustavate aatomite välisel elektronikihil. Teha järeldus, mitme elektroniline aatomi väline elektronikiht on molekulides püsiv.
- Kuidas molekuli tekkimisel vabanev soojushulk iseloomustab molekuli püsivust?

3. Milline hape ja alus peavad reageerima, et moodustuksid järgmised soolad: a) KF, b) Na_2S , c) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, d) BaSO_4 ?
 4. Mitu grammi alumiiniumkloriidi on võimalik saada 18 grammist alumiiniumist?
- . . .
5. Mitu aatomit on väävlitükis, mille mass on 16 g?
 6. Mitu mooli hapnikku kulub 1,11 kg kivisöe põlemisel, kui viimane sisaldab 90% süsinikku? (0,083 mooli)
 7. Lähtudes 200 g väävelhappe lahusest saadi 10 g baariumsulfaati. Milline oli väävelhappe lahuse protsendiline kontsentratsioon?

4. KOVALENTSE SIDEME ALALIIGID.

- ▶ *Mittepolaarne kovalentne side*
- ▶ *Polaarne kovalentne side*
- ▶ *Molekulivõre*

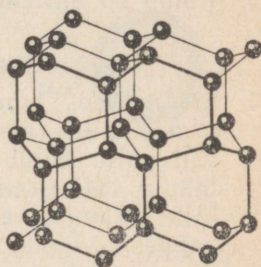
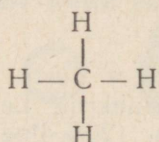
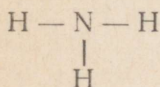
Kovalentsel sidemel on kaks alaliiki (teisendit) —
polaarne ja mittepolaarne kovalentne side.

Lihtaine molekulid (H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 jt.) koosnevad ühe ja sama elemendi aatomitest. Kui molekul koosneb ühe ja sama elemendi kahest aatomist, siis seovad need ühist (või ühiseid) elektronipaari võrdse jõuga, sest aatomite tuumalaengud on võrdsed. Elektronipaar (või -paarid) on sümmeetriliselt mõlema aatomi suhtes. Skeemides märgitakse elektronipaari tähis mõlema elemendi aatomi sümbolist võrdsele kaugusele, näiteks $\text{H}:\text{H}$, $\text{N}:::\text{N}$. Niisugust kovalentset sidet nimetatakse mittepolaarseks kovalentseks sidemeks.

Molekulides, mis koosnevad erinevate elementide aatomitest, kuulub kovalentset sidet põhjustav elektronipaar mõlema aatomi tuuma mõjupiirkonda, kuid elektronegatiivsema (mittemetallilisema) elemendi aatomi tuum mõjutab seda suuremal määral kui teise elemendi aatomi tuum. Polaarse kovalentse sideme puhul on ühine elektronipaar allutatud rohkem elektronegatiivsema (mittemetallilisema) elemendi aatomi tuuma mõju alla. Käsitleme vesinik-kloriidi molekuli moodustumist joonise 26 abil. Skeemil on vesiniku aatomi elektron ja kloori aatomi välise elektronikihi paardumata elektron tähistatud ristikesega. Kovalentset sidet põhjus-

molekulid, nimetatakse molekulivõreks. Molekulivõrega on mõned tahked lihtained (P_4 , S_8) kui ka lihtained (jääkristall — joonis 28, orgaanilised ühendid).

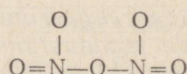
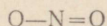
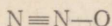
Teades, et ühiste elektronipaaride arv aatomite vahel võrdub arvuliselt valentsiga, võime koostada lihtainete ja ühendite struktuurivalemeid. Näiteks ammoniaagis (NH_3) on lämmastik kolmevalentne, metaanis (CH_4) on süsinik neljavalentne:



Joonis 28. Jääkristalli mudel.

Elementide valentsi määramine on kergesti teostatav vaid lihtsamate ainete puhul. Ühendi valemist lähtudes on enamasti raske määrata elementide valentsi.

Käsitleme mõnede lämmastiku ja hapniku ühendite molekulide ehitust. Dilämmastikoksiidi (N_2O), lämmastikdioksiidi (NO_2) ja dilämmastikpentoksiidi (N_2O_5) struktuurivaleimid on järgmised:



Dilämmastikoksiidis on üks lämmastiku aatom kolmevalentne, teine — neljavalentne. Lämmastikdioksiidis on lämmastik kolmevalentne; dilämmastikpentoksiidis on mõlemad lämmastiku aatomid neljavalentsed.

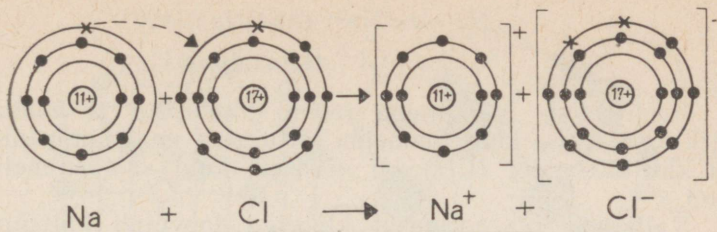
Küsimusi ja ülesandeid.

1. Lähtudes elektronegatiivsuste tabelist otsustada, millistes halogeenide vesinikuühendeis, HCl, HBr või HI, on sidet moodustav elektronipaar kõige enam nihkunud halogeeni aatomi suunas.
2. Reastada metallid K, Na ja Ba metalliliste omaduste tugevnemise suunas.
3. Kumb on mittemetallilisem, kas fosfor või räni?
.
.
.
4. 200 g vees lahustati 50 g suhkrut. Leida tekkinud lahuse protsendiline kontsentratsioon. (20%-line)
5. Kui palju kulub naatriumhüdroksiidi ja vett 20 g 0,5%-lise lahuse valmistamiseks?
6. Mitu grammi vesinikkloriidi ja vett on 28 g 37%-lises soolhappes?
.
.
.
7. Vesiniku põlemisel klooris tekkis 5 mooli vesinikkloriidi. Mitu grammi kloori ja vesinikku kulus reaktsioonil? (5 g vesinikku ja 178 g kloori)
8. Mitu grammi vett tuleb lisada 50 g 22%-lisele lämmastikhappele, et saada 8%-line lahus?

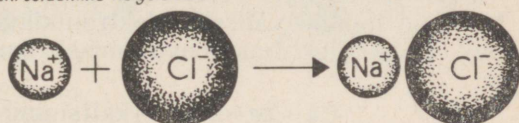
5. IOONILINE SIDE.

- ▶ *Tunduvalt erinevate elektronegatiivsustega elementide omavaheline reageerimine*
- ▶ *Ioonide moodustumine*
- ▶ *Ioonilise sideme teke*
- ▶ *Ioonivõre*

Kovalentne side moodustub ühe ja sama elemendi aatomite või lähedaste elektronegatiivsustega elementide aatomite ühine misel molekuliks. Kui reageerivate elementide aatomite elektronegatiivsused erinevad üksteisest oluliselt, siis esineb keemilise sideme tekkimisel teistsugune olukord. Käsitleme naatriumi reageerimist klooriga. Aatomite lähenemisel teineteisele tõmbab kloori kui suurema elektronegatiivsusega elemendi aatom (elektronegatiivsus 3) väiksema elektronegatiivsusega elemendi — naatriumi (elektronegatiivsus 0,9) aatomi välise elektronikihi ainsa elektroni oma välisesse elektronikihti (joonis 29). Naat-



Elektrostaatiline külgetõmme:

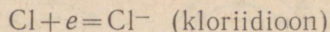
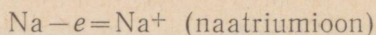


Joonis 29. Naatriumi reageerimine klooriga.

riumi aatom loovutab *M*-elektronikiht ainsa elektroni ning see-tõttu muutub nüüd väliseks elektronikihtiks eelviimane kiht, *L*-kiht, millel on 8 elektroni. Kloori aatom liidab oma välisele elektronikihtile (*M*-kihtil on 7 elektroni) ühe elektroni naatriumi aatomi väliselt elektronikiht, mistõttu ka kloori aatomi väline elektronikiht sisaldab nüüd kaheksa elektroni. Elektronide loovutamise ja liitmise tulemusena saavutavad nii naatriumi kui ka kloori aatomid kaheksaelektronilise väliskihhi, kuid kaotavad oma elektrilise neutraalsuse, sest aatomites ei ole enam võrdne arv prootoneid ja elektrone ning nad omandavad elektrilise laengu.

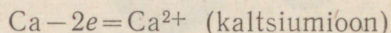
Enne reageerimist				Pärast reageerimist			
Element	Elektronide arv	Prootonite arv	Laeng	Element	Elektronide arv	Prootonite arv	Laeng
Naatrium	11	11	0	Naatrium	10	11	+1
Kloor	17	17	0	Kloor	18	17	-1

Elektrilise laengu omandamisel muutuvad aatomid ioonideks. Naatriumi aatom, loovutanud elektroni, on muutunud positiivse laenguga naatriumiooniks (Na^+). Kloori aatom, liites elektroni, on muutunud negatiivse laenguga kloriidiooniks (Cl^-).

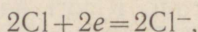


Erinimeliste laengutega ioonid tõmbuvad ja hoiuvad koos elektrostaatilisest külgetõmbejõu tõttu, sest naatriumioonidel (Na^+) ja kloriidioonidel (Cl^-) on võrdsed, kuid vastasnimelised laengud.

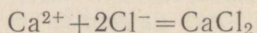
Kaltsiumi reageerimisel klooriga loovutab kaltsiumi aatom kaks välise elektronikihi elektroni (N -kihil on 2 elektroni), nii jääb tekkinud ioonile väliseks elektronikihiks M -kiht, millel on 8 elektroni. Kahe elektroni loovutamisel omandab tekkinud ioon laengu:



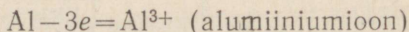
Kaltsiumi aatom andis ära kaks elektroni, kloori aatom saab juurde võtta aga ainult ühe elektroni (kloori aatomi välisel elektronikihil on 7 elektroni, maksimaalselt saab aatomi välisel elektronikihil olla aga 8 elektroni). Seega kulub kahe elektroni vastuvõtmiseks kaks kloori aatomit:



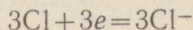
kusjuures moodustub kaks kloriidiooni. Kaltsiumiooni laengu (+2) absoluutväärtus (2) on kaks korda suurem kloriidiooni (-1) absoluutväärtusest (1). Seepärast peame kirjutama



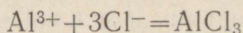
Analoogiliselt eelmiste näidetega leiame, et alumiiniumi reageerimisel klooriga loovutab alumiiniumi aatom oma väliskihi kolm elektroni:



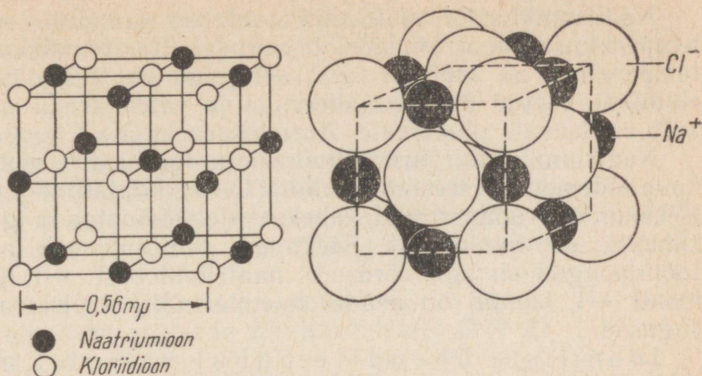
Nii jääb alumiiniumiooni väliselektronikihiks L -kiht, millel on 8 elektroni. Kolme elektroni vastuvõtmiseks kulub 3 kloori aatomit.



Vastasnimeliste ionide liitumisel moodustub alumiiniumkloriid



Vastasnimeliste ionide vahelist keemilist sidet nimetatakse iooniliseks sidemeks.



Joonis 30. Naatriumkloriidiioonivõre.

Iooniline side esineb väikese elektronegatiivsusega elementide (näiteks leelismetallide) ja suure elektronegatiivsusega elementide (näiteks halogeenide) ionide vahel, näiteks ühendites KF, KCl, NaCl, NaF, KBr, CaCl₂, BaCl₂.

Tahkes olekus esinevad ioonilise sidemega ühendid kristallidena. Näiteks naatriumkloriidis (joonis 30) on ruumis korrapäraselt paigutatud naatrium- ja kloriidioonid, mis moodustavad naatriumkloriidi kristallivõre. Viimase võresõlmedes asuvad järjestikku naatrium- ja kloriidioonid, mistõttu seda võretüüpi nimetatakse ioonivõreks. Kristalli sees on iga naatriumioon ümbritsetud kuue kloriidiooniga, iga kloriidioon aga kuue naatriumiooniga. Kuna ionide koguarv kristallis on väga suur (n), võiksime naatriumkloriidi valemi kirjutada: Na _{n} Cl _{n} . Et kloriid- ja naatriumionide arv on aga võrdne, saaksime lihtsustamisel valemiks NaCl. Eespoolsest järeldub, et naatriumkloriidi puhul ei ole õige rääkida molekulide olemasolust, sest valem NaCl näitab vaid, et kristallivõres on naatrium- ja kloriidioonide arv ühesugune.

Ioonilise sidemega ühendid ei koosne molekulidest, vaid erinimelise laenguga ionidest.

Niisiis pole õige rääkida ioonilise sidemega ühendite — soolade (NaCl, KCl, Na₂SO₄, K₂CO₃, Ba(NO₃)₂ jt.) ning hüdroksiidide (NaOH, KOH) molekulidest, sest iooniline side esineb metalliooni ja happejääkiooni vahel (soolades) ning metalliooni ja hüdroksiidiooni vahel (alustes). Kristallilisena moodustavad nad ioonikristalle.

Naatriumkloriidi molekulid esinevad erandina ainult kõrgel temperatuuril naatriumkloriidi aurudes (naatriumkloriidi keemistemperatuur on 1450°C), sest sel juhul on tõepoolest üks naatriumioon seotud ühe kloriidiooniga ja valem NaCl vastab tegelikult valitsevale olukorrale. Aurudes on ka Na_2Cl_2 .

Naatriumkloriidi kristallivõres on igaioon seotud teistega kuue sidemega. Tseesiumkloriidi (CsCl) kristallivõres on aga iga tseesiumioon ümbritsetud kaheksa kloriidiooniga ja iga kloriidioon kaheksa tseesiumiooniga. Seega on siin sidemete arv kaheksa. Ioonilaengud on aga võrdsed: naatriumioonil $+1$ ja tseesiumioonil $+1$, samuti on nendel ionidel välised elektronikihid ühesugused.

Iooniliste ühendite puhul valentsi mõistet ei rakendata, sest ioonilise sidemega seotud ionide arv vastasnimelise iooni ümber kristallivõres ei sõltu aatomi väliselektronikihi ehitusest. Seepärast on hakatud elemendi aatomite seisundi iseloomustamiseks nende mitmesugustes ühendites kasutama oksüdatsiooniastet (o.-a.).

Oksüdatsiooniaste väljendab elemendi aatomi laengu suurust ühendis, oletades, et ühend koosneb ionidest.

Oksüdatsiooniastme määramisel peame meeles:

lihtainete elemendi o.-a. võrdub nulliga,
vesiniku o.-a. ühendes on $+1$,
hapniku o.-a. ühendes on -2 ,
ühendi koostiselementide o.-a. summa võrdub nulliga.

Oksüdatsiooniastme praktiline tähtsus seisneb ka selles, et reeglina rühma number D. Mendelejevi perioodilisuse süsteemis näitab selle rühma elementide maksimaalset oksüdatsiooniastet, elemendi valentsi ja rühmanumbri vahel aga seos puudub.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Võrrelda omavahel iooni-, aatomi- ja molekulivõret.
2. Eespool toodud näidete alusel määrata, millise välise elektronikihi omandavad ioonid võrreldes vastavate aatomitega.
3. Määrata lämmastiku oksüdatsiooniaste lämmastikhappes (HNO_3) ja lämmastikushappes (HNO_2).
4. Leida fosfori oksüdatsiooniaste fosforishappes (H_3PO_3).

5. Määrata väävli oksüdatsiooniasaste järgmistest ühenditest:
 - a) vääveldioksiid (SO_2), b) vääveltrioksiid (SO_3), c) väävlihape (H_2SO_3), d) divesiniksulfiid (H_2S).
 6. Võrrelda molekulide arvu ühes grammis a) vesinikus, b) hapnikus, c) lämmastikus.
 7. Mitu aatomit on 5 grammis naatriumis?
 8. Arvutada, mitu grammi tsinki on 30 g tsinkoksiidis.
 9. Leida, kui suures Berthollet' soola (KClO_3) koguses sisaldub niisama palju hapnikku nagu 15,8 g kaaliumpermanganaadis (KMnO_4).
 10. On antud 50 g 4%-list kaaliumhüdroksiidi lahust. Kui palju tuleb lisada vett, et saada 2%-list lahust? (150 g)
- . . .
11. Mitu grammi 3%-list naatriumhüdroksiidi lahust kulub 50 g 7,5%-lise raud(III)kloriidi lahusega reageerimiseks?
 12. Mitu grammi vesinikku tekib 0,5 g sulami reageerimisel veega, kui sulam sisaldab 55% naatriumi ja 45% kaaliumi?

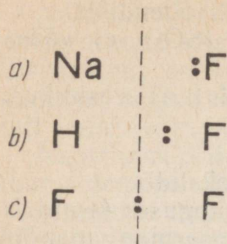
6. ERINEVATE SIDEMETÜÜPIDE VÕRDLUS.

- ▶ *Valentselektronid ja keemiline side*
- ▶ *Püsiva elektronilise struktuuri moodustumine keemilise sideme tekkimisel*
- ▶ *Ühendi koostiselementide elektronegatiivsus ja keemilise sideme liik*

Keemilise sideme moodustumisest võtavad osa aatomite välise elektronikihi elektronid, sest võrreldes teiste kihtide elektronidega on need tuumaga nõrgemini seotud.

Aatomi välise elektronikihi elektrone, mis võtavad osa keemilise sideme moodustamisest, nimetatakse valentselektronideks.

Keemilise sideme tekkimisel moodustavad ühinevate aatomite valentselektronid elektronipaari (või elektronipaarid). Kovalentse sidemega molekulis seob aatomeid nende tuumade ja elektroni-paari vaheline elektrostaatiline külgetõmbejõud. Mittepolaarses molekulis paikneb elektronipaar mõlema aatomituuma suhtes sümmeetriliselt (joonis 21), polaarses molekulis on aga tõmmatud elektronegatiivsema elemendi aatomi tuuma poole (joonis 26). Ioonilise ühendi tekkimisel moodustub elektronipaar elektronegatiivsema elemendi aatomi välise elektronikihi orbitaalil ning paik-



Joonis 31. Ioonilise (a), polaarse (b) ja mittepolaarse (c) sideme skeem.

neb seega vaid nimetatud aatomi tuuma mõjupiirkonnas (joonis 29). Selle tulemusena tekivad erinimelise laenguga ioonid, mida seob elektrostaatiline külgetõmbejõud. Elektronipaaride asukohta erinevate sidemetüüpide juures kujutab piltlikult skeem joonisel 31.

Jälgides joonistel 21—23 ja 29 toodud skeeme nähtub, et keemilise sideme moodustumisel toimuvad ühinevate aatomite elektronilises struktuuris muudatused.

Ioonilises ühendis osalevad ioonid ja mitte enam aatomid. Ioonide välisel elektronikihil on kaheksa elektroni. Kovalentse sidemega aineid ei saa samuti vaadelda aatomite mehhaanilise kogumina. Elektronipaaride kaudu moodustuvad siingi kaheksa-elektronilised struktuurid.

Keemilise sideme moodustumisel omandavad aatomid kaheksa-elektronilise* väliskihi (okteti).

Oktett on iseloomulik püsivatele elektronilistele struktuuridele. Selline ehitus on näiteks väärisgaaside aatomitel ning sellega seletatakse nende keemilist püsivust.

Samas ühendis võib üheaegselt esineda mitu keemilise sideme liiki. Üks neist on aga valdav. Valdava sidemeliigi üle antud ühendis otsustatakse koostiselementide aatomite elektronegatiivsuste erinevuse põhjal.

Selgitame näiteks, mis liiki side esineb vesiniku, hapniku ja lämmastiku molekulides. Leiame tabelist nende elementide elektronegatiivsused: $\epsilon_H=2,1$, $\epsilon_O=3,5$ ja $\epsilon_N=3,0$. Edasi arvutame, kas ühinevatel aatomitel esineb elektronegatiivsuse erinevus ($\Delta\epsilon$):

$$\Delta\epsilon_{H_2} = \epsilon_H - \epsilon_H = 2,1 - 2,1 = 0$$

Samal viisil leiame ka, et $\Delta\epsilon_{O_2} = 0$ ja $\Delta\epsilon_{N_2} = 0$.

* Kehtib lihtsamatel juhtudel. Suurte perioodide paljude elementide puhul moodustuvad ioonid, mille välisel elektronikihil on 18 elektroni.

Elektronegatiivsuse erinevuse puudumine ($\Delta\epsilon=0$) on aluseks otsustamiseks, et vesiniku, hapniku ja lämmastiku molekulides esineb mittepolaarne kovalentne side.

Selgitame nüüd samal viisil, milline side esineb vesinikkloriidis ja naatriumkloriidis.

$$\Delta\epsilon_{\text{HCl}} = \epsilon_{\text{Cl}} - \epsilon_{\text{H}} = 3,0 - 2,1 = 0,9$$

$$\Delta\epsilon_{\text{NaCl}} = \epsilon_{\text{Cl}} - \epsilon_{\text{Na}} = 3,0 - 0,9 = 2,1$$

Märkus: elektronegatiivsuse suuremast arvulisest väärtusest lahutatakse väiksem.

Mõlemal juhul esineb elektronegatiivsuse erinevus, kusjuures naatriumkloriidi puhul on see suurem. Sideme liigi üle otsustamiseks peame teadma järgmist:

Kui reageerivate elementide aatomite elektronegatiivsuse erinevus $\Delta\epsilon \geq 1,7$, siis on ülekaalus iooniline side, kui $\Delta\epsilon < 1,7$, siis on ülekaalus polaarne side ja kui $\Delta\epsilon = 0$, siis esineb mittepolaarne side.

Vesinikkloriidis on seega valdavaks polaarne, naatriumkloriidis aga iooniline side.

Küsimusi ja ülesandeid.

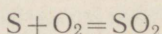
1. Lähtudes elementide elektronegatiivsuste erinevustest otsustada, milline on sideme liik ühendes: HF, HCl, HBr, HI.
2. Millega võib seletada vääriskaaside aatomite suurt keemilist püsivust?
3. Missugune side esineb järgmistes ühendites: a) magneesiumoksiid, b) kaaliumkloriid, c) kaltsiumoksiid, d) naatriumfluoriid?
4. Kumma mass on suurem, kas a) kaaliumi aatomil või kaaliumioonil, b) väävli aatomil või sulfiidioonil, c) kloori aatomil või kloriidioonil, d) vase aatomil või vaskioonil? Põhjendada vastust.
5. Mitu mooli on 144 g vett?
6. Mitmes kilogrammis väävelhappes on 0,5 kg-aatomit väävlit? (49 kilogrammis)
7. Arvutada kaaliumhüdroksiidi kaaliumisisaldus. (69,6%)

8. Mitu kilogrammi vett kulub 168 kg kustutamata lubjaga reageerimiseks? (54 kg)
 9. Mitu grammi raud(III)oksiidi kulus reaktsioonil soolhappega, kui reaktsiooni tulemusena saadi 6,5 g raud(III)kloriidi?
 10. Mitu tonni naatriumnitraati võib saada sooda reageerimisel lahjendatud lämmastikhappega, mis sisaldab 20 t puhast hapet?
- . . .
11. Mitu molekuli on 200 g vesinikus? ($6,02 \cdot 10^{25}$ molekuli)
 12. Väävelhappe reageerimisel kaltsiumkloriidiga tekkis 146 g vesinikkloriidi. Kaltsiumkloriidist jäi seejuures 10 g reageerimata. Mitu protsenti võetud kaltsiumkloriidist reageeris?
 13. 80 g 25% -list naatriumsulfaadi lahust segati 250 g 8% -lise baariumkloriidi lahusega. Mitu grammi tekkis sademena eralduvat ainet? (23,34 g)
 14. Segati 50 g 3% -list suhkrulahust ja 250 g 5% -list suhkrulahust. Leida tekkinud lahuse protsendiline kontsentratsioon. (4,66% -line)

§ 7. OKSÜDEERUMINE JA REDUTSEERUMINE.

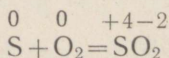
- ▶ *Oksüdeerumis- ja redutseerumisprotsessi mõiste*
- ▶ *Elementide oksüdatsiooniastme muutumine reaktsiooni käigus*
- ▶ *Oksüdeerija ja redutseerija*
- ▶ *Redoksprotsess kui tervik*

Keemia algkursuses mõistsime oksüdeerumise all ühinemisreaktsiooni hapnikuga. Tutvume muutustega, mis toimuvad seejuures reageerivate aatomitega. Selleks käsitleme väävli põlemisreaktsiooni, mille puhul väävel oksüdeerub ja tekib vääveldioksiid:

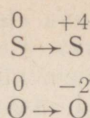


Vääveldioksiidis on hapniku oksüdatsiooniaste -2 ja väävliil $+4$. Lähteainete väävli ja hapniku kui lihtainete oksüdatsiooniastmed võrduvad nulliga. Järelikult peab ühendi tekkimisel leidma aset elektronide ümberjaotumine.

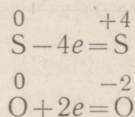
Kirjutame väävli oksüdatsioonireaktsioonist osavõtivate ainete ja reaktsioonisaaduse valemite kohale elementide oksüdatsiooniastmete arvulised väärtused



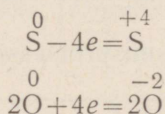
Võrrandist nähtub, et väävli oksüdatsiooniaste suureneb nullist kuni $+4$ -ni, hapnikul väheneb nullist kuni -2 -ni:



Et niisugune üleminek toimuks, peab väävel loovutama elektrone, hapnik aga liitma:

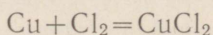


Et üks hapniku aatom võtab vastu 2 elektroni, väävel loovutab aga 4 elektroni, siis kulub 4 elektroni vastuvõtmiseks kaks hapniku aatomit:

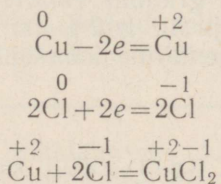


Aatomitelt või ioonidelt elektronide loovutamise protsessi nimetatakse oksüdeerumiseks. Elektronide liitumise protsessi aatomite või ioonidega nimetatakse redutseerumiseks.

Definitsioonist järeldub, et oksüdatsioonireaktsioonid ei pea alati olema seotud hapnikuga. Näiteks vase reageerimine klooriga kulgeb järgmiselt:



Märkides elementide oksüdatsiooniastmete muutusega kaasnevad elektronide ümberjaotumist, saame:



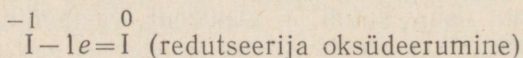
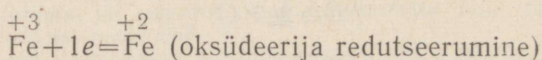
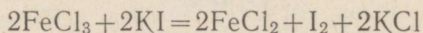
Käsitletud näite puhul vask oksüdeerub ja kloor redutseerub.

Ainet, mille koostisse kuuluva elemendi aatom liidab elektrone, nimetatakse oksüdeerijaks.

Ainet, mille koostisse kuuluva elemendi aatom loovutab elektrone, nimetatakse redutseerijaks. Metallid on head redutseerijad.

Eespoolsest järeldub, et elemendi oksüdatsioonaste oksüdatsioonireaktsioonil suureneb, reduktsioonireaktsioonil aga väheneb.

Oksüdatsioon ja reduktsioon on ühtne protsess. Selle käigus redutseerija ise oksüdeerub, oksüdeerija aga redutseerub; redutseerija o.-a. suureneb, oksüdeerija o.-a. aga väheneb.



Oksüdeerumis-redutseerumisprotsessi nimetatakse lühendatult redoksprotsessiks.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Tuua näide redoksprotsessi kohta ja näidata, milline element oksüdeerub, milline redutseerub?
2. Selgitada mõisted: a) oksüdatsioon, b) reduktsioon, c) oksüdeerija, d) redutseerija.
3. Selgitada raudsulfiidi tekkereaktsiooni näitel redoksprotsessi olemust.
.
4. Raud(III)hüdrosiidi kuumutamisel moodustus 0,5 mooli raud(III)oksiidi. Mitu grammi raud(III)hüdrosiidi lagunes?
5. Segati 20 g 3%-list ja 10 g 2%-list suhkrulahust. Arvutada tekkinud lahuse protsendiline kontsentratsioon. (2,66%)
.
6. Vaskhüdrosiidkarbonaadi $[\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2]$ kuumutamisel eraldus 11,2 l süsinikdioksiidi. Kui palju võeti katseks vaskhüdrosiidkarbonaati, kui 5% lähteainest ei võtnud reaktsioonist osa?

§ 8. ISOTOOBID.

- ▶ Neutronite arv aatomituumas
- ▶ Isotoobi tähistusviis
- ▶ Keemilise elemendi mõiste

Elemendi aatomi tähtsaim iseloomustaja on tema tuumalaeng (see vastab prootonite arvule tuumas), millega on võrdne elektronide arv aatomi elektronkattes. Neutronite erinev arv aatomituumas mõjutab ainult tuuma massi, mitte aga laengut. Seepärast ei põhjusta neutronite arvu suurendamine või vähendamine ka muudatusi elektronkattes. Kuna elemendi keemilised omadused sõltuvad prootonite arvust tuumas, siis ka neutronite arvu muutamine tuumas ei kutsu esile muudatusi aine keemilistes omadustes. Ühe ja sama elemendi aatomid võivad sisaldada erineva arvu neutroneid. Tuntakse näiteks järgmisi süsiniku aatomeid:

Tabel 15.

Sümbol	Aatommass	Prootonite arv tuumas	Elektronide arv elektronkattes	Neutronite arv tuumas
C	12	6	6	6
	13	6	6	7

Seega esinevad süsiniku aatomid kahe teisendina.

Et need ühe ja sama elemendi teisendid paiknevad elementide perioodilisuse süsteemis samal kohal, hakati neid nimetama isotoopideks (kreeka keele sõnadest *isos* — sama ja *topos* — koht).

Keemilise elemendi teisendeid, mille aatomituumades on prootonite arv ühesugune, kuid neutronite arv erinev, nimetatakse isotoopideks.

Elemendi isotoopide tähistamiseks kasutatakse rahvusvaheliselt kahte indeksit, mis märgitakse elemendi sümboli ette. Alumine indeks tähistab tuumalaengut ja ülemine massiarvu. Näiteks tähistus ${}_{11}^{23}\text{Na}$ märgib naatriumi isotoopi, mille massiarv on 23. Sageli kasutatakse lühendit naatrium-23.

Enamik elementidest on isotoopide segud. Elementide perioodilisuse süsteemis toodud aatommassid on isotoopide aatommasside keskmised, arvestades isotoopide suhtelist leidumist looduses. Kui elemendi aatommass on lähedane täisarvule, siis sellel elemendil ei ole isotoope või üks isotoopidest on valdav enamuses. Kui elemendi aatommass erineb aga oluliselt täisarvust, siis see osutab, et ükski isotoopidest pole valdavas ülekaalus. Näiteks klooril on isotoobid massiarvudega 35 ja 37, kloori aatommass 35,45. Vase isotoopide massiarvud on 63 ja 65, seejuures esimest isotoopi on 69,1% ja teist 30,9%. Vase aatommass on seega:

$$\frac{69,1 \cdot 63 + 30,9 \cdot 65}{100} = 63,5$$

Kuna üksiku isotoobi aatomi massi määravad peamiselt prootonid (mass 1) ja neutronid (mass 1) (elektronide massi $\frac{1}{1840}$ kui

Vesiniku ja hapniku isotoobid.

Tabel 16.

Elemendi isotoobi nimetus	Tähis	Massiarv	Aatomituumas olevate		Tuumalaeng	Elektronide arv	Järjenumber
			prootonite arv	neutronite arv			
vesinik-1 (prootium)	${}^1_1\text{H}$	1	1	0	+1	1	1
vesinik-2 (deuteerium) ehk D	${}^2_1\text{H}$	2	1	1	+1	1	1
vesinik-3 (triitium) ehk T	${}^3_1\text{H}$	3	1	2	+1	1	1
hapnik-14	${}^{14}_8\text{O}$	14	8	6	+8	8	8
hapnik-15	${}^{15}_8\text{O}$	15	8	7	+8	8	8
hapnik-16	${}^{16}_8\text{O}$	16	8	8	+8	8	8
hapnik-17	${}^{17}_8\text{O}$	17	8	9	+8	8	8
hapnik-18	${}^{18}_8\text{O}$	18	8	10	+8	8	8
hapnik-19	${}^{19}_8\text{O}$	19	8	11	+8	8	8

tühise võime jätta arvestamata), siis väljenduvad isotoopide massid peaaegu täisarvudena.

Arvestades eespoolset defineeritakse keemilist elementi järgmiselt: keemiline element on ühesuguse tuumalaenguga aatomite liik. Ühe ja sama elemendi aatommassid võivad omavahel erineda, kui neutronite arv aatomi tuumas erineb.

Tabelis 16 on toodud vesiniku ja hapniku tähtsamad isotoobid ja võrreldud nende aatomite ehitust.

Looduses on enam levinud selliste elementide isotoobid, mille tuumas on paarisarv prootoneid ja neutroneid.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mille poolest erinevad isotoobid a) broom-79 ja broom-81, b) hõbe-107 ja hõbe-109, c) kaalium-40, kaalium-41 ja kaalium-42?
2. Arvutada kloori keskmine aatommass, teades, et kloor sisaldab 24,5% kloor-37 ja 75,5% kloor-35.
3. Määrata elementide oksüdatsiooniasuste süsihappes (H_2CO_3).
4. Looduslikus vees sisaldub tühisel määral nn. rasket vett D_2O . Mitme protsendi võrra on raske vee mooli mass suurem ainult kergest vesinikku sisaldava vee mooli massist?

. . .

5. Mitu grammi vask(II)oksiidi tekib kolme mooli vask(II)-hüdrosiidi lagundamisel?
6. Mitu grammi süsinikdioksiidi kulub 10 g naatriumhüdrosiidiga reageerimiseks, kui reaktsioonisaaduseks on naatriumkarbonaat? (5,5 g)

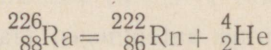
. . .

7. Mitu grammi raud(III)sulfaati tekib 80 g 30%-lise väävelhappe reageerimiselt raud(III)oksiidiga? (327 g)
8. Mineraal sisaldab 93% vask(II)sulfiidi. Millises mineraalikooguses on 50 g vaske?

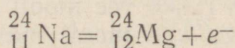
§ 9. KEEMILISTE ELEMENTIDE MUUNDAMINE.

- ▶ Püsivad ja radioaktiivsed elemendid
- ▶ Tuumareaktsioonid
- ▶ Looduslik ja tehismoaktiivsus

Looduses leiduvad elemendid jaotatakse püsivateks ja radioaktiivseteks. Püsivate elementide aatomite, näiteks süsinik-12, hapnik-16, naatrium-23 jpt. aatomituumad on püsivad. Radioaktiivsete elementide (raadium, naatrium-24, uraan jt.) aatomite tuumad on ebapüsivad, kuna neist kiirgub välja mitmesuguseid osakesi ja nad muunduvad seejuures uuteks elementideks. Radioaktiivsel lagunemisel eraldub α -kiirgust (heeliumi aatomi tuumad), β -kiirgust (elektrone), γ -kiirgust või muid osakesi. Nii kiirgab raadiumi aatomi tuumast α -kiirgust ja raadiumist tekib element radoon:



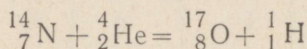
Naatrium-24 aatomi tuum kiirgab β -kiirgust ja muundub seejuures magneesiumiks:



Radioaktiivsuse nähtuse avastas prantsuse teadlane *A. Becquerel* (loe: bekrel) 1896. a. 1898. a. avastasid *Marie Sklodowska-Curie* ja *Pierre Curie* (loe: kürii) looduslikud radioaktiivsed elemendid polooniumi ja raadiumi, mille eest neid autasustati Nobeli preemiaga. Radioaktiivsete ainete lagunemine toimub iseenesest. Lagunemist ei saa aeglustada ega kiirendada.

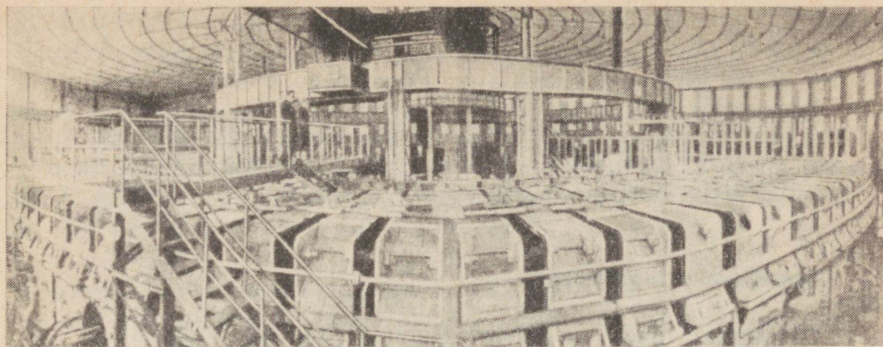
Looduses radioaktiivsetena leiduvate elementide muundumist nimetatakse looduslikuks radioaktiivsuseks. Uraan, raadium jt. elemendid on looduslikud radioaktiivsed elemendid.

Elemente võib muundada ka kunstlikult. Kiiritades lämmastiku aatomit heeliumi aatomi tuumaga (α -kiirgus), moodustub hapniku isotoop ja eraldub vesiniku aatom:



Kuna reaktsioon toimub lämmastiku aatomi tuumas — tuuma lisandus kaks neutronit ja üks prooton — nimetatakse niisugust tüüpi reaktsioone tuumareaktsioonideks.

Tuumareaktsioonidel toimuvad muutused



Joonis 32. Sünkrofasotron.

aatomituumades (muutub prootonite ja neutronite arv) kui ka elektronkattes. Kui aatomituumas prootonite arv muutub, siis tekib uus keemiline element.

Tuumareaktsioonidel võib aatomituumas neutronite arvu suurendada (näiteks neutronitega pommitamisel). Nii moodustuvad sama elemendi radioaktiivsed tehisisotoobid. Süsiniku, joodi või fosfori mitteradioaktiivsetest aatomitest moodustuvad neutronite toimel radioaktiivsed isotoobid: radiosüsinik, radiojood või radiofosfor. Viimaseid rakendatakse teaduses, tehnikas ja meditsiinis nn. märgitud aatomitena. Tehisradioaktiivsuse avastasid prantsuse teadlane *Frederic Joliot-Curie* ja *Irene Curie* 1934. a. Nad sünteesisid ka mitu tehisisotoopi. Nende tööde eest said nad 1935. a. Nobeli preemia.

Uraani aatomi tuuma järkjärgulisel kiiritamisel neutronite, vesiniku aatomi tuumade ja teiste osakestega on saadud mitmesuguste elementide radioaktiivseid isotoope ja isegi niisuguseid, mida looduses ei leidu. Nii sünteesiti elemendid kuurium (Curie auks nimetatud), einsteinium (Einsteini auks), mendelevium (Mendelevi auks) jt.



I. Kurtšatov (1903—1960).

1964. a. sünteesiti Dubnos element järjenumbriga 104, mille nimetus kurtšatovium anti tuntud nõukogude teadlase I. Kurtšatovi nime järgi. Akadeemik G. Fljorovi juhendamisel sünteesiti ka element järjenumbriga 105.

Uraani ja plutooniumi aatomite muundumisprotsessidel vabanevat energiat kasutatakse aatomielektrijaamades. Neid metalle kasutatakse ka tuumarelvade valmistamiseks.

Täiendavaks lugemiseks.

Abielupaar Marie ja Pierre Curie töötas üle kahe aasta rasketes, ebainimlikes tingimustes — aukliku katuse ja asfaltpõrandaga kuuris. Nad töötlesid tonne uraanimaaki, et eraldada tühine kogus polooniumi. Raadiumi saadi vaid üks kümnendik grammi soola näol ja 1910. a. eraldati raadiumkloriidist raadiumi puhtal kujul. Raadiumisoolad on ebatavalised, nad helenduvad pimeduses ja eraldavad lakkamatult soojust. Raadiumikiired hävitavad kudesid.

Käesoleva ajani ei ole saadud kogu maakeral rohkem kui üks kilogramm raadiumi. (*Loe J. Rudenko, P. Taube. Vesinikust kuni...? Tallinn, 1966, lk. 384—389.*)

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mille poolest erinevad tuumareaktsioonid tavalistest keemilistest reaktsioonidest?
2. Tuua näide märgitud aatomite rakendamise kohta teaduses, tehnikas või meditsiinis.
3. Kui palju kulub väävelhapet 30 g 20%-lise kaaliumhüdrosiidi lahuse neutraliseerimiseks? (5,3 g)
4. Arvutada elementide protsendiline sisaldus raadiumsulfaadis.
5. Vesinikuvoolum kuumutati 30 g vask(II)oksiidi. Pärast kuumutamise lõppemist oli järelejäänud aine (vask + vaskoksiid) mass 28,5 g. Mitu grammi tekkis katsel metalset vaske ja vett?
6. Milline allpool esitatud ühenditest on hinnalt kõige kallim ja milline kõige odavam: a) raadiumsulfaat (RaSO_4), b) raadiumkloriid (RaCl_2), c) raadiumnitraat $\text{Ra}(\text{NO}_3)_2$?

§ 10. D. MENDELEJEVI PERIOODILISUSSEADUSE JA PERIOODILISUSE SÜSTEEMI TÄHTSUS.

- ▶ Uute elementide ennustamine
- ▶ Elektronide arvu muutumine suurte ja väikeste perioodide elementide aatomite väliskihis
- ▶ Metallide asetus suurte perioodide paarisarvulistest ridades
- ▶ Perioodilisusseaduse füüsikaline sisu

Keemiliste elementide perioodilisusseaduse avastamisel ja perioodilisuse süsteemi loomisel oli väga suur tähtsus nii keemiale kui ka teistele loodusteadustele. Vaieldamatult kuulub perioodilisusseaduse avastamine D. Mendelejevi poolt möödunud sajandi suurimate avastuste hulka.

Mendelejev näitas, et keemilised elemendid ei ole ainuüksi «ehituskivideks», millest on kõik ained üles ehitatud, vaid nad on omavahel seotud ja moodustavad ühtse süsteemi. Perioodilisusseadus võimaldas Mendelejevil ennustada uute, tol ajal veel avastamata elementide olemasolu ja omadusi. Ajal, kui Mendelejev koostas elementide perioodilisuse süsteemi, tunti ainult 63 elementi ja keegi ei võinud kinnitada, kas kõik looduses olevad elemendid on juba avastatud. Möödunud sajandil väitis nimekas inglise teadlane W. Crookes, et kas on 70 või 700 või 7000 erinevat elementi, seda me ei tea. Näiteks ei tuntud skandiumi, galliumi, germaaniumi ja paljusid teisi. Aatommassi järgi tuli siis kaltsiumi järel titaan ja tsiingi järel arseen. Omaduste põhjal 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 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. D. Mendelejev andis veel tundmatutele elementidele isegi nimetused. Nii nimetas ta elementi järjenumbriga 21 e k a b o o r i k s, st. boori sarnaseks, elementi järjenumbriga 32 e k a s i l i i t s i u m i k s. D. Mendelejev arvutas ka nende elementide aatommassi, tiheduse ja sulamispunkti, samuti ennustas mõnede ühendite valemid ja omadusi. Ta kirjutas: «Otsustasin seda teha selleks, et vähemalt kunagi — siis, kui mõni neist ennustatavatest elementidest avastatakse — oleks mul endal võimalik lõplikult veenduda ja ka teisi keemikuid veenda nende oletuste õigsuses, mis on minu poolt esitatud süsteemi aluseks.»

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180.
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182.
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = Co = 59	Pt = 106,6	Os = 199.
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,2	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
			? = 45	Ce = 92	
		?Er = 56	La = 94		
		?Yt = 60	Di = 95		
		?In = 75,6	Th = 118?		

Д Менделѣевъ

Joonis 33. Esimene D. Mendelejevi tabeli variant-1869. a.

D. Mendelejevi poolt ennustatud elemendid avastatigi üksteise järel. Kolm neist — gallium (ekaalumiinium), skandium (ekaboor) ja germaanium (ekasiliitsium) avastati veel D. Mendelejevi eluajal. Galliumi (Gallia on Prantsusmaa muistne nimetus) avastas prantsuse keemik *Lecoq de Boisbaudran* (loe: lökok dö büa-

bodraan). Tema poolt looduslikust maagist laboratooriumis saadud galliumi tihedus ($4700 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$) ei ühtinud aga D. Mendelejevi poolt arvatud ekaalumiiniumi tihedusega ($6000 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$). Veendunud perioodilisusseaduse õigsuses, teatas Mendelejev Pariisi, et L. de Boisbaudran kontrolliks veel kord galliumi tihedust. Kontrollimisel sai Boisbaudran galliumi tiheduseks $5900 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$, kuna eelmine suurus oli määratud mittepuhtale galliumile.

Skandiumi (ekaboori) avastas rootsi teadlane *L. Nilson* ja germaaniumi (ekasiliitsiumi) saksa keemik *C. Winkler*.

Kuivõrd täpselt arvutas D. Mendelejev germaaniumi omadusi, näitab tabel 17.

Tabel 17.

Omadus	Ekasiliitsium (Es) (ennustas Mendelejev 1871. a.)	Germaanium (Ge) (avastas Winkler 1886. a.)
Sulamispunkt	Kõrgel temperatuuril sulav metall. Sulamispunktist kõrgemal temperatuuril ta lendub	960 °C, sellest kõrgemal temperatuuril ta lendub
Aatommass	~ 72	72,6
Tihedus, $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$	~ 5500	5360
Oksiidi valem	EsO ₂	GeO ₂
Oksiidi tihedus, $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$	~ 4700	4703
Kloriidi valem	EsCl ₄	GeCl ₄
Kloriidi tihedus, $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$	~ 1900	1887

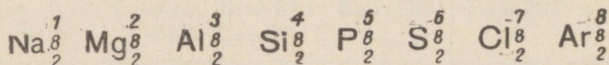
Perioodilisusseaduse avastamist raskendasid asjaolud, et paljude elementide aatommasside väärtused ja oksüdatsiooniaste (valents) ei olnud tol ajal õigesti määratud. Näiteks arvati berül-

liumoksiidi valemiks Be_2O_3 ja berülliumi aatommassiks 14. Kuna berülliumi ja tema ühendite omadused sarnanesid alumiiniumiga, loeti teda alumiiniumi loomulikku rühma kuuluvaks.

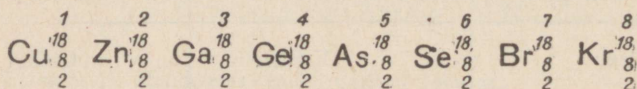
Perioodilisusseadus võimaldas parandada ka paljude elementide ebaõigesti määratud aatommasse. Kuna igale kohale perioodilisuse süsteemis vastavad kindlad omadused, sealhulgas ka kindel aatommass, sai D. Mendelejev arvutada vastava elemendi aatommassi teda ümbritsevate elementide aatommasside aritmeetilise keskmisena. Nii parandas D. Mendelejev tsesiumi (Cs), berülliumi (Be), uraani (U) ja paljude teiste elementide aatommasse.

Perioodilisuse süsteemi ülesehituses peegelduvad aatomi ehituse seaduspärasused (aatomi väliskihis olevate elektronide arv võrdub arvuliselt rühmanumbriga; elektronikihtide arv aatomi elektronkattes võrdub arvuliselt perioodi numbriga). Elementide järjenumbri suurenemisega perioodilisuse süsteemis suureneb elemendi tuumalaeng, kasvab prootonite arv tuumas ning elektronide arv elektronkattes. Tingituna aatomite ehitusest esineb perioodilisuse süsteemi perioodides pidev üleminek metallilistelt elementidelt mittemetallilistele elementidele.

Väikestes perioodides suureneb vasakult paremale elektronide arv elementide aatomite väliskihis. Näitena vaatleme III perioodi, märkides elemendi sümboli järele elektronide arvu kihtidel:



Samasuguseid muudatusi võime täheldada ka suurte perioodide paaritu arvulistes ridades asuvate elementide puhul. Vaatleme näiteks IV perioodi paaritu arvulist rida (süsteemi 5. rida):



Suurte perioodide paarisarvulistes ridades (alates teisest rühmast) elemendi tuumalaengu kasvuga ei suurene elektronide arv väliskihis, vaid eelviimases kihis. Aatomi välises elektronikihis on nendesse ridadesse kuuluvatel elementidel 2 või 1 elektroni. Näitena vaatleme IV perioodi paarisarvulist rida (süsteemis 4. rida):

1	2	2	2	2	1	2	2	2	2
K ₈	Ca ₈	Sc ₉	Ti ₁₀	V ₁₁	Cr ₁₃	Mn ₁₃	Fe ₁₄	Co ₁₅	N ₁₆
2	2	2	2	2	2	2	2	2	2

Kuna paarisarvulistes ridades (alates teisest rühmast) ei täitu elektronidega viimane, vaid eelviimane kiht, siis muutuvad neis ridades elementide omadused aeglasemalt. Suurte perioodide paarisarvulised read algavad metallidega (vask, hõbe, kuld), ridades elemendi järjenumbri suurenemisega vähenevad elementide metallilised omadused ning read lõpevad väärismetallidega. Suurte perioodide paarisarvulised read aga algavad ja lõpevad metalliliste elementidega.

Eespool toodud näidetest järeldub perioodilisusseaduse füüsikaline sisu: tuumalaengu suurenemisel kordub aatomite väliskihi ehitus perioodiliselt. Kuna elementide omadusi mõjustavad eriti väliskihi elektronid, siis sama elektronide arvuga välise elektronikihi perioodiline kordumine põhjustab ka elementide omaduste perioodilise kordumise.

Perioodilisusseadus on kaasaegse loodusteaduse alus. Üldistades hiiglaslikku teoreetilist ja eksperimentaalset materjali keemias ja füüsikas selgitab perioodilisusseadus perioodilisuse süsteemi abil aatomite ehitust ning nende füüsikalisi ja keemilisi omadusi. Perioodilisuse süsteemi ja perioodilisusseaduse alusel loovad keemikud uusi ühendeid ning ennustavad nende omadusi ja rakendusalasid, tuumafüüsikud sünteesivad uusi üliraskeid elemente.

Mendeleejevi perioodilisusseadus on ületanud rahvuslikud piirid ja muutunud kogu inimkonna saavutuseks, nii nagu Newtoni ja Kopernikuse, Lomonosovi ja Lavoisier', Darwini ja Pavlovi, Bohri ja Einsteini tööd.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kuidas muutuvad väikeste ja suurte perioodide elementide omadused järjenumbri muutumisega ja millest niisugune muutumine on tingitud?
 . . .
2. Valmistada 50 g 1%-list naatriumkarbonaadi lahust.
 . . .

3. Kui palju tuleb võtta naatriumkloriidi ja vett 80 g 2%-lise lahuse valmistamiseks? (1,6 g ja 78,4 g)
4. Mitu grammi ainet jääb tiiglisse pärast 150 g kaltsiumkarbonaadi kuumutamist püsiva kaaluni? (84 g)
5. 30 g vees lahustati 2 g soodat (Na_2CO_3). Leida tekkinud lahuse protsendiline kontsentratsioon. (6,25%)

6. Mitu raua aatomit on 2-grammises raudnaelas?

§ 11. D. MENDELEJEVI ELULUGU.

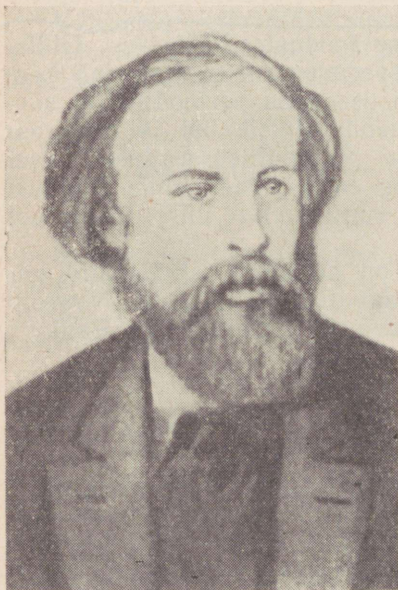
Kuulsate vene õpetlaste seas on D. Mendelejev eriti väljapaistval kohal.

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 töodes tegi ta tolle aja kohta julgeid ettepanekuid kodumaa tööstuse arendamiseks ning tema rikkalike maavarade kasutamiseks. Mendelejevit võib õigusega nimetada vene keemiatööstuse isaks.

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

Tobolsk oli tol ajal tuntud tsaari terrori ohvrite väljasaatmise kohana. Ka Mendelejevi isa oli saadetud sinna vabamõtlamise ja alistumatuse pärast Nikolai-aegsele režiimile. Ta töötas Tobolskis algul õpetajana ning seejärel kohaliku gümnaasiumi direktorina. 1848. a. 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



D. Mendelejev (1834—1907). Fotografeeritud 1869. a.

tal asuda edasi õppima Peterburi Pedagoogilise Instituudi füüsika-matemaatika teaduskonda. Sel ajal õppis nimetatud instituudis ka tulevane revolutsionäär-demokraat N. Dobroljubov. Mendelejevi õpetajaiks olid silmapaistvad vene teadlased, kelle mõju avaldus kogu tema edasises teaduslikus tegevuses. Keemiat kuulas ta A. Voskressenski, füüsikat E. Lenzi 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 töötas Simferopolis ning hiljem Odessas keemiaõpetajana. Aasta pärast tuli ta aga tagasi Peterburi ja kaitses magistri väitekirja. Seejärel komandeeriti Mendelejev kaheks aastaks Saksamaale Heidelbergi ülikooli. 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 õitse-aeg. Mendelejev oli tuntud õiglaste ja vabameelsete vaadete poolest. Seetõttu sattus ta konflikti tagurliku tsaarivalitsusega. Mendelejevit loeti politseis kahtlaseks isikuks ja tema kohta peeti Peterburi politseiüleva 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 töötas Mendelejev tehniliste ja majanduslike probleemide lahendamisel. 1898. a. nimetati ta Mõõtude ja Kaalude Peapalati juhatajaks. Selle muutis ta esmajärguliseks uurimisasutuseks.

D. Mendelejev suri 20. jaanuaril 1907. a.

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. D. Mendelejevi kõige väljapaistvamaks saavutuseks tuleb pidada

aga elementide perioodilisusseaduse avastamist. Tänapäeval on see seadus omandanud sügavaima loodusseaduse tähenduse. Pikki aastaid oli juhtivaks teoseks keemias 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 maa-aluse gaasistamise idee. Mendelejev tegeles ka aerodünaamika ja meteoroloogiaga. Tähelepanuväärne oli Mendelejevi hulljulge ettevõtte 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 osutas Mendelejev suurt tähelepanu praktilistele küsimustele.

Nõukogude rahvas hindab vääriliselt D. Mendelejevit kui suurt teadlast ja patrioti.

Põhiküsimusi perioodilisusseaduse, aatomi ehituse ja keemilise sideme kohta.

Perioodilisusseadus.

1. Kuidas klassifitseeriti keemilisi elemente enne D. Mendelejevi töid?
2. Selgitada elementide loomuliku rühma mõistet.
3. Selgitada elementide ning nende ühendite omaduste muutmist loomulikus rühmas leelismetallide ja halogeenide näitel.
4. Milliseid ühendeid nimetatakse amfoteerseteks?
5. Miks valis D. Mendelejev keemiliste elementide klassifitseerimise aluseks aatommassi?
6. Kuidas sõnastas D. Mendelejev perioodilisusseaduse?
7. Mida nimetatakse perioodiks?
8. Mille poolest sarnanevad perioodid üksteisega ja mille poolest nad erinevad?
9. Kuidas muutuvad elementide metallilised ja mittemetallilised omadused perioodides?
10. Mis põhimõttel on moodustatud perioodilisuse süsteemi read?
11. Mille alusel jaotatakse elemendid perioodilisuse süsteemis rühmadesse?
12. Kuidas muutuvad elementide metallilised ja mittemetallilised omadused rühmades?
13. Millisel põhimõttel jaotatakse rühmad pea- ja kõrvalalarühmadesse?

Aatomi ehitus.

1. Mis on aatomi koostisosad?
2. Iseloomustage a) prootonit, b) neutronit, c) elektroni?
3. Mis on a) aatommass, b) massiarv?
4. Mis on elemendi järjenumbri füüsikaliseks sisuks?
5. Anda perioodilisuseaduse kaasaegne sõnastus.
6. Mis on a) elektronkate, b) elektroniikiht, c) aatomi orbitaal?
7. Kuidas tähistatakse elektroniikte?
8. Kuidas leida, lähtudes elemendi asukohast perioodilisuse süsteemis a) elektroniiktide arvu antud elemendi aatomi elektronkattes, b) elektronide arvu aatomi välisel elektroniikihil, c) elektronide arvu aatomi elektronkattes, d) prootonite ja neutronite arvu aatomi tuumas?
9. Kuidas leitakse, kasutades perioodilisuse süsteemi, elektronide arv elemendi aatomi elektroniiktides?
10. Millest sõltub aatomi tuumalaeng ja kuidas seda määratakse perioodilisuse süsteemi abil?
11. Iseloomustada *s*- ja *p*-orbitaali.
12. Kuidas avaldatakse elemendi elektroniilist valemit?
13. Koostada teise perioodi elementide aatomite elektroniilised valemid.
14. Mis iseloomustab a) püsivaid, b) radioaktiivseid elemente?
15. Mis on looduslik, mis tehismoaktiivsus?
16. Milliste teadlaste nimedega on seotud a) aatomi ehituse teooria loomine, b) radioaktiivsuse avastamine, c) tehismoaktiivsuse avastamine?
17. Kuidas muutub elektronide arv aatomite välisel elektroniikihil a) väikestes perioodides, b) suurte perioodide paarisarvulistes ridades, c) suurte perioodide paarituurvulistes ridades?

Keemiline side.

1. Kuidas tekib kovalentne side?
2. Mis on molekulaarne orbitaal?
3. Tuua näiteid kovalentse üksik-, kaksik- ja kolmiksideme kohta.
4. Mis on aatomivõre?
5. Mida kujutab endast aatomi elektronegatiivsus?
6. Mille alusel on koostatud elementide elektronegatiivsuste skaala?
7. Võrrelda polaarseid ja mittepolaarseid kovalentseid sidet.
8. Mis on molekuliivõre?
9. Selgitada ioonilise sideme moodustumist. Tuua näiteid.

10. Mille poolest erinevad aatom jaioon? Tuua näiteid.
11. Mis on ioonivõre?
12. Kuidas määrata kahest elemendist koosnevas ühendis esineva keemilise sideme liiki?
13. Mis on a) valents, b) valentselektronid?
14. Mis on oksüdatsiooniaste ja kuidas seda määratakse?
15. Tuua näiteid ühendeist, kus elementide valentsi ja oksüdatsiooniastme absoluutväärtus on erinevad.
16. Kuidas on elementide oksüdatsiooniaste seotud perioodilisuse süsteemiga?
17. Mis on a) oksüdeerumine, b) oksüdeerija, c) redutseerumine, d) redutseerija?
18. Kuidas muutub redutseerija ja oksüdeerija oksüdatsiooniaste redoksreaktsioonides?
19. Mis on isotoobid? Kuidas neid tähistatakse?
20. Mis on keemiline element aatomi ehituse teooria seisukohalt?

IV. ARVUTUSI GAASILISTE AINETEGA.

§ 1. GAASIDE KILOMOOLI RUUMALA.

- ▶ *Ruumalaühikud*
- ▶ *Tiheduse arvutamine*
- ▶ *Gaaside ühe kilomooli ruumala*

SI-süsteemis on ruumalaühikuks kuupmeeter, kõrvuti sellega avaldatakse gaaside ja vedelike ruumala liitrites ja milliliitrites.

Ainete iseloomustamise tähtsaks füüsikaliseks konstandiks on tihedus, mis väljendab seost massi ja ruumala vahel. Tihedus väljendab aine massi kilogrammides ühe kuupmeetri kohta.

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

d — tihedus $\left(\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}\right)$

M — mass (kg)

V — ruumala (m^3)

Gaasi tiheduse all mõistetakse ühe kuupmeetri gaasi massi kilogrammides.

Hapniku tihedus on 1,43, mis tähendab, et normaaltingimustes on ühe kuupmeetri hapniku mass 1,43 kg.

Erinevate tahkete või vedelate ainete kilomooli ruumala on erinev.

Selgitame järgnevalt, kui suure ruumala võtab enda alla üks kilomool mingit gaasi.

Ülesanne. Katseliselt määrati, et lämmastiku tihedus on $1,25 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$. Arvutada, kui suure ruumala võtab normaaltingimustel enda alla üks kilomool lämmastikku.

L a h e n d u s.

1. Leiame lämmastiku molekulmassi

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

Ühe kilomooli lämmastiku mass on 28 kg.

2. Arvutame, kui suure ruumala võtab enda alla üks kilomool, s. o. 28 kg lämmastikku. Avaldame valemist $d = \frac{M}{V}$ ruumala V :

$$V = \frac{M}{d} = \frac{28}{1,25} = 22,4 \text{ m}^3$$

V a s t u s. Ühe kilomooli lämmastiku ruumala normaaltingimustel on 22,4 m³.

Katseliselt määratud tiheduse kaudu võime arvutada ka teiste gaaside ühe kilomooli ruumala normaaltingimustel (vt. tabel 18).

Tabel 18.

Aine nimetus	Molekuli valem	Molekulmass	Tihedus ($\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$)	Kilomooli ruumala (m ³)	Molekulide arv kilomoolis
Vesinik	H ₂	2,02	0,09	$\frac{2,02}{0,09} = 22,4$	$6,02 \cdot 10^{26}$
Hapnik	O ₂	32	1,43	$\frac{32}{1,43} = 22,4$	$6,02 \cdot 10^{26}$
Süsinikdioksiid	CO ₂	44	1,96	$\frac{44}{1,96} = 22,4$	$6,02 \cdot 10^{26}$

Mistahes gaasilise aine ühe kilomooli ruumala normaaltingimustel on 22,4 m³.

Väiksemate ainehulkade puhul kasutatakse kilomooli asemel mooli ja kuupmeetri asemel liitrit. Kuna kmool on moolist tuhat korda suurem ja kuupmeeter tuhat korda suurem liitrist, siis arvutusel leiame, et mistahes gaasilise aine mooli ruumala normaaltingimustel on 22,4 l.

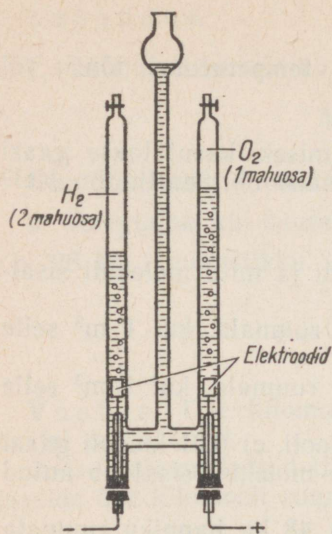
Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kuidas muutub gaasi ruumala a) temperatuuri tõusu või langusega, b) rõhu muutumisega?
2. Mis on normaaltingimused?
3. Gaasi ühe kuupmeetri massi arvutamiseks kasutatakse gaasi kmooli ruumala. Miks võetakse viimane normaaltingimustel?
4. Mitu kmooli on 484 kg süsinikoksiidi ja mitu molekuli sisaldub selles ainekoguses?
5. Arvutada ühe kmooli süsinikoksiidi ruumala, kui 1 m^3 selle gaasi mass on 1,25 kg.
6. Arvutada kolme kmooli lämmastiku ruumala, kui 1 m^3 selle gaasi mass on 1,25 kg.
7. Kui suur on a) 10 kmooli, b) 0,5 kmooli, c) 0,01 kmooli gaasi ruumala normaaltingimustel ja mitu molekuli sisaldub antud gaasikogustes?
8. Kui suur on a) 8 kg vesiniku ja b) 48 kg hapniku ruumala normaaltingimustel? (a) $89,6 \text{ m}^3$, b) $33,6 \text{ m}^3$)
9. Kui suure ruumala võtab enda alla 2 kmooli lämmastikhapet (tihedus $1550 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$)? ($0,0825 \text{ m}^3$)
10. Kui suure ruumalaga reservuaari oleks vaja
a) 85 kg vedela ammoniaagi (tihedus $681 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$),
b) 85 kg gaasilise ammoniaagi säilitamiseks?
11. Kui suurt ruumala on vaja gaasi säilitamiseks (normaaltingimustel), kui see gaas sisaldab $60,2 \cdot 10^{23}$ molekuli? ($0,224 \text{ m}^3$)

§ 2. AVOGADRO SEADUS.

- ▶ Reageerivate gaaside ruumalade suhted
- ▶ Avogadro seadus
- ▶ Avogadro seaduse kehtivusest
- ▶ Avogadro seaduse tähtsus

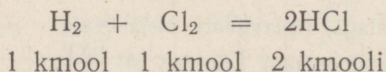
Nagu varemõpitust teame, eraldub vee lagundamisel elektri-voolu toimel vesinikku mahuliselt kaks korda rohkem kui hapnikku (joonis 34). Vesinik ja hapnik reageerivad alati ruumalalises vahekorras 2 : 1.



Joonis 34. Vee lagundamine elektrivooluga.

Jälgime järgmiste näidete varal nii reageerivate kui ka reaktsioonil tekkivate gaasiliste ainete ruumalasisid.

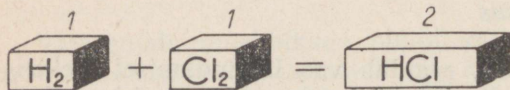
Ühe kilomooli kloori reageerimisel ühe kilomooli vesinikuga moodustub kaks kilomooli vesinikkloriidi:



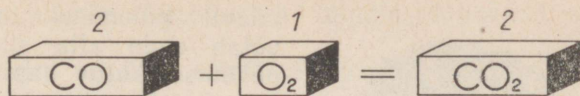
Kuna ühe kilomooli gaasi ruumala on $22,4 \text{ m}^3$, siis suhtuvad gaaside ruumalad järgmiselt:

$$22,4 \text{ m}^3 : 22,4 \text{ m}^3 : 44,8 \text{ m}^3.$$

Jagades need arvud 22,4-ga, saame vesiniku ja kloori ning reaktsioonil tekkinud vesinikkloriidi ruumalaliseks suhteks 1:1:2. Skemaatiliselt kujutab seda joonis 35.

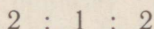
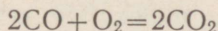


Joonis 35. Vesiniku ja kloori ning reaktsioonil tekkiva vesinikkloriidi ruumiliste suhete skeem.



Joonis 36. Süsinikoksiidi, hapniku ja süsinikdioksiidi ruumiliste suhete skeem.

Märgime näitena veel süsinikoksiidi, hapniku ja süsinikdioksiidi ruumalalise suhte süsinikoksiidi põlemisreaktsioonil (joonis 36):



Toodud näidetest järeldub, et

reageerivate ja reaktsioonil tekkivate gaaside ruumalad suhtuvad üksteisesse nagu lihtsad 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.) Seaduse avastamisel oli ajalooliselt suur tähtsus, sest see sai aluseks itaalia õpetlasele *Amadeo Avogadro*le gaaside kohta käiva uue seaduse püstitamisel.

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

Märgitud seadust tuntakse *Avogadro* seaduse nime all. Meil on juba teada, et üks kmool mistahes ainet sisaldab alati võrdse arvu molekule ($6,02 \cdot 10^{26}$). Teiselt poolt teame aga, et ühe kmooli mistahes gaasi ruumala normaaltingimustel on alati $22,4 \text{ m}^3$. Sellest arutelust jõuamegi *Avogadro* seaduse mõistmiseni.

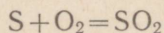
Piltliku ettekujutuse *Avogadro* seadusest annab joonis 37.

Avogadro seadusega saab seletada gaasiliste ainete ruumalade muutumist reaktsiooni käigus. Huvitagu meid näiteks, kas



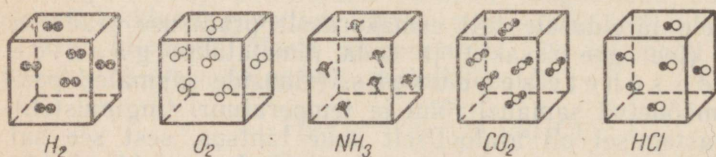
Amadeo Avogadro
(1776—1856).

väävli põlemisel tekkiv vääveldioksiid võtab enda alla suurema ruumala kui põlemisel kuluv hapnik. Kirjutame reaktsiooni võrrandi ning määrame selles gaasiliste ainete molekulide arvu enne ja pärast reaktsiooni:



Selgub, et vääveldioksiidi molekulide arv võrdub reaktsioonist osavõtva hapniku molekulide arvuga. Avogadro seadusest järeldub, et gaaside molekulide võrdsed hulgad võtavad enda alla võrdsed ruumalad. Seega võtab tekkiv vääveldioksiid enda alla niisama suure ruumala, kui oli reaktsiooniks tarvitatud hapnikul.

Avogadro seadus kehtib ainult gaaside kohta.



Joonis 37. Uhesugustel tingimustel on võrdses ruumalades võrdne arv molekule.

Vedelikus on molekulide vaheline kaugus palju väiksem kui gaasides. Tahkes kehas on aga osakesed (ioonid, aatomid või molekulid) üksteisele veelgi lähemal.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kirjeldada vesiniku reageerimist hapnikuga eudiomeetris. Missuguses ruumalalises vahekorras reageerivad lähteained?
2. Millistes ruumalalistes suhetes reageerivad lähtegaasid ja millises suhtes on nad reaktsioonil tekkinud gaasidega: a) vesinik ja lämmastik (moodustub ammoniaak — NH_3), b) läm-

mastikoksiid ja hapnik (moodustub lämmastikdioksiid — NO_2)?

3. Mispärast Avogadro seaduse puhul märgitakse tingimusena võrdset rõhku ja temperatuuri?
4. Miks ei ole gaasis ja vedelikus, mis võtavad enda alla ühesuurse ruumala, molekulide arv võrdne?
5. Erinevate gaaside molekulid erinevad molekuli massilt ja mõõtmetelt. Millega seletada, et sellele vaatamata gaaside võrdsed ruumalad sisaldavad võrdse arvu molekule?

. . .

6. Kloori, vesinikku ja süsinikoksiidi oli anumad ruumalalistes suhetes vastavalt 2 : 4 : 3. Mitu liitrit kloori ja süsinikoksiidi oli segus, kui vesiniku mass on 0,001 kg?
7. Mitu liitrit vesinikku ja hapnikku tekib 3,6 kg vee lagundamisel? (4480 l ja 2240 l)
8. 16 g gaasisegu sisaldab 45% vesinikku, 20% hapnikku ja 35% lämmastikku. Millistes ruumalalistes suhetes on need gaasid?
9. Mitu molekuli sisaldub a) pooles kmoolis, b) 22,4 liitris, c) 2,24 m³ gaasis?
10. Kus ja mitu korda on samadel tingimustel rohkem molekule, kas 10 liitris lämmastikus või 2 liitris hapnikus?
11. Kui suure ruumala võtab enda alla a) 0,5 kg, b) 0,5 kmooli kloori? (a) 158 l, b) 11 200 l)
12. Võrrelda molekulide arvu a) 11,2 m³ süsinikdioksiidis normaaltingimustel, b) 220 g süsinikdioksiidis.

. . .

13. Kui suure ruumala võtab enda alla gaasisegu, mis sisaldab normaaltingimustel 0,5 kmooli hapnikku ja 11 kg süsinikdioksiidi? (16,8 m³)
14. Mitu gaasi molekuli sisaldub toa õhus normaaltingimustel, kui põranda mõõtmed on 3×4 m ja kõrgus 2,8 m? Mitu kuupmeetrit hapnikku on selles toas? (9,03 · 10²⁶ molekuli, 6,7 m³ O₂)
15. Anumast tõrjuti õhk välja süsinikdioksiidiga. Mitme grammi võrra suurenes anumad täitva gaasi mass, kui anuma ruumala on 0,035 m³? Arvutusel võtta õhu keskmiseks molekulmassiks 29.

§ 3. ARVUTUSI GAASILISTE AINETEGA.

Teades gaasiliste ainete kilomooli ruumala (22,4 m³), on võimalik võrrelda erinevate gaaside massi ning arvutada nii reageerivate kui ka reaktsioonil tekkivate gaaside ruumalad.

Ülesanne 1. On antud kolm gaasi — süsinikdioksiid (CO₂), süsinikoksiid (CO) ja ammoniaak (NH₃). Milline neist gaasidest on kõige kergem ja milline kõige raskem?

L a h e n d u s.

Leiame antud gaaside molekulmassid:

$$M_{\text{CO}_2} = 12 + 2 \cdot 16 = 44$$

$$M_{\text{CO}} = 12 + 16 = 28$$

$$M_{\text{NH}_3} = 14 + 3 \cdot 1 = 17$$

Arvutustest järeldub, et ühe kilomooli ($22,4 \text{ m}^3$) süsinikdioksiidi mass on 44 kg, ühe kilomooli süsinikoksiidi mass 28 kg ja ühe kilomooli ammoniaagi mass 17 kg.

V a s t u s. Antud gaasidest on kõige raskem süsinikdioksiid ja kõige kergem ammoniaak.

Esitatud näitest selgub praktiline järeldus erinevate gaaside raskuse (tiheduse) võrdlemiseks:

gaaside tiheduse võrdlemiseks võib võrrelda nende molekulmasse: mida väiksem on molekulmass, seda kergem on gaas.

Ü l e s a n n e 2. Leida, mitu korda on süsinikdioksiid õhust raskem, kui on teada, et õhu keskmine molekulmass on 29.

L a h e n d u s.

Leiame süsinikdioksiidi molekulmassi:

$$M_{\text{CO}_2} = 12 + 2 \cdot 16 = 44$$

Jagame süsinikdioksiidi molekulmassi õhu keskmise molekulmassiga:

$$\frac{44}{29} = 1,5$$

V a s t u s. Süsinikdioksiid on õhust 1,5 korda raskem.

Ü l e s a n n e 3. Arvutada ühe kuupmeetri vääveldioksiidi mass normaaltingimustel.

L a h e n d u s.

Leiame vääveldioksiidi molekulmassi:

$$M_{\text{SO}_2} = 32 + 2 \cdot 16 = 64$$

Kuna ühe kmooli mistahes gaasi ruumala normaaltingimustel

on $22,4 \text{ m}^3$ ning ühe kmooli vääveldioksiidi mass on 64 kg , siis ühe kuupmeetri vääveldioksiidi mass on

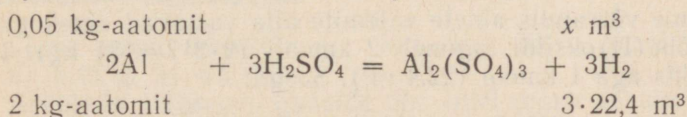
$$\frac{64}{22,4} = 2,86 \text{ kg}$$

Vastus. Ühe kuupmeetri vääveldioksiidi mass on normaaltingimustel $2,86 \text{ kg}$.

Ülesanne 4. Mitu kuupmeetrit vesinikku eraldub $0,05 \text{ kg}$ -aatori alumiiniumi reageerimisel väävelhappega?

Lahendus.

Kirjutame reaktsiooni võrrandi ja arvutame:



Ülesande kohaselt võtab reaktsioonist väävelhappega osa $0,05 \text{ kg}$ -aatomit alumiiniumi, s. o. 40 korda vähem kui võrrandi järgi. Järelikult eraldub ka vesinikku 40 korda vähem:

$$\frac{3 \cdot 22,4}{40} = 1,68 \text{ m}^3$$

Vastus. $0,05 \text{ kg}$ -aatori alumiiniumi reageerimisel väävelhappega eraldub $1,68 \text{ m}^3$ vesinikku.

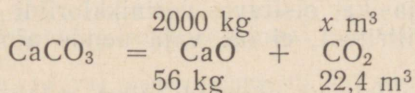
Ülesanne 5. Mitu kuupmeetrit süsinikdioksiidi tekkis lubjakivi kuumutamisel lubjaahjus, kui saadi 2 tonni kustutamata lupja?

Lahendus.

Leiame kaltsiumoksiidi molekulmassi:

$$M_{\text{CaO}} = 40 + 16 = 56$$

Kirjutame reaktsiooni võrrandi ja arvutame:



$$x = \frac{2000 \cdot 22,4}{56} = 800 \text{ m}^3$$

Vastus. 2 tonni kustutamata lubja tekkimise puhul vabaneb lubjakivi kuumutamisel 800 m^3 süsinikdioksiidi.

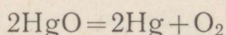
Ülesanne 6. Mitu kilogrammi elavhõbe(II)oksiidi kulub $0,056 \text{ m}^3$ hapniku saamiseks?

Lahendus.

Arvutame elavhõbe(II)oksiidi molekulmassi:

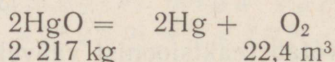
$$M_{\text{HgO}} = 201 + 16 = 217$$

Kirjutame reaktsiooni võrrandi:

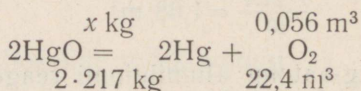


Märgime võrrandis ainete valemite alla vastavad ainekogused.

Elavhõbe(II)oksiidi laguneb 2 kmooli ($2 \cdot 217 = 434 \text{ kg}$). Hapnikku tekkis aga 1 kmool ($22,4 \text{ m}^3$). Seega:



Hapniku valemi kohale märgime ülesandes toodud hapniku koguse ning otsitava elavhõbe(II)oksiidi koguse tähistame x -ga:



Leiame otsitava suuruse:

$$x = \frac{2 \cdot 217 \cdot 0,056}{22,4} = 1,085 \text{ kg}$$

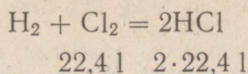
Vastus. $0,056 \text{ m}^3$ hapniku saamiseks tuleb lagundada $1,085 \text{ kg}$ elavhõbe(II)oksiidi.

Ülesanne 7. Mitu liitrit vesinikkloriidi tekib $11,2 \text{ l}$ kloori reageerimisel vesinikuga, mida on ülehulgas?

Lahendus.

Kuna kloori ja ka otsitava vesinikkloriidi kogus on antud mahuühikutes (liitrites), ei ole vaja nende ainete molekulmasse arvutada.

Kirjutame reaktsiooni võrrandi ning märgime kloori valemi alla võrrandi järgi kuluva kloorikoguse ja vesinikkloriidi valemi alla võrrandi järgi tekkiva vesinikkloriidi koguse liitrites:



Võrrandi järgi reageerib kloori üks kmool ($22,4 \text{ m}^3$) ja vesinikkloriidi tekib 2 kmooli ($2 \cdot 22,4 \text{ m}^3$).

Reageeriva kloori ja tekkiva vesinikkloriidi ruumalad suhtuvad nagu 2 : 1. Seega võime märkida, et kui 1 l kloori reageerimisel vesinikuga tekib 2 l vesinikkloriidi, siis 11,2 l kloori puhul tekib $2 \cdot 11,2 = 22,4 \text{ l}$ vesinikkloriidi.

V a s t u s. 11,2 l kloori reageerimisel vesinikuga tekib 22,4 l vesinikkloriidi.

Ülesandeid harjutamiseks.

1. Leida gaasi molekulmass, kui ühe liitri gaasi mass on:
a) 1,43 g, b) 3,2 g.
 2. Arvutada järgmiste gaaside ühe liitri mass: a) süsinikoksiid, b) fosgeen (COCl_2)?
 3. Mitu liitrit vesinikku kuuus paukgaasi reaktsioonil, kui reaktsiooni tulemusena saadi 54 g vett? ($67,2 \text{ l H}_2$, $33,6 \text{ l O}_2$)
 4. Mitu kilogrammi vett tekib $13,44 \text{ m}^3$ vesiniku reageerimisel hapnikuga?
 5. Mitu kmooli vett reageeris naatriumiga, kui saadi $0,112 \text{ m}^3$ vesinikku? (0,01)
 6. Mitu grammi naatriumhüdrosiidi tekkis naatriumi reageerimisel veega, kui reaktsiooni tulemusena vabanes $6,72 \text{ l}$ vesinikku?
 7. Mitu liitrit kloori kulus reaktsioonil pulbrilise rauaga, kui reaktsiooni tulemusena tekkis 3,25 g raud(III)kloriidi?
 8. Vase põlemisel klooris tekkis 45 g vask(II)kloriidi. Mitu liitrit kloori reageeris vasega?
 9. Mitu grammi fosforit põles klooris ja mitu liitrit kloori kulus, kui reaktsiooni tulemusena moodustus 1,35 g fosfortrikloriidi?
 10. Tööstuslikus seadmes saadi vesiniku põlemisel klooris $89,6 \text{ m}^3$ vesinikkloriidi. Mitu kuupmeetrit kulus kloori? ($44,8 \text{ m}^3$)
- . . .
11. Gaaside segus, mis koosnes 3 kg vesinikust ja 74 kg kloorist, reageeris üks gaas täielikult. Millises ruumalalises koguses ja vahekorras esinesid gaasid pärast reaktsiooni?
 12. Soolhappe tehase vastavas seadmes sünteesiti igas sekundis $3,65 \text{ m}^3$ vesinikkloriidi. Mitu kuupmeetrit a) kloori, b) vesinikku kulub igas sekundis, kui arvestada, et vesinikku tuleb võtta 3% võrra rohkem, kui näitab reaktsiooni võrrandi järgi tehtud arvutus?

- 0,01 kg-aatomit tsinki asetati 20 kg 12% -lisse soolhappesse. Mitu kuupmeetrit vesinikku eraldus? (0,224 m³)
- Kinnises nõus pandi plahvatama gaasisegu, mis koosnes 0,0002 kmoolist vesinikust ja 0,00224 m³ kloorist. Mis on nõus pärast plahvatust? Leida tekkinud aine kogus grammides.
- Mitu grammi 98% -list väävelhapet kulub reaktsioonil naatriumkloriidiga, et saada 1,12 l vesinikkloriidi? (24,5 g)

Põhiküsimusi.

- Mida mõistetakse aine tiheduse all?
- Mis on a) kilogramm-aatom, b) kilomool?
- Kui suur on gaasilise aine kilomooli ruumala normaaltingimustel?
- Sõnastada Avogadro seadus.
- Osata arvutada ühe kuupmeetri (ühe liitri) gaasi massi, lähtudes tema valemist.
- Osata otsustada gaasilise aine valemi põhjal, milline antud gaasidest on kõige kergem ja milline kõige raskem (ilma gaasi tihedust arutamata).
- Gaasi ruumala leidmine massi järgi ja massi leidmine gaasi ruumala järgi (gaasilise aine valemi alusel).
- Kui suur on õhu keskmine molekulmass?
- Osata otsustada, kas gaas on õhust kergem või raskem, lähtudes molekulmassist (ilma gaasi tiheduse arutamiseta).
- Reaktsioonist osavõtivate või reaktsioonil tekkivate gaaside ruumalade arvutamine reaktsiooni võrrandi järgi.

V. HALOGEENID.

§ 1. HALOGEENIDE ASETUS PERIOODILISUSE SÜSTEEMIS.

- ▶ *Halogeenide aatomite ehituse omapära*
- ▶ *Aatomi raadiuse muutumine halogeenide rühma elementidel*

Halogeenide aatomite välisel elektronikihil on seitse elektroni, nad on perioodilisuse süsteemi seitsmenda rühma peaarühma elemendid.

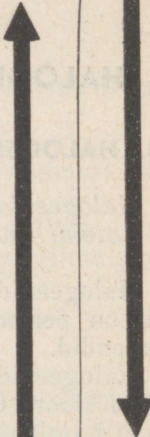

Halogeenide rühma esimene element on fluor (F), millele järgnevad kloor (Cl), broom (Br) ja jood (I). Halogeenide hulka loetakse ka elementi järjenumbriga 85 — astaat (At). Viimast leidub looduses äärmiselt tühises koguses, mistõttu isegi tema keemilisi omadusi on vähe tundma õpitud.

Halogeenide rühmas fluorilt joodi suunas kasvab aatomi raadius. Aatomi raadiuse suurenedes väheneb elektronegatiivsus. Kuna valentsielektronide kaugus tuumast suureneb, hoitakse neid ka nõrgemini kinni. Järelikult nõrgenevad samas suunas halogeenide mittemetallilised omadused ja väheneb elektronegatiivsus.

Keemilise sideme käsitlemisel selgus, et aatomid püüavad reageerimisel saavutada kaheksaelektronilist väliskihti. Metallide aatomite väliskihis on tavaliselt üks kuni kolm elektroni. Reageerimisel metallidega seob halogeeni aatom metalli aatomi välisest elektronikihist elektroni oma väliskihti. Nii muutub halogeeni aatomi väliskihit kaheksaelektroniliseks, kuid aatom kaotab neutraalsuse ja muutub negatiivse laenguga iooniks; metalli aatom, loovutanud oma väliskihi elektroni, muutub positiivse laenguga iooniks. Vastandimeliste laengutega ioonide vahel tekib iooniline side.

Halogeenide aatomite ehitust on kujutatud skemaatiliselt tabelis 19.

Tabel 19.

Halogeen	Aatommass (ümardatud)	Tuumalaeng	Aatomi ehituse skeem	Aatomi raadiuse suuremine	Mitte-metalliliste omaduste nõrgenemine
F	19	+9	$\begin{array}{c} \textcircled{9p} \\ \textcircled{10n} \end{array} \quad \begin{array}{c} \diagup \diagdown \\ 2e \quad 7e \\ \diagdown \diagup \end{array}$		
Cl	35,5	+17	$\begin{array}{c} \textcircled{17p} \\ \textcircled{18n} \end{array} \quad \begin{array}{c} \diagup \diagdown \\ 2e \quad 8e \quad 7e \\ \diagdown \diagup \end{array}$		
Br	80	+35	$\begin{array}{c} \textcircled{35p} \\ \textcircled{45n} \end{array} \quad \begin{array}{c} \diagup \diagdown \\ 2e \quad 8e \quad 18e \quad 7e \\ \diagdown \diagup \end{array}$		
I	127	+53	$\begin{array}{c} \textcircled{53p} \\ \textcircled{74n} \end{array} \quad \begin{array}{c} \diagup \diagdown \\ 2e \quad 8e \quad 18e \quad 18e \quad 7e \\ \diagdown \diagup \end{array}$		
At	210	+85	$\begin{array}{c} \textcircled{85p} \\ \textcircled{125n} \end{array} \quad \begin{array}{c} \diagup \diagdown \\ 2e \quad 8e \quad 18e \quad 32e \quad 18e \quad 7e \\ \diagdown \diagup \end{array}$		

Halogeenide asendist perioodilise süsteemi seitsmendas rühmas jäeldub, et nad moodustavad vesinikuga ühendi üldvalemiga RH (näiteks HF , HCl , HBr , HI). Kuigi halogeenid hapnikuga otseselt ei reageeri, tuntakse ühendeid, kus halogeeni kõrgeim oksüdatsiooniaste on seitse, nagu jäeldub ka perioodilise süsteemi seitsmenda rühma elementide oksiidide tüüpvalmist R_2O_7 (näiteks Cl_2O_7).

§ 2. KLOOR.

17
Cl
35,453
7 8 2

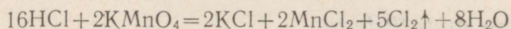
Molekuli valem Cl_2 . Aatommass 35,5; molekulmass 71,0.

1. KLOORI FÜÜSIKALISED OMADUSED.

- ▶ Värvus, lõhn ja tihedus (võrreldes õhuga)
- ▶ Lahustuvus vees
- ▶ Kloori füüsikalised omadused

▼ 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 vaseliiniga kaetud klaasplaadiga või korgiga; 3) katse lõppedes suletakse vastav nõu kohe; 4) pärast tundi pestakse kloori sisaldavad nõud, asetades need esmalt kumuli soodalahusesse.

Laboratoorselt saadakse kloori kaaliumpermanganaadi ja vesinikkloriidhappe vahelisel reaktsioonil:

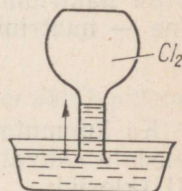


Kloor on tavalistel tingimustel iseloomuliku terava lõhnaga mürgine gaas.

Kloori nimetus on tuletatud kreeka keelsest sõnast *chloros*, mis tähendab *roheline*. Tegelikult on kloori värvus kollakasroheline.

Kloor on õhust raskem. Kui juhtida gaasijuhtetoru kaudu kolvi kloori ja asetada kolvi taha valge ekraan (et kloor oleks paremini nähtav), siis koguneb kloor kolvi allossa.

Asetades klooriga täidetud kolvi (joonis 38) suudmega vette, tungib vesi kolvi, mis osutab kloori lahustumisele vees. Vett, milles on lahustunud kloori, nimetatakse klooriveeks.



Joonis 38. Kloori lahustumine vees.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kirjutada kloori aatomi elektroniline valem.
2. Selgitada ioonilise sidemega ühendi moodustumist halogeeni reageerimisel naatriumiga.
3. Võrrelda halogeenide rühma elemente keemiliselt aktiivsusest VI rühma mittemetalliliste elementidega.
4. Missugune keemiline side on kloori molekulis?
5. Määrata kloori oksüdatsiooniasuste järgmistes ühendites: HCl, HClO₃, Cl₂O₇, HClO₄.
6. Arvutada kloori tihedus.
7. Mitu korda on kloor õhust raskem? Arvutusel võtta õhu keskmiseks molekulmassiks 29. (2,45)
8. Arvutada kloriidiooni sisaldus naatriumkloriidis protsentides.
9. Mitu molekuli on 35,5 g klooris? ($3,01 \cdot 10^{23}$)
10. Veeldatud kloori tihedus on $1570 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$. Kui suure ruumala võtab enda alla 50 g a) veeldatud kloori, b) gaasilist kloori?
11. 10,8 g 16,5%-lisele vesinikkloriidhappele lisati 5,88 g 20%-list kaaliumhüdroksiidi lahust. Missugune on lakmuse värvus tekkinud vedelikus?

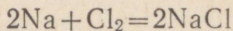
2. KLOORI KEEMILISED OMADUSED.

- ▶ *Reageerimine metallidega*
- ▶ *Põlemise mõiste*
- ▶ *Reageerimine mittemetallidega*
- ▶ *Hüpokloorishape*

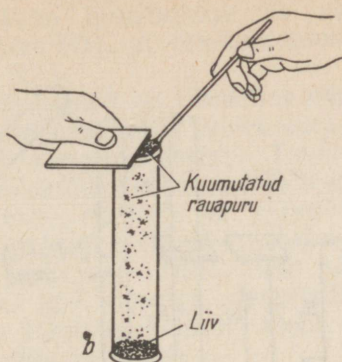
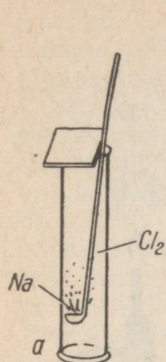
Kloor on keemiliselt aktiivne mittemetall. Ta reageerib nii liht- kui liitainetega.

Kloori reageerimine metallidega.

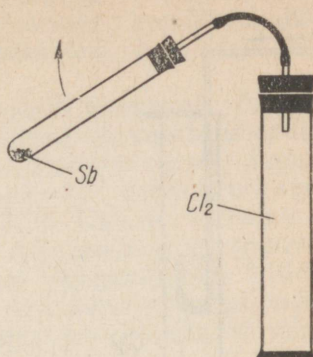
Viies klooriga täidetud nõusse sula naatriumi (joonis 39-a), süttib naatrium põlema ning kolvis moodustub valge kristalne aine — naatriumkloriid:



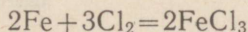
Ka kuumutatud pulbriline raud süttib klooris (joonis 39-b) heledate sähvatustena, seejuures tekib pruunika värvusega raud-(III)kloriid:



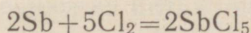
Joonis 39. a) naatriumi reageerimine klooriga; b) raua põlemine klooris.



Joonis 40. Seade antimoni ja kloori vahelise reaktsiooni läbiviimiseks.



Antimon süttib klooris aga isegi ilma eelneva kuumutamisetä (katse võib sooritada seadmes, mille skeem on esitatud joonisel 40) ja tekib antimon(V) kloriid:

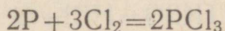


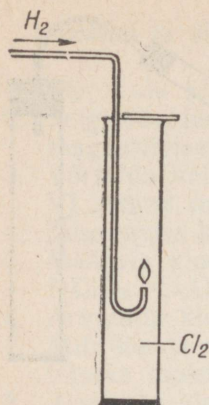
Katsed kinnitavad, et paljud metallid põlevad klooris. Varem oleme õppinud, et ainete põlemisel toimub ühinemisreaktsioon hapnikuga. Katsetel selgus, et metallid reageerivad klooriga, kusjuures eraldub valgust ja soojust. Seega: Põlemiseks loetakse keemilisi reaktsioone, mille puhul eraldub valgust ja soojust. Põlemine võib seega toimuda ka ilma hapniku osavõtuta reaktsioonist.

Metallide reageerimisel klooriga moodustuvad soolad — kloriidid (näiteks NaCl, CuCl₂, HgCl₂ jt.) —, milles kloori oksüdatsiooniaste on -1.

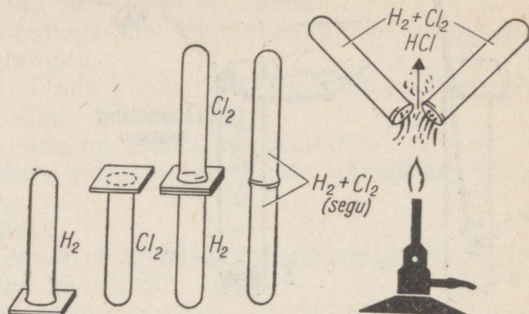
Kloori reageerimine mifmetallidega.

Toatemperatuuril reageerib kloor fosforiga, fosfor süttib põlema ja moodustub fosfortrikloriid (PCl₃):



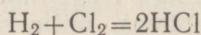


Joonis 41. Vesiniku põlemine klooris.



Joonis 42. Vesiniku ja kloori segu plahvatus.

Vesinik põleb klooris (joonis 41), moodustades vesinikkloriidi (HCl):

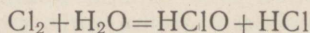


Vesiniku ja kloori segu süttib ka soojendamisel (joonis 42) või valgustamisel.

Vesinikkloriidi vesilahus on vesinikkloriidhape ehk soolhape.

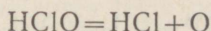
Kloori reageerimine veega.

Kloori vesilahust nimetatakse klooriveeks. Osa lahustunud kloori reageerib veega, mille tulemusena tekib kaks hapet: väga ebapüsiv ja nõrk hüpokloorishape (HClO) ja vesinikkloriidhape (HCl):



Neid happeid tekib aga kloorivette suhteliselt vähe.

Hüpokloorishape on väga tugev oksüdeerija ning reaktsioonivõimeline ühend. Ta lagunemist väljendab järgmine reaktsioonivõrrand:



Hapnik on tekkimise momendil aatomitena — molekulideks ühinemata. Teda nimetatakse ka atomaarseks hapnikuks ehk monohapnikuks (O), et eristada molekulaarsest hapnikust ehk dihapnikust (O₂).

Atomaarne hapnik on võimeline värvaineid pleegitama: ta reageerib värvainetega, mille tulemusena tekivad värvuseta ühendid. Oeldakse, et värvaine pleegib. Tavalisel (molekulaarsel) hapnikul, mille molekulid koosnevad kahest aatomist, puudub nii suur oksüdeeriv toime, mistõttu ta värvaineid ei valasta. Atomaarse hapniku eraldumise 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 liigne kloor riidest kõrvaldada, et mitte kahjustada riide kvaliteeti.

Atomaarne hapnik, mis moodustub hüpokloorishappe lagunemisel, hävitab ka pisikuid.

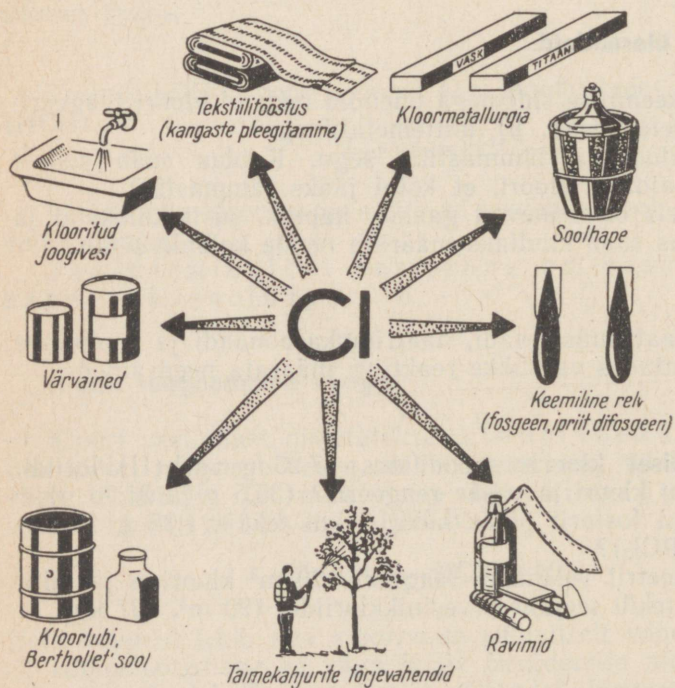
Küsimusi ja ülesandeid.

1. Missuguse keemilise sidemega ühendid tekivad kloori reageerimisel a) metallidega, b) mitmetallidega?
 2. Kolvis on kloori ja lämmastiku segu. Kuidas saab sellest segust kõrvaldada kloori, et kolbi jääks lämmastik?
 3. Kolmes kolvis on erinevad gaasid: hapnik, süsinikdioksiid ja kloor. Kuidas saab kindlaks määrata nende kolbide sisu?
.
4. On antud naatriumsulfaadi, naatriumkarbonaadi ja soolhappe lahus. Kasutades vajalikke reaktiive määrata need ained.
.
5. Vase põlemisel klooris moodustus 67,25 g vask(II)kloriidi. Mitu grammi kloori ja vaske reageeris? (35,5 g ja 31,75 g)
 6. Mitu grammi fosforit põles klooris, kui tekkis 1,35 g fosfortrikloriidi (PCl₃)?
 7. Mitu kuupmeetrit vesinikku reageerib 20 m³ klooriga ja mitu kilogrammi tekib seejuures vesinikkloriidi? (20 m³, 127 kg)
.
8. Kinnises nõus pandi plahvatama gaasisegu, mis koosnes 0,02 kmoolist vesinikust ja 0,01 kmoolist kloorist. Mis oli nõus pärast plahvatust? Leida tekkinud aine kogus grammides.

3. KLOORI KASUTAMINE.

► Kloori omadused, millel põhineb tema kasutamine

Kloor leiab rakendamist mitmesugustes tööstusharudes. Paberi- ja tekstiilitööstuses kasutatakse teda pleegitajana. Kloori oksüdeeriva toime tõttu rakendatakse teda metallide tootmisel maakidest. Metallimaakide töötlemisel klooriga (kloreerimisel) moodustuvad kloriidid, mida vees lahustuvuse tõttu on kerge maakidest eraldada (kloormetallurgia). Tähtsat osa etendab kloor värvainete, pestitsiidide ja ravimite tootmisel. Looduslikest veekogudest joogivee saamiseks kloreeritakse vett filterveevärgis, et hävitada baktereid. Peamine kogus kloori kasutatakse soolhappe ja mitmete klooriühendite (kaaliumklooraat, kloorlubi, kloriidid)



Joonis 43. Klooriühendite kasutusalasid.

valmistamiseks. Esimeses maailmasõjas kasutasid saksa imperialistid kloori ja klooriühendeid sõjagaasina.

Kloor lihtainena (Cl_2) on äärmiselt mürgine, kloriidioonid (Cl^-), mis kuuluvad naatriumkloriidi (NaCl) koostisse, on aga organismi normaalseks elutegevuseks tarvilikud ja seepärast kasutataksegi viimast toidulisana.

Kloori kasutamisest annab ülevaate joonis 43.

4. KLOORIÜHENDID LOODUSES.

► Tähtsamate klooriühendite leiukohad

Suure keemilise aktiivsuse tõttu ei leidu kloori looduses lihtainena, vaid ainult ühenditena, sest ta reageerib kergesti teiste ainetega. Vabalt leidub teda ainult mõnedes vulkaanilistes gaasides. Ühenditena on aga kloor väga levinud. Tema peamised looduslikud ühendid on metallide kloriidid: naatriumkloriid, kaaliumkloriid jt., mida sisaldub nii merede ja ookeanide vees kui ka maakoos tahkel kujul, kus nad moodustavad võimsaid lademeid (Donetsi basseinis, Tägä-Kaukaasias, Uraalis, Kasahstanis, Siberis jm.).

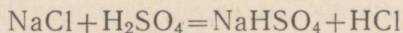
§ 3. VESINIKKLORIID — HCl .

► Vesinikkloriidi saamine laboratoorselt

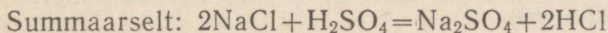
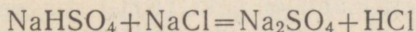
► Vesinikkloriidi tööstuslik tootmine

Laboratoorselt saadakse vesinikkloriidi kristalse naatriumkloriidi ja kontsentreeritud väävelhappe reageerimisel (vt. joonis 8). Olenevalt tingimustest kulgeb reaktsioon järgmiselt:

a) toatemperatuuril ja nõrgal soojendamisel tekib vesinikkloriid ja vesiniksool — naatriumvesiniksulfaat:

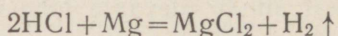


b) kõrgel temperatuuril (700°C) reageerib tekkinud naatriumvesiniksulfaat naatriumkloriidiga ja tekib lihtsool — naatriumsulfaat ja vesinikkloriid:

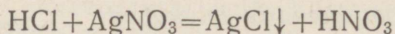


Vesinikkloriid on värvusetu, terava lõhnaga õhust raskem mürgine gaas, mis lahustub hästi vees.

Lakmus värvub vesinikkloriidi vesilahuses (soolhappes) punaseks. Paljud metallid (Mg, Zn, Al, Fe jt.) reageerivad vesinikkloriidhappiga, kusjuures eraldub vesinik:

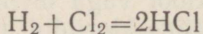


Kui lisada lahjendatud soolhappesse paar tilka hõbenitraadi (AgNO_3) lahust, tekib valge hõbekloriidi sade:



Hõbekloriid ei lahustu lämmastikhappes.

Tööstuslikult saadakse vesinikkloriidi vesiniku põletamisel klooris, reaktsioonivõrrandi



kohaselt.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mille poolest kloor lihtainena erineb kloorist, mis esineb ühendite koostises?
 2. Näidata kaardil Nõukogude Liidu tähtsamate klooriühendite leiukohti.
 3. Mis tüüpi reaktsioon kulgeb kaaliumkloriidi reageerimisel väävelhappiga ja miks ta kulgeb lõpuni?
.
4. Lähtudes naatriumkloriidist saada a) vesinikkloriidi, b) soolhapet. (Katse teha tõmbekapis!)
 5. Valmistada 0,1 kg 5%-list naatriumkloriidi lahust.
.
6. Vesiniku põlemisel klooris saadi 5 kmooli vesinikkloriidi. Mitu kilogrammi vesinikku ja kloori kulus reaktsioonil?
 7. Mitu kuupmeetrit vesinikkloriidi on võimalik saada 58,5 kg naatriumkloriidist? ($22,4 \text{ m}^3$)
 8. Mitu kuupmeetrit ammoniaaki (NH_3) reageerib vesinikkloriidiga (HCl), et saada üks kilomool ammoniumkloriidi (NH_4Cl)? ($22,4 \text{ m}^3$)

9. Mitu kilogrammi 37%-list soolhapet saab toota 585 kg naatriumkloriidist? (990 kg)
10. 37%-lise vesinikkloriidi lahuse tihedus on $1190 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$. Mitu kuupmeetrit vesinikkloriidi kulub 1 m^3 37%-lise vesinikkloriidhappe saamiseks?
11. 29,95 kg naatriumkloriidi reageeris täielikult väävelhappega. Eraldunud gaas lahustati kahes kuupmeetris vees. Arvutada tekkinud soolhappe protsendiline kontsentratsioon. (0,91%)

§ 4. VESINIKKLORIIDHAPE EHK SOOLHAPE.

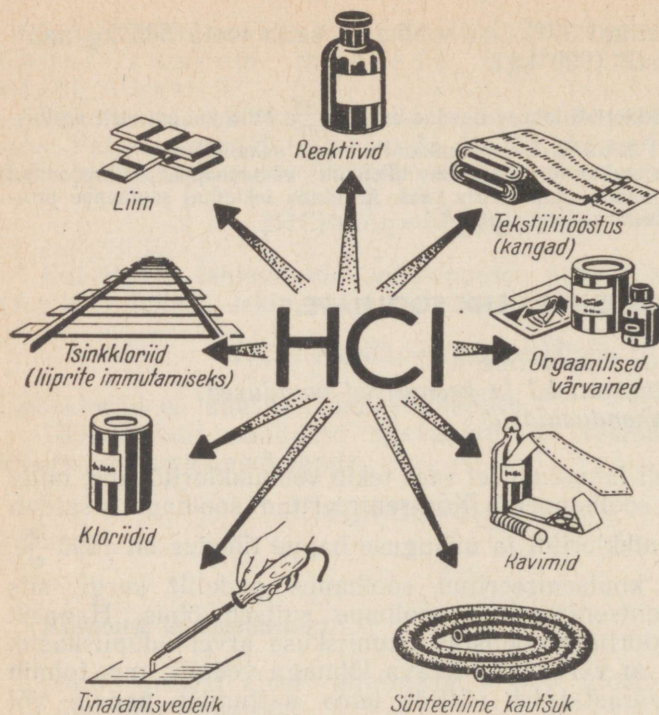
- ▶ *Kontsentreeritud soolhape*
- ▶ *Soolhappe füüsikalised ja keemilised omadused*
- ▶ *Soolhappe rakendusallasid*

Vesinikkloriidi lahustumisel vees tekib vesinikkloriidhape, mida nimetatakse ka soolhappeks. Kontsentreeritud soolhappe sisaldab umbes 37% vesinikkloriidi ja niisuguse happe tihedus on $1190 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$.

Kui eemaldame kontsentreeritud soolhappe pudelilt korgi, siis täheldame, et kontsentreeritud soolhappe suitseb õhus. Hapest eralduv vesinikkloriid moodustab õhuniiskuse arvel udupiiskasid. Puhas soolhape on värvusetu, terava lõhnaga vedelik, mis toimib söövitavalt, seepärast tuleb vältida tema sattumist nahale või riistele. Tehnikas rakendatakse peamiselt nn. tehnilist soolhapet, mis sisaldab mitmeid lisandeid. Tehniline soolhape on rauasoolade sisalduse tõttu kollaka värvusega.

Soolhappe reageerib enamiku metallidega, ainult metallide pingereas vesinikust paremal asuvad metallid — vask, hõbe ja kuld — ei reageeri temaga. Metallidest ka plii, mis asub pingereas vesinikust eespool, ei reageeri soolhappes. Plii pinnale tekib kokkupuutel soolhappes tihe raskesti lahustuva pliikloriidi (PbCl_2) kiht, mis takistab soolhappe edasist reageerimist pliiga.

Väävelhappe ja lämmastikhappe kõrval on soolhappe üks enamkasutatavaid ja tähtsamaid happeid. Peamine kogus soolhapet läheb paljude kloriidide valmistamiseks, mida kasutatakse reaktiividena laboratooriumides, värvainete, arstimate, mürkkemikaalide jne. tootmiseks. Kontide töötlemisel soolhappes saadakse liimi. Nahkade kroomparkimisele eelneb nende töötlemine soolhappes. Soolhapet kasutatakse sünteetilise kautšuki, glükoosi ning suhkru tootmisel, jootmis- ja tinutamistöödel metalli pinna puhastamiseks oksiididest, väikeste kloorikoguste saamiseks laboratooriumides jne.



Joonis 44. Soolhappe kasutusvaldkonnad.

Soolhappe kasutamist on piltlikult kujutatud joonisel 44.

Soolhappel on suur füsioloogiline tähtsus. Inimese ja loomade maomahlas sisalduv soolhape etendab tähtsat osa valkude seedimisel. Inimese maomahl sisaldab umbes 0,5% soolhapet. Soolhappe vähesus või ülehulk maomahlas kutsuvad esile seedehäireid ja maohaigusi. Haigetele, kes kannatavad maomahla alahappesuse all, antakse tugevasti lahjendatud, keemiliselt puhast soolhapet.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kuidas on võimalik kontsentreeritud soolhapest saada vesinikkloriidi?
2. Milliste kivimite määramiseks kasutavad geoloogid soolhapet?

3. Miks on soolhappel vesinikkloriidile iseloomulik lõhn?
4. On antud kolm katseklaasi. Uhes on soolhappe, teises väävelhappe lahus ja kolmandas destilleeritud vesi. Tõestada nende katseklaaside sisu.
5. Saada väike kogus soolhapet ja teha kindlaks selle kvalitatiivne koostis.
6. Mitu kilogrammi 2,5%-list soolhapet kulub 0,5 kilomooli kaltsiumoksiidiga reageerimiseks?
7. 1,4 g kaltsiumoksiidile lisati 3,65 kg 0,1%-list soolhapet. Misugune on saadud lahuse reaktsioon (happeline, aluseline või neutraalne)?
8. Mitu kuupmeetrit süsinikdioksiidi eraldub 50 kg kaltsiumkarbonaadi reageerimisel soolhappega? ($11,2 \text{ m}^3$)
9. Mitu kuupmeetrit kloori ja vesinikku kulub 10 kmooli vesinikkloriidi saamiseks? (112 m^3 , 112 m^3)
10. Katlakivi kõrvaldamiseks kasutatakse 4%-list soolhapet, tihedusega $1020 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$. Mitu kilogrammi 37%-list soolhapet ja vett tuleb võtta 7 m^3 4%-lise soolhappe valmistamiseks?
11. Mitu kuupmeetrit süsinikdioksiidi võib saada 10 kg lubjakivi käsitlemisel soolhappega, kui lubjakivi sisaldab 78% kaltsiumkarbonaati? ($1,75 \text{ m}^3$)

§ 5. KLOORIÜHENDID.

- ▶ *Kloriidide rakendusala*
- ▶ *Kloriidiooni tõestamine*
- ▶ *Kloori hapnikuühendid ja nende omadused*

Vesinikkloriidhappe (soolhappe) sooladid — kloriidide rakendatakse rahvamajanduses laialdaselt. Iseloomustame järgmiste kloriidide kasutamist.

Naatriumkloriidi (NaCl) nimetatakse igapäevases elus keedusoolaks. Ta on maitseaineks toiduvalmistamisel ja toiduainete (või, kala, liha jt.) konserveerimisel. Keemiatööstuses on ta lähteaineks naatriumhüdrosiidi, vesinikkloriidi ja soolhappe, kloori, naatriumkarbonaadi (sooda), naatriumi ja teiste ainete saamisel.

Kaaliumkloriid (KCl) on tähtis kaaliumväetis. Ta on lähteaineks kaaliumi ja tema ühendite valmistamisel.

Kaltsiumkloriid (CaCl_2) esineb tavaliselt kristallhüdraadina: kaltsiumkloriid-6-veena ($\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$). Kaltsiumkloriid on väga hügrokoopne (niiskust imav) ühend. Teda kasutatakse gaaside kuivatamiseks, orgaanilistes vedelikes lahustunud vee sidumiseks ning eksikaatorites niiskust neelava ainena.

Baariumkloriidi (BaCl_2) rakendatakse tema mürgisuse tõttu taimekahjurite tõrjel. Baariumkloriidi lahus on väävelhappe ja tema soolade — sulfaatide tõestusreaktiiviks.

Tsinkkloriid (ZnCl_2) on metallide jootevedeliku ja joote-pasta koostisosa (tsinkkloriidi lahus puhastab metallipinna oksiidikihist ja takistab oksiidikihi teket jootmise või tinatamise ajal). Tsinkkloriidi rakendatakse puidu immutamiseks, et kaitsta puitu mädanemise eest.

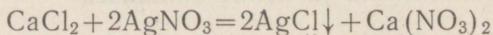
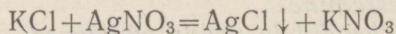
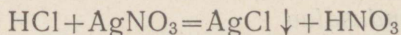
Elavhõbe (II) kloriidi (HgCl_2) nimetatakse ka sublimateks. Ta on väga mürgine ja teda kasutatakse desinfitseerimisvahendina.

Hõbekloriid (AgCl) on valgustundlik ühend. Teda kasutatakse fotopaberite valmistamisel.

Raud (III) kloriidi (FeCl_3) lahuse toimetel kalgenduvad kiiresti valkained, seepärast rakendatakse raud(III)kloriidi (ja temaga immutatud vatti) ninaverejooksu ja haavadest verejooksu peatamiseks. Raud(III)kloriid on tähtsaim rauaühend.

Alumiinium (III) kloriid (AlCl_3) on aktiivseks katalüsaatoriks naftasaaduste töötlemisel.

Kloriidiooni määramiseks vesinikkloriidhappes ja kloriidides kasutatakse hõbenitraati. Reaktsiooni tulemusena moodustub valge sade — hõbekloriid (AgCl):

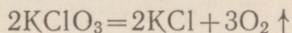


Hõbekloriid on praktiliselt lahustumatu vees ja lämmastikhappes. Selle omaduse tõttu saab otsustada kloriidide esinemise üle lahuses. Hõbenitraat on vesinikkloriidhappe (soolhappe) ja tema soolade — kloriidide reaktiiv (aine, mille abil tuntakse ära teine aine).

Tähtsad on mitmed hapnikku sisaldavad klooriühendid. Vastavalt kloori asukohale perioodilisuse süsteemis on kloori hapnikuühendiks Cl_2O_7 (dikloorheptoksiid), mida ka tuntakse, kuid ta kuulub endotermiliste ühendite hulka ning plahvatab kergesti.

Kaaliumkloraat (KClO_3) on tuntud ka Berthollet' soola

nime all. Teda kasutatakse laboratooriumis hapniku saamise lähteainena. Kuumutamisel laguneb ta kaaliumkloriidiks ja hapnikuks:



Reaktsioon soodustub katalüsaatorite (näiteks MnO_2) toimel. Kaaliumkloriidi käsitlemisel peab olema väga ettevaatlik, sest segus mitmesuguste põlevate või orgaaniliste ainetega plahvatab ta kergesti mitte ainult lõõgist, vaid ka juba ainete segamisel tekkivast hõõrdumissoojusest. Kaaliumkloriit on tugev oksüdeerija. Ta on lõhkeainete, valgustusrakettide, tuletikkude jne. koostisosa.

Kloorlupja all mõistetakse tehnilist produkti, mis on mitme aine segu. Ta sisaldab kaltsiumhüdroksiidi, kaltsiumkloriidi, kaltsiumhüpokloriiti [$\text{Ca}(\text{ClO})_2$] ja vaba kloori. Kloorlupja toodetakse kaltsiumhüdroksiidi reageerimisel klooriga. Kloorlubi on tugev oksüdeerija. Teda rakendatakse desinfitseerimisvahendina ja tselluloosi, paberi ning tekstiilitööstuses pleegitajana.

Täiendavaks lugemiseks.

Kloor on väga mürgine kõige elusa suhtes, alates bakteritest ja lõpetades loomade ning inimesega. Seepärast kasutati teda juba Esimese maailmasõja päevil massilise hävitamise relvana. Kloori levinumaks ühendiks on naatriumkloriid — keedusool. Viimast on lahustunult merede ja ookeanide vees kui ka tahkelt maapõues. Mere- ja ookeanivees on naatriumkloriidi väga palju. Selle soolaga võiks katta kogu maakera maismaa enam kui saja meetri paksuse kihiga. (*Loe J. Rudenko, P. Taube. Vesinikust kuni...? Tallinn, 1966, lk. 127—129.*)

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Nimetada kloriide, mis ei lahustu vees (kasutada soolade lahustuvuse tabelit).
2. Selgitada kloriidiooni tõestamisreaktsiooni.
3. Kolmes katseklaasis on järgmised lahused: ühes vesinikkloriidhappe, teises naatriumkloriidi ja kolmandas kaaliumnitraadi lahus. Määrata, kus on naatriumkloriidi lahus ja kus on vesinikkloriidhappe.

4. Võtta katseklaasi 2 ml vask(II)kloriidi lahust ja asetada sellesse puhastatud raudnael. Jälgida toimuvat ning arvutada, mitu grammi vaske oleks võimalik sel viisil saada 2 kmoolist vask(II)kloriidist?
5. Mitu kuupmeetrit hapnikku oleks võimalik saada 2,45 kg kaaliumkloriidi lagunemisel, kui reaktsioon kulgeb täielikult? (6,72 m³)
6. 5 kg kaltsiumkarbonaati reageeris vesinikkloriidhappega. Mitu kuupmeetrit eraldus seejuures süsinikdioksiidi ja mitu kilogrammi tekkis kaltsiumkloriidi? (1,12 m³, 5,5 kg)
7. Suhkrupeditaimi pritsitakse kahjurite tõrjeks 4%-lise baariumkloriidi lahusega. Kui palju kulub baariumkloriidi 35 kg pritsimislahuse valmistamiseks? (1,4 kg)
8. Mitu liitrit kloori kulub 50 g vasega reageerimiseks? Saadud vask(II)kloriid lahustatakse 1,5 kg vees. Arvutada saadud lahuse protsendiline kontsentratsioon.
9. Kaaliumkloriidi reageerimisel vesinikkloriidhappega moodustuvad kaaliumkloriid, kloor ja vesi. Mitu kuupmeetrit kloori tekib 0,245 kg kaaliumkloriidi reageerimisel vesinikkloriidhappega? (0,0772 m³)

§ 6. FLUOR, BROOM, JOOD.

1. FLUOR.

9	
F	7
18,9984	2

Molekuli valem F₂. Aatommass 19, molekulmass 38.

- ▶ Fluori füüsikalised ja keemilised omadused
- ▶ Vesinikfluoriidhape ja fluoriidid
- ▶ Fluoriühendite füsioloogiline toime

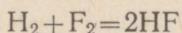
Vaba fluor on väga mürgine, õhust veidi raskem vaevalt märgatava helekollase värvusega ja terava lõhnaga gaas. Juba väga väikese fluorisaldusega õhu sissehingamine ärritab hingamisteede limanahku. Fluor söövitab tugevasti nahka ja kutsus esile raskesti paranevaid haavandeid.

Gaasilise fluori molekul koosneb kahest aatomist — F₂.

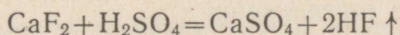
Keemilistelt omadustelt on fluor kõige aktiivsem mittemetall.

Ta on keemilistest elementidest kõige reaktsioonivõimelisem. Fluor reageerib peaaegu kõikide lihtainete ja paljude liitainetega.

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



Vesinikfluoriidi saadakse kontsentreeritud väävelhappe toimel sulapaosse (CaF_2):



Vesinikfluoriid on harilikul temperatuuril kergesti lenduv vedelik, mille vesilahus on vesinikfluoriidhape. Viimane on väga mürgine ja sööbiv. Vesinikfluoriidhappe tähelepanuväärseks omaduseks on tema võime klaasi söövitada, mistõttu teda kasutatakse mitmesuguste mustrite kandmiseks klaasile. Teda säilitatakse kummist, pliist, polüetüleenist või parafiinist nõudes.

Vesinikfluoriidhappe soolasid nimetatakse fluoriidideks.

Fluor reageerib energiliselt kõikide metallidega, moodustades fluoriide. Paljud metallid põlevad fluoris. Mittemetallid, nagu väävel, fosfor, arseen ja süsi süttivad fluoris.

Fluori oksüdatsiooniasend on ühendsus -1.

Fluor ise on küll äärmiselt mürgine, kuid fluoriühenditel on inimese tervisele oluline tähtsus. Kaltsiumfluoriidi esineb hamba-vaaba koostises. On selgitatud, et fluoriühendite sisaldus joogivees väldib levinud hambahaiguse — hambasööbija ehk hambakaarise teket. Eriti levib hambasööbija seal, kus joogivees on fluoriühendeid liialt vähe. Viimasel ajal praktiseeritakse joogivee rikastamist nende ühenditega. Arvatakse, et optimaalseks fluoriühendite sisalduseks ühes liitris joogivees on 0,001 g (1 mg). Suurem fluorisaldus hakkab kahjustama hambaemaili ja soodustab hammaste lagunemist.

Hambasööbija vältimiseks rakendatakse ka nn. hammaste fluorisatsioon — hambapindade hõõrumist fluoriühendeid (naatriumfluoriidi) sisaldava hambapastaga. Naatriumfluoriid, tungides hambavaabasse, soodustab kaltsiumisoolade ladestumist vaabas, mis suurendab hamba vastupidavust.

2. BROOM.

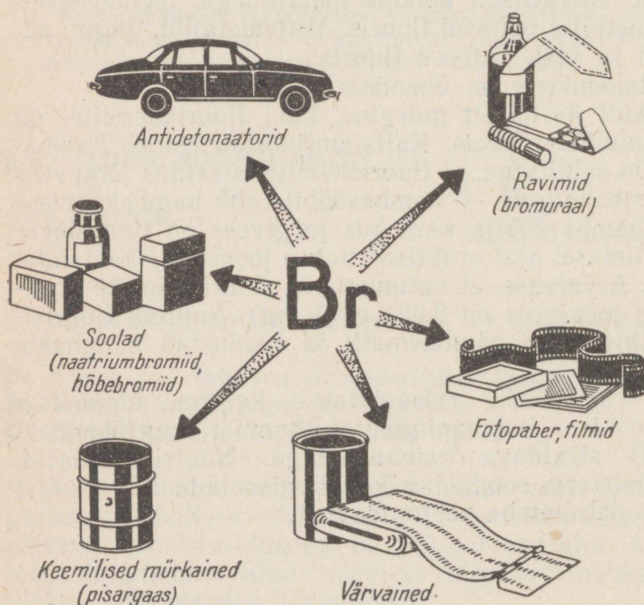
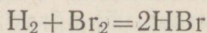
35	7
Br	18
79,909	8
	2

Molekuli valem Br₂. Aatommass 80, molekulmass 160.

- ▶ *Broomi füüsikalised ja keemilised omadused*
- ▶ *Broomivesi ja vesinikbromiidhape*
- ▶ *Broomiühendite rakendusala*

Broom on kergesti auruv punakaspruuni värvusega väga mürgine vedelik. Ta lahustub vees. Broomi vesilahust nimetatakse broomiveeks. Väga hästi lahustub broom orgaanilistes lahustites, näiteks bensiinis ja benseenis.

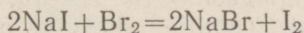
Vesinik põleb broomiaurudes, moodustades vesinikbromiidi:



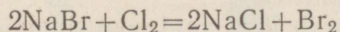
Joonis 45. Broomiühendite kasutusalasid.

Vesinikbromiid on värvuseta, terava lõhnaga gaas, mis lahustub vees, andes vesinikbromiidhappe. Vesinikbromiidhappe soolasiid nimetatakse bromiidideks.

Keemilistelt omadustelt on broom aktiivsem kui jood, tõrjudes viimase ühendist välja:



Kloor on aga broomist aktiivsem ja tõrjub broomi ühendeist välja:



Ühendes on broomi oksüdatsiooniasendite enamasti -1.

Broomiühendeid lisatakse mootorikütustele, et parandada nende omadusi. Hõbebromiidi (AgBr) valgustundlikkuse tõttu kasutatakse teda fotopaberite ja filmide tootmisel. Broomiühendid mõjuvad närvisüsteemile, seepärast rakendatakse neid rahustusvahendite ja uinutite valmistamisel. Broom kuulub mitmete värvainete koostisse. Broomi rakendusalasid iseloomustab joonis 45.

3. JOOD.

53	18
I	78
126,9044	8
	2

Molekuli valem I_2 . Aatommass 127, molekulmass 254.

- ▶ Joodi füüsikalised ja keemilised omadused
- ▶ Sublimatsiooninähtus
- ▶ Vesinikjodiidhape ja jodiidid

Jood on metalse läikega hallikasmust kristalne aine. Vees lahustub jood halvasti, hästi aga piirituses, benseenis ja teistes orgaanilistes lahustites. Joodi lahust piirituses nimetatakse jooditinktuuriks ja kasutatakse väikeste haavade desinfitseerimisel. Joodi lahust piirituses ja eetris on pruunika värvusega, benseenis aga lillaka värvusega. Jood lahustub hästi kaaliumjodiidi vesilahuses.

Kui soojendada katseklaasis joodi kristallikesi, moodustub lilla aur, mis kondenseerub katseklaasi jahedatele seintele tahkete joodikristallidena, ilma et ta vahepeal veelduks.

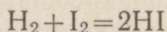
Nähtust, mille puhul aur kondenseerub tahkena, vedelat olekut vahele jättes, nimetatakse sublimatsiooniks.

Sublimatsiooni kasutatakse joodi eraldamiseks ainete segust ja joodi puhastamiseks.

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

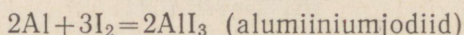
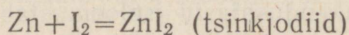
Sarnaselt teiste halogeenidega reageerib jood vesiniku ja metallidega. Kuna joodi keemiline aktiivsus on väiksem kui teistel halogeenidel, siis kulgevad keemilised reaktsioonid joodiga aeglasemalt ja vähem aktiivselt.

Vesinikuga reageerib jood vaid soojendamisel ning moodustab vesinikjodiidi:

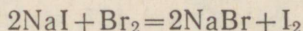
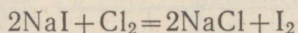


Vesinikjodiid lahustub vees, andes vesinikjodiidhappe. Viimase soolasid nimetatakse jodiidideks.

Otseselt moodustuvad jodiidid metallide reageerimisel joodiga:



Võrreldes kloori ja broomiga on jood kõige vähem aktiivne ning tõrjutakse ühendeist nende poolt välja:



Kui lisada kaaliumjodiidi lahusele kloorivett ja benseeni ning loksutada, siis värvub benseenikiht eraldunud joodist punaseks.

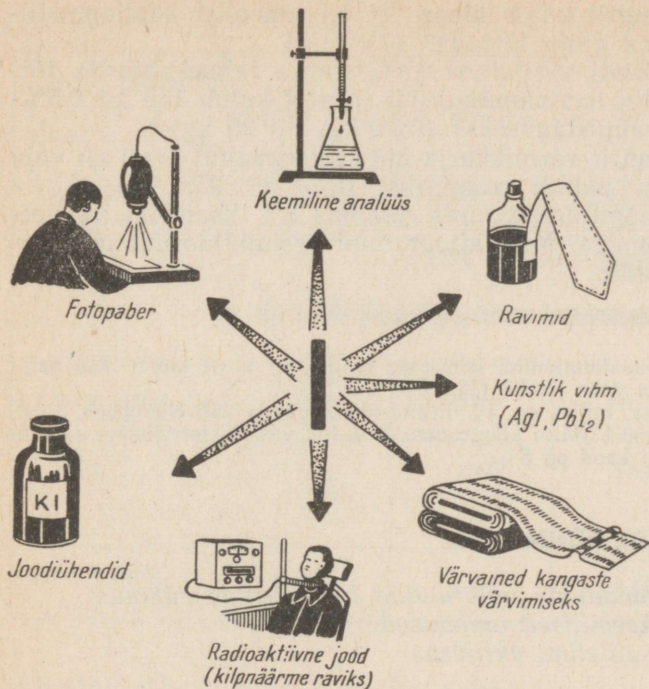
Vaba joodi tõestamiseks kasutatakse sageli tärglise lahust, mis värvub joodi toimel siniseks. Joodi ühendid ei anna tärglisega sinist värvust.

Ühendeis on joodi oksüdatsiooniaste tavaliselt -1 .

Jood kuulub paljude ravimite (joodhüpersool, jooditinktuur) ja värvainete koostisse. Joodi leidub kilpnäärmes, tema ühendid reguleerivad organismis ainevahetusprotsesse. Hõbejodiidi valgustundlikkuse tõttu kasutatakse teda fotopaberite valmistamisel. Joodi rakendusalasid iseloomustab joonis 46.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kirjutada fluori, kloori, broomi ja joodi välise elektronikihi elektronilised valemid ja võrrelda neid. Milline keemiline side on halogeenide molekulides?



Joonis 46. Joodiühendite kasutusalasid.

2. On antud kolm ühendit: naatriumkloriid, naatriumbromiid, naatriumjodiid. Kuidas oleks kõige lihtsam neid kindlaks määrata?
 3. Määrata halogeenide oksüdatsiooniaste järgmistes ühendites: CaBr_2 , AlCl_3 , HIO_3 , HClO_3 , HClO_4 , AlF_3 .
- . . .
4. On antud kaaliumjodiidi lahus, kloorivesi ja tärklise lahus. Tõrjuda kaaliumjodiidist jood välja ja määrata vaba joodi olemasolu. Tõestada katseliselt, et kaaliumjodiidi lahuses vaba joodi ei ole.
 5. Tõestada, et saias ja kartulis sisaldub tärklist.
- . . .

6. Mitu kuupmeetrit kulub kloori, et 0,1 kmoolist kaaliumjodidist kogu jood välja tõrjuda? ($1,12 \text{ m}^3$)
 7. Naatriumfluoriidi vesilahust kasutatakse taimekahjurite tõrjeks. Kui palju naatriumfluoriidi ja vett kulub 150 kg 0,5%lise lahuse valmistamiseks? (0,75 kg, 149,25 kg)
 8. Mitu kuupmeetrit vesinikku ja mitu kilogrammi joodi on vaja 25,6 kg vesinikjodiidi saamiseks? ($2,24 \text{ m}^3$, 25,4 kg)
 9. 150 kg kaltsiumfluoriidi, mis sisaldas 8% lisandeid, reageeris väävelhappega. Mitu kilogrammi vesinikfluoriidi moodustus reaktsioonil?
- . . .
10. 400 g 5%-lise kaaliumjodiidi lahusesse juhiti 1,12 liitrit kloori. Kui palju eraldus seejuures vaba joodi? (12,7 g)
 11. 50 kg keedusoola, milles on 5% lisandeid, reageeris väävelhappega. Protsessi saagis on 90%. Mitu kilogrammi 37%-list vesinikkloriidhapet on võimalik saada, kui kaod on 5%?

§ 7. HALOGEENIDE RÜHM.

- ▶ *Füüsikaliste omaduste muutumine halogeenide rühmas*
- ▶ *Halogeenide keemilised omadused*
- ▶ *Halogeenide suhteline aktiivsus*


Eespool nägime, et kuigi halogeenide füüsikalised omadused — värvus, agregaatolek, tihedus, keemispunkt jm. — on erinevad, täheldame nende muutumises teatud seaduspärasust. Värvus halogeenide reas tugevneb, tihedus ja keemispunkt kasvavad, agregaatolek muutub gaasilt vedelikuks ja siis tahkeks.

Halogeenide keemilistes omadustes võime täheldada suurt sarnasust. Kõik halogeenid reageerivad vesinikuga, moodustades vastavaid vesinikhalogeniide (HF, HCl, HBr, HI). Vesinikhalogeniidid lahustuvad vees, moodustades vesinikhalogeniidhappeid. Halogeeni oksüdatsiooniasaste vesinikhalogeniidides ja nende soolades on -1 .

Halogeenide keemiline aktiivsus väheneb nende tuumalaengu ja aatommassi suurenemisega. Kõige aktiivsem on fluor ja kõige väiksema aktiivsusega halogeen on jood. Aktiivsus langeb reas: $F \rightarrow Cl \rightarrow Br \rightarrow I$. Keemiline aktiivsus väheneb aatomi raadiuse suurenemisega, sest elektroni kihti juurdevõetav elektron seostub tuumaga nõrgemini.

D. Mendelejevi elementide perioodilisuse süsteemis paiknevad halogeenid seitsmendas rühmas. Halogeenide aatommass suure-

Tabel 20.

Halogeen	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
Omadus				
Värvus	helekollane	kollakas-roheline	punakas-pruun	hallikas-must
	värvus muutub tumedamaks			
				
Agregaatolek	gaas	gaas	vedelik	tahke
Tihedus $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$	1110 (vedel)	1560 (vedel)	3120	4930
Keemispunkt °C	-188	-34	+58	+183

neb ülalt alla — fluorilt joodile. Samas suunas suureneb ka halogeenide aatomite tuumalaeng. Samuti korrapäraselt muutuvad halogeenide teised omadused. Keemiline aktiivsus tuumalaengu suurenemise suunas näiteks väheneb, sest aatomite raadius suureneb. Joodi aatomi välise elektronikihi seitse elektroni on seepärast tuumaga nõrgemini seotud kui teiste halogeenide aatomite välise elektronikihi elektronid. Joodi aatomi võime välisesse elektronikihti elektroni juurde võtta on nõrgem, kuna aatomi raadius on suurem kui teistel halogeenidel. Keemilise aktiivsuse tõttu ei leidu looduses halogeene vabalt, vaid ainult ühendite koostises.

Halogeenide molekulid koosnevad kahest aatomist: F₂, Cl₂, Br₂ ja I₂. Aatomite vahel esineb mittepolaarne kovalentne side. Halogeenid, vastavalt nende tahkumistemperatuurile, kristalluvad molekulivõrega kristallidena, kus võre sõlmpunktides paiknevad kahest aatomist koosnevad molekulid. Joodikristalli sõlmpunktides on joodi molekulid (I₂). Kuna molekulivõre on kergesti lagunev, on halogeenid kergesti lenduvad.

Sideme iseloom halogeenide molekulides ja halogeenide ühendites vesiniku ja metallidega on oluliselt erinev, side on vastavalt mittepolaarne, polaarne ja iooniline (vt. joonis 31). Keemilise

sideme iseloom avaldab aga aine omadustele olulist mõju, nagu nähtub tabelist 21.

Tabel 21.

Valem	F ₂	HF	NaF
Sideme liik	mittepolaarne kovalentne side	polaarne side	iooniline side
Sulamispunkt, °C	-220	-83,4	+996
Keemispunkt, °C	-188	+19,4	+1705

Täiendavaks lugemiseks.

Mitte ükski keemilistest elementidest ei ole toonud keemikutele nii palju traagilisi sündmusi kui fluor. Tema omaduste uurijad on saanud raskeid mürgitusi ja isegi hukkunud. Fluori käsitlemine nõuab suurt ettevaatust, kummikindad süttivad fluori toimet, isegi vesi süttib ja põleb. (*Loe J. Rudenko, P. Taube. Vesinikust kuni...? Tallinn, 1966, lk. 87—90.*)

Igaüks meist on kasutanud broomiühendeid, ilma et ta seda ise aimaks. Fotoplaadid, filmid ja fotopaber on kaetud õhukese želatiini- ja hõbebromiidikihihiga. Hõbebromiid on valgustundlik ühend. Valgustamisel laguneb ta suuremal või vähemal määral, sõltuvalt fotografeeritava objekti valgustusastmest, broomiks ja hõbedaks. (*Loe J. Rudenko, P. Taube. Vesinikust kuni...? Tallinn, 1966, lk. 187—188.*)

Jood kuulub kilpnäärme hormooni koostisse. Joodi puudumisel toidus või joogivees lakkab ka selle hormooni teke ja inimene haigestub. Toiduainetest on joodirikkamad sibul ja merekalad. Vetikad (lehtadrud jm.) koguvad joodiühendeid oma elutegevuse käigus. Seepärast rakendatakse neid ka joodi saamise allikana. (*Loe J. Rudenko, P. Taube. Vesinikust kuni...? Tallinn, 1966, lk. 255—257.*)

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Võrrelda halogeenide keemilist aktiivsust ja omadusi seoses nende aatomi ehitusega.
2. Missugused on halogeenide molekulivalemid?

3. Missugustel tingimustel reageerivad vesinikuga fluor, kloor, broom ja jood?
 4. Missugused ühendid tekivad väävelhappe reageerimisel fluoriidide, kloriidide, bromiidide ja jodiididega?
 5. Missugune element perioodilisuse süsteemis on kõige tüüpilisem mittemetall ja miks?
 6. Võrrelda halogeenide rühma elemente keemiliselt aktiivsusest VI rühma mittemetallidega.
- . . .
7. Võtta ühte katseklaasi kaaliumbromiidi lahust, teise kaaliumjodiidi lahust ja lisada mõlemasse kloorivett. Anda seletus toimuvale.
- . . .
8. Arvutada fluori ja kloori tihedus.
 9. Mitu korda on kloor raskem fluorist? (Mitte kasutada gaaside tihedusi.)
 10. Arvutada vesinikfluoriidi, -kloriidi, -bromiidi ja -jodiidi tihedus.
- . . .
11. Mitu kuupmeetrit vesinikfluoriidi on võimalik saada 9,15 kg sulapaost, mis sisaldab 85% kaltsiumfluoriidi? (4,48 m³)

Põhiküsimusi halogeenide kohta.

1. Halogeenide rühma mõiste.
2. Nimetada halogeene nende aatommassi kasvu järjestuses.
3. Halogeenide paigutus perioodilisuse süsteemis ja selle põhjus.
4. Iseloomustada halogeenide aatomi ehitust.
5. Halogeenide molekuli ehitus ja molekulivalemid.
6. Millised on halogeenide tähtsamad keemilised omadused? Esitada reaktsioonivõrrandeid halogeenide reageerimise kohta vesiniku ja metallidega.
7. Miks halogeene ei leidu looduses vabas olekus?
8. Millised on kloori tähtsamad füüsikalised omadused?
9. Kuidas reageerib kloor metallide, mittemetallide ja veega?
10. Mis on kloorivesi?
11. Kuidas moodustub hüpokloorishape ja millised on ta omadused?
12. Nimetada kloori ja tema ühendite tähtsamaid rakendusalasid.
13. Mis on vesinikkloriidhape ja kuidas nimetatakse tema soolaid?

14. Kuidas tõestatakse kloriidide esinemist lahuses?
15. Millist üldnimetust kannavad halogeenide ühendid vesinikuga?
16. Missugustel tingimustel reageerivad halogeenid vesinikuga?
17. Selgitada kloorivee pleegitavat toimet.
18. Millised on fluori tähtsamad füüsikalised ja keemilised omadused?
19. Millised on broomi tähtsamad füüsikalised ja keemilised omadused?
20. Millised on joodi tähtsamad füüsikalised ja keemilised omadused?
21. Missugune on halogeenide agregaatolek ja värvus?
22. Kuidas muutuvad halogeenide keemilised omadused sõltuvalt a) aatommassist, b) aatomi raadiusest?
23. Millest on tingitud halogeenide erinev keemiline aktiivsus?
24. Missugune keemiline side esineb halogeenide molekulides ja halogeenide ühendes a) metallidega, b) vesinikuga?
25. Mis on sublimatsioon?
26. Kuidas tehakse kindlaks a) vaba joodi, b) jodiidiooni?
27. Nimetada tähtsamaid fluori-, broomi- ja joodiühendeid ning nende rakendusalasid.

DEMONSTRATSIOONIKATSEID.

Väävli põlemine.

Võtame metall-lusikasse veidi väävlit ja süütame selle põleti leegis. Jälgime väävli põlemist. Viime põleva väävli purki ja suleme purgi kaanega. Kui põlemine on lakanud, asetame purki mõned vatitampoonid. Veidi aja pärast võtame vatitampoonid purgist välja ja tutvume vääveldioksiidi lõhnaga.

Etanooli põlemine.

Valame portselankaussi või -tiiglisse paar milliliitrit etanooli (piiritust) ja süütame selle põleva pirru abil. Jälgime leegi värvust ja heledust. Asetame seejärel leegi kohale külma klaasi — see kattub uduga (veeaur). Hoides piirituse leegi kohal klaasi, millel on lubjavee piisad, muutuvad viimased eralduva süsinikdioksiidi toimel häguseks.

Kaltsiumkarbonaadi lagunemine kuumutamisel.

Võtame tükikese marmorit (võib kasutada ka lubjakivi) tiiglitangide vahele ning kuumutame põleti leegis tema kõige õhemat serva, kuni see muutub punaseks. Laseme marmoritükil jahtuda ja jälgime kuumutatud serva — see on muutunud kaltsiumoksiidi tekke tõttu valgeks.

Väävelhappe lagunemine kuumutamisel.

Võtame pipetiga katseklaasi 1—2 tilka kontsentreeritud väävelhapet ja kuumutame katseklaasi. Kui märkame valge suitsu (vääveltrioksiid) teket, lõpetame kuumutamise ja suleme katseklaasi. (Katseklaasi purunemise vältimiseks ei tohi lasta väävelhappel valguda katseklaasi kuumadele seintele!) Jälgime katseklaasi seintele tekkinud niiskust.

Vääveldioksiidi reageerimine veega.

Süütame metall-lusikal väävli ning viime purki, mille põhjas on vett. Suleme purgi kaanega. Kui väävel on põlenud, eemaldame metall-lusika ning loksutame purgi sisu. Valame nüüd purgis oleva vedeliku kahte katseklaasi. Uhele lisame lakmuse, teisele metüüloranži lahust. Teeme katsesest järelduse.

Naatriumi reageerimine soolhappega.

Valame katseklaasi veidi kontsentreeritud soolhapet ja kinnitame katseklaasi statiivi külge. Viskame nüüd soolhappesse tikupeasuuruse naatriumitüki (vt. joonist 5). Naatrium reageerib soolhappes energiliselt, hüpeldes happe pinnal. Tekib sool, mis sadestub kristallidena katseklaasi põhja. Reaktsioonil tekkiva vesiniku kogume kummuli asetatud katseklaasi, nagu on näidatud joonisel 6. Kui reaktsioon on lõppenud, viime vesinikku sisaldava katseklaasi seda ümber pööramata põleti leeki (vt. joonist 6).

Erinevate hapete reageerimine sama metalliga.

Valame ühte katseklaasi 10%-list soolhapet, teise 10%-list väävelhapet ja kolmandasse 10%-list äädikhapet. Asetame igasse katseklaasi võrdse arvu ühesuursi tsiingitükke. Võrdleme hapete ja tsiingi vahelise reaktsiooni intensiivsust.

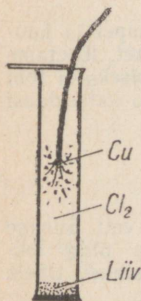
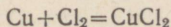
Väävelhappe reageerimine naatriumkloriidiga.

Võtame kolbi keedusoola, lisame ettevaatlikult kontsentreeritud väävelhapet ja soojendame (vt. joonist 8). Reaktsiooni tulemusena eraldub gaas — vesinikkloriid (HCl). Juhime vesinikkloriidi gaasijuhtetoru kaudu kuiva kolbi, mis on suletud vatt-tampooniga. Kui vesinikkloriid hakkab läbi vatt-tampooni välja tungima (valge suits kolvi suudme juures), on anum täis. Suleme vesinikkloriidiga täidetud kolvi korgiga, millest on läbi peene otsikuga toru ning asetame kolvi, suue allpool, vette, millele on lisatud lakmuse lahust (vt. joonist 9). Vesinikkloriidi lahustumise määral vedelik tõuseb kolbi, värvudes seal punaseks. Seda põhjustab soolhape, mis tekib vesinikkloriidi lahustumisel vees.

Vase reageerimine klooriga.

Katse viia läbi tõmbekapis!

Kuumutame põleti leegis vasktraati (soovitav 5—6 kiust koosnev elektri-juhtmetraat) kuni hõõgumiseni ja viime siis kiiresti klooriga täidetud silindrisse, mille põhja on raputatud liiva (joonis 47). Vask reageerib energiliselt klooriga, moodustades vask(II)kloriidi:

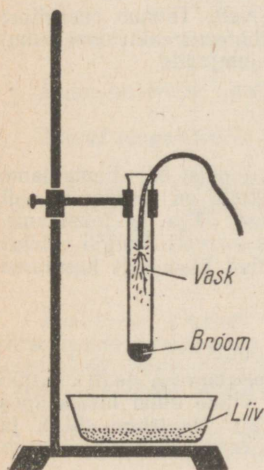
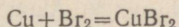


Joonis 47. Vase reageerimine klooriga.

Vase reageerimine broomiga.

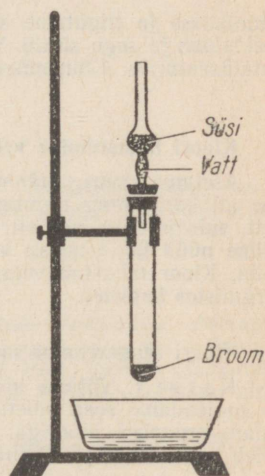
Katse viia läbi tõmbekapis!

Võtame katseklaasi umbes 1 ml broomi ja kinnitame siis katseklaasi vertikaalselt statiivi külge (joonis 48). Katseklaasi alla paigutame kausi vee või liivaga. Soojendame nõrgalt katseklaasi ja viime sinna hõõgkuuma elektrijuhtme-traadi. Broom reageerib vasega energiliselt, moodustades vask(II)bromiidi:



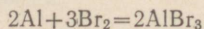
Joonis 48. Vase reageerimine broomiga.

Joonis 49. Katse seade alumiiniumi reageerimiseks broomiga.



Alumiiniumi reageerimine broomiga.

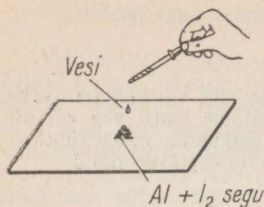
Võtame katseklaasi 1 ml broomi ja suleme katseklaasi korgiga, mida läbib kaltsiumkloriiditoru. Viimane on täidetud puusöetükkidega, mis neelavad broomi-auru. Katseklaasi kinnitame vertikaalselt statiivi külge ning katseklaasi alla asetame kausi vee või liivaga (joonis 49). Avame katseklaasi, viskame sinna väikese alumiiniumtraadi tükikese (või alumiiniumpaberi, näiteks šokolaadikompveki ümbrispaberi) ja suleme siis uuesti. Mõne aja pärast (sõltuvalt katsetingimustest kulub aega mõnest sekundist kuni minutini) hakkab alumiinium broomiga reageerima, moodustades alumiiniumbromiidi:



Alumiiniumi reageerimine joodiga.

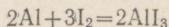
Katse on soovitatav läbi viia tõmbekapis või võtta reaktsiooniks vajalikke lähteaineid vähe.

Segame klaasplaadil võrdsetes mahulistes kogustes eelnevalt peenestatud kuiva joodi ja alumiiniumipulbrit. Asetame reaktsioonisegu koonusekujulisse



Joonis 50. Alumiiniumjodiidi teke.

hunnikusse ja tilgutame sinna pipeti otsast paar tilka vett. Toimub energiline reaktsioon ja segu süttib. Vesi on alumiiniumi ja jodi ühinemisreaktsiooni puhul katalüsaatoriks. Ühinemisreaktsioonil moodustub alumiiniumjodiid:

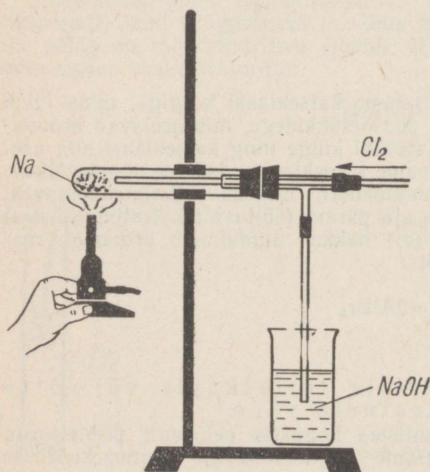


Kloori lahustumine vees.

Asetame klooriga täidetud kolvi suudmega vette (vt. joonist 38). 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 taas — vett tungib veelgi kolbi. Kloor lahustub vees, moodustades kloorivee. Saadud kloorivett kasutame järgmistes katsetes.

Kloori reageerimine metallidega.

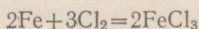
Katse 1. Võtame ainete põletamise lusikasse tikupeasuuruse naatriumitüki ja soojendame seda põleti leegis, kuni naatrium sulab. Viime nüüd lusika koos sulanaatriumiga klooriga täidetud silindrisse (joonis 39). Naatrium süttib ja põleb heleda leegiga. Silindri seintele moodustub valge kirme. (Juhul kui hakkab



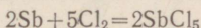
Joonis 51. Seadis naatriumi põlemise demonstreerimiseks.

eralduma punakaspruuni suitsu, eemaldame lusika kolvist.) Tõmbekapi puudumisel võib katse läbi viia seadmes, mis on kujutatud joonisel 51.

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



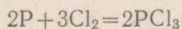
Katse 3. Puistame klooriga täidetud purki või silindrisse (mille põhjas on liiv) antimoni(Sb)pulbrit. Antimon süttib klooris ja anum täitub antimon(V)kloriidi (SbCl_5) valge suitsuga (üliväikesed hõljuvad kristallid):



Katse on ohutu joonisel 40 kujutatud seadme abil.

Kloori reageerimine mittemetallidega.

Katse 1. Viime kloori sisaldavasse purki ainete põlemise lusikal veidi punast fosforit. Fosfor süttib klooris iseenesest. Purki tekivad fosfortrikloriidi (PCl_3) aaurud:



Katse 2. Täidame ühe katseklaasi klooriga ja teise vesinikuga. Asetame katseklaasid suudmetega teineteise vastu ja segame gaase, nagu on näidatud joonisel 42. Viime nüüd katseklaasid suudmetega põleti leeki. Toimub plahvatus. Valades nendesse katseklaasidesse lakmuse lahust, teeme kindlaks tekkinud aine iseloomu.

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

Hüpokloorishappe pleegitav toime.

Võtame ühte katseklaasi 4—5 ml tugevasti lahjendatud tindilahust ja teise katseklaasi niisama palju kloorivett. Valame katseklaaside sisu kokku. Mõne aja pärast muutub lahus värvusetuks.

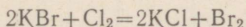
Broomivee saamine ja omadused.

Valame katseklaasi paar milliliitrit vett ja seejärel paar tilka broomi. Loksutame, kuni kogu broom lahustub. Broomi lahust vees nimetatakse broomiveeks. Valame saadud broomiveele veidi benseeni ja loksutame. Benseenikiht muutub pruuniks. Järelikult lahustub broom benseenis paremini kui vees.

Broomi väljatõrjumine klooriga.

Valame katseklaasi paar milliliitrit kaalium- või naatriumbromiidi lahust ning juhime sellest läbi gaasilist kloori (või lisame kloorivett). Lahus värvub vaba broomi eraldumise tõttu pruuniks.

Reaktsioonides toimib kloor broomist energilisemalt, tõrjudes viimase ühenditest välja:



Tähtsamate keemiliste elementide nimetused, märgid ja aatommassid.

Keemiline element	Ladinakeelne nimetus	Keemiline märk	Hääldatakse keemilises valemis	Aatommass (ümardatud)
Alumiinium	Aluminium	Al	alumiinium	26,9
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	19,0
Fosfor	Phosphorus	P	pee	31,0
Hapnik	Oxygenium	O	oo	16,0
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	52,0
Kuld	Aurum	Au	aurum	197,0
Lämmastik	Nitrogenium	N	enn	14,0
Magneesium	Magnesium	Mg	magneesium	24,3
Mangaan	Manganum	Mn	mangaan	54,9
Naatrium	Natrium	Na	naatrium	23,0
Nikkel	Nicolum	Ni	nikkel	58,7
Plaatina	Platinum	Pt	plaatina	195,1
Raud	Ferrum	Fe	ferrum	55,8
Räni	Silicium	Si	siliitsium	28,1
Plii	Plumbum	Pb	plumbum	207,2
Seleen	Selenium	Se	seleen	79,0
Strontsium	Strontium	Sr	strontsium	87,6
Süsinik	Carboneum	C	tsee	12,0
Telluur	Tellurium	Te	telluur	127,6
Tina	Stannum	Sn	stannum	118,7
Tsink	Zincum	Zn	tsink	65,4
Uraan	Uranium	U	uraan	238,0
Vask	Cuprum	Cu	kuprum	63,5
Vesinik	Hydrogenium	H	haa	1,008
Vismut	Bismuthum	Bi	vismut	209,0
Vävel	Sulfur	S	ess	32,1
Volfram	Wolframium	W	volfram	183,9

Soolade ja aluste lahustumine vees.

Lisa 2.

Metall hüdrosiid- rühm või happejääk	+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	rl	rl	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	rl
$\frac{-2}{S}$	l	l	l	rl	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	rl	l	l	l	l	l	l	l	rl	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
$\frac{-4}{SiO_4}$	l	l	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	—	e	e
$\frac{-1}{NO_3}$	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l

Numbrid tähistavad oksüdatsiooniastet. Tabelis tähendab tähis «l» lahustuvat, «rl» — raskesti lahustuvat ja «e» — praktiliselt lahustumatut ühendit.

SISUKORD.

I. Kilogramm-aatom ja kilogramm-molekul.	3
§ 1. Massiühikud aatomite ja molekulide suhtelise massi väljendamiseks.	3
§ 2. Näiteid kilogramm-aatomi mõiste kasutamise kohta.	7
§ 3. Näiteid kilogramm-molekuli ja gramm-molekuli mõiste kasutamise kohta.	8
II. Anorgaaniliste ühendite põhiklassid.	11
§ 1. Oksiidid.	11
1. Oksiidide saamine.	11
2. Aluselised oksiidid.	14
3. Happelised oksiidid.	16
4. Amfoteersed oksiidid.	18
5. Arvutusi reaktsiooni võrrandite järgi.	20
§ 2. Happed.	27
1. Ettevaatusabinõusid hapetega töötamisel.	27
2. Hapete liigitus ja nimetused.	27
3. Hapete keemilised omadused.	31
§ 3. Hüdroksiidid ehk alused.	42
1. Ettevaatusabinõusid leelistega töötamisel.	42
2. Aluste liigitus ja saamine.	43
3. Aluste reageerimine hapete ja happeliste oksiididega.	47
§ 4. Soolad.	50
1. Soolade liigitus ja nimetused.	50
2. Soolade omadused.	54
3. Soolade saamine.	60
4. Anorgaaniliste ainete klassifikatsioon ja omavaheline seos.	62
§ 5. Termokeemia põhimõisteid.	66
1. Energia jäävuse seadus ja keemilise reaktsiooni soojusefekt.	66
2. Termokeemilised võrrandid.	67
III. D. Mendelejevi perioodilisusseadus ja elementide perioodilise süsteemi. Aine ehitus.	70
§ 1. Elementide klassifikatsioonist enne D. Mendelejevit.	70
1. Leelismetallid.	70
2. Halogeenid.	73
3. Sama elemendi esinemine metallilisel ja mittemetalliliselena.	76

§ 2. Perioodilisuseaduse avastamine.	78
§ 3. D. Mendelejevi keemiliste elementide perioodilisuse süsteem.	80
§ 4. Aatomi ehitus.	88
1. Aatomituum.	88
2. Aatomi elektronkate.	89
§ 5. Keemiliste elementide perioodilisuseadus ja perioodilisuse süsteem aatomi ehituse valgusel.	94
1. D. Mendelejevi perioodilisuseaduse kaasaegne sisu	94
2. Esimese ja teise perioodi elementide aatomite elektronilised valemid.	97
§ 6. Keemiline side.	100
1. Keemilise sideme olemus	100
2. Elektronegatiivsus.	100
3. Kovalentne side.	101
4. Kovalentse sideme alaliigid.	107
5. Iooniline side.	110
6. Erinevate sidemetüüpide võrdlus.	115
§ 7. Oksüdeerumine ja redutseerumine.	118
§ 8. Isotoobid.	121
§ 9. Keemiliste elementide muundamine.	124
§ 10. D. Mendelejevi perioodilisuseaduse ja perioodilisuse süsteemi tähtsus.	127
§ 11. D. Mendelejevi elulugu.	132
IV. Arvutusi gaasiliste ainetega.	137
§ 1. Gaaside kilomooli ruumala.	137
§ 2. Avogadro seadus.	139
§ 3. Arvutusi gaasiliste ainetega.	143
V. Halogeenid.	149
§ 1. Halogeenide asetus perioodilisuse süsteemis.	149
§ 2. Kloor.	151
1. Kloori füüsikalised omadused.	151
2. Kloori keemilised omadused.	152
3. Kloori kasutamine.	156
4. Klooriühendid looduses.	157
§ 3. Vesinikkloriid — HCl.	157
§ 4. Vesinikkloriidhape ehk soolhape.	159
§ 5. Klooriühendid.	161
§ 6. Fluor, broom, jood.	164
1. Fluor.	164
2. Broom.	166
3. Jood.	167
§ 7. Halogeenide rühm.	170
Demonstratsioonikatsed.	175
Lisad.	180

Херги Карик, Вяно Ратассепп. ХИМИЯ ДЛЯ VIII КЛАССА. На эстонском языке. Художественное оформление А. Сядэ. Издательство «Валгус», Таллин, Пярнуское шоссе, 10.

Toimetaja I. Pikas. Kunstiline toimetaja V. Kotkas. Tehniline toimetaja I. Vahtre. Korrektor M. Maide. Laduda antud 28. XII 1972. Trükkida antud 10. IV 1973. Kohila Paberivabriku trükipaber nr. 2, 60×84/16. Trükipoognaid 11,5+1 lisa. Tingtrükipoognaid 10,75. Arvestuspoognaid 10,36. Trükiarv 15 500. MB-04705. Tellimuse nr. 7687. Hans Heidemanni nim. Trükikoda. Tartu, Olikooli 17/19. I.

Hind 23 kop.

PERIOODID	READ	I RÜHM	II RÜHM	III RÜHM	IV RÜHM	V
I	1	1 H 1,00797				
II	2	3 Li 6,939	4 Be 9,0122	5 B 10,81	6 C 12,01115	7 N 14,006
III	3	11 Na 22,9898	12 Mg 24,312	13 Al 26,9815	14 Si 28,086	15 P 30,973
IV	4	19 K 39,102	20 Ca 40,08	21 Sc 44,956	22 Ti 47,90	
	5	29 Cu 63,54	30 Zn 65,37	31 Ga 69,72	32 Ge 72,59	33 As 74,921
V	6	37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,905	40 Zr 91,22	
	7	47 Ag 107,87	48 Cd 112,40	49 In 114,82	50 Sn 118,69	51 Sb 121,75
VI	8	55 Cs 132,905	56 Ba 137,34	57* La 138,91	72 Hf 178,49	
	9	79 Au 196,967	80 Hg 200,59	81 Tl 204,37	82 Pb 207,19	83 Bi 208,98
VII	10	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89** Ac (227)	104 Ku (260)	

OKSIIDI TÜÜPVALEM	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R
VESINIKUÜHENDI TÜÜPVALEM				RH ₄	R

* LANTANIIDID	58 Ce 140,12	59 Pr 140,907	60 Nd 144,24	61 Pm (145)	62 Sm 150,35	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25
** AKTINIIDID	90 Th 232,038	91 Pa (231)	92 U 238,03	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)

VI RÜHM		VII RÜHM		VIII RUHM			ELEKTRONIKIHID		
				2 He 4,0026 2			K		
57 5 2	8 O 15,9994	6 2	9 F 18,9984	7 2	10 Ne 20,183 8 2		L K		
38 3 8 2	16 S 32,064	6 8 2	17 Cl 35,453	7 8 2	18 Ar 39,948 8 2		M L K		
	23 V 50,942	1 13 8 2	24 Cr 51,996	2 13 8 2	25 Mn 54,9380	26 Fe 55,847 2 14 8 2	27 Co 58,9332 2 15 8 2	28 Ni 58,71 2 16 8 2	N M L K
1 216 3 18 8 2	34 Se 78,96	6 18 8 2	35 Br 79,909	7 18 8 2	36 Kr 83,80 8 18 8 2			N M L K	
	41 Nb 92,906	1 13 18 8 2	42 Mo 95,94	1 14 18 8 2	43 Tc (99)	44 Ru 101,07 1 15 18 8 2	45 Rh 102,905 1 16 18 8 2	46 Pd 106,4 0 18 18 8 2	O N M L K
1 75 3 18 8 2	52 Te 127,60	6 18 18 8 2	53 I 126,9044	7 18 18 8 2	54 Xe 131,30 8 18 18 8 2				O N M L K
	73 Ta 180,948	2 12 32 18 8 2	74 W 183,85	2 13 32 18 8 2	75 Re 186,2	76 Os 190,2 2 14 32 18 8 2	77 Ir 192,2 2 15 32 18 8 2	78 Pt 195,09 1 17 32 18 8 2	P O N M L K
3 980 5 18 32 18 8 2	84 Po (210)	6 18 32 18 8 2	85 At (210)	7 18 32 18 8 2	86 Rn (222) 8 18 32 18 8 2				P O N M L K

R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄
-------------------------------	-----------------	-------------------------------	-----------------

RH ₃	RH ₂	RH	
-----------------	-----------------	----	--

2 3 18 32 8 2	65 Tb 158,924 2 8 2	2 8 28 18 8 2	66 Dy 162,50 2 8 2	2 8 29 18 8 2	67 Ho 164,930 2 8 2	2 8 30 18 8 2	68 Er 167,26 2 8 2	2 8 31 18 8 2	69 Tm 168,934 2 8 2	2 3 32 18 8 2	70 Yb 173,04 2 8 2	2 9 32 18 8 2	71 Lu 174,97 2 8 2	P O N M L K
2 9 32 18 8 2	97 Bk (249) 2 8 2	2 8 28 18 8 2	98 Cf (249) 2 8 2	2 8 29 18 8 2	99 Es (254) 2 8 2	2 8 30 18 8 2	100 Fm (255) 2 8 2	2 8 31 18 8 2	101 Md (256) 2 8 2	2 8 32 18 8 2	102 No (254) 2 8 2	2 9 32 18 8 2	103 Lw (257) 2 8 2	Q P O N M L K

23 kop.

A-33173

81646

TÜ RAAMATUKOGU



1 0300 00454764 4