

Kr. Barona tautas augstskolas Arodu kūrši.

Inž. K. Dušults

# KĪMIJA

Praktiskai dzīvei un amat-  
niecībai sakopots kurss.

1936. g.

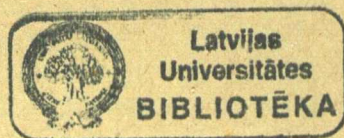
Kr. Barona tautas augstskolas izdevums.

Kr. Barona tautas augstskolas Arodu kursi.

Inž. K. Dušults

# KĪMIJA

Praktiskai dzīvei un amat-  
niecībai sakopots kurss.



1936. g.

---

Kr. Barona tautas augstskolas izdevums.

ARMIJAS SPIESTUVE,  
Rīgā, Muižas ielā Nr. 1.

# Neorganiskā ķīmija.

## § 1. Molekulas un atomi.

Dabā atrodošās vielas sastāv no atsevišķām mazām daļiņām. Šīs daļiņas ir nosauktas par molekulām. Tām piemīt vēl attiecīgas vielas īpašības, bet ja mēs iedomātos tās dalīt vēl tālāk, tad šīs īpašības jau zūd, t. i. dalīšanas produktiem ir pavisam cits ķīmiskais raksturs, kā dalāmai vielai. Molekulas ir ārkārtīgi mazas, to skaldīšana mehāniskiem līdzekļiem nav vairs tālāk iespējama. Bet molekulu tālāka skaldīšana sīkākās sastāvdaļās tomēr ir iespējama — to panāk ķīmisku paņēmieni ceļā. Šādi iegūtos skaldproduktus sauc par atomiem, tiem ir pavisam cita ķīmiskā un fiziskā daba nekā saskaldītās vielas molekulai. Tā piem., ūdens molekula sastāv no ūdeņraža un skābekļa. Ja mēs ķīmiskā ceļā to saskaldām — iegūstam ūdeņradi un skābekli — gāzveidīgas vielas, kas nemaz vairs nelīdzinājas ūdenim. Šīs molekulu skaldīšanās sīkās daļiņas cauc par atomiem — t. i. nedalāmiem. To izmēri ir vēl mazāki par molekulām.

Priekšstatu par molekulu un atomu maziem lielumiem gūsim, ja domās ūdens pilienu palielināsim līdz zemes lodes lielumam: atsevišķas ūdens molekulas tad būs mazākas par biljarda bumbām.

Atomi ir it kā ķieģeļi, no kuņiem būvēta visa materija. Lai gan mēs tos nevarām saredzēt nekādā mikroskopā vai citādi kā konstatēt, to esamību apstiprina vielu skaldīšanas un sintezes likumi un ķīmiskie eksperimenti.

Lai gan vārds «atoms», kā augstāk minējām, nozīmē nedalāmo, tomēr šāds uzskats nesaskan ne ar loģikas prasībām, ne arī beidzamā laika eksperimentu rezultātiem. Kā telpu nevaram iedomāties aprobežotu, bet tikai bezgalīgu, tāpat arī mēs nevaram iedomāties kādu ķermeni, kaut to vismazāko, kuņu vēl nevarētu savā prātā skaldīt sīkākās daļās. Šos loģiskos prāta slēdzienus attaisno pētījumi par elektrisko izlādi gāzēs un radioaktivitāti, kas noveduši pie slēdziena, ka pastāv daļiņas, daudz mazākas par atomiem. Tie ir elek-

troni, kuņu masa vēl 1000 reiz mazāka par vismazākā atoma masu.

Tā tad nav pamata uzlūkot atomus par nedalāmiem. Kā atsevišķi indivīdi tie tomēr eksistē un ar to palīdzību mēs sava gara acu piekšā varam vienkārši un saprotami notēlot novērojamās sarežģītās dabas ķīmiskās parādības.

## § 2. Vielas uzbūve.

Vielā molekulas atrodas zināmā attālumā viena no otras, tukšā telpa ieņem daudzkreiz lielāku tilpumu nekā pašas molekulas. Starpmolekulārā telpā darbojas divi pretējās dabas spēki: pievilksnās un atgrūšanās. Parastos apstākļos šie spēki ir noteiktā līdzsvara stāvoklī, ar ko starp dotās vielas molekulām nodibinās noteikts attālums — vielai piemīt zināms normālstāvoklis: viena viela ir tvirta, otra — šķidra, trešā — gāzveidīga. Molekulas nestāv nekustīgi uz vietas, bet nepārtraukti kustās, svārstīdamās uz visām pusēm. Ar šīs kustības dažādību arī izskaidrojams trejādaļais vielu agregātais stāvoklis.

Tvirtā vielā molekulu svārstības neiziet no zināmām robežām, tās noris it kā ap zināmu līdzsvara punktu.

Šķidrā vielā molekulas kustās straujāk, iziet ārā no sava līdzsvara stāvokļa. Tās savā starpā saduras, slīd viena gar otru.

Gāzēs molekulu kustība ir vēl straujāka, ar lielu sparību tās atsitas viena pret otru. Ja gāze iepildīta slēgtā traukā — molekulu atsitienu pret trauka sienām rada tā saukto gāzes spiedienu.

## § 3. Elementi un saliktas vielas.

Dabā atrodošās vielas un minerāli ir radušies no dažām pamatvielām, tām savstarpīgi savienojoties. Šīs pamatvielas sauc par elementiem. To skaits ir tikai 92 un gandrīz visi tie jau atklāti un aprakstīti. Ikdienišķā dzīvē lietojamās vielās dažādās kombinācijās ieiet apm. tikai 20 elementu, tā tad samērā mazs skaits. Daži elementi dabā sastopami ļoti reti. Atzīmēsim, ka šie apm. 90 elementi savā starpā savienojoties dažādās kombinācijās ir radījuši ap 250.000 dažādu saliktu vielu.

Katrs elements nes no latīņu vai grieķu valodas ņemtu nosaukumu. Vienkāršības dēļ elementu nosaukumus saīsina, pilna vārda vietā rakstot tikai pirmo burtu. Ja divu elementu nosaukumi sākas ar vienādu burtu, tad pirmam burtam raksta blakus vēl kādu tālāko vārda burtu. Piem., oglekli — carbonum — apzīmē ar burtu C, bet kalciju — calcium — ar Ca. Tādā kārtā saīsinātos apzīmējumus sauc par elementu simboliem.

Tad vēl iegaumēsim, ka ķīmiskais simbols apzīmē ne tikai noteiktu elementu, bet arī šā elementa 1 atomu. Tā simbols O ir jālasa — viens atoms skābekļa, Ca — viens atoms kalcija.

Ar tādu simbolu palīdzību ļoti ērti varam izteikt saliktu vielu sastāvu. Piemēram dedzinātus kaļķus, kas sastāv no 1 atoma kalcija un viena atoma skābekļa, apzīmē ar CaO. Šāda veida saliktas vielas apzīmējumu sauc par ķīmisku formulu un tā apzīmē arī attiecīgas vielas molekulu.

Ja molekulas uzbūvē ietilpst vairāki viena un tā paša elementa atomi, tad attiecīga atoma simbolu raksta vienu reiz, bet tam labā pusē apakšā pieraksta mazu skaitlīti, kas norāda, cik šādu atomu molekulā. Piem. ūdens molekulu raksta  $H_2O$ , kas norāda, ka tā sastāv no 2 ūdeņraža un 1 skābekļa atomiem. Lai, turpretim, apzīmētu atsevišķu molekulu skaitu, tad formulas priekšā raksta attiecīgu skaitli. Piem. 2 molekulas ūdens apzīmē ar  $2 H_2O$ .

#### § 4. Atomsvars un molekulsvars.

Atomu masa ir tik ārkārtīgi maza, ka to nosvērt un svaru izteikt gramos ir neiespējama lieta, to var tikai teorētiski aprēķināt. Viena kāda elementa atomi ir vienādā svarā, dažādu elementu atomiem svars ir dažāds. Ir pieņemts par atomsvaru uzskatīt to skaitli, kas rāda, cik reiz kāda elementa atoms ir smagāks par  $\frac{1}{16}$  daļu skābekļa atoma. Tādā kārtā skābekļa atomsvars ir 16,0, sēra 32,06 u. t. t.

Tādu elementa daudzumu, kuŗa svars gramos līdzinājas šī elementa atomsvaram — sauc par gramatomu. Piem., skābekļa gramatoms būs 16,0 gr. u. t. t.

Ja saskaitām molekulā esošos atomsvarus, tad iegūstam molekulsvaru. Piem., magnēzija oksīda MgO molekulsvars būs  $24,32 + 16,0 = 40,32$ .

Tādu kādas vielas daudzumu, kuŗa svars gramos līdzinājas šīs vielas molekulsvaram, sauc par grammolekulu.

### § 5. Svarīgāko ķīmijas elementu tabula.

Elementu nosaukums	Simbols	Atom-svars	Valence (vērtība)	Elementu nosaukums	Simbols	Atom-svars	Valence (vērtība)
Aluminijs . . . .	Al	26,97	3	Kobalts . . . .	Co	58,94	2,3
Alva . . . . .	Sn	118,70	2,4	Litijs . . . . .	Li	6,94	1
Antimons . . . .	Sb	121,76	3,5	Magnēzijs . . .	Mg	24,32	2
Argons . . . . .	Ar	39,94	—	Mangans . . . .	Mn	54,93	2, 3, 4, 6, 7
Arsēns . . . . .	As	74,93	3,5	Molibdens . . .	Mo	96,0	2,3,4,5,6,7
Barijs . . . . .	Ba	137,36	2	Natrijs . . . . .	Na	23,0	1
Berillijs . . . . .	Be	9,02	2	Niķelis . . . . .	Ni	58,69	2,4
Bors . . . . .	B	10,82	3,4	Ogleklis . . . .	C	12,00	2,4
Broms . . . . .	Br	79,92	1,5	Platīns . . . . .	Pt	195,23	2,4
Cerījs . . . . .	Ce	140,13	3,4	Radijs . . . . .	Ra	225,97	2
Chlōrs . . . . .	Cl	35,46	1, 4, 5, 7	Sērs . . . . .	S	32,06	2, 4, 6
Chrōms . . . . .	Cr	52,01	2, 3, 6, 7	Silīcijs . . . . .	Si	28,06	4
Cīnks . . . . .	Zn	65,38	2	Skābeklis . . . .	O	16,000	2
Dzelzs . . . . .	Fe	55,84	2, 3, 6	Slāpeklis . . . .	N	14,01	2, 3, 4, 5
Dzīvsudrabs . . .	Hg	200,61	1,2	Stroncijs . . . .	Sr	87,63	2
Fluors . . . . .	F	19,00	1	Sudrabs . . . . .	Ag	107,88	1
Fōsfors . . . . .	P	31,02	3,5	Svins . . . . .	Pb	207,22	2,4
Helijs . . . . .	He	4,00	0	Ūdenradis . . . .	H	1,01	1
Jōds . . . . .	J	126,93	1, 3, 5, 7	Vaŗš . . . . .	Cu	63,57	1,2
Kadmijs . . . . .	Cd	112,41	2	Wismuts . . . . .	Bi	209,00	3,5
Kalcijs . . . . .	Ca	40,08	2	Zelts . . . . .	Au	197,2	1,3
Kalijs . . . . .	K	39,10	1				

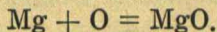
### § 6. Mēchaniskie maisījumi un ķīmiskie savienojumi.

Par mēchanisku maisījumu sauc tāda veida dažādu vielu sajaukumu, no kuŗa atsevišķās vielas varam atdalīt mēchaniskiem paņēmiem: piem. filtrējot, sijājot, atduļķojot, ar magnētu u. t. t. Ja dzelzs pulveri samaisīsim ar sēru — tas būs mēchanisks maisījums: ar magnēta palīdzību mēs varam dzelzi nodalīt no sēra.

Ja mēs turpretim nosvērsim dzelzi un sēru zināmās svaru attiecībās: uz 56 svara daļām 32 sv. d. sēra un pēc pamatīgas abu pulveļu sajaukšanas maisījumu aizdedzināsim, tad pēc sadegšanas iegūsim jaunu vielu ar gluži jaunām raksturīgām īpašībām. Tā būs ķīmisks savienojums, no kuŗa iegūt atpakaļ izejvielas ar mēchaniskiem paņēmieniem vairs nav iespējams.

No augstāk teiktā redzam, ka mēchanisko maisījumu sastādīšanai varam izejvielas ņemt daudzumos pēc brīvas izvēles. Turpretim ja vēlamies iegūt tīru ķīmisku savienojumu, izejvielas jāņem noteiktās proporcijās. Šo sauc par pastāvīgu attiecību likumu, un tas guļ katras ķīmiskas formulas pamatā. Piem. formula  $\text{CaO}$  izteic ne tikvien, ka dedzināti kaļķi sastāv no kalcija un skābekļa, bet arī ka tie sastāv no 40,08 svara daļām kalcija un 16,00 sv. d. skābekļa.

Vielu ķīmiskās dabas pārvērtību procesu sauc par reakciju. Reakcijas norisi attēlo līdzinājumu veidā, pie kam kreisā pusē raksta izejvielu simbolus, bet labā — jaunradušās vielas simbolus. Piem., magnēzija degšanu varam attēlot šādi.



Tas nozīmē, ka no 24,32 g. magnēzija un 16,0 g. skābekļa ir radies 40,32 g. magnēzija oksida. Kā redzam, tad vielu svars pirms un pēc reakcijas nemainās. Uz daudzkārtēju līdzīgu novērojumu pamata ir formulēts tā sauktās vielas nezūdamības likums: «viela nezūd un no jauna nerodas, bet tikai pārmainās».

Ievērosim vēl arī to, ka atomu skaitam pirms un pēc reakcijas jābūt vienādam.

## § 7. Skābeklis.

Ķīm. simbols O, at. sv. 16,0. Skābeklis dabā visizplatītākais elements gan brīvs, gan arī savienojumos ar citiem elementiem. Brīvs skābeklis atrodas gaisā un ieņem ap 20,9% no gaisa tilpuma. Ūdens satur 88,89% skābekļa pēc svara. Mīnerāļi un ieži satur caurmērā ap 47%.

Rūpniecības vajadzībām skābekli iegūst no gaisa ar sevišķu gaisa šķidrināšanas mašīnu palīdzību, to šķidrinot un pakāpeniski destillējot. Gaisu atdzesē līdz — 141° un saspiež



līdz 200 atmosfērām. Skābekli šķidrā veidā iepilda tērauda cilindros, spējīgos izturēt 100—150 atm. spiedienu.

Vēl skābekli iegūst sadalot dažus ķīmiskus savienojumus.

Skābekli izlieto metālu autogēnā salodēšanā, gaisa slāpekļa pārvēršanai slāpekļskābē. Ļoti daudz izlieto arī speciālos skābekļa elpošanas aparātos aizsardzībai pret indīgām gāzēm rūpniecībā un ķīmiskā kaņā, kā arī lidotāji augstlidojumos.

Bez tam skābeklim ārkārtīgi svarīga nozīme cilvēku, dzīvnieku un augu dzīvē — elpošanas procesos. Kur nav skābekļa — cilvēki un dzīvnieki nobeidzas pēc dažām minūtēm. Cilvēks minūtē patērē apm. 2 litri skābekļa, izelpojot tai pašā laikā apm. tādu pat daudzumu oglekļa dioksīda gāzes ( $\text{CO}_2$ ). Ķīmiskā ziņā skābeklis ļoti darbīgs elements; tas kāri savienojas gandrīz ar visiem elementiem. Šādu parādību sauc par oksidāciju. Izšķir divus oksidācijas veidus: degšanu — straujo oksidāciju un tā saucamo lēno oksidāciju.

Lai sāktos degšana, t. i. rastos gaiss un siltums, viela iepriekš jāsakarsē līdz aizdedzes temperatūrai. Liesma sastāv no sakarsētām līdz spīdēšanas temperatūrai gāzēm.

Ja viela nav līdz attiecīgai temperatūrai sakarsēta — tā oksidējas lēni: rūsēšana, trūdēšana, elpošana.

### § 8. Oksīdi. Sārmi un skābes.

Skābekļa savienojumus ar elementiem sauc par oksīdiem.

Ogle degot dod gāzi, kuŗu mēs saucam par oglekļa dioksīdu jeb oglekļa gāzi.

Sērs degot dod smacējošu gāzi, kuŗu mēs saucam par sēra dioksīdu jeb sērains gāzi.

Fosfors degot dod baltus dūmus. Tā degšanas produktus sauc par fosfora pieoksīdu.

Natrijs, kaliji un magnēzijs dod kā degšanas produktus baltus pulverus, kas šķīst ūdenī.

Ja augšminēto degšanas produktu — oksīdu ūdens šķīdumos iemērcam zilo laksmusa papīri, tad novērojam, ka oglekļa sēra un fosfora degšanas produktu šķīdums to nokrāso sarkanā krāsā, bet pārējo — neatstāj nekādu iespaidu. Ja iemērcam sarkano laksmusa papīri — kalija, natrija un magnēzija oksīdu šķīdumi to nokrāso zilu, bet oglekļa, sēra un fosfora oksīdu šķīdumi neatstāj nekāda iespada.

Tos elementus, kuŗu oksidu ņķķidums ūdenī krāso sarkano laksmusu zilu, sauc par metalliem, bet tos, kuŗu oksidu ņķķidums ūdenī krāso zilo laksmusu sarkanu — par metalloīdiem.

Metallu oksīdi ar ūdeni rada savienojumus, kuŗus sauc par hidroksīdiem:  $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{Na OH}$ . Tos mēdz saukt arī vēl par bazēm, bet to ņķķidumus ūdenī sauc par sārmiem. Visvairāk lietojamie sārmi: kalija hidroksīds —  $\text{KOH}$ , natrija hidroksīds (ziepju zāles) —  $\text{NaOH}$ , kalcija hidroksīds (dzēstie kaļķi) —  $\text{Ca (OH)}_2$ , ammonija hidroksīds —  $\text{NH}_4 \text{OH}$ . Kā redzam, tad visi hidroksīdi satur  $\text{OH}$  grupu, ko sauc par hidroksila grupu. Hidroksila grupa ir sārmainības cēlonis.

Sārmi bezkrāsaina fenolftaleīna ņķķidumu krāso sarkanā krāsā, bet sarkano laksmusu zilu.

Nemetallu oksīdi savienodamies ar ūdeni rada veselu kategoriju vielu, kuŗas sauc par skābēm. Piem. sēra trīsoksīds  $\text{SO}_3$  ar ūdeni dod sērskābi:  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ . Zilo laksmusu skābes krāso sarkanu.

Senāk domāja, ka visu skābju pamatelements ir skābeklis, bet kad atklāja skābes, kuŗas skābekli nesatur (piem. sālskābe —  $\text{HCl}$ ), tad no ņī uzskata nācās atteikties. Kā skābju pamatelementu pieņem ūdeņradi, kuŗš ir visās skābēs, pie kam ņīs ūdeņradis spēj apmainīties ar metalliem. Piem., ja ar sērskābi iedarbojamies uz cinku — tas izspiež ūdeņradi:  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ .

Skābju ūdeņraža apmaiņas produkts pret metalliem ir sāls.

### § 9. Neutrālizācija. Sāļi.

Skābes ar hidroksīdiem (sārmiem) savienodamās rada neutrālus produktus, kuŗus sauc par sāļiem. Tie nav ne skābi, ne sārmaini. Piem.,  $\text{Na OH} + \text{HCl} = \text{Na Cl} + \text{H}_2\text{O}$ , natrija hidroksīds + sālskābe = chlōrnatrijs + ūdens.

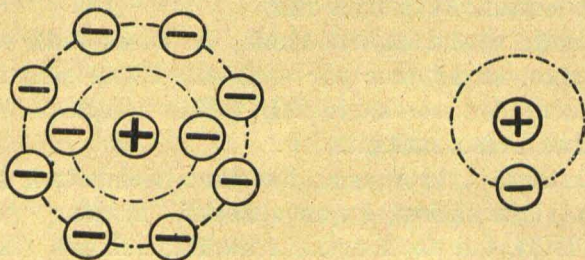
Ja gribam kādu sārmainu ņķķidumu padarīt neutrālu, tad pieliekam tam dažus pilienus fenolftaleīna ņķķiduma — rodas sarkans nokrāsojums; tad uzmanīgi lejam klāt kādu skābi, kamēr sarkanā krāsa pazūd, kas ir zīme, ka ņķķidrums tapis neutrāls.

Ja, turpretim, gribam neutrālizēt skābu ņķķidumu, tad pieliekam tam dažus pilienus metiloranža un lejam klāt kādu sārmu, kamēr sarkanā nokrāsa pārvēršas dzeltenā.

## § 10. Ķīmiskā tieksme.

Liekot dažādiem elementiem savā starpā savienoties, izrādās, ka daži savienojas ļoti ātri, citi gausāk, bet ir arī tādi, kuŗi nemaz nesavienojas. Pēdējos sauc par cēliem elementiem. Minētās parādības izskaidrojamas ar atomu struktūru. Saskaņā ar pēdējiem zinātnes atzinumiem, atoms sastāv no kodola, kas atrodas atoma centrā un nes sevī pozitīvu elektrisku lādiņu, un no negatīvām elektrības daļiņām, — elektroniem, kas riņķo ap atoma kodolu, kā zeme ap sauli.

Atoma kodola pozitīvās elektrības lādiņa vienību sauc protonu, tas ir pozitīvas elektrības mazākā vienība.



Elektrona un protona elektrisko lādiņu absolūtie lielumi ir vienādi. Elementos elektronu skaits ir vienāds ar protonu skaitsu, tādēļ elementi ir elektriski neutrāli. Piem. ūdeņraža atoms satur 1 protonu un elektronu, skābekļa atoms 8 prot. un 8 elektronus.

Ja atoms satur lielāku skaitu, piem. 12 elektronu, tad tie ap pozitīvo kodolu sakārtojas šādi:

t. i., uz pirmās orbitas riņķo 2 elektroni, uz katras nākošās — 8, bet atlikušie novietojas uz ārējās orbitas.

Zem karstuma vai elektriskās dzirksteles iespaida atoms var pazaudēt dažus elektronus un tie var pievienoties cita elementa atomiem. Tagad pirmais būs lādēts pozitīvi, otrais negatīvi. Šādi atomi ir spēcīgi savienoties, jo pretējās elektrības pievelkas. Tā tad atomus molekulās satur kopā elektrība.

## § 11. Elementu vērtība jeb valence.

To elektronu skaits, kuŗu kāds elements var atlaist vai pieņemt, sauc par tā elementa vērtību jeb valenci. Tas elements,

kuŗa atomam uz ārējās orbitas mazāk par 4 elektroni, tos parasti atdod, kam vairāk par 4 — tos pievāc. Kam 4 elektroni — tie rīkojas vienādi un otrādi.

Ūdeņradis var atlaist 1 elektronu, tā tad vienvērtīgs, skābeklis spēj uzņemt divus — tā tad divvērtīgs. Visu pārējo elementu vērtību nosaka, ņemot vērā, ar cik ūdeņraža vai skābekļa atomiem tie savienojas. Piem. kalcija (Ca) atoms ir divvērtīgs, jo dod savienojumu ar 1 atomu skābekļa — CaO.

### § 12. Elementu ķīmiskie ekvivalenti.

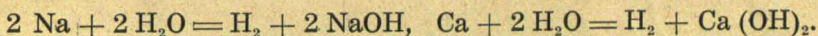
Tādu kāda elementā daudzumu, kas saistīts ar vienu tā vērtību, sauc par šā elementa ķīmisko ekvivalentu jeb ekvivalentsvaru. Piem., skābeklis ir divvērtīgs — tā ekvivalentsvars būs  $16:2 = 8$ ; aluminijs ir trīskārtīgs, ekvival. sv. būs  $27:3 = 9$ ; ūdeņradis vienvērtīgs, tā ekvivalentsvars  $1:1 = 1$ .

Cik vērtības ienes kāds elements ķīmiskā savienojumā — tik viņš ienes arī ekvivalentsvaru.

### § 13. Ūdeņradis.

Ķīm. simbols H, at. sv. 1.008, vienvērtīgs. Iegūšana:

1) Sadalot ar el. strāvu ūdeni. 2) Iedaroties ar dažiem metāliem uz ūdeni



3) Baltas kvēles temperatūrā ogle atņem ūdenim skābekli, pārveŗsdamās oglekļa oksidā — CO

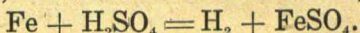


Daļa oglekļa oksida reagē tālāk ar ūdeni un dod oglekļa dioksīdu jeb ogļskābo gāzi.

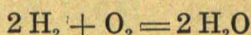


Rodas trīs gāzu CO, H<sub>2</sub> un CO<sub>2</sub> maisījums, kuŗu sauc par ūdens gāzi un lieto kurināšanai un apgaismošanai (deggāze). CO — oglekļa oksīds — ļoti indīgs, tādēļ arī deggāze indīga. H<sub>2</sub> un O maisījums aizdedzināts rada stiprus sprādzienus, to sauc par «sprāgstošo gāzi», kādēļ arī deggāze izplūstot gaisā un nejauši aizdedzināta rada stiprus sprādzienus.

4) Bez tam vēl ūdeņradi iegūst iedaroties ar skābekli uz metāliem. Piem., sērskābe ar dzelzi dod ūdeņradi:



Ūdeņraža īpašības: Bezkrāsas un bezsmakas gāze. Viegglākais no visiem elementiem, 14 reizes vieglāks par gaisu. Gāzveidīgā stāvoklī molekula sastāv no 2 atomiem, tādēļ raksta  $H_2$ . Ūdeņradis deg skābeklī un gaisā.



— rodas ūdens.

Pielietošana: Gaisa kuģu balonu pildīšanai 1 kub. m gaisa sver 1,29 kg, 1 kub. m ūdeņraža — 0,09 kg, tā tad 1 kub. m ūdeņraža var pacelt  $1,29 - 0,09 = 1,2$  kg. Liels trūkums viņam ir tas, ka maisījumi ar gaisu sprāgst, kas ir bijis par cēloni dažām drausmīgām katastrofām. Beidzamā laikā šai ziņā viņu izspiež hēlijs.

Ūdeņradis, sadegot skābekļa klātbūtnē, attīsta līdz  $2000^{\circ}$  augstu temperatūru, tā liesmu izmanto sevišķos aparātos autogēnai metināšanai un metālu griešanai.

No slāpekļa un ūdeņraža ražo ammōnjaku.

Ūdeņraža savienojumi:  $H_2O$  — ūdens,  $H_2O_2$  — ūdeņraža pārskābe. Tas spēj atšķelt 1 atomu skābekļa, kas oksidējot iznīcina sīkbūtnes un krāsas. Tirdzniecībā nāk parasti 3% un 30% šķīdumā. Lieto ārstniecībā desinfekcijai (3%), rūpniecībā balināšanai, kosmētikā — matu balināšanai.

## § 14. Chlōrs.

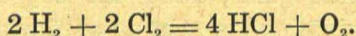
Cl, at. sv. 35.45, 1, 4, 7-vērtīgs.

Chlōrs — smaga, dzeltēni-zaļgana gāze, ar asu, dzeļošu smaku, pie parastās temperatūras zem 5,7 atmosfēru spiediena pārvēršas zaļā šķīdumā.

Gāzveidīgs chlōrs apm. 2,5 reizes smagāks par gaisu.

Pateicoties chlōra smagamam un kodīgām īpašībām, to pasaules kaņā izlietoja kā smacējošu gāzi izlaižot pa vējam uz ienaidnieka pusi lielu mākoņu veidā.

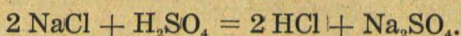
Chlōrs ļoti enerģiski tieši savienojas ar lielāko daļu elementu. Ūdenim chlōrs atņem ūdeņradi, savienodamies ar to dod sālsskābi, pie kam rodas brīvs skābeklis



Skābeklis rašanās momentā ir ļoti darbīgs, tas oksidē un iznīcina krāsas un sīkbūtnes, un šo īpašību dēļ chlōru lieto balināšanai.

### § 15. Chlōrūdenradis — HCl.

Iegūst tieši savienojot chlōru ar ūdenradi:  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 = 2 \text{HCl}$ , vai arī no vārāmās sāls un sērskābes:



HCl — bezkrāsaina smacējoša gāze, kūp gaisā, ļoti šķīst ūdenī, kas iegūst skābu reakciju. Šķīdumu sauc par sālsskābi. Tajā šķīst lielākā daļa metālu un to oksīdu, — rodas sālsskābes sāļi, kurus sauc arī par chlōrīdiem, piem., natrija chlōrīds, barija chlōrīds u. t. t.

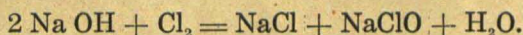
Parastā, tā saucamā koncentrētā sālsskābe ar īp. svaru 1,19 satur 38% gāzveidīgā HCl.

No fabrikas nākošā sālsskābe ir netīra, satur dzelzi, arsēnu, sērskābi un chlōru, dzeltēnā krāsā, to sauc par tehnisko s. sk. Bez tam vēl izšķīr tīru un ķīmiski tīru HCl.

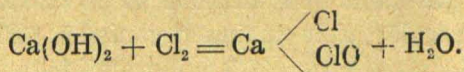
### § 16. Chlōrapskābe un chlōrskābe, HClO un HClO<sub>3</sub>.

Šīs skābes pastāv tikai šķīdumos. Ļoti liela nozīme šo skābju sāļiem.

HClO sāļus sauc par hipochlōritiem, tos iegūst laižot sārmos chlōru:



Praktikā kā sārmu ņem dzēstus kaļķus un iegūst tā saucamos chlōrkaļķus jeb balināmos kaļķus



Chlōrkaļķi šķīdumā atdala skābekli, kas iznīcina krāsas, nomaitā sīkbūtnes, tādēļ to plaši lieto tekstilfabrikās linu un kokvilnas šķiedru balināšanai un inficētu vietu desinfekcijai. Ja ar chlōrkaļķi balina veļu, ieteicams to izskalot ūdenī, kam pielikti dažī procenti natrija tiosulfāta (antichlōra) un tad izskalot ūdenī.

Chlōrskābei — HClO<sub>3</sub> maz nozīmes, bet ļoti liela nozīme tās kalija sālij — KClO<sub>3</sub>, kurus sauc arī par Bertholleta sāli. Maisījumos ar organiskām vielām, piem., cukuru, kā arī ar ogli, šī sāls pie mazākās berzes sprāgst ar lielu spēku. Lieto sērkoņģu galvās un pirotechnikā.

### § 17. Brōms.

Br; at. sv. 79,92; 1 un 5-vērtīgs.

Dabā tīrā veidā nav sastopams, bet gan savienojumos sāļu veidā jūras ūdenī un sāļu raktuvēs.

Brōms ir brūns, smags, viegli gaistošs šķidrums ar nepatīkamu smacējošu smaku, kuŗa atgādina chlōru. Šķīst ūdenī apm. 3,5%. Pie — 7,2° sasalst zaļi-dzeltēnā kristalliskā masā.

Brōms savienodamies ar ūdeņradi rada brōmūdeņradi — HBr — kuŗa šķīdumam ūdenī skābes īpašības, — tā tad skābe. Tās sāļus sauc par brōmidiem. KBr — kalija brōmids, NaBr — natrija brōmids, AgBr — sudraba brōmids. Natrija brōmidu lieto medicīnā nervu nomierināšanai, sudraba — fotografijā.

Bez tam plašā mērā brōmu pielieto brōmu saturošu organisku savienojumu — brōmbenzila, brōmacetina u. c. pagatavošanai, kuŗus lieto ķīmiskā kuŗā kā asarošanu izsaucošas vielas.

### § 18. Jōds.

J; at. sv. 126,93; 1, 3, 5 un 7-vērtīgs.

Jōds — violēti-pelēka kristalliska viela ar metallisku spožumu. Viegli gaist. Ūdenī šķīst maz, ļoti labi šķīst spirtā. 10%-tīgu jōda šķīdumu spirtā ārstniecībā pazīst kā «jōda tinktūru».

Jōds dabā atrodas dažos minerālavotos, Čilisalpetrī, jūras ūdenī, dažās jūras algās.

Organiski savienots jōds atrodas visās dzīvās būtnēs, tā uzdevums — rēgulēt vielu maiņu organismā. Pieauguša cilvēka vairogdziedzeris satur 3,5 miligrami jōda. Ja vairoga dz. darbība traucēta — samazinas garīgās spējas un rodas citi dažādi traucējumi; ja tā darbība par daudz attīstīta — sekas Bazedova slimība.

Jōda sāļus — jōdkaliju KJ un jōdnatriju NaJ — lieto medicīnā.

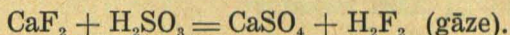
### § 19. Fluors.

F; at. sv. 19,0, 1, 3, 5, 7-vērtīgs.

Ļoti enerģisks elements, dabā sastopams tikai savienojumos; galvenā kārtā kā fluoršpats, CaF<sub>2</sub>. Dzīvnieku valstī — kaulos un zobu emaljā.

Fluors — zaļi dzeltēna gāze, smacējošs un ļoti nāvīgs. Ar ūdeņradi fluors savienojas ārkārtīgi enerģiski, atņem to pat ūdenim, pie kam rodas fluorūdeņradis ( $H_2F_2$ ) — skābe. Tā izēd stiklu, tādēļ to uzglabā ebonīta traukos. Šai īpašībai liela nozīme stikla matēšanā un slīpēšanā. Ja uz stiklu iedarbojas gāzveidīgs  $H_2F_2$  — attiecīga vieta paliek mata.

Svina bļodiņā ņem fluoršpatu ( $CaF_2$ )<sub>2</sub>, uzlej koncentrētu sērskābi. Bļodiņu pārsedz ar stikla plāksni, pārklātu ar vasku, pie kam vaska kārtā iegravēts vajadzīgais zīmējums vai uzraksts. Bļodiņu viegli silda.



Pēc 10 min. stiklu noņem, rūpīgi, noskalo, noslauka, sasil-  
da, lai uzkūst vasks, to noņem ar filtrpapīru.

## § 20. Sērs.

S; at. sv. 32,06, 2, 4 un 6-vērt.

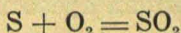
Dabā sērs sastopams gan tīrā, gan savienojumu veidā, kā pīrits —  $FeS_2$ , ģipsis —  $CaSO_4$ , sērūdeņradis —  $H_2S$  u. c.

Sērs — gaiši dzeltēna, ar taukainu spīdumu, trausla, kristalliska viela.

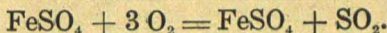
Pie parastās temperatūras sērs ļoti kūtrs, pie paaugstinātās — ļoti enerģisks elements.

### Sēra oksīdi.

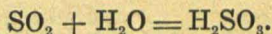
Sēra dioksīds rodas: 1) Sēram degot:



2) Apdedzinot piritu vai citus sulfidus



Technikā galvenā kārtā — otra metode.  $SO_2$  — bezkrāsaina gāze ar asu smacējošu smaku. Pie  $-15^\circ$  paliek šķidr.  $SO_2$  viegli šķīst ūdenī, šķīdumam skāba reakcija. Radušos skābi sauc par sēra paskābi.



Šīs skābes sāļus, ja tās abi ūdeņraža atomi aizvietoti ar kādu elementu, sauc par sulfītiem:  $Na_2SO_3$ ,  $K_2SO_3$ ,  $(NH_4)_2 SO_3$  (ammōnija sulfīti), bet ja aizvietots tikai viens ūdeņraža atoms — par bisulfītiem:  $NaHSO_3$  — natrija bisulfīts,  $NH_4HSO_3$  — ammōnija bisulfīts.

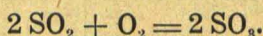


SO<sub>2</sub> viegli savienojas ar organiskām vielām un ar daudzām krāsām dod bezkrāsainus produktus, kādēļ to lieto zīda, vilnas, papīra un salmu balināšanai.

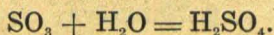
Sēra trioksīdu — SO<sub>3</sub> iegūst no dioksīda oksidējot to ar gaisa skābekli, katalizatora platīna klātbūtnē.

Par katalizatoriem sauc tādas vielas, kas pašas reakcijā neņem dalību, bet veicina reakcijas norisi, kas citādi nebūtu notikusi.

Sēra dioksīda un gaisa maisījumu laiž caur ar smalkiem platīna putekļiem klātu asbestu:



SO<sub>3</sub> — balta, kristalliska, vatei līdzīga viela, kāri savienojas ar ūdeni. Šo šķīdumu sauc par sērskābi.



### S ē r s k ā b e.

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> — viens no vissvarīgākiem ķīmiskās rūpniecības produktiem. Tīra s. sk. ir bezkrāsains, eļļains šķidrums, gandrīz 2 reizes smagāks par ūdeni, tā īp. sv. 1,84. Tehniskā s. sk. brūnā krāsā.

Sērskābe kāri savienojas ar ūdeni, pat uzsūc no gaisa tā tvaikus. Atšķaidot ar ūdeni izdalās daudz siltuma. Pie atšķaidīšanas nav jālej ūdens sērskābē, bet sērskābe ūdenī. Citādi sērskābes šlakatas var bīstami apdedzināt.

Ielietu vaļējos traukos, s. sk. lieto gaisa sausēšanai starp logiem, lai novērstu aizsalšanu un citur.

Tādus sērskābes sāļus, kur abi tās ūdeņraža atomi aizvietoti ar kādu elementu, sauc par sulfātiem. Nozīmīgākie būtu:

BaSO<sub>4</sub> — barija sulfāts — lieto kā piemaisījumu pie krāsām, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> — amoniācija sulfāts — māksl. mēslojums, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> — natrija sulfāts.

Dažu metālu sulfātus sauc par vitrioliem, piem., FeSO<sub>4</sub> — dzelzs vitriols, CuSO<sub>4</sub> — vara vitriols.

Ja 100%-tīgā sērskābē laiž vēl iekšā SO<sub>3</sub>, tā zināms daudzums izšķīst. Šādu, brīvu SO<sub>3</sub> saturošu s. sk. sauc par kūpošo s. sk., jo gaisā tā kūp — izdalās SO<sub>3</sub> un savienojas ar gaisa mitrumu — rodas s. sk.

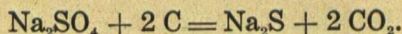
## Sērūdeņradis $H_2S$ .

Rodams sēravotos, vulkānu gāzēs tur un, kur pūst organiskās vielas. Tas — bezkrāsaina gāze ar raksturīgu, pūstošas olas atgādināšu smaku. Ļoti nāvīgs.

Sērūdeņradis — skābe, jo tā ūdeņradis apmaināms pret metālu. Apmaiņas produktus sauc par sulfīdiem, piem.,  $Na_2S$  — nātrija sulfīds,  $CaS$  — kalcija sulfīds, u. t. t. Šādus metālu savienojumus vēl sauc arī par sērmetāliem — piem., sērnatrījs, sērkalcijs u. t. t. Skābes tos sadala — rodas atkal  $H_2S$ .



Viena no parastākām sulfīdu iegūšanas metodēm — karstēt sulfātus samaisītus ar ogles pulveri.



Ogle sadegot noņem sulfātam skābekli. Skābekļa atņemšanu kādam savienojumam sauc par reducēšanu.

## § 21. Slāpekļis.

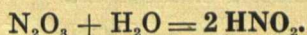
N; at. sv. 14,0, 2, 3, 4 un 5-vērtīgs.

Slāpekļis sastāda apm.  $\frac{4}{5}$  no gaisa tilpuma. Tas sastopams vēl salpētrās ( $NaNO_3$ ,  $KNO_3$ ) un baltumvielās, kā viens no to svarīgākiem uzbūves materiāliem.

Slāpekļis — bezkrāsaina gāze bez smakas un bez garšas. Tas ķīmiski ļoti kūtirs elements, tādēļ arī gaisā atrodas nesaisītā veidā tik lielos daudzumos. Pie  $500^\circ$  savienojas ar ūdeņradi, radot amonjaku —  $NH_3$ . Elektriskā loka temperatūrā ar skābekli dod oksīdu  $NO$ . Tā ir skābekļa aktīvēšana, radušos produktus var lietot augu barošanai vai ievēšanai citos savienojumos.

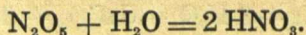
Ar skābekli slāpekļis dod vairākus savienojumus — oksīdus, kuŗi savā starpā atšķiras ar dažādu skābekļa saturu. Atzīmēsim no tiem trioksīdu —  $N_2O_3$  un pentoksīdu —  $N_2O_5$ .

$N_2O_3$  ar ūdeni dod slāpekļa paskābi:



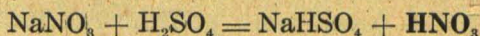
Šīs skābes sāļus sauc par nitritiem. Piem., — kalija nitrits —  $KNO_2$ .

$N_2O_5$  ar ūdeni dod slāpekļskābi:

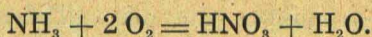


## Slāpekļskābe.

Iegūst: 1) no Čīles salpētra un sērskābes:



vai 2) oksidējot ammōnjaku platīna kā kotalizātorā klāt-  
būtnē:



Tīra slāpekļskābe — bezkrāsains šķidrums. Tirgū visvai-  
rāk sastopama konc. slāp. sk. ar īp. sv. 1,35—1,45, satur ap  
35% ūdens. Šo lieto tekstilrūpniecībā, krāsu un sērskābes fa-  
brikācijā. Vēl tirgū sastopama tā sauktā «kūpošā slāpekļskā-  
be», sarkanbrūnā krāsā, jo, satur izšķīdušu slāpekļa dioksīdu  
—  $\text{NO}_2$ . Pēdējam izdaloties — rodas kūpēšana. Šo slāp. sk.  
lieto ļoti lielos daudzumos sprāgstamvielu un krāsu izgatavo-  
šanai.

Slāpekļsk. ļoti stipra skābe. Tanī šķīst ļoti daudzi me-  
talli — rodas sāļi, kurus sauc par nitrātiem. Minēsim dažus  
no tiem:

$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  — barija nitrāts, lieto pirotehnikā,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  —  
ammōnija nitrāts, lieto sprāgstamvielu izgatavošanai, arī kā  
mēslošanas līdzekli,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  — vara nitrāts u. c.

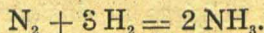
Maisījumu no 1 tilp. daļas konc. slāpekļskābes un 3 tilp.  
d. konc. sāļsskābes sauc par karaļūdeni. Tas šķīdina dažus  
grūti šķīstošus metālus — platīnu un zeltu.

## Ammōnjaks.

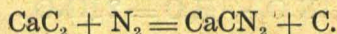
Rodas organiskām slāpekli saturošām vielām sadaloties.  
Piem., stalļos, sadaloties ūrīnvielai un mēsliem.

Ķīmiskā ceļā ammōnjaku iegūst:

1) Savienojot ūdeņradi un slāpekli, pie  $500^\circ$  un 200 atm,  
spiediena



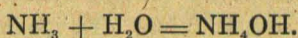
2) Kalcija karbids  $\text{CaC}_2$  augstā temperatūrā saista slā-  
pekli un pārvēršas kalcija cianidaminā



Šis savienojums ļoti svarīgs mēslošanas līdzeklis — pazi-  
stams vēl zem kaļķa slāpekļa nosaukuma. Ar ūdeni atdala  
ammōnjaku:



Ammōnjaks — bezkrāsaina gāze ar asu, dzelošu smaku, labi šķīst ūdenī. Šķīdumam sārmaina reakcija — tālab tas satur OH grupu. Ammōnjaka savienošanos ar ūdeni varam attēlot:



$\text{NH}_4$  sauc par ammōnija grupu — tā pāriet no viena savienojuma otrā nedalīta, līdzīgi atomiem.  $\text{NH}_4\text{OH}$  sauc vēl arī par ožamo spirtu.

Pie  $-33,5^\circ$  gāzv.  $\text{NH}_3$  paliek šķidr, bet iztvaikojoties paņem daudz siltuma, tādēļ to lieto saldētavās.

Ar skābēm ammōnjaks dod sāļus, piem.:

$\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$  — sāļsskābais ammōnjaks, saukts arī par salmjaku.

$2 \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_3)_2 \text{SO}_4$  — sērskābais ammōnjaks.

$\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$  — slāpekļskābais ammōnjaks u. t. t.

Ar ogļskābi ammōnjaks dod divus ogļskābos sāļus  $[(\text{NH}_4)_2 \text{CO}_3$  un  $\text{NH}_4 \text{HCO}_3]$ . Šo sāļu maisījumu sauc par brieža raga sāli un to lieto kā cepamo pulveri rauga vietā, jo karšējot sašķeļas gāzēs  $\text{CO}_2$  un  $\text{NH}_3$ , kas irdina mīklu.

## § 22. Fosfors.

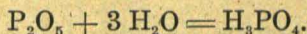
P; at. sv. 31,02, 3 un 5-vērtīgs.

Dabā brīvā veidā nav sastopams. Galvenā kārtā fosforītos, kā  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  — t. i., kalcija fosfāts. Arī dzīvnieku kaulos.

Ir divi fosfora veidi — baltais un sarkanais.

Baltais fosf. gandrīz bezkrāsains. Gaisā viegli oksidējas, jāglabā zem ūdens. Kūst pie  $44^\circ$ . Gaisā lēni oksidējoties tumsā spīd, pie  $60^\circ$  aizdegas. Ir viena no visnāvīgākām vielām. Jau 0,1 gr. nonāvē pieaugušu cilvēku. Šķīst labi sērogleklī.

Degot dod baltus dūmus, kas sastāv no trioksīda un pentoksīda, pēdējie savienojoties ar ūdeni dod fosforskābes



Ja balto fosforu silda slēgtā traukā bez skābekļa pieejas pie  $240-250^\circ$  — tas pārvēršas citā, mazāk aktīvā modifikācijā, ko sauc par sarkano fosforu. Tas gaisā tumsā nespīguļo, aizdegas tikai pie apm.  $400^\circ$ . Nav indīgs. Lieto masā, ar kuŗu pārklāj sērkokciņu kastīšu sienas.

Fosfors savienojas arī ar ūdeņradi. Nozīmīgākie:  $\text{PH}_3$  — fosfins un  $\text{P}_2\text{H}_4$  — šķidrās fosforūdeņradis.  $\text{PH}_3$  — gāze un ar pretīgu smaku,  $\text{P}_2\text{H}_4$  — šķidrās, aizdegas pats gaisā. Rodas ūdenim iedaroties uz kalcija fosfidu  $\text{Ca}_3\text{P}_2$  un trūdot organiskām vielām — arī liķiem. Tā izskaidrojamas arī maldugunis kapsētās un purvos.

Fosforam svarīga nozīme augu un dzīvnieku attīstībā. Augiem to piegādā, ievadot zemē fosforu saturošus sāļus — fosfātus. Tie būtu: 1) tomāsa milti, kas rodas kā atkritumi dzelzs lietuves, 2) kaulu milti un 3) superfosfāts — kuŗu iegūst ar sērskābes palīdzību, pārvēršot grūti šķīstošo fosfātu  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  viegli šķīstošā superfosfātā  $(\text{CaH}_4(\text{PO}_4)_2)$ .

Fosforu lieto arī aizdedzinošos un dūmu šāviņos un aviācijas bumbās.

### § 23. Arsēns.

As; at. sv. 74,93, 3 un 5-vērtīgs.

Tīrā veidā rets. Parasti savienojumos:  $\text{As}_2\text{S}_3$  — realgārs,  $\text{FeSAs}$  — arsēna dzelznes.

Tīru As lieto maz.

Sadegot dod arsēna trioksīdu —  $\text{As}_2\text{O}_3$ , kas šķīst ūdenī, dodams arsēna paskābi —  $\text{H}_3\text{AsO}_3$ . Šķīdums ārkārtīgi indīgs.

Arsēna sulfīdu  $\text{As}_2\text{S}_3$  lieto ādminībā un kosmētikā spalvu un matu nodzīšanai. Arsēns ieiet kā sastāvdaļa krāsās, piem., šveinfurtes zaļumā, tas ir indīgs.

Mazos daudzumos un zināmos savienojumos arsēns organismā ievadīts darbojas dziedinoši. Izcilus nozīme ir salvaršanam un atoksīlam.

### § 24. Antimons.

Sb; at. sv. 121,8, 3 un 5-vērtīgs.

Dabā — kā antimona spīdums  $\text{Sb}_2\text{S}_3$  un  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  — atimona ziedi.

Antimonam metāliskās spīdums. Tas tik trausls, ka piestiņā sāberžams. Tīram antimonom nav praktiskās nozīmes, to lieto kausējumos ar citiem metāliem. Lai svīnu padarītu cietāku, piekausē dažus % % antimona (šrapneļu lodēs). Galda piederumu izgatavošanai lietojamais «Britanijas metāls» satur 90% alvas, 9% antimona un 1% vara. Tas līdzīgs sudrabam.

Antimona trisulfidu —  $Sb_2S_3$  lieto sērkociņu galviņās un pirotehnikā.

Antimona pentasulfidu  $Sb_2S_5$  — kuřam koša, oranžsarkana krāsa — lieto gumijas rūpniecībā.

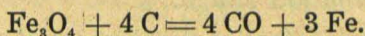
Antimona savienojumu — vēmu akmeni — lieto ārstniecībā.

## § 25. Ogleklis.

C; at. sv. 12,0, 2 un 4-vērtīgs.

Brīvs ogleklis dabā sastopams kā dimants un grafīts. Tas ir visu organisko vielu, akmeņogļu, kūdras, naftas u. t. t. sastāvdaļa.

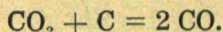
Pie parastās temperatūras ogleklis ļoti kūtrs elements, tikai augstā temp. tas spēj tieši savienoties ar citiem elementiem, visvieglāk ar skābekli, gan ar brīvu, gan nolaupīdams to citu elementu oksīdiem, t. i., tos reducējot. Piem.:



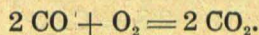
Ogle nav tīrs ogleklis, tā satur pelnus, skābekļa un c. savienojumus. Aktīvo ogli iegūst sevišķu paņēmienu ceļā. Tā uzņem gāzes, atkrāso šķidrums. Ārstniecībā iekšķīgi lieto sevišķu šķirni — medicīnas ogli.

### Oglekļa oksīdi.

Oglekļa oksīds — CO ir oglekļa nepilnīgs degšanas produkts. Dzīvē to sauc par tvana gāzi. Tai nav nekādas smakas. Ļoti indīga. Pie vieglākas saindēšanās — galvas sāpes, stiprākas — nāve. Labākais pretlīdzeklis — svaigs gaiss, vēl labāks — tīrs skābeklis no mākslīgas elpošanas aparāta. Iegūstams CO laižot ogļskābo gāzi  $CO_2$  pār sakarsētu ogli:

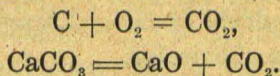


Tvana gāze skābekļa klātbūtnē sadeg tālāk ar zilu liesmu par  $CO_2$



Oglekļa dioksīds —  $CO_2$  dabā sastopams gaisā — apm. 0,03% pēc tilpuma. No gaisa to ņem augi augot, trūdot gaisam atdod atkal atpakaļ. Kā zinām, dzīvnieki elpojot patērē skābekli, izelpo  $CO_2$ . Cilvēka izelpotais gaiss satur ap 4,4%  $CO_2$ .

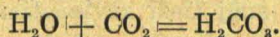
Oglekļa dioksīdu iegūst, sadedzinot gaisa pārākumā vai arī apdedzinot kaļķakmeni:



Bez tam lieli daudzumi  $\text{CO}_2$  izdalās rūgšanas procesos cukuram sašķeļoties alkoholā un ogļskābā gāzē.

$\text{CO}_2$  viegli sašķidrīnāms: pie parastās temperatūras un 50—60 atm. spiediena pārvēršas bezkrāsainā šķidrumā. To iepilda tērauda balonos. Ļaujot šķidram  $\text{CO}_2$  izgaist, tās patērē tik daudz siltuma, ka daļa no tā sacietē — rodas ogļskābās gāzes sniegs.

$\text{CO}_2$  gan sauc arī par ogļskābi, kas nav pareizi, tikai tā šķīdums ūdenī būs ogļskābe:



Tā ir ļoti nestabila, viegli sašķeļas par  $\text{CO}_2$  un  $\text{H}_2\text{O}$ . Ogļskābes sāļi turpretim ļoti stabili.

Ja abi ūdeņraža atomi ogļskābes molekulā aizvietoti ar kādu metālu, tad tādus sāļus sauc par karbonātiem, bet ja tikai viens — par bikarbonātiem.

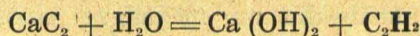
$\text{CaCO}_3$  — kalcija karbonāts.

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  — kalcija bikarbonāts.

Ja sasmalcinātu ogli sajauc ar dedzinātiem kaļķiem ( $\text{CaO}$ ) un karsē pie ļoti augstas temperatūras — rodas kalcija karbīds.

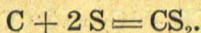


Tas ar ūdeni dod acetilēnu:



gāzi, ko lieto apgaismošanai un apsildīšanai, kā arī kā izejvielu mākslīgā kaučuka pagatavošanai.

Karsējot sasmalcinātu ogli ar sēru, tie savienojas — rodas sērogleklis:



Tas — šķidrums, lieto kā šķīdinātāju ķīmiskā rūpniecībā.

Sevišķos apstākļos karsējot slāpekli un oglekli saturošas organiskas vielas, minētie elementi savienojas, dodami ciānu —  $(\text{CN})_2$ . Pēdējā savienojums ar ūdenradi ir ciānūdeņradis

jeb zilskābe. Ārkārtīgi indīgs, 1 piliens gandrīz acumirkli nonāvē cilvēku. Rūgto mandeļu smaka. Zilskābes sāļus sauc par ciānīdiem. Kalija ciānīds jeb ciānkalijs — KCN.

### § 26. Silīcijs.

Si; at. sv. 28,3, 4-vērtīgs.

Dabā brīvs nav sastopams, bet ārkārtīgi izplatīts savienojumos: smiltīs, kvarcā, kramakmenī.

Elementārais silīcijs ir tumši brūns pulveris.

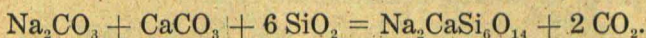
Rada tikai vienu oksīdu —  $\text{SiO}_2$ , kas zem kvarca nosaukuma sastopams dažādās kristalliskās formās. Vistīrāko, bezkrāsaino kristallisko kvarcu sauc par kalnu kristallu.

Kvarca kušanas temp. ap  $1750^\circ\text{C}$ , izturīgs pret temp. maiņām, kādēļ lieto trauku izgatavošanai ķīm. rūpniecībā. Kvarcs laiž cauri ultravioletos starus — no tā gatavo spuldzes kalnu saules aparātiem.

### Stikls.

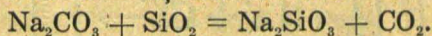
Silīcija dioksīdam —  $\text{SiO}_2$  ļoti liela nozīmē stikla rūpniecībā.

Ja smilti, kas sastāv no  $\text{SiO}_2$ , sakausē ar sodu un ogļskābo kalciju, iegūstam dzidru masu — stiklu



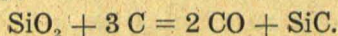
Tā ir tā sauktā normālstikla formula. Atkarībā no vajadzības, stikla izejvielu sastāvu dažādi maina. Krāsainus stiklus iegūst, kausējumam pieliekot metālu oksīdus: dzelzs oksīdus dod zaļu, kobalta — tumši zilu, kolaidāls zelts — sarkanu krāsu.

Sakausējot smiltis —  $\text{SiO}_2$  ar sodu, dabūjam stiklainu masu, kas šķīst ūdenī — šķīstošais stikls



Lieto ziepju un tekstilrūpniecībā, koku piesūcināšanai u. c.

Karsējot pie augstas temperatūras  $\text{SiO}_2$  un ogli, iegūst silīcija karbīdu  $\text{SiC}$ :



Šo vielu sauc par karborundu.

Tā ir ļoti cieta un to lieto tērauda un citu metālu slīpēšanai. Bez tam silīcija savienojumiem ārkārtīgi liela nozīme māla izstrādājumā un cementa rūpniecībā.



## Metalli.

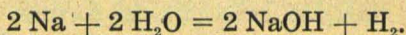
## § 27. Natrijs.

Na; at. sv. 23,0, 1-vērtīgs.

Dabā brīvs nav sastopams. Visbiežāk kā vārāmā sāls — NaCl, Čīles salpetris —  $\text{NaNO}_3$ , boraks —  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ .

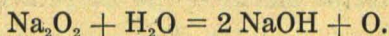
Natrijs mīksts kā vasks, viegls metalls, kūst pie  $97,7^\circ$ . Ļoti enerģiski iedarbojas uz ūdeni. Lai pasargātu no mitruma — uzglabā petrolejā.

Nomests uz ūdens natrija gabaliņš aizdegas sprakšķēdams.



Rodas sārms. Degšanu izsauc ūdeņradis.

Ar skābekli natrijs dod oksīdu  $\text{Na}_2\text{O}$  un peroksīdu —  $\text{Na}_2\text{O}_2$ . Pēdējais ar ūdeni izdala skābekli:

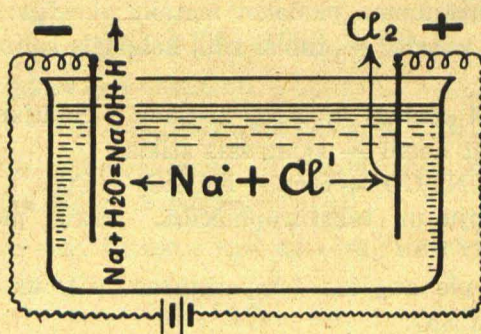


Lieto skābekļražošanai uz zemūdenēm un gāzu patvertnēs, skābekļa elpošanas aparātos.

## Natrija hidroksīds, NaOH.

Ļoti stiprs sārms ar plašu pielietojanu. Iegūst: beidzamā laikā galvenā kārtā tā sauktā elektrolītiskā ceļā.

Attiecīgā traukā izšķīdina vārāmo sāli NaCl. Caur šķīdumu, kurā atrodas Na un Cl — joni, laiž elektrisko strāvu.



$\text{Cl}^-$  joni dodas uz pozitīvo plāksni, zaudē negatīvo lādiņu (elektronu) un izdalās kā chlōrs.  $\text{Na}^+$  jons no negatīvās plāksnes paņem trūkstošo elektronu, pārvēršas elementārā metāliskā natrijā. Pēdējais, kā zinām, savienojas ar ūdeni, radī-

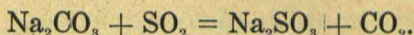
dams natrija hidroksidu un ūdeņradi, Iegūst 3 vielas: NaOH, Cl<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>. Iegūtais NaOH šķīdums ļoti atšķaidīts, to ievāra un izkusušu NaOH iepilda skārda trumuļos.

NaOH mēdz vēl saukt par ziepju akmeni, ziepju zālēm, natrija sārmu, kodīgo natriju, Lieto ziepju vārīšanai, tekstilrūpn. u. c.

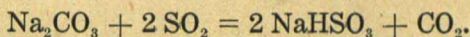
### Natrija sāļi.

Vāramā sāls, NaCl. Jūrās un sāls ezeros. Kā akmens sāls zemes slāņos.

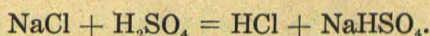
Natrija sulfīts un bisulfīts: Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> un NaHSO<sub>3</sub>. Iegūst laižot SO<sub>2</sub> sodas šķīdumā.



Ja SO<sub>2</sub> laiž līdz šķīduma pilnīgai piesātināšanai — rodas bisulfīts,



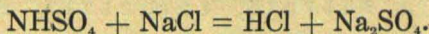
Natrija bisulfāts, NaHSO<sub>4</sub>, rodas pie sālsskābes pagatavošanas



Tam skāba reakcija.

Natrija sulfāts, NaSO<sub>4</sub>.

Iegūst karsējot bisulfātu ar NaCl,



Kristalizējas ar 10 molekulām ūdens — Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · 10 H<sub>2</sub>O — glaubersāls.

Soda, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (ogļskābais natrijs).

Sastopams arī dabā dažu avotu un ezeru ūdeņos.

Fabrikās iegūst beidzamā laikā galvenā kārtā pēc tā sauktās Solvay'a metodes. Izejviela — vāramā sāls.

No ūdens šķīduma soda kristalizējas ar 10 molekulām ūdens — Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> · 10 H<sub>2</sub>O, ko sauc par kristallsodu. Ja to karsē, ūdens izgaro, iegūst bezūdens jeb kalcinēto sodu. Kristal. soda mazvērtīgāka par calc., jo uz 106 svara daļām satur 180 svara daļas ūdens.

Natrija bikarbonāts — NaHCO<sub>3</sub>, tiek lietots kā dzeramā soda.

Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> — šķīstošais stikls.

Natrija tiosulfāts,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  (antichlōrs).

Lieto drēbju balināšanai ar chlōrkaļķi, chlōra palieku iznīcināšanai. Arī fotografijā — kā fiksāžu.

$\text{Na}_2\text{S}$  — sērnatrijs. Lieto ādministrācijā.

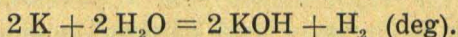
### § 28. Kalijs.

K; at. sv. 29,1, 1-vērtīgs.

Dabā — savienojumos sāļu veidā. Lauku akmeņos — vizlā un lauku špātā. Sāļu iegūlumus — Stassfurtē — Vācijā.

Kalijs pēc izskata ļoti līdzīgs natrijam: mīksts, spīdīgs metalls, kūst pie  $63,5^\circ$ .

Līdzīgi natrijam sadala enerģiski ūdeni:



Ūdenim sārmaina reakcija.

Kalija hidroksīds, kodīgais kalijs, KOH.

Lieto zaļo ziepju vārīšanai no eļļām.

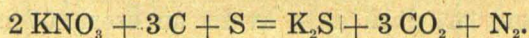
Kalija karbonāts, ogļskābais kalijs,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ .

Sastopams augu pelnos. Senāk tautā plaši lietoja sārma pagatavošanai veļas mazgāšanai, skalojot karstā ūdenī maisā iebērtus pelnus.

Kalija nitrāts, salpetris,  $\text{KNO}_3$ .

Lieto melnā jeb dūmu pulvera pagatavošanai. Tā sastāvs mēdz būt dažāds. Normālais pulveris satur ap 68% salpētra 15% sēra un 17% oglekļa.

Degšana notiek pēc nolīdzinājuma



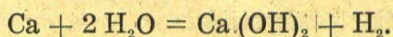
Pēdējie 2 produkti ir gāzes, kas dod spiedienu.

### § 29. Kalcijs.

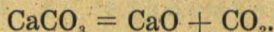
Ca; at. sv. 40,08, 2-vērtīgs.

Brīvs dabā nav sastopams. Plaši izplatīti kalciju saturoši mīnerāļi: kaļķakmens, krīts, marmors, ģipsis, dolomīts u. c.

Kalcijs — balts, spīdīgs un mīksts metalls. Lēni sadala ūdeni, rodas kalcijs hidroksīds

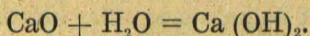


Kalcija oksīds, CaO, dzīvē saukti dedzinātie kaļķi, tiek iegūts lielos daudzumos, apdedzinot sevišķos cepļos pie 900° kaļķakmeni,



Kalcija hidroksīds jeb dzēstie kaļķi, Ca (OH)<sub>2</sub>.

Iegūst, aplejot ar ūdeni dedzinātos kaļķus:

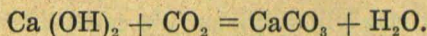


Šķīst ūdenī — kaļķūdens, stipris sārms.

Lieto kā lētu sārmu rūpniecībā, balsināšanai, spalvu nodzīšanai jēlādām u. c.

Galvenā nozīmē dzēstiem kaļķiem — jāvu sagatavošanai mūra un apmetumu darbiem.

Ar laiku jāva no gaisa uzņem ogļskābi un sacietē par kaļķakmeni



Tādēļ jauni mūri kādu laiku mitri, veci — ļoti cieti.

Kalcija karbonāts, CaCO<sub>3</sub>.

Dabā kā kaļķakmens, krīts un marmors.

Kalcija sulfāts, CaSO<sub>4</sub>.

Dabā izplatīts savienojumā ar 2 molekulām ūdens: CaSO<sub>4</sub> · 2 H<sub>2</sub>O — tiek saukts par ģipsi. Ja to karsē līdz apm. 130°, tas zaudē 1½ molekulas ūdens, pārvēršas pulverī. To sauc par dedzināto jeb apmetuma ģipsi. Sajaukts ar ūdeni, tas pievieno zaudētās 1½ molekulas un sacietē. Ja ģipsis karsēts virs 200° — tas vairs nespēj pievienot ūdeni un sacietēt, to sauc par pārdedzinātu.

### § 30. Magnēzijs.

Mg; at. sv. 24,32, 2-vērtīgs.

Tīrs dabā nav sastopams. Latvijā — kā ogļskābā sāls minerālā dolomītā — MgCO<sub>3</sub> · CaCO<sub>3</sub> — Daugavas krastu klintīs.

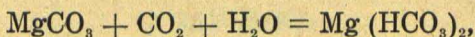
Magnēzijs — sudraba balts, spīdīgs, diezgan mīksts metāls. Mg pulveri maisītu ar kalija chlōrātu lieto fotografijā apgaismošanai (1,5 d. Mg + 2,5 d. KClO<sub>3</sub>).

Magnēzija sulfāts, MgSO<sub>4</sub>, tiek iegūts šķīdinot sērskābē ogļskābo magnēziju vai tā oksīdu. Kristalizējas ar

7 mol. ūdens —  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Lieto ārstniecībā kā «rūgto» jeb «angļu sāli». Arī ādinībā smadzināšanas līdzekļos.

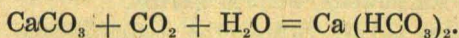
Magnēzija karbonāts un bikarbonāts.

$\text{MgCO}_3$  tīrā ūdenī nešķīst, bet  $\text{CO}_2$  klātbūtnē pāriet bikarbonātā



kas šķīst.

Līdzīgi šķīst arī kaļķakmens,  $\text{CO}_2$  klātbūtnē pārvēršdamies bikarbonātā



Ūdenī, kurā izšķīduši šie sāļi, ziepes neputo, to sauc par cietu.

Lietus ūdenī sāļu nav, tas ir mīksts — ziepes labi puto.

Cietuma pakāpi raksturo ar cietuma gradiem. Pie mums lieto tā sauktos «vācu» gradus. Viens grads ir 10 miligrami kalcija oksīda ( $\text{CaO}$ ) 1 litrā ūdens. Ja piem. litrā ūdens atrasti 80 mg.  $\text{CaO}$  — tas 8° ciets.

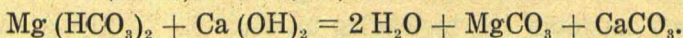
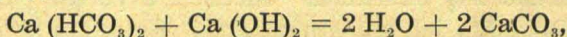
Ūdens ar cietumu līdz 8° skaitās mīksts,

„ „ „ 8°—16° skaitās vid. ciets,

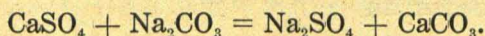
„ „ „ 16°—24° „ ciets,

„ „ „ virs 24° „ ļoti ciets.

Ciets ūdens rada katlos akmeni, nav lietojams mazgātavās u. t. t. Lai iegūtu mīkstumu, tas ķīmiski jātīra. To izdara pieliekot kaļķu pienu, kas izšķīdušos sāļus nogulsnē.



Ja ūdens satur ģipsi  $\text{CaSO}_4$ , pieliek vēl sodu



Tā tīrītu ūdeni filtrē un laiž apgrozībā.

### § 31. Barijs.

Ba; at. sv. 137,4, 2-vērtīgs.

Ievērojamākie Ba savienojumi.

Barija sulfāts  $\text{BaSO}_4$  — lieto kā lētu baltu krāsu un kā lētu un smagu vielu viltošanas nolūkos piejauc citām baltām minerālkrāsām, piem. svina baltumam. Lieto ādinībā kā smadzināšanas līdzekli.

### Barija chlōrids — $BaCl_2$ .

Lieto kā smadzināšanas līdzekli ādinībā. Kā reagentu  $SO_4$  jōnu atklāšanai.

### Barija nitrāts — $Ba(NO_3)_2$ .

Tā kā Ba sāļi liesmu nokrāso zaļu, tiek lietots pirotechnikā.

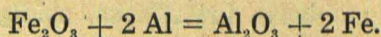
## § 32. Aluminijs.

Al; at. sv. 26,97; 3-vērt.

Tīrs dabā nav sastopams. Galvenā kārtā kā savienojums dažāda tipa mālos, piem., kaolīnā.

Aluminijs — balts metalls, viegli velmējams un izstiepams drātī. Kūst pie  $657^\circ$ .

Pie paaugstinātas temperatūras aluminijs atņem skābekli citu metallu oksīdiem.



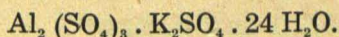
Reakcija noris ar lielu siltuma izdalīšanos, temperatūra paceļas apm. līdz  $3000^\circ$ . Šādus maisījumus sauc par termītiem, lieto, starp citu, karā aizdedzinošās aviācijas bumbās un šāviņos. Arī metallu metināšanā.

### Aluminijs oksīds $Al_2O_3$ .

Augšminētā ceļā rodas kā pulveris, ļoti ciets, tiek lietots metallu slīpēšanai.

Dabā sastopamais  $Al_2O_3$  ir kristallisks, no tā sastāv dārgakmeņi. Nelieli dažu elementu oksīdu piemaisījumi piedod attiecīgās nokrāsas: chrōma oksīds dod sarkanu — rubīns, titāna oksīds — zilu — safīrs, u. t. t.

Alūns jeb kalija — aluminijs sulfāts, kristalizējas ar 24 mol. ūdens.



Lieto tekstilrūpniecībā drēbju krāsošanai un ādinībā. Tā sauktais frizieru akmens ir alūns ar dezinficējošu līdzekļu piejaukumu.

### Aluminijs sulfāts $Al_2(SO_4)_3$ .

Bieži lieto alūna vietā. Ļoti daudz patērē papīrfabrikās rakstāmpapīra izgatavošanai kopā ar sveķu ziepēm. Tā izgatavoti papīri, rakstot nelaiž cauri tinti un tā neizplūst. Ar da-

žiem aluminiya sāļiem, piem. etiķskābo Al, piesūcinā audumus, lai tie nesaslapst un nelaiž cauri ūdeni.

### Aluminiya kausējumi.

Al ar 10—25% magnēziju piekausējumu tiek saukts par magnāliju. Aluminiya bronza satur 5—10% Al un 90—95% vara; ļoti cieta, ar zeltainu spīdumu. Duraluminijs satur ap 4% vara.

Lietojot aluminiya priekšmetus, jāņem vērā, ka tas šķīst sārmos, tādēļ tie jāsarģā no sārmiem, tā arī sārmos saturošām vielām, piem. ziepēm.

### § 33. Cinks.

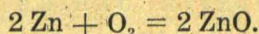
Zn; at. sv. 65,38, 2-vērtīgs.

Dabā tikai savienojumos: galmējs —  $ZnCO_3$ , cinka spīde — ZnS.

Cinks — zilgani-balts, kristallisks, spīdīgs un smags metalls. Pie 100—150° mīksts, velmējams un stiepjams drātī. Virs 200° atkal trausls, kūst pie 419°.

Cinka oksīds — ZnO.

Viegls, balts pulveris. Iegūst dedzinot cinka tvaikus sevišķās krāsnīs:



Lieto kā baltu eļļas krāsu zem cinka baltuma nosaukuma, galvenā kārtā dzīvokļu iekšpuses un iekārtas priekšmetu krāsošanai.

Cinka sulfīds — ZnS, maisījumā ar barija sulfātu —  $BaSO_4$  — dod balto krāsu litoponu.

### § 34. Dzīvsudrabs.

Hg; at. sv. 200,6, 1 un 2-vērtīgs.

Galvenā kārtā sastopams kā dzīvsudraba rūda — cinnobrs — HgS.

Dzīvsudrabs — vienīgais metalls, kas parastā temperatūrā šķidr. Sācietē pie — 39,5°, vārās pie 357°, manāmi izgaro jau pie parastās temperatūras. Tā tvaiki ļoti nāvīgi, kādēļ jābūt uzmanīgam.

Lieto termometros un barometros. Dzīvsudraba tvaiki vakuumā vada elektrisko strāvu un izstaro zilu gaismu, kuņā

daudz ultravioleto staru. Tādas no kvarca (tas laiž cauri ultraviolet. st.) gatavotas spuldzes lieto tā sauktās «kalnu saules» iegūšanai.

Dzīvsudrabā šķīst daudz metālu — šādus šķīdumus sauc par amalgamām. Alvas amalgamu agrāk lietoja spoguļu pagatavošanai.

Divvērtīgā dzīvsudraba chlōridu —  $\text{HgCl}_2$ , sauc par sublimātu. Tā šķīdumi ārkārtīgi indīgi. Lieto roku un instrumentu dezinficēšanai medicīnā.

### § 35. Alva.

Sn; at. sv. 118,7, 2 un 4 vērt.

Dabā kā alvas akmens —  $\text{SnO}_2$ .

Alva balts metāls ar rupji-kristallisku struktūru. Tās stieņus liecot, kristalli lūzt, caur ko ceļas sevišķis troksnis «alvas kliedziens». Kūst pie  $231,5^\circ$ .

Ja alvu atdzesē līdz  $-48^\circ$ , tā pārvēršas pelēkā, sairstošā vielā.

Alvas sulfids,  $\text{SnS}_2$ , tirgū pazīstams kā «kaķu zelts», tiek lietots lētu koka priekšmetu, piem. rotaļlietu apzeltīšanai.

Alvu lieto trauku gatavošanai un no citiem metāliem gat. trauku alvošanai.

Lodēšanai lieto kausējumu no alvas un svina šādās attiecībās 1 : 2, 1 : 1, 2 : 1.

Bronza ir vara un alvas kausējums, sastāvs svārstīgs. Zvanu bronza: 80—75 d. vara, 20—25 d. alvas.

Alvas, svina un antimona kausējums — tipografu metāls burtu liešanai.

### § 36. Svins.

Pb; at. sv. 207,2, 2 un 4-vērtīgs.

Dabā tīrā veidā nav sastopams. Ievērojamākā rūda — svina spīde  $\text{PbS}$ .

Ļoti mīksts metāls ar zilganu spīdumu. Kūst pie  $327^\circ$ . Sāls un sērskābē nešķīst, slāpekļskābē — strauji. Gaisa un ogļskābes klātbūtnē lēni šķīst ūdenī, radot svina bikarbonātu  $\text{Pb}(\text{HCO}_3)_2$ . Ja lieto svina ūdens vadus un traukus, ja ūdens bagāts ar  $\text{CO}_2$ , var notikt kroniska saindēšanās, jo svins stipri indīgs.



Lieto ķīmiskā, sevišķi sērskābes rūpniecībā trauku un cauruļu izgatavošanai, akumulātoru platēs un kausējumos ar citiem metāliem.

Ar skābekli svins rada vairākus oksidus. Piem.,  $PbO$  — svina oksids jeb glete — dzeltēns,  $Pb_3O_4$  — svina minijs — sarkans,  $PbO_2$  — svina dioksids — tumši brūns.

Svina karbonāts,  $PbCO_3$  — balts pulveris, ir svina baltuma galvenā sastāvdaļa. Svina baltums — piemērots vairāk ārējiem krāsojumiem, dzīvojamo telpu iekšienē, kur gādās nedaudz sērūdeņraža — paliek tumšs.

Svina chromāts —  $PbCrO_4$  — dzeltēna krāsa.

Kausējumu no 4—5 d. svina un 1 d. antimōna — mašīnu gultņos.

### § 37. Vaŗš.

Cu; 63,57, 1 un 2-vērtīgs.

Dabā tīrs sastopjams mazā mērā. Ievērojamākās vaŗa rūdas: sarkanā vaŗa rūda —  $Cu_2O$ , malachīts —  $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$  u. c.

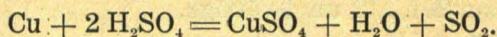
Iegūst reducējot apdedzinātas rūdas. Bez tam vēl rafinē elektrolītiskā ceļā. Tā iegūst ļoti tīru — 99,8%-tīgu materiālu.

Tīrs vaŗš — sarkans metāls ar lielu stiepes pretestību. Viens no labākiem el. strāvas vadītājiem. Kūst pie  $1083^\circ$ .

Mitrā gaisā savienojas ar skābekli un  $CO_2$ , dodams bazisko ogļskābo vaŗu,  $3 CuCO_3 \cdot 3 Cu(OH)_2 \cdot H_2O$  — zaļganā krāsā, ko sauc par patīnu. Redzama uz veciem pieminekļiem, tiek arī mākslīgi radīta.

Vaŗa sulfāts jeb vaŗa vitriols —  
 $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$ .

Iegūst šķīdinot vaŗa skaidiņas karstā koncentrētā sērskābē



Lieto galvāniskos elementos, kaitekļu apkaŗošanai u. c.

### Vaŗa kausējumi.

Misiņš — vaŗš ar 20 līdz 50% cinka.

Tombaks — vaŗš ar cinka piekausējumu zem 18%.

Bronza — vaŗš ar alvu.

Jaunsudrabs (alpaka) — ap 50% vaŗa, 25% niķeļa un 25% cinka.

### § 38. Sudrabs.

Ag; at. sv. 107,88, 1-vērtīgs.

Dabā sastopams arī tīrā veidā. No rūdām ievērojamākā ir sudraba spīde —  $\text{Ag}_2\text{S}$ .

Sudrabs — visbaltākais un spožākais metāls. Kūst pie  $960^\circ$ , atdziestot kristalizējas. Ļoti stiepīgs. No 1 grama var izstiept 2 kilometri gaŗu drāti. Vislabākais siltuma un elektrības vadītājs.

Tīrā veidā ļoti mīksts, lieto ķīmisku trauku izgatavošanai, apsudrabošanas darbiem. Cietuma pacelšanai piekausē vara — rotas lietu un naudas izgatavošanai (90% sudr., 10% vara).

Raudze (prove) rāda, cik gramu sudraba 1000 gramos kaušējuma. Latvijas likums prasa 875 grami.

Sērūdeņradis iedaras uz sudrabu un rada melnu sudraba sulfīdu — ar laiku sudraba priekšmeti top melni. Sudraba lietas oksidē (nomelno) iemērcot kalija sulfīda —  $\text{K}_2\text{S}$  šķīdumā.

Priekšmetus sudrabo amalgamēšanas vai elektrolītiskā ceļā. 1) Priekšmetu nosmērē ar amalgamu (sudraba šķīdums dzīvsudrabā) un silda velkmes skapī. (Hg tvaiki indīgi!) Biežāk pielieto elektrolītisko paņēmienu.

Sudraba nitrāts —  $\text{AgNO}_3$  — balta, kristalliska viela. Lieto fotografisku plašu un spoguļu izgatavošanai. Ārstniecībā — brūču, kāŗpu, čūsku kodumu u. t. t. piededzināšanai. Tiek saukts par elles akmeni.

#### Brōmsudrabs — AgBr.

Gaismā sadalās, uz ko dibinās fotografija.

Chlōrsudrabs —  $\text{AgCl}$  un jōdsudrabs —  $\text{AgJ}$  — arī gaismas jūtīgi, tikai mazākā mērā kā brōmsudrabs.

### § 39. Zelts.

Au; at. sv. 197,2, 1 un 2-vērt.

Dabā sastopams kā tīrradnis smiltīs vai kvarca iežos. Lielākais atrastais tīrradnis sver 32 kg.

Tīrs zelts gandrīz tikpat mīksts kā svins. Kūst pie  $1063^\circ$ . Ar skābekli nesavienojas.

60% no visa zelta izlieto naudas kalšanai. Lielā mīkstuma novēršanai piekausē ap 10% vara.

No zelta izgatavotiem priekšmetiem Latvijā noteikta raudze (prove) 585, kas nozīmē, ka 1000 gr kausējuma satur 585 gr zelta.

Zelta chlōridu —  $\text{AuCl}_3$  lieto krāsu fotografijā.

#### § 40. Chrōms.

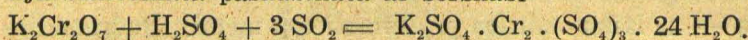
Cr; at. sv. 52,01; 2, 3, 6 un 7-vērt.

Dabā sastopams rūdu veidā, visbiežāk kā chrōma dzelznis —  $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ .

Chrōms — balts, spīdīgs, ciets metalls, kūst pie  $1520^\circ$ . Ar skābekli dod trīs oksīdus,  $\text{CrO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  un  $\text{CrO}_3$ .

#### Chrōma savienojumi.

Kalija — chrōma alūns,  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24 \text{H}_2\text{O}$ . Tumši-violeta kristalliska viela. Iegūst laižot sēra gāzi —  $\text{SO}_2$  kalija bichrōmātā paskābinātā ar sērskābi



Lieto ādminībā chrōmādu izstrādāšanā.

Kalija bichrōmāts —  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  — sarkani kristalli. Ļoti labs oksidētājs. Lieto ādminībā, galvanisko elementu izgatavošanai, ķīmiskā rūpniecībā.

Lieto vēl fototipijas plašu izgatavošanai (chrōmdruka).

Piekausējot chrōmu (apm. 6%) tēraudam, iegūst chrōma tēraudu, kas ļoti ciets, tiek lietots instrumentu, mašīnu daļu u. t. t. izgatavošanai.

#### § 41. Mangāns.

Mn; at. sv. 54,93.

Tīrā veidā dabā nav atrodams. Gaiši pelēks, spīdīgs, ciets un trausls metalls, kūst pie  $1250^\circ$ . Lieto kausējumos ar tēraudu. Dzelzceļu sliežu tērauds — satur 10—15% mangāna.

Kalija permanganāts —  $\text{KMnO}_4$ , violeta kristalliska viela. Ļoti labs oksidētājs, kādēļ tiek lietots kā dezinfekcijas līdzeklis.

Mangāna dioksīds —  $\text{MnO}_2$ , (brūnakmens), labs oksidētājs. Lieto sērskociņu galviņās, podu glazūrās u. c.

#### § 42. Dzelzs.

Fe; at. sv. 55,84.

Tīrā veidā dabā sastopama reti. Visbiežāk kā sērdzelzs —  $\text{FeS}_2$  (pirīts), brūnais dzelznis —  $2 \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$ , magnēta dzelzs rūda —  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

Dzelzi iegūst rūdu ar ogli karsējot sevišķos stāvceļos, — oksīdi reducējas. Tā iegūst ķetu — dzelzi ar apm. 5% oglekļa un apm. 5% citu piemaisījumu. Ķets kūst pie 1275°, ir trausls, nav kaļams vai metināms.

Kalēju dzelzs satur 0,04—0,4% oglekļa, ir mīksta, sīksta.

Tērauds satur 0,5—1,75% oglekļa un, pēc vajadzības, vēl citu metālu piekausējumus. Tas cietāks par dzelzi. Cietums atkarīgs no apstrādāšanas veida. Sakarsētu, lēni dzesējot, iegūst — mīkstu-atlaidinātu tēraudu, ātri dzesējot — cietu, trauslu, tā saukto rūdīto tēraudu.

Niķeļa tērauds — satur 1—5% Ni, ciets, sīksts.

Chrōma-niķeļa tērauds — 0,5—1% Cr un 3—6% Ni.

Chrōma-wolfrāma tērauds satur 0,2—0,7% W un 0,5—1% Cr.

Dzelzs oksīds —  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — sarkanbrūns pulveris — tiek lietots kā krāsa.

Dzelzs trichlōrīds —  $\text{FeCl}_3$ , lietots ārstniecībā kā asinis apturošs līdzeklis (dzelzs vate).

Dzelzs sulfāts —  $\text{FeSO}_4$  — saukts arī dzelzs vitriols, tiek lietots eļļas krāsu un tintes izgatavošanai.

### § 43. Niķelis.

Ni; at. sv. 58,69.

Dabā sastopams kā rūda.

Sudrabbalts, spīdīgs, kaļams un velmējams metāls, kūst pie 1455°. Gaisā nemainās, tādēļ to lieto citu metālu pārklāšanai (niķelēšanai). Bez tam vēl dažādos kausējumos, pie jaunsudraba.

Niķeļa sulfāts —  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

Lieto kopā ar amonija sulfātu, niķeļa amonija sulfāta —  $\text{NiSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  pagatavošanai, ko lieto galvaniskā niķelēšanā.

### § 44. Radijs.

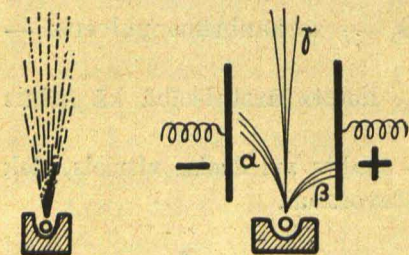
Ra; at. sv. 226.

Radijs dabā sastopams ļoti mazos daudzumos. Galvenā kārtā kā piemaisījums elementa urāna rūdā (oksīdā). No 10.000 kg rūdas iegūst apm. 1 gr radija.

Radijam piemīt īpašība izstarot no sevis bez jebkādas ierosmes no ārienes neredzamus, bet ļoti spēcīgus starus. Šo īpašību sauc par radioaktivitāti.

Zem radija izstarojumu iespaida notiek dažādas savādas ķīmiskas, fiziskas un fizioloģiskas parādības: piem., ūdens, ogļskābā gāze, ammōnjaks sadalās elementos, fotografiskā plate paliek melna pat tad, ja ietīta, vai atrodas aiz koka sienas u. t. t. Gaiss radija tuvumā sasilst, dažas vielas maina savu krāsu. Vārāmā sāls top dzeltēni-brūna, KCl — purpur-sarkans, dažas vielas sāk spīguļot. Cilvēka āda kļūst sarkana, rodas brūces; sīkbūtnes nobeidzas. Šo īpašību izmanto ādas slimību, sevišķi vēža ārstēšanā.

Radija stari nav viendabīgi. Starp elektromagnēta poliem tie sašķeļas 3 kūļos.



Negatīvam polam pievilktu staru kūlis ir elektropozitīvs — alfa stari;

pozitīvam polam ievilktais — elektronegatīvs — bēta stari.

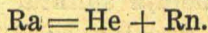
Neutrālo staru kūli, kas virzienu nemaina — sauc par gamma stariem.

Pētījumi rāda, ka pozitīvie alfa stari nav nekas cits, kā elementa hēlija atomi, kas zaudējuši savus elektronus.

Negatīvie bēta stari ir negatīvās elektrības vienību — elektronu kūlis.

Gamma stari līdzinās gaismas stariem, tikai to viļņu garums ārkārtīgi īss.

Tā tad radiju atoms sašķeļas un dod divus jaunus elementus — hēliju un radija emanāciju jeb radonu:



Zinātniekiem ir izdevies sašķelt arī citu elementu atomus. Visos gadījumos, kā sabrukšanas produkts, rodas hēlijs vai ūdeņradis. Domā, ka arī hēlija atoms sastāv no 4 ūdeņraža atomiem. Tādā gadījumā par visu vielu pirmvielu būtu jāuzskata ūdeņradis, kas sastāv no elektrona un protona (pozitīvā kodola) un visa materiālā pasaule būtu veidota no ūdeņraža protona un elektrona.

# Organiskā ķīmija.

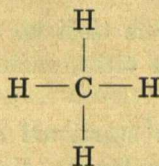
## § 1. Organisko savienojumu iedalījums.

Organisko ķīmiju vēl sauc par ogļūdeņražu ķīmiju. Šos savienojumus iedala divās lielās grupās: 1) savienojumos ar vaļēju virkni, 2) savienojumos ar noslēgtu virkni (cikliskos).

## I. Savienojumi ar vaļēju virkni.

### § 2. Piesātinātie ogļūdeņraži.

Šeit oglekļa atomi ir savienoti nenoslēgtā virknē. Pirmais savienojums satur tikai 1 oglekļa atomu. To sauc par metānu jeb purva gāzi. Tā formula ir  $\text{CH}_4$ . Četrvērtīgā oglekļa visas saites ir aizņemtas ar ūdeņraža atomiem — piesātinātas



Metāna ūdeņraža atomus varam aizvietņot ar citiem elementiem vai grupām.

$\text{CCl}_4$  — tetrachlōrogleklis, lieto tauku šķīdināšanai, ugunsdzēsamos aparātos.

$\text{CHCl}_3$  — chlōroforms.

$\text{CHJ}_3$  — jōdoforms.

$\text{CCl}_3\text{NO}_2$  — chlōrpikrins, ķīmiskā kaujas viela.

Nākošais savienojums satur 2 oglekļa atomus:  $\text{CH}_3 \cdot \text{CH}_3$ . To sauc etānu. Arī tas — gāzveidīga viela.

Savienojums ar 3 oglekļa atomiem propāns —  $\text{CH}_3 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{CH}_3$ .

Katrs nākošais atšķiras no iepriekšējā ar to, ka bagātāks par vienu  $\text{CH}_2$  grupu. Jo garāka aug virkne, jo smagāki savienojumi. Saturoši līdz 4 oglekļa atomus — pie par. temp. gāzveidīgi, saturoši 5—14 — šķidri, bet virs 14 — cietas vielas. Starp citu no šādu savienojumu maisījuma sastāv nafta.

Pēdējo pārtvaices ceļā sadala pie dažādām temperatūrām gaistošos produktos (frakcijās).

40°—150° — benzīns,

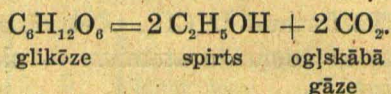
150°—300° — petroleja.

Pārpalikums — mazūts. No tā iegūst smēreļļas, vazelīnu un parafīnu.

### § 3. Spirti.

Ja ogļūdeņražiem, piem., metānam,  $\text{CH}_4$ , vienu ūdeņraža atomu aizvietojam ar OH grupu, tad dabūjam savienojumu  $\text{CH}_3\text{OH}$ , ko sauc par metila jeb koka spirtu. Iegūst pie sausās koku destilācijas — darvā. Indīgs. Lieto spirta denaturēšanai u. c. Grupā  $\text{CH}_3$  sauc par metilu.

Ja etānā  $\text{C}_2\text{H}_6$  — 1 atomu H atvietojam ar OH, dabūjam ētila ( $\text{C}_2\text{H}_5$  = ētils) jeb dzeramo spirtu. Iegūst raudzējot cukuru saturošus šķīdumus



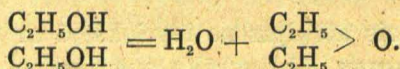
Parastī spirtu iegūst ne tieši no cukura, bet no stērķeles, ko ar sevišķu organisku vielu, enzīmu, palīdzību pārvērš cukurā.

Rūgšanas laikā rodas spirti arī ar lielāku oglekļa atomu skaitu, piem.,  $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$ , amilspirts, tiem nelaba garša un smaka, tie sastāda tā sauktu fūzeli, ko nodala pie jēlspirta destilācijas jeb rektifikācijas. Šiem spirtiem liela nozīme kā šķīdinātājiem laku un krāsu izgatavošanā.

Ir arī spirti, kas satur 2 vai 3 OH grupas. Tos sauc par div- resp. trīsvērtīgiem spirtiem. Piem., glicerīns būs arī 3-vērtīgs spirts.

### § 4. Ēteri un ēsteri.

Ja spirtu pārtvaicē sērskābes klātbūtnē, tas atdala ūdeni un dod viegli gaistošu ar patīkamu smaršu savienojumu — ēteri.



Vārās pie 35,6°. Tvaiki ar gaisu dod bīstamus sprādzienus. Lieto narkozei un kā šķīdinātāju laku un bezdūmu pulv. rūpniecībā.

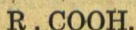
Spirti, neraugoties, ka tie satur OH grupu (neorganiskā ķīmijā — sārmi) — neutrāli savienojumi. Ar skābēm tie tomēr dod savienojumus — kurus sauc ēsterus. Tie pēc savas rašanās atgādina sāļus neorganiskā ķīmijā. Ēsteri dabā plaši izplatīti un tiem svarīga nozīme rūpniecībā.

Piem., amilspirta un etiķskābes savienojums — amilacetāts tiek plaši lietots nitrocellulozes šķīdināšanai laku fabrikācijā. Organisko skābju un glicerīna savienojumus sauc glicerīdus un tie ir tauku un eļļu galvenā sastāvdaļa.

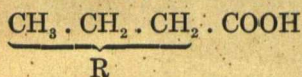
Glicerīns ar slāpekļa skābi dod ēsteri, kurus sauc nitroglicerīnu. Tas — indīgs šķidrums, no neliela satricinājuma eksplodē ar lielu spēku. Ar nitroglic. piesūcinātu pumiķi sauc dinamītu, bet maisījumu ar nitrocellulōzi — par sprāgstošo želatīnu.

### § 5. Skābes.

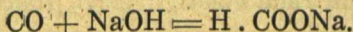
Organisko skābju vispārējā formula būtu šāda



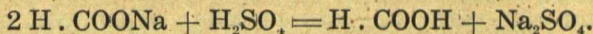
Tās satur COOH grupu, kura, līdzīgi neorganiskām skābēm, var savu ūdeņraža atomu apmainīt pret metālu, radot sāļus. Ar burtu R mēs dodam vispārīgu apzīmējumu veselai oglekļa un ūdeņraža atomu virknei. Piem. sviesta skābe:



Skudru skābe.  $\text{H} \cdot \text{COOH}$ . Sastopama skudru ķermenī. Technikā iegūst no tvana gāzes un nātrija hidroksīda:



No skudru skābā nātrija ar sērskābes palīdzību dabū  $\text{H} \cdot \text{COOH}$ :



Etiķskābe —  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Iegūst pie koku sausās destillācijas un oksidējot spirtu ar sevišķu baktēriju palīdzību.

Bezūdens etiķskābe paliek cieta, kristalliska masa, pie 16,7°. To sauc par ledus etiķskābi.

Etiķskābos sāļus sauc par acetātiem. Biežāk dzīvē lietoti: alumīnija acetāts jeb etiķskābais mālūdens —  $(\text{CH}_3\text{COO})_3\text{Al}$ , etiķskābais svins jeb svina cukurs —  $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ .



Sviestskābe —  $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—COOH}$ , šķidrums ar nepatīkamu veca sviesta smaku; vārās pie  $163^\circ$ . Atrodas sviestā savienota ar glicerīnu kā glicerids.

Palmitina un stearina skābes — arī glicerīdu veidā dzīvnieku un augu taukos. Pirmā kūst pie  $62^\circ$ , otrā — pie  $71^\circ$ .

Ja glicerīdus saturošus taukus un eļļas vārām ar sārmu — tie sašķeļas, pie kam iegūstam glicerīnu un tauku skābju savienojumu ar attiecīgu sārna metālu — ziepes. Piem., taukskābais nātrijs būs nātrija ziepes, iegūtas apziepējot taukus ar nātrija sārmu.

Bez tam dzīvnieku taukos savienojumā ar glicerīnu sastopama oleīnskābe. Kūst pie  $+6^\circ$ , pie parastās temperatūras šķidra. Tauki, kas satur vairāk stearin- un palmitīnskābes — cietāki (piem., aitu tauki, no kuņģiem mūsu senči lējuši sveces), bet kas satur vairāk oleīnskābes — šķidrāki (piem., cūku tauki).

Linu eļļā un citās augu eļļās (kaņepju, saules puķu) ir sastopama līnskābe, savienota ar glicerīnu (glicerīds). Tā vēl šķidrāka par oleīnskābi.

Cietās ziepes vāra ar no cietiem taukiem ar  $\text{NaOH}$ , mīkstās no šķidrām taukiem ar  $\text{KOH}$ . Galvenais izejmateriāls šķidro jeb zaļo ziepju izgatavošanai — linu eļļa.

## § 6. Eļļas.

Šķidros taukus sauc eļļas. Lielā daudzumā ir dažādās augu eļļas. Tās iedala žūstošās un nežūstošās. Žūstošās uzņem no gaisa skābekli un rada elastīgu plēvi. Raksturīgākā žūstošā eļļa — līneļļa. Iegūst no līnsēklām, tās spiežot sevišķās spiedēs. Gaisā oksidējot — līneļļa dod elastīgu masu līnoksīnu, kuņģi izlieto linoleuma izgatavošanai.

Ja linu eļļu vāra ar dažu metālu sāļiem vai oksīdiem (piem., mangāna vai svina oksīdiem) — tās skābekļa uzņemšanas jeb žūšanas spējas stipri pieņemas. Šādu līneļļu sauc pernicu. Sāļi vai oksīdi spēlē tikai skābekļa pārnēsēju resp. katalizatoru lomu.

## § 7. Ricinus eļļa

ir tipiska nežūstoša eļļa. Gaisā stāvēdama tā gadiem neizžūst. Iegūst no ricinus auga sēklām. Lieto kā mīkstinātāju

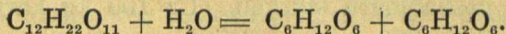
lakās un ādinībā. Ja ricinus eļļu apstrādā pie 35° ar konc. sērskābi — tā pieņem iesarkanu nokrāsu — rodas tā saucamā turku sarkanā eļļa. To plaši lieto kokvilnas audumu krāsošanā un ādinībā.

## Ogļhidrāti.

### § 8. Cukurvielas

parasti sauc par ogļūdeņiem jeb ogļhidrātiem. Sastāva ziņā tie ir it kā oglekļa un ūdens savienojumi, piem., augļu cukura formula ir  $C_6H_{12}O_6$ , t. i.,  $6C + 6H_2O$ , biešu cukura formula  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , t. i.,  $12C + 11H_2O$ .

Ja parasto cukuru vāra ar atšķaidītām skābēm, tā molekula pievieno 1 molekulu ūdens un sašķeļas, radīdama glikōzi jeb vīnogu cukuru un fruktōzi jeb augļu cukuru



Šo abu cukuru maisījumu sauc invertcukuru. Arī bišu medus satur galvenā kārtā glikōzi un fruktōzi.

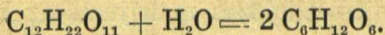
Glikōze tikai pus'tik salda, kā parastais cukurs. To iegūst no stērķeles, iedarbojoties ar atšķaidītām skābēm. Technikā izšķir 3 šķiras glikōzes: 1) sīrups — lieto galvenā kārtā uzturam, 2) cietais stērķeles cukurs — lieto daudz arī ādinībā kā smadzināšanas līdzekli un 3) kristalliskā glikōze — uzturam.

### § 9. Rūģšana.

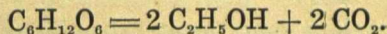
Rūģšanu izsauc sevišķi mikroorganismi — rauga sēnītes jeb baktērijas.

Parastais cukurs nerūģst, tas vispirms jāpārvērš glikōzē. To panāk ar sevišķu vielu — fermentu palīdzību, kuŗas attīsta raugs.

Tādā kārtā viena molekula parastā cukura piesaista vienu molekulu ūdens un dod divas molekulas glikōzes:



Pēdējā rūģstot sašķeļas spirtā un ogļskābā gāzē:



Spirtu parasti iegūst no stērķeles (izejvielas — kartupeļi, rudzi u. c.), to ar sevišķa fermenta — diastāzes palīdzību pārvēršot cukurā. Aplūkoto procesu sauc spirtrūģšanu.

Rūgšanas procesi var būt ļoti dažādi — to produkti daudzas citas vielas: pienskābe, citronskābe, etiķskābe u. c.

Pienam rūgstot, piencukurs pārvēršas par pienskābi. Raudzētā «skābā» maize arī satur pienskābi. Ar sevišķu baktēriju palīdzību raudzējot cukura šķīdumu, iegūst glicerīnu.

### § 10. Stērķele un dekstrīns.

Stērķele atrodas augos, piem., kartupeļos, kviešos u. t. t. ļoti sīku graudiņu veidā. Tās formula  $(C_6H_{10}O_5)_x$ ; cik liels  $x$  — nav zināms.

Dekstrīns — stērķeles skaldproduktu maisījums. Reducē Fehling'a šķīdumu. Ar jōda šķīdumu jōdkalijā dod zilu līdz sarkanu nokrāsu.

Iegūst: 1) karsējot sausu stērķeli līdz  $200^\circ$ , 2) karsējot ar  $HNO_3$  vai  $HCl$  paskābinātu stērķeli. Uz 100 kg kartupeļu miltu ņem 20%  $H_2O$  un 200 g konc. skābes.

### § 11. Cellulōza.

Cellulōza — augu šūniņu sieniņu galvenā sastāvdaļa. Iegūst no kokvilnas, koķa, salmiem u. c. Izlieto papīra rūpniecībā, mākslīgā zīda un nitrocellulōzas izgatavošanai.

Cellulōza šķīst tā sauktā šveicera reaktīvā  $[Cu(OH)_2]$  šķīdums ammōnjakā].

Koncentrēta  $H_2SO_4$  to pārvērš dekstrīnam līdzīgā vielā — uz ko dibinās pergamenta izgatavošana.

Cellulōzas sastāvs līdzīgs stērķelei, tikai molekulas lielums citāds. Formula  $(C_6H_{10}O_5)_y$ .

Iedarbojoties ar slāpekļskābes un sērskābes maisījumu — iegūst nitrocellulōzu. Pēdējo izlieto bezdūmu pulvera, laku un mākslīgā zīda izgatavošanai. Šķīst acetonā, spirta un ētera maisījumā, amilacetātā.

Tā saucamās nitrolakas ir nitrocellulōzas šķīdumi.

Celluloids ir nitrocellulōzas maisījums ar kamparu.

### § 12. Olbaltumvielas.

Par olbaltumvielām sauc organiskos slāpekli saturošus savienojumus. Tie ļoti izplatīti dabā, kā augu, tā dzīvnieku valstī, bez tiem nav iespējama dzīvības pastāvēšana. Šāda veida savienojumu liels skaits, tie samērā maz vēl izpētīti.

Olbaltumvielas jeb proteīni sastāv pa lielākai daļai no 5 elementiem, un to saturs atsevišķos savienojumos svārstās diezgan šaurās robežās.

Ogleklis	— 50 —55 %
Ūdeņradis	— 6,5— 7,3%
Slāpekļis	— 15 —17,6%
Skābeklis	— 19 —24 %
Sērs	— 0,3— 2,4%

Daudzi savienojumi satur arī fosforu un dzelzi. Olbaltumvielas pa lielākai daļai šķīst ūdenī. Dažas šķīst arī skābēs, bet visas — sārmos. Izšķīdušās olbaltumvielas karstumā sarec jeb koagulējas, t. i. pārvēršas nešķīstošā masā (piem., ola vārot). Tas pats notiek iedarbojoties alkoholam, ēterim, dažiem sāļiem un fermentiem.

Olbaltumvielu molekulas ļoti lielas, bieži satur vairākus simtus dažādu elementu atomu. Piem., vistas olas olbaltumvielai varētu būt apmēram šāda formula:  $C_{204}H_{322}N_{52}O_{60}S_2$ . Olbaltumvielu šķīdumiem piemīt tā sauktā koloīdalā daba, t. i. tie nespēj caursūkties, difundēt organiskām plēvēm, arī zarnu sienīnām. Vēdera sulas fermenti, piem., pepsins, tās sašķel sastāvdaļās — aminoskābēs. Pēdējās iesūcas organismā un tiek izlietotas jaunu olbaltumvielu sintezei. Šī parādība veda uz domām mēģināt šīs komplicētās vielas sintezēt no vienkāršākām, un šai virzienā ir gūti labi panākumi.

No daudzām olbaltumvielām būtu minamas šādas:

**Ker at īns** (raga viela) — ir matu, nagu, ragu, spalvu un epidermas galvenā sastāvdaļa.

Satur sevišķi daudz sēra.

**Kazeīns** — nešķīst ūdenī, tikai sārmos un stiprās skābēs. Šķīdumi karstumā nesarec. Pienā saistīts ar kalciju. Pielejot skābi — kalcijs tiek saistīts un atbrīvotais kazeīns nogulsņējas. To nogulsnē arī ferments, kurš atrodas teju kuņģī, un ko izmanto siera ražošanā.

Ar sārmvielām apstrādātu kazeīnu lieto kā aukstlīmi. Apstrādājot kazeīnu ar formaldehīdu, iegūst cietu masu — galalītu, kuŗu izlieto pogu, ķemmu, roktuŗu u. c. sīku priekšmetu izgatavošanai.

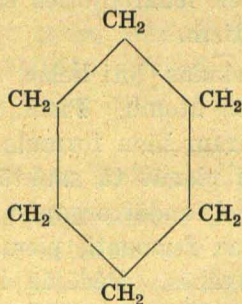
Līme un želatīns arī ir olbaltumvielas. Iegūst no kauliem, cīpslām un ādas atkritumiem.

## II. Savienojumi ar noslēgtu virkni (cikliskie savienojumi).

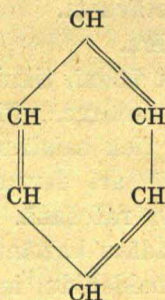
### § 13. Ievads.

Šie savienojumi neveido valēju oglekļa atomu virkni, bet noslēgtu gredzenu. Savienojumus, kam gredzenā tikai oglekļa atomi — sauc karbocikliskus, bet kam arī kādu citu elementu atomi — heterocikliskus.

Visnozīmīgākie ir karbocikliskie savienojumi, un it sevišķi saturoši gredzenā 6 oglekļa atomus. —  $\text{CH}_2$  — sauc metilena grupu. Gredzenu no 6 metilena grupām

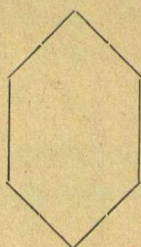


sauc heksametilenu. Ja no katras metilena grupas atņemsim vienu ūdeņraža atomu — dabūjam jaunu ļoti svarīgu savienojumu — benzolu  $\text{C}_6\text{H}_6$ :

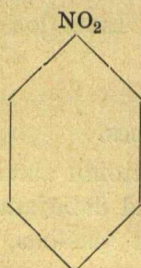


Ar ūdeņraža atņemšanu radušās brīvās saites oglekļa atomi kompensējuši, izveidojot savā starpā trijās vietās divkārtu saiti.

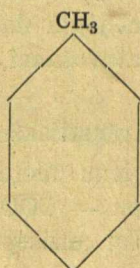
Ļoti bieži benzola gredzenu atzīmē tikai ar sešstūri



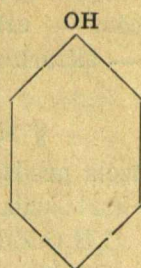
Ja kādu ūdeņraža atomu aizvieto ar citu kādu atomu vai grupu, tad to atzīmē šādi:



nitrobenzols



toluols



fenols (Karbolskābe)

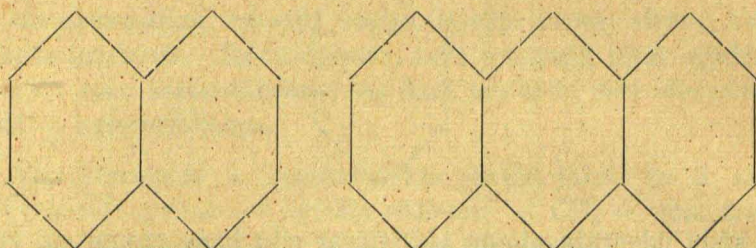
Benzols atrodas akmeņogļu darvā, deggāzē (ja nav at-tīrīta). Var sintezēt to arī no acetilēna:  $3\text{C}_2\text{H}_2 = \text{C}_6\text{H}_6$ . Tas — aromatisks šķidrums, vārās pie  $80,4^\circ$ , sastingst pie  $+5,4^\circ$ . Ūdenī nešķīst, bet gan spirtā.

Toluols arī sastopams akmeņogļu darvā. To apstrā-dājot ar slāpekļ- un sērskābes maisījumu, iegūst trinitrotoluolu jeb trotilu, kam ļoti svarīga nozīme municijas fabrikācijā kā drošai sprāgstvielai.

Fenols  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$  (saukts arī karbolskābe) arī sastopams akmeņogļu darvā. Tīrā veidā — bezkrāsaina kristalliska masa. Kūst pie  $39,6^\circ$ . Nedaudz šķīst ūdenī — šādu šķīdumu senāk lietoja dezinfekcijai. Apstrādājot fenolu ar slāpekļ- un sēr-skābes maisījumu, iegūst dzeltēnu masu — pikrīnskābi, kuŗu lieto kā sprāgstvielu, bet tā tomēr nedroša, jo dod ar dažiem metalliem, piem., svīnu, kalciju u. c., bīstamus savienojumus.

### § 14. Naftalīns un antracēns.

Naftalīns sastāv no 2, antracēns no 3 šādi savienotiem benzola gredzeniem:



Naftalīns — arī akmeņogļu darvā. Kristalizējas spīdīgās plāksnītēs. Šķīst spirtā, ēterī, benzīnā, ūdenī nešķīst.

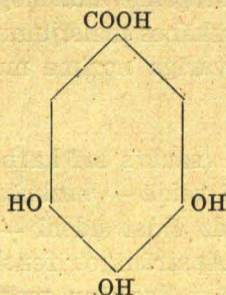
Antracēns — arī akmeņogļu darvā. Lieto ļoti svarīgās krāsvielās — alizarīna izgatavošanai.

### § 15. Aromatiskās skābes.

Ja benzola gredzenā vienu ūdeņraža atomu aizvietojam ar skābes jeb karboksila grupu — COOH, tad dabūjam benzoskābi —  $C_6H_5COOH$ . Tai antiseptiskas īpašības, lieto konservēšanas nolūkiem.

Salicīlskābe bez karboksila grupas satur arī vienu OH grupu:  $C_6H_4OHCOOH$ . To un tās natrija sāli lieto konservēšanas nolūkiem un arī medicīnā pret drudzi, reumatismu u. t. t. No tās gatavo arī aspirīnu.

Gallusskābe atrodama tintes riekstos, kafijas pupiņās, tējā, ozola, alkšņa, vītola u. c. mizās. Tā satur 3 OH grupas:

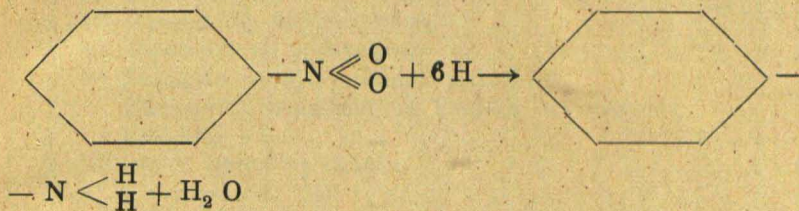


Ar  $FeCl_3$  dod melnas nogulsnes. Lieto tintes rūpniecībā. Gallusskābe ir daudzu gērskābju, piem., tannīna pamatviela.

Tannīnu iegūst no tintes riekstiem. Tas — balts vai iedzeltēns pulveris, labi šķīst ūdenī. Ar tannīnu piesūcinātas ādas nepūst; uz to pamatojas ādu miecēšana (ģērēšana): miecskābe saistās ar olbaltumvielām, dodama ūdenī nešķīstošu savienojumu.

### § 16. Anilīns $C_6H_5NH_2$ .

Iegūst atņemot nitrobenzola skābekli:



Bezkrāsains indīgs šķidrums. Ļoti svarīga izejviela tā saukto anilīna krāsu izgatavošanai.





# Saturs.

	Lpp.
<b>Neorganiskā ķīmija</b> . . . . .	3
§ 1. Molekulas un atomi . . . . .	3
§ 2. Vielas uzbūve . . . . .	4
§ 3. Elementi un saliktas vielas . . . . .	4
§ 4. Atomsvars un molekulsvars . . . . .	5
§ 5. Svarīgāko ķīmijas elementu tabula . . . . .	6
§ 6. Mēchaniskie maisījumi un ķīmiskie savienojumi . . . . .	6
§ 7. Skābeklis . . . . .	7
§ 8. Oksidi. Sārmi un skābes . . . . .	8
§ 9. Neutrālizācija. Sāļi . . . . .	9
§ 10. Ķīmiskā tieksme . . . . .	10
§ 11. Elementu vērtība jeb valence . . . . .	10
§ 12. Elementu ķīmiskie ekvivalenti . . . . .	11
§ 13. Ūdeņradis . . . . .	11
§ 14. Chlōrs . . . . .	12
§ 15. Chlōrūdeņradis — HCl . . . . .	13
§ 16. Chlōrapskābe un chlōrskābe, HClO un HClO <sub>3</sub> . . . . .	13
§ 17. Brōms . . . . .	14
§ 18. Jōds . . . . .	14
§ 19. Fluors . . . . .	14
§ 20. Sērs . . . . .	15
§ 21. Slāpeklis . . . . .	17
§ 22. Fosfors . . . . .	19
§ 23. Arsēns . . . . .	20
§ 24. Antimons . . . . .	20
§ 25. Ogleklis . . . . .	21
§ 26. Silicijs . . . . .	23
<b>Metalli</b> . . . . .	24—35
§ 27. Natrijs . . . . .	24
§ 28. Kalijs . . . . .	26
§ 29. Kalcijs . . . . .	26
§ 30. Magnēzijs . . . . .	27
§ 31. Barijs . . . . .	28
§ 32. Aluminijs . . . . .	29
§ 33. Cinks . . . . .	30
§ 34. Dzīvsudrabs . . . . .	30
§ 35. Alva . . . . .	31
§ 36. Svins . . . . .	31

	Lpp.
§ 37. Varš . . . . .	32
§ 38. Sudrabs . . . . .	33
§ 39. Zelts . . . . .	33
§ 40. Chrōms . . . . .	34
§ 41. Mangāns . . . . .	34
§ 42. Dzelzs . . . . .	34
§ 43. Niķelis . . . . .	35
§ 44. Radijs . . . . .	35
<b>Organiskā ķīmija . . . . .</b>	<b>37</b>
§ 1. Organisko savienojumu iedalījums . . . . .	37
<b>I. Savienojumi ar valēju virkni . . . . .</b>	<b>37</b>
§ 2. Piesātinātie ogļūdeņraži . . . . .	37
§ 3. Spirti . . . . .	38
§ 4. Ēteri un ēsteri . . . . .	38
§ 5. Skābes . . . . .	39
§ 6. Eļļas . . . . .	40
§ 7. Ricīnus eļļa . . . . .	40
§ 8. Cukurvielas . . . . .	41
§ 9. Rūgšana . . . . .	41
§ 10. Stērķele un dekstrīns . . . . .	42
§ 11. Cellulōza . . . . .	42
§ 12. Olbaltumvielas . . . . .	42
<b>II. Savienojumi ar noslēgtu virkni (cikliskie sa- vienojumi) . . . . .</b>	<b>44</b>
§ 13. Ievads . . . . .	44
§ 14. Naftalīns un antracēns . . . . .	46
§ 15. Arōmatiskās skābes . . . . .	46
§ 16. Anilīns $C_6H_5NH_2$ . . . . .	47

