

LATVIJAS
UNIVERSITĀTES STUD.
PAD. GRĀMATNICAS
IZDEVUMS

Prof. M. GENTNERSZWER'S un asist. J. KRUSTIŅSONS

NEORGANISKĀS ĶĪMIJAS KURSS

I. SĒJUMS

Vispārigā daļa.

RIGĀ, 1922. g.



:: :: KRĀJUMĀ :: ::
UNIVERSITĀTES STUDENTU
PADOMES GRĀMATNICĀ.



M. Centnerszwer's un J. Krustiņšons

Ķīmijas profesors

Neorganiskās ķīmijas asistents

Latvijas Universitatē

Neorganiskās ķīmijas kurss

I. SĒJUMS

Vispārīgā daļa

Rigā, 1922. g.

Latv. Univ. Stud. Pad. Māc. Lidz. Apg. komisijas apgādībā

Krājumā Universitātes Stud. Padomes Grāmatnīcā.

Aptā un Gureviča spiestuve, Rīgā, Parka ielā 1-a. Tālrunis 26-68.

IEVADS.

Ķīmija arvienu vairak un vairak no aprakstītajas zinātnes pārvēršas dibinātā uz prāta slēdzieniem. Tapēc ķīmiju studenti nenozīmē viņu atmiņai, bet gan saprast. Viss, kas garos gadu simteņos nenogurstošu zinātnieku-ķīmiķu pētījumos sasniegts, atrodams literatūrā: attiecīgos žurnālos un plašās, labi sastādītās rokas grāmatās. Šīs rokas grāmatas dod ķīmijas studentiem iespēju, neapgrūtināt atmiņu ar pārmērīgu balastu, un katram jautājumam atsevišķos gadījumos atrast pilnīgu un noteiktu atbildi, saskaņā ar pašreizējo zinātnes stāvokli.

Lai vajadzīgo atbildi atrastu, tad tomēr jāprot šo rokas grāmatu valoda; jāprot „lasīt“ viņā un viņu saprast. Kā jebkuru grāmatu lasot jāprot abece un tās valoda, kurā šī grāmata sarakstīta, tā arī ķīmijas sacerejumu lasīšanai jāzin ķīmijas abece un valoda. Savas attīstības laikā šī zinātne izstrādājusi savu īpatnēju abecī un „valodu“: ķīmijā lieto sevišķus, dziļu jēdzienu simbolus un formulas; viņā daudz likumu, kurus nezinot nav iespējams saprast pārrunājamās parādības. Šo lekciju mērķis tad arī — iepazīstināt klausītājus ar vispāriem likumiem, pēc kuriem rodas ķīmiski savienojumi, un norisinās viņu savstarpējā iedarbošanās. Visi atsevišķie, šīs lekcijās minētie fakti tiek pievesti kā „piemēri“ ilustrēt un paskaidrot vispāriem likumiem. Šos piemērus izvēloties, pirmā kārtā ievēroti tie gadījumi, kurus visvairāk izlieto technikā, un šī iemesla dēļ arī visplašāki apgaismoti no teoretiskā viedokļa.

Minētos mērķus un uzdevumus iegaumejot, viss kurss ir iedalīts divās daļās: vispārīgā un speciālā. Vispārīgā daļa klausītājus iepazīstina ar četriem tipiskiem elementiem: skābekli, ūdeņradi, slāpekli un oglekli, kā arī ar viņu savstarpējiem savienojumiem. Pie katra no šiem elementiem izcelti tie vispārīgie likumi, kurus šie elementi un viņu savienojumi, kā arī pēdējo savstarpējās attiecības visspilgtāk izteic. Halogēnu apskats ar viņiem sekojošiem elementu sistematikas pamatiem, kuri atraduši tik skaidru izteiksmi ģenialajā periodiskajā sistēmā, sastāda pāreju uz otro daļu, kas veltīta kopeju tipu un atsevišķu periodiskās sistēmas grupu savienojumu īpašību iztirzāšanai, un kurai, kā paredzams, neorganisko savienojumu sistēmā lemts vēl ilgi ieņemt vadošo lomu.

Kā rokas grāmatas ieteicami šādi darbi, kas nedrīkst iztrūkt nevienā laboratorijā:

A b e g g, R. Handbuch der anorganischen Chemie, pagaidam iznākuši 4 sējumi, Leipzigā 1905. g.

D a m m e r, O. Handbuch der anorgan. Chemie, 4 sējumi un papildinājums, 1892—1902. g.

G m e l i n - K r a u t. Handbuch der anorg. Chemie, 7. izdevums, C. Friedheim'a un F. Peters'a vadībā, 11. sējumi (1905—1916).

M o i s s a n. Traité de chimie minérale avec la collaboration de Aloy, Ascoli, Colson, Engel et d'autres 5 vols, Paris 1904.

М е н д е л ъ в ъ. Основы химии, 8. izdevums, Petrogradā, 1908.

U l l m a n n, Fr. Encyclopädie der techn. Chemie, iznākuši 10 sējumi, Berlinē un Vīnē 1914—1922).

W u r t z, A. Dictionnaire de chimie pure et appliquée. Parizē, 1870—1891.

C h e m i s c h e s C e n t r a l b l a t t. Repertorium für reine, pharmaceutische, physiologische und technische Chemie; sākot no 1930. g. izdoti 92. sējumi. Leipziga-Berline. Izdevusi Deutsche Chemische Gesellschaft.

J o u r n a l o f t h e c h e m i c a l S o c i e t y o f L o n d o n. Abstracts, sākot no 1843. g. iznākuši 120 sējumi, Londona.

Журналъ Русскаго физико-химическаго Общества, no 1869. g. 50 sējumi, Petrogradā.

L a n d o l t - B ö r n s t e i n. Physikalisch-chemische Tabellen, 4. izdevums, R. Börnstein'a un W. A. Roth'a vadībā, Berlinē, 1912. g.

I. Vispārigā daļa.

Pirmā lekcija.

Ķīmijas mērķi un metodes viņu vēsturiskā attīstībā.

Ķīmijas nozīme kultūras vēsturē. — Ramseja uzskati. — Koppa uzskati. — Ķīmijas iesākums. — Metalurģija — ķīmijas māte. — Ķīmija — Eģiptes zinātne. — Grieķu filozofi. — Aristotels. — Aristoteļa elementi. — Filozofu akmens. — Alķīmijas izcelšanās. — Arabiešu alķīmīķi. — Gebers. — Alķīmīķu personības raksturojums. — Alķīmīķu vājašana. — Alķīmīķu māņi. — Alķīmijas pozitīvie rezultāti. — Vielu attīrīšana ķīmiskā ceļā. — Pārvaice — Šublīma ciņa — Nogulsnešana. — Filtrešana. — Kristalizācija. — Jaunu vielu atrašana. — Alķīmīķu elementi. — Jatrokīmīķi. — Paracelsus. — Van-Helmonts. — Jauns „elementu“ definējums. — Gažu atrašana.

Ķīmija-patī vecākā zinātne. Uguns atrašana un izlietošana, ar ko apzīmē pirmo kultūras sākumu un kurš attiecinams uz visvecāko cilvēces pastāvēšanas laikmetu, apzīmē arī ķīmijas sākumu. Tālākā ķīmijas attīstība cieši saistīta ar civilizācijas evolūcijas vēsturi. Ķīmijas vēsturi mācīdamies, mēs varam novērot, ka katrs ķīmijā uz priekšu sperts solis rada kultūras progresu, bet katra viņas pamata jautājumos pielāgātā kļūda un maldīšanās, liek progresam apstāties, vaj novirzīties no cilvēka kultūras attīstības taisnā ceļa.

Ķīmijas nozīme kultūras vēsturē.

Ne tikai dabaszinātnisku uzskatu un prātniecisku sistemu vēsture, ne tik vien tautu rūpnieciskā un ekonomiskā dzīve, betrari politiskā vēsture, karu rezultāti, vienas tautas valdīšana pār otru stāv ciešā sakarā ar ķīmijas panākumiem zināmā laikmetā un vietā.

Viens no visievērojamākajiem pagājušā gadu simteņa ķīmīķiem-eksperimentatoriem, Viljams Ramsejs (Ramsay) savā grāmatā „Ķīmijas pagātne un nākotne“ izsaka pārliecību „ka ta zeme un ta tauta, kura aizies priekšā citām zemēm un citām tautām ķīmijas laukā, aizies tām priekšā arī bagātības un labklājības ziņā“.

Ramseja uzskati.

Kā ķīmija ieguvusi tādu iespaidu? Hermans Koppss, viens no ķīmijas vēstures dibinātājiem, raksturo viņas ciņas gaitu šādiem vārdiem:

„Nebūs daudz tādu zinātņu, kurām no savas dzimšanas līdz mūsu laikiem nācies pārvaret tik daudz šķēršļu viņu attīstības ceļā. Nedaudz būs arī tādu zinātņu, kas pārcietušas tādas svārstīšanās starp pretejiem ekstremiem, kā ķīmija. Tē viņa vispār nonicināta nodarbošanās, tē atkal visiecienītākā zinātne. Tē viņā neatrod nekādas zinātniskas vērtības, un petiesības mīļotāji redz tani tikai neizskaitamu kļūdu avotu, to izsmej un vajā ar visu likumā pa-

Koppa uzskati.

redzeto bardzību; kam spēks un vara, tie soda viņas piekritejus tos izraidot, bet baznīca draud ar lāstiem. Te atkal redzam, ka ķīmijas, kā dievības priekšā, noliecas visas šķiras un gaida no tās bagātību un patiesību. Jā bījuši laiki, kad ķīmiskās manipulācijas turetas stingrā noslēpumā, un arī laiki, kad tās bauda labvēlību un protekciju.

„Viņas iespaids un izlietošana stipri svārstas. Reizēm tā atrodas māņticības varā un kalpo pēdējās kultīvešanai, te atkal to izlieto kā varenako ieroci pret māņticību. Reizēm to izlieto misticisma un bezprātīgas teosofijas pabalstīšanai, reizēm atkal tā parādas kā krasakā materialisma stūra akmens. Ar ķīmiju nodarbojās vaj nu aiz mantkārības, vaj aiz tīras zinību tieksmes. Gan farmacija to cenšas izmantot, gan naudas spekulacija. No viņas gaida zelta kalnus, cenšas ar to pacelt rūpniecību un tautas bagātību, no viņas, beidzot, prasa neiespējamo - mākslīgi radīt dziņas būtnes un izveidot stādus no pelniem. Bet brīžiem to atkal ignorē tādos gadījumos, kur patiešām tā varetu dot līdzekļus sasniegt vēlamo mērķi un atnest realu labumu.

Ķīmijas
iesākums.

Pirmais ķīmiskais atradums — uguns un degšanas novērojums, bez šaubām, pieder visvecākajam cilvēces laikmetam, kuru mēs tikai ļoti neskaidri stādāmies priekšā. Nav arī šaubu, ka pēc šī, tik svarīga atraduma, kas deva cilvēkam iespēju paglābties no aukstuma, pagāja daudzi gadu simteņi, kamēr cilvēks mēģināja iegūt pirmās viselementarākās zinašanas ķīmijā. Šie mēģinājumi radas dabiski, jo cilvēks centas atrast jaunus materiālus pirmatnejo instrumentu, ieroču un arī krāšņuma lietu izgatavošanai. Sākumā pirmatnes cilvēks šim vajadzībam izlietoja vienīgi to materiālu, ko daba tam sniedza gatavu, t. i. akmeni (cilvēces kultūras akmeņa periods). Nākošā laikmetā tas sāka lietot metālus, — dzelzi un bronzu jeb vaļa un alvas kausējumu. Tā cēlās dzelzs un bronzas laikmetu nosaukumi.

Metalurģija—ķīmijas
māte.

Ļoti retos gadījumos metāli atrodami dabā „gatavā“, bet visbiežāk mēs tos sastopam „rudu“ veidā, t. i. kā savienojumus, no kuriem metālus var „izstrādat“. Tapēc arī pirmā nozare ķīmijā viņas sākumā bij—metalurģija.

Protams, ka tajos laikos ķīmija vēl nepastāveja kā zinātne, bet tikai kā a r o d s, kura noslēpumi tradīciju ceļā pārgāja no paaudzes paaudzē. Daudzu gadu simteņu laikā eksperimenti šās praktiskās zinības papildināja un paplašināja.

Ķīmija—
Ēģiptes
zinātne.

Ķīmijas empiriskais un gadījiena raksturs pastāveja, kamēr parādījās pirmie atsevišķu faktū sa grupešana s un sistematīzešanas mēģinājumi. Cik no archeoloģijas jaunakiem pētījumiem zināms, tādi mēģinājumi vispirms parādījušies Ēģiptē. Arī pats nosaukums „ķīmija“ ir cēlies tur un nozīmē: „Ēģiptes zinātne“.

No Eģiptes piramidem uz mums noraugas gadu tūkstoši un stāsta šīs zemes pagātnes stāstu. Un sevišķi slavenās Cheopsa piramides pētījumi pierāda, ka zinātne šajā zemē stāvējusi uz diezgan augstas pakāpes. Ar ķīmiju nodarbojās tikai viena šķira—priesteri, kuri aiz politiskiem aprēķiniem tureja visas savas zinības lielā noslēpumā.

No turienes priesteru gudribas nokļuva Vakareiropā, Grieķijā. Šeit valdija demokratisma principi, un Grieķijas zinību viri netureja gaismas sveci „zem pūra“, bet savas zinības mācīja saviem skolniekiem. Tie sacereja zinātniskus rakstus, kas uzglabājušies līdz pat mūsu laikiem. Vispilnīgāki grieķu zinātne atspoguļojās pazīstamā filozofa Aristoteļa (384—332 g. pirms Kr.) sacerejumos. Aristotels bij sevišķi vispusīgs un pārzināja visas tā laika zinātnes.

Grieķu
filozofi
Aristotels.

Viņa rakstos atrodas viss, kas minētā laikmetā dabas zinātnē bij panākts. Tik ģeniāls cilvēks ilgi vairs neparādījās un nevarēja rasties, jo zinātne palika tik plaša, ka vienam cilvēkam nebija iespējams aptvērt visas viņas nozares. Tā radās milzīga Aristoteļa autoritāte un akla ticība viņa rakstiem, kura pastāvēja līdz viduslaiku beigām un ļoti traucēja dabas zinātņu turpmāko attīstību.

Aristoteļa filozofija mūs interesē tikai, cik tāni runā par elementiem. Jziedams no pareizā uzskata, ka viss, ko par dabā sastopamām vielām zinām, ir šo vielu īpašības, kas darbojas uz mūsu jūtu orgāniem, Aristotels apzīmeja kā elementus šādas vielu īpašības:

Aristoteļa
elementi.

siltumu, aukstumu, sausumu, slapjumu.

Visas vielas iegūstamas minētiem „elementiem“ savienojoties dažādās proporcijās. Piemēram:

siltums + sausums = uguns,

siltums + slapjums = gaiss,

aukstums + sausums = zeme,

aukstums + slapjums = ūdens.

Ja ūdenim, kas sastāv no aukstuma un slapjuma, pievieno siltumu, lai pēdeja būtu pārsvarā, tad rodas: siltums + slapjums, t. i. gaiss. Un tiešām, ūdeni karsejot rodas tvaiks, kuru tolaik neizšķīra no gaisa. Lai dabas parādības pilnīgi izskaidrotu, šiem četriem elementiem Aristotels pievienoja vēl piekto (quinta essentia), visa garīgā un vieglā simbolu. Šis piektais elements, no kura cēlies nosaukums „kvintesence“, izpildīja svarīgu lomu viduslaikmeta alķīmiķu pētījumos.

Aristoteļa mācība par elementiem jauzskata kā pirmais vielu analīzes mēģinājums. Šī mācība, tomēr, maz ko noskaidroja, jo tāni atradas daudz pretrunu nu nesaskaņu. Bet tas nebūt nema-

zināja viņas autoritati: pēc toreizejiem uzskatiem nevis cilveka domai jaturas pie faktiem, bet gluži otrādi, dabai japieties cilveka domai. Nav tomēr jašauba, ka Aristoteļa mācība ir tā sēkla, no kuras izauguši tie lielie darbi, kuru priekšā mēs šimbrīžam stāvam kā izbrīnējušies. Tālākā ķīmijas attīstība bij iespējama ne vairs ar filozofijas un metafizikas palīdzību, bet novērojot ja un us faktus, zstrādājot jaunas un papildinot vecās metodes, ar kuru palīdzību vielas pārvēršamas citos produktos. Šīs metodes centas izlietot praktiskos nolūkos, bagatības iegūšanai, jaunības uzglabāšanai, slimību dziedēšanai u. t. t. Univerzālais līdzklis, uz kuru lika tik rožainas cerības, pētnieku fantāzijā iztēlojās kā brīnumviela, kuru tie nosauca „filozofu akmeni“. Šo akmeni daudzi pētnieki iedomājās nevis kā cietu vielu, bet kā sevišķu šķidrumu jeb eliksīru.

Filozofu
akmens.

Pati vērtīgākā „filozofu akmeņa“ īpašība bij ta, ka šis eliksīrs vismazākos daudzumos spēja pārvērst necēlos metālus cēlmetālos (благородные металлы), piemēram, dzelzi, vaļ vaļ—sudrabā un zeltā. Bez tām bij arī vēl citas, ne mazāk vērtīgas īpašības: tas spēja izveseļot, dāvat mūžīgu jaunību, pagarināt cilveka mūžu, savus īpašniekus tas apbalvoja ar gudrību un citiem labiem tīkumiem. Šās idejas aizrauta, izcēlās vesela pētnieku paaudze, kuļ netaupīja pūles un dzīvību, lai atrastu iedomāto brīnumvielu. Zīntnes vēsturē tie pazīstami kā „alkīmiķi“.

Alkīmijas
izcelsšanās.

Tīcība, ka elements spēj pārvērsties, dībinājās no vienas puses uz dažādiem eksperimentiem, kuļus toreiz nepareizi izskaidroja, no otras puses tā atrada atbalstu Aristoteļa mācībā par elementiem. Metālu izstrādašana no rudām, kausejumu, piemēram, bronzas īpašības, kuļas atšķīrās no izejas materiālu īpašībām, lika, bez šaubām, domāt, ka metālus vienu otrā pārvērst iespējams.

Kā „neapgāžamu“ metālu „pārvēršanas“ pierādījumu uzskatīja šādu mēģinājumu. Ja vaļ vitriolā iebāž tērauda nazi, pēdejaīs ātri pārklājās ar sarkanu vaļ kārtu. Toreiz šo parādību uzlūkoja kā dzelzs pārvēršanos vaļā. Tikai vēlāk Van-Helmonts pierādīja, ka vaļs uz naža rodas nevis no tērauda, bet no šķīduma, kuļā tas atrodas ķīmiska savienojuma veidā. No otras puses, Aristoteļa mācība par elementiem metālu pārvēršamību uzlūkoja kā zinātnisku patiesību. Jo pēc Aristoteļa mācības visu vielu pamatelementi ir viņu īpašības — tā tad, ja metāls zaudē savas īpašības un dabon jaunas, tad viņš pārvērtīs citā metālā. Šāds uzskats toreiz skaitījās teoretiski pareizs.

Arabijas
alkīmiķi.

Eģiptes priesteri bij tie, kas pirmie centās šīni virzienā ko panākt. Slavēnās Aleksandrijas Akadēmijas zinātnieki jau pirmajos gadu simteņos pēc Kristus dzimšanas alkīmiskos eksperimentus izdarīja daudz noteiktāki. Kad Aleksandriju iekāpoja arabi, metālu pārvēršanas zinātni, kā daļu no eksperimentālās ķīmijas, pārnesa

pie arabiešu zinātniekiem, kuŗi Eģiptes ķīmijas nosaukumam pielika klāt arābu „kārtas“ vārdu „al“, un nosauca savu zinātni al ķīmiju-alkīmiju. Šis nosaukums arī palicis ķīmijas augšminētajam virzienam. Pēc tam alkīmija, Spanijai arābu iekārotai, pārgāja uz turieni un atstāja neizdzēšamu iespaidu uz visu Vakarēiropas civilizāciju, līdzīgi citām arābu zinātniskām atziņām, kā, piemēram, mācībai, ka zemei ir lodes veids. Arābu alkīmiķu rokrakstu uzglabājies ļoti maz. Ievērojamākais šī perioda alkīmijas priekšstāvis bij Abu-Musa-Džafar-al-Sofi. Viņa saisinātais vārds: Gebers. Tas dzīvoja 8. g. simteni pēc Kristus dz. un ieņēma medicīnas profesora katedri Spanijā, Seviljas pilsētā. Viņš skaitas svarīgāko ķīmisko reaģentu: sērskābes, slāpekļskābes, karaļūdeņa (царская водка), daudzu svarīgu sāļu, kā alauna, vitriola u. t. t. atradejs. Gebers bij apzinīgs un godīgs pētnieks. Savu eksperimentu rezultātus viņš aprakstīja vienkāršā un skaidri saprotamā formā, tā stipri atšķirdamies no saviem pēctečiem.

Gebers.

Vidus laikos, kad dabas zinības pameta novārtā, nicināja, vienīgi alkīmijai bij vēl diezgan daudz piekriteju. Bet alkīmiķu darbs bij — divains eksperimentālo pētījumu, mārticības un misticisma savienojums. Visievērojamākie vidus laiku alkīmiķi šādi :

Alkīmiķu personības raksturojums.

Albertus Magnus, vācu mūks (1193—1280).

Rodžers Bekons (Rodger Bacon), angļu mūks (1214—1284)

Arnolds Vilanovs (Arnoldus Villanovus) franču ārsts(1235—1215),

Bazilijs Valentiņins (Basilius Valentinus), vācu mūks (dzīvoja XV g. s.).

Kā no pievestiem vārdiem redzams, ar alkīmiju nodarbojušies galvenā kārtā ārsti un mūki. Daudzi no tiem svēti ticeja savām idejām un ziedoja daudz laika un pūļu, lai tās realizētu. Bet atradās arī ne mazums tādu, kam visvairāk rūpeja viegla iedzīvošanās, cilvēkus mānot. Jau minētais ķīmijas vēsturnieks, Hermans Kopp, raksturo šos ļaudis šādiem vārdiem :

„Alķīmijas piekopeji un vadošās personas vervejās no visdažādākajiem sabiedrības slāņiem. Ķeizari un karaļi, ubagi un klaidoņi, garīdzniecība un ārsti, un, beidzot, brīvie dabas mīļotāji viens ar otru sacenšas šīnī darbā. Alķīmijas tempļus mēs sastopam gan klosteros, gan aptiekās, un viņas vārdā bieži vien uzstājas dažādi krāpnieki un bagātības tikotāji, kaut gan atrodami alkīmiķu vidū arī daži patiesi nopietni zinību vīri.

Filozofu akmeņa monografijas autors, Karlis Englers, šo cilvēku likteni apraksta šādi :

Alķīmiķu vājašana.

„Sevišķi bistams bij galma alkīmiķu stāvoklis. Ja pēc vairāk-kārtejiem nesekmīgiem zelta pagatavošanas mēģinājumiem tie,

beidzot, atzinās šo lietu vēl pilnīgi nepārzinām, tos ar kaunu padzina. Bet ja tiem izdevās ar viltotu zeltu savus kungus piemānīt, vaj arī nemanot traukā iemest istu zeltu, viņus tomēr slodzija cietumā un spīdzinot mēģināja no tiem izdabūt zelta pagatavošanas noslēpumu. Māņos pienākot, alķīmiķus stingri un bez žēlastības sodīja. Lielākais sods bieži pastāveja tamā, ka vainīgos spiguļiem apkārtās drēbēs pakāra pie apzeltītām karatavam.

Alķīmiķu māņi.

Tādā kārtā vidus laikmets, kurā valdīja baznīcas dogma — šis māņticības atbalsts un brīvās domas slogs, alķīmiju pārvērtā māņu un krāpšanu avotā. Tā cēlās „palingenezija“ jeb māksla iegūt no pelniem stādus, radīt mākslīgā ceļā cilvēku jeb, tā saucamo, „homunkulu“, un dažādu citus šķietamus brīnumus, kam toreiz, aiz zinātniskas kritikas trūkuma, labprāt ticeja.

Alķīmijas pozitīvie rezultāti.

Alķīmiķu darbus taisnīgu kritiku apskatot, tomēr jāatzīst, ka, uz visiem maldiem neskatoties, viņi devuši zinātnē daudz pozitīvu rezultātu un likuši pamatu turpmākai ķīmijai.

Vielu ķīmiska attīrīšana.

Alķīmiķu eksperimentos, kā redzējam, izejas punkts bij Aristoteļa mācība, ka visas vielas sastāv no nedaudzām pamatīpašībām. Šis pārliecības vadītājs, alķīmiķi centās no dažādām dabiskām vielām atšķirt viņu īpašības, un cerēja to sasniegt vielas rūpīgi attīrot. Tādā kārtā alķīmiskais process gluži neapzinīgi bieži pastāveja vielu attīrīšanā un bieži nobeidzās ķīmiski tīras vielas iegūšanā.

Pa lielākai daļai tās vielas, ko atrodām dabā, vaj izstrādājam no dabas produktiem, īstenībā ir dažādu vienkāršu vielu (простое тело) maisījums, vaj bez tām satur vēl piemaisījumus. Tā, piemēram, ūdenī atrodas izšķīdināti sāļi, minerali satur iežu piemaisījumus, dzelzs-ogles piemaisījumu. Gaiss, kurā ilgu laiku domāja vienkāršu vielu, t. i. elementu esam, ir 9 gāzu maisījums, kurās tikai pēdējā laikā izdevies vienu no otras atšķirt.

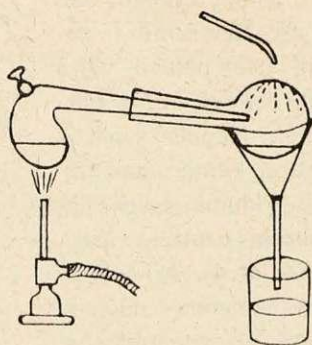
Protams, ka visi šie produkti, skatoties pēc savas dabas un piemaisījumu daudzuma, izrādīja arī dažādas īpašības. Tadēļ ķīmijai vaj jauzāk viņas sistematiskais darbs, šos maisījumus sadalot viņu sastāvdaļās. Jo katras zinātnes pirmais uzdevums pastāv tamā, mainīgās parādībās atrast konstantas (pastāvīgas) pazīmes.

Galvenās manipulācijas, kas maisījumu sadala sastāvdaļās, resp. pamatvielas attīra no piemaisījumiem, vaj atraduši un lietoja jau alķīmiķi. Šām manipulācijām arī mūsu dienās ķīmijas laboratorijā svarīga loma, tapēc aplūkosim šeit galvenās.

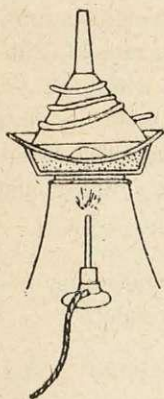
Pārtvaice.

Pārtvaice jeb destilācija dibinājas uz maisījumā vieglāk gaistošu vielu atdalīšanu, karsejot, no grūtāk gaistošām. Tādā ceļā iespējams vienkāršu akas ūdeni, kas, dažus sāļus saturēdams, ir ciets, pārvērst ķīmiski tīrā ūdenī (aqua destillata). Tam nolūkam

ūdeni ielej specialā olejadā stikla, vaj metala traukā, ko sauc retortu (Zīm. 1). Šim traukam viens gals izvilks gaŗā novada caurulē. Retortu karsejot, ūdens sāk vārities un tvaiki pāriet bumbejadā traukā (uztvērejā), ko no ārpuses dzisina ar aukstu ūdeni. Te viņi sabiezē (kondensejas). Ūdeni izšķīdinatās, grūti gaistošās vielas, sāļi — paliek retortā. Tādā kārtā uztvērejā salasas „ķīmiski tirs“ ūdens. Destilāciju pazina jau senie eģiptieši, par ko vēsta zimejumi uz vecajiem Eģiptes pieminekļiem. Ta sastopama arī Gebera sacereju mos, jo alķīmiķiem tā bij visparastākā operācija. Viegli gaistošās vielas viņi sauca par „gariem“ (spiriti), no ka cēlies arī spirta nosaukums („spiritus vini“).



Zīm. № 1 Destilācija.

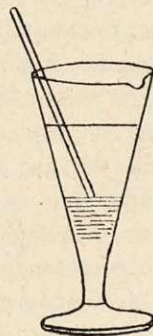


Zīm. № 2. Sublimācija.

Sublimācija ir destilācijas sevišķs Sublimācija. veids, kad cieta viela, nekusdama izgaro, un tūlīņ pārvēršas atkal cietā, parasti kristaliskā veidā. Izejas vielu ieliek porcelāna bļodiņā, ko sakarsē uz liesmas (zīm. 2). Bļodiņu pārklāj ar piltuvi, kuŗas ārpusē pa svina spirāli tek auksts ūdens un dzēsē piltuvi. Bļodiņā ieliek, piemēram, jodu, kuŗa tumši violeto tvaiki paceļas piltuvē un nogulstas uz viņas sienām kristalisku plaksnīņu veidā ar metālisku spīdumu.

Sublimāciju apraksta arī Gebers, kuŗš tādā ceļā ieguva dzīv- **Nogulsne-**
sudraba chlorīdu jeb sublimātu („mercurius sublimatus“). **sana jeb**
Nosau- **„precipita-**
kums, kā redzams, cēlies no pagatavošanas veida. **cija“.**

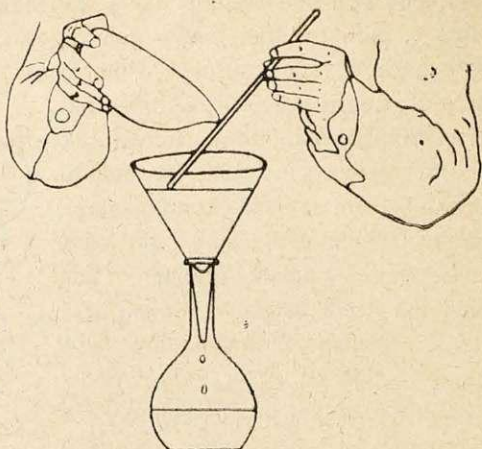
Dažas vielas zem zināmu reaģentu iespējams pārvēršas neizšķīdināmos savienojumos: viņas „izkrit“ no šķīduma „nogulšņu“ veidā. Ja mēs zilam vaŗa vitriola šķīdumam pielejām kodīgā nātrija šķīdumu ūdeni, tad rodas ūdeni nešķīstošs, zilās krāsas savienojums — vaŗa hidroksīds (zīm. 3). Šis savienojums nogulstas no šķīduma un paliek trauka dibenā; pārējais šķīdums, kur vaŗa vairs nav, ir bezkrāsains. Kad vaŗa hidroksīds nogūlies, šķīdumu var noliet (dekantēšana).



Zīm. № 3. Nogulsnešana

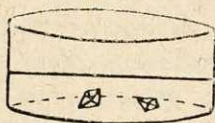
Filtrešana.

Lai nogulsni no šķiduma pilnīgi atdalītu, tad filtrē. Šķidrumu ar nogulsni ielej piltuvē, kuņģī ieklāts konusā satīts filtrpapīrs. Nogulsnis paliek uz filtra, kamēr caurspīdīgais šķidums izsūcas filtra porām cauri un satek glāzē (Zīm. 4). Ari šī operācija minēta Gebera darbos un nosaukta par „destilāciju caur filtru“.



Zīm. № 4. Filtrešana.

Kristalizācija Kristalizāciju izlieto ūdeni viegli šķīstošu vielu attīrīšanai. Šķīdumam pamazām izgarojot, no tā atdalās galvenā produkta kristāli tīrā veidā, pie kam piemaisījumi paliek atsālni (маточный раствор) (Zīm. 5). Alauna šķīdumu ūdeni tvaicē uz ūdens vannas tik ilgi, kamēr uz šķīduma virsmas sāk parādīties kristāli. Tad laiž šķīdumam pamazām atdzist, pēc tam nolēj atsālni, un kristālus nosausina uz filtrpapīra.



Zīm. № 5 Kristalizācija.

Jaunu vielu atrašana. Visas šīs operācijas, kas nodereja vielas no maisījumiem atdalīt, beidzot nolika analītiskās ķīmijas pamatos.

Alķīmiķi lielā mērā paplašināja mākslīgi pagatavoto preparātu skaitu, atrāsdami daudz jaunu vielu, un palielināja apstrādašanas metodes. Sirmā senātnē prata izstrādāt tikai nedaudz vielas, un proti: metālus, dažas krāsas un medicīnas preparātus. Alķīmiķiem izdevās atrast veselu rindu vērtīgu ķīmisku produktu. Mēs jau zinām, ka Gebers aprakstījis sērskābes un slāpekļskābes iegūšanu. Bazilijs Valentīns atrada sālskābi. Tālāk, tika izpētīta dažādu sāļu, kā alauna, zālpetra, zalmiaka un vitriola iegūšana. Šīs vielas, savukārt, nodereja kā izejas materiāli tālākām ķīmiskām kombinācijām. Agrīkolas darbi, kas izdarīti minētā laikmetā, uzskatāmi kā pirmie vērtīgie ķīmiskās tehnoloģijas apcerejuma mēģinājumi, kuri pierāda, ka svarīgākie tehniskie paņēmieni galveno praktiskās dzīves produktu, protams, arī metālu, izstrādašanā bij tāni laikā stipri papildinājušies. Sādu izgudrojumu pirmai kategorijai jāpieskaita melnais pulveris, par kura izgudrotāju uzskata mūku Bertoldu Švarcu, (Berthold Schwarz) un fosfors, ko atrada Zaksijas kurfirsta un Polijas karaļa Augusta II alķīmiķis Betčers. Bazilijs

Valentina antimona savienojumu, kā vemakmeņa u. c. atrašana un izmēģināšana medicīnā deva ķīmijai izredzes iemantot jaunu darba lauku, jaunu virzienu, par ko runasim turpmāk.

To ķīmijas nozari, kas nodarbojas no vienkāršākām sastāvdaļām, pagatavodama jaunas, komplicētas vielas, sauc sintētisko ķīmiju.

Alķīmijas praktiskos panākumus ievērojot, protams, arī daudzi iepriekšējā laikmeta teoretiskie pamatieskati nevarēja palikt nepārmainījušies. Sevišķi tas zimejas uz „elementa” jēdzienu. Novērotās vielu īpašības un pārvēršanās nevarēja vairs izskaidrot ar Aristoteļa pieciem elementiem. Alķīmiķi bij spiesti elementu skaitu pavairot vēl par trīs, līdzīgi Aristoteļa elementiem, uzskatīja nevis kā materialas substānces, bet kā dažas materiālas pamatīpašības. Kā tādas bij:

Alķīmiķu
elementi.

- sērs, degšanas un nepastāvības simbols,
- sāls, izturības priekšstāvis pret karsēšanu,
- dzīvsudrabs, visu metālu īpašību, kā spožuma, siltumvadīšanas u. t. t. personifikācija.

16 g. s. sākumā novērojams liels lūzums uzskatos par alķīmijas mērķiem un uzdevumiem, kas apsolīja lielas pārmaiņas arī moraliskā ziņā. Alķīmiķu eksperimentālās neveiksmes zelta pagatavošanā, kļūdišanās, un nereti vienkārša, acīmredzama mānīšanās, neapmierināja šīs zinātnes cienītājus un viņi meklēja citu virzienu. Ķīmijas patieso un augsto mērķi viņi sprauda ne mantas gūt un bagātības, bet atrast līdzekļus, ar kuriem varetu mazināt cilvēces sāpes un novērst slimības. Kaut arī daži alķīmiķi, kā Arnolds Villanovs un Bazīlijs Valentīns mēģināja izlietot medicīnā ķīmiskus preparātus, tomēr, ķīmijas jaunajam virzienam pamatus lika Paracelzs. Šis virziens ķīmijas vēsturē apzīmēts kā „jatroķīmijas periods”.

Jatroķīmīķi.

Minētā virziena nodibinātais dzimis 1493 g. mazajā Einzidelnas pilsētiņā, Šveicē kā Joaniņu ordeņa vadoņa ārļaulības dēls, un savienoja sevī daudzas savstarpēji pretejas īpašības: labas un jaunas. Tas bija viens no tiem savadniekiem, ar kādiem viduslaikmets bija tik bagāts. Viņa pilnais vārds skan: Filips Aureols Teofrasts Paracelzs Bombasts fon Hohenheims. Savas zinības tas ieguvis, galvenā kārtā, ceļodams: viņš apceļojis vaj pusi Vecās Pasaules: no Šveices līdz Eģiptei, no Portugāles līdz Polijai. Ceļojumos tas satikās ar daudziem sava laikmeta ievērojamiem cilvēkiem un iepazīnās ar jauniem dziedniecības līdzekļiem. Dzimtenē atgriezies, viņš, 33 g. vecs, ieņēma Bāzeles universitatē medicīnas katedri, top plaši pazīstams, izvēsējodams grūti saslimušas ievēroja-

Paracelzs.

mas personas, un ar savu oriģinalitāti un oratora talantu iemanto plašu klausītāju auditoriju. Tomēr viņa nevaldamais raksturs neļauj tam ilgi uz vietas nodzīvot. Ar pilsētas domi saķīļojies, tas spiests nakti bēgt no Bazeles. Pēc tam tas dzīvo klejotajā dzīvi, kamēr 1541 gadā Zalcburgā nomira. Neraugoties uz sabiedrības aklo ticību izdaudzinatām autoritātem, Paracelsus uzstājās droši pret tām, un savu klausītāju priekšā dedzināja Galēna rakstus. Jaunus dziedniecības līdzekļus izlietodams, tas gāja tālāk par priekštečiem un, uz pacientiem tikai kā uz savu eksperimentu objektiem skatīdamies, dziedniecībā lietoja visai nāvigus preparātus: dzīvsudraba, svina, vara un dzelzs savienojumus, kā arī sērskābi un arzenu. Protams, ka tādai vienaldzībai pret pacientiem radās savas nevēlamās sekas un, domājams, aiz šīs iemesla Parīzes parlaments visiem dziedniekiem aizliedza lietot Paracelza preparātus, piedraudot tiem atņemt tiesības dziedāt, un uz visiem laikiem nopēla katru jaunievedumi medicīnā.

Tomēr, Paracelza iespaids uz ķīmijas turpmako attīstību bij tik liels, ka vēsture viņu atzinusi par jaunā, jatroķīmiskā perioda tēvu. Šini laikmetā ķīmiju no paslēptā alķīmiskā „ķēķa“ pārņēms uz aptiekas laboratoriju. Paracelsus tā top farmācijas jeb dziedniecības līdzekļu pagatavošanas zinātnes nodibinātājs. Šai zinātnēi piekrit liela loma turpmako ķīmisko zināšanu attīstībā.

Van Hel-
monts.

Viens no visspilgtākiem šī, jaunā-perioda, priekštāvjiem un karstākiem idejiskiem cinitājiem — Johans Bābtists Van-Helmonts, dzimis Briselē 1577 gadā. Krietnu izglītību ieguvis un visas galvenās zinātnes: filozofiju, teoloģiju un medicīnu pārzinādams, tas nodevās dziedniecībai. Vēlāk tas apmetās uz dzīvi lauku klusumā un nodarbojās vienīgi pētīdams.

Preteji Paracelzam, Van-Helmonts prata izteikt savas domas sevišķi skaidri, un viņa gaišie uzskati pārsteidz viņa sacerejumu lasītājus.

Jauns ele-
menta de-
fīnejums.

Mūs šeit visvairāk interesē Van-Helmonta uzskats par elementu dabu. Par elementiem tas nesauc vairs abstraktās īpašības, bet reālas vielas, no kurām iespējams pagatavot komplicētus savienojumus. Un arī otrādi, caur ķīmiskām manipulācijām iespējams komplicētas vielas „sadalīt“ elementos. Tā, piemēram, varš ir vara vitriola sastāvdaļa, jo iemērcot tani dzelzi, varš izdalās, un arī otrādi, savienojot varu ar sērskābi, rodas vara vitriols. Tā vienkārši izskaidrojās šķietamā dzelzs pārvēršanās varā, kura tik ilgi bij maldinājusi alķīmiķus.

Kā visu degošo vielu galvenā sastāvdaļa tagad tika uzskatīts ūdeņis. Tam par pierādījumu pieveda to apstākli, ka koks, spirts, eļļa, vaj tauki, degot, attīsta ūdeni. Ūdeni atzina arī kā galveno

stādu elementu, jo stādi izaug no ūdens un bez ta nevar dzīvot. Lai šo „faktu“ pierādītu, Van-Helmonts izdrija šādu mēģinājumu. Tas nosvēra podu ar zemi, iedēstīja sēklu, un aplaistīja zemi ar tiru ūdeni. Kad stāds izauga, viņu izņēma un no jauna nosvēra podu ar zemi. Jzrādījas, ka ta svars nebij mainījies. No ta Van-Helmonts taisīja slēdzienu, ka stāds izaudzis no ūdens. Mūsu dienās visiem zinams, ka stādu augšanā piedalās ne tikai ūdens, bet arī gaiss, un ūdeni no zemes izšķīdušie sāļi. Bet tajos laikos pievestais kvantitatīvais mēģinājums izlikās pilnīgi pārliecinošs.

Van-Helmontam domāt, arī zivis un visi ūdens dzīvnieki sastāv no ūdens, jo ūdeni dzīvodami un ar to barodamies, tie tikai no ūdens var ņemt vielas savu organu uzbūvei.

Vēl ilgu laiku ūdeni tureja par elementu. Tikai pēc tam, kad to izdevās sadalīt vienkāršākās vielās, un, pēdejās savienojot, rast atkal ūdeni, to atzina savienojumu.

Jevērojams solis uz priekšu bij Van-Helmonta dažādu „gaisa veidu“ atrašana. Līdz šim bij pazīstams tikai atmosfēras gaiss. Van-Helmonts bij tas, kas pirmais atrada vēl citas gaisejadas vielas, kuras viņš nosauca „gāzes“. Viņš atzīmē „meža gāzi“, kuru mēs nosaucam ogļskābo gāzi, un „sausu“ jeb degošo gāzi.

Gāzu
atrašana.

Šie svarīgie atradumi vēsta par jauna ķīmijas laikmeta tuvošanos, kura pamatos likti gāzu fizikālo un ķīmisko īpašību izpētīšana. Šo laikmetu sauc pneimatiskās ķīmijas laikmetu.

Otrā lekcija.

Degšana. Flogistons.

Materialisms ķīmijā. — Zinatņu atbrīvošana. — Ķīmisko parādību izpētīšana — Flogistons. — Degšanas reakcijas nolīdzinājums. — Reducēšanas procesi. — Degšanas gāzejādie produkti. — Gaisa līdzdalība degšanā. — Skābekļa iegūšana. — Viela degot + top smagāka. — Flogistona teorijas pretrunas. — Lavuazje (Lavoisier). — Vielai degot svārs nemainās. — Degšana — dedzināmo vielu savienošanās ar skābekli. Jauns elementa definējums. — Lavuazjes nāve.

Ķīmijas vēsture pierāda, ka ķīmiskās zinašanas attīstījušās, pateicoties vispirms materiāliem nolūkiem. Vēlešanās savu dzīvi padarīt jaukaku un ērtaku, dažādu materiālu vajadzība, dzišanās pēc zelta un, beidzot, cīņa ar slimībām — lūk tie motīvi, aiz kuriem ķīmija attīstījas kā praktiska jeb pielietojama zinātne. Kā patstāvīga zinātne ķīmija tādos apstākļos, protams, nevarēja pastāvēt.

Materialisms
ķīmijā.

Ciešā sakarā ar to tas apstāklis, ka šās zinātnes priekšstāvji bij atkarīgi cilvēki. Pie turīgiem kņaziem mitinādamies, tie bij padoti viņu varai un nevarēja zinātnei brīvi nodoties. Tikai pēc bazni-

cas reformācijas, mākslas un zinātnes renesanses laikmetā — zinātnes vareja brīvāki uzlēpot. Koperniks, Galilejs, Keplers, Bekons, Verulamskis bij pirmie cinitāji par eksperimentālo zinātnu atbrīvošanu. Šās cīņas panākumi nevarēja palikt bez iespaida arī uz ķīmiju. No zinātnes, kuru piekopa tikai klosteros un pagrābos, tā kļuva atklāta zinātne, un izsacīja brīvi savas domas par vielas būtību un dabas parādībām.

Zinātnu atbrīvošana.

Zinātnu atbrīvošanu lielā mērā veicināja dabas pētnieku un zinātnieku savienības, kuras nodibinājās 17 g. s. otrā pusē un saucās akadēmijas. Kā pirmās minamas: Academia del Cimento — Florencē, Académie de Sciences — Parīzē, Royal Society — Londonā, Императорская академия наукъ, dibinājis Peters Lielais — Peterburgā u. c. Vēlāk šādas akadēmijas dibināja gandrīz visās kultūrelās valstīs. Šo akadēmiju locekļi bij ievērojamākie tā laika zinātnieki. Savu zinātnisko darbu rezultātus sēdēs atreferējami, tie nodeva tos zinātniskai kritikai. Šos darbus savos speciālos izdevumos iespiedamas, akadēmijas darija zināmus jaunākos zinātniskos panākumus un radīja vispāreju interesi uz zinātnisku darbu. Tajos laikos akadēmiju periodiskie izdevumi izpildīja to lomu, ko tagad veic zinātniskie žurnāli. Cīņā ar baznīcas stipro iespaidu un valdībām, kuras atradās baznīcas varā, vienīgi akadēmijas deva saviem locekļiem morālistisku pabalstu, ņemot pamazām virsroku pār turīgo šķīru prāta konservatīsmu.

Ķīmisko parādību izpētīšana.

Tani laikā sākās visu zinātnu, un arī ķīmijas, strauja attīstība. Tikai tagad ķīmija varēja nomest no sevis materiālo tieksmju vāžas un nodarboties ne tikai ar praktiskiem jautājumiem, bet pētīt ķīmiskās parādības pašas par sevi. No pielietojamas zinātnes tikai tagad ķīmija kļuva zinātniska ķīmija.

Flogistons

Ša laikmeta pētījumu priekšmetu kļuva parādība, ar kuru aizvēsturiskā cilvēces periodā sākās ķīmijas izlietošana dzīvē, un proti: uguns un degšana. Ievērojot, ka dažādām degošām vielām sadegot, novērojamas dažas kopejas pazīmes, piemēram, siltuma un gaismas parādīšanās, Štāls (Stahl) pieņēma, ka visas degošās vielas satur vienu kopeju elementu. Šo degošo elementu tas nosauca flogistonu. Šis laikmets ķīmijā tapēc arī saucas flogistona laikmets. Viņš pastāvēja no 17 g. s. vidus līdz 18 g. s. pēdējam ceturksnim. Ša laikmeta ķīmiskus sauc flogistiešus. Flogistona teorijas iespaids bij tik liels, ka vēl 19 g. s. sākumā daži ķīmiķi, sevišķi Vācijā, nevarēja atteikties no ša uzskata par degšanas procesu dabu.

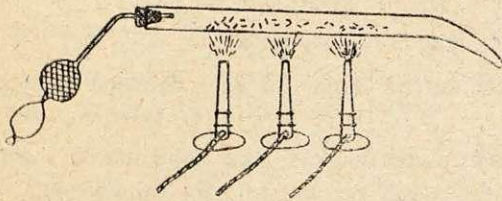
Degšanas reakcijas flogistiskais nolīdzinājums.

Pie visiem degšanas procesiem raksturīgs, ka degošā viela sadeg, t. i. pazūd. Kā degšanas rezultāts rodas siltums un gaisma — faktori, kuru dēļ mēs parastajā dzīvē un teknikā degvielas sadedzinām. Uzlūkojot siltumu un gaismu kā materiju, flogistieši

degšanas parādību uzlūkoja kā degošā elementa jeb flogistona pārvēršanos siltumā un gaismā.

Tālāk bij zinams, ka daudzām vielām sadegot pāri paliek nedegošs pulveris. Malkai, vaj oglei sadegot paliek pelni. Kad sadeg metali: dzelzs, vaŗš, svins u. c. rodas diezgan daudz pulvera, ko tolaik sauca par „kaļķiem“.

Ja azidedzinam magnija lentu, mēs redzam, ka šis metāls (magnijs) sadeg, izplatidams apzīlbinoši spožu gaismu. Tomēr viss viņš nesadeg: pāri paliek balts pulveris: dedzinātā magnēzija (magnēsia usta).

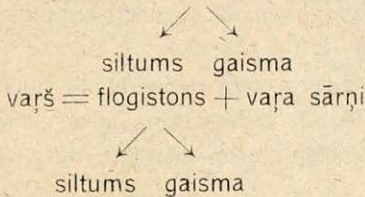
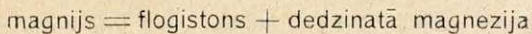


Zīm. № 6. Vaŗa degšana grūti kausejama stikla caurulē.

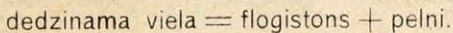
Līdzīgu parādību novērojam vaŗam degot. Kalijstikla caurulē (zīm. № 6) ieberam vaŗa skaidas un karsejam cauruli tani vietā, kur tās atrodas, ar gāzes degli. Caurulei pūšam pie tam gaisu cauri. Vaŗš sadeg un pēc tam

paliek pāri melns pulveris, kuru sauc vaŗa sārņus.

Caur šādiem mēģinājumiem Stāls nāca pie slēdziena, ka degošas vielas ir nedegošu vielu (pelnu) savienojums ar degošu elementu jeb flogistonu. Degšanas procesā degošās vielas sadalās: flogistons aiziet, pārvēršdamies siltumā un gaismā, bet pelni paliek. Mūsu laikos ķīmiskā procesu attēlošanai pieņemto šēmu lietojot, degšanas reakciju varam, saskaņā ar flogistiešu uzskatiem, izteikt šādos nolīdzinājumos:



Vispārīgi degšanas process izsakams šādā sadalīšanās reakcijas nolīdzinājumā:



Flogistona teorija „izskaidroja” daudzas parādības. Piemēram, bij novērots, ka, metalu kaļķus ar dedzināmām vielām (piem. ogli) karsejot, var iegūt atpakaļ metālu.

Reduceša-
nas procesi.

Ši fakta ilustrācijai var izlietot iepriekšējā eksperimentā iegūtos vara sārņus. Vispirms savienojam kalijstikla cauruli, kuņā atrodas vara sārņi, ar deggāzes krānu. Laižam cauri gāzi un ar degli karsejam cauruli. Mēs redzam, ka melnie sārņi pārvēršas atkal par varu, jo melnās skaidas paliek sarkanas.

Šo procesu nosauca metālu reducešanu no viņu pelniem. No flogistona teorijas redzes punkta šo procesu izskaidroja kā pelnu (jeb kaļķu) savienošanos ar flogistonu (kas atrodas dedzināmā vielā) piemēram, deggāzē):

vara sārņi + flogistons = varš,
jeb vispārīgi:

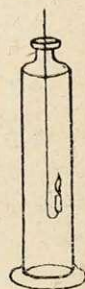
metāla kaļķi + flogistons = metāls.

Metālu reducešanu tā tad uzlūkoja kā viņu degšanai preteju procesu.

Degšanas
gāzejadie
produkti.

Tādos gadījumos, kad mums izliekas, ka dedzināmā viela sadeg un neatstāj neka pāri, viegli var pierādīt, ka traukā, kur ta degusi, atrodas gāzejadās, vaj tvaicejadās vielas, kuņas gan nav redzamas, bet konstatējamās ar ķīmiskiem reaģentiem.

Sausā cilindri degošu sveci nolaižot (zim. 7), mēs novērojam, ka cilindra sienas pārklājas ar rasu (ūdens pilieniņiem). Kad svece nodziest, ielejam cilindri kaļķūdeni un, ar korķi aizbāzuši, to labi sakratam. Redzam, ka ūdens sāk duļķoties un parādas balts nogulsnis. Šis nogulsnis šķīst koncentētā sālsskābē, atdalidams gāzes burbuliņus. Tirs gaiss ar kaļķūdeni nogulsni nedod.



Zim. № 7
Sveces degšana
cilindri.

No visa ta var nākt pie slēdziena, ka degšanā var rasties jaunas vielas, piem. ūdens, vaj gāze, kuņa ar kaļķa šķīdumu dod nogulsni (ogļskābā gāze). Šo gāzi pirmais atrada un izpētija B l e k s (Black).

Ja dzelzs kaņotītē aizdedzina sēra gabaliņu un nolaiž citā cilindri, rasa neparādas, bet, sēram sadegušam, gaiss cilindri ieguvis smacejošas īpašības. Ūdeni ielejot un saskalojot, tas dabū skābu garšu.

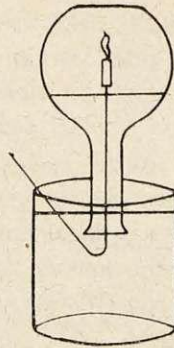
Lakmusa zil o krāsu pielejot, ūdens paliek sarkans. Tirs ūdens ir bez garšas un lakmuss krāsu nemaina, Tā tad arī sēram degot rodas kāda jauna, gāzejada un skāba viela (sērains gāze).

Gaisa
līdzdalība
degšanā.

Jau sen bija novērots, ka degšanā piedalās arī gaiss. Ja aizdedzinātu sveci ievieto noslēgtā cilindri, liesma pamazām paliek mazāka, sāk kūpet un, beidzot, nodziest. Cilindri atlikušais gaiss

vairs nespēj degšanu uzturēt. Tādu gaisu flogistieši sauca „samaitatu“, un bij domās, ka tas ar flogistonu piesātināts un tapēc nespēj vairs flogistonu uzņemt („flogistets gaiss“).

Ja apgriezām kolbu ar kaklu uz leju (zim. 8), ieliekam tajā degošu sveci un kolbas vaļejo galu iebāžām vannā ar ūdeni, tad novērojam, ka ūdens kolbas kaklā paceļas. Šis eksperiments pierāda, ka degšanā viena daļa gaisa pazūd. Jau Boils (Boyle) bij šo faktu atradis un novērojis, ka svinam noslēgtā traukā degot $\frac{1}{5}$ daļa gaisa tilpuma pazūd.



Zim. № 8.
Svecei degot viena daļa gaisa tiek izlietota.

No augšā pievestiem mēģinājumiem varam sastādīt šādu degšanas bilanci:

pazūd

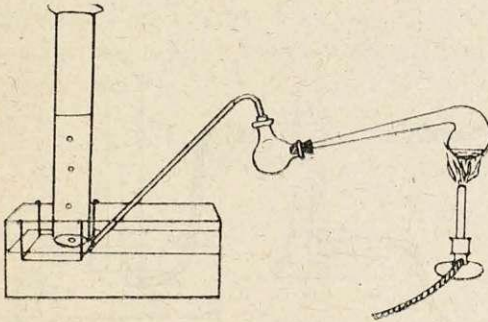
rodas

dedzinamā viela + $\frac{1}{5}$ daļa gaisa

siltums, gaisma + jauna viela (pelni, kaļķi, ūdens, ogļskābe, sērīnā gāze u. c.).

Jau tani laikā, kad flogistina teorija bij vispāreji atzīta, diviem ķيميķiem, Pristlejā (Prestley) un Šēlem (Scheele), divās dažādās vietās, vienam no otra neatkarīgi, izdevās iegūt tirā veidā to gāzi, kas atrodas gaisā, nepieciešama vielu degšanai, un kura pati degšanas procesā pazūd.

Skābekļa iegūšana.



Zim. № 9.

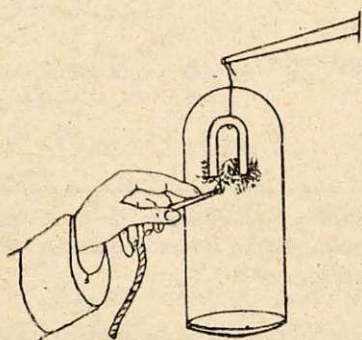
Skābekļa pagatavošana no dzīvsudraba oksīda

dzīvsudraba kaļķus. Mēs viņu saucam dzīvsudraba oksīdu (dzīvsudraba skābli). Šo vielu karsejot attīstas metaliskais dzīvsudrabs, kas retortā iztvaiko un sakrājas uztvērējā. No uztvērēja vaļejā gala zplūst gāze, ko pa stikla cauruli novada pneimatiskā vannā zem cilindra, kura vaļejais gals apgriezts uz leju. Šēle šo gāzi ieguva karsejot zālpetri, vaj sildot mangana peroksīdu (pārskābli) ar sērskābi.

Šai gāzei ir šādas īpašības. Kvēlojošs skals tani iedegas; no ta spriežams, ka šī gāze degšanu pabalsta vēl enerģiskāk, nekā parastais gaiss. Priestlejs novēroja, ka arī elpošana tani notiek straujāk, nekā vienkāršā gaisā un tadēļ to nosauca „dzīvības gaisu“. Šēle tās darbību izskaidroja tā, ka šī gāze nepavisam nesatur flogistonu un tapēc arī to nosauca „deflogistetu gaisu“. Mūsu laikos šo gāzi sauc skābekli.

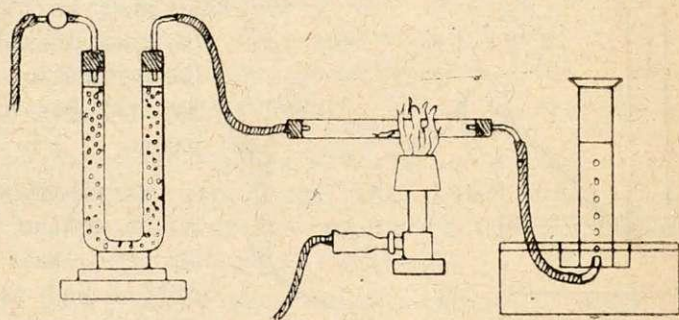
Vielā degot
top smagāka.

Visus pievestos faktus šādā, vaj tādā ceļā vēl vareja ar flogistona teoriju izskaidrot. Bet sevišķas grūtības cēlās, kad nosvēra dedzināmās vielas un viņu atliekas, piemēram, metālus un viņu kaļķus. Pirmie uz šiem faktiem grieza vērību Boils un Maijo (Mayow)



Zīm. № 10.
Dzelzs skaidiņu degšana uz svariem.

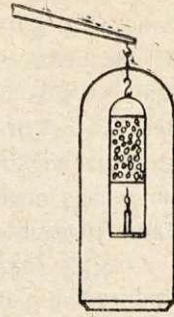
Uz svariem piestiprinām vienkāršu tērauda magnetu (zim. 10), kura polus iebažām dzelzs skaidiņās, kā aplājas. Otrā kausā ieberam skrotis, lai svāri at-rastos līdzsvarā. Skaidiņas ar gāzes degli karsēdami, tās sa-dedzinām. Redzam, ka tagad kauss ar magnetu un skaidiņām nosveras uz leju. Tas pierāda, ka dzelzs degšanas produkts ir smagāks par pašu dzelzi.



Zīm. № 11,
Svara palielinašanās magnijam degot.

Glūzi tō pašu pierāda magnija degšana (zim. 11). Grūti kau-sejama stikla (kalijstikla) caurulē ieliekam magnija lenti; cauruli ar magniju noliekam uz svāriem un nostādam tos līdzsvarā. Pēc tam, lēni pūsdami caurulē gaisu, karsējam magnija lenti. Magnijs aiz-degas. Pēc degšanas caurulē paliek balts pulveris (dedzinatā ma-gnezija). Cauruli pēc atdzišanas nosverot, redzam, ka baltais degša-nas produkts ir smagāks par magniju.

Ja degšanā rodas gāzejadi produkti, kādus novērojam, piemēram, svecei degot, lai tos nosvertu, tie jautzver ar tādām vielām, ar kurām tie savienojas. Dzēstie kaļķi un kodīgais nātrijs ir tādās vielas, kas iesūc ogļskābo gāzi un ūdeni. Stikla cilindri (zim. 12), kurā līdz pusei iebāsts drāts sietiņš, ieliek virs sietiņa dzēsto kaļķu un kodīgā nātrija maisījumu. Tagad to pakar uz svāriem un apakšā paliek pie korķa piestiprinātu mazu svecīti.



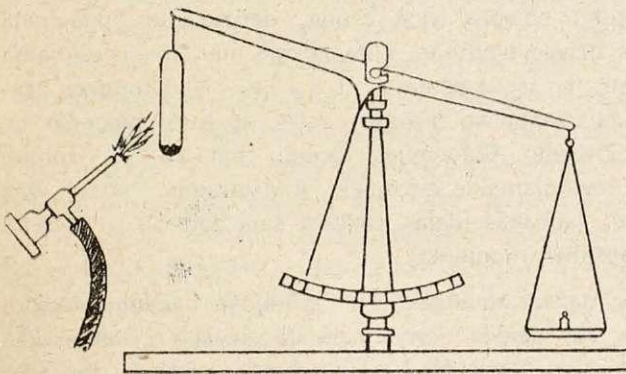
Pēc tam svarus nostāda līdzsvarā un aizdedzina svecīti. Iepriekšējā eksperimentā (20 lp. p.) mēs pierādījām, ka svecei degot rodas ūdens un ogļskābā gāze. Šinī eksperimentā šos degšanas produktus cilindri uzsūc reaģenti. Tā kā arī šinī gadījumā svaru kauss ar cilindri dodas leju, mēs varam taisīt slēdzienu, ka svecei degot attīstījušies gāzejadie produkti smagāki par pašu sveci.

Zīm. № 12
Svara palielināšanās svecei degot.

Visu pievesto eksperimentu rezultātus sakopojot, varam teikt, ka degšanas produktu svārs ir lielāks par dedzināmo vielu svaru. Šis apstākļis stipri runā pretim flogistona teorijai, kura dedzināmo vielu uzskata par savienojumu, bet degšanas produktu (pelnus) par viņa sastāvdaļu. Šāds uzskats noved pie slēdziena, ka daļa ir lielāka par veselu—kas runā pretim loģikai.

Flogistona teorijas pretrunas.

Lai no šī stāvokļa atrastu izeju, flogistieši pieņēma hipotēzi, ka flogistonam ir negatīvs svārs. Šāda hipotēze tajos laikos neskaitījās nepielaižama un kā apstiprinājumu tai pieveda šādu eksperimentu.



Zīm. № 13
Šķietamā svara pamazinašanās caur sildīšanu.

Ja uz svāriem pakar stikla cilindri un, nostādījuši svarus līdzsvarā, to sildām ar gāzes degli, kauss ar cilindri paceļas augšup (zim. 13).

Šo faktu flogistieši pieveda kā pierādījumu tam, ka ar siltumu (flogistonu) savienojoties vielas top vieglākas, t. i. flogistonam ir negatīvs svārs.

Ja šim mēģinājumam piemērojam pareizu kritiku, tad jāatzīmē, ka karsejot gaisa blīvums pamazinas: caur to cilindrs ar sasildīto gaisu hidrostatiski paceļas aukstā gaisā līdzīgi tam, kā silts ūdens hidrostatiski paceļas aukstā ūdenī. Bez tam šeit svarā krit arī tas, ka silta cilindra ārpusē gaiss cirkulē no lejas uz augšu, kas dinamiski paceļ arī cilindri. Ķermeņu svāra un masas neatkarība no temperatūras tagad ir atzīta kā neapgājama patiesība.

Kad 1766 gadā Kevenđišs (Cavendish) pirmo reizi ieguva ūdeņradi un atrada, ka tas daudz vieglāks par gaisu, un sadegdams neka neatstāj, tad nāca uz domām, ka tas ir tīrs flogistons.

Lavuazje.

Visas minētās pretrunas kļuva pilnīgi novērstas, izceļoties jaunai, daudz vienkāršakai un noteiktakai teorijai. Šīs teorijas ģenialais dibinātājs — Antons Laurencis Lavuazje (Antoine Laurence Lavoisier, 1743–1794). Dīvainiem, varbūt, ne visai nejausēem apstākļiem sagadoties, šī ievērojamā revolūcija ķīmijā notika tāni pašā laikā un vietā, kur norisinājās lielākā politiskā revolūcija, kas lika pamatus mūsu laikos pastāvošām valdības formām.

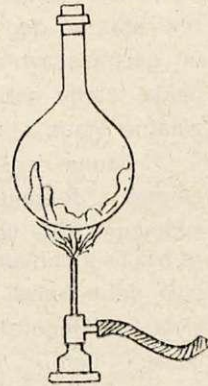
Lavuazje, Parizē pazīstama advokata dēls, pēc izglītības bij jurists. Tā kā tajos laikos sabiedriskais stāvoklis stāvēja cieši sakarā ar valsts dienestu, bet pēdejo vareja pirkt par naudu, arī Lavuazje tā iegādājās nodokļu ievāceja amatu, kas beidzot viņa likteni padarīja tik kļūmīgu. Šie amata pienākumi neaizņēma tam daudz laika, un tas, savām iedzimtām tieksmēm sekodams, nodevās savā privatlaboratorijā eksperimentāliem pētījumiem. Šeit tam palīdzīgu roku sniedza viņa jaunā, dedzīgā un apdāvinātā līdzstrādniece un dzīves biedrene, kura līdzīgā mērā bij ievērojama kā ar savu prātu, tā arī skaistumu. Lavuazjes kundzes zalonš tajā laikā bij zinātnisku disputu centrs, ap kuru pulcejš ne tikai Francijas Zinātnu Akadēmijas locekļi, bet arī citu zemju, sevišķi Anglijas, ievērojamākie zinātnieki, kad atradās Parizē. Visi jaunākie atradumi, jaunākās idejas nokļuva šajā zalonā in statu nascendi (tapšanas momentā).

Ap šo laiku dažādi zinātnieki bij sakrājuši bagātīgu eksperimentu krājumu, kas gaidīja ieronomies to ģenialo cilveku, kas prastu to izlietot. Šis ģenijs bij Lavuazje. Liktenis bij tam piešķiris laimīgo, zinātnes vēsturē tik reti sastopamo architekta lomu, kurš no citu sākrātā materiāla ceļ jaunu ēku. Lavuazje pamatojš uz citu zinātnieku, Reja un Maijo pētījumiem par degšanas produktu svāru, un Bleka, Kevenđiša, Pristleja un Šēles pētījumiem par jaunām gāzēm. Lidz šim nevienam

nebij pietiekoši drosmes no atsevišķiem atradumiem taisīt galigus slēdzienus un apvienot tos harmoniskā teorijā.

Šo drosmi pirmais pierādīja Lavuazje un stingri uzstājās pret flogistona teoriju. Kā izejas punkts jaunajai teorijai bij Lavuazjes eksperimenti par svāra maiņu degšanas procesos. Šajā ziņā kā pamats uzskatāms sekošs eksperiments.

Grūti kausejama stikla kolbā (zim 14) ieliek alvas papīri. Kolbu cieši aizbāž ar gumijas korķi un nosver uz svāriem. Pēc tam to sakarsē ar gāzes degli. Alva no sākuma kūst, tad sadeg, atstādama pelekus pelnus. Kad atdzisušu kolbu no jauna nosver, izrādās — tās svārs nav mainījies. Bet kad attaisa korķi, kolbā no ārienes ieplūst gāiss un tā paliek smagāka. Caur šo Lavuazje nāca pie slēdziena, ka vielas svārs nemainas, ja tā deg noslēgtā traukā, un tā tad: $\text{sādegušās vielas svārs} + \text{skābekļa svārs} = \text{degšanas produkta svārs}$.



Vielai degot svārs nemainas

Šeit mēs jau redzam izteiktu ķīmijas pamatā principu, un proti, māsas pastāvības principu, kuru Lavuazje formulēja šādos vārdos: „la nature ne fait rien de rien et la matiēre ne se perd point“, t. i. „dabā nekā, nērodas no nekā un viela (materiā) neizzūd“.

Zīm. № 14 Vielu svārs degot slēgtā telpā.

No materiājas pastāvības likuma viedokļa izejot, degšanas izskaidrojums jānotāda uz pavisam citiem pamatiem, kas pilnīgi preteji tiem, uz kuriem dibinājās flogistona teorija: Degšana ir nevis dedzināmo vielu sadalīšanās elementos, kā mācīja flogistieši, bet gluži otrādi: dedzināmo vielu savienošānās ar gāisa skābekli. Saprotāms, ka par elementiem tad vairs nevar uzlūkot degšanas produktus, kā metalu kaļķus, oglskābo gāzi, ūdeni u. t. t., bet gan dedzināmās vielas pašas par sevi, piemēram, metalus, ogli, sēru, fosforu u. c. Degšanas produkti ir šo elementu savienojums ar skābekli. Tik dziļa uzskatu pārmaiņa atgādina vēsturisko Kopernika radīto revolūciju astronomijā. Ieprekšējā, Ptolomeja, sistēma turejas pie uzskata, ka zeme ātrrodas centrā un ap viņu pa ļoti sarežģītiem ceļiem griežas saule un planetas. Koperniks, turpretim, sauli nostādīja planetu sistēmas vidū un, pieņēmdams ka zeme un citas planetas griežas ap sauli, pierādīja, ka šo planetu ceļi ir visai vienkārši, un, proti, aploces.

Degšana—dedzināmo vielu savienošānās ar skābekli

Vēstures kritikai jāatzīst, ka flogistona teoriju atmēta ne tapēc, ka tā izrādījās nepareiza, bet gan ka viņu vāreja apmainīt

pret jaunu, daudz vienkāršāku un labāku — skābekļa teoriju. Kā viena, tā otra neizskaidro mums degšanas parādību, t. i. neatbild uz jautājumu, kā pēc vielas deg, bet apraksta šīs parādības: apraksta kā vielas deg. Tomēr skābekļa teorija apraksta šīs parādības daudz vienkāršāk un ievēro vielu kvantitatīvās svaru attiecības, kamēr flogistona teorija kvantitatīvai novērošanai bij pilnīgi nederīga. Viena labā puse šai teorijai bij ta, ka viņa rēķinājās ar degšanas termiskajām (siltuma) parādībām, kā siltuma un gaismas avotu uzskatidama flogistonu. Šos jautājumus skābekļa teorija netika ievērojusi. Pagāja vairāk kā 50 gadu, kamēr zinātne viņus atrisināja.

Elementa
definejums.

Jaunā degšanas teorija dod arī jaunu un noteiktāku ķīmiskā elementa definejumu. Lietodams šo jēdzienu, kuram ķīmiskajā klasifikācijā tik liela nozīme, zinātnē pirmo reizi, Van-Helmonts pamatojās uz vielu savstarpīgo ģenētisko sakaru: pēc viņa definejuma „elements ir tāda viela, no kuras var iegūt citas vielas“. Ģenētisko principu Van-Helmonts un viņa piekritēji, flogistieši, lietoja instinktīvi, tā tad patvaļīgi. Nav vēl noteiktu pazīmju elementu atšķirt no savienojuma. Un tiešām, ja no metāla, viņu sadedzinot, var dabūt kaļķi, tad arī otrādi: kaļķi reducējot var iegūt atkal metālu. Acimredzot, jautājums: kas te ir elements — metāls, vai kaļķis, paliek neizšķirts. Lavuazje pirmais ielika elementa definejumā noteiktas kvantitatīvas pazīmes: vielas svaru. No šī redzes stāvokļa elements ir tāda viela, kura visos ķīmiskajos procesos dod produktus, kuru svārs ir lielāks, kā pati šī viela. Šis elementa definejums palika spēkā visu 19. gada simteni. Tikai jaunākie radija un citu radioaktīvo elementu pētījumi piespieda ievest šajā definejumā dažus aprobežojumus. Par tiem runāsim kādā turpmākā lekcijā.

Lavuazjes
nāve.

Uz elementa jaunā jēdziena Lavuazje dibināja visu ķīmisko vielu sistematiku, kuru tas konzekventi izveda savā ķīmijas mācības grāmatā. Tāpat Lavuazje izdarīja fundamentālus mēģinājumus cilvēka un dzīvnieku elpošanas procesu noskaidrošanai un nāca pie slēdziena, ka elpošana ir lēna degšana, t. i. savienošānās ar skābekli. Pašā darbu vidū viņu ķēra terora nežēlīgā roka, kurš toreiz Francijā, ar tēvijas glābšanu aizbildinādams, bet patiesībā savu nesaprašanu valsts lietās slēpdams, netaupīja upuru. Robespjēra valdības acis neatrada nozīmes ne Lavuazjes zinātniskie nopelni, ne līdzdarbība valdības komitejās un zemes aizsardzībā. Pietika niecīga apvainojuma, ka viņš kā nodokļu ievācējs karaļa laikā sekmejis tabakas īpašību pazeminašanos, lai viņu arestētu. Tā kā tajos laikos apvainojums bij līdzīgs nosodišanai, tad tie, kas saucās tiesneši, daudz nedomājuši piesprieda

tam nāvi. „La patrie n'a pas besoin des savants“ (tēvijai nevajaga zinātniekus) — ar šiem vēsturiskiem vārdiem tiesas priekšsēdētājs atbildeja aizstāvim, kas pieveda ģenialā pētnieka zinātniskos nopelnus. 22. floreali otrā Francijas republikas pastāvēšanas gadā ģenialā ķīmiķa galva krita zem giljotīnes. „Pietika ar vienu acumirkli, lai izdzēstu ta ģenija dzīvību, ko piedzimstam cilvece gaidīja veselus simteņus“.

Tresā lekcija.

Skābeklis Ozons.

Atrašanās — Pagatavošana teknikā. — Gaisa šķīdrišana. — Djuara (Dewar) trauki. — Gaisa sastāvs. — Skābekļa uzglabāšana. — Viņa pagatavošana laboratorijā. — Gāzu uzglabāšana laboratorijā. — Fizikalās īpašības. — Degšanas produkti. — Slēdzieni. — Lēna degšana — Luminescēncija. — Aizdeģšanās. — Temperatūras iespaids uz ķīmisko reakciju ātrumu. — Aizdeģšanās temperatūra. — Koncentrācijas iespaids uz reakciju ātrumu — Neizskaidrots izņēmums — Reakcijas aizturešana. — Skābekļa fizioloģiskā darbība. — Trūdešana un pūšana. — Izlietošana. — Ozona atrašana. — Viņa pagatavošana — Fizikalās īpašības. — Ķīmiskās īpašības. — Fizioloģiskā darbība. — Izlietošana. — Alotropija.

Flogistona teorija sabruka. Uz viņas drupām Lavuazjē Atrašanās uzcēla jaunu degšanas teoriju, kurā vidus punktu ieņem skābeklis. Šis elements, kas savienojas tieši gandrīz ar visiem citiem elementiem, ir dabā visizplatītākais. Viņu sastopam ne tikai mūsu planētas atmosfērā, bet arī zemes lodes šķidrā daļā — ūdenī, un viņas cietajā čaulā.

Gaisā skābeklis ieņem pēc tilpuma apmēram vienu piekto daļu (20,91%), un pēc svara 23,12%. Udens satur skābekļa 88,88% pēc svara. Minerāļos un iezos, kas sastāda zemes čaulu, skābekļa saturs caurmērā = 47%. Kā redzam, apmēram puse no zemes ārejās čaulas sastāv no skābekļa.

Tira skābekļa pagatavošanai vislētākais materiāls ir gaiss. Fabrikās tagad skābekli pagatavo gandrīz vienīgi gaisu šķīdinot un pakāpenisku destilējot. Gaisu šķīdumā pārvērst ilgu laiku skaitījās neatrisināms uzdevums aiz tā iemesla, ka pie parastās temperatūras pat pie visaugstākā, praktiski sasniedzamā spiediena tas nepārvērtas šķīdumā. 1869. gadā Endrjūs (Andrews) pirmais pierādīja, ka gāzes šķīdinot vajadzīgs ne tikai zināms spiediens, bet arī atdzesējums. Gaisu, kurā temperatūra augstāka par zināmu normu, nevar pārvērst šķīdumā. Šī maksimālā temperatūra, kurā sauc kritisko, gaisam ir — 141°. Tikai 1884. gadā Piktē (Pictet) un Kajetē (Cailletet) izdevās sasniegt tik zemu temperatūru gaisu piepeži izplēšot. Vēlāk Vrublevskis un

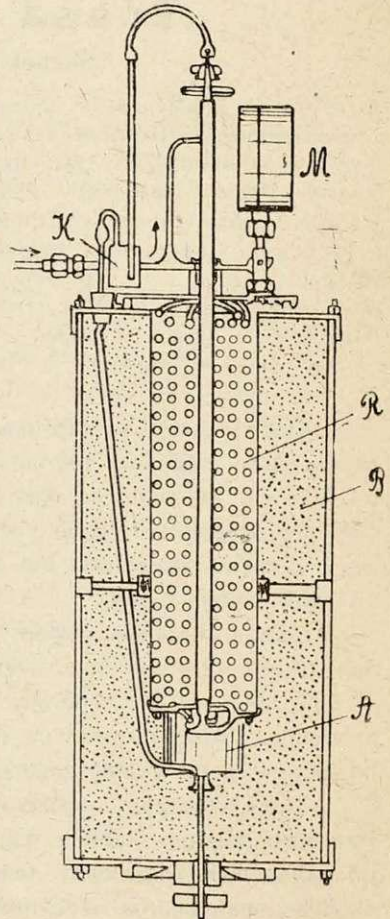
Skābekļa pagatavošana tehniskā.

Oiļevskis Krakovā gaisu un citas „pastāvīgās” gāzes šķidrīnāja jau lielākos apmēros. Fabriku praksē šo operāciju sāka izdarīt 1894. gadā, kad Linde (Vācijā) un Hampsons (Anglijā) bij izgudrojuši asprātīgas gāzu šķidrīnāšanas mašīnas, kas strādā uz gāzu izplēšanās principa pamata.

Gaisa šķidrīnāšana.

Hampsona mašīnai (zim. 15) ir daudz vienkāršāka konstrukcija. Gaisu, kas iepriekš attīrīts no ūdens tvaikiem un oglekļa skābes, ar gāzu spiežamo pumpi saspiež līdz 200 atmosferam. Saspiestais gaiss tālāk ieplūst saldejamā aparāta vidus caurulē.

No šejienas daļu gaisa izlaiž pa krānu, lai spiediens būtu vienmēr pastāvīgs. Gaisu, kas izlaižot izplēšas, novada spiralejadās caurulēs, kuras ieslēdz centrālo cauruli. No šejienas tas iet atpakaļ pumpi un atkārti šo ceļu no jauna. Pastāvīgi tādā kārtā cirkulēdams, pa krānu izplūsdams, gaiss katru reizi piepeži izplēšas. Šādi noslēgtā telpā izplešoties, tas pastāvīgi atdziest. Teoretiski katra atmosfēra temperatūru pazemina par $0,26^{\circ}$, tā tad 200 atm. dod -52° . Praktiski šis skaitlis ir stipri mazāks (jo krāns un caurules atdod siltumu) un ar sasniegto atdzesejumu nepietīktu, lai sasniegtu gaisa kritisko temperatūru. Tādēļ gaisam laiž vairākas reizes izplēsties, jo katra atsevišķā temperatūras pazemināšanās kopā dod jau vajadzīgo skaitli. Izplēties gaiss, pa spirāli pumpi atpakaļ iedams, ceļā sastop vēl neizplētušos gaisu un to atdziest. Pēdējais nokļūst pie krāna ar temperatūru, kuŗa par t° zemāka, nekā iesākuma temperatūra, un izplēzdamies par t° atdziestams, izplūst pie temperatūras, kuŗa jau par $2t^{\circ}$ zemāka, nekā iesākuma temperatūra. Nākošo reizi gaiss nokļūst pie krāna jau iepriekš par $2t^{\circ}$ atdziests: atdziestams atkal par t° , viņš aiziet ar tempe-



Zim. № 15.

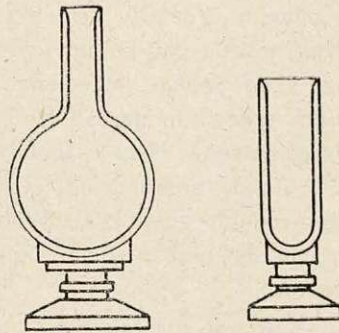
Hampsona gaisa šķidrīnāšanas mašīna

- A — šķidrā gaisa rezervuārs.
- B — izolācija.
- K — diferenc. manometris.
- M — manometris.
- R — spirālejadās caurules.

raturu par $3t^0$ zemaku, nekā iesākumā. Šos atdzesejuma etapus, kuŗi atsevišķi uzrāda visai niecīgu temperatūras krišanos, kopā ņemot, rodas iespēja pakāpeniski atdzesēt gaisu līdz — 140^0 , t. i. līdz viņa kritiskai temperatūrai. Līdz ko šī temperatūra sasniegta, gaiss iesāk sabiezēt un pa krānu tecedams sakrājas stikla traukā, kuŗam divkāršas sienas.

Šķidrāis gaiss ir kustīgs, iezilganas krāsas (kuŗu dod tam skābeklis) šķidrums. Ja gaiss nav iepriekš no ūdens tvaikiem un ogļskābes attīrīts, tad šķidrā veidā tas ir duļķains, jo šīs vielas tad atrodās tani kā cieti piemaisījumi. Šķidrāis gaiss zem parastā atmosfēras spiediena vāras pie— 191^0 , bet parastā temperatūrā tas ācūmirkli izgaro. Lai to uzglabātu šķidru un vispārīgi vielu aizsargašanai ātri sasilt, vaj atdzist, Djuars (Dewar) lika priekšā lietot stikla traukus ar divkāršām sienām, no kuŗu starptelpas rūpīgi izpumpēts gaiss (zim. 16). Tā kā tukša telpa nevadā siltuma, tad šādos traukos šķidrums ir ļoti labi aizsargāts no ārejā siltuma. Bieži tos vēl no iekšpuses apsudzabo, lai siltuma starus atspoguļotu. Djuara traukos šķidru gaisu var uzglabāt vairāk dienas.

Djuara trauki.



Zim. № 16 Djuara trauki.

1 kubikmetris sausa gaisa (1.000.000 kubikcentimetru) satur:

Gaisa sastāvs.

ūdeņraža	100 cm ³	(vārišanās temper.: — $252,5^0$)
slāpekļa	780.300 „	(„ „ — $195,5^0$)
skābekļa	209.900 „	(„ „ — $182,5^0$)
argona (un cit. cēlās gāzes)	9.400 „	(„ „ — $186,9^0$)
ogļskābās gāzes	300 „	(„ „ — 79^0)

1.000.000 cm³

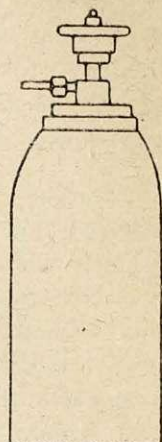
Šķidru gaisu destilējot vispirms atdalās gāzes, kuras vāras pie zemākas temperatūras: ūdeņradis, helijs, neons un slāpeklis, pēc tam skābeklis, un beigās paliek kriptonis un ksenons.

Destilācijas fabrikās ūdeņradi un heliju parasti izlaiž gaisā, un tikai daļu slāpekļa ievāc tehniskiem mērķiem (skat. lekciju par slāpekli). Skābekli ievāc atsevišķi, un tirdzniecībā to laiž saspiestā veidā.

Viena no lielākām fabrikām, kurā pagatavo skābekli augšminētā ceļā, atrodas Parīzē un pieder brāļiem Klodiem (Claude).

Skābekļa uzglabāšana

Gāzes zem parastā spiediena niecīgas svarā un ieņem lielu tilpumu, kapēc, lai ērtāki uzglabātu un pārvadātu, tās uzglabā saspīestā veidā līdz 100—200 atmosferam tērauda cilindros (zim. 17). Šādus cilindrus nākas laiku pa laikam pārbaudīt spiediena izturības ziņā, lai nenotiktu sprādzieni un ar tiem saistītie nelaimes gadījumi. Lai gāzi no cilindra izdabūtu, cilindra ventilu savieno ar gāzes novada cauruli un uzmanīgi griež ventilu: gāze zem pašas spiediena plūst ārā. Techniskajam skābeklim parasti piemaisītas arī citas gaisa gāzes, galvenā kārtā, slāpeklis.

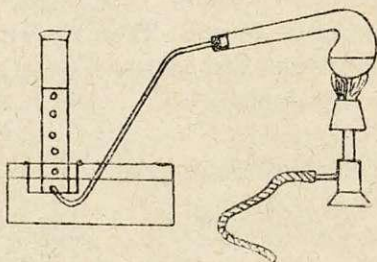


Zīm. № 17. Cilindris gāžu uzglabāšanai.

Daudz tirakā veidā skābekli iegūst kā blakus produktu ūdeņraža pagatavošanā ūdeni elektrolīzējot. Šo metodi tuvāk aplūkosim runājot par ūdeņradi.

Skābekļa pagatavošana laboratorijā.

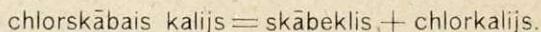
Laboratorijā skābekli pagatavo (zim. 18) no, tā saucamās,



Zīm. № 18. Skābekļa pagatavošana no $KClO_3$.

„Bertoleja sāls” jeb chlorskābā kalija. Šis savienojums sastāv no trīs elementiem: kalija, hlora un skābekļa. Šo sāli karsējot vispirms tā kūst, pēc tam sāk atdalīties gāzes burbulīši, tā ka rodas iespaids, itkā tā vāritos. Jzdalījušies gāze ir tīrs skābeklis. Reakcijas beigās retortā paliek balts pulveris, kas sastāv no kalija un hlora:

chlorkalījs. Mineto reakciju var izteikt šādā nolīdzinājumā:



Ši viela sāk sadalīties tikai pie augstas temperatūras, pēc sāls kušanas. No pašas reakcijas arī attīstās siltums, kapēc sadalīšanās process norisinās ļoti enerģiski: dažreiz pat notiek bistami sprādzieni (sevišķi, ja retortā iekļuvušas degvielas). Prakse pierādījusi, ka šī sadalīšanās notiek daudz regulārāki un pie zemākas temperatūras, ja chlorskābo kaliju iepriekš samaisa ar mineralu piroluzītu jeb mangana peroksīdu. Te novērojams divains fakts, ka šis minerals reakcijā nepārvēršas. Tas nepiedalās reakcijā ar chlorskābā kalija sāli, un arī pats nesadalās, bet darbojas tikai kā reakcijas paatrinātājs. Šis darbības mehānisms vēl līdz šim

nav izskaidrots. Šādas parādības tomēr sastopamas diezgan bieži. Visas viņas apzīmē ar vienu vārdu: katalīze (katalītisks jeb kontakta iespaids). Turpmākās lekcijās tiks pievesti vēl citi katalīzes piemēri.

Gadījumā, kad reakcijā iegūstamo gāzi izlieto tūlīt uz vietas, viņu uzglabā īpašā traukā. Tāds trauks redzams 19 zīmējumā. Viņš cieši noslēgts ar metala vāku, caur kuru iet divas caurules — viena īsa, otra gara — līdz trauka dibinam. Caurules no āra noslēdzas ar krāniem. Gara caurule savienota ar platu piltuvi, kurā ūdens. Sākumā attaisa abus krānus un trauku piepilda līdz pat krānam ar ūdeni. Pēc tam abus krānus aiztaisa un izskrūvē trauka apakšējā daļā aizbāzni (tā saucamo „tubusu“), ūdens laukā nelīst, jo to notura atmosfēras spiediens. Vajadzējot, ūdeni lejup un spiež gāzi laukā pa īso cauruli. Krānu regulējot gāzi iespējams izlaist ātrāki, vajadzējot arī lēnāki. Skābekli virs ūdens glabājot, viena daļa ūdeni izšķīst un tātad vietā stājas gāzes, kuras bij ūdeni izšķīdinājis: slāpekli, oglekļa dioksīdu. Lai uzglabātu skābekli tīrā veidā, kā arī lai uzglabātu tādas gāzes, kuras ūdeni izšķīst, ūdeni vietā jālieto dzīvsudrabs. Gāzu uzglabāšanai virs dzīvsudrava lieto tādas pat traukus, tikai daudz mazākus, jo dzīvsudrabs ļoti smags.

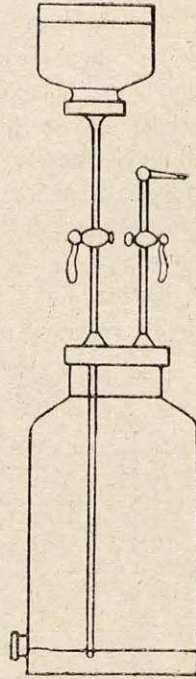
Parastos apstākļos skābeklis ir bezkrāsains un bezsmakas gāze. Viņu ieelpojot jūtama atdzīvošanās, bet pastāvīgi elpošanai tas nederīgs. Ūdenim, kurā tas izšķīdināts, nav noteiktas garšas; bet ūdens, kur skābekļa nemaz nav, mums izliekas negaršīgs. Skābeklis drusku smagāks par gaisu un, kā visas gāzes, daudz vieglāks par ūdeni: 1 litrs skābekļa pie 0° un normalā spiediena (760 m/m) sver 1,429 gr.

Skābekļa blīvums attiecībā pret ūdeni : 0,001429

„ „ attiecībā pret gaisu : 1,105.

Stipri atdzesejot skābeklis sabiezē iezilganā krāsā šķidrumā, kuram ir magnetiskas īpašības: magnēts to pievelk. Temperatūru vēl vairāk pazeminot, šķidrums skābeklis sasaldē baltā kristāliskā masā.

Gāzu uzglabāšana laboratorijā.



Zīm. № 19.
Gāzturis.

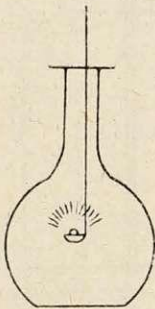
Skābekļa fizikālās īpašības.

Skābekļa kritiskā temperatūra	=	— 118,8°
„ kritiskais spiediens	=	50,8 atmosf.
„ vārišanās temperatūra	=	— 183° (pie 1 atm.).
Šķidra skābekļa blīvums	=	1.13 (pie — 183°).
Skābekļa sasaldēšanas temperatūra	=	— 218°.

Lielākais vairums elementu, kā arī ļoti daudz savienojumu skābekli deg ar spožu gaismu. Tas izskaidrojams ar diviem apstākļiem: pirmkārt, koncentrētā, t. i. tīrā skābekli reakcijas norisinās straujāki, kā atšķaidītā jeb gaisā (izņēmums novērojams pie fosfora, par ko runāsim vēlāk); otrkārt, reakcijā attīstītais siltums karsē tikai degšanas produktu, kamēr gaisā degot tiek karsets arī slāpekļis. Tapēc vielam tīrā skābekli degot sasniedz daudz augstāku temperatūru.

Degšanas produkti

Saskaņā ar L a v u a z j e s teoriju, ka degšana ir savienošanās ar skābekli, degšanas produkti ir dedzinamo vielu savienojumi ar skābekli.



Zīm. № 20. Ogles degšana skābeklī

Šie savienojumi vispārīgi saucas oksīdi jeb skābļi. Skābekli deg kā nemetali: ogle, sērs, fosfors, tā arī metali: nātrijs, kalcijs, magnijs, dzelzs. Šīs vielas iepriekš aizdedzina gaisā sevišķā dzelzs karotītē un tad iebāž cilindros ar tīru skābekli (zīm. 20)

Degšanas produktus novērodami, mēs nākam pie šādiem rezultātiem:

Ogle degot dod gāzi, kas šķīst ūdenī. Šis šķīdums ar barija hidroksīdu (kodīgo barītu) dod baltu nogulsni un zilo lakmusu nokrāso sarkanā krāsā. Šo gāzi sauc oglekļa dioksīdu jeb ogļskābo gāzi.

Ogleklis + skābeklis = oglekļa dioksīds.

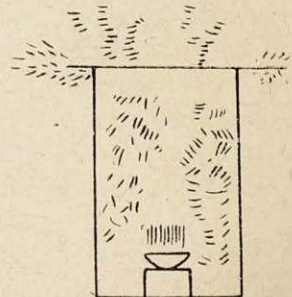
Sērs degot dod bezkrāsainu smacejošu gāzi, kas arī šķīst ūdenī. Šķīdums ar barija hidroksīdu dod baltu nogulsni un zilo lakmusu pārvērš sarkanā. Sēra degšanas produktu sauc sēra dioksīdu jeb sērains gāzi.

Sērs + skābeklis = sēra dioksīds.

Fosfors degdams attīsta baltus smacejošus dūmus (zīm. 21), kas šķīst ūdenī. Tāds ūdens šķīdums ar kodīgo barītu (šķīdumu) dod baltu nogulsni un zilo lakmusu nokrāso sarkanā. Fosfora degšanas produktu sauc fosfora pentoksīdu jeb fosfora anhidrīdu.

Fosfors + skābeklis = fosfora anhidrīds.

Nātrijs degot pārvēršas dzeltenā pulverī, kas šķīsdams ūdenī attīsta gāzes



Zīm. № 21. Fosfora degšana skābeklī.

gāzes burbuliņus. Ūdens šķīdums krāso sarkano lakmusu zilu. Nātrija degšanas produktu sauc nātrija peroksīdu jeb nātrija pārskābi.

Nātrijs + skābeklis = nātrija peroksīds.

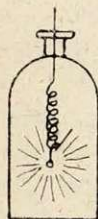
Magnijs deg ar apžilbinošu baltu liesmu. Baltais degšanas produkts ūdeni šķīst vāji. Šķīdums lakmusu krāso zilu. Degšanas produktu sauc dedzināto magnēziju jeb magnija oksīdu.

Magnijs + skābeklis = magnija oksīds.

Kalcijs degdams dod baltu vielu, kas tikai pa daļai šķīst ūdenī. Šo vielu sauc kalcijs oksīdu, un sarkano lakmusu tā krāso zilu.

Kalcijs + skābeklis = kalcijs oksīds.

Tērauda atspere skābekli deg ar spožu dzirksteļu fontānu (zim. 22), pie kam rodas brūns uzsedums, kas nešķīst ūdenī, bet gan koncentrētā sāļskābē un saucas dzelzs oksīds.



Dzelzs + skābeklis = dzelzs oksīds.

Lakmuss ir reaktīvs (reāģents) skābiu atšķiršanai no pretejas dabas vielām — sārmiem jeb bāzēm. Skābes nokrāso zilo lakmusu sarkanu, bet bāzes — sarkano lakmusu zilu.

No augšā pievestiem degšanas eksperimentiem

Zim. № 22. varam taisīt šādus slēdzienus:

Tērauda atspere degšana skābeklī.

1. Degšana ir savienošānās ar skābekli jeb slēdzieni. oksidešana.

2. Degšanas produkti jeb oksīdi ir vai nu skābas, vai bāziskas dabas.

3. Nemetālu degšanas produkti ūdens šķīdumā rada skābes.

4. Metālu degšanas produkti, ja tie šķīst ūdenī, rada, turpretim, sārmus jeb bāzes.

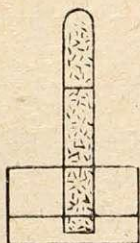
5. No degšanas produkta dabas iespējams nosacīt, kas jebkurā gadījumā dedzis: metāls, vai nemetāls.

Skābekļa (oxygenium) nosaukums cēlies no tam, ka Lavuazje to uzskatīja kā nepieciešamu visu skābju sastāvdaļu. Vēlāk tomēr izrādījās, ka šis uzskats nav pareizs. Istaais „skābju radītājs“ izrādījās cits elements — ūdeņradis. Tomēr vecais skābekļa nosaukums zinātnē paturēts.

Pievēstajos gadījumos degšana norisinājas ātri, izplatot gaismu un siltumu. Bet savienošānās ar skābekli var norisināties arī lēni, gaismas un siltuma nenovērojot.

Lēna degšana.

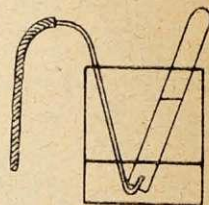
Cauruli (zim. 23), kurai viens gals aizkausēts, piepilda ar



Zīm. № 23. Lēna vaŗa oksideŗana.

vaŗa skaidiŗam un koncentretu amonjaku; tad aizbāŗ ar pirkstu un ieliek ar vaŗejo galu bļodiŗā ar amonjaka ŗķidumu. Tagad, caurulē skābekli ielaizdami, novērojam, ka pēc maza britiŗa ŗķidums paceŗas un paliek zils. Acimredzot, arī ŗeit notiek oksideŗana: skābeklis pazūds un vaŗa oksideŗanas produkts, amonjakā ŗķidsams, krāso to zilu.

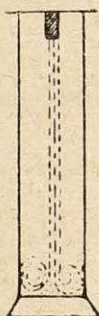
Lidzigs piemērs ir — pirogalola oksideŗana (zim. 24). Pirogalolu izŗķidina koncentretā kodigā kalijā, un ar ŗo ŗķidumu lidz pusei



Zīm. № 24 Lēna pirogalola oksideŗana.

piepilda cauruli. Otru pusi tajā ieŗem skābeklis. Ari ŗeit ŗķidrums caurulē lēni paceŗas, jo pirogalols oksideŗas un oksideŗanas produkts, izŗķidsams, krāso to brūnu. ŗajos gadījumos degŗana notiek tik lēni, ka attisttais siltums izklist un mēs to nenovērojam. Daŗos gadījumos tomēr ir manama vāja gaisma.

Luminescencija.

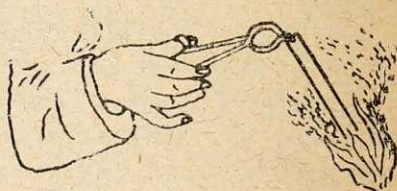


Zīm. № 25. Lēna fosfora oksideŗana.

Ja uz stikla platites uzmanīgi piestiprinam fosfora gabaliŗu un ieliekam cilindri ar gaisu (zim. 25), mēs redzam, ka tumsā fosfors spids. Bez tam no fosfora gabaliŗa uz leju krit balti dūmi, kuri ŗķīst ūdeni un krāso zilo lakmusu sarkanu. Tas pierāda, ka lēni degot attistas tie paŗi produkti, kas rodas vielai piepeŗi ŗadegot. Stārpība tikai reakcijas ātrumā. Zemā temperatūrā novērojamu spideŗanu sauc luminescenciju. ŗi parādība novērojamā arī dabā: jāŗtārpiŗu spiguŗošana, trūdoŗa koka, vecas gaŗas un zivju spideŗana nav nekas cits, kā ķimiska luminescencija.

Aizdegšanās.

Ja filtrpapira strēmeli saslapina ar fosfora ŗķidumu sēroglekli un tura ar lūķšām*), var novērot sekoŗo. No strēmelites atdalas balti dūmi, un pati strēmelite tumsā spids. Spideŗana paliek arvien spoŗaka un zinamā momentā strēmelite ar fosforu aizdegas



Zīm. № 26. Fosfora ŗķiduma sēroglekli paŗaizdegŗanas.

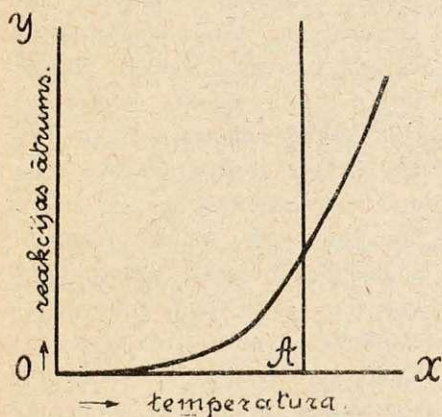
*) Ar fosforu jaapietas seviŗki uzmanīgi, jo tas gaisā pats no sevis aizdegas, un ļoti nāvigs. Tas jauzglabā pasāvīgi zem ūdens un nekādā ziŗā to nedrīkst turet pirkstos. Brūces, kas ceŗas ar fosforu apdedzinoties, ļoti grūti dziedejamas.

un sadeg (zim. 26). Šini mēģinājumā mēs skaidri redzam pāreju no lēnas oksidešanās ātrā sadegšanā. Un šī pāreja cieši saistīta ar temperatūru, kurai tik liels iespaids uz ķīmisko reakciju ātrumu.

Daudzie mēģinājumi pierāda, ka ķīmiskie procesi notiek jo ātrāki, jo augstāka savstarpēji iedarbojošos vielu temperatūra. Kad fosfora gabaliņu iepriekš atdzesē sniega un sāls maisījumā, tas gaisā sākuma nemaz nespīd, tikai pēc briža tas pamazām sāk spīdēt. Acīm redzams, ka temperatūru pazeminot oksidešanas reakciju var aizturet, bet paaugstinot — paātrināt.

Temperatūras iespaids uz ķīmisko reakciju ātrumu.

Agrākos mēģinājumos mēs bieži tikam novērojuši, ka oksidešanas reakcijās attīstas siltums. Ja oksidešana notiek lēni, šis siltums izklist pa daļai gaisam siltumu vādot, pa daļai izstarojot. Tikai ja reakcija norisinājas ļoti ātri, siltums nepaspēj apkārtņē izklist un vielas temperatūra paceļas. Reakcijas ātrums caur to vēl pieņemas un process norisinās paātrinātā gaitā, kamēr viena no reaģējošām vielām izbeidzas. Reakcijas ātruma atkarību no temperatūras var grafiski attēlot uz milimetru papīra. Uz abscisu asēs OX (zim. 27) ātmēro tik daudz milimetru, cik gradu zināma procesa temperatūrai. Jz ātrastā punkta A velkam perpendikulu,



Zim. № 27. Reakcijas ātruma atkarība no temperatūras. A = aizdedzes temperatūra

kura garums atbilst kādā zināmā vienībā izteiktam reakcijas ātrumam. Šādā ceļā varam atrast vairākus punktus, kurus savienojot iegūstam „reakcijas ātruma likni”. No šīs liknes var izvest interesantus slēdzienus. Pie zemām temperatūram, pa kreisi no A, reakcijas ātrums ir mazs, un tikai nedaudz mainās līdz ar temperatūru. Bet pie A temperatūras procesa ātrums ir tik liels, ka attīstītais siltums jau pietiekošs, lai viela aizdedztos. A temperatūru sauc aizdedzes temperatūru.

Šī ir tā temperatūra, līdz kurai viela jāsasilda, lai tālāk varetu pati degt. Protams, ka dažādām vielām ir arī dažāda aizdedzes temperatūra. Fosforam tā ir ap 60°.

Šis lekcijas sākumā redzējām, ka tirā skābekli vielas oksidejas daudz ātrāki, kā atšķaidītā, piemēram, gaisā. Ta ir vispārēja parādība. Reakcijas ātrums pieaug proporcionāli darbojošos vielu koncentrācijai. Ar šādiem ķīmisko procesu fizikalajiem likumiem pamatīgāki mūs iepazīstina fizikalā ķīmija.

Vielu koncentrācijas iespaids uz reakcijas ātrumu

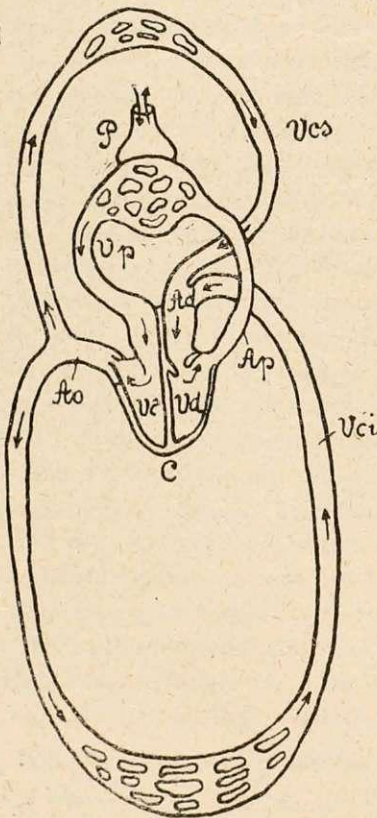
Neizskaidrots izņēmums.

Kā divains ša likuma izņēmums ir fosfora attiecība pret skābekli. Jau Tenars (Thénard) atrada, ka tirā skābekli fosfors nespīd, tā tad, protams, arī neoksīdējas, turpretim, retinātā, vai arī ar indiferentām gāzēm atšķaidītā (piem., gaisā), tas oksīdējas. Žuberts (Joubert) pierādīja, ka katrai temperatūrai ir savs noteikts „spīdēšanas spiedens“, virs kuŗa fosfors neoksīdējas. Pie 20° fosfors tirā skābekli sāk spīdēt, ja pēdējā spiedienu pamazina līdz 585 mm. Evans nāca pie slēdziena, ka pie šī spiediena oksīdēšanas ātrums sasniedz savu kulminācijas punktu, un pie augstāka spiediena tas kritas līdz pat nullei.

Reakcijas aizturešana.

Pret skābekli fosfors uzrāda vēl vienu citu divainu īpašību. Dažu gāžu un tvaiku mazākie piemaisījumi pilnīgi aptur fosfora oksīdēšanu. Jau agrāk iepazīnāties ar tādiem katalizatoriem, kas reakciju paātrina. Šīni gadījumā mums preteja parādība: reakcijas aizturešana. Šo parādību pirmais novēroja Grems (Graham). Turpmākie pētījumi (Cen tner š vera) pierādījuši, ka fosfora oksīdēšanu visai enerģiski aiztur dažī organiski joda savienojumi.

Skābekļa fizioloģiskā darbība



Zīm Nē 28.

Asins riņķošana cilvēka organismā.
Šēma. C = sirds P = plaušas.

„Dzīvošana ir — degšana!“ sacīja Lavuazje. Lai šī lēnā degšana varetu norisināties, vajadzīgs skābeklis. Patiesībā tas jauzskata kā visnepieciešamākais cilvēka barības līdzeklis. Neēdis un nedzēris cilvēks tomēr var iztikt vairākas dienas, bet gaisā, kur nav vairs skābekļa, kā cilvēks, tā arī dzīvnieki nobeidzas pēc dažām minūtem. Visi dzīvie organismi skābekli no gaisa uzņem caur asinīm. Asinis zem mikroskopa aplūkodami, novērojam tanis sarkanus ķermeņišus, kas satur ļoti koplīcētu savienojumu — hemoglobīnu. Šī viela, ar skābekli savienodamās, dod nestabilu savienojumu — oksihemoglobīnu.

Hemoglobīns + skābeklis =
oksihemoglobīns (1).

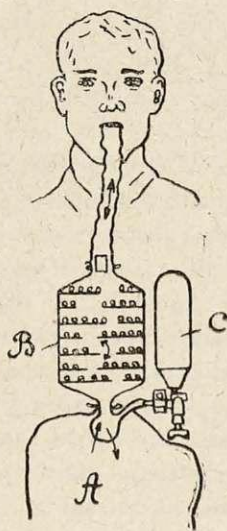
Oksīdējošos vielu vidē oksihemoglobīns atdod savu skābekli, pāriedams atkal hemoglobīnā. Te notiek preteja reakcija:

oksihemoglobīns = hemoglobīns + skābeklis (2).

Asins traukos nepārtraukto asins riņķošanu uztur sirds darbība. Sirds, šis brīnišķīgais asins pumpis, kā zināms, sastāv no četriem kambariem. No labās puses apakšējā kambara Vd (ventriculus dexter) (zim. 28) venu asinis tiek dzītas caur Ap plaušās P (pulmo). Šis asinis satur ļoti maz skābekļa un tapēc ir tumšas. Plaušās, kuras sastāv no ļoti sīkiem kapilariem, šis asinis caur kapilāru sienām uzņem no gaisa skābekli un paliek gaiši sarkanas (arteriju asinis). Šeit notiek reakcija (1): oksihemoglobīna rašanās. Arteriju asinis caur Vp nokļūst sirds kreisās puses augšējā kambarī As (atrium sinistrum), un no šejienes—apakšējā kreisā kambarī Vs (ventriculus sinister). Tālāk caur Ao (aorta) sarkanās, skābekli saturošās asinis izplūst pa visa organisma kapilariem, atdod skābekli dažādu orgānu audiem, un pieņem atkal tumšu krāsu. Venu asinis tiek uzsūktas caur Vcs un Vci (vena cava superior un vena cava inferior) augšējā labajā sirds kambarī Ad (atrium dextrum), no šejienes tās dodas labajā apakšējā kambarī un uzsāk no jauna savu riņķojumu plaušās. Sirds darbības apstāšanās pārtrauc arī skābekļa piegādi cilvēka miesas orgāniem un rada piepežu nāvi.

Oksidēšanas procesi organisma audos ļoti komplicēti. Plašāki tos aplūko fizioloģiskajā ķīmijā. Šajos procesos organismā kā katalizatori piedalās sevišķi „fermenti“, kurus sauc oksidāzus. Minēto procesu galā produkti tie paši, kas rodas audu vielām sadegot, un, proti: ūdens un ogleņskābā gāze. Viņus cilvēks izelpo no plaušām kopā ar gaisu. Pieaudzis cilvēks 24 stundās izlieto caurmērā 420 litru jeb 640 gramus skābekļa, un izelpo tāni pašā laikā 420 litru t. i. 880 gr. ogleņskābās gāzes.

Viss organisma oksidēšanas mehānisms piemērots tai skābekļa koncentrācijai, kas pastāv gaisā. Tādēļ tirā skābekli cilvēks ilgi nevar dzīvot. Tomēr dažos gadījumos (sirdij pārāk gausi strādājot, ar kaitīgām gāzēm sanāvejojoties) dziednieki dod elpot tīru skābekli, lai uzturētu dzīvības procesus (zim. 29). Gluži tāpat dzīvība izbeidzas, kad skābeklis nav pietiekoši koncentrēts: gaisa spiedienam līdz $\frac{1}{3}$ atm. pamazīnieties, jau iestājas nāve. Tagad kļūst saprotams, kāpēc augstos kalnos kāpdami ceļotāji bieži saslimst: augstajos gaisa slāņos spiediens daudz zemāks. Un arī otrādi: pie zemūdens darbiem ķesonos, zem paaugstināta spiediena strādnieki ilgi neiztur.



Zim. № 29.

Aizsarga maska ar elpošanas aparātu

- A — elpošanas maiss
- B — trauks ar kodīgo nātriju.
- C — Skābekļa balons.

Zivis un citi ūdens dzīvnieki uzņem skābekli no ūdens, kur tas izšķīdis lielākā vairumā, nekā slāpekli. Ūdenī, kur nav skābekļa, zivis nosmok.

Ari stādi nakti ieelpo skābekli caur lapām un izelpo ogļskābo gāzi. Bet dienu, saules gaismā, šis process kompensējas ar preteju, ar ko iepazīsamies vēlāk (skat. lekciju par oglekli).

Trūdesana
un pūšana

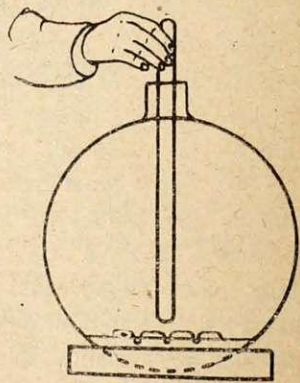
Nobeigušos dzīvnieku un stādu atliekas gaisā oksidejas un galu galā pārvēršas ogļskābā gāzē un ūdenī. Pie tam vēl bieži rodas arī citas smirdošas un veselībai kaitīgas gāzes. Ikdienas dzīvī šos procesus pazīst kā trūdesanu un pūšanu. Pastērs pierādīja, ka tie norisinās, aiz mikroskopiskām dzīvām būtnēm — bakterijām. Bez oksidejošām bakterijām, kuņas spēj attīstīties tikai gaisā (aerobu bakterijas jeb gaismīļi), pastāv vēl tādas, kuņas pilnīgi iztiek bez gaisa (anaerobu bakterijas jeb gaisnideji). Kā vienas, tā otras un sevišķi viņu attīstītie pūšanas produkti veselībai kaitīgi.

Skābekļa
izlietošana

Skābekli izlieto tehniskā augstu temperatūru iegūšanai: piem. metālu „autogēnā salodešanā“, platīnas kausēšanā un dārgakmeņu pagatavošanā. Ļoti daudz skābekļa izlieto tehniskos oksidešanas procesos: gaisa slāpekļa pārvēršanai slāpekļskābē (skat. slāpekli), etiķskābes pagatavošanai oksidējot etiķa aldehīdu, metalurģijā (skat. dzelzi) u. c. Medicīnā to izlieto ieelpošanai sanāvēšanās gadījumos ar kaitīgām gāzēm, plaušu un sirds dzīedešanai. Šķidru, ar degvielām samaisītu skābekli, — oksilīkvītu lieto kā spridzināmu vielu.

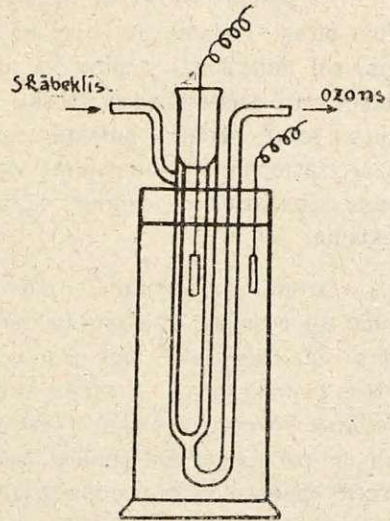
Ozona
atrasana.

1840 g. Schönbains novēroja, ka fosforam lēni oksidējoties (zim. 30), pēc reakcijas palikušais skābeklis uzrāda dažas jaunas īpašības: tam ir sevišķa smaka (kāda novērojama strādājošās elektriskās mašīnas tuvumā) un tas oksidē enerģiskāki, nekā parastais skābeklis. Piemēram, jodkalija šķīdumu šī gāze oksidē un atdala jodu. Rodas jautājums, vai tā ir kāda jauna gāze? Lai atbildētu, jāievēro sekošais. Viņa rodas no skābekļa, un sildot atkal pārvēršas skābeklī. Acīm redzot, te ir darišana ne ar kādu jaunu elementu, bet ar jaunu skābekļa veidu. Schönbains to nosauca ozonu (grieķu valodā nozīmē — ošanu). Lai ozonu pierādītu, lieto jodkalija un stērķeļu šķīdumā samērcētu papīra strēmeli. To mitru iebāz traukā, kur dažas stundas lēni oksidēties fosfors (zim. 30). Ozons oksidē jodkaliju un atdala jodu, kas ar stērķeļiem dod nestabilu zilas krāsas savienojumu.



Zīm. № 30
Ozona attīstīšanās fosforam lēni oksidējoties.

Technikā ozonu pagatavo augsta spraiguma izlādes strāvai. Ozona pagatavošana. darbojoties skābeklī, vaj gaisā. Šim nolūkam lieto specialu stikla aparatu (zīm. 31) ar divkāršām sienām, starp kurām plūst skābeklis.



Zīm. № 31. Simensa ozonizators.

skābekļa un ozona maisījums. Lai gāzes atšķirtu, maisījumu laiž šķidrā gaisā atdzesētā U — veidīgā caurulē. Ozons sabiezē pie augstakas temperatūras, nekā skābeklis, un tapēc paliek caurulē tumšzila šķidrumsa veidā, bet skābeklis aiziet gāzejads projam.

Ozons ir bezkrāsaina gāze ar raksturīgo smaku, tikai biezos slāņos tam gaiši zila krāsa. Gaisā ir iespējams pēc smakas noteikt jau $\frac{1}{500.000}$ ozona. 1 litris tīra ozona normalos apstākļos (0° un 760 m/m) sver 2,140 gr. Viņa blīvums, tā tad, 1 $\frac{1}{2}$ reizas lielaks, kā skābeklim. Caur to skābekļa pārvēršanās ozonā saistīta ar tilpuma pamazinašanos par $\frac{1}{3}$. Šķidrā ozona vārišanās temperatūra = — 119°.

Ozona fizikalās īpašības

Ozons ir nestabila (nepastāvīga) viela un sildot ātri pārvēršas skābeklī. Šķidrums ozons, ja tani iekļūst degvielas, spēj eksplodēt. Raksturīgākā ozona īpašība, ka tas oksidē dažādas vielas daudz enerģiskāk, nekā skābeklis. Sudrabs, kas parasti skābeklī neoksidejas, ozonā pārklājas ar brūnu sudraba oksīda uzsedrumu. Jodkalija šķīdumu ūdenī tas oksidē, atdalīdams jodu. Zilais indīgā šķīdums no ozona zaudē savu krāsu, jo šīs krāsas oksidēšanas produkts ir bezkrāsains. Melnais svina sulfīda papīrs (svina sulfīdu pagatavo no sērūdeņraža un svina cukura), ar ūdeni saslapināts, no ozona paliek balts*). Daudzas šās reakcijas

Fizioloģiskā darbība.

*) Ozons svina sulfīdu oksidē par baltas krāsas savienojumu — svina sulfātu.

pilnīgi līdzinas kāda cita savienojuma, ūdeņraža peroksida, reakcijām, par ko runāsim devītā lekcijā.

Ļoti atšķaidīts ozons uz organismu neatstāj sliktu iespaidu, bet gluži otrādi, ieelpots darbojas kā dezinfektors, nonāvēdams mikrobus; pat tādu lipīgu slimību kā tifa, koleras u. c. bakterijas. Pēc negaisa arī gaisā atrodas drusku ozona, bet tas ātri vien izzūd, jo gaiss satur daudz putekļu, kas ozonā oksidejas. Laikrakstos bieži sastopamie sludinājumi par vasarnīcām, kuŗu apkārtnes gaiss „bagāts ar ozonu“, protams, nav nekas cits, kā tikai reklāma.

Ozona izlietošana.

Ozonu lieto dzeramā ūdens sterilizācijai, t. i. attīrīšanai no veselībai kaitīgām bakterijām. Tam nolūkam ūdeni iepriekš filtrē un tad laiž tani ozonizētu gaisu, vaj skābekli. Lielākās ūdens ozonizēšanas iestādes atrodas Parīzē un Peterpilī. Sevišķi Peterpilī ozons ir stipri sekmejis koleras apkarošanu. Bez tam ar ozonu dažreiz ventilē teātrus, operzāles un auditorijas. Arī plaušu tuberkulozes dziedinašanā ozons lietots ar panākumiem.

Alotropija.

Nākošās lekcijās redzesim, ka arī daži citi elementi var pieņemt dažādus veidus, līdzīgi skābeklim. Bieži šie veidi spēj pārvērsties viens otrā. Šādas viena un tā paša elementa dažādas formas sauc par alotropiskām formām.

Ceturrtā lekcija.

Ķīmijas sistematikas pamati.

Pazīstamo elementu skaits. — Viņu izplatījums dabā. — Zemes kodola sastāvs. — Ķīmiskie simboli. — Metāli. — Nemetālu oksīdi. — Skābes. — Skābju anhidrīdi. — Metālu oksīdi. — Bāzes. — Sāļi. — Neitralizācija. — Neorganisko savienojumu vispārīgā shēma. — Pārejas (amfoterie) elementi. —

Pazīstamo elementu skaits.

Ķīmijas sistematikā par pamatu ņemts ģenētiskais princips — savienojumu rašanās no pamatvielām jeb elementiem. Pētot dabā atrodošās vielas, mineralus, zinātnieki nāca uz pēdam jauniem elementiem. Tā radās nepieciešamība jau pazīstamo elementu skaitu pastāvīgi palielināt. Ir pamats domāt, ka pašlaik sasniegtais elementu skaits jau tuvu savām robežām (skat. lekciju par radiju) un dabā atrodošies elementi (izņemot, varbūt, kādus piecus) jau visi mums zināmi. Pazīstami pavisam 87 elementi. Daudzi no tiem dabā ļoti reti sastopami un tapēc tos arī nekur neizlieto. Zemes čaulā visizplatītāki 11 elementi, kas iztaisa 99,5% no visām čaulas sastāvdaļām. Šo elementu relati-

Elementu atrašanās dabā

vais saturs redzams sekošā tabelē, kuŗu pēc ģeoloģiskiem pētījumiem sastādījis Klarks (Clarke).

Skābeklis : O	49,98 ⁰ / _o
Silicijs : Si	25,30 ⁰ / _o
Aluminijs : Al	7,26 ⁰ / _o
Dzelzs : Fe	5,08 ⁰ / _o
Kalcijs : Ca	3,51 ⁰ / _o
Magnijs : Mg	2,50 ⁰ / _o
Natrijs : Na	2,28 ⁰ / _o
Kalijs : K	2,23 ⁰ / _o
Ūdeņradis : H	0,94 ⁰ / _o
Titans : Ti	0,30 ⁰ / _o
Ogleklis : C	0,21 ⁰ / _o
	<hr/>
	99,59 ⁰ / _o

Tā tad pārējie 76 elementi zemes čaulā sastāda tikai 0,41⁰/_o. Neskatoties uz to, daudzus no tiem, piemēram, sēru, alvu un svīnu ik gadus iegūst lielos vairumos un plaši izlieto teknikā. Pēc tautsaimniecības likumiem ciešā sakarā ar šo elementu retumu stāv arī viņu tirgus cena.

Zemes kodolam, kas atrodas vēl šķidrā, ugunīgā veidā, protams, ir citāds sastāvs, nekā viņa pētījumiem pieietamai čaulai. Par to skaidri liecina tas, ka pēc jaunākām, noteiktiem aprēķiniem zemes blīvums līdzinājas 5,51. Tas stipri lielāks par zemes čaulas vidējo blīvumu. No tā jānāk pie slēdziena, ka zemes kodols galvenā kārtā sastāv no smagiem elementiem, vistīkamāk no dzelzs, kuŗas īpatnējais svārs šķidrā veidā ir 6,88. Bez tam vēl uz to norāda tas, ka zeme ir grandiozs magnēts, kuŗam ziemeļpols stāv tuvu ģeografiskajam dienvidpolam, un magnētiskais dienvidpols — tuvu ģeografiskam ziemeļpolam.

Zemes kodola sastāvs.

Visas mūsu zinības par citiem debess spīdekļiem norāda, ka tie sastāv no tiem pašiem elementiem, kas atrodami uz zemes. Meteorus analizējot, līdz šim vēl nav izdevies novērot šajos svešajos pasaulē vēstnešos elementus, kuŗi nebūtu uz zemes. Visvairāk tajos atrodama dzelzs. Šis elements, azim redzot, visizplatītākais ne tikai uz zemes, bet arī visā pasaulē. Pie tiem pašiem slēdzieniem noved dažādu zvaigžņu spektrālo līniju pētījumi. Par šīs metodes izlietošanu un panākumiem plašāki runāsim lekcijā par sārņu metāliem. Nav šaubu, ka vispārīgs elementu skaits, no kuŗiem celta pasaules ēka, ļoti aprobežots. Tas jāņem vērā katrā gadījumā, kad mēģina izskaidrot elementu izcelšanos.

Planētu sastāvs.

Saisinājuma pēc pieņemts elementus apzīmēt ar viņu latīņu valodas nosaukumu pirmiem burtiem. Piemēram, skābeklis latīņu valodā „oxygenium“, kapēc viņa simbols tiek apzīmēts ar burtu

Ķīmiskie simboli

O. Ūdeņraža (hydrogenium) simbols - H. Udeņraža un skābekļa savienojums jeb ūdens tiek apzīmēts: H_2O . Indekss „2” šajā formulā apzīmē ūdeņraža daudzumu pret skābekli, izteiktu sevišķās ķīmiskās svāra vienībās. Kad vairāku elementu nosaukumi iesākas ar vienu un to pašu burtu, tad izšķirības pēc tos apzīmē ar diviem burtiem; piemēram, sulphur (sērs), stibium (antimons) un stannum (alva) tiek apzīmēti šādi: S = sērs, Sb = antimons, Sn = alva. Turpmāk redzesim, ka elementu simboliem un savienojumu formulām ir daudz dziļāka nozīme, nekā tikai apzīmējumu saīsināšanā. Visus elementus pēc viņu kopīgām fizikalajām un ķīmiskajām īpašībām var iedalīt divās lielās grupās: metālos un nemetālos jeb metaloidos.

Metāli.

Metāli parastos apstākļos visi, izņemot dzīvsudrabu, sastopami cietā veidā. Viņu raksturīgākās īpašības: spožums un labi vadīt siltumu un elektrību, paaugstinātā temperatūrā kūst un visai augstā pārvēršas tvaikos. Lielākā daļa no tiem savienojas ar skābekli un pārvēršas oksīdos. Daži metāli, kā nātrijs un kalcijs, oksidējas parastās temperatūrās; citi, piemēram, dzelzs, svins, alva tikai karsējot sadeg, bet parastā temperatūrā ļoti lēni pārklājas ar oksīda kārtu jeb rūšē. Tikai nedaudzi metāli neoksidējas nekādā temperatūrā. Šādus metālus sauc cēlmetālus. Pie tiem pieder sudrabs, zelts un platīna.

Nemetāli.
(metaloidi).

Nemetāliem nav kopīgu raksturīgu pazīmju. Tikai metālu pazīmes: spožums, siltuma un elektrības vadišana viņos nav atrodamas. Daži parastos apstākļos ir gāzes (ūdeņradis, slāpekļis, hlors), citi atrodas šķidrā veidā (broms) un daudzi nemetāli ir cietas vielas (sērs, ogleklis, fosfors). Ari nemetāli dod oksīdus, pie kam daži deg, tieši savienodamies ar skābekli; citi, turpretim, nedeg, un viņu oksīdi pagatavojami netiešā ceļā no komplicētiem savienojumiem. Fluors ar skābekli nepavisam nesavienojas. Argons un citas retās gāzes, kas atrodas gaisā, nesavienojas ne ar vienu citu elementu, ne arī savā starpā. Viņas sauc cēlās gāzes.

Nemetālu
oksīdi.

Elementu oksīdi ir diezgan dabas. Nemetālu oksīdi viegli šķīst ūdenī, un ar pēdejo savienodamies rada oksīdu hidratātus. Šādi šķīdumi pēc garšas skābi un, kā redzējam iepriekšējā lekcijā, nokrāso zilo lakmusu sarkanu. Ta ir vesela vielu kategorija, kuņas tiek sauktas par skābēm*). Pazīstamas arī vēl citas krāsas, kuņas mainas zem skābju iespaida, un tapēc lieto kā skābju reaktīvus. Metiloranžs no skābēm paliek sarkans; bet fenoltaleīns skābos šķīdumos paliek bezkrāsains. Šādas vielas

*) Pastāv arī skābes, kas skābekļa nesatur.

sauc „indikatorus“, t. i. šķiduma rakstura norādītājus. Indikatoru reakcija ļoti jūtīga un novērojama visai atšķaidītos šķīdumos.

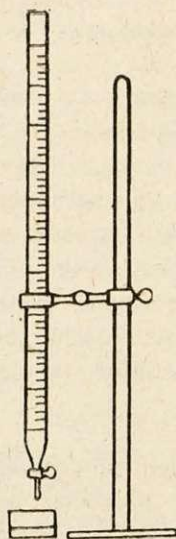
Galvenās laboratorijā pastāvīgi lietojamās skābes ir sekošās: Skābes.
sālsskābe, sērskābe un slāpekļskābe. Sālsskābe (HCl) ir smacejoša un gaisā kūp. Sērskābe (H_2SO_4) ir stingrs šķidrums, kas ūdeni šķīdams attīsta lielu siltumu. Viņa lielā mērā uzņem ūdeni un ūdens tvaikus, kapēc to izlieto gāžu sausešanai. Koks, papīrs un citas vielas no stādu un dzīvnieku valsts sērskābē pāroglejas. Slāpekļskābei (HNO_3) ir īpatneja smaka. Metāli tani šķīst un atdala brūnu gāzi; lielākā daļa organisku vielu tani sadalas. Visas šīs skābes saēd ādu, „sadedzina“ drēbi un ļoti nāvīgas.

Skābes zināmos apstākļos var atkal atdalīt ūdeni un pārvērsties nemetālu oksīdus. Piemēram, ogļskābe viegli pārvēršas ogļekļa dioksīdā, sērīnā skābe — sēra dioksīdā. Aiz šī iemesla nemetālu oksīdus sauc arī „skābju anhidrīdus“, kas nozīmē bezūdens skābes. Tā no ogļskābes mēs dabojam ogļes anhidrīdu (jeb ogļskābes anhidrīdu), no sērīnās skābes — sērīno anhidrīdu, no fōsforskābes — fosforanhidrīdu. Skābju anhidrīdi.

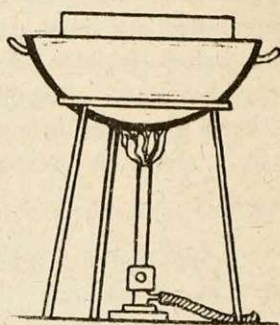
Metālu oksīdi ar ūdeni tāpat rada savienojumus, kurus sauc metālu hidroksīdus. Pa lielākai daļai metālu hidroksīdi ūdeni nēšķīst. Daži tomēr, piemēram, kalija, nātrija, barija un kalcija hidroksīdi šķīst ūdenī un piešķir tam „sārmainu“ garšu. Šie šķīdumi sarkano lakmusu krāso zilu, metiloranžu — dzeltenu, fenolftaleīnu vijoletu. Sevišķi jūtīga fenolftaleīna reakcija. Metālu oksīdi.

Metālu hidroksīdus sauc bāzes, bet tos, kas ūdeni šķīst, mēdz arī sārmus saukt. Visvairāk lietojamie sārmi: kodīgais kalijš jeb kalija hidroksīds (KOH), kodīgais nātrijs jeb nātrija hidroksīds (NaOH). Kalķūdens un barīta ūdens jeb kalcija hidroksīds— $Ca(OH)_2$ un barija hidroksīds — $Ba(OH)_2$. Ožamais spirts (NH_3) ar stipru, „elpu aizraujošu“ smaku ir amonjaka gāzes šķīdums ūdenī. Sārmi, it sevišķi kodīgais kalijš un nātrijs, visi nāvīgi, un saēd ādu un drēbi, ko liecina jau viņu nosaukumi. Bāzes.

Raksturīgi, ka skābes ar bāzēm savienodāmās rada neitralus produktus, t. i. tādus savienojumus, kuriem nav, ne skābas, ne arī sārmainas garšas, nekrāso indikatorus un nav kodīgi. Vispazīstamākais šāda veida savienojumu priekštāvis — parastā „vāramā“ sāls. Pēc analogijas arī visi citi skābju un bāžu savienojumi nosaukti sāļi. Sāļi.



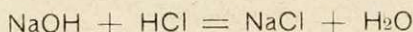
Zīm. № 32.
Skābju neitralizēšana ar bāzēm.



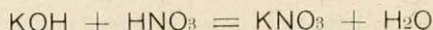
Zīm. № 33
Sāls šķīdumu iztvaicēšana uz ūdens vannas.

Pamazam lejot no biretes sālsskābi kodīgā natra šķīdumā (zim. 32), kas ar fenolftaleīnu nokrāsots violets, pēdējais noteiktā brīdī zaudē krāsu. Jēgūto bezkrāsaino šķīdumu mazā stikla bļodiņā (zim. 33) uz ūdens vannas visu iztvaicē. Pāri paliek balta kristaliska, sāļas garšas viela: chlornatrijs jeb vāramā sāls, kas pagatavota „sintētiski“. Analogiski no kodīgā kalija un slāpekļskābes pagatavojam slāpekļskābo kaliju (kalija zalpetri), bet no ožamā spirta un sālsskābes — chloramoniju (zalmiaku).

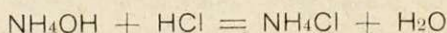
Šīs reakcijas var izteikt šāda šēmā:



(kodīgais natrijs + sālsskābe = chlornatrijs + ūdens).



(kodīgais kalija + slāpekļskābe = slāpekļskābais kalija + ūdens).



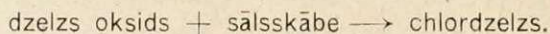
(ožamais spirts + sālsskābe = chloramonija + ūdens),

Bāzēm uz skābēm darbojoties attīstas kopā ar sāļiem arī ūdens.

Neitralizācija.

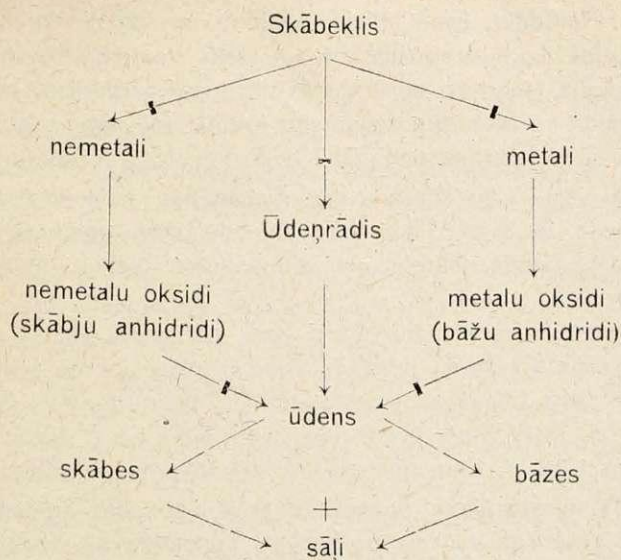
Kā redzam, skābju un sārmu savstarpejās darbības procesos rodas kristaliskas vielas, kuŗas pa lielākai daļai labi šķīst ūdenī. Šīs vielas ir „neitras“ (t. i. ne skābas, ne arī sārmainas dabas) un tapēc sāls pagatavošanas procesu sauc neitralizāciju.

Daudzi metālu oksīdi, kas rada ūdenī nešķīstošus hidroksīdus, spēj radīt šķīstošus sāļus, jo tie viegli šķīst skābēs. Piemēram, dzelzs oksīds, kuŗu iepriekšējā lekcijā ieguvam dzelzij skābekli degot, nav izšķīdināms ūdenī, bet gan sālsskābē. Šini gadījumā rodas brūns chlอร์ดzelzs šķīdums:



Šis process ir pilnīgi analogisks skābes un bāzes savstarpejai darbībai, tapēc to arī sauc neitralizāciju.

Galu galā rodas šāda šēma, kurā ietilpst lielākā daļa neorganisko savienojumu:



Neorganisko
savienojumu
vispārīga
šema.

Jaatzīmē, ka starp metaliem un nemetaliem nepastāv stingras robežas, bet novērojamas pakāpeniskas pārejas. Ūdeņradis, piemēram, ieņem vidus stāvokli starp nemetaliem un metaliem: pēc fizikalajām īpašībām tas atgādina nemetalu, bet savā ķīmiskā raksturā līdzinās metaliem. Ūdeņraža oksīds jeb ūdens, līdzīgā mērā uzskatāms gan kā skābe, gan arī bāze: aiz šī iemesla ūdenim neitrāla reakcija. Šādus elementus sauc amfoterus (divdabas) jeb pārejas elementus.

Amfoterie
elementi.

Pie amfoteriem elementiem pieskaitāmi arī daži metali, piemēram, alumīnijs, alva, antimons, chroms, mangans u. c. Pēc fizikalajām īpašībām tie gan ir metali, bet viņu oksīdiem un hidroksīdiem ir divējads raksturs: tie neitralizejas kā ar skābēm, tā arī bāzēm. Mēs redzam, ka minerālu valstī, tāpat kā dzīvajā dabā, novērojama pakāpeniska pāreja no vienas sugas indivīdiem otrā.

Piektā lekcija.

Ķīmijas pamatlikumi.

Ķīmisko parādību kvantitatīvie pētījumi. — Masas pastāvības likums. — Lomonosovs šī likuma atradejs. — Materijas pastāvības likums — eksperimenta rezultāts. — Svārs un masa. Novērtšanās no masas pastāvības likuma. — Ķīmiskie nolīdzinājumi. — Konstanto attiecību likums. Ķīmiska savienojuma definejums. — Vienkāršu skaitu likums.

Kad Lavuazje pieņēma masu kā vielas sastāva un ķīmisko reakciju pazīmi, ķīmijā sākās jauns, kvantitatīvo izmērojumumu laikmets. No šī brīža svāri kļuva galvenais laborato-

Ķīmisko
parādību
kvantita-
tīvie
pētījumi.

rijas rīks. Parādību kvantitatīvie pētījumi noveda pie ļoti svarīgu ķīmijas pamatlikumu atrašanas, dodot vietu matemātiskiem aprēķiniem; ķīmija tagad no aprakstošās zinātnes pārvēršas racionālā, kas dibinājas uz atsevišķu fenomenu iekšējo loģisko sakaru. Šos likumus vispirms atrada empiriskā ceļā, t. i. caur eksperimentiem.

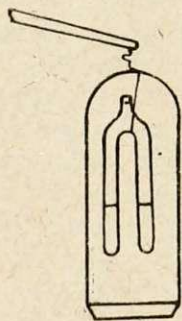
Tikai vēlāk viņu loģiskās nepieciešamības noskaidrošanai radīta hipotēze. Šajā lekcijā ķīmijas pamatlikumus aplūkojam viņu empiriskā veidā: teoretiskais pamatojums sekos atomteorijai veļtītā lekcijā.

Masas
pastāvības
likums.

Pirmo ķīmijas pamatlikumu, kas pazīstams kā „masas pastāvības (neiznīcības) likums“, vispirms proklameja ģenialais krievu zinātnieks un literāts Lomonosovs jau 130 gadus agrāk, nekā viņu ievēda ķīmijā Lavuāzje. Savā vēstulē Eīleram 1748 g. Lomonosovs formulē šo principu šādi:

„Всѣ превращенія, происходящія въ природѣ, происходятъ такъ, что если гдѣ-нибудь что-нибудь прибываетъ, то одновременно въ другомъ мѣстѣ что-нибудь убываетъ въ равной мѣрѣ. Слѣдовательно, если одному тѣлу сколько-нибудь матеріи прибываетъ, то другое тѣло столько же ея теряетъ. Это общій законъ природы“.

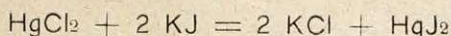
Peterburgas Zinātņu Akadēmijas laboratorijā, kas ierīkota pēc Lomonosova paša plāniem, caur neskaitamiem eksperimentiem tas nāca pie ša likuma apstiprinājuma. Tikai šo eksperimentu rezultāti palika pa daļai nenodrukāti un netika darīti arī pietiekoši zināmi. Tikai 1904 g. B. N. Menšutkins (Меншуткинъ) tos izcēla no arhīvu putekļiem un ar to pierādīja Lomonosova pirmtiesības šī svarīgā dabas likuma atrašanā.



Zīm. № 34.
Masas pastāvības
likuma pierādījums
ķīmiskās reakcijās

Lavuāzje, protams, neka nezinaja par Lomonosova pētījumiem un pilnīgi patstāvīgi nāca pie slēdziena, ka reakcijas produktu masa vienāda vienmēr ar izejas vielu masu, jeb, citiem vārdiem, matērija tikai veidojas, bet nekas nezūd un nevaļrojas.

Šo likumu sevišķi skaidri pierāda šāds eksperiments. U-veidīgas caurules (zīm. 34) vienā stobrā ielejam chlordzīvsudraba (sublimāta) ūdens šķīdumu, bet otrā jodkalija ūdens šķīdumu. Tad cauruli aizbāzam un nosveram uz jūtīgiem svariem. Pēc tam cauruli apgrīež otrādi, lai abi šķīdumi samaisas. Redzam, ka notiek reakcija, kuļņas rezultāts ir sarkans joddzīvsudraba nogulsnis:



chlordzivsudrabs + jodkalijs = chlorkalijs + joddzivsudrabs.

Pēc reakcijas, cauruli no jauna nosverot, pārlicināties, ka vielu svars reakcijā nav mainījies.

Daži ir tajos uzskatos, kā masas pastāvības likums, ko mēdz saukt arī materiijas neiznicības likumu, ir loģiska nepieciešamība jeb prātniecības rezultāts: jo, viņi saka, nevar taču pieļaut, ka materiija izzustu. Vispirms, viņi piemirst, ka šis prāta slēdziens dibināts uz pieņēmuma, ka materiijas daudzums mērīts ar viņas masu. Patiesībā, dzīves ikdienībā vielas mēro arī pēc tilpuma. Un ja nu arī šīni gadījumā kā materiijas „daudzuma“ mēru pieņem viņas tilpumu, tad materiijas neiznicības likums nav vairs spēkā: reakcijas produktu tilpums nebūt nav vienāds ar izejas vielu tilpumu, bet visbiežāk tas reakcijā paliek mazāks.

Materijas pastāvības likums-eksperimenta rezultāts.

Pieņēmumu, ka masa ir materiijas daudzums dotā tilpumā, mehanikā ievada **Nutons** (Newton). Tas atstāja lielu iespaidu uz turpmāko fizikas un ķīmijas attīstību. Svārs ir masai proporcionāls lielums, un, proti: spēks, ar kādu doto vielu zemes zināmā vietā pievelk. Svāru noteik nolidzinājums:

Svārs un masa.

$$\text{svars} = \text{masa} \times \text{pātrinājums}.$$

Tā kā ķermeņu krišanas pātrinājums, atkarībā no vietas ģeogrāfiskā platuma un stāvokļa virs jūras līmeņa, var būt dažāds, tad arī ķermeņu svārs, saskaņā ar šiem apstākļiem, var mainīties. Uz 45° platuma, jūras līmeņa augstumā pātrinājums ir 980,6 centimetri sekundē. Šādos apstākļos ķermeņu svārs, izteikts absolūtās vienībās, būtu sekošs:

$$\text{svars} = \text{masa} \times 980,6 \text{ dinas}.$$

Tomēr ķīmijā nerēķinājas ar šādu svāru mainīšanos un „materiijas daudzumu“ apzīmē tieši ar vielas svāru.

Ja pieņemam, ka materiijas neiznicības likums ir eksperimentu rezultāts, tad ceļas jautājums, cik noteikts šis likums.

Novērsšanās no masas pastāvības likuma.

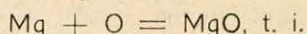
Tas apstākļi jaunākā laikā radījis ar lielāko akurātību nostādītus mēģinājumus pirmā ķīmijas pamatlikuma noteiktības robežu nosacīšanai. **Landolta** un **Heidveilera** (Heydweiller) pētījumi pierādījuši, ka kļūdas, kuras pieļauj masas pastāvības likums, nepārsniedz 0,0001%. Dažas šajos eksperimentos novērotās starpības, ko drusku lielākas par iespējamām mēģinājuma kļūdam, vēl līdz šim nav atradušas pienācīgu izskaidrojumu.

Ja nu, tādā kārtā, masas pastāvības likums praktiski izrādās noteiktāks, nekā jebkurš cits no pazīstamiem fizikas un ķīmijas likumiem, tad teoretiski jānāk pie gala slēdziena, ka materiijas neiznicības likums absolūti noteikts nevar būt. Tā, piemēram,

„relativitates princips“, kuŗu beidzamā laikā ievēdis fizikā Einšteins (Einstein), nāk pie slēdziena, ka ķermeņa masa atkarajas no viņa kustības ātruma. Nelielos ātrumos, ar kādiem mēs pastāvīgi darāmes, šī maiņa nav novērojama, bet tikko ķermeņa ātrums pārsniedz 100.000 kilometrus sekundē, t. i. tuvojas gaismas ātrumam, viņa masa ievērojami pieaug. To eksperimentāli pierādījis Kaufmans pie elektroniem (sk. lekciju par radiju).

Ķīmiskie
nolidzinā-
jumi.

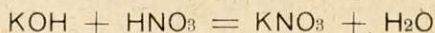
Neatkarīgi no šiem teoretiskajiem prātojumiem, eksperimentālā ķīmijā masas pastāvības likums ir visu ķīmisko aprēķinu ciešs pamats. Ķīmiskie nolidzinājumi, kas šēmatiski izteic ķīmiskās pārvēršanās, ir masu vienādības. Piemēram, magnija degšana izteicas nolidzinājumā:



magnija masa + skābekļa masa = magnija oksida masa. Ja šādā nolidzinājumā visi locekļi, izņemot vienu, zināmi, tad pēdejo var aprēķināt no reakcijas nolidzinājuma. Tā, piemēram, pietiek, ja mēs nosveram magniju (svars = b), lai varetu aprēķināt degšanā izlietotā skābekļa svaru (x). Jo pēc masas pastāvības likuma:

$$\begin{aligned} a + x &= b, \text{ tapēc} \\ x &= b - a. \end{aligned}$$

Šādus aprēķinus pastāvīgi lieto kvantitatīvā (daudzuma) analizē. Tā kā visos eksperimentos elementi kā tādi nemainas, tad masu vienādība attiecināma ne tikai uz vielu kopzumu, bet arī uz atsevišķiem elementiem. Tapēc varam sacīt, ka katra elementa masas kopums nolidzinājuma kresajā pusē vienāds ar tā pašā elementa masas kopumu nolidzinājumā labajā pusē. Tapēc pagājušās lekcijas kodīgā kalija un slāpekļskābes neitralizācijas reakcijā:



skābekļa masai kodīgajā kalijā un slāpekļskābē jābūt vienādai ar skābekļa masu slāpekļskābē kalijā un ūdenī. Sacitais, protams, attiecas arī uz ūdeņradi un visiem citiem savā starpā reaģejošo vielu elementiem. Šis likums pastāvīgi jāievēro sastādot ķīmiskos nolidzinājumus.

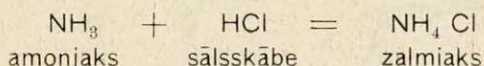
Konstanto
attiecību
likums.

Iepriekšējo lekciju degšanas eksperimenti mums māca, ka ķīmiskos procesos vielas piedalas pilnīgi noteiktos daudzumos. Svece deg tikai, kamēr gaiss satur brīvu skābekli; kad viss skābeklis izlietots, svece nodziest. Un arī otrādi: ja pārsvarā gaiss, svece visa izdeg, un pāri vēl paliek skābeklis. Caur daudziem eksperimentiem ir nākts pie slēdziena, ka „katrā ķīmiski tirā savienojumā elementi, no kuriem tas sastāv, atrodas konstantā attiecībā“.

Šo tēzi, kuŗu pirmais izsacīja franču ķīmiķis Josefs Pru (Joseph Prust, 1799) un kuŗa pazīstama kā konstanto attiecību likums var eksperimentālā ceļā pārbaudīt, neitralizejot skābes. Šim nolūkam lietosim tā saucamos „normalos“ amonjaka un sālsskābes šķīdumus. Tādi šķīdumi vienādos tilpumos satur vielas uz mata tādos daudzumos, kuŗi savienojas viens ar otru bez pāri palikuma. Trīs nosvertās bļodiņās ielejam no divam graduētām caurulem (salīdz. zīm 32, 44 l. p.) šādus maisījumus:

pirmajā bļodiņā	10 cm ³	amonjaka	+	10 cm ³	sālsskābes
otrajā	10 cm ³	„	+	20 cm ³	„
trešajā	20 cm ³	„	+	10 cm ³	„

Katrā bļodiņā iepilinam dažus pilienus metiloranža. Redzam, ka pirmajā bļodiņā šķīdums ir neitrals, otrajā tas rada skābu reakciju, bet trešajā — bāzisku. Pēc tam, visus trīs šķīdumus uz ūdens vannas iztvaicēdami, un bļodiņas ar dibinā palikušo sāli (zalmiaku) nosverdami atrodam, ka visās trīs bļodiņās zalmiaka svars vienāds, neskatoties uz to, ka sākumā reaktīvu daudzums katrā bij dažāds. Ja nu tagad visās bļodiņās sāli izšķīdinām ūdeni pielejot metiloranžu, tad šie šķīdumi ir pilnīgi neitrāli. No tā mēs nākam pie slēdziena, ka neitralizācijas reakcijā:



dotais amonjaka daudzums savienojas tikai ar pilnīgi noteiktu daudzumu sālsskābes. Ja amonjaks atrodas pārsvarā, tas neieiet savienojumā, bet izgaro līdz ar ūdeni; gluži tas pats notiek ar lieko sālsskābi.

Nebūtu šeit lieki aizrādīt uz to lielo nozīmi, kāda šim likumam ikdienas dzīvē. Tikai caur šo likumu mēs varam atšķirt tīras vielas no viltotām, t. i. varam pateikt, vaj dotai vielai ir piejauktas kādas citas, mazāk vērtīgas vielas. Piemēram, zoda jeb ogļskābais nātrijs, kā zināms, satur pilnīgi noteiktus daudzumus nātrija un ogļskābes. Viss pārējais, kā arī vienas, vaj otras sastāvdaļas pārsvars, uzskatāmi kā piemaisījumi. Piens nav ķīmiskais savienojums, bet maisījums. Tadēļ viņa sastāvs dažās robežās var mainīties: piena viltojumu jau grūtāk noteikt.

Konstanto attiecību likums, acīmredzot, tikpat noteikts, kā masas pastāvības likums. Štasa pētījumi to pilnīgi apstiprina un pierāda, ka savienojumu sastāvs neatkarīgs no viņu pagatavošanas metodes. Pateicoties šim apstāklim, konstantais sastāvs ir ķīmiskā savienojuma kritērijs. „Ķīmiskus savienojumus mēs saucam tādas vielas, kuŗu sastāvdaļas atrodas nemaināmās attiecībās“ Ši pazīme izšķir „ķīmiskos savienojumus“ (individus) no

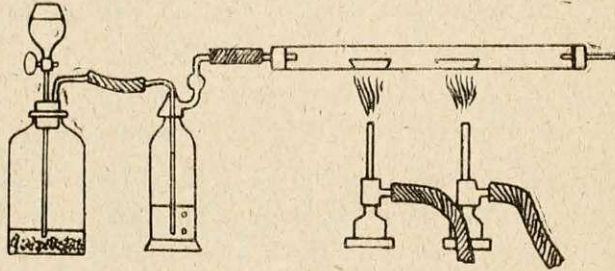
Ķīmiskā savienojuma definējums.

citām sistemām, kā: „šķīdumiem“ un „maisījumiem“. Jaatzīmē tomēr, ka arī šeit novērojamas pārejas, kuru dēļ robeža starp ķīmiskiem savienojumiem un šķīdumiem dažreiz izdziest. Pie šādiem gadījumiem jāpieskaita skābju un dažu sāļu šķīdumi ūdenī, daži metālu kausējumi un citas sistēmas, par kurām atsevišķi runās vēlāk. Visos šajos gadījumos grūti pateikt, vai mums darišana ar ķīmiskiem savienojumiem, vai ar mehāniskiem maisījumiem.

Vienkāršu
skaitu
likums.

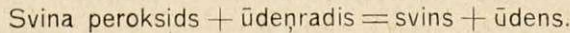
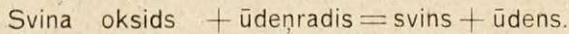
Bieži novērojami gadījumi, kad vieni un tie paši elementi rada vairākus dažāda sastāva savienojumus. Tā, piemēram, kad ogle deg gaisam nepietiekoši pieplūstot, bez ogļskābās gāzes vēl attīstas oglekļa oksīds. Fosforam gaisā lēni oksidējoties rodas nevis pentoksīds, bet fosfora trioksīds. Sēra dioksīds zem platinas katalītiskā iespaida oksidējas sēra trioksīdā.

Svins ar skābekli rada vairākus savienojumus. Vienu no tiem dzeltenā krāsā—sauc svina oksīdu (mastika), otru, tumši-brūno pulveri—svina peroksīdu. Jēberam divās smalki nosvertās porcelāna siliētēs 5 gr. no abiem savienojumiem, ieliekam siliēti ar šiem pulveriem grūti kausējama stikla caurulē un laižam tai cauri



Zīm. № 35. Svina oksīda un peroksīda reducēšana ar ūdeņradi.

ūdeņradi, ko isgūstam atsevišķā aparātā, iedarbojoties atšķaidītai sālsskābei uz cinku (zīm. 35). Kad ūdeņraža gāze visu gaisu no caurules izspiedusi, sākam to karstēt ar diviem gāzes degļiem tānīs vietās, kur atrodas siliēti. Pēc kāda laika pulveri abās siliētēs „reducējas“ par metālisku svinu:



Ūdens, kas šīnī reakcijā attīstas, pa daļai rasas veidā nogulstas uz caurules vēsajām sienām, pa daļai pa tās vaļejo galu izgaro. Kad reakcija beigusies, cauruli atdzesē ūdeņraža straumē un pēc tam nosver abas siliēti. Silišu svaru atrēķinot, dabonam zināt, cik svina abos gadījumos iegūts. Rezultāti:

Svina oksīda svars 1 siliētē	5,000 gr.
Svina svars 1 „	4,642 „
Skābekļa svars 5 gramos svina oksīda	0,358 gr.

Tā tad uz 1 gr. skābekļa svina oksidā : 12,89 gr. svina,
 Svina peroksida svars II siltē 5,000 gr.
 Svina svars II „ 4,331 „

Skābekļa svars 5 gr. svina peroksida . 0,669 gr.

Tā tad uz 1 gr. skābekļa svina peroksidā : 6,464 gr. svina.
 Aprēķinot svina svaru (uz 1 gr. skābekļa) attiecības abos
 oksidos, dabonam :

$$\frac{\text{Pb svars oksidā}}{\text{Pb svars peroksidā}} = \frac{12,89}{6,464} = 1,994.$$

Dabutais skaits ir ļoti tuvu 2. Starpība izskaidrojama ar
 eksperimenta kļūdam.

Sekojoša tabelē redzams dažādu oksīdu sastāvs.

Tabele I.

Uz 1 gr. skābekļa:	Attiecība.
Oglekļa dioksidā : 0,375 gr. C. } Oglekļa oksidā : 0,750 gr. C. }	1 : 2
Sēra dioksidā : 1,000 gr. S. } Sēra trioksidā : 0,666 gr. S. }	
Fosfora pentoksidā : 0,775 gr. P. } Fosfora trioksidā : 1,292 gr. P. }	3 : 5
Vaŗa oksidā : 3,95 gr. Cu. } Vaŗa oksidulā : 7,90 gr. Cu. }	
Dzelzs oksidā : 2,33 gr. Fe. } Dzelzs oksidulā : 3,50 gr. Fe. }	2 : 3
Dzīvsudraba oksidā : 12,5 gr. Hg. } Dzīvsudraba oksidulā : 25,0 gr. Hg. }	
Svina oksidā : 12,95 gr. Pb. } Svina peroksidā : 6,47 gr. Pb. }	2 : 1

No augšminētā eksperimenta un pievestās tabeles varam
 izvest šādu likumu,

„Ja divi elementi A un B viens ar otru rada
 vairākus savienojumus, tad A elementa daudzum;
 šajos savienojumos uz elementa B vienu svāra
 daļu, attiecas viens pret otru, kā vienkārši veseli
 skaiti“.

Šis likums, kuŗu 1808 g. atrāda Daltons, pazīstams kā
 vienkāršu skaitu likums.

Vienkāršu skaitu likums nebūt nerunā preti konstanto attiecību
 likumam, bet gluži otrādi: to paplašina. Kā konstanto attiecību, tā

āri vienkāršu skaitu likums ir svarīgākās pazīmes, pēc kurām atšķir ķīmiskos savienojumus no šķīdumiem. Pēdejo sastāvs var svarīties zināmās robežās nepārtraukti, (piem. cukura šķīdums), savienojumu sastāva maiņa, turpretim, ja tāda notiek, tad tikai lēcieniem.

Sestā lekcija.

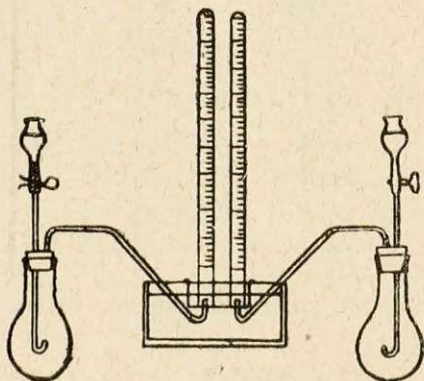
Ķīmijas pamatlíkumi (turpinājums).

Ķīmisko ekvivalentu líkums. — Sāļu neitralitātes líkums pie divkāršas apmaiņas. — Analogija ar metalu cenu. — Ekvivalentu un atomsvārs. — Atomsvāra lieluma izvēle. — Valence. — Atomsvāru aprēķināšana. — Dulonga (Dulong) un Pti (Petit) líkums. — Atomsvāru tabele. — Atomsvāru praktiskā nozīme. — Ķīmisko simbolu kvantitatīvā nozīme. — Ķīmiskās formulas. — Formulas svārs. — Vienkāršu tilpumu líkums. — Ķīmijas pamatlíkumu kopsavilkums.

Ķīmisko ekvivalentu líkums.

Ceturto pamatlíkumu, kurš pazīstams kā ķīmisko ekvivalentu líkums, atrada Richters. Šis líkums izvedams iz sekoša vienkārša eksperimenta.

Trīs kolbās ieliekam katrā pa gabaliņam viena daļaruma (apm. 0,8 gr. katra) magnija lentas, aizbāžam tās ar gumijas korķiem, kuŗos izurbti divi caurumi. Pēc tam caur piltuvēm piepildam kolbas ar destiletu ūdeni tā, lai tanis, kā arī gāzsānvada caurulēs nepalíktu gaiss (zīm. 36). Cauruļu vaļejos galus ieliekam pneimatiskā vannā zem otrādi apgrieztiem, ar ūdeni piepildītiem mērcilindriem (zīmējumā vienkāršības dēļ parādītas tikai divas kolbas). Tagad atdaram piltuvju aizspiedņus un pirmajā kolbā ielaižam atšķaidītu sālskābi; otrajā kolbā — atšķaidītu sērskābi, bet trešajā — atšķaidītu etiķskābi; pēc tam aizspiedņus atkal aizdaram. Visās



Zīm. № 36.
Ūdeņraža izvietošana no skābēm ar magniju.

trīs kolbās notiek magnija šķīšana un ūdeņraža gāzes izdalīšanās pēc sekošiem reakcijas nolīdzinājumiem:

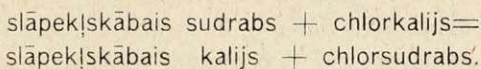
- I. Magnijs + sālskābe = chlormagnijs + ūdeņradis.
- II. Magnijs + sērskābe = sērskābais magnijs + ūdeņradis.
- III. Magnijs + etiķskābe = etiķskābais magnijs + ūdeņradis.

Šinis reakcijās attīstījies ūdeņradis pa caurulem ieplūst un sakrājas gāzmērcilindros. Kad magnijs pilnīgi visās kolbās izšķīdis, caur piltuvi tās atkal pielej ar ūdeni, lai no gāzsānvada caurulem izdzītu visu ūdeņradi. Tad nolasa ūdeņraža tilpumu katrā cilindri. Izrādas, ka visos trīs cilindros atrodas vienādi gāzes tilpumi. No tā mēs nākam pie slēdziena, ka vienādi magnija daudzumi izvieto no dažādām skābēm vienādus daudzumus ūdeņraža.

Tāds elementa, vaj savienojuma svars, kuŗš reakcijā spēj izvietot vienu svara daļu ūdeņraža, saucas ķīmiskais ekvivalents. Tā kā viena grama ūdeņraža izvietošanai no skābēm jāizšķīdina 12,06 gramus magnija, tad magnija ķīmiskais ekvivalents = 12,06. Visus iepriekšējā eksperimenta rezultātus kopā saņemot, varam formulēt šādu likumu. „Ja divi elementi (vaj savienojumi) viens ar otru savienojas, tad šī savienošanās notiek tā, ka viena elementa (vaj savienojuma) ekvivalentsvars savienojas ar otra ekvivalentsvaru“. Sālsskābē viens ūdeņraža ekvivalents savienots ar vienu ekvivalentu chlora; ar tādu pašu daudzumu chlora savienots viens magnija ekvivalents chlormagnijā. Sērskābē viens ūdeņraža ekvivalents saistīts ar vienu sērskābes atlieku ekvivalentu. Ūdeņradim izvietotam, ta vietu ieņem viens magnija ekvivalents. Tas pats sakams par etiķskābi un etiķskābo magniju.

Ķīmisko ekvivalentu likumu apstiprina vēl sekošs mēģinājums. Slāpekļskābā sudraba šķīdumam pielej chlorkalija šķīdumu. Tūlīņ rodas balts chlorsudraba nogulsnis: Šī reakcija pastāv sāļu divkāršā apmaiņā un izteicama sekošā nolīdzinājumā:

Sāļu neitralitātes likums pie divkāršas apmaiņas.



Iepriekšējā lekcijā mēs redzējam, ka sāļi ir neitralas vielas, kas rodas bāzēm ar skābēm savienojoties. Un tiešam, dažus pilienus metiloranža atsevišķi slāpekļskābā sudraba un chlorkalija šķīdumos iepilinādāmi, — pārlicināties, ka tie neitrali. Ceļas jautājums, kāda būs iegūtā slāpekļskābā kalija reakcija? (Chlorsudrabs nesķīst ūdenī un tapēc neiedarbojas uz indikatoriem). Šķīdumu no nogulšņa nofiltredami atrodam, ka tam ir neitrala reakcija. No tā mums jānāk pie slēdziena, ka divkāršas apmaiņas reakcijā ar vienu bāzes ekvivalentu savienojas viens skābes ekvivalentsvars. Jo, ja pēc reakcijas izrādītos, ka ar vienu ekvivalentu kodīgā kalija savienojies mazāk slāpekļskābes, nekā tās ekvivalentsvars, tad šķīdumā atrastos vēl brīva slāpekļskābe un tam būtu skāba reakcija. Un otrādi, ja ar vienu ekvivalentu kodīgā kalija būtu savienojies vairāk par vienu ekvivalentu slāpekļ-

skābes, tad šķīdumā būtu kodīgā kalija pārsvars, un tas dotu bāzisku reakciju.

Analoģija
ar metalu
cenu.

Ķīmisko ekvivalentu likums izpilda svarīgu lomu visos ķīmiskos aprēķinos. Lai ekvivalentsvara jēdzienu pilnīgāk noskaidrotu, izlietosim viņa analoģiju ar dažādu vielu tirgus cenu. Katram zināms un saprotams, ka dažādiem metāliem tirgū arī dažāda cena. Tapēc, lai apmainītu vienu metālu pret otru, piemēram, zeltu pret sudrabu, vajag vaļu, mēs vis nedosim mārciņu zelta pret mārciņu sudraba, bet izdarīsim maiņu zināmā svaru attiecībā, kas saskan ar šo metālu relatīvo tirgus vērtību. Lidzīgu parādību mēs novērojam arī ķīmijā. Jau agrāk tikam novērojuši, ka ķīmiskajās reakcijās ir atrodama savā ziņā analoģija ar maiņu tirdzniecībā. Viens metāls stājas otra metāla vietā; vārdu sakot, vienu elementu savienojumos samaina ar otru, vajag arī ar veselu grupu. Šajā maiņā piedalās nevis dažādu elementu vienādi svāri, bet tikai tādi, kuri atbilst viņu „ķīmiskajai vērtībai“. Šos svarus mēs saucam „ekvivalentus“. Saimnieciskā dzīvē aprēķinu atviegļinašanas dēļ mēs izvēlamies kādas noteiktas vielas cenu kā pamatvienību. Parasti kā vērtību vienību pieņem zināmu zelta svaru (latu, franku, rubli), un visu citu vielu cenu izteic ar šo vielu vērtību attiecību pret zelta daudzumu, kas pieņemts kā vērtības vienība.

Ķīmijā kādu laiku ekvivalentu noteikšanai kā vienību uzlūkoja ūdeņraža svara vienību, tapēc ka šim elementam ir vismazākais ekvivalentsvars. Vēlāk tomēr daži motīvi ķīmiskus piespieda no ūdeņraža atteikties un pāriet uz citu vienību. Pašlaik kā ekvivalentsvaru aprēķinašanas pamats vispārīgi pieņemts skābeklis, kurš ekvivalentsvars ir noapaļots 8. Šis skaits apmēram izteic skābekļa ekvivalenta attiecību pret ūdeņraža ekvivalentu. Pieņemot skābekļa ekvivalentsvaru = 8, ūdeņradim mēs dabonam noteiktu ekvivalentsvaru = 1,007.

Ekvivalent-
svars un
atomsvars.

No vienkāršu skaitu likuma redzams, ka viens un tas pats elements ar skābekli var savienoties vairākās attiecībās. Tā, piemēram, svina oksidā mēs atrodam uz 1 gr. skābekļa 12,89 gr. svina, bet svina peroksīdā tikai 6,464 gr., t. i. taisni pusi no pirmā daudzuma. No tā mēs redzam, ka viens un tas pats elements var savienoties dažādos ekvivalentsvaros. Vienu no šiem ekvivalentsvariem pieņemts uzlūkot kā pamatu jeb galveno. Šo „pamata“ ekvivalentsvaru sauc dotā elementa savienošānās jeb atomsvaru. Nosaukums „atomsvars“ cēlies no tā, ka starp savienošānās svaru un elementu atomsvaru, kā turpmāk redzesim, pastāv ļoti ciešs sakars. Pašu atomsvara lielumu aprēķina eksperimentālā ceļā, un tas nebūt neatkarīgas no pieņemtās hipotēzes par atomu esamību.

Jautājums, kurā no elementa ekvivalentsvāriem pieņemt kā viņa atomsvāru, atkarājas no dažādiem aprēķiniem, un ķīmijas vēsturē atrisināts visāi dažādi. Tā, piemēram, par skābekļa atomsvāru kādreiz uzskatīja 8 aiz tā iemesla, ka ūdeni viens skābekļa ekvivalents (8 gr.) savienots ar vienu ekvivalentu ūdeņraža (1,007 gr.), Zināmi aprēķini tomēr noveda pie tā, ka šimbrīžam kā skābekļa atomsvārs pieņemts apaļš skaits 16, t. i. divkārsš ekvivalentsvārs. Starp citu, pastāv vēl viens skābekļa savienojums ar ūdeņradi — ūdeņraža peroksids, kas uz vienu ekvivalentu ūdeņraža satur divus ekvivalentus skābekļa (16 gr.). Ja nu kā skābekļa atomsvāru pieņemtu 8, tad ūdeņraža peroksidā uz vienu atomsvāru skābekļa nāktu puse no ūdeņraža atomsvāra. Lai savienojumu sastāva apzīmējumos izvairītos no daļu skaitiem, pieņemts skābekļa atomsvārs = 16. Un vispārīgi atomsvāru izvēlē ņem vērā sekošu likumu: elementa atomsvāru uzlūko viņa lielāko ekvivalentsvāru. Bez tā m vērā ņemami vēl citi likumi, ar kuriem iepazīsāties turpmākās lekcijās.

Atomsvāra
lieluma
izvēle.

Piemēra pēc mēģināsim aprēķināt svina atomsvāru uz analizē iegūto dātu pamata (salīdz, 51 lp. p.). Mēs atradam, ka Pb oksidā: uz 1 gr. O — 12,89 gr. Pb; tā tad uz 16 gr. O — 206,3 gr. Pb. Pb peroksidā: „ „ 6,464 gr. Pb; „ „ „ „ „ „ — 103,4 gr. Pb. No abiem šiem skaitiem kā svina atomsvāru pieņemam lielāko, t. i. 206,3.

Tā kā pēc vienkāršu skaitu likuma zināma elementa dažādiem ekvivalentsvāriem jāattiecas vienam pret otru kā vienkāršiem veselēm skaitiem, bet no otras puses — kā elementa atomsvārs pieņemts viņa lielākāis ekvivalentsvārs, tad no tā jānāk pie slēdziena, ka attiecībai: $\frac{\text{atomsvārs}}{\text{ekvivalentsvārs}}$ jābūt vienkāršam veselām skaitam. Šo attiecību sauc elementa valenci jeb vērtību dotā savienojumā. Daži elementi uzrāda tikai vienu pašu valenci; piemēram, ūdeņradis, nātrijs, kalījs visos savienojumos ir vienvērtīgi, t. i. viņu atomsvārs vienāds ar ekvivalentsvāru. Magnijs un kalcijs visos savienojumos divvērtīgi: viņu ekvivalentsvārs ir puse no atomsvāra. Bet lielākā daļa elementu dažādos savienojumos izrādas ar nevienādu vērtību. Ogleklis dioksidā ir četrvērtīgs, bet oksidā — divvērtīgs. Svins oksidā savienojumā ir divvērtīgs, peroksidā savienojumā četrvērtīgs (salīdz. tabeļi 51 lp. p.). Vispārīgi pie augstākās valences elementiem novērojama tendence dot zemākas valences savienojumus. Mangana augstākā valence ir 7. Tomēr šis elements sastopams arī tādos savienojumos, kur tas izrādas div—, trīs—, četr— un sešvalentīgs. Valences jēdzienam piešķirtā svarīgā loma elementu un viņu savienojumu sistematikā.

Valence
(vērtība)

Atomsvaru
aprēķina-
šana.

Atomsvaru fundamentālā nozīme ķīmijā ierosināja daudzus ievērojamus ķīmiskus ķerties šos skaitus rūpīgi un smalki aprēķināt. Pirmos smalkos atomsvaru aprēķinus izdara Berzelijš (Berzelius). Tiem sekoja klasiskie Stasa darbi. Stass pierādīja, ka ekvivalentsvaru likums tik pat noteikts, kā citi ķīmijas pamatlikumi: masas pastāvības, konstanto attiecību un vienkāršu skaitu likumi. Jaunākā laikā ļoti smalkus atomsvaru aprēķinus izdaruši Amerikā Morlejs (Morley) un Ričards (Richard). Bez tam pastāv starptautiska komiteja, kuŗa, ikgadus izdod ziņojumus par jaunākiem aprēķiniem, kā arī atomsvaru tabeles. Protams, ka šis pārmaiņas atomsvarus attiecas tikai uz pirmo, vaj otro decimalo zīmi. Daudzi atomsvari šimbrīžam aprēķināti līdz trešajai decimalai zīmei.

Dilonga
(Dulong) un
Pti (Petit)
likums.

Ja elements sastopams arī cietā veidā, tad viņa atomsvara izvēlē kā vadošais faktors uzskatams tā ipatnejamais siltums, t. i. tāds siltuma daudzums, kas jāpatērē, lai 1 gramu vielas sasildītu par 1°. Dīlongs un Pti pierādīja, ka elementa ipatnejamais siltums, pareizināts uz viņa atomsvaru, dod skaitu, kas pa lielākai daļai ļoti tuvu 6,4. Tāpēc, ja zināms cietā elementa ipatnejamais siltums, tad viņa atomsvars aprēķināms no formulas:

$$\text{atomsvars} = \frac{6,4}{\text{ipatnejamais siltums}}$$

Tā kā Dīlonga un Pti likums nav smalki noteikts, bet tikai aptuvēm, tad ar tā palīdzību arī atomsvaru var noteikt tikai aptuvēm. Tomēr atomsvaru izvēlē no dažādiem ekvivalentiem šis likums dod vērtīgus aizrādījumus. Ja ievēro, ka tam ir arī dažī izņēmumi kas izskaidrojami ar to, ka vielu ipatnejamais siltums atkarājas no temperatūras. Tā, piemēram, boram parastā temperatūrā reizinājums: ipatnejamais siltums \times atomsvars = 2,6, ogleklī 2—2,8, silīcijam: 4; tikai ļoti augstā temperatūrā šis reizinājums atkal tuvojas normalajam lielumam. Un arī otrādi, temperatūrās, kas tuvu absolūtai nullei (—273°), kā pierāda Nernsts, šis reizinājumam stipri jāpamazinājas, pat jātuvinājas nullei. Neimans, (Neumann) Reņjo (Regnault) un Kops šo Dīlonga un Pti likuma attiecināja uz visiem citiem savienojumiem, pierādīdami, ka elementu „atomsiltums“ paliek spēkā arī pēc šo elementu savienošanās vienam ar otru. Šie pētījumi tomēr jau pieder fizikalai ķīmijai.

Kā vissmalkāko kritēriju pareizā atomsvaru izvēlē šimbrīžam uzlūko savienojumu „molekūlsvara“ aprēķināšanu un elementa stāvokli periodiskajā sistēmā. Ar likumiem, kas šeit attiecināmi, iepazīsamies tikai vēlāk. Kurmērām pietiek aizrādīt, ka visas šīs metodes noved pie vieniem un tiem pašiem rezultātiem. Tas pierāda, ka visu elementu atomsvari atrodas uz stingriem pamatiem.

Zemāk pievesta elementu tabele ar viņu simboliem un atomsvāriem. Vismazākais atomsvārs ir ūdeņradim: $H = 1,008$, vislielākais urānam: $U = 238,0$. Ar šīs tabeles palīdzību iespējams a priori izrēķināt visu ķīmisko savienojumu sastāvu. Tā kā elementi savienojas viens ar otru daudzumos, kas proporcionāli viņu ekvivalentsvāriem, bet atomsvāri, savukārt, atrodas vienkāršu veselu skaitu attiecībā pret viņu ekvivalentiem, tad no tā nākam pie slēdziena, ka dažādi elementi var savienoties viens ar otru tikai viņu atomsvāru attiecībās, vaj attiecībās, kas pret šiem svāriem izteiktas vienkāršos veselos skaitos.

Tā, ūdeņradis ar chloru savienojas attiecībā 1,007 gr. ūdeņraža: 35,46 gr. chlora; nātrijs ar chloru — attiecībā 23,00 gr. nātrija: 35,46 gr. chlora; ūdeņradis ar skābekli — attiecībā 1,007 gr. ūdeņraža: 16,00 gr. skābekļa (ūdeņraža peroksids), vaj $2 \times 1,007$ gr. ūdeņraža: 16,00 gr. skābekļa (ūdens); svins ar skābekli — attiecībā 207,1 gr. svina: 16,00 gr. skābekļa (svina oksids), vaj 207,1 gr. svina: $2 \times 16,00$ gr. skābekļa (svina peroksids) u. t. t. Tādā kārtā atomsvāru tabele vienā reizā ir arī elementu savstarpēju savienojumu sastāva tabele.

Tabele 2.

Elementu atomsvāri.

Elements	Simbols.	Atomsvārs	Elements.	Simbols.	Atomsvārs
Sudrabs	Ag	107,88	Cesijs	Cs	132,81
Aluminijs	Al	27,1	Vaŗš	Cu	63,57
Argons	Ar	39,88	Disprosijs	Dy	162,5
Arzens	As	74,96	Erbijs	Er	167,7
Zelts	Au	197,2	Europijs	Eu	152,0
Bors	B	11,0	Fluors	F	19,0
Barijs	Ba	137,37	Dzelzs	Fe	55,84
Berillijs	Be	9,1	Gallijs	Ga	69,9
Bismuts	Bi	208,0	Gadolinijs	Gd	157,3
Broms	Br	79,92	Germanijs	Ge	72,5
Ogleklis	C	12,005	Ūdeņradis	H	1,008
Kalcijs	Ca	40,07	Helijs	He	4,00
Kadmijs	Cd	112,40	Dzīvsudrabs	Hg	200,6
Cerijs	Ce	140,25	Holmijs	Ho	163,5
Chlors	Cl	35,46	Jndijs	Jn	114,8
Kobalts	Co	58,97	Jridijs	Ir	193,1
Chroms	Cr	52,0	Iods	I	126,92

Elements.	Sim-bols.	Atom-svars.
Kalijs	K	39,10
Kriptons	Kr	82,92
Lantans	La	139,0
Litijs	Li	6,94
Lutecijs	Lu	175,00
Magnijs	Mg	24,32
Mangans	Mn	54,93
Molibdens	Mo	96,0
Slāpeklis	N	14,01
Natrijs	Na	23,00
Niobijs	Nb	93,5
Neodims	Nd	144,3
Neons	Ne	20,2
Niķeļš	Ni	58,68
Nitons (Emanacija)	Nt(Em)	222,4
Skābeklis	O	16,00
Osmijs	Os	190,9
Fosfors	P	31,04
Svins	Pb	207,20
Paladijs	Pd	106,7
Praseodims	Pr	140,9
Platina	Pt	195,2
Radijs	Ra	226,0
Rubidijs	Rb	85,45

Elements	Sim-bols.	Atom-svars.
Rodijs	Rh	102,9
Rutenijs	Ru	101,7
Sērs	S	32,06
Antimons	Sb	120,2
Skandijijs	Sc	44,1
Selens	Se	79,2
Silicijs	Si	28,3
Samarijs	Sm	150,4
Alva	Sn	118,7
Stroncijs	Sr	87,63
Tantals	Ta	181,5
Terbijs	Tb	159,2
Telurs	Te	127,5
Torijs	Th	232,4
Titans	Ti	48,1
Talijs	Tl	204,0
Tulijs	Tu	168,5
Urans	U	238,2
Vanadijs	V	51,0
Volframs	W	184,0
Ksenons	X	130,2
Jtrijs	Y	88,7
Jterbijs	Yb	173,5
Cinks	Zn	65,37
Cirkonijs	Zr	90,6

Atomsvāru
praktiskā
nozīme.

Atomsvāriem ir fundamentāla nozīme ķīmisko savienojumu analizē. Lai analizētos noteiktu vielas saturu, tikai atgriezīsies sadalāmā elementos. Visbiežāk viņas elementus pārveidam citos savienojumos, kurus viegli atdalīt tirā veidā nogulsnejos, pārtvaicējos, vaj taml. operācijām (salīdz. 13 lpp.). Tādos gadījumos meklējamo elementa svaru aprēķina no iegūtā savienojuma (nogulšņa) sastāva, kāpēc vajadzīgi atomsvāri.

Iepriekšējā mēģinājumā (53 lpp.) redzējam, ka slāpekļskābais sudrabs „nogulsnē” visu chlorkalijā atrodošos chloru neizšķidināma nogulšņa veidā (chlorsudrabs). Pieņemsim, ka nogulšņa svārs = a gr. Uzmeklējam tabelē chlora un sudraba atomsvārus, un apzīmēdami meklējamo chlora svaru chlorsudrabā (tā tad arī chlorkalijā) ar x, uzstādām analīzei sekošu proporciju:

$$\frac{x}{a \cdot x} = \frac{35,46}{107,883} \text{ No šejienes atrodam}$$

$$x = \frac{35,46}{143,343} a$$

Vienā no pagājušām lekcijām redzējam, ka elementu ķīmiskie simboli apzīmē ne tik vien nosaukumu, bet arī elementa daudzumu (48 lp. p.). Ar elementa simbolu parasti saprot tādu viņa daudzumu, (brīvi pieņemtās vienībās) kas atbilst viņa atomsvaram. Tā, H apzīmē 1,007 ūdeņraža svara vienības, O = 16 skābekļa svara vienības, Pb = 207,1 svina svara vienības. Ja svara vienībai pieņemam gramu, tad gramus izteiktu atomsvaru sauc gramatomu. 1 gr — atoms svina = 207,1 gr., 1 gr — atoms skābekļa = 16 gr.

Ķīmisko simbolu kvantitatīvā nozīme.

Ķīmisku savienojumu sastāvu, kā jau agrāk redzējam, apzīmē, kombinejot elementu ķīmiskos simbolus. Tā, vara oksīdu jeb vara savienojumu ar skābekli apzīmē ar simbolu CuO. Svina oksīdu apzīmējam ar PbO, chlorkaliju ar KCl, kalija hidroksīdu: KOH. Tādus saīsinātus ķīmisku savienojumu apzīmējumus sauc „ķīmiskās formulas“. Tā kā elementa simbols apzīmē arī viņa noteiktu svaru (atomsvaru), tad ķīmiskās formulas izteic ne tikai kvalitatīvo, bet arī kvantitatīvo savienojuma sastāvu. Vara oksīda formula rāda, ka šini savienojumā 63,6 gr. vara savienoti ar 16 gr. skābekļa. Svina oksīdā atradām uz 16 gr. skābekļa 206,3 gr. svina; tapēc svina oksīda formula — PbO. Svina peroksīdā atradām uz 16 gr. skābekļa 103,4 gr. svina, t. i. pusi no viņa atomsvara (55 lp. p.). Tapēc svina peroksīda formula būtu jāraksta: Pb_{1/2}O. Lai izsargātos no daļu indeksiem, mēs pareizinām šo attiecību uz 2 un dabūnam formulu: PbO₂. Indekss blakus elementa simbolam norāda, cik šī elementa gr. — atomu atrodas savienojumā. Vispārīgi jāsaprot, ka formulas sastādot izsargāsim no daļu indeksiem, apzīmējot sastāvu ar visvienkāršāko gramatomu daudzumu attiecību. Tā, ūdeni mēs atrodam uz 1,007 gr. ūdeņraža 8 gr. skābekļa: visvienkāršākā no šeit iespējamām formulām HO_{1/2}, H₂O, H₄O₂, ir H₂O. Vienā no nākošām lekcijām tiks pievesti šim vispārīgajam likumam dažī aprobežojumi

Ķīmiskās formulas

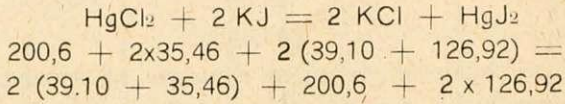
Kādas formulas elementu atomsvarus saskaitījuši, dabonam „formulas svaru“ jeb savienojuma „molekulsvaru“ (mēdz saukt arī „mola svaru“). Tā tad ūdens molekulsvars = 1,007 + 1,007 + 16 = 18,014. Svina peroksīda molekulsvars = 207,20 + 16 + 16 = 239,20.

Formulas svars.

Jau agrāk aizrādīts, ka ķīmiskais nolidzinājums izteic reakcijā darbojošos vielu masu vienādību (48 lp. p.). Tapēc varam sacīt: ja ķīmiskā nolidzinājumā simbolu vietā

Ķīmisko nolidzinājumu sastādīšana

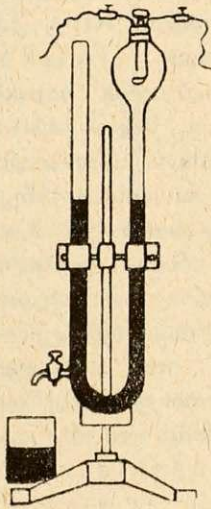
ieliksim viņu atomsvarus, tad nolidzinājuma kreisai pusei jābūt vienadai ar labo. Piemēram:



Tājāk. Mēs redzejam, ka arī katra elementa masas kopskaitam abās nolidzinājuma daļās jābūt vienadam (48 lp. p.). Tā kā elementu simboli apzīmē viņu masu, tad katra elementa simbolu kopskaitam nolidzinājuma kreisajā un labajā pusē jābūt vienadam. Šie noteikumi vienmēr jāņem vērā, sastādot ķīmiskos nolidzinājumus.

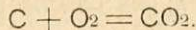
Vienkāršu
tilpumu
likums.

Četri augšminētie pamatlíkumi attiecinami uz visām ķīmiskām reakcijām. Piektais líkums attiecas tikai uz tādām reakcijām, kuŗās piedalās, vaj attistas gāzes.

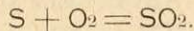


Zīm. № 37.
Ogles degšana slēgtā
telpā Vienkāršu tilpumu
líkums.

Eksperimentā lietosim aparātu, kuŗš redzams 37 zīmējumā. Tas sastāv no apaļa stikla trauka, kas aiztaisams ar pieslipētu korķi. Korķim iet cauri dzelzs karotīte. Šis trauks savienojas ar U—cauruli, kuŗā dzīvsudrabs. Kad viss aparāts vaļā, dzīvsudrabs abās caurulēs zem atmosfēras spiediena uz viena límeņa. Dzīvsudraba stāvokli atzīmējuši, nokarsejam karotītē ogles gabaliņu un ieliekam to ātri bumbā, korķi cieši aiztaisidami. Ogle turpina bumbā kvēlot, savienodamās ar gaisa skābekli. Tā kā gaisms caur to sasilst, tad sākumā dzīvsudrabs noslēgtajā caurulē kritas, bet vēlāk, bumbai atdziesot, atkal atgriežas iepriekšējā stāvokli. Šis eksperiments pierāda, ka degšanā attistijusies oglskābā gāze ieņem tādu pašu tilpumu, kā degšanā izlietotais skābeklis:



Līdzīgu eksperimentu ar degošu sēru izdaridami, varam pārliecinaties, ka sēra degšanas produkts jeb sērāinā gāze ieņem gluži tādu pašu tilpumu, kā izlietotais skābeklis:



Turpmākās lekcijās iepazīsimies ar daudzām reakcijām, kuŗās piedalās gāzes. No visiem piemēriem var izvest sekošu vispārīgu líkumu.

„Ja ķīmiskā reakcijā piedalās gāzejadās vielas, vaj arī tādās attīstas reakcijā, tad pazūdošo un attīstījušos gāžu tilpumi attiecas cits pret citu, kā vienkārši veseli skaiti“.

Šini gadījumā mums ir visvienkāršākā tilpumu attiecība:

skābekļa tilpums : ogļskābās gāzes tilpums = 1 : 1,

skābekļa tilpums : sērainās gāzes tilpums = 1 : 1,

Citos gadījumos tilpumu attiecības jau vairs nav tik vienkāršas. Chlorūdeņradim no ūdeņraža un chlora, $H + Cl = HCl$, attīstoties, novērojama šāda gāžu tilpumu attiecība:

H tilpums : Cl tilpums : HCl tilpums = 1 : 1 : 2.

Ūdeņradis ar skābekli savienodamies dod ūdens tvaiku:

$2H_2 + O_2 = 2H_2O$ pēc sekošas attiecības:

H tilpums : O tilpums : H_2O tilpums = 2 : 1 : 2.

Amonjakam no slāpekļa un ūdeņraža rodoties : $3H_2 + N_2 = 2NH_3$; reaģejošo gāžu tilpumu attiecība:

H tilpums : N tilpums : NH_3 tilpums = 3 : 1 : 2.

Šo likumu atrada Gei-Lissaks (Gay-Lussac), un tas pazīstams, kā „vienkāršu tilpumu likums“.

Divās pēdejās lekcijās mēs iepazīsimies ar šādiem pieciem ķīmijas pamatlikumiem:

Ķīmijas
pamatli-
kumu kop-
savilkums.

I. Masas pastāvības likums;

II. Konstanto attiecību likums;

III. Vienkāršu skaitu likums;

IV. Ekvivalentsvaru likums;

V. Vienkāršu tilpumu likums.

Visi šie likumi, kas lielā mērā atviegļina visus ķīmiskos aprēķinus, atrasti empiriskā ceļā. Tie ir izdarīto ekperimentu matematiskie slēdzieni. Šo likumu savstarpejšais loģiskais sakars mums noskaidrosies tikai vēlāk, kad iepazīsimies ar atom — un molekulteorijas pamatiem. Tad arī ķīmijas pamatlikumi kļūs mums vieglaki saprotami.

Septitā lekcija.

Ūdeņradis.

Ūdeņraža atrašana.—Atrašanās.—Pagatavošana ūdeni elektrolīzē.—Techniskā ūdens elektrolīze.—Ūdens sadalīšana ar metāliem.—Ūdeņraža pagatavošana technikā.—Ogļes iedarbība uz ūdeni.—Ūdens sadalīšanās Volta lokā.—Ūdens gāze.—Slēdzieni.—Ūdeņraža iegūšana no skābēm.—Ūdeņraža pagatavošana laboratorijā—Metalu indukcijas periods un pasivitate.—Metalu šķīdinašanas katalīze.—Ūdeņraža loma skābēs.—Ūdeņraža iegūšana no sārmjiem.—Fizikalās īpašības—Normālsvars.—Ūdeņraža difūzija.—Siltumvadīšana.—Ūdeņraža šķīšana metālos.—Ķīmiskās īpašības.—Ūdens—ūdeņraža degšanas produkts—Gāzu sausešana—Apgrieztā liesma.—Sprāgstošā gāze.—Tilpumu attiecība—Lēna degšana, degšana, sprādziens.—Platiņas katalītiskais īspāids—Katalizatoru nonāvēšana.—Ūdeņraža izlietošana.—Gaiskuģniecība; karsešana; apgaismošana.—Ūdeņraža izlietošana ķīmiskās rūpniecībā.

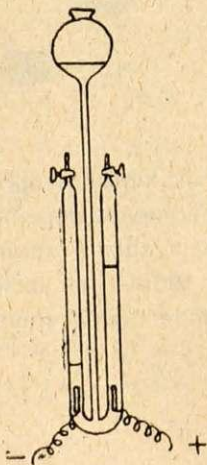
Ūdeņraža atrašana.

Gandrīz tani pašā laikā, kād atrada, ka gaisss sastāv no vairākiem komponentiem, tika pierādīts, ka arī otrs Aristoteļa elements—ūdens ir savienojums. 1766 gadā ūdeņradi pirmais atrada K e v e n d i š s (Cavendish) un pierādīja, ka ūdeņradim degot attīstas ūdens.

Atrašanās.

Gaisā ūdeņraža ļoti maz. Pēc Gotje (Gauthier) pētījumiem 10.000 cm³ gaisa atrodas 1 cm³ ūdeņraža. Ūdeni, kas apklāj gandrīz $\frac{2}{3}$ no visas zemes lodes platības, ūdeņraža saturs līdzinājas apmēram 11%. Bez tam vēl saistītu ūdeņradi satur daži minerāļi, kā, piemēram, māls. Saules staru analīze pierāda, ka ap sauli atrodas sevišķa atmosfēra (tā saucamā „fotosfēra“), kuŗa sastāv no ūdeņraža.

Ūdeņraža iegūšana ūdeni elektrolīzē.



Zīm. № 38. Ūdens elektrolīze Hofmaņa aparātā.

Vislētākais ūdeņraža avots ir ūdens. Ar elektrisko strāvu ūdeni var sadalīt elementos. Lai šini procesā iegūtos produktus varetu ievākt atsevišķi, Hofmans lietoja sevišķu aparātu, kas redzams 38 zīmējumā. Stikla U-caurulē, kas sadalīta kubikcentimetros, iekausētas divas platīnas drātiņas, kas, savukārt, savienotas ar platīnas platītem. Šai caurulei piekausēta vēl trešā, ar piltuvi savienotā caurule. Pa šo cauruli visu aparātu piepilda ar atšķaidītu sērskābi, tad aiztaisa abām caurulem krānus. Platīnas drātiņas savieno ar līdzstrāvas avota poliem. Strāvas iegūšanai var lietot vaj nu galvanisko elementu, vaj akumulātoru bateriju. Bet ja rīcībā atrodas apgaismošanas līdzstrāva, var izlietot arī pēdejo. Šini gadījumā strāvas tīklā vēl ieslēdz vienu, vaj vairākas elektriskās

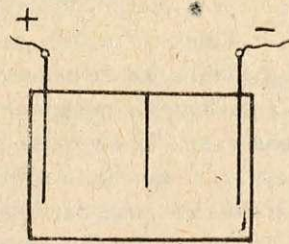
kvēllampīnas (paraleli savienotas), lai caur ievesto pretestību pamazinātu strāvas stiprumu. Tikko strāvu ieslēguši, redzam, ka uz abām platīnām platītem parādās gāzu burbuliņi, kuņī dodamies augšup sakrājas cauruļu augšgalos virs sērskābes. Kad jau gāzu sakrājiņi pietiekoši daudz, strāvu izslēdzam un izmērojam gāzu tilpumus abās caurulēs. Redzam, ka vienā caurulē (kuņa savienota ar negatīvo polu) gāzes tilpums divreiz lielāks, kā otrā (kuņa savienota ar pozitīvo polu). Nelielā starpība izskaidrojama ar to, ka gāzes abās caurulēs neatrodas zem vienāda hidrostatiska spiediena. Tagad pieliekam degošu skalu pie tās caurules krāna, kuņā vairāk gāzes un pamazām to atgriezām. Gāze aizdegas: tā ir udeņraža raksturīgākā īpašība. Pie otras caurules krāna turam kvēlojošu skalu un krānu atgriezām: skals aizdegas. No trešās lekcijas mums jau zināms, ka šī parādība ir raksturīga skābeklim. Tā tad mēs nākam pie slēdziena, ka:

- 1) elektriskā strāva ūdeni sadala skābeklī un ūdeņradī;
- 2) ūdeņradis atdalās uz negatīvās, skābeklis uz pozitīvās metala platītes;
- 3) ūdeņraža tilpums attiecas pret skābekļa tilpumu, kā 2 : 1.

Šeit atkal ir redzams vienkāršu tilpumu likuma apstiprinājums (60 lp. p.). Tīrs ūdens ir ļoti slikts strāvas vadītājs, tapēc, lai pavairotu elektrības vadišanas spēju, augšminētā eksperimentā ūdenim pielējam sērskābi. Smalki pētījumi pierāda, ka sērskābes daudzums šīnī gadījumā nemainās (ja lieto atšķaidītas skābes šķīdumus), no ka spriežams, ka šī procesa beigās kā sadalīties uzskatāms tikai ūdens.

Lielos daudzumos ūdeņradi pagatavo šādā ceļā arī fabrikās; sevišķi tādās vietās, kuņ pieietams lēts elektriskās enerģijas avots, kā ūdenskritumi. Kā „blakus produktu“ šajās fabrikās iegūst arī skābekli, kas šādā ceļā iegūts ir daudz tīrāks, nekā šķidru gaisu destilējot pagatavotais (29 lp. p.). Praktiskā sērskābes vietā lieto 15% -tīgu kodīgā nātrija šķīdumu un platīnām vietā ņem dzelzi, vaj niķeli. Sevišķa vērība jāgriež, lai abas gāzes, ūdeņradis un skābeklis, izdalītos atšķirtas, jo viņu maisījums, kā tūliņ redzesim, var eksplodēt. Lai šo mērķi sasniegtu, telpa, kuņā atdalās ūdeņradis, jāatšķir ar membrānu, jeb „diafragmu“ no skābekļa telpas (zīm. 39). Lai pamazinātu strāvas pretestību, lieto vaj nu diafragmas no poraina materiāla (azbesta), vaj arī nošķir vienu telpu no otras ar metala sienām, kuņas nesniedz līdz trauka dibinām (Garutti princips).

Techniskā
ūdens
elektrolīze



Zīm. № 39.
Ūdens elektrolīzei tehniskā.

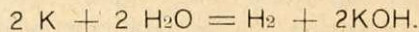
Tirdzniecībā kā ūdeņradis, tā arī skābeklis atrodas saspiests tērauda cilindros (30 lp. p.).

Ūdens sadalīšana ar metaliem.

Daži metali sadala ūdeni jau pie parastās temperatūras. Kad ūdeni iemet mazu gabaliņu kalija, enerģiski norisinās reakcija. No reakcijā attīstītā siltuma ūdeņradis aizdegas un deg ar violeto liesmu (zim. 40). Ūdensšķidums nokrāso fenolftaleīnu violetā krāsā. No tā redzams, ka reakcijā radies sārms, kodīgais kalījs, pēc sekoša nolīdzinājuma:

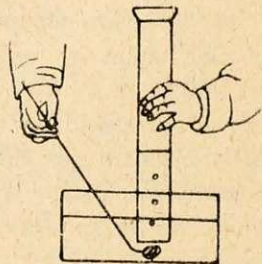


Zim. № 40
Kalija iedarbība uz ūdeni.

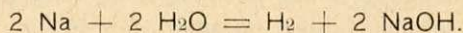


Ari nātrijs līdzīgi sadala ūdeni; tikai attīstītais siltums nav tik liels, lai ūdeņradi aizdedzinātu. Bet kad nātrija gabaliņu uzliek uz filtrpapīra virs ūdens, arī nātrijs aizdegas un deg ar dzeltenu liesmu.

Lai reakcijā attīstījušos gāzi varetu savākt un izmēģināt, piepilda ar ūdeni stikla cilindru, uzliek tam noslipētu stikla plātīti un otrādi apgrieztu ieliek pneimatiskā vannā (zim. 41), kas piepildīta ar ūdeni. Tad met vannā mazus nātrija gabaliņus (ne lielākus par zirni) un ar dzelzs sietiņa kaķotes palīdzību tos pabāž zem cilindra. Kad pēdējais pilns ar gāzi, to aiztaisa atkal zem ūdens ar stikla plātīti un taisni apgriežot izņem no vannas. Tagad noņem plātīti un vaļejam galam tuvina degošu skalū: gāze aizdegas un sadeg. Ūdens vannā no fenolftaleīna paliek violets. Tā tad, nātrijam uz ūdeni iedarbojoties, attīstās ūdeņradis un sārms (kodīgais nātrijs).

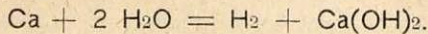


Zim. № 41.
Ūdeņraža iegūšana nātrijam uz ūdeni iedarbojoties.



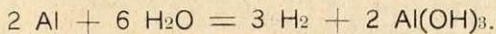
Kalījs un nātrijs dažreiz satur eksplodējošus šo metālu piemaisījumus, kāpēc tiem uz ūdeni iedarbojoties nereti notiek sprādzieni. Aiz ša iemesla mēģinājumos lieto tikai maziņus kalija un nātrija gabaliņus. Tā kā gaisā pastāvīgi atrodas ūdens tvaiki, kas iedarbojas uz kaliju un nātriju līdzīgi ūdenim, tad saprotams, ka šos metālus var uzglabāt tikai zem petrolejas, vaj ligroina. Nātriju bieži lieto organisku savienojumu, piemēram, etera sausešanai.

Kalcijam uz ūdeni iedarbojoties, reakcija notiek jau gausāki. Tomēr arī šini gadījumā ūdens sadalās parastā temperatūrā. Reakcijā attīstītais kodīgais kalķis grūti šķīst ūdenī, kā iepriekšējie sārmi, un izkrit no šķīduma kā balts nogulsnis („kalķu piens“).



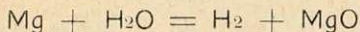
Kalcijs, kā divvalentīgs metāls, izvieto no ūdens 2 ūdeņraža ekvivalentus.

Alumīnijs parastā temperatūrā ūdeni nesadala. Bet ja to apklāj no virsas ar „amalgamu“ (alumīnija šķīdumu dzīvsudrabā), tad tas iegūst īpašību, reaģēt ar ūdeni pat aukstumā. Amalgamu pagatavo, ieliekot alumīnija plati uz īsu brīdi sublimāta (chlor-dzīvsudraba) šķīdumā, kuram drusku pielīta sāļsskābe. Pēc tam to ūdeni noskalo un rūpīgi tīra ar filtrpapīru, kamēr ta spoža. Ūdeni ieliekta plāte atdala ūdeņradi, attīstīdama līdz ar to baltu alumīnija hidroksīda nogulsni:



Alumīnijs izvieto no ūdens 3 ekvivalentus ūdeņraža un tāpēc pieskaitāms trīsvērtīgiem elementiem. Dzīvsudrabs, acimredzot, šīnai reakcijā izpilda tikai „katalizatora“ lomu (31 l.p.).

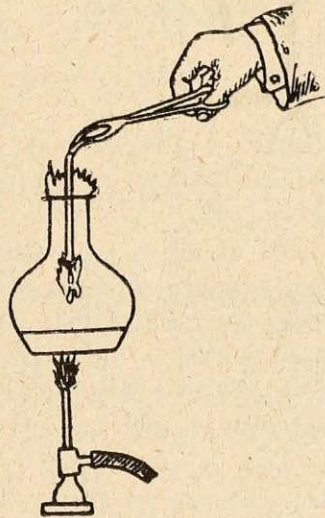
Magnījs sadala ūdeni tā vārišanās temperatūrā. Ja plata kakla kolbā (zīm. 42), kurā vāras ūdens, ielaiž degošu magnija lentu, tā turpina degt ar bālu gaismu arī ūdens tvaikos. Šīnai gadījumā degšanas produktam ir tāds pats sastāvs, kā magnija gaisā degšanas produktam:



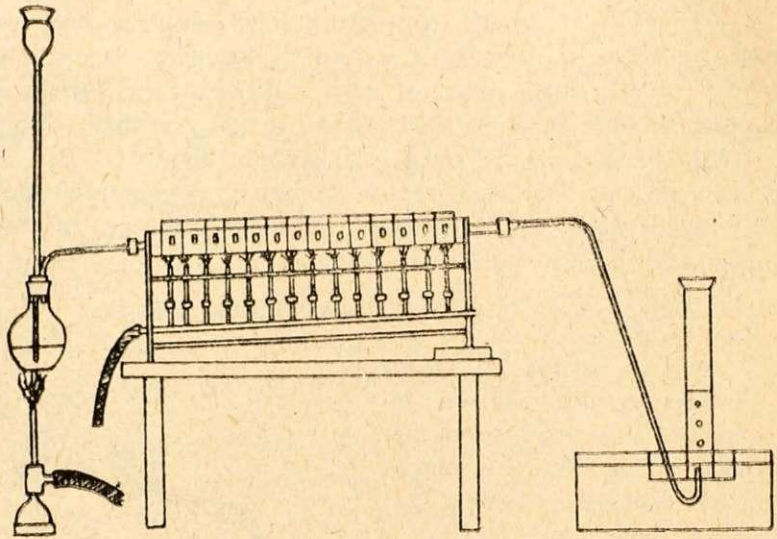
Reakcijā attīstīties ūdeņradis sadeg kolbas vaļējā galā.

Zīm. № 42.
Magnija degšana ūdens tvaikos.

Dzelzs ūdeni oksīdejas parastā temperatūrā ļoti lēni. Šo procesu ikdienībā sauc „rūsēšanu“. Reakcija sāk ātri norisināties tikai sarkanās kvēles temperatūrā. Dzelzs caurulē ieberam dzelzs skaidiņas (jeb nagliņas) un karsejam to tā saucamā „dedzināmā krāsnī“ ar veselu rindu gāzes degļiem (zīm. 43). Kad caurule jau nokarseta, laiž tani pa vienu galu ūdens tvaikus no kolbas ar vārošu ūdeni, bet pa otru galu atējošo gāzi novada pa cauruli pneimatiskā vannā. Kad viss gaiss izgājis, gāzi zem ūdens ievāc cilindri un pēc tam parastā kārtā aizdedzina ar degošu skalu. Gāze deg ar vāju liesmu: tas ir ūdeņradis. Kad caurule atdzisusi, izberam skaidiņas: viena daļa no



tām ir pārvērtusies sarkani — brūnā pulveri: dzelzs oksidā, Fe_2O_3 .
Tā tad caurulē notikusi sekoša nolidzinājuma reakcija:

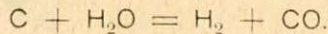


Zīm. № 43. Ūdens sadalīšana ar dzelzi.

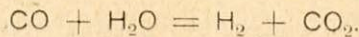
Ūdeņraža
pagatavo-
šana
technikā.

Tā kā dzelzs ir vislētākais metāls, tad šo reakciju technikā izlieto ūdeņraža pagatavošanai fabriku apmēros. No 3-šās lekcijas jau zinām, ka līdzīgi metāliem arī nemetāli var savienoties ar skābekli. Praktiski lietojams ūdens sadalīšanai izrādās tikai ogleklis. Baltas kvēles temperatūrā ogle atņem ūdenim skābekli, pārvērsdamās oglekļa oksidā — CO pēc sekoša nolidzinājuma:

Ogles
iedarbība
uz ūdeni.



Daļa oglekļa oksida reaģē tālāk ar ūdeni un oksidejas dioksidā — CO_2 :

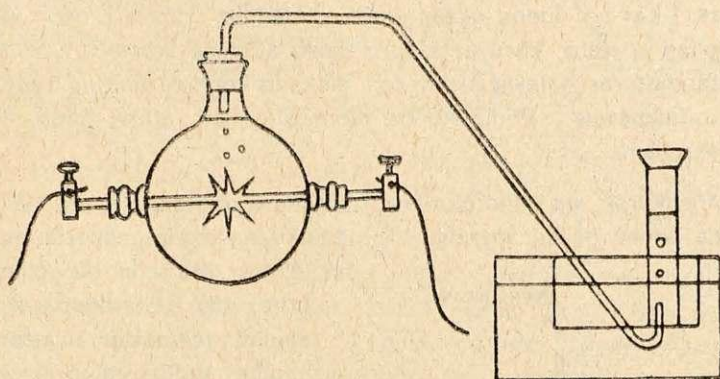


Šīni gadījumā, tā tad, ir darišana ar divam „pakāpeniskām reakcijām“, kuŗu rezultāts ir sekošu četru gāzu maisījums: ūdens tvaika, ūdeņraža, oglekļa oksida un oglekļa dioksida. Šo gāzu maisījumu sauc „ūdens gāzi“.

Ūdens sa-
dališanās
elektriskā
lokā.

Ūdens sadalīšanu ar ogli var viegli demonstret Lepsiusa aparatā, kuŗā elektriskais loks deg zem ūdens (zīm. 44). Tas sastāv no apaļa trauka (250 cm.³ tilpuma) ar trīs kakliem. Trauks piepildīts ar ūdeni. Sānu kaklos caur korķiem ievilkti divi viegli pabidami ogles elektrodi, kuŗu gali iekšpusē ap balona vidu gandrīz saduras. Balona augšējais kaklis aizbāzts ar gumijas korķi, caur kuŗu iet gāznovada caurule. Pēdejs brīvais gāls atrodas

pneimatiskā vannā. Ar attiecīgu reostatu ieslēdz elektrisko strāvu (5—6 amp.), ogles elektrodus sākumā pilnīgi savienojot. Pēc tam atbīda ogles tik tālu, lai elektriskais loks pastāvīgi degtu. Pie



Zīm. № 44. Ūdens sadalīšana Volta lokā

Volta loka temperatūras ogle sadala ūdeni, attīstīdama ūdeņradi un oglekļa oksīdu. Kad viss gaiss no aparāta izgājis, gāznovada cauruli paliek pneimatiskā vannā zem cilindra ar ūdeni un sakrāj gāzi, kurā pēc tam aizdedzina.

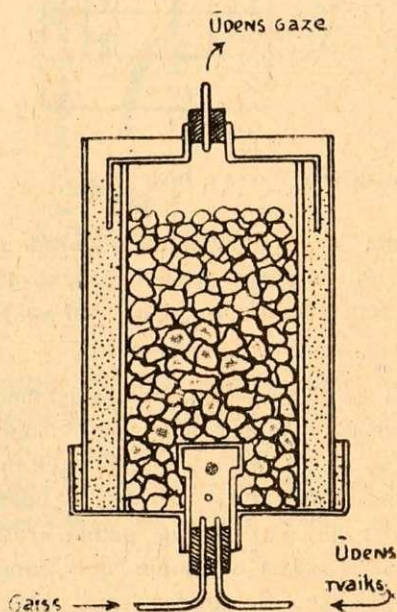
Ūdens tvaikus ar ogli sadala ne tikai siltumam neattīstoties, Ūdens gāze. bet gluži otrādi, ar to saistīta visas sistēmas atdzišana. Tapēc „ūdens gāzes“ pagatavošanai nākas patērēt ļoti daudz siltuma, lai gāzes un ogli noturētu reakcijas temperatūrā. Praksē „ūdens gāzi“ pagatavo divās fāzēs. Ar ogli, ēvaj koksu pildītā krāsnī sākumā aizdedzina ogli un pūš gaisu. Daļa ogles pie tam sadeg un attīstītā siltumā pārējās ogles nokaist. Šo procesu sauc „karsto gaitu“. Pēc tam gaisam pieeju pārtrauc un krāsnī pūš ūdens tvaikus. Nokarsetās ogles sadala ūdeni, attīstīdamas ūdens gāzi. Šo procesu, kurā ogles atdziest, sauc „auksto gaitu“. Kad ogļu temperatūra nokritusi tik zemu, ka reakcija norisinājas pārāk gausi, ogles no jauna ar gaisu uzpūš. Abus procesus tā regulējot, reakcija notiek krāsnī no ārienes īpaši nesildot.

Dažreiz šos abus procesus savieno, t. i. karsti pūš ūdens tvaiku un gaisa maisījumu tādā sastāvā, ka ogles degšanas siltuma pietiek, lai segtu siltuma patēriņu ūdenim sadalīties. Šādā ceļā pagatavotā gāze bez oglekļa oksīda, dioksīda, ūdens tvaika un ūdeņraža satur vēl slāpekli, kas paliek no gaisa. Praksē šo gāzu maisījumu sauc „maisīto gāzi“.

Ūdens gāze deg ar vāju liesmu, attīstīdama samērā maz

siltuma, jo tāni atrodas nedegošas gāzes: slāpekļis un oglekļa dioksīds. Praksē to lieto aiztaimesla, ka tā ir vienkārši pagatavojama. Šās gāzes nevēlamā īpašība, ka tāni diezgan daudz nāvigā oglekļa oksīda un tā nav saozāma, jo ir bez smakas. Lai no ūdens gāzes iegūtu ūdeņradi, to laiž caur kondensācijas aparātu, kuŗu ar šķidru gaisu atdzēse līdz -180° . Pie šīs temperatūras oglekļa oksīds un dioksīds kondensejas un aizejošā gāze ir ūdeņradi. Pilnīgi to no piemaisījumiem attīrit šādā ceļā nav iespējams.

Vienkāršs un laboratorijas mērķiem noderīgs ir K. Blachera ūdens gāzes aparats. Tas sastāv no dzelzs cilindra, kuŗā



Zīm. № 45. Blachera aparats ūdens gāzes iegūšanas demonstrācijai

ielikts otrā, skārda cilindri (zīm. 45). Starptelpā starp abiem cilindriem atrodas smiltis. Vidus cilindris, kuŗam apakšā divi caurumi, bet augšā viens, pildīts ar koka ogļem. Ogles aizdedzina no augšas (kā patvari, noņemot vāku), bet gaisu pūš no apakšas ar plēšam. Kad ogles nokarsušas, gaisa pūšanu pārtrauc, un pa otru eju no kolbas, kuŗā vāras ūdens, laiž ūdens tvaikus. Pa gāzsānvada cauruli (augšejo caurumu), izplūstošo gāzi aizdedzina. Ta deg ar vāju liesmu. Ūdens gāzes pagatavošanā radušos produktu līdzsvara teoriju attīstīsim 8 lekcijā.

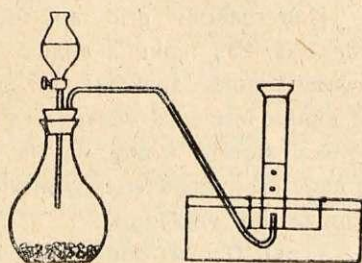
Slēdzieni.

No augšminēto mēģinājumu rezultātiem varam taisīt sekošus slēdzienus: elementi, kas spēj savienoties ar skābekli, var ūdenim atņemt skābekli, atdalot ūdeņradi. Daži reaģē ar ūdeni jau pie parastās temperatūras (kalijs, nātrijs, kalcijs, alumīnijs), citi tikai pie augstas temperatūras (magnījs, dzelzs, ogleklis). Savienošanās procesu ar skābekli mēs saucam oksidēšanu, bet skābekļa atņemšana ir pretejs process un saucas „reducēšana“.

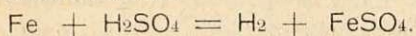
Ūdeņraža iegūšana no skābēm

Metāli, kas ūdeni „reducē“ tikai pie augstas temperatūras, kā, piemēram, magnījs un dzelzs, viegli reaģē ar skābēm, izvietodami no tām ūdeņradi pat aukstumā.

Ja dzelzs skaidas aplejar atšķaidītu sērskābi, notiek enerģiska reakcija un izdalās ūdeņradis, bet dzelzs izšķīst sērskābē (zim 46). Pēc šī šķīduma iztvaicešanas uz ūdens vannas, pāri paliek „dzelzs vitriola“ (sērskābās dzelzs) kristali, kuŗa formula: FeSO_4 .



Zim. № 46. Ūdeņraža pagatavošana metalim uz skābēm iedarbojoties.

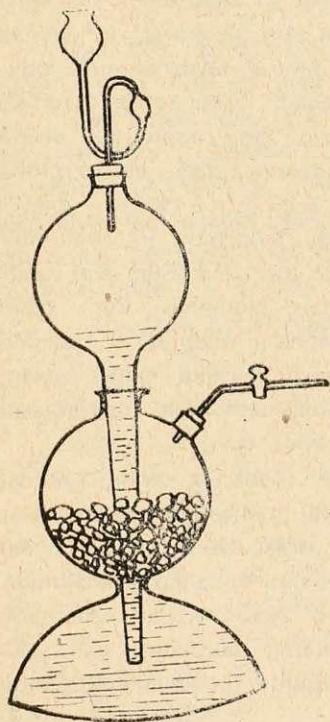


Ar dzelzs palīdzību iegūtajam ūdeņradim ir savada smaka, kuŗa ceļas no tā, ka dzelzs satur vēl kā piemaisījumus citus elementus, visvairāk oglekli. Kad dzelzs skābē šķīst, daļa oglekļa savienojas ar ūdeņradi par „ogļūdeņražiem“, kam nepatīkama smaka. Šādu ūdeņraža pagatavošanu no lētiem materiāliem, dzelzs un sērskābes, bieži izlieto praktiskā.

Laboratorijā ūdeņraža pagatavošanā priekšroku dod cinkam,

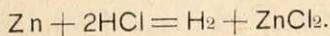
Ūdeņraža pagatavošana laboratorijā

tapēc ka šādā ceļā iegūtais ūdeņradis daudz tirāks. Lai reakciju varētu regulēt saskaņā ar ūdeņraža patēriņu, visās laboratorijās šīni un līdzīgos gadījumos lieto ļoti piemēroto Kippa aparātu (zim. 47). Tas sastāv no trim apaļiem traukiem, kas savā starpā savienoti. Vidus traukā, kuŗam sānos ierīkots „tubuss“ jeb kaklis, ieliek graudveidīgu cinku. „Tubusu“ aizbāž ar gumijas korķi, kuŗā cieši iestiprināts stikla krāns. Augšējais trauks nobeidzas ar cauruli, kuŗa cieši ielikta vidus traukā un sniedzas gandrīz līdz apakšējā trauka dibinam. Augšas traukā ielej atšķaidītu sālskābi (1 : 2). Kad krāns ciet, skābe tālāk netiek, ja to aiztur gaiss. Lai reakcija iesāktos, attaisa krānu: gaiss zem skābes spiediena iziet pa krānu; sālskābe vispirms piepilda apakšas trauku un pēc tam ieplūst arī vidus traukā, kuŗā tūlīn iesākas reakcija



Zim. № 47. Kippa aparāts.

ar cinku. Cinks šķīsdams attīsta chlorcinku un ūdeņradi, kas iziet pa krānu:



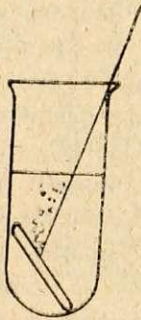
Kad reakciju grib apturet, pietiek aparata krānu aizgriežot. Ūdeņradis, kas reakcijā attīstas, un neatrod izeju, izspiež sālsskābi no vidus trauka apakšējā un pa daļai pa cauruli augšējā. Kad visa skābe, izspiesta, reakcija automātiski apstājas. Pietiek tikai atgriezt krānu, lai tā iesāktos no jauna. Tādā kārtā šis aparats, reiz piepildīts, ir pastāvīgi lietojams ilgaku laiku, un dod ūdeņraža, cik vajadzīgs.

Indukcijas periods un cinka pasivitate.

Cinku (kā arī citus metālus) skābē šķīdinot novērojams, ka reakcija sākas nevis tūlīn, bet pēc kāda laika. Jesākumā reakcijas ātrums palielinās, un tikai pēc zināma laika sasniedz normālo gaitu. Šo sākuma periodu sauc „indukcijas periodu“. Šo lekciju autors (Cēntneršvers) pierādīja, kā cinka „indukcijas periods“ ir sakarā ar „pasīvo stāvokli“, ko tas, ka arī citi metāli iegūst gaisā. No ka ceļas šis metālu „pasīvais stāvoklis“, — šini ziņā zinātnieku uzskati šķiras. Pie šī interesantā jautājuma iztirzašanas mēs vēl atgriezīsimies šo lekciju otrā daļā (skat. lekciju par chromu).

Citu metālu katalītiskais iespaids uz cinka šķīšanas ātrumu

Indukcijas periodu var ievērojami saīsināt, ja cinku ved kontaktā ar kādu citu, cēlaku metālu, piemēram, platinu, vaj pat varu.



Zīm. № 48. Platīnas katalītiskais iespaids uz cinka šķīšanu sērskābē.

Priekš tam tīra cinka gabaliņu ieliek atšķaidītā sērskābē (zīm. 48) un tam pieskaras ar platīnas, vaj varu drāti. Tīrs cinks ar skābi sākumā pavisam nereaģēja, bet tagad novērojama ūdeņraža burbulišu atdališanās. Pirmā acūmirkli divaiņi izliekas tas, ka šie burbuliši neatdalās vis uz cinka, bet uz tā metāla, kurš nešķīst. Šeit ir darišana itkā at „ķīmisku iedarbību uz attālumu“, kā to nosauca Ostwalds. Patiesībā šini gadījienā rodas galvaniskais elements, kurā cinks izpilda negatīvā, bet platīna + ūdeņradis — pozitīvā

pola lomu. Ja platīnas un cinka galus savieno ārpus skābes ar galvanometri, tani novērojama strāva no platīnas uz cinku.

Tāds pats rezultats rodas, ja cinku sakausē ar nelielu daudzumu citā, cēlaka metāla, piemēram, ar sudrabu, vaj varu. Tāds kausejums šķīst daudz ātrāk, nekā tīrs cinks. Aiz ta iemesla netīrs cinks, kas satur dažādu citu metālu piemaisījumus, izšķīdināms ātrāk par ķīmiski tīro cinku. Acim redzams, šini gadījienā uz cinka virsmas izveidojas neskaitams daudzums sīku „vietējo“ galvanisko elementu: uz šo elementu pozitīvajiem poliem notiek ūdeņraža atdališanās.

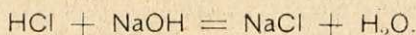
Ja sērskābes šķīdumam pielej tikai vienu pilienu varu vitriola šķīduma, cinka gabaliņš tani pārklājas ar varu un tūlīn iesākas enerģiska ūdeņraža atdališanās. Visos šajos gadījumos platīna un varš darbojas kā katalizatori: t. i. tie paši reakcijā dalību

neņem, bet tikai paātrina cinka šķīšanu. Šeit tomēr katalizes mehānisms izskaidrojams ar galvanisko elementu teorijas palīdzību (skat. lekciju par galvaniskiem elementiem).

Augšā pievestie piemēri rāda, ka skābēs ūdeņradis viegli apmainams pret metāliem. Gan agrāk pieņēma, ka visu skābju pamatelements ir skābeklis (33 lp. p.), tomēr vēlāk bij jaatsakas no šī uzskata aiz tā iemeslā, ka pastāv arī skābekli nesaturošas skābes, kā, piemēram, sālsskābe, kura sastāv tikai no ūdeņraža un hlora. Kā skābju pamatelements bij jāpieņem ūdeņradis, jo šis elements bez izņēmuma visās skābēs. Tomēr jāliek vērā, ka ne visi ūdeņraža savienojumi ir skābes. Tā, piemēram, ogļūdeņražiem pavisam nav skābju īpašību. Raksturīgākā skābju ūdeņraža īpašība ir tā, ka tas spēj apmainīties ar metāliem. Tapēc skābēs sauc tādus ūdeņraža savienojumus, kurus ūdeņradis apmainams pret metāliem.

Ūdeņraža
loma
skābēs

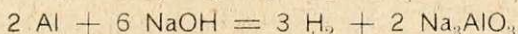
Skābju ūdeņraža apmaiņas produkts pret metāliem ir sāls. No šī redzes punkta neitralizācijas process arī uzskatams par ūdeņraža apmaiņas reakciju (44 lp. p.). piemēram:



Tikai šīni reakcijā ūdeņradis neatdalās brīvā veidā, bet stājas bāzes metāla vietā un rada ūdeni.

Daži metāli spēj izvietot ūdeņradi no sārmiem: tie ir pārejas jeb „amfoterie“ elementi, no kuriem var attīstīties kā bāzes, tā arī skābes (45 lp. p.). Pie tādiem elementiem pieder alumīnijs. Kad alumīnija skaidas aplej ar kodīgā natra šķīdumu, izdalās ūdeņradis, bet alumīnijam šķīdumā pārejot, rodas „nātrija alumīnāts“, Na_3AlO_3 (alumīnija skābes H_3AlO_3 sāls):

Ūdeņraža
iegūšana
no sārmiem.



Šo metodi izlieto tādos gadījumos, kad ūdeņradis jāpagatavo bez kādiem piemaisījumiem.

Ūdeņradis bezkrāsas un bezsmakas gāze. Tas 14 reiz vieglāks par gaisu, un pats vieglākais no visiem elementiem. Šķidrumā tas pārvēršas pie daudz zemākas temperatūras, kā citas gāzes (izņemot heliju) un tapēc viņa šķidrīšana bij saistīta ar lielām grūtībām, kurās tikai 1904 gadā Londonā Traversam un Djuaram (Dewar) izdevās pārvaret, vienam no otra neatkarīgi. Šķidrums ūdeņradis ir bezkrāsains, viegli kustīgs šķidrums ar ļoti mazu īpatnejo svaru. Šis šķidrā ūdeņraža īpašības sagādāja ķيميķiem pārsteigumu, jo ūdeņradi pēc viņa ķīmiskā rakstura uzskatīja par metālu, līdzīgu nātrijam, vaj kalijam. Mēs redzejam, ka metāli apmaina skābēs un sārmos ūdeņradi. Tapēc arī cereja, ka šķīdram ūdeņradim būs metaliskas īpašības, līdzīgi dzīvsudrabam. Eksperimenti tomēr pierādīja, ka ūdeņradis — nemetals.

Ūdeņraža
fizikalās
īpašības.

Šķidrums ūdeņradis vāras pie ļoti zemas temperatūras: $-252,4^{\circ}$. Gāzu fizikālo īpašību pētījumi noveda pie slēdziena, ka temperatūras iedalījumiem (skalai) ir zināma lejas robeža, ko sauc par „absolūto nulli“. Šo viszemāko iespējamo temperatūru pieņem līdzīgu — 273° pēc Celsija. Ja nu temperatūru skaita no „absolūtās nulles“, tad ūdeņraža absolūtā vārišanās temperatūra būs $273^{\circ} - 252,4^{\circ}$, t. i. $20,6^{\circ}$ absol. Retinātā telpā izgarodams, ūdeņradis sasilst, pārvēršdamies caurspīdīgos nemetāliska rakstura kristālos. Cietā ūdeņraža kušanas temperatūra atrodas pie $-258,9^{\circ}$, t. i. tikai $14,1^{\circ}$ virs absolūtās nulles. Ūdeņraža fizikālās īpašības redzamas sekošā tabelē.

1 litris ūdeņraža pie 0° un 760 m/m sver 0,08987 gr.

Ūdeņraža blīvums „ „ „ = 0,00008987.

„ „ attiecībā pret gaisu = 0,0695.

kritiskā temperatūra = $-234,5^{\circ}$ ($38,5^{\circ}$ absol.)

kritiskais spiediens = 20 atmosf. (O I š e v s k i s)

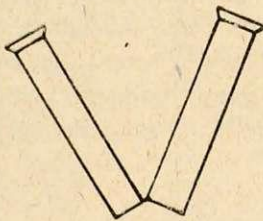
vārišanās temperatūra = $-252,4^{\circ}$ ($20,6^{\circ}$ absol.) T r a v e r s s
un Ž a k r o (Jacquerod)

šķidra ūdeņraža blīvums = 0,07

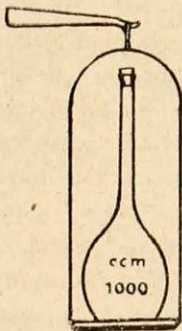
sasalšanas temperatūra = $-258,9^{\circ}$ ($14,1^{\circ}$ absol.)

1 cm^3 ūdens pie 0° izšķīdina $0,0193 \text{ cm}^3$ ūdeņraža.

Tā kā ūdeņradis 14 reiz vieglāks par gaisu, tad tas gaisā „peld“, kā korpis uz ūdens. Ja ar ūdeņradi pildītu cilindri attaisa un vaļējo galu tura uz augšu, ūdeņradis nedaudz sekundēs no tā iziet. Pieliekot pie vaļējā cilindra gala degošu skalu, tani gāze vairs neaizdegas. Bet ja ar ūdeņradi pildītu cilindri apgriež ar vaļējo galu uz leju un attaisa, tad ūdeņradis paliek un to var aizdedzināt.



Zīm. 49.
Ūdeņradis vieglāks par gaisu.



Zīm. № 50.
Ūdeņraža sveršana

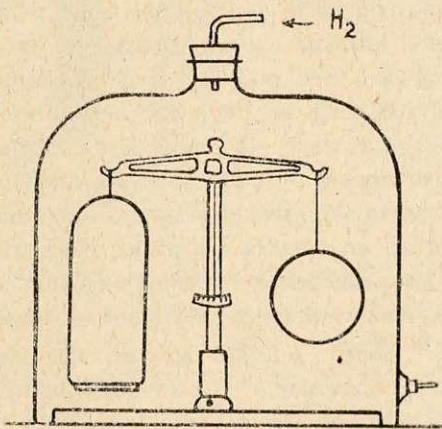
Lai apmēram noteiktu ūdeņraža blīvumu, nostādam uz svāriem līdzsvarā litra kolbu ar gaisu, ko aizbāzta ar gumijas korķi (zīm. 50). Pēc tam to piepildām no Kippa aparāta ar sausu ūdeņradi (turot kolbas vaļējo galu uz leju), aizkorķejam un liekam atkal uz svāriem. Izrādas, ka kolba ar ūdeņradi vieglāka, nekā ar gaisu. Lai svarus nostādītu līdzsvarā, uz kausa, ko kolba ar ūdeņradi, jāuzliek 1,2 gr. 1 litris sausa gaisa pie 0° un 760 m/m spiediena sver 1,29 gr. Tā tad 1 litris ūdeņraža sver: $1,29 - 1,20 = 0,09$ gr.

$$\bar{U}deņraža\ blivums = \frac{masa}{tilpums} = \frac{0,09}{1000} = 0,00009.$$

Gāzu tilpums lielā mērā atkarajas no temperatūras un spiediena. Saskaņā ar šo faktoru maiņu mainas arī gāzes blivums. Tapēc pieņemts bez „absolutā“ blivuma (t. i. 1cm^3 svara) atzīmēt arī gāzu „relatīvo“ blivumu, kuŗš aprēķināts attiecībā pret kādu citu gāzi. Tā kā gāzes saspiežot un sildot visas izplēšas vienādi, tad viņu relatīvais blivums neatkarajas ne no spiediena, nedz arī temperatūras. Kā pamata gāzi senāk uzlūkoja gaisu, tad ūdeņradi; tagad kā tādu pieņem skābekli (gluži kā pie atomsvāru aprēķināšanas). Kā pamatu blivumu salīdzināšanai pieņem 32 gr. skābekļa (ši elementa divkāŗšu atomsvāru), un gāzes normalsvāru (jeb molekulsvāru) sauc to viņas svāru, kas ieņem tādu pašu tilpumu, kā vienados apstākļos 32 gr. skābekļa. Tā kā 32 gr. skābekļa pie 0^0 un normala spiediena ieņem tilpumu $= 22420\text{ cm}^3$, tad to pašu tilpumu tādos pašos apstākļos ieņem jebkuras gāzes normalsvārs. Ja kādas gāzes „absolutais“ blivums (1 cm^3 svārs) pie 0^0 un normala spiediena $= d$, tad viņas normalsvārs $= d \times 22420$. Tapēc ūdeņraža normalsvārs $= 0,00008987 \times 22420 = 2,015$.

Ūdeņraža
normal-
svārs.

Katris ķermenis gaisā sverot padots hidrostatiskam spiedienam (jeb pacelšanai). Pēc Archimēda likuma katrs ķermenis gaisā zaudē tik daudz no sava svāra, cik sver ķermeņa izvietotais gaisa tilpums. Noliekam uz svāriem slēgtu bumbu (apm. 100 cm^3 tilpuma), paliekam svārus zem stikla zvāna, un piepildam pēdejo ar ūdeņradi (zim. 51). Mēs redzam, ka bumba paliek smagāka. Tas izskaidrojams caur to, ka svāra zaudējums ūdeņradi mazāks, nekā gaisā, jo izvietotais ūdeņraža tilpuma svārs mazāks par vienāda tilpuma gaisa svāru.

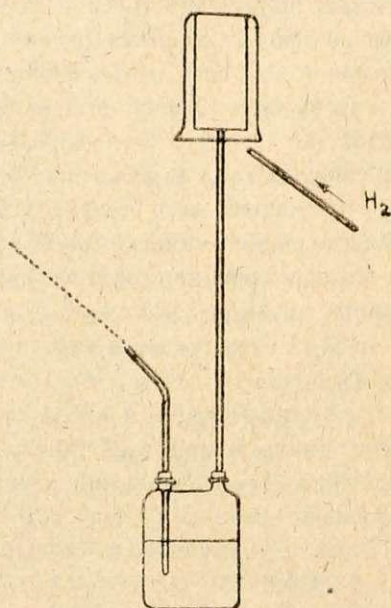


Zim. № 51. Ķermenis ūdeņraža atmosferā kļūst smagāks.

No gāzu teorijas zināms, ka gāzu „istecešanas“ ātrums pa šauriem kanāliem preteji — proporcionāls viņu blivuma kvadrātsaknei. Tā kā ūdeņradis 14 reiz vieglāks par gaisu, tad tam pa šauriem kanāliem jāiet ar 3,8 reiz lielāku ātrumu, nekā gaisam. To apstiprina sekošs eksperiments.

Ūdeņraža
difūzijas
ātrums.

Porainu māla cilindri aiztaisa argumijas korķi, caur kuru iet stikla caurule (zim: 52). Pēdejā cieši iestiprinata divkaklu pudelē, kuŗā ūdens. Pudeles otrā kaklā korķi iestiprinata tieva stikla caurule, kuŗa sniedzas līdz pudeles dibinam. Uz māla cilindra uzliekam vārglāzi un laižam telpā starp vārglāzi un cilindri no Kippa aparata ūdeņradi.



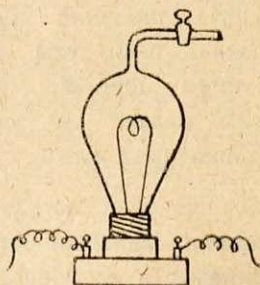
Zim. № 52. Ūdeņraža difūzijas ātrums.

Acu mirkli novērojama pudelē spiediena palielinašanās, jo pa tievo cauruli paceļas smalka ūdens strūkļa. Kā radies pudelē šis spiediens? Ūdeņradis difundē iet pa māla smalkajām porām cilindri. Tani pašā laikā arī gaiss difundē no cilindra uz āru. Bet tā kā ūdeņradis difundē 3,8 reiz ātrāk par gaisu, tad jebkuŗā laika sprīdi cilindri ieplūst ūdeņraža 3,8 reiz vairāk, nekā gaiss tani pašā laikā spēj iziet. Caur to cilindri rodas spiediens, kuŗš pa cauruli izplatās arī uz ūdeni un spiež to laukā no pudeles. Šis process turpinās, kamēr cilindri rodas tāda paša sastāva gaisa un ūdeņraža maisījums, kāds ārpusē (vārglāzē). Tad difūzija apstājas un ūdens strūkļa izbeidzas. Ja no māla cilindra tagad noņem vārglāzi, līdzsvars atkal pazūd, jo cilindri nu atrodas ūdeņraža un gaisa maisījums, bet ārpusē tikai gaiss. Ūdeņradis difundē no cilindra ārā ātrāk, nekā gaiss cilindri iekšā. Spiediens tā iekšpusē paliek mazāks, un gaiss no ārienes pa tievo cauruli tiek iesūkts pudelē. Pēc tam eksperimentu var atkal atkārtot.

Ūdeņraža
siltumvadišana.

Gāzēs siltums izplatās siltai gāzei difundējot aukstajā. Tā kā ūdeņradim piemīt liels difūzijas ātrums, tad tas arī siltumu vada 17 reiz ātrāk, nekā skābeklis. Elektriskā kvēllampīņa, kad tā pildīta ar ūdeņradi, izdod daudz vājāku gaismu, nekā kad tani atrodas ogļskābā gāzē (zim 53). Tas ir saprotams, jo ūdeņradis labi vada siltumu: strāvas nokarsetais diegs ūdeņradi zaudē daudz vairāk siltuma, nekā ogļskābē.

Ūdeņradis šķīst daudzos metālos. Se-



Zim. № 53. Ūdeņraža siltumvadišana.

višķi lielā mērā šī īpašība piemīt palādiyam. Viens tilpums palādija pie istabas temperatūras spēj sevi uzņemt 710 tilpumus ūdeņraža. Sildot ūdeņradis atkal izdalās. Hoitsem a smalki izdarītie kvantitatīvie pētījumi pierāda, ka ūdeņradis pa daļai ķīmiski savienojas ar palādiju un dod savienojumu Pd₂H. Te ir darišana ar vienu no tām sistemām, kuŗas stāv uz robežas starp ķīmiskiem savienojumiem un šķidumiem, un par kuŗām mēs runajām 4 lekcijā (50 lp. p.).

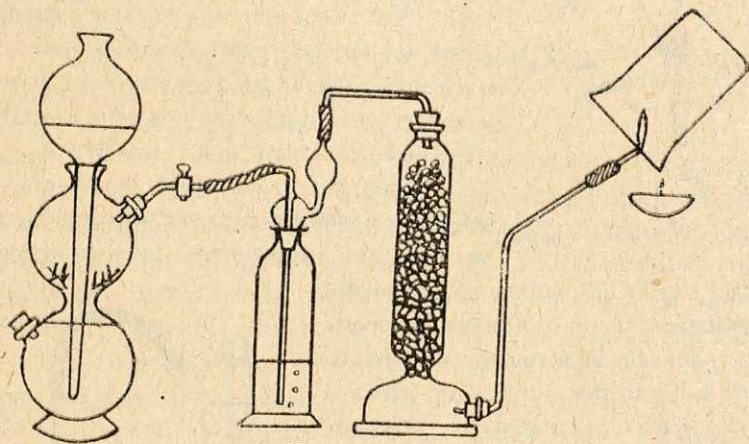
Ūdeņraža
šķīšana
palādijā

Ūdeņradim piemīt visai liela „tieksme“ savienoties ar skābekli. Tas redzams no tā, ka ūdeņradis deg skābeklī un gaisā. Viņa liesma vāja un neskaidra, jo ūdeņraža degšanā nepiedalās cietas vielas. Bet ja ūdeņraža liesmā ieliek platīnas drāti, ta nokaist un spīd ar baltu gaismu. Izmērots, ka 1 gr. ūdeņraža sadegot attīsta 34032 siltuma vienības jeb kalorijas. Tas ir tāds daudzums siltuma, ar kuŗu var 34 kilogramus ūdens sasildīt par 1°.

Ūdeņraža
ķīmiskas
īpašības.

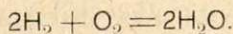
Kas rodas, kad ūdeņradis deg? Uz šo jautājumu mums

Ūdeņradim
degot
attīstas
ūdens.



Zīm. № 54. Ūdeņradim degot rodas ūdens.

atbildēs sekošs eksperiments. Cauruli ar degošu ūdeņradi turam slīpi zem lielas (2 litri) vārglāzes virs mazas porcelāna bļodiņas (zim. 54). Vārglāze iekšpusē pārklājas ar rasas pilieniem, kas satek bļodiņā. Iegūto šķidrumu izmēģinot atrodam, ka tam nav ne smakas, ne garšas, un lakmusu nekrāso. Dažus pilienus platīnas vāciņā sildot, tas iztvaiko, neatstādams neka pāri. Šis īpašības pierāda, ka iegūtais savienojums ir ūdens, pagatavots „sintētiskā ceļā“, t. i. no elementiem:



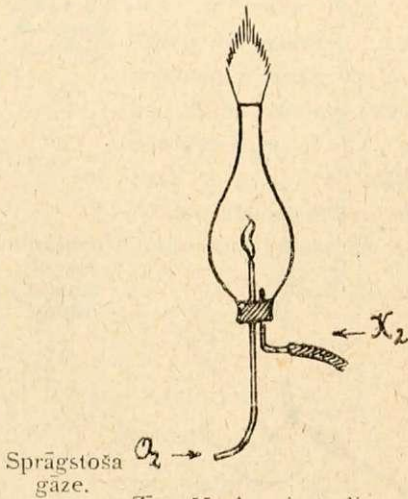
Lai novērstu iebildumus, ka ūdens atdalījies no mitrā ūdeņraža, pēdejo nākas pirms dedzinašanas sauset. No Kippa aparāta vispirms ūdeņradi laiž ar chlorkalciju pildītā „torni“, pēc tam

Gāzu
sausešana.

gāžu „skalotnē“, kur koncentrēta sērskābe. Abas vielas lielā mērā uzsūc ūdeni, kāpēc gāze izsausejas.

Apgrieztā
liesma.

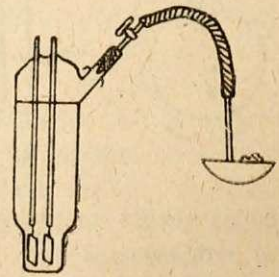
Ūdeņradis, kā zinams, deg skābeklī; un arī otrādi, skābeklis deg ūdeņradī. Vienkāršas petrolejas lāmpas cilindri korķi iestiprinātas divas caurules, no kuŗām viena savienota ar skābekļa, otra ar ūdeņraža gāzturi (zīm 55). Cilindri sākumā laiž stipru ūdeņraža straumi un to aizdedzina cilindra vaļejā galā. Tad pa otru cauruli, aizbidot to līdz cilindra vaļejam galam, laiž skābekli. Skābeklis aizdegas ūdeņradī. Velkot cauruli ar skābekli lejup, skābekļa liesmu iespējams nostādīt cilindra vidū. Pavairojot skābekļa straumi, liesma pārlec uz ūdeņraža cauruli; bet ja pavairo ūdeņraža straumi, liesma pārlec atpakaļ uz skābekli. Pirmā gadījumā ūdeņradis deg skābeklī, otrā, turpretim, skābeklis ūdeņradī. Šis eksperiments pierāda, ka degošas, un degšanu uzturošas vielas jēdziens ir relatīvs. Vispārīgi, degšana ir divu vielu savienošanās, kas saistīta ar liela siltuma attīstību.



Zīm. 55. Apgrieztā liesma.

Ūdeņraža un skābekļa maisījumu ar liesmu, vaj elektrisko dzirksteli aizdedzinot, tas sadeg ar sprādzienu. Šis sprādziens

sevišķi stiprs, ja maisījumā ūdeņraža un skābekļa tilpumu attiecība vienāda ar to, kādā šīs abas gāzes savienojas, t. i. = 2. Šādu maisījumu sauc sprāgstošo gāzi. Sprāgstošo gāzi var viegli pagatavot, sadalot ūdeni ar elektrību traukā, kam divas platinas platiņas (zīm. 56). Trauku līdz pat kaklam piepilda ar atšķaidītu sērskābi, un platiņas savieno ar baterijas poliēm. Uz platiņām atdalās ūdeņradis un skābeklis, kuŗu maisījums iziet pa gāznovada cauruli. Sprāgstošā gāze sava eksplozīvā rakstura pēc ļoti bīstama. Pilnīgi droši to var aizdedzināt, kad tā iepildīta ziepju burbuļos; tam nolūkam caurules galu ieliek bļodiņā ar ziepju šķīdumu. Noņem aparātu un bļodiņā aizdedzina ziepju burbuļus. Tie sadeg ar lielu troksni.



Zīm. 56. Sprāgstošās gāzes pagatavošana

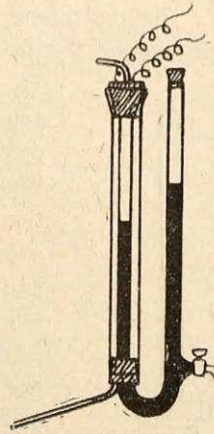
Sprāgstošās
gāzes un
ūdens
tvaika til-
pumu
attiecība.

Interesanti salīdzināt sprāgstošās gāzes tilpumu ar iegūta ūdens tvaika tilpumu. Tam nolūkam lietojam U-cauruli ar iekaušētām platinas drātiņām (zīm. 57). Sākumā abus caurules dibļus

piepilda ar dzivsudrabu, pēc tam no elektrolīzes aparāta vienā dilbī pa krānu iepilda sprāgstošo gāzi, izlaižot no otra dilbja daļu dzivsudraba. Sprāgstošo gāzi ar ūdens tvaiku sasilda līdz 100° un, nostādot dzivsudrabu abos dilbjos uz viena līmeņa, nolasām gāzes tilpumu pie 100° . Iekaušētās platīnas drāts galus ar indukcijas spoli savienojot, rodas dzirkstele un notiek sprādziens. Dzivsudrabu pēc tam atkal nostādam vienā līmenī un nolasām iegūto ūdens tvaiku tilpumu. Rodas vienkārša attiecība 3:2. Tā kā sprāgstošā gāze sastāv no 2 tilpumiem ūdeņraža un 1 tilpuma skābekļa (63 lp. p.), tad dabonam attiecību:

ūdeņraža tilpums: skābekļa tilpums:
ūdens tvaika tilpums = 2:1:2. Te mums jauns vienkāršu tilpumu likuma apstiprinājums (60 lp. p.).

Sprāgstošā gāze parastā temperatūrā, acimredzot, pavisam nesavienojas. Viktors Meijers (Victor Meyer) pierādīja, ka pie 500° ūdeņraža un skābekļa savienošanās jau norisinās pietiekoši ātri, lai būtu iespējama šās reakcijas ātruma mēršana. Mēģinājumi pierādījuši, ka paiet 100 minūtes, kamēr 15% sprāgstošās gāzes pārvēršas ūdenī. Van't-Hofs (van't Hoff) atrada, ka reakciju lielākās daļas ātrums pamazinas uz pusi, ja temperatūra kritas par 10° . No tā var izrēķināt, ka 15% sprāgstošās gāzes pie 0° pārvēršanai ūdenī vajadzīgas 50×2^{50} minūtes jeb simts miljardu gadu. Protams, ka tik lēna reakcijas gaita mums nav novērojama. Pie 700° reakcijas ātrums jau sasniedz tās robežas, kur sākas degšana (35 lp. p.). Ja degšana notiek uzreiz visā sprāgstošās gāzes masā, tad reakcijā cēlies siltums (34.000 kalorijas!) sasilda tur radušos ūdens tvaikus un attīsta tik lielu spiedienu, ka notiek sprādziens. Bunzens (Bunsen) aprēķinājis, ka sprāgstošās gāzes sprādziena spiediens ir 10 atmosferas. Tādā kārtā mēs novērojam pakāpenisku pāreju no lēnās savienošanās sprādzienā. Ja sistēmas temperatūra ļoti zema, reakcija norisinās tik lēni, ka mums liekas, ka tā nemaz nenotiek. Temperatūru paaugstinot, sasniedzam fāzi, kurā reakcija norisinās maņāmā ātri. Vēl augstākā temperatūrā reakcijas siltums palielina sistēmas temperatūru tā, ka reakcija norisinās neizmērojami īsā laikā. Ja abas gāzes nav viena ar otru samaisītas, reakcija notiek tikai tajā sistēmas joslā, kur abas vielas pieskaras viena otrai. Rodas liesma jeb mierīga degšana. Bet ja abas gāzes labi samaisītas, reakcija acumirkli norisinās visā masā: notiek sprā-

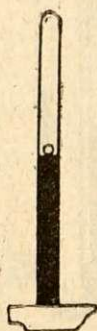


Zīm. № 57. Sprāgstošās gāzes un ūdens tvaika tilpumu attiecība. Lēna savienošanās, degšana, sprādziens.

dziens. Vispārīgi, sprādzieni ir tāda reakcija, kuŗā pie palielinātas temperatūras attīstas gāzejadas vielas. Sprādziena spiediens rodas gāzem reakcijas siltumā izplēšoties.

Platinas katalitiskais iespaids.

Platinai piemīt īpašības tādā mērā paātrināt sprāgstošās gāzes savienošanos, ka tā norisinās diezgan ātri jau parastā temperatūrā.



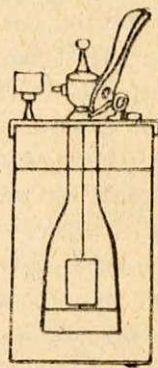
Zīm. № 58.

Reakcijas katalitiska paātrināšana ar platīnu starp ūdeņradi un skābekli.

Tā kā platīna pati reakcijā nepiedalās, tad to sauc „katalizatoru“ (30 l.p.p.). Ja ar dzīvsudrabu piepildītā „gāzu“ caurulē no elektrolīzes aparāta ielaiž sprāgstošo gāzi, reakcija nav novērojama (zīm. 58). Tagad caur dzīvsudrabu iebāžam caurulē ar platīnas pulveri piesūcinātu māla gabaliņu (kuŗu pagatavo karsejot chlorplatīnas šķīdumu). Nu dzīvsudrabs caurulē ātri pācejas un caurules iekšpusē pārklājas ar rasu. Tā tad platīnas klātbūtnē ūdeņradis ar skābekli savienojas pie parastās temperatūras.

Šo parādību pirmais novēroja Deberēiners (Döbereiner) un uz viņas principa pagatavoja savu „aizdedzināmo mašīnu“, kurai tajā laikā, kad vēl sērķociņus nepazīna, bij liela piekrišana. Deberēinera aizdedzināmā mašīna sastāv no platā bundžā ievietota zvana, kuŗā iekārts cinka

gabaliņš (zīm. 59). Ārējā traukā (bundžā) ielej atšķaidītu sērķābi. Attaisot zvana sāvīvadcaurules krānu, zvanā no ārējā trauka ieplūst sērķābe. Uz cinka iedarbodamās, tā attīstīta ūdeņradi, kas pa krānu iziet. Pret krāna izeju nostiprināts platīnas sūceknis, kam pieskārdamies ūdeņradis aizdegas. Krānu aiztaisot, ūdeņradis no zvana izvīeto sērķābi, un reakcija apstājas.



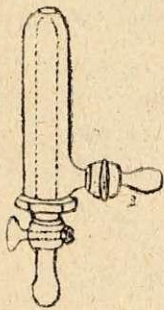
Zīm. № 59. Deberēinera aizdedzināmā mašīna.

Katalizatoru nonāvēšana.

Ša aparāta ļaunā puse ir tā, ka dažādas vielas: sērūdeņradis, oglekļa oksīds u. c. platīnu „nonāvē“, t. i. šo vielu iespaidota, tā zaudē savas katalitiskās īpašības. Nav zināms, kā platīna tiek „nonāvēta“, nedz arī — uz kā dibinājas viņas katalitiskā darbība. Zināms tomēr, ka degļa liesmā karsejot „nonāvetu“ platīnu var atdzīvīnat. Uzņemtas gāzes tad izdalās, un platīna iegūst āgrākās spējas. Ir zināms, ka arī platīnā lielā mērā šķīst ūdeņradis (75 l.p.p.) un skābeklis. Ļoti iespējams, ka šo gāzu reakcija notiek viņu platīnas šķīdumā. Bet ja platīna piesātināta citām gāzem, ūdeņradis un skābeklis tajā vairs nešķīst, kapēc katalitiski tā vairs nevar darboties.

Ūdeņradis — vieglākā no visām pazīstamām gāzēm. Šās Ūdeņraža
 īpašības pēc to izlieto gaiskuģniecībā aerostatu pildīšanai. 1 kub. izlietošana:
 metrs gaisa sver apmēram 1,29 kilogramus, bet 1 kub. metrs 1. gaiskuģ-
 ūdeņraža — tikai 0,09 kilogramus. Tā kā pēc Archimēda li- niecībā.
 kuma katrs ķermenis zaudē tik no sava svara, cik sver izvietotā
 gaisa tilpums, tad uz ūdeņraža aerostata tilpuma katru kub.
 metru iznāk gaisa spiediens: $1,29 - 0,09 = 1,2$ kilogr. Grozāmajam
 gaiskuģim izgudrotam, radās arvienu lielaki ūdeņraža pieprasījumi,
 jo šīni gaiskuģniecības nozarē ūdeņradim pieder monopols. Viņa
 vienīgais, bet ļoti lielais trūkums pastāv tamā, ka tas ļoti viegli
 aizdegas, caur ko bieži vien notikušas bēdīgas katastrofas.

Ūdeņraža lielais degšanas siltums dod iespēju sasniegt ūdeņ- 2. sildīšanai.
 raža liesmā ļoti augstas temperatūras. Sevišķi augsta



Zīm. № 60. Daniēļa
 krāns ūdeņraža-skā-
 bekļa liesmai.

temperatūra rodas ūdeņradim sadegot tirā
 skābeklī. Tam nolūkam lieto sevišķas kon-
 strukcijas degļi, kas redzams 60 zīmējumā.
 Sprāgstošās gāzes deglis sastāv no divam
 viena otrā ieliktnām metala caurulēm. Vidus
 caurulē, daudzumu ar krānu regulējot, laiž
 skābekli. Ūdeņradi laiž pa riņķejado telpu
 starp abām caurulēm. Abas gāzes satie-
 kas pie cauruļu izejas; aizdedzinātas tās deg
 ar liesmu, kurai gan vāja gaisma, bet ļoti
 augsta temperatūra. Sprāgstošās gāzes
 liesmā kūst platīna, kvarcs un citas grūti
 kausejamas vielas. Tērauda atspere sadeg
 ar tādu pašu efektu, kā tirā skābeklī.

Ūdeņraža—skābekļa liesmā praksē kausē dažādas grūti kause-
 jamas vielas, salodē augstā temperatūrā kūstošus metālus (autoge-
 nā salodešana), kā arī sagriež metālus (piemēram, tēraudu).
 Ūdeņraža—skābekļa liesmas temperatūra = apm. 2000° , un tās
 priekšrocība pastāv tamā, ka ūdeņradis sadegdams attīsta tikai
 ūdeni, bet ne oglekļa savienojumus, kas iedarbojas uz mtealu.

Ūdeņraža liesmai ļoti vāja gaisma un tapēc pati par sevi ta 3. apgais-
 apgaismošanai neder. Liesma spīd tikai tad, ja tajā nokaiš cietas mošanai.
 vielas. Ūdeņraža degšanā tādās neattīstas. Augstā temperatūrā
 gāzes izdod tikai vāju gaismu (luminescencija). Ja ūdeņradi laiž
 caur benzolu, un tad ar benzola tvaikiem piesātinātu aizdedzina,
 tas deg ar gaišu liesmu, kā deggāze. Benzols — ūdeņraža un
 oglekļa savienojums: C_6H_6 . Liesmā tas sadalās, attīstīdams smalkas
 oglekļa daļiņas (kvēpus), kas augstā temperatūrā spīd.

Spožas gaismas iegūšanai Drumonds lika priekšā sprāg-
 stošās gāzes (ūdeņraža-skābekļa degļa) liesmā karset kalņa gaba-

liņu. Rodas ļoti spoža gaisma, kas pazistama „Drumonda gaismas“ vārdā. Šo gaismu agrāk lietoja projekcijas lampu apgaismošanai u. t. t. Beidzamā laikā to vairs nelieto, un viņas vietu izpilda elektriskā, vaj acetilena apgaismošana.

Stipras gaismas avotu var arī rast, dedzinot ūdeņradi Auera degļi. Šajā gadījumā spidošas cietās vielas lomu izpilda Auera sietiņa materials, kas sastāv no torija un cerija oksīdiem (skat. „torijs“).

Vispārīgi jāsaka, ka katra cieta viela, sasildīta augstāki par apkārtnes temperatūru, izlaiž starus. Redzamie starri rodas tikai pie 300⁰ temperatūras. Pēc Stefana likuma, nokarsetas vielas izstarošanas spēja proporcionāla viņas absolūtās temperatūras ceturrtai pakāpei. Tāpēc arī gaismas „spožums“ ātri pieaug paaugstinot gaismas „avota“ temperatūru. Tā kā ūdeņraža liesma dod ļoti augstu temperatūru, tad gāzes apgaismošanā tai zināmas priekšrocības.

Tam kā apstiprinājums noder sekoši skaiti, kas apzīmē siltuma patēriņu stundas laikā, lai iegūtu vienas normalas sveces gaismu (O. Šmidts); priekš vienas sveces stundā jāpatērē:

ūdeņradim degot	6,15 Cal.
deggāzei „	13,7 „
ūdens gāzei „	15,5 „

4. Ķīmiskās rūpniecības

Pēdējā laikā daudz ūdeņraža patērē amonjaka ražošanai pēc Habera metodes: no slāpekļa un ūdeņraža, par ko runāsim lekcijā par slāpekli.

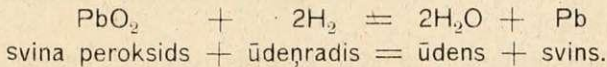
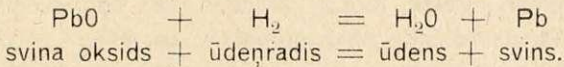
Ūdeņradi reducēšanas īpašības pēc lietoti arī oglekļa savienojumu nozarē. Viens no svarīgākajiem viņa izlietošanas veidiem pastāv mākslīgu cietu tauku pagatavošanā no šķidriem taukiem, kā arī eļļu izgatavošanā, pievienojot ūdeņradi (Sabatjē (Sabatier), Senderensa un Ipatjeva (Ипатъевъ) metodes).

Astotā lekcija.

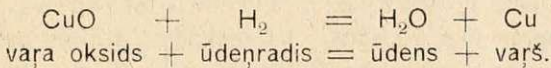
Ķīmiskais līdzsvars.

Reduēcšanas reakcijas. — Apgrīezeniskas reakcijas. — Ķīmiskais līdzsvars. — Aktīvo masu likums. — Ūdens gāzes līdzsvars. — Skaitu dati. — Temperatūras iespaids. — Dzelzs oksīda reduēcšana. — Aktīvo masu likuma apstiprinājums. — Līdzsvara pārvietošana. — Sāļu reduēcšana. — Ķīmisko procesu apgrīezamības principa apvienošana — Šķietamie izņēmumi.

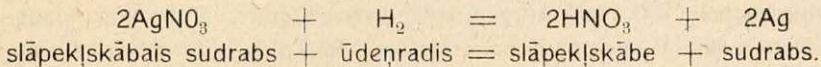
Ūdeņradis savienojas nē tikai ar brīvu skābekli, bet spēj Reduēcšanas reakcijas. to atņemt arī savienojumiem. Piektajā lekcijā mēs redzejam, ka ūdeņradis svina oksīdam un peroksīdam skābekli atņemdams, reducē svīnu (50 lp. p.):



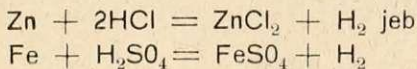
Gluži analogīška reakcija notiek, kad ūdeņradi laiž pār nokarsetu vaļa oksīdu:



Ūdeņradi laižot slāpekļskābā sudraba šķīdumā (zim. 61), pēdejšais to uzņem un atdala sudrabu:

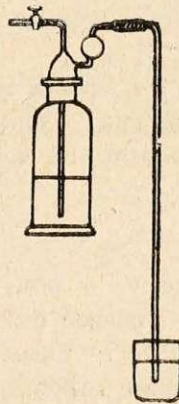
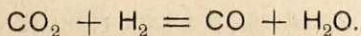


Šī reakcija ir preteja tām, kurās metāli, piemēram, cinks, dzelzs, skābēs izšķīst (69 lp. p.).



Pievestie fakti norāda, ka ūdeņradis ir reducētājs.

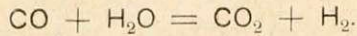
Augstā temperatūrā (ap. 1000°) ūdeņradis reducē ogļskābo gāzi oglekļa oksīdā pēc nolidzinājuma:



Apgrīezeniska reakcija.

Zim. № 61. AgNO_3 šķīduma reduēcšana ar ūdeņradi.

Bet agraki redzejam, ka oglekļa oksīds reducē ūdeni (66 lp. p.).



Tā tad, starp ūdeni un oglekļa oksīdu reakcija var norisināties divos pretejos virzienos: no kreisās uz labo, un no labās uz kreiso pusi. Šādas reakcijas sauc apgriezeniskas un apzīmē divām preteja virziena bultām:



Senāk pastāvēja uzskats, ka apgriezeniskas reakcijas ir izņēmuma gadījieni. Vēlāk, tomēr, izrādījās, ka apgriezeniskas reakcijas sastopamas biežāki, nekā domāja. Jau Bertolle (Berthollet) aizrādīja, ka principā visas reakcijas atzīstamas par apgriezeniskām.

Pašlaik pieņem, ka abas pretejas reakcijas notiek vienā un tajā pašā laikā, t. i. vienā un tajā pašā laikā no ūdeņraža un oglekļa oksīda gāzes ūdens attīstas, un arī sadalās. Tikai abas šīs pretejas reakcijas nav vienāda ātruma, un tas, ko mēs varam novērot, tā tad, ir šo abeju ātrumu starpība.

Jau agrāk tika aizrādīts, ka reakcijas ātrums proporcionāls reaģējošo vielu koncentrācijai (35 lp. p.). Ja reakcija, kā šini gadījumā, notiek starp gāzejadām vielām, par viņu koncentrāciju uzlūkojama dotās gāzes tilpuma attiecība pret visa maisījuma tilpumu (uz analīzes pamata). Apzīmējot oglekļa oksīda tilpumu maisījumā (100 cm^3) ar a , ūdens tvaika tilpumu ar b , mēs dabonam reakcijas ātrumam no kreisās uz labo pusi šādu nolīdzinājumu:

$$v_1 = k_1 \cdot a \cdot b,$$

kurā v_1 apzīmē reakcijas ātrumu no kreisās uz labo pusi, k_1 — konstantu lielumu (atkarīgu no temperatūras). Pretejai reakcijai dabonam otru nolīdzinājumu:

$$v_2 = k_2 \cdot c \cdot d,$$

kurā v_2 — pretejas reakcijas ātrums, k_2 — konstants lielums, c — oglekļa dioksīda tilpums, d — ūdeņraža tilpums maisījumā 100 cm^3 . Eksperimentā mēs novērojam starpību $v_1 - v_2$. Ja tā pozitīva, reakcija norisinās no kreisās uz labo, ja negatīva — no labās uz kreiso pusi.

Ķīmiskais
līdzsvars.

Eksperiments norāda, ka katra apgriezeniska reakcija pēc zināma laika noteiktā stāvokli izbeidzas, pie kam reakcijā iedarbo-

jošos vielu koncentrācija vairs nemainas. Šādu sistēmas stāvokli sauc ķīmiskā līdzsvara stāvokli. Saskaņā ar augšminēto redzes punktu, ķīmisko līdzsvaru varam uzlūkot kā divu preteju vienāda ātruma reakciju rezultātu. Par augšā pievesto gadījumu varam teikt, ka līdzsvars iestāsies tad, kad starpība $v_1 - v_2$ būs nulle, t. i.

$$v_1 = v_2.$$

Šajā gadījumā zināmā laika vienībā ūdens tvaika tikpat daudz attīstās, cik tajā pašā laikā sadalās.

Ja šīnī brīdī analīzesim iegūto gāzes maisījumu un analīzes datus ievietosim augšā pievestos nolidzinājumos priekš v_1 un v_2 , tad atradīsim, ka

$$k_1 \cdot a \cdot b = k_2 \cdot c \cdot d \text{ jeb}$$

$$\frac{a \cdot b}{c \cdot d} = \frac{k_2}{k_1}$$

Tā kā divu konstantu lielumu attiecībai $k_1 : k_2$ arī jābūt konstantam lielumam, tad apzīmēsim to ar

$$\frac{k_2}{k_1} = k. \text{ Tādā gadījumā}$$

$$\frac{a \cdot b}{c \cdot d} = k.$$

Konstanto lielumu k sauc līdzsvara konstanti.

Kā piemēru pievedīsim Hāna ūdens gāzes līdzsvara pētījumu rezultātus. Hāns laida līdz 986° nokarsetā kvarca caurulē platīnas (kā katalizatora) klātbūtnē ogļskābās gāzes un ūdeņraža maisījumu dažādās tilpuma attiecībās. Pēc reakcijas iegūto maisījumu analizējot, taš nāca pie sekojošā tabelē pievestiem rezultātiem.

Ūdens
gāzes
līdzsvars.

Tabele 3.

Ūdens gāzes līdzsvars pie 986°.

CO tilpums a	H ₂ O tilpums b	CO ₂ tilpums c	H tilpums d	Konstante $K = \frac{a \cdot b}{c \cdot d}$
9,46 ⁰ / ₀	9,46 ⁰ / ₀	0,70 ⁰ / ₀	80,38 ⁰ / ₀	1,591
23,00	23,00	7,18	46,82	1,581
27,83	27,83	21,36	22,88	1,591
26,28	26,28	34,67	12,77	1,557
22,85	22,85	47,35	6,95	1,585
Caurmēra skaits . .				1,581

Skaitu dati

No tabelē pievestiem skaitiem redzams, ka:

1) ūdens gāzē rodas visi četri reakcijas produkti: CO, H₂O, CO₂, H;

2) reakcijas beigās visu četru reakcijas dalībnieku starpā iestājas noteikta attiecība;

3) neatkarīgi no maisījuma sastāva sākumā, līdzsvara stāvokli izejvielu koncentrāciju reizinājuma attiecība pret reakcijas produktu koncentrāciju reizinājumu paliek konstanta.

Pēdejo likumu atrada Guldbergs (Guldberg) un Vāge (Waage). Tas saucas „aktīvo masu likums“, un viņam ļoti liela nozīme visā ķīmijā.

Temperatūras
iespaids

Turpmākie Hāna pētījumi pierāda, ka līdzsvara konstante K, kas neatkarīgas no maisījuma sastāva sākumā, mainās līdz ar temperatūru. Tas redzams sekojošā tabelē.

Tabele 4.

Ūdens gāzes līdzsvara konstantes atkarība no temperatūras.

Temperatūra.	Konstante $K = \frac{a \cdot d}{c \cdot b}$
686 ⁰	0,534
786 ⁰	0,872
886 ⁰	1,208
986 ⁰	1,596
1086 ⁰	1,956
1205 ⁰	2,126
1405 ⁰	2,490

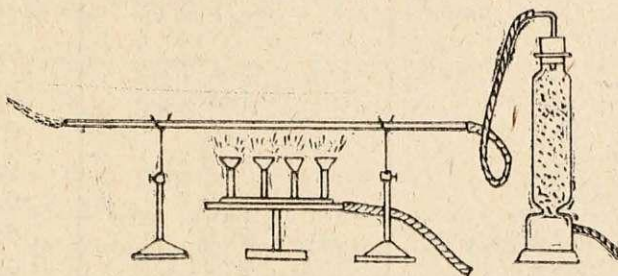
No šās tabeles nākam pie slēdziena, ka sildot konstante K palielinās. Tā kā konstantes palielinājums nozīmē oglekļa oksīda daudzuma palielinājumu uz ogļskābes un ūdeņraža rēķina, tad

4) reakcijas $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$ līdzsvars sildot pārvietojas no labās uz kreiso, bet dzesējot — no kreisās uz labo pusi.

Dzelzs
oksīda
reducēšana.

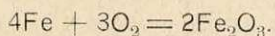
Ūdeņradis, kā jau aizrādīts, reducē metālu oksīdus. Ja grūti kausejama stikla caurulē ieliek dažus gramus dzelzs oksīda (zīm. 62) un karsē, laižot cauri sausu ūdeņraža straumi, tad novērojams, ka brūnais dzelzs oksīds pārvēršas melnā metāliskās dzelzs

pulveri. Caurules vēsajās daļās rodas ūdens pilieni. Dzelzs oksids reducējas pēc šāda reakcijas nolīdzinājuma:



Zim. 62. Dzelzs oksīda reducēšana ar ūdeņradi.

Reducējot iegūtais dzelzs pulveris ir sevišķi aktīvs dzelzs veids: tas gaisā aizdegas un pārvēršas brūnā dzelzs oksīdā:



Šo dzelzs aktīvo veidu sauc piroforu dzelzi. Šās dzelzs aktivitāte ceļas no ūdeņraža, kas tajā darbojas kā katalizators.

Mēs jau redzējam, ka dzelzs karsejot reducē ūdeni (66 l.p. p.). Tā tad arī šī gadījumā darīšana ar apgriezenu reakciju, kurā var izteikt līdzīgi iepriekšējai:



Pēc kāda laika abas pretejas reakcijas noved visu sistemu noteiktā līdzsvara stāvoklī, kurā visas četras reaģējošās vielas: dzelzs, ūdens tvaiks, dzelzs oksīds un ūdeņradis piedalās noteiktos daudzumos. Ķīmisko līdzsvaru uz matematisks pamatiem nostādot, jāievēro, ka tikai divas no visām augšminētām vielām, ūdens tvaiks un ūdeņradis, ir gāzejadas. Pārējās divas vielas: dzelzs un dzelzs oksīds atrodas cietā veidā, kurā koncentrācija tapēc uzskatāma pastāvīga. Aiz šīs iemesla aktīvo masu likums šajā gadījumā pieņem vienkāršāku veidu: apzīmējot līdzsvara stāvoklī ūdens tvaika tilpumu ar a, ūdeņraža tilpumu ar b, dabonam

Aktīvo masu likuma apstiprinājums.

$$\frac{a}{b} = K, \text{ t. i.}$$

starp reaģējošu gāzejādu vielu: ūdens tvaika un ūdeņraža tilpumiem līdzsvara stāvoklī pastāv konstanta attiecība. Preinera (Preuner) eksperimenti šo teorijas prasību pilnīgi apstiprina, kas redzams sekojošā tabeļē (gāzu tilpumu attiecības vietā šeit ņemta viņu parciālo spiedienu attiecība):

Tabele 5.

Udens tvaika un ūdeņraža līdzsvars pie 900°.

H ₂ O parciālais spiediens: a	H ₂ parciālais spiediens b	Konstante $K = \frac{a}{b}$
8,8 m/m	13,5 ^m /m	0,65
10,0	14,2	0,70
11,5	17,9	0,65
12,7	18,0	0,71
17,4	26,0	0,67
25,1	37,4	0,67
35,0	52,0	0,67
39,6	58,5	0,68
46,6	69,4	0,67
49,3	71,8	0,68

Līdzsvars drusku sarežģijas, kad kopā ar dzelzs oksīdu Fe₂O₃ reakcijā var attīstīties arī savienojums Fe₃O₄. No Preinera pētījumiem, katrā ziņā, redzams, ka neatkarīgi no tā, vai pār dzelzs oksīdu laižam ūdeņradi, vai ūdens tvaiku pār dzelzi, gāzejadā fāzē vienmēr iestājas viena un tā pati (konstanta) ūdens tvaika un ūdeņraža daudzumu attiecība.

Līdzsvara
pārvieto-
šana.

Ja šo rezultātu salīdzina ar mūsu eksperimenta (85 lp. p.) rezultātu, pirmā acumirkli rodas pretruna: eksperiments pierāda, ka ūdeņradis pilnīgi reducē dzelzs oksīdu. Šā pretruna tomēr tikai šķietama. Patiesībā novērojams līdzsvars tikai gāzes vidē, kur atrodas dzelzs un dzelzs oksīds. Ja iegūto gāzes maisījumu izlaižam, un caurulē ielaižam svaigu ūdeņradi, līdzsvars iestāties no jauna, pie kam daļa dzelzs oksīda no jauna reducēsies dzelzi. Šis process turpināsies, kamēr nebūs reducēts viss dzelzs oksīds. Pretejā reakcija radīsies laižot pār dzelzi ūdens tvaiku. Tā kā gāzejadā vidē starp ūdens tvaiku un ūdeņradi jāradas tam pašam līdzsvaram, kas bij agrāk, tad sākumā daļa dzelzs oksīdesies. Jelaižot no jauna ūdens tvaiku, iegūtais līdzsvars zudis, un daļa dzelzs no jauna pārvērtīsies oksīdā. Galu galā visa dzelzs būs oksidēta. No tā redzams, ka

1) ūdeņradi pārsvarā ielaižot, reakcija



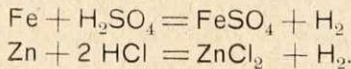
norisināsies no labās uz kreiso pusi, kamēr viss Fe₂O₃ nebūs izbeidzies, bet

2) ūdens tvaikus pārsvarā ielaižot, reakcija norisināsies no kreisās uz labo pusi, līdz Fe pilnīgi būs oksidēts.

Tas pilnīgi saietas ar eksperimenta rezultātiem.

Jepriekšējā lekcijā redzējam, ka metāli, cinks, dzelzs u. c. izvieta no skābēm ūdeņradī (69 lp. p.), piemēram,

Sāļu
redukcēšana.



Beketovs (Бекетовъ) pierādīja, ka arī reakcija, kur metāli izvieta ūdeņradī, savā būtībā ir apgriezeniska reakcija. Saspiests ūdeņradis izvieta no sudraba sāļu šķīdumiem sudrabu, no chlorplatinas — platīnu, no chlorpaladija — paladiju. Tā tad arī visos šeit pievestos metālu un skābju savstarpas iedarbības gadījumos reakcijas produkta (ūdeņraža) koncentrācijas palielinājums apgriež reakciju pretejā virzienā, kā to prasa aktīvo masu likums. Nav šaubu, ka arī augšminētām cinka un dzelzs skābēs šķīšanas reakcijām ir robeža, kuŗu nosaka attīstītā ūdeņraža spiediens. Jau teoretiski šajos gadījumos paredzams, ka šis spiediens, kas nepieciešams reakcijas apturēšanai, rēķinājams vairākos miljonos atmosferu.

Visu augšā sacīto apvienojot, var teikt, ka visas ķīmiskās reakcijas ir apgriezeniskas un galā noved līdzsvara stāvoklī, kuŗā kā izejas vielas, tā arī reakcijas produkti pēc aktīvo masu likuma atrodas noteiktā attiecībā.

Ķīmisko
procesu
apgriežami-
bas principa
apvieno-
šana.

Izejas vielu „aktīvo masu“ palielinājot, līdzsvars pārvietojas no kreisās uz labo, bet katrs aktīvās masas palielinājums vienam no reakcijas produktiem, līdzsvaru pārvieto no labās uz kreiso pusi.

Uz reakciju apgriežamības principa vispārejo raksturu norādīja jau 1803 gadā Bertolle (Berthollet) savā klasiskā darbā „statique chimique“. Bertolle pierādīja arī, ka pēc daudzas reakcijas mums praksē izliekas pilnīgas, t. i. neapgriezeniskas. Šādi šķietami izņēmumi no apgriežamības principa novērojami visos tajos gadījumos, kad viens no reakcijas produktiem pazūd no darbības sfēras: vaj nu tapēc, ka tas izgaist (ūdeņradis), vaj nešķīst ūdenī (kā chlorsudrabs) un izkrit no šķīduma kā nogulsnis. Pēc aktīvo masu likuma, vienam reakcijas produktam pazūdot, līdzsvars stipri pārvietojas šī produkta attīstības virzienā. Pat šīni gadījumā, kā rūpīgi pētījumi pierādījuši, reakcijas nekad neiet līdz beigām, bet noved pie līdzsvara, kas gan stipri pārvietots reakcijas virzienā. Sintētiskā un analītiskā ķīmijā aiz praktiskiem iemesliem šādām „vienpusīgām“ reakcijām piešķirta priekšroka, tapēc arī apgriezeniskām reakcijām ilgu laiku nepiegrīzta pienācīgu vērību.

Šķietami
izņēmumi.

Devitā lekcija.

Ūdens un ūdeņraža peroksids.

Lietus ūdens. — Minerālūdeņi. — Akas ūdens. — Pastāvīgs un pārejošs ūdens cietums. — Ūdens tīrīšana. — Pārbaudišana. — Upes ūdens — Jūras ūdens — Zemes vecuma aprēķinājums. — Cēlmetali jūras ūdenī — Ķīmiski tīrs ūdens. — Ūdens fizikalās īpašības. — Iztvaikošana. — Tvaika spiediens. — Vārišanās temperatūra — Sasāšana. — Bridžmena (Bridgman) eksperimenti. — Tilpuma maiņa. — Dinamiskā līdzsvara princips. — Ledus iztvaikošana. — Līdzsvara diagrama. — Triskārtīgais punkts — Ūdens ķīmiskās īpašības. — Ūdens tvaika disociācija. Spiediena un temperatūras iespaids. — Ūdens savienošanās ar nemetālu oksīdiem — Savienošanās ar metālu oksīdiem. — Sāļu hidratu rašanās. — Hidratu disociācija. — Trusešana. — Izplūšana. Hidratu vārišanās — Hidratu kušana. — Hidratu pārvēršanās. — Ūdeņraža peroksids. — Viņa pagatavošana — Fizikalās un ķīmiskās īpašības. — Attīstīšanās pie augstas temperatūras — Ekzotermiskas un endotermiskas vielas. — Ūdeņraža peroksīda katalītiska sadalīšana. — Katalizatora nonāvēšana. — Neorganiskie fermenti. — Ūdeņraža peroksīda konzervēšana. — Oksīdejošās īpašības. — Ūdeņraža peroksīds kā reducētājs. — Ūdeņraža peroksīds kā skābe. — Fizioioloģiskā darbība. — Analogija ar ozonu.

Lietus
ūdens.

Dabīgie ūdeņi.

Ūdens apkāj apmēram $\frac{2}{3}$ mūsu planētas virsmas. Uz šā milzīgā platuma pastāvīgi izgaro ūdens. Ūdens tvaiki sabiezē aukstajos atmosfēras augšās slāņos miglā un mākoņos, un nāk lejā kā lietus, sniegs, vaj krusa. Lietus ūdens, iegūts dabīgas pārtvaices ceļā, diezgan tīrs produkts. Tomēr, nākdams lejā, tas saista sevi dažas gaisā atrodošās vielas: putekļus un gaisa gāzes: slāpekli, skābekli un ogļskābo gāzi. Pērkoņa laikā gaisā attīstas slāpekļa savienojumi: slāpekļskābie sāļi, un amonjaks, kas ar ogļskābi rada ogļskābo amoniju. Pilsētu tuvumā gaisā atrodas pat sērāinā un sērskābe, kas rodas dedzinot akmeņogles. Pēdejās, kā zināms, satur sēru. Vējš ar jūras ūdeni paceļ gaisā chlornatriju, kas ar sērskābi rada sērskābo natriju. Visas šīs vielas, šķīsdamas lietus ūdenī, padara to netīru un rada cietu palieku līdz 50 gr. vienā kubikmetrā.

Lielākā daļa (apm. 64%) lietus ūdens izgaro zemes virsū. Pārejā daļa izsūcas cauri porainai zemes virskārtai un tek pa zemes apakšas blīvajiem slāņiem tālāk. Tas izšķidina savā ceļā atrodošās cietās un gāzejadās vielas, un iztek atkal zemās vietās virs zemes kā avoti.

Mineral-
ūdeņi.

Ja šie avoti satur lielākā vairumā mineralvielas (dažreiz vairāk par 1%), kas tiem piešķir sevišķu gāršu, tos sauc mineralavotus. Mineralūdeņi dziļos zemes slāņos dažreiz stipri sasilst un iztek zemes virsū ar 40° temperatūru un vairāk. Dau-

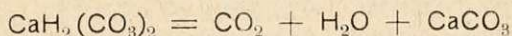
dziem šādiem avotiem ir dziedinošas īpašības, un tapēc slimnieki dzer viņu ūdeni un tajā mazgajas. Pie šādiem mineralūdeņiem pieder :

- sāļie ūdeņi, saturoši chlornatriju;
- sārmainie ūdeņi, saturoši zodu (ogļskābo natriju) ;
- ŗūgtie ūdeņi, saturoši ŗūgto sāli (sērskābo magniju) ;
- dzelzs ūdeņi, saturoši ogļskābās dzelzs oksidulu ;
- gāžu ūdeņi, saturoši ogļskābo gāzi, un
- sērūdeņi, saturoši sērūdeņradi.

Ari parastā akas ūdeni izšķīdušas cietas vielas un gāzes, Akas ūdens, kas to dara dzeršanai derīgu, jo tīrs, destilets ūdens kaitīgs veselībai. Tomēr dzeramais ūdens nedrīkst saturēt vairāk par 0,1% cietu vielu un, sevišķi, lipīgu slimību (kā koleras, tifa, asins-sērgas u. c.) bakterijas.

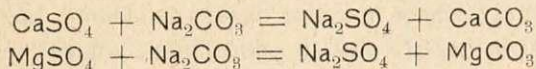
Ūdeni, saturošu lielā vairumā mineralvielas, sauc cietu, bet Ciets ūdens, ar mazu mineralvielu saturu ikdienas dzīvē apzīmē kā mikstu ūdeni. Ūdeni padara cietu gāļvenā kārtā kalcija un magnija sāļi. Ciets ūdens nederīgs ne tikai dzeršanai, bet arī daudziem citiem mērķiem. Tas rada kātlos piedegas, t. i. cietu nogulsni, kuŗš ūdenim iztvaikojot paliek katla dibinā. Tāds ūdens vāji „ziepejas“, t. i. nerada ar ziepēm putas, un tapēc nederīgs mazgāšanai. Augļi un tēja slikti ievāras cietā ūdeni, tapēc tas nederīgs arī saimniecībā.

Ja ūdens cietuma iemesls ir kalcija bikarbonats $\text{CaH}_2(\text{CO}_3)_2$, to var ūdeni vārot novērst, jo kalcija bikarbonats sildot sadalās ogļskābā gāzē (kuŗa aiziet) un kalcija karbonatā, kas nešķīst ūdeni un tapēc izkrit kā nogulsnis :



Tādu cietumu, kuŗu ūdeni vārot var novērst, sauc pārejošu cietumu.

Bet ja ūdens cietumu rada kalcija un magnija sērskābie sāļi, to nevar novērst vārot. Tādu cietumu sauc pastāvīgu. Pastāvīga cietuma novērsšanai pieliek ūdenim noteiktu daudzumu zodas, kas sērskābo sāli pārvērs nešķīstošā ogļskābā sāli :



Ogļskābie sāļi nogulstas un tos nofiltrē. Fabrikās lieto ūdens tīrīšanai sevišķus dažādu konstrukciju „ūdens tīrītājus“.

Dzeramo ūdeni var tīrīt divējādi: mehāniski un ķīmiski. Mehāniskā tīrīšana pastāv tamā, ka ūdeni filtrē caur porai-

Pārejošs cietums.

Ūdens tīrīšana.

Dzeramais ūdens.

nām vielam, kā: dedzinātiem māliem, ogļi un smiltim. Uz filtra paliek pie tam ne tikai nešķīstošas, bet caur absorbciju pa daļai arī ūdeni izšķīdušās vielas. Ķīmiski tirot, ūdenim atņem organiskās vielas un to sadalīšanās produktus, kas piešķir ūdenim nelāgu garšu, puvuma smaku un ir pamats bakterijām. Dzeramo ūdeni tira galvenā kārtā oksidējot ar ozonu (40 lp. p.). Noteku ūdeņu tīrīšanai lieto lētākus reaktīvus: chloru un tā savienojumus (hipochloritu).

Ūdens pārbaudīšana.

Ūdens cietumu parbauda ar ziepju šķīdumu spirtā. Mikstā ūdeni šāds šķīdums sakuļams putās, kas turas uz ūdens vairākas minūtes. Turpretim, ciets ūdens nerada ziepju putas, bet attīsta ar ziepēm tauku skābju (ziepju sastāvdaļa) kalcija un magnija sāļu nogulšņus. Organiskās vielas noteic ūdeni ar „chameljona“ (manganskābā kalija) šķīdumu. Šās vielas violetais (mēļš) šķīdums sildot oksidē organiskās vielas un zaudē savu krāsu. Pēc izlietotā chameljona šķīduma daudzuma līdz tām momentam, kad viņa krāsa vairs nezūd, aprēķina organisku vielu saturu ūdenī. Bakteriju daudzumu noteic bakterioloģiskā analizē.

Upes ūdens.

Tā kā zemes virsa nelidzena, avotu ūdeņi satek upēs, kas pa ceļu uzņem vēl veselu rindu pieteku ūdeņus un beigās ietek jūrās un okeanos. Upes ūdens parasti miksts. Tomēr tas satur apmēram 0,02% izšķīdušu sāļu:

Daugavas ūdens satur	0,019 ⁰ / _o sāļu
Reinas " "	0,020 ⁰ / _o "
Elbas " "	0,024 ⁰ / _o "
Vislas " "	0,020 ⁰ / _o "
Ņevas " "	0,005 ⁰ / _o "

Jūras ūdens.

Upju ūdeņi ik gadus sanes milzīgos daudzumos izšķīdušus sāļus jūrās un okeanos. Jūras ir kā grandiozi iztvaices baseini, kuŗos pastāvīgi izgaro ūdens, bet paliek un miljoniem gadus krājas ūdeni izšķīdušie sāļi. Tā kā ūdens pirms nokļūšanas zemes virsū tek caur dažādiem zemes slāņiem un tos izskalo, jūrā var atrast gandrīz visus tos elementus, no kuŗiem sastāv zemes čaula. Bet galvenā jūras ūdens sastāvdaļa ir vārāmā sāls jeb chlornatrijs. Brīvos jūru un okeanu ūdeņos videjs sāļu saturs ir 3,4% Zinot aptuvēm, kāds daudzums upju ūdens ar tani izšķīdušiem sāļiem ietek ik gadus jūrās, un cik pēdējās izgaro ūdens, zinātnieki aprēķinājuši, cik vajadzīgs laika no tā brīža, kad jūras ūdens satureja 0,02% sāļu līdz mūsu dienu jūras ūdens koncentrācijas, t. i. 3,4%, sasniegšanai. Jēgūtais skaits norāda, cik pagājis no tā laika gadu, kad zeme jau bij atdzisusi tik tālu, ka uz tās vareja rasties šķidrā veidā ūdens. Šie aprēķini rāda,

Zemes vecums.

ka „zemes vecums“ ir 166,000,000 gadu! Te jāņem vērā, ka šis skaits ir zemes vecuma lejas robeža, jo zeme pastāveja jau vairākus miljonus gadu, pirms virs tās parādījās ūdens šķidrā veidā.

Jūras ūdens sastāvs dažādās vietās ir dažāds. Tādās vietās, kur jūrā ietek daudz upju ūdens, jūras ūdens ir stipri atšķaidīts ar upju ūdeni. Tā, piemēram, Rīgas jūras līci sāļu daudzums ir tikai 0,57⁰/_o. Turpretim, slēgtās jūrās, kuŗas nesavienojas ar okeanu, sāļu saturs daudz augstāks. Nāves jūra mūsu dienās jau ir piesātināta šķīdums, kuŗā pastāvīgi norisinās sāļu kristalizācija: tā satur 19—26⁰/_o sāļu. Eltonas ezerā sāļu saturs sasniedz 29⁰/_o.

Pat vienā un tajā pašā jūrā dažādās vietās sāļu saturs mēdz būt dažāds. Tā, piemēram, noslēgtajā Kaspijas jūrā Volgas grivas tuvumā atrodam tikai 1,32⁰/_o sāļu, bet Azijas pusē, kur izgaro stipri ūdens, sāļu saturs = 28,5⁰/_o. Pazīstamie Stasfurtas, Veličkas un Krievijas dienvidu sāļu slāņi ir pagātnes noslēgto jūru atliekas, kas galīgi izžuvušas.

Bez parastās jeb vārāmās sāls jūras ūdeni atrodas vēl vesela rinda citu sāļu, un, domājams, virs zemes nav elementa, ko jūras ūdens nesaturetu kaut minimālos daudzumos. Tapēc nav jābrīnās, ka tajā atrasti cēlie metāli: sudrabs un zelts. Jūras ūdens 1 metriskā tonna satur 19 miligramus sudraba un 6 miligramus zelta. Tas visai maz. Bet ja ņem vērā visu jūras ūdens daudzumu, tad kopīgs zelta daudzums ir 8 miljardi tonnu, t. i. ap 5000 kilogramu uz katra cilvēka! Protams, šī metāla iegūšana no tik atšķaidītiem šķīdumiem saistīta ar nepārvaramiem šķēršļiem.

Ķīmiski tīru ūdeni iegūst destilējot dabīgo ūdeni. Tas tomēr satur vēl dažus niecīgus piemaisījumus, sevišķīgi sākumā ūdeni atrodas amonjaks (kas rodas sadaloties slāpekli saturošām organiskām vielām); šī gāze attīsta ar ūdeni izšķīdinātā gaisa ogļskābi ogļskābo amoniju, kas pārtvaiko kopā ar ūdens tvaiku un sakrājas traukā. Attīrīšanai no šiem piemaisījumiem, ūdeni destilē ar chmeljonu (manganskābo kaliju), un destilātu (pārtvaikojumu) pārtvaicē ar kodīgo bariju vēl otrreiz. Pie tam pirmo un pēdējo destilāta porcijas izlej, un ievāc, kā tīrako, tikai vidus frakciju. Ja ievēro, ka ūdens izšķīdina zināmu daudzumu gaisa gāzes, sevišķīgi ogļskābo gāzi, kā arī stiklu. Tadēļ „tīrs“ ūdens, stāvēdams stikla traukā, paliek netīrs. Šie piemaisījumi tik niecīgi, ka parastiem ķīmiskās analīzes līdzekļiem nav iespējams pierādīt. Un tomēr tie atstāj lielu iespaidu uz vienu ūdens īpašību: elektrības vadišanu. Ūdens elektrības vadišanas spēja ievērojami vairojas, kad tani izšķīdināti kaut visniecīgākos daudzumos sāļi, skābes un sārmī, un tadēļ uzlūkojama kā visjūtīgākais ūdens tīrības reaktīvs.

Cēlie metāli
jūras ūdeni.

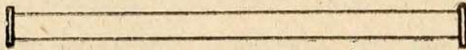
Ķīmiski tīrs
ūdens.

Kolraušam (Kohlrausch) un Heidveileram (Heydweiller) izdevās pagatavot bez gaisa pieejas platinas traukā ūdeni ar vismazāko elektrības vadišanas spēju, un ar to pierādīt, ka pat vistīrākam ūdenim, kādu var pagatavot, piemīt noteikta, kaut visai niecīga, elektrības vadišanas spēja, kas mērojama $0,4 \times 10^{-7}$ otras omos. 1 cm^2 platam un 1 cm augstam šāda ūdens stabiņam ir strāvas pretestība 25,000,000 omu. Ta ir pretestība, kāda būtu tik pat resnai, bet 40,000,000 kilometru garai vara drātij. Šādu drāti varetu 1000 reizas aptīt ap zemes lodi.

Ūdens īpašības.

Ūdens fizikalās īpašības.

Nav absolūti tīrs ūdens. Destilēts ūdens bez smakas un garšas. Plānā kārtā tāds ūdens liekas caurspīdīgs, bet patiesībā tas saista dzeltenos un sarkanos starus, cauri laizdams zaļos un zilos. Ja aplūkojam ūdeni 2 metri garā caurulē, var novērot,



Zīm. № 63. Ūdens krāsas novērošana.

katas zils. Tāpēc tīrs jūras (Adriatijas) un dažu ezeru (Komo) ūdens atstarotā gaismā liekas zils.

Kā zināms, 4° temperatūrā ūdens tilpuma vienības (1 cm^3) masu pieņem kā vienību (1 gramu). Pēc šā definējuma ūdens blīvumam pie 4° jābūt $= 1$. Tas pamazinas ne tikai temperatūru paaugstinot, bet arī pazeminot līdz pat 0° . Šās anomalijas iemesls līdz šim vēl nav izskaidrots.

Ūdens iztvaikošana.

Ūdens sastopams trīs „agregatstāvokļos“: gāzejadā, šķidra un kristaliskā. Līdzsvars starp šķidru ūdeni un viņa tvaiku iespējams dotā temperatūrā tikai zem noteikta spiediena, kuŗa lielums mainas atkarīgi no temperatūras, kas redzams sekojošā tabelē. Tvaiku, kas līdzsvarā ar šķidrumu, sauc piesātinātu, bet līdzsvaram atbilstošu spiedienu — tvaika spiedienu.

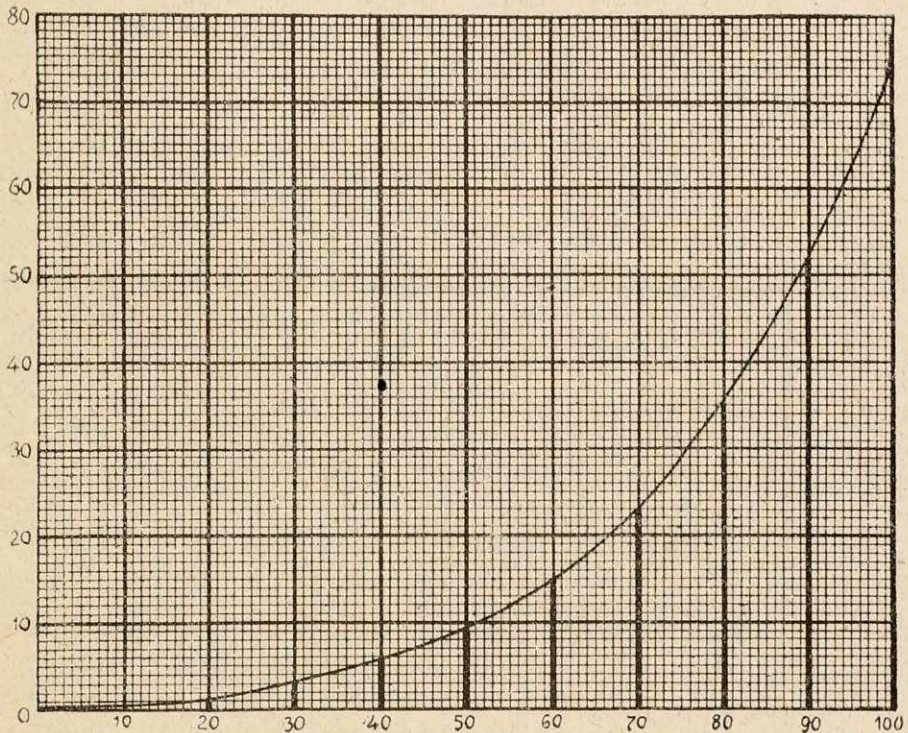
Tabele 6.

Ūdens tvaika spiedens.

Temperatura.	Spiediens.	Temperatura.	Spiedens.
0°	4,58 m/m	120°	1484 m/m
20°	17,52	140°	2694
40°	55,16	160°	4652
60°	149,3	180°	7487
80°	355,4	200°	14625
100°	760,0		

Tvaika spiediena atkarību no temperatūras attēlo parasti grafiski. Uz milimetru papīra taisnas horizontālas līnijas nomēro garumu, kas izteic tabeļē pievesto temperatūru, bet uz vertikālas līnijas — garumu, kas atbilst spiedienam. No atrastiem punktiem velk divus perpendikularus (zīm. 64) līdz abu krustošanās punktam. Tādā ceļā atrodam katram tabeļē pievestam rezultātu pārim pa vienam punktam. Visu šos punktus sa-

Tvaika spiediena līkne.



Zīm. № 64 Tvaika spiediena līkne.

vienojot, dabonam nepārtrauktu līkni, kas redzami attēlo spiediena atkarību no temperatūras. Šo sauc „tvaika spiediena līkni“. Šā līnija dod iespēju atrast attiecīgu spiedienu jebkurai temperatūrai. Tam nolūkam atrodam uz horizontālās līnijas dotās temperatūras punktu, un no tā velkam perpendikularu līdz līknei. Iegūtais perpendikulāra garums atbilst meklējamam spiedienam. Gluži līdzīgi atrodama arī temperatūra, atbilstoša dotam tvaika spiedienam.

Kad sildot ūdeni viņa tvaika spiediens sasniedz ārejo spiedienu, ūdens sāk vāriet. Pie tam temperatūra paliek pastāvīga, kamēr viss ūdens iztvaiko. Šo līdzsvara temperatūru sauc „vārišanās temperatūru“. Kā redzams augšējā tabeļē, vārišanās temperatūra kāpj līdz ar spiediena palielinājumu.

Vārišanās temperatūra

Tira ūdens vārišanās temperatūra zem 760 m/m spiediena pieņemta 100° .

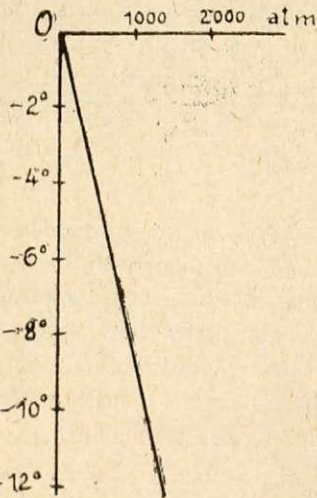
Ūdens
sasalšana

Atdzesejot ūdens pārvēršas ledū. Kamēr notiek šī pārvēršanās (vaj arī otrādi, ledus pārvēršanās ūdenī), temperatūra paliek vienmēr pastāvīga. Šo temperatūru, kurā ūdens ar ledu atrodas viens ar otru līdzsvarā (zem pastāvīga spiediena), sauc ūdens sasalšanas temperatūru jeb ledus kušanas temperatūru. Ledus kušanas temperatūru pie 760 m/m. spiedina pieņem kā 0° . Ša temperatūra atkarajas no ārejā spiediena, kaut gan daudz mazākā mērā, nekā ūdens vārišanās temperatūra. Tas redzams sekojošā tabelē.

Tabele № 7.

Ledus kušanas temperatūra zem spiediena.

Spiediens.	Temperatūra,	Spiediens.	Temperatūra.
1	+ 0°	1410	— $12,5^{\circ}$
336	— $2,5^{\circ}$	1625	— $15,0^{\circ}$
615	— $5,0^{\circ}$	1835	— $17,5^{\circ}$
890	— $7,5^{\circ}$	2042	— $20,0^{\circ}$
1155	— $10,0^{\circ}$	2200	— $22,1^{\circ}$



Reželacija.

Zim. № 65.
Spiediena iespaids uz kušanas temperatūru.

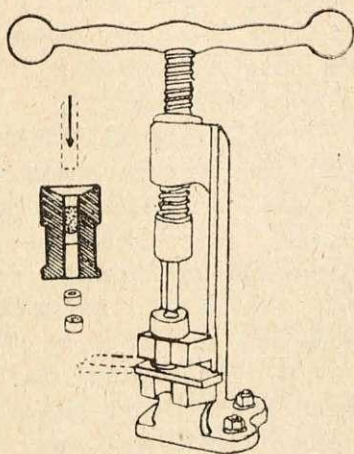
Atzimejot „koordinātu sistemā“ tabelē pievestos skaitus, dabonam tā saucamo „kušanas spiedienu likni“. Kā redzams 65 zimejumā, ledus kušanas temperatūras atrodas dažādos spiedienos gandrīz uz taisnas līnijas: kušanas temperatūra kritas proporcionāli ārejam spiedinam.

Zem palielinata spiediena iespējams sakausēt ledu arī zem 0° : priekš tam jālieto desmitiem un simtiem atmosferu spiedieni.

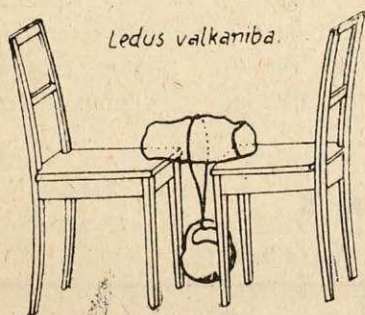
Ja ar sniegu (jeb sasmalcinātu ledu) piepilda dzelzs formu un saspiež to presē (zim. 66), sniegs zem spiediena izkūst. Bet tikko pārtrauc spiedienu, visa masa atkal sasilst no jauna viengabala ledū. Šāda

sniega pārvēršanās ledū notiek dabā, attīstoties kalnu apgabalos šūdoņiem („reželacija“).

Spiediena iespaids parādas sekošā pārsteidzošā eksperimentā. Nostādam uz diviem krēsliem četrstūrīgu ledus gabalu, uzmaucam tam tievu tērauda drāti, kuņai piekaram 10 kilogramu lielu svaru. Drāts pamazām iegriežas ledū, un pēc kāda laika tam izgriežas cauri, bet pats ledus gabals pēc tam paliek vesels. Ša parādība izskaidrojama ar to, ka drāts, spiezdama uz ledu, kausē to tani vietā, kur ta atbalstas, un pati iet cauri; tikko spiediens pārtraukts, izkausētais virs drāts ledus acumirkli atkal sasalst. Šādā kārtā drāts iziet ledum pilnīgi cauri.



Zīm. № 66.
Ledus kušana zem spiediena.



Zīm. № 67.
Ledus valkanība.

pacēla ledus kušanas temperatūru līdz $+ 76,35^{\circ}$, iegūdam šādā kārtā „karstu ledu“.

Sasalšanas temperatūras pazemināšanās zem spiediena ir anomālija, kas novērojama bez ledu vēl tikai nedaudzās vielās. Pa lielakai daļai vielu sasalšanas temperatūra zem spiediena paaugstina. Bez šaubām šī anomālija stāv ciešā sakarā ar otru ūdens nenormālu parādību: ūdens sasalstot izplēšas.

Bridžmena eksperimenti

Tilpuma maiņa sasalstot.

1 gr. ūdens pie 0° ieņem tilpumu $1,0001 \text{ cm}^3$

1 gr. ledus „ „ „ „ $1,0909 \text{ cm}^3$

Citi šķidrumi sasilstot rāda gluži pretejo: viņu tilpums pamazinas. Tapēc ledus, kā zinams, peld virs ūdens, kamēr citu vielu cietā fāze grimst dibinā. Ja ūdeni saldē noslēgtā traukā (kas pilnīgi ar to piepildīts), no izplēšanās rodas tik liels spiediens, ka notiek sprādziens.

Dinamiskā
līdzsvara
princips

Le Šatelje (Le Chatelier) un Vant-Hofs izteica neatkarīgi viens no otra vispāreju principu, ar kuŗu iespējams iepriekš paredzēt pārvēršanās virzienu zem temperatūras un spiediena iespaida. „Katra iedarbība no ārienes uz līdzsvarā atrodošos sistemu rada tādu reakciju, kas darbojas pretim ārienes iedarbībai“. Pret temperatūras paaugstināšanu sistema reaģē ar procesiem, kas uzņem siltumu (ledus kušana, ūdens iztvaikošana). Spiediena palielinājums rada procesus, kas saistīti ar tilpuma pamazinašanos. Šajā gadījumā tāds process ir ledus kušana: tapēc palielinot spiedienu ledus kūst temperatūrā, kas zemāka par normālo ledus kušanas temperatūru. Citās vielās novērojam gluži pretejo; tajās sasaldēšanas process saistīts ar tilpuma pamazinašanos: tapēc palielinot spiedienu šādas vielas sacietē temperatūrās, kas augstākas par viņu normālo kušanas temperatūru. Dinamiskā līdzsvara princips piemērojams arī ķīmiskos līdzsvaros. Tam ķīmijā tāda paša loma, ka pazīstamam Ņutona „darbības un pretdarbības“ principam mehanikā.

Ledus
izgarošana.

Ledus var izgarot nekusdams arī zem 0°. Ledum, tāpat kā ūdenim, ir noteikts tvaika spiediens, atkarīgs no temperatūras. Tas redzams sekojošā tabelē:

Tabele № 8.

Ledus tvaika spiediens.

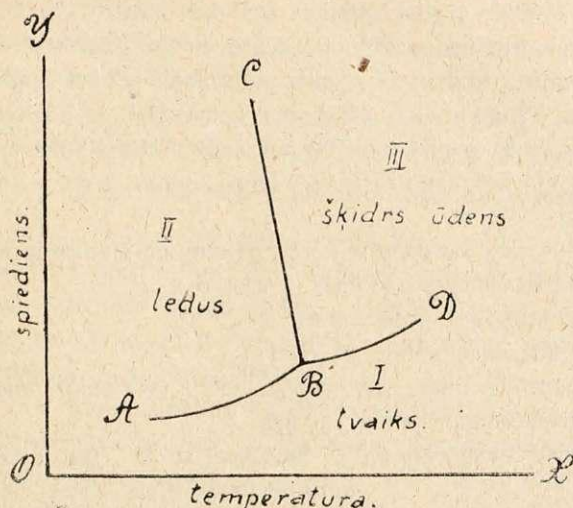
Temperatūra.	Spiediens.
— 30°	0,33 m/m
— 20°	0,84
— 10°	1,96
+ 0°	4,60

Līdzsvara
liknes.

Pēdejās trīs tabeļās pievestos datus, kas raksturo spiediena atkarību no temperatūras ūdens dažādu fāžu līdzsvarā:

ūdens \rightleftarrows tvaiks,
 ledus \rightleftarrows ūdens,
 ledus \rightleftarrows tvaiks

var attēlot grafiski, ja uz milimetru papīra uzzīmē visas trīs



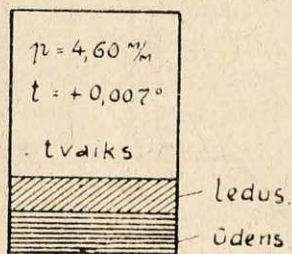
Zīm. № 68 Ūdens agregatstāvokļu diagrama.

liknes, atbilstošas visiem trīs augšminētiem līdzsvara gadījumiem (zīm. 68). Likne AB norāda ledus un tvaika līdzsvara noteikumus; likne BC — ledus un ūdens līdzsvara noteikumus; likne BD — ūdens un tvaika līdzsvara noteikumus. Šās trīs liknes sadala zīmējuma plāksmi trīs daļās. I daļā ūdens at-

rodas tvaika veidā; II daļā — kā ledus; III daļā — šķidrā veidā.

Rodas jautājums, kādos apstākļos var pastāvēt vienā laikā Trīskārtīgais līdzsvarā visas trīs fāzes? Pavisam aplūkojot, ša milka liekas punkts. viegli atrisināma, ievietojot noslēgtā traukā ledu, ūdeni un tvaiku

(zīm. 69). Tomēr, viegli saprotams, ka vispārējos apstākļos šās trīs fāzes nevar kopā pastāvēt. Ja temperatūra būs augstāka par ledus kušanas temperatūru, ledus izkusis, — ja zemāka, ūdens sasals. Ja spiediens būs lielāks par ledus un ūdens tvaika spiedienu pie dotās temperatūras, tvaiks sabiezēs ūdeni; bet tikko spiediens kļūs sistemā mazāks, ledus un ūdens pārvērtīsies tvaikā. No tā redzams, ka visas trīs ūdens fāzes var būt līdzsvarā tikai



Zīm. № 69. Ledus, ūdens un tvaika līdzsvara noteikumi.

noteiktā temperatūrā un zem noteikta spiediena Kāda ir ša temperatūra un spiediens, kuŗos iespējams tāds līdzsvars? Tabelēs atrodam ledus un ūdens piesātinata tvaika spiedienu kušanas temperatūrā = 4,60 m/m. Bet līdzsvara temperatūrai jābūt tādai, kuŗā ledus kūst zem 4,60 m/m spiediena. Turpretim 0° ir ledus kušanas temperatūra zem 760 m/m spiediena. Tā kā spiediena pamazinašana saistīta ar ledus kušanas temperatūras paaugstinašanu, tad meklejamai temperatūrai jābūt augstākai par 0°. Patiesībā tā ir +0,007°. Tādā kārtā nākam

pie gala slēdziena, ka ledus, tvaiks un ūdens var pastāvēt tikai pie $+0,007^{\circ}$, un $4,60$ m/m spiediena.

Mūsu diagramā trīs ūdens fāžu līdzsvaru noteic punkts B, kurā krustojas visas trīs liknes. Ši punkta koordināti atbilst augšā pievestiem skaitļiem. Punktu, kas diagramā noteic 3 fāžu līdzsvaru, sauc triskārtīgu punktu. Tā kā šajā sistēmā līdzsvara apstākļi stingri noteikti, tad šādu sistemu sauc invariantu jeb negrozamu.

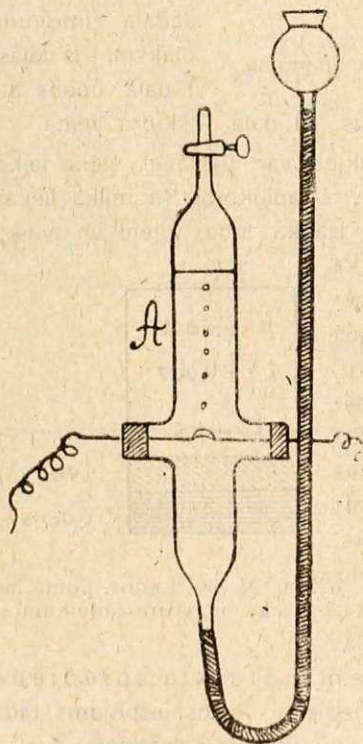
Visu par fāzēm sacīto saņemot kopā, nākam pie slēdziena, ka

- 1) vienas fāzes līdzsvaru noteic laukums,
- 2) divu fāžu līdzsvaru noteic līnija,
- 3) trīs fāžu līdzsvaru noteic punkts.

Ūdens
ķīmiskās
īpašības.

Parastā temperatūrā ūdens ļoti stabila viela. Karsejot augstāk par 1000° , tas ievērojamā mērā sadalās.

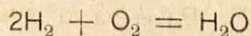
Izdaram sekošu eksperimentu. Sevišķu stikla cauruli A,



Zīm. № 70. Termiskā ūdens sadalīšana.

Ūdens
tvaika
disociācija.

Šis eksperiments pierāda, ka ūdenī pēc nolīdzinājuma:



Izdaram sekošu eksperimentu. Sevišķu stikla cauruli A, kurā ievilkta divas platīnas drātiņas, piepildām ar ūdeni. Šo drāšu ārejos galus savienojam ar apgaismošanas strāvas poliēm, pie kam ieslēdzam ķēdē arī dažas ogles kvēllampīņas, kas savienotas viena ar otru paraleli. Kad platīnas drātiņu gali stāv tālu viens no otra, strāva iet ļoti vāja, un ūdens sadalās tikai elektrolītiski. Pamazām tuvinot drātiņu galus, rodas elektriskais gaismas loks, kas, sadalīdams ūdeni termiski, attīsta diezgan lielos vairumos gāzes, kurās sākējās caurules augšējā daļā. Ar šām gāzēm piepildām stobriņu, kurā ūdens, un gāzes aizdedzinām. Notiek sprādziens. Tā tad caur termisko efektu ūdens sadalījies ūdeņradi un skābekli jeb sprāgstošā gāzē. Pie tam daļa platīnas sadrūp un rada ūdeni „Bīredīga koloidālo šķīdumu“.

augstā temperatūrā kļūst apgriezenisks process. Kā visas apgriezeniskās reakcijas, arī ša noved zināmā līdzsvara stāvokli, kas padots vispārejam aktīvo masu likumam (8 lekcija). Tapēc, sasildot līdz T^0 noteiktu ūdens daudzumu, rodas ūdens tvaika maisījums ar ūdeņradi un skābekli. Šādi apgriezeniski sadalīšanās procesi bieži atgādas ķīmijā un saucas disociācija.

Ja uz 100 daļām ūdens x daļas sadalījušās, attiecību $\frac{x}{100}$ sauc disociācijas pakāpi. Nernsts un Vartenbergs atrada, ka 2257⁰ (absol.) temperatūrā 1,77% ūdens sadalās ūdeņradi un skābekli. Ūdens disociācijas pakāpe atkaras no spiediena un temperatūras. Tas pilnīgi saskan ar „dinamiskā līdzsvara” principu (96 lp. p.).

Mums zinams, ka ūdens rašanās process saistīts ar tilpuma samazināšanos: no 3 tilpumiem sprāgstošās gāzes rodas 2 tilpumi ūdens tvaika (77 lp. p.). Pēc dinamiskā līdzsvara principa spiediena palielinājums rada sistemā tādu reakciju, kurā tilpums pamazinas. Tapēc arī šajā gadījumā sagaidāms, ka palielinot spiedienu, kāda daļa skābekļa un ūdeņraža, kas pašlaik līdzsvarā ar ūdens tvaiku, savienosies ūdenī. Citiem vārdiem: palielinot spiedienu, ūdens disociācijas pakāpe ija pamazinas.

Spiediena
iespaids.

No otras puses zinams, ka savienojoties ūdeņradim ar skābekli attīstās siltums. Pēc dinamiskā līdzsvara principa: temperatūras paaugstinājums rada reakciju, saistītu ar atdzišanu, šajā gadījumā ūdens sadalīšanu ūdeņradi un skābekli. Tapēc paaugstinot temperatūru, līdzsvars pārvietosies no labās uz kreiso pusi, t. i. paaugstinot temperatūru, disociācijas pakāpe ija palielinās.

Tempera-
tūras
iespaids.

Tabelē pievestie skaiti, kas procentos norāda ūdens tvaika disociācijas pakāpi dažādās temperatūrās un spiedienos, pilnīgi apstiprina sacīto.

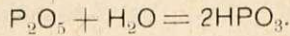
Tabele 9

Ūdens disociācijas pakāpe dažādās temperatūrās, zem dažādiem spiedieniem.

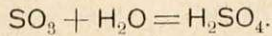
Absolutā temperatūra.	100 x zem 0,1 atm.	100 x zem 1 atm.	100 x zem 10 atm.	100 x zem 100 atm.
1000 ⁰	0,0000556	0,0000258	0,0000120	0,00000556
1500 ⁰	0,0433	0,0202	0,00935	0,00433
2000 ⁰	1,25	0,582	0,270	0,125
2500 ⁰	8,84	4,21	1,98	0,927
3000 ⁰	28,4	14,4	7,04	3,33
3500 ⁰	53,1	30,9	16,1	7,79

Zem 1 atmosferas spiediena, 3500⁰ temperatūrā sadalās 39,9⁰/₁₀₀ ūdens tvaika.

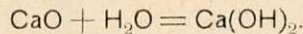
Ūdens savienojas ļoti enerģiski ar dažu nemetālu oksīdiem un rada skābes. Fosfora pentoksīds šķīst ūdenī, attīstot lielu siltumu, pie kam rodas meta-fosforskābe:



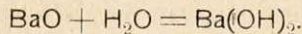
Sēra trioksīds, šķīdams ūdenī, arī attīsta siltumu; šķīšanas produkts — sērskābe:



Ūdens savienojas ar metālu oksīdiem. Arī dažu metālu oksīdi strauji savienojas ar ūdeni un rada bāzes. Šeit minams „kaļķu dzēšanas process“. Dedzinātais kaļķis nav nekas cits, kā kalcija oksīds, CaO. Aplejot ar ūdeni, tas stipri sasilst un sadrūp irdenā pulverī: „dzēstā“ kaļķi jeb Ca(OH)₂. Pārejais ūdens no siltuma iztvaiko.



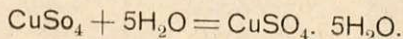
Gluži analogiski savienojas ar ūdeni barija oksīds:



Šās reakcijas produktu Ba(OH)₂ sauc barija hidroksīdu.

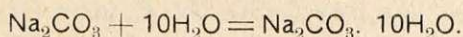
Sāļu hidratu rašanās. Lielākā daļa sāļu spēj savienoties ar ūdeni un radīt tā saucamos „hidrātus“. Šā savienošanās notiek ar vienu pēc konstanto attiecību un vienkāršu skaitu likumiem noteiktā ūdens un sāls attiecībā. Tāpēc arī iegūtos produktus uzlūkojam kā noteiktus ķīmiskus savienojumus.

Ja bezūdens vara vitriolu, CuSO₄, aplej ar ūdeni, tas stipri sasilst, pie kam maina savu krāsu: bezūdens sāls gandrīz bezkrāsains; attīstījies hidrāts ir zilganas krāsas masa, sakaltusi masa. Hidrāta sastāvs atbilst formulai: CuSO₄ · 5H₂O.



„Kalcinētā“ (tas ir, atūdeņotā) zoda, savienodamās

ar ūdeni, pārvēršas „kristaliskā“, sekoša sastāva: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.
Hidrata rašanās reakciju izteic nolidzinājums:

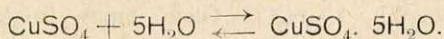


Bezūdens ģipsa hidratacijai ir praktiska nozīme. Bezūdens ģipsam pieļauj drusku ūdens un samaisa „miklā“, kas pēc dažām minūtēm „saistas“, t. i. pārvēršas sausā un cietā masā. Šajā gadījumā rodas hidrāts: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Chlorkalcija izlietošana gāzu un šķīdumu sausešanai tāpat dibinata uz hidrātu rašanos. Chlorkalcijs ar ūdeni rada vairākus hidrātus, un proti: $\text{CaCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$; $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{CaCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ un, $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (pēc R u z e b u m a, Roozeboom).

Kristalizējoties ūdens šķīdumos, sāļi parasti atdalās kā hidrāt uzņemdami daļu ūdens no šķīduma. Analogiska sastāva sāļi bieži rada arī analogiskus hidrātus: piemēram, visi alauni kristalīzejas ar 24 molekulām ūdens — $\text{K}_2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$. Vitrioli parasti kristalīzejas ar 7 molekulām ūdens, piemēram, dzelzs vitriols — $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, niķeļa vitriols — $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, magnija vitriols — $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ u. c.

Hidrātu rašanās process pieder pie apgriezeniskām reakcijām. Zilais vara vitriols sildot zaudē ūdeni un pārvēršas atkal baltā bezūdens sāļi. Tā tad te darišana ar apgriezenisku reakciju, ko izteic nolidzinājums:



Pēc aktīvo masu likuma, šajā reakcijā jāiestājas līdzsvaram, kurā piedalās: hidrāts, bezūdens sāļi un ūdens (tvaiks). Tā kā no šīm trim vielām divas atrodas cietā veidā (CuSO_4 un $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), tad viņu koncentrācija gāzejadā fāzē konstanta (kā dzelzs un dzelzs oksīda koncentrācija ūdens tvaika reducēšanā, 86 l.p.). Tapēc šajā gadījumā iestājas līdzsvars, tikko ūdens tvaika koncentrācija sasniedz gāzejadā fāzē noteiktu lielumu, kurā noteic viņa parciālais spiediens. Apzīmējot līdzsvara stāvokli ūdens tvaika parciālo spiedienu ar p , varam pēc aktīvo masu likuma izteikt hidrāta disociācijas līdzsvaru nolidzinājumā:

$$p = k, \text{ kurā}$$

k — līdzsvara konstante, atkarīga tikai no temperatūras. Tas nozīmē ka katram hidratam dotā temperatūrā ir noteikts tvaika spiediens.

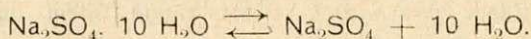
Tabele 10.

CuSO₄ · 5H₂O hidrata disociācijas spiediens, pārvēršoties par CuSO₄ · 3H₂O (pēc Froveina).

Temperatura.	Disociācijas spiediens.
13,95 ^o	2,99 m/m
20,46 ^o	5,06
26,30 ^o	8,07
30,20 ^o	10,90
34,75 ^o	15,31
39,55 ^o	21,45
39,70 ^o	21,73

Sāļu
trusešana.

Ja ūdens tvaika parciālais spiediens atmosferā mazāks, nekā hidrata tvaika spiediens, ūdens izgaro un hidratā norisinās disociācija. Šādu hidratu sadalīšanos sausā gaisā sauc trusešanu. Tā, piemēram, glaubersāls trusē gaisā, pie kam viņas kristāli sadrūp smalkā anhidrida pulverī:



Izplūstošie
sāļi.

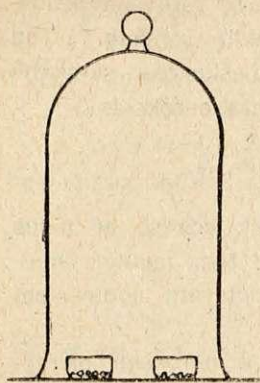
Izšķīdinot bezūdens sāli ūdenī, un kristalizējot, iegūstams atkal hidrats: Na₂SO₄ · 10 H₂O. Gluži tāpat trusē gaisā kristāliskā zoda, alauns, vitriols un daudzi citi hidrāti.

Ari otrādi: ja ūdens tvaika parciālais spiediens gaisā lielāks, nekā hidrata disociācijas spiediens, bezūdens sāls „pievelk” no atmosferas mitrumu un pārvēršas hidratā. Tapēc saprotams, ka chlorkalcijs sausē gāzes tikai līdz zināmam mēram, kuru nosaka viņa hidrata disociācijas spiediens.

Daži hidrāti, šķīsdami ūdenī, rada šķīdumus, kuriem visai niecīgs tvaiku spiediens. Pie tādiem pieder arī chlorkalcijs: gaisā tas pievelk tik daudz mitruma, ka rada visai koncentrētu šķīdru šķīdumu. Šādus sāļus sauc „izplūstošus”.

Ja zem stikla zvana noliek blakus divas bļodiņas: vienu ar glaubersāls kristāliem, otru ar dažiem graudiem bezūdens chlorkalcija (zim. 71), pēc kāda laika novērojams, ka glaubersāls trusē, bet chlorkalcijs izplūst. Izpūmējot no zvana gaisu, šo procesu var paātrināt.

Kad karsejot hidrata disociācijas spiediens sasniedz atmosferas spiedienu, notiek tas pats, kas norisinās sasildot ūdeni līdz



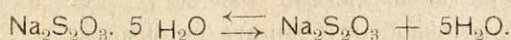
Zīm. № 71. Sāļu trusesšana un izplūšana.

vārišanās temperatūrai: ūdens tvaiks, pārvarēdams atmosfēras ārejo spiedienu, aiziet, un hidrāts sairst. Lielākā daļa hidratu sildot zaudē ūdeni jau temperatūrās, zemākās par 100° . Tas agrāk deva iemeslu domāt, ka hidratos ūdens nav savienojies ķīmiski, bet tikai mehāniski. Tomēr, pēc mūsu tagadejiem uzskatiem, hidrāti atzīstami kā patiesi ķīmiski savienojumi.

Ja hidrāta sairšana norisinās temperatūrā, zemākā par ūdens vārišanās temperatūru, atdalījies pie tam ūdens paliek šķidrā veidā. Skatoties pēc tā, cik daudz atdalījies ūdens un cik tāni izšķīdis sāls, varam novērot divējādas parādības.

Sildot stobriņā tiosērskābā nātrija („hiposulfīta“) hidratu, šis sāls kūst, kā homogēns ķīmiskais savienojums pie 56° . Šajā temperatūrā hidrāts sairst pēc nolīdzinājuma:

Hidrātu kušana.



Atdalījies ūdens pilnīgi izšķīdina attīstījušos bezūdens sāli, un rodas parastās kušanas iespāids. Dzesejot, no jauna attīstās hidrāts, un visa masa sūcietē 56° temperatūrā.

Citāda veida parādība novērojama sildot stobriņā glauber-sāli. Hidrāts: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ zaudē ūdeni jau 81° temperatūrā:

Hidrātu pārvēršanās



Bet anhidrīda šķīstamība par vāju, lai tas pilnīgi izšķīstu atdalītajā ūdenī, un tāpēc rezultātā rodas divas fāzes: sāls piesātināts šķidrums un ciets bezūdens sērskābā nātrija nogulsnis stobriņa dibinā. Šādu parādību sauc hidrāta pārvēršanos, un temperatūru, kurā tā notiek, — „pārvēršanās temperatūru“.

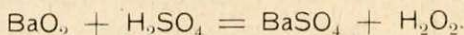
Ūdeņraža peroksīds.

Ūdeņradis ar skābekli bez ūdens rada vēl vienu savienojumu: ūdeņraža peroksīdu, kas satur, salīdzinot ar ūdeni, divreiz vairāk skābekļa. Pamatojoties uz noteiktiem datiem, ar kuriem iepazīsamiem 6 lekcijā, šo savienojumu apzīmējam ar formulu: H_2O_2 .

Ūdeņraža peroksīds.

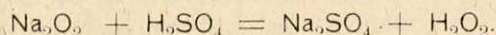
Pagatavo-
šana.

Tas viegli pagatavojams no viņa barija sāls, barija peroksida, BaO_2 . Barija peroksidu samaisa ar atšķaidītu sērskābi. Tad barijs apmaina sērskābē ūdeņradi, attīstot nešķīstošu sērskābā barija nogulsni; šķīdumā pie tam paliek ūdeņraža peroksids:



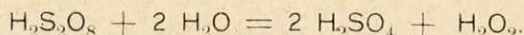
Tā kā šajā reakcijā attīstas siltums, trauks jadzese ar ledus ūdeni, lai ūdeņraža peroksids nesadalītos. Pie tam iegūto ūdeņraža peroksida šķīdumu ūdeni nofiltrē no cietajiem noguļšņiem ($BaSO_4$ un BaO_2 atliekas).

Līdzīgā kārtā stiprās skābēs sadalās arī citi peroksidi, piemēram, natrija peroksids:

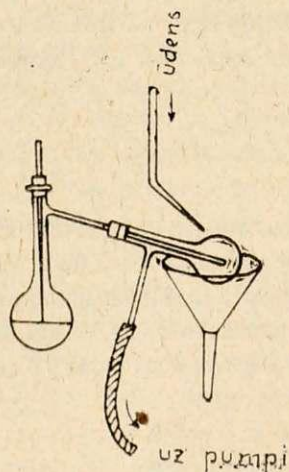


Visās tamlīdzīgās reakcijās vājāko skābi (H_2O_2) izvieto stiprāka (H_2SO_4 , vaj HCl).

Koncentrēta ūdeņraža peroksida iegūšanai lieto sērperkskābi un viņas sāļus, kurus pagatavo sadalot elektrolītiski sērskābi un sērskābos sāļus (skat. lekciju par sēru). Sērperkskābe, $H_2S_2O_8$ ūdenī sadalās sērskābē un ūdeņraža peroksīdā:

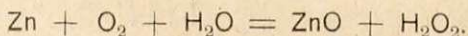


Pēc tam iegūto maisījumu pārtvaicē retinātā telpā (zim. 72).



Zim. № 72. Ūdeņraža peroksīda pārtvaicēšanā retinātā telpā.

oksīdēšanai, kas redzams sekojošā nolīdzinājumā:



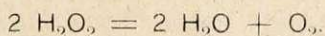
Pārtvaiko šķīdums, saturošs apmēram 30% ūdeņraža peroksīda, un kurš pazīstams pārdošanā kā „perhidrols“. Saldejojot šādu koncentrētu šķīdumu, iespējams „izsaldēt“ tīru, t. i. bezūdens ūdeņraža peroksīdu. Tomēr tas tīrā veidā ļoti nestabils (nēpastāvīgs) savienojums.

Tāpat kā ozons, arī ūdeņraža peroksīds bieži attīstās lēnā oksīdēšanā, sevišķi, kad metali oksīdējas mitrā gaisā. Traube novēroja ūdeņraža peroksīda attīstīšanos, lēni oksīdējot cinkam, dzelzij, varam, svinam un citiem metāliem. Šajā reakcijā puse skābekļa aiziet metāla oksīdēšanai, un otra puse — ūdens

Šādas reakcijas sauc „autoksidāciju“, jeb pašoksidešanos.

Tīrs ūdeņraža peroksids bezkrāsains, diezgan stīgs šķidrums. Viņa īpatnējais svars 1,458, sasalšanas temperatūra -2° .

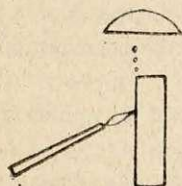
Ūdeņraža peroksids ļoti nestabils savienojums. Sildot, dažreiz pat parastā temperatūrā no stāvēšanas tas sadalās ūdenī un skābeklī pēc nolidzinājuma:



Ūdeņraža peroksīdam sadaloties attīstās daudz siltuma: 23100 cal, un tapēc bieži notiek sprādzieni. Aiz ta iemesla tīrs ūdeņraža peroksīds bīstama viela, un nav uzglabājama.

Acimredzot, arī šā reakcija ir apgrieziena. Tikai šajā gadījumā līdzsvara konstante tik maza, ka līdzsvars atrodas gandrīz pilnīgi ūdens un skābekļa rašanās pusē. Ja atceramies, ka ķīmiskais līdzsvars atkarīgs no temperatūras, mums tiesība jautāt: kas notiks sildot ūdeņraža peroksīdu? Atbildi šam jautajumam atrodam „dinamiskā līdzsvara“ principā (96 l. p.). Temperatūras paaugstinašana veicina tādu vielu rašanos, kurām attīstoties siltums tiek saistīts. Tāda viela, acimredzot, ir ūdeņraža peroksīds. Tapēc varam sagaidīt, ka šā viela, kas gan nestabila zemākās temperatūrās, tomēr var attīstīties no ūdens un skābekļa augstās temperatūrās. Eksperiments šo slēdzienu pilnīgi apstiprina.

Ūdeņraža liesmā tura ledus gabalu (zim. 73). Ledus kūst un tek apakšā paliktā traukā. Iegūtajā šķidrumā var konstatēt ūdeņraža peroksīdu ar jodkaliju un stērķeļu šķīdumu: jodkalijs oksidejas, atdalīdams jodu, kas ar stērķeļiem rada zilu savienojumu.



Zim. № 73.
 H_2O_2 rašanās degot
ūdeņradim.

Pirmā acumirkli izliekas paradoksāli, ka tik nestabils savienojums, kā ūdeņraža peroksīds, var attīstīties tādā augstā temperatūrā, jo laboratorijā, parasti, sildot novērojama vielu sadalīšanās. Patiesībā tas attiecināms tikai uz vielam, kurās radušās atdalot siltumu, kā, piemēram ūdens. Šādas vielas sauc ekzotermiskās (sal. ar 15 lekciju), un pie tādām pieder lielākā daļa pazīstamo savienojumu. Bet dinamiskā līdzsvara princips māca, ka ja kāds savienojums rodas, patērojot siltumu, tad vispārīgi tas spējīgs rasties augstās temperatūrās, un pat tajās stabilāks, nekā parastā temperatūrā. Šādi savienojumi ir: ūdeņraža peroksīds, ozons un daudzas citas vielas, kurās apvienojamas endotermisku savienojumu kategorijā.

No ta var taisīt slēdzienu, ka uz saules, kurās temperatūru zinātnieki skaita 6500° līdz 7000° , pastāv attiecības, pretejas tām,

Ķīmiskās
īpašības.

Ķīmiskās
īpašības.

Ūdeņraža
peroksīda
rašanās
augstā tem-
peratūrā.

Ekzoter-
miski un
endoter-
miski
savieno-
jumi.

kādas uz zemes. Vielas, kas pie mums stabilas, kā ūdens, ogļskābe, uz saules nevar kā tādas pastāvēt. Turpretim, saules temperatūrā var attīstīties tādas vielas, kas uz zemes pavisam nestabilas, un tapēc, varbūt, gluži nezinamas.

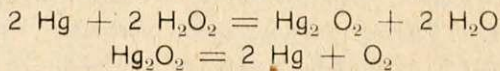
Jaatzīmē, ka temperatūrai uz ķīmisko reakciju ātrumu tikai vienpusīgs iespaids: temperatūras paaugstinājums arvienu pātrina visas ķīmiskās reakcijas, tā tad arī, bez izņēmuma, visu vielu sadalīšanās reakcijas. Tapēc arī ūdeņraža peroksida (un citu viegli sadalāmu vielu) sildīšana līdz ne visai augstai temperatūrai, pātrina daļa sadalīšanās procesu, rada tādu iespaidu, it kā savienojuma pastāvība pie tam mazinātos. Patiesībā, kā redzams no pievestiem datiem, sildīšana pavairo tikai sadalīšanās ātrumu, bet nevis sadalīšanās potenciālu pakāpi, kas atbilst līdzsvara stāvoklim sistemā.

Ūdeņraža peroksida sadalīšanās katalīze.

Atšķaidītā šķīdumā ūdeņraža peroksids sadalās ļoti lēnām. Bredīgs pierādīja, ka sadalīšanās reakcija notiek daudz ātrāki platīnas un citu metālu klātbūtnē, sevišķi, ja tie koloidālā šķīdumā.

Iepilīnot ūdeņraža peroksīdā dažus pilienus koloidālās platīnas šķīduma, kuru pagatavo sadalot ūdeni elektriskā lokā (98 lp. p.), novērojama enerģiska gāzes atdalīšanās. Ar kvēlojošu skalīņu pārlicināties, ka šā gāze-patiešām skābeklis. Tapēc jānāk pie slēdziena, ka platīna un citi metāli ir ūdeņraža peroksīda sadalīšanās reakcijās „katalizatori“.

Ūdeņraža peroksīda katalītiskā sadalīšanās interesantus novērojumus izdara A n t r o p o v s. Ja ūdeņraža peroksīdu uzmanīgi ielej stobriņā uz dzīvsudrabu, reakcija notiek periodiski: t. i. viņa te iesākas, te atkal beidzas. Dzīvsudrabs pie tam pārklājas ar plānu kārtu, acīm redzot, dzīvsudraba peroksīda: Hg_2O_2 . A n t r o p o v s no tā izveda slēdzienu, ka dzīvsudrabs te darbojas, kā skābekļa pārnēsātājs: te tas oksidejas ar ūdeņraža peroksīdu, te atkal reducējas, atdalīdams skābekli, pie kam abas reakcijas periodiski seko viena otrai:



Katalizatoru nonāvēšana.

Bredīgs pierādīja, ka platīnas koloidālais šķīdums ļoti jūtīgs pret dažām vielām, kuŗas visniecīgākos daudzumos pilnīgi paralizē platīnas katalītiskās spējas, t. i. viņu „nonāvē“. Tā, piemāram, viena miljonā daļa grama zilskābes (HCN) 1 litrā ūdens jau ievērojami vājina koloidālās platīnas šķīduma katalītiskās īpašības. Izrādas, ka platīnu nonāvē pa lielākai daļai tās pašas vielas, kas aptura arī „fermentu“ (cilveka un dzīvnieku organisma fizio-

loģisko procesu katalizatoru) darbību. Vispārīgi, starp metālu koloidāliem šķīdumiem un organiskiem fermentiem novērojama liela līdzība īpašību un darbības ziņā. Attiecībā uz ūdeņraža peroksīdu šā analogija pastāv tamā, ka arī organiskie fermenti paātrina peroksīda sadalīšanos.

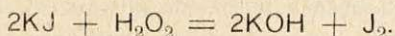
Neorganiskie fermenti.

Augšā minētos „katalizatoru nonāvētajus“ lieto koncentrētu ūdeņraža peroksīda šķīdumu konservešanai. „Perhidrolam“ mēdz mazliet pielikt šādas organiskas vielas (parasti barbiturskābi); kuras, nonāvedamas šķīdumā katalizatorus, padara ūdeņraža peroksīdu stabilāku.

Ūdeņraža peroksīda konservešana.

Salīdzinot ar ūdeni, ūdeņraža peroksīds satur lieku skābekli un tapēc uzlūkojams, kā stiprs oksīdešanas līdzeklis. Jodkalījs tanī oksīdejas, atdalīdams jodu:

Ūdeņraža peroksīda oksīdejošās īpašības.

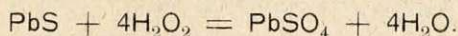


Stērķeļu šķīdums no joda iegūst zilu krāsu. Šā, ka arī citas ūdeņraža peroksīda oksīdešanas reakcijas, līdzīga ozona reakcijai (39 l.p. p.).

Ja ūdeņraža peroksīdu pielej chromskābes ($H_2Cr_2O_7$) šķīdumam, pēdejā oksīdejas nestabilā chroma peroksīdā, kas ar eteri rada zilu šķīdumu.

Bezkrāsains titāna dioksīda šķīdums sērskābē, $Ti(SO_4)_2$, ar ūdeņraža peroksīdu rada dzeltenu titāna peroksīda, TiO_3 , nogulsni.

Svina sulfīds, kas melns, ūdeņraža peroksīdā oksīdejas svina sulfatā (sērskābā svinā), kam balta krāsa:



Svina savienojumi bieži sastopami daudzās eļļas krāsās (svina baltums, minijs). Gleznas, kuņu krāsas satur svina savienojumus, ilgi stāvēt paliek melnas, jo tajās attīstas svina sulfīds.

Šādas vecas, tumšas gleznas atjauno ar ūdeņraža peroksīdu: svina sulfīds pie tam oksīdejas baltā svina sulfatā (sērskābā svinā).

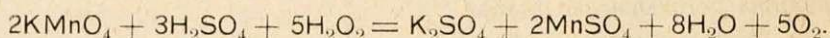
Ūdeņraža peroksīds oksīdē arī daudzas organiskas krāsas, kuņas pie tam sadalās bezkrāsainos oksīdešanas produktos. Tā, piemāram, indigo šķīdums sērskābē no ūdeņraža peroksīda zaudē savu krāsu.

Praktikā šās īpašības pēc, ūdeņraža peroksīdu lieto drēbes, zīda un raga balinašanai. Tā kā balinašanā ūdeņraža peroksīds pārvēršas ūdenī, tad tas uzlūkojams kā visnekaitīgākais balinašanas līdzeklis.

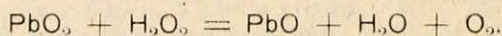
Neskatoties uz to, ka ūdeņraža peroksīds ļoti stiprs oksīdētājs, tam piemīt arī reducējošās īpašības. Hameljona, $KMnO_4$,

Ūdeņraža peroksīds kā reducētājs.

šķīdums, sērskābes klātbūtnē, ar ūdeņraža peroksīdu reducējas bezkrāsainā sērskābā mangana (mangana sulfāta), $MnSO_4$, šķīdumā. Pie tam pats ūdeņraža peroksīds reducējas ūdeni:



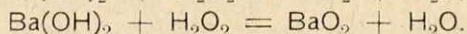
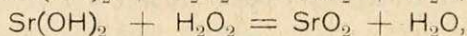
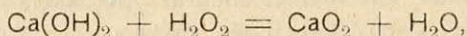
Svina peroksīds PbO_2 ar ūdeņraža peroksīdu reducējas dzeltenā svina oksīdā PbO :



Acimredzot, šās reakcijas uzlūkojamas kā pretejas tām, kurās attīstās metāliem pašoksīdēties ūdeņraža peroksīds. Pēdējā gadījumā ūdeņraža peroksīds attīstās, bet augšā pievestos piemēros tas sadalās. Varbūt tapēc būtu vietā šās reakcijas nosaukt „pašreducēšanos“.

Ūdeņraža peroksīds kā skābe.

Izejas viela, no kuras pagatavo ūdeņraža peroksīdu, barija peroksīds, BaO_2 , uzlūkojama kā ūdeņraža peroksīda sāļš, kas radusies apmainot ūdeņraža peroksīdā ūdeņradi pret divvērtīgu bariju. Ūdeņraža peroksīdu tapēc var uzlūkot arī kā skābi. Un tiešam, tas rada ar metālu oksīdu hidrātiem peroksīdus, kas nešķīst ūdenī un tapēc nogulstas. Tā piemēram, kalcijs, stroncijs un barija hidroksīdu šķīdumi ar ūdeņraža peroksīdu rada peroksīdus:



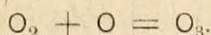
Šās reakcijas uzlūkojamas kā sārmu neitralizēšana ar skābi: ūdeņraža peroksīdu. Tomēr smalki pētījumi pierāda, ka ūdeņraža peroksīds vislielākā mērā vāja skābe, un tam gandrīz nebūtu nēmaz dodams skābes nosaukums. Šās skābes sāļus sauc peroksīdus.

Fizioloģiskā darbība.

Līdzīgi ozonam, ūdeņraža peroksīds iznīcina bakterijas. Tas visideālakais ievainojumu sterilizācijas līdzeklis, jo sadalīdamies rada organismam nekaitīgu vielu: ūdeni.

Līdzība ar ozonu.

Vieglā sadalīšanās, oksīdējošas reakcijas, attīstīšanās caur pašoksīdēšanos un fizioloģiskās īpašības norāda, ka ūdeņraža peroksīds līdzīgs ozonam: līdzīgi ūdeņraža peroksīdam, H_2O_2 , varam uzlūkot ozonu kā „skābekļa peroksīdu“: O_3 , kas rodas oksīdēties skābeklim:



Desmitā lekcija.

Ūdens kā šķīdinātājs.

Šķīstamība. — Spiediena iespaids uz gāzu šķīšanu — Gāzu šķīšanas likums. — Temperaturas iespaids. — Šķīdumu šķīstamība. — Spiediena un temperaturas iespaids. — Kritiskās parādības. — Cietu vielu šķīšana. — Pārkristalizēšana. — Pārsātināti šķīdumi. — Atšķaidītu šķīdumu teorija. — Osmotiskais spiediens. — Osmotiskā spiediena nozīme fizioloģijā. — Vant Hofa teorija. — Tvaika spiediena pazeminašanās un vārišanās temperatūras paaugstinašanās. — Sasalšanas temperatūras pazeminašanās (depresija). Raoult likumi. — Izotoniskie šķīdumi.

Corpora non agunt nisi fluida“ (vielas reaģē tikai šķidrā veidā) tā sacīja vidus laiku ķيميķi, norāddami ar to, ka reakcija neiespējama starp cietām vielām (viņu mazās savstarpējās pieskāšanās virsmas pēc). Pašlaik tomēr zināmas daudzas reakcijas starp cietām vielām, no kurām dažas pat lieto tehnikā (metallurģijā). Neraugoties uz to, jāatzīst, ka gāzejadā un šķidrā vidē reakcijas norisinās daudz ātrāk un ar labākiem panākumiem. Tapēc laboratorijā un fabriku praksē priekšroku dod šķīdriem reaģentiem. Visvienkāršāki tas sasniedzams, izšķīdinot viņus ūdenī. Izejot no šīs redzes stāvokļa, ķيميķim no liela svara iepazīties ar ūdens šķīdumu īpašībām.

Ūdenī šķīst dažādas vielas: gāzejadas, šķīdras un cietas šķīstamība. (t. i. kristaliskas). Šķīšanas procesam pa lielākai daļai ir savas robežas: pie dotās temperatūras un spiediena dotā ūdens daudzumā šķīst pilnīgi noteikts zināmas vielas daudzums. Izšķīdus šīs vielas maksimālā daudzuma attiecību pret visa šķīduma daudzumu sauc šķīstamību. Šķīdumu, kas satur vielas maksimālo daudzumu, sauc piesātinātu.

Ūdenī šķīst visas gāzejadās vielas, bet viņu šķīstamība ļoti dažāda, kas redzams sekojošā tabelē:

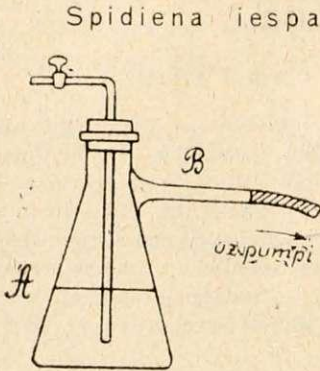
Gāzu
šķīšana.

Tabele № 11.

Dažādu gāzu šķīstamību ūdenī.

1 gr. H ₂ O pie 0° izšķīdina	0,019 cm ³ ūdeņraža
” ” ” ”	0,020 ” slāpekļa
” ” ” ”	0,041 ” skābekļa
” ” ” ”	1,80 ” oglekļa dioksida
” ” ” ”	79,8 ” sēra dioksida
” ” ” ”	506,9 ” chlorūdeņraža
” ” ” ”	1050,0 ” amonjaka.

Spiediena
iespaids uz
gāzu
šķīšanu.



Zīm. № 74. Gāzu šķīšana ūdenī mazinas zem pazeminata spiediena.

Gāzu
šķīšanas
likums.

Gāzes šķīstamības atkarību no spiediena Henri (Henry) formulē šādā likumā: „gāzes šķīstamība, izteikta svarā, proporcionāla ārējam spiedienam”. Apzīmējot gāzes svaru vienā gramā piesātinata šķīduma ar g , gāzes spiedienu — ar p , šo likumu var izteikt sekošā vienādībā:

$$g = A \cdot p,$$

kurā A apzīmē konstantu koeficientu. Ņemot vērā, ka gāzes spiediens proporcionāls viņas blīvumam (B oīļa likums), rakstam:

$$p = B \cdot d,$$

kur $d =$ blīvums, t. i. svara attiecība pret tilpumu:

$$d = \frac{g}{v},$$

un B — otrs konstantais koeficients. Apmainot pirmajā nolidzinājumā p ar $B \cdot \frac{g}{v}$, dabonam

$$g = A \cdot B \cdot \frac{g}{v}.$$

Tālāk, divu konstantu lielumu reizinājumu AB apmainam ar konstanti α , un saīsnot visu nolidzinājumu, dabonam sekošo:

$$v = \alpha,$$

Spiediena iespaids gāžu šķīšanā novērojams sekošā eksperimentā. Koniskā pudelē A. (zīm. 74), kurā ūdens, laiž no Kippa aparata ogļskābo gāzi, kamēr ūdens ar to piesātinats. Tad sāna cauruli savieno ar ūdensstrūklas pumpi. Izpūmējot gaisu, ūdeni novērojama gāzes burbulišu atdališanās. Tā tad, zem pazeminata spiediena gāzes šķīstamība mazinas.

Gāzes ūdeņi, kuŗus lieto kā atvēsinošus dzērienus (zelters, limonade), satur ogļskābo gāzi zem 2 – 3 atm. spiediena. Attaisot pudeli, spiediens

kritis, un ogļskābe šņākdama atdalas.

t. i. „gāzes tilpums vienā gramā piesātinata šķiduma ir konstants lielums, kas neatkarīgs no spiediena“. Gāzes šķīstamību α , izteiktu tilpumā, sauc šķīšanas koeficientu. Augšējā tabelē pievestie skaiti, tā tad, ir „gāzu šķīšanas koeficienti“.

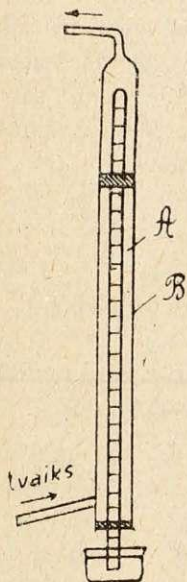
Gāzu šķīšanas likums attiecinams tikai uz tām gāzēm, kuŗas ūdeni šķīst mazā mērā.

Temperaturas paaugstinājums atstāj uz gāzes šķīšanu gluži Temperatūras iespaids
preteju iespaidu spiediena paaugstinājumam.

Caurulē A, kuŗa vienā galā aizkauseta, ielejam ar gaisu piesātinātu (iepriekš pudelē saskalojot) ūdeni. Ar vaļejo galu uz leju cauruli novietojam traukā ar ūdeni. Šai caurulei uzmaukta vēl otra, plataka caurule B, kas savienota ar kolbu, kuŗā vāras ūdens. Laižot telpā starp abām caurulem tvaiku, sasildam caurulē A ūdeni. Pie tam novērojam, ka no ūdens izdalās gāzes burbuliši, kas sakrājas caurules augšgalā. Tā tad, no ta redzams, ka sildot gaisa šķīstamība mazinas.

Gāzu šķīšanas atkarība no temperatūras nav izsakama, kā spiediena iespaids, vispārējā formulējumā. Pastāv tikai zinams noteikums, ka paaugstinot temperatūru, gāzu šķīstamība mazinas. Ūdeni vārot iespējams lielako daļu gāzu pilnīgi no ta izdzīt. Tomēr, šam noteikumam ir arī izņēmumi.

Šķīšanas zjņā šķīdras vielas var iedalīt Šķīdumu
trijās kategorijās. šķīšana.



Zīm. № 75. Gaisa šķīstamība ūdenī.

I. Spirts šķīst ūdeni visados daudzumos, t. i. tam neaprobežota šķīstamība.

II. Eters šķīst ūdeni mazā mērā; kad ielej ūdeni vairak etera, tas nostājas augšā, un tā rodas divi slāņi jeb 2 „fāzes“. Augšējā fāze ir ūdens piesātinats šķīdums eteri, kas satur 1,2% ūdens un 98,8% etera; apakšējā fāze, kas sastāda piesātinatu etera šķīdumu ūdeni, satur 93,5% ūdens un 6,5% etera. Šie ir aprobežotas šķīstamības piemēri.

III. Pastāv arī šķīdumi, kas pavisam nešķīst (izsakoties noteiktaki: gandrīz nešķīst) ūdeni, piemēram, eļļas, tauki un daudzi citi organiski šķīdumi. Ta būtu to šķīdumu kategorija, kas pavisam nešķīst ūdeni. Smalki pētījumi tomēr pierāda, ka absolūti nešķīstošu šķīdumu nav.

Tā kā dažadiem šķīdumiem ūdeni šķīstot vispāri novērojamas ļoti niecīgas tilpuma maiņas, pēc dinamiskā līdzsvara principa būtu Spiediena un temperatūras iespaids.

sagaidams, ka spiediena palielinājumus visai maz atsauktos uz šķidrums šķīšanu. Fakti to pilnīgi apstiprina ne tikai šajā, bet visos līdzsvaros, kuŗos nepiedalās gāzes jeb tvaiki. Šādas sistēmas, sastāvošas tikai no šķidrām un cietām fāzēm, maz jūtīgas pret spiediena maiņu. Vant' Hofs tās nosauca „kondensētas sistēmas“.

Bet tās ļoti jūtīgas pret temperatūras mainu. Visbiežāk, paaugstinot temperatūru, vairojas arī abēju šķidrums savstarpejā šķīstamība vienam otrā. Kā piemēru, ņemsim ūdeni un fenolu. Samaisot fenolu ar ūdeni, rodas divas fāzes, gluži kā ūdens un etera maisījumā. Pie 20° apakšējā fāze (ūdens šķidrums fenolā) satur 72,24% fenola, augšējā fāze (fenola šķidrums ūdeni) satur 8,40% fenola. Šķīstamības maiņu no temperatūras, kuŗu izpētījuši Aleksejevs un Rotmunds, redzam sekošā tabelē:

Tabele 12.

Ūdens un fenola savstarpejā šķīstamība
(pēc Rotmunda).

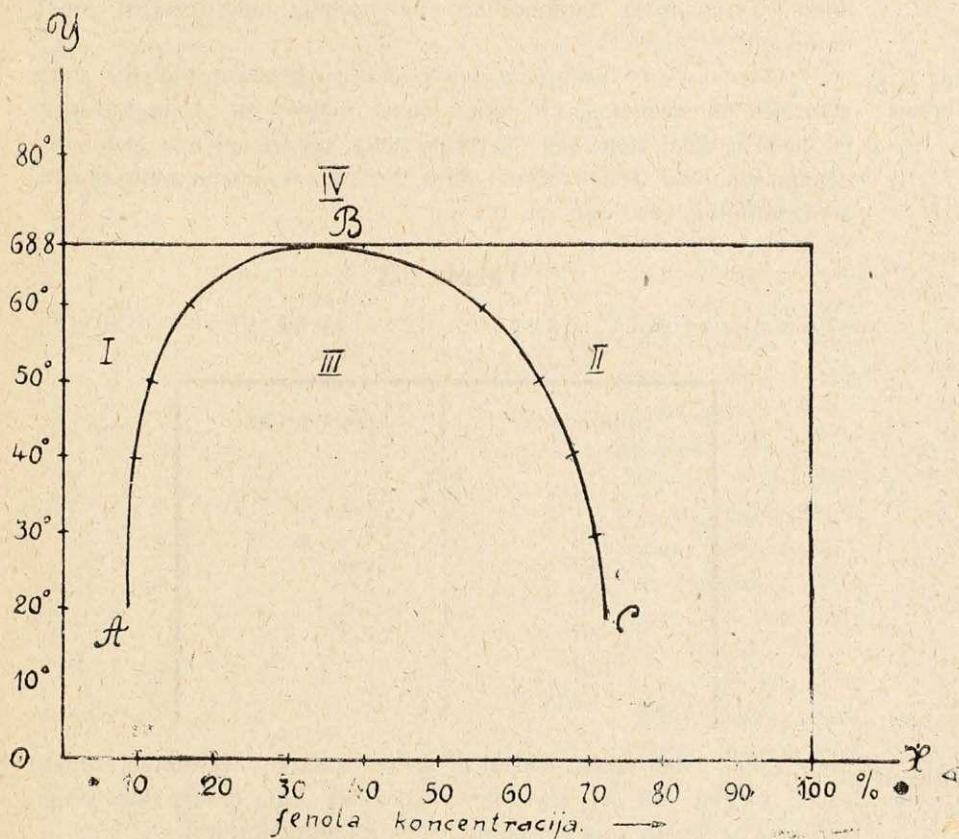
Temperatūra.	Augšējā fāze		Apakšējā fāze	
	ūdens %	fenola %	ūdens %	fenola %
20°	91,60	8,40	27,76	72,24
30°	91,08	8,92	30,05	69,95
40°	90,22	9,78	33,19	66,81
50°	87,92	12,08	37,17	62,83
60°	82,90	17,10	43,90	56,10
68,8°	64,10	35,90	64,10	35,90

No tabeles skaitiem redzams, ka paaugstinot temperatūru vairojas fenola šķīstamība ūdeni, un arī otrādi, ūdens šķīstamība fenolā. Tādā kārtā abēju fāžu sastāvs, sildot maisījumu, tuvojas pamazam viens otram. Pie 68,8° abēju fāžu sastāvs top līdzīgs. Augstāk par 68,8° abi šķidrums šķīst viens otrā visados samēros.

Kritiskās
parādības
šķidrums
šķīšanā.

Sildot aizkausētā caurulē ūdens un fenola maisījumu, novērojam sekošo. Temperatūrās, zemākās par 68,8°, abi šķidrums atrodas divās kārtās (fāzēs), kas krasi atdalās viena no otras. Pie 68,8° starp tām pazūd robeža: šķidrums kļūst homogēns. Šķidrums dze-sejot, sākumā novērojama opalescence (duļķošanās), pēc tam pie 68,8° šķidrums kļūst pienam līdzīgs (emulsija) un no jauna sadalās atkal divās kārtās.

Pārejas temperatūru, kurā heterogēns maisījums pārvēršas homogēnā un otrādi, sauc maisījuma kritisko temperatūru. Viņa apzīmē aprobežotās šķīstamības pāreju neaprobežotā.



Zīm. № 76. Ūdens un fenola savstarpeja šķīstamība

Ša pāreja uzskatāmi attēlojama diagramā (zim. 76), atzīmējot uz horizontālās asis OX fenola % saturu abās fāzēs, bet uz vertikālās asis OY attiecīgas temperatūras. Rodās noslēgta parabolveidīga likne ABC, kuŗas virsotne B atbilst maisījuma kritiskajai temperatūrai. Tangente punktā B sadala zīmējuma plāksmi 4 daļās:

I daļa apņem joslu, kas apzīmē fenola homogēnus šķīdumus ūdeni,

II daļa apņem joslu, kas apzīmē ūdens homogēnus šķīdumus fenolā.

III daļa apņem joslu, kas apzīmē ūdens un fenola heterogēnus maisījumus.

IV daļa apņem joslu, kas apzīmē fenola neaprobežotu šķīstamību ūdenī.

Pazīstami arī tādi šķīdumi, kuŗu savstarpejā šķīstamība ūdenī sildot mazinas (trietilamins). Šādu šķīdumu maisījumi ar ūdeni paaugstinātā temperatūrā heterogeni, bet dzesejot kļūst homogeni.

Cietu vielu
šķīšana.

Cietu vielu šķīstamība ūdenī, līdzīgi šķīdrām vielām, maz atkarajas no spiediena, bet toties stipri mainas no temperatūras. Pa lielakai daļai cietu vielu šķīšana sildot palielinās, kas redzams sekojošā tabelē. Tomēr šam vispārīgam noteikumam zinami arī izņēmumi, kaut gan ļoti reti.

Tabele 13.

Temperatūras iespaids uz slāpekļskābā kalija šķīstamību ūdenī.

Temperatūra.	Šķīstamība.
0 ^o	11,5 ^o / _o KNO ₃
20 ^o	24,0 " "
40 ^o	39,0 " "
60 ^o	52,4 " "
80 ^o	62,8 " "
100 ^o	71,1 " "
114,1 ^o	75,7 " "

Pārkristali-
zešana.

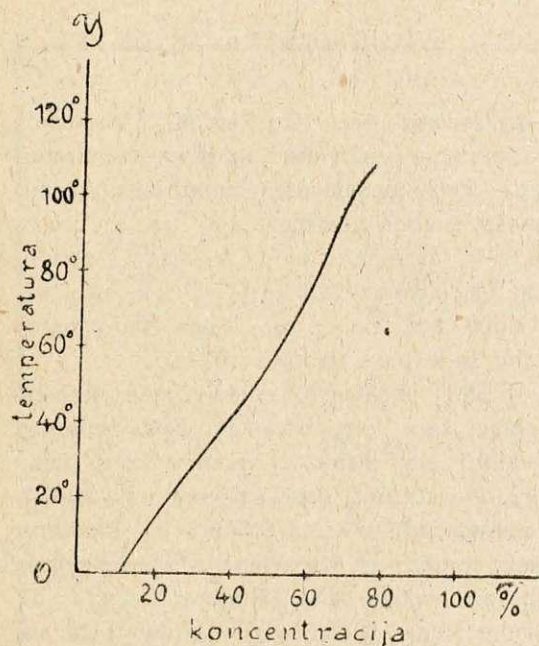
Likni, kas attēlo šķīšanas spējas atkarību no temperatūras, sauc šķīšanas likni (zim. 77). Pēc šās liknes ļoti viegli aprēķināma dotās sāls šķīstamība jebkuŗā temperatūrā.

Daudzi sāļi šķīst ūdenī tik niecīgā mērā, ka uzlūkojami praktiski kā ūdeni nešķīstoši. Tie attīstīdamies tūlīņ šķīdumā atdalās kā nogulšņi. Pētot nogulšņiem piesātinātu šķīdumu fizikālās īpašības, sevišķi viņu elektrības vadišanas spēju, nākam pie slēdziena, ka tie temēr šķīst ūdenī, kaut arī ļoti niecīgos daudzumos. Absolūti nešķīstošu vielu nav.

Šo apstākli, ka cietu vielu šķīstamība atkarajas no temperatūras, izlieto šo vielu tīrīšanā, kristalīzejot. Tam nolūkam pagatavo piesātinātu sāls šķīdumu karstā ūdenī, to karstu nofiltrē no nešķīstošiem piemaisījumiem, un pēc tam dzesē. Mazinoties šķīstamībai, no šķīduma atdalās tīra sāļa kristāli, kamēr citi piemaisījumi parasti paliek izšķīdināti. Kad šķīdums lēni atdziest, rodas lieli un ļoti pareizas formas kristāli. Tomēr jāpatur vērā, ka dažas vielas rada maisītus kristālus, t. i. kristalīzejas no šķīduma reizā. Šādus sāļus visai grūti atdalīt vienu no otra.

Dzesejot karstu piesātinātu chlorskābā kalija ($KClO_3$) šķīdumu, kristalīzejas spīdošas plāksniņas.

Ja mazā kolbiņā 100 gramos karsta ūdens izšķīdina 200 gr. glaubersāļa, ($Na_2SO_4 \cdot 10 H_2O$), un, aizbāžot ar vati, kolbiņu atdzesē līdz istabas temperatūrai, sāls nekristalīzejas un šķīdums visu laiku paliek homogēns. Tas liekas divaini, jo glaubersāļa šķīstamība pie 20° ir tikai 36,7%, turpretim, mūsu šķīdums, kā rāda vienkāršs izskaitļojums, satur 66% glaubersāļa. Fakti tomēr pierāda, ka visas cietas vielas tamlīdzīgos apstākļos var radīt šķīdumus, kas koncentretāki par piesātinātiem. Tādus šķīdumus sauc pārsātinātus.



Zīm. № 77. KNO_3 šķīšanas līkne.

Pārsātināts šķīdums zināmās robežās pilnīgi stabils: viņu var kustināt un skalot. Bet tikko iemet tani visnīcīgāko glaubersāļa kristaliņu, šķīdums acumirkli sāk kristalizēties un liekais sāls atdalās cietā veidā. Šķīdums pie tam manami sasilst. Ostvalds pierādīja, ka kādas vielas kristalizāciju no pārsātināta šķīduma var radīt ar šās pašas vielas visnīcīgāko daudzumu (ap. 0,00000001 gr.),

turpretim, citas cietas vielas neatstāj uz šķīduma nekāda iespaida. Acīm redzams, pārsātināti šķīdumi atrodas metastabilā (puspastāvīgā) līdzsvarā.

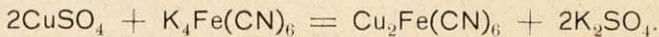
Atšķaidītu šķīdumu teorija.

Gāzejadu, šķīdru un cietu vielu atšķaidīti šķīdumi darbojas pēc dažiem vienkāršiem likumiem, kas likti sevišķas teorijas pamatos. Šās teorijas sakne meklējama bioloģijā. Biologi jau sen novēroja, ka dzīvnieku un augu daļās pastāv diezgan liels spiediens, kas sniedzas līdz vairākiem desmitiem atmosferu. Ša spiediena iemesls ilgu laiku palika nezināms. To uzlūkoja kā sevišķu osmotisko spiedienu.

„dzīvības spēku“, kas mājā dzīvās būtnēs. Bet pēc būtības šis dzīvības spēks bij tikpat neizprotams, kā viņa darbība.

Botaniķis Pfeffers (Pfeffer) bij tas, kas 1774. gadā pirmais atrada, ka tamlīdzīgus spiedienus var radīt arī vienkāršiem mehāniskiem ierīkojumiem, un savos eksperimentos pierādīja, ka sarežģītie procesi ir vienkāršas fiziskas parādības.

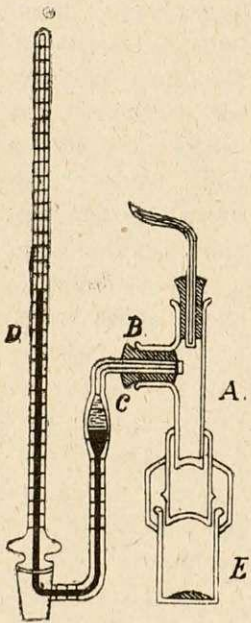
Pfeffera aparāts sastāvēja no poraina māla cilindra E (zim. 78), kas pirms eksperimenta šādi preparēts. Tani ielej vara vitriolu, CuSO_4 , un pēc tam iemērc dzeltenā asinszālā, $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$, šķīdumā. Starp abiem sāļiem norisinās cilindra porās šāda reakcija:



Reakcijā attīstīties dzelzsciana vara, $\text{Cu}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$, nogulsnis piepilda māla cilindra poras un rada diezgan blīvu membrānu.

Šādā ceļā pagatavotai membrānai piemīt sekoša svarīga īpašība: tā brīvi laiž cauri ūdeni, bet nelaiž cauri dažas ūdenī izšķīdinātas vielas, piemēram, cukuru. Tapēc šādu membrānu sauc puscaurlaidošu.

Šādi pagatavotu cilindri lieto eksperimentā. Tani ielej pētāmās vielas (cukura) šķīdumu, cieti aizbāž ar gumijas korķi, caur kuŗu iet caurule, kas savienota ar dzivsudraba manometri D. Cilindri ar šķīdumu ieliek traukā ar tīru ūdeni. Tagad novērosim, kas notiek šādā „Pfeffera šūniņā“. Ja cilindra sienas laiztu cauri kā ūdeni, tā arī cukuru, notiktu vienkārša difūzija, kā eksperimentā ar ūdeņradi un gaisu (74 lp. p.): ūdens no ārējā trauka iesūktos cilindri E, bet cukurs ietu no cilindra ārējā traukā. Bet tā kā cilindra porās attīstījusies membrāna laiž cauri tikai ūdeni, un cukuru aiztūra, rodas „vienpusīga“ difūzija. Ūdens iekļūst cilindri, bet cukurs uz āru netiek, jo membrāna to nelaiž. Tapēc šķīduma tilpums



Zim. № 78.

Pfeffera eksperiments: osmotiskā spiediena noteikšana.

cilindri palielinas, un manometri D dzivsudrabs kāp. Mēģinājums pierāda, ka spiediena palielinašanās manometri, sasniegusi noteiktu robežu, apstājas, un ūdens ieplūšana cilindri izbeidzas. Šo maksimālo spiedienu, kuŗu noteic Pfeffera šūniņa, sauc osmotisko spiedienu.

Pfeferš pierādīja, ka osmotiskā spiediena lielums atkaras no šķiduma koncentrācijas un temperatūras. Sekojošā tabelē redzami Pfefera iegūtie dati.

Koncentracija C norāda, cik gramu cukura atrodas vienā Skaitu dati. kubikcentimetrī šķiduma. Pretejs lielums V norāda šķiduma tilpumu, kas satur 1 gr. cukura.

Tabele 14.

Osmotiskie spiedieni dažādu koncentrāciju cukura šķīdumos.

Temperatūra: $13,7^{\circ}$.

Cukura koncentrācija $C = \frac{1}{V}$	Osmotiskais spiediens P .	Reizinājums: spiediens \times tilpums $P \times V$.
0,01 gr.	53,5 cm.	5350
0,02 „	101,6 „	5080
0,04 „	208,2 „	5210
0,06 „	307,5 „	5130
		Vidējais: 5190

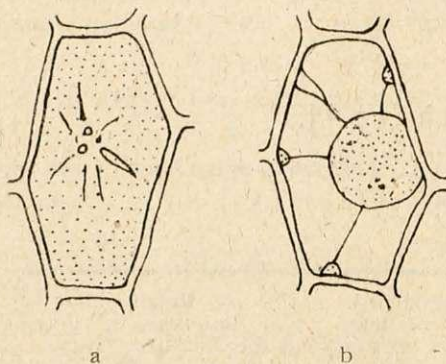
Tabele 15.

Temperatūras iespāids uz osmotisko spiedienu. Cukura šķīdums 1%.

Temperatūra: t .	Osmotiskais spiediens: P	
	atrastais	pēc formulas: $P = P_0 (1 + \alpha t)$ aprēķinātais.
$6,8^{\circ}$	0,664 atm.	0,665 atm.
$13,7^{\circ}$	0,691 „	0,681 „
$14,2^{\circ}$	0,671 „	0,682 „
$15,5^{\circ}$	0,684 „	0,686 „
22°	0,721 „	0,701 „
32°	0,716 „	0,725 „
36°	0,746 „	0,735 „

Pfefera pētījumi pilnīgi atrisināja bioloģijas problēmu. Parādības, kas norisinās dzīvā šūniņā, tagad varam izskaidrot ar fizikas likumiem. Kļuva skaidrs, ka šūniņas sienā izpilda puscaurlaidošas membranas lomu, kas nelaiž cauri protoplazmā izšķīdinātās vielas. Osmotiskā spiediena nozīme fizioloģijā.

dušās vielas. Tapēc, ja šādu šūniņu ieliek ūdenī, ta uztūkst, bet sāļa šķīdumā, kurā osmotiskais spiediens lielaks, nekā protoplazmā, ta saraujas, ūdens no tās aizplūst (zim. 79). Ša parādība fizioloģijā pazistama kā plazmolīze.



Zim. № 79. Plazmolīze

- a) normala šūniņa.
- b) šūniņas saturs sarāvēs.

Gluži tas pats norisinas mūsu organismā, kad sajūtam slāpes. Tiklīdz baudam sāļus ēdienus, kuņģi vairojas sāļa koncentrācija. Asiņu šķidrums, kas kuņģa dzislās atrodas pie zemākas koncentrācijas, spiests asinis atrodošos ūdenī dzīt kuņģi, caur ko asinis lielā mērā zūd ūdens. Šo faktū mēs fizioloģiski sajūtam kā slāpes. Nodzeroties ūdenī, kuņģi šķīduma koncentrācija top vājāka, nekā

asinis, un ūdens no asinīm vairs neplūst uz kuņģi, bet gluži otrādi, tas maina savu virzienu un caur kuņģa sienām spiežas asinis. Ūdens cirkulācija no iekšas uz āru pieder pie organisma normalajām parādībām un mēs slāpes vairs nesajūtam. Vispārīgi osmotiskam spiedienam visai svarīga loma fizioloģijā, jo tas regulē ēdiena uzņemšanu un nevajadzīgu, kaitīgu vielu atdalīšanu.

Vant-Hofa
(van't Hoffa)
teorija

Vēl tālak osmotiskā spiediena jēdzienu pāplašina un izlie-toja atšķaidītu šķīdumu teorijā Vant-Hofa, kurš par Pfefera eksperimentiem dabuja zināt tiri nejauši no sava koleģa, botāniķa De-Vriisa (De Vries), un stipri par tiem ieinteresējas.

14 tabelē redzams, ka osmotiskais spiediens pieaug proporcionāli koncentrācijai jeb citiem vārdiem: osmotiskā spiediena P reizinājums ar šķīduma tilpumu V (kas satur 1 gr. cukura) ir konstants lielums. Šo likumu apstiprina 14 tabeles 3 stabiņa skaiti. Formas ziņā tas atgādina vienu no gāžu fundamentālām ipāšām, jo pēc Boiļa (Boyle) likuma, gāzes spiediena reizinājums uz tilpumu—ari konstants lielums. Ša līdzība tālak apstiprinās 15 tabelē, kurā pievests temperatūras iespaids uz osmotisko spiedienu.

Tabeles 2 stabiņa skaitu (kas atrasti eksperimentāli) sakrišana ar 3 stabiņa skaitiem (kas aprēķināti pēc formulas) norāda, ka osmotisko spiedienu P var izteikt vienkāršā formulā:

$$P = P_0 (1 + \alpha t),$$

kurā P_0 apzīmē osmotisko spiedienu pie 0^0 , t —temperatūru,

α —konstantu koeficientu. Ša formula līdzīga pazīstamam Gei-Lisaka (Gay-Lussac) gāzu izplēšanās likumam. Ja sasilda noslēgtā traukā gāzi no 0^0 līdz t^0 , viņas spiediens p_0 palielinās līdz p . Spiediens p aprēķināms pēc formulas:

$$p = p_0 (1 + \alpha t),$$

kurā α apzīmē gāzu izplēšanās koeficientu. Kā zināms, šis koeficients visām gāzēm vienāds, un proti $= \frac{1}{273}$. Zīmīgi, ka aprēķinot α no osmotiskā spiediena, rodas arī $\frac{1}{273}$.

17 lekcijā redzēsim, ka arī trešais (Avogadro) gāzu likums pilnīgi atkārtojas šķīdumos.

No visiem šiem datiem Vant-Hofs nāca pie pārliecības, ka starp šķīdumiem un gāzēm pastāv pilnīga analogija, kuru tas izteica šādā tēzē:

„Katra viela, izšķīdināta ūdenī (vai jebkurā šķīdinātājā), rada osmotisko spiedienu, kura lielums vienāds ar gāzes spiedienu, ko ša viela attīstītu gāzejadā veidā, vienādā tilpumā un temperatūrā.

Uz šās analogijas pamata, gāzes var uzlūkot kā vienkāršāko šķīdumu veidu, kuru iegūst, izšķīdinot materiālu „tukšā telpā“. Kā gāzes likumi paliek spēkā tikai pie maziem spiedieniem, tā arī šķīdumu likumi piemērojās tikai atšķaidītiem šķīdumiem, t. i. tādiem, kuriem mazs osmotiskais spiediens. Abu stāvokļu: gāzejada un izšķīdināta, kopejā īpašība, tā tad, ir materiāla „atšķaidījums“: mazas masas sadalījums lielā tilpumā.

Ja ņemam vērā, ka Pfefers izdarījis tikai nedaudzus osmotiskā spiediena izmērojumus, ka šie darbi bij domāti pavisam citiem nolūkiem, un tapēc tajos maz noteiktības, un, beidzot, ja ievērojam tās eksperimentālās grūtības, ar kādām saistīta pietiekoši izturīgas puscaurlaidošas membranas pagatavošana, mums jāapbrīno Vant-Hofa drosmi izvest no tik nepilnīgiem materiāliem tik plašus slēdzienus. Mums pat būtu tiesība pārnest tam pavisam, ja Vant-Hofa rīcībā nebūtu atradušies citi argumenti, kas netieši apstiprināja viņa ģenialo teoriju. Tie pamatoti uz agrākiem šķīdumu īpašību pētījumiem un likumiem, kurus Rauls atrada atšķaidītos šķīdumos.

Jepriekšējā lekcijā redzējam, ka ūdens noteiktā temperatūrā rada piesātinātu tvaiku, kam pastāvīgs spiediens. Bet ja ūdeni izšķīdina kādā ne-gaistošā vielā (cukuru), tvaika spiediens pazeminās. Tā, piemēram, tiram ūdenim, kā zināms, tvaika

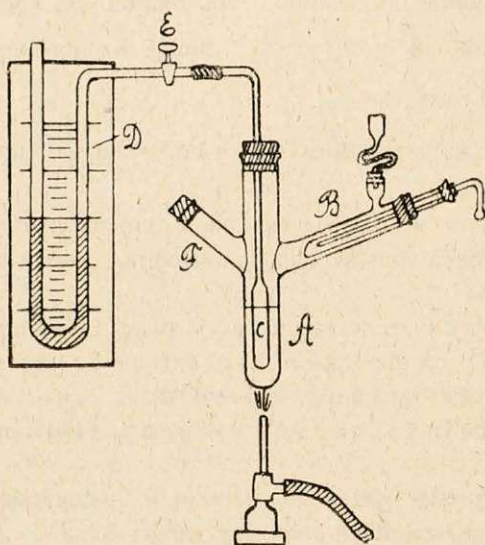
Tvaika
spiediena
pazemina-
šanās.

spiediens pie 100° ir 760 m/m, kamēr 10° —tīga cukura šķiduma tvaika spiediens pie tās pašas temperatūras = 755,56 m/m.

Vārišanās
temperatūras
paaugstinašanās.

No tā redzams, ka lai šāds šķidums vāritos, tas jāsasilda augstāk par 100° , un proti, līdz tai temperatūrai, kurā tvaika spiediens = 760 m/m (atmosferas spiedienam). Un tiešām, fakti pierāda, ka negaistošu vielu šķidumiem vārišanās temperatūra augstāka, nekā tīram ūdenim.

Ielejam ūdeni aparāta (zīm. 80) stobriņā A un, ar degli sildīdami, to vāram. Ūdens



Zīm. № 8. Šķidumu vārišanās temperatūras paaugstinašanās.

ūdens tvaiki nokļūst caurulē B, kurā ievietots mazs dzesinātais ar cirkulojošu aukstu ūdeni. Šeit tvaiki kondensējas un tek atpakaļ caurulē A. Caurulē A ielikts gaisa termometrs. Tas sastāv no gaisu saturoša rezervuara C, ko gumijas šūtene savieno ar manometrisku cauruli D. Kad temperatūra paceļas, gaiss rezervuarā C izplēšas, un manometri vaļejā galā paceļas ūdens. Atdzies-

tot, gaiss saspiežas, un manometri ūdens līmenis pazeminās.

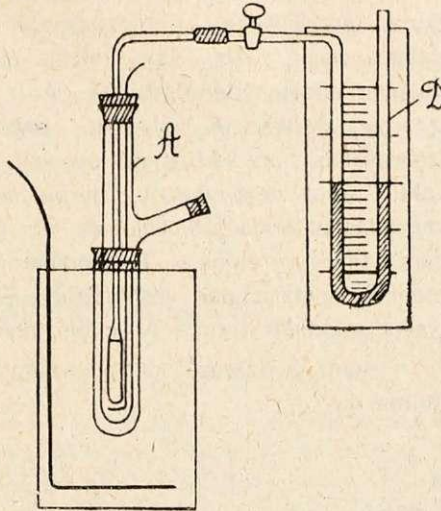
Kad nu ūdens vāras, atgriez krānu E un izlīdzina spiedienu abās manometra caurulēs. Pēc tam pa sānu cauruli F ielej stobriņā A dažus kibikcentimetrus koncentrēta cukura šķiduma. Ūdens līmeņa pacelšanās manometra vaļejā galā pierāda, ka vārišanās temperatūra paaugstinājusies. Pielejot vēl vairāk cukura šķiduma, vārišanās temperatūra vēl vairāk paaugstina.

Rauļa
(Raoult)
likumi.

Ar analogisku mēģinājumu pierādams, ka izšķīdinot ūdeni kādu vielu, sasaldēšanas temperatūra pazeminās. Piemēram, 10° —tīgs cukura šķidums sasaldē pie $-0,6^{\circ}$.

Šķidumu sasaldēšanas temperatūras noteikšanai lieto Beckmanna (Beckmann) aparātu, kas redzams 81 zīmējumā. Stobriņā A ar tīru ūdeni ieliek batarejas glāzē, kurā ledus, sāls un ūdens maisījums. Stobriņā A, pastāvīgi maisot, sasaldē daļu ūdens, pie kam ledus rodas, kā smalki kristāliņi. Pēc tam stobriņā A ieliek platakā stobriņā, kas atrodas batarejas glāzē, un savieno gaisa

termometra rezervuari C ar manometri D, kā aprakstīts iepriekšējā eksperimentā. Tā kā ūdens sasalšanas temperatūra pastāvīga, ūdens līmenis manometri nemainas. Ja tagad pa sānu kaklu ielej traukā A cukura šķīdumu, novērojama sasalšanas temperatūras krišanās. Pieliekot cukuru lielākos daudzumos, arvienu vairāk pazeminas šķīduma sasalšanas temperatūra.



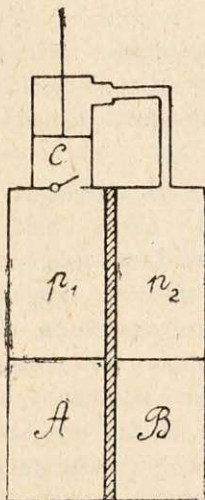
Zīm. 81. Šķīdumu sasalšanas temperatūras pazeminašanās.

Rauls atrada, ka visas augšminētās šķīdumu īpašības padotas vienam likumam; šo likumu viņa vispārīgā formā varesim aplūkot tikai vēlāk. Tomēr jau tagad varam aizrādīt uz vienu šā likuma slēdzienu. Tas skan, ka:

- | | |
|---|---|
| 1) tvaika spiediena pazeminašanās | } proporcionali
šķīduma
koncentracijai. |
| 2) vārišanās temperatūras paaugstinašanās | |
| 3) sasalšanas temperatūras pazeminašanās | |

Izejot no redzes stāvokļa, ka nav iespējams perpetuum mobile (mašīna, kas rada darbu no neka), Vant-Hofs teoretiski pierādīja, ka šķīdumiem ar vienādu osmotisku spiedienu („izotoniskie“ šķīdumi) jābūt vienādam tvaika spiedienam, vienādi vārišanās temperatūrai un vienādi sasalšanas temperatūrai. To pierāda ar šādu „ideālu“ mašīnu. Ta

Izotoniskie šķīdumi.



Zīm. 82. Vant Hofa perpetuum mobile.

sastāv no cilindriskā trauka, kas ar puscaurlaidošu sienu pārdalīts divās daļās: A un B (zīm. 82). Abās daļās atrodas divu dažādu vielu izotoniski šķīdumi, kuriem vienāds osmotiskais spiediens. Pieņemsim, ka viņu tvaika spiediens dažāds: p_1 un p_2 . Ja pielaižam, ka

$$p_1 > p_2,$$

tad šķīdums iekš A izgaros, ūdens tvaiks pacels virzuli cilindri C un pāries traukā B, kur pārvērtiesies šķīdumā, jo viņa tvaika spiediens p_1 , pēc mūsu pieņēmuma, lielāks par

šķiduma tvaika spiedienu p_2 , traukā B. Virzulis atkal atvirsisies agrākā stavoklī. Tvaikam traukā B sabiezejojot, šķidums atšķaidīsies, un tapēc viņa osmotiskais spiediens pamazinasies. Aiz ša iemesla lielais ūdens difundēs caur puscaurlaidošu sienu traukā A. Pēc tam no jauna ūdens izgaros traukā A, virzulis pacelsies un t. t. Tādā kārtā izgarošanas un difūzijas procesi var turpināties neaprobežotu laiku, radot neaprobežotu darba daudzumu par velti, t. i. bez enerģijas patēriņa jeb, lielakais, uz pastāvīgās temperatūras siltuma rēķina. Termodinamikā šādu mašīnu (perpetuum mobile) neatzīst par iespējamu. Tā tad, mūsu pieņēmums, ka tvaika spiediens traukā A lielaks, nekā traukā B, nepareizs.

Acīm redzams, ka pie tāda paša rezultāta novestu pieņēmums, ka

$$p_2 > p_1,$$

novietojot cilindri ar virzuli virs trauka B. Ja tvaika spiediens traukā A nevar būt ne lielaks, ne mazaks, kā traukā B, tad abos traukos tam jābūt vienadam, t. i.

$$p_1 = p_2.$$

Citiem vārdiem: izotoniskos šķīdumos vienads tvaika spiediens.

Reiz izotoniskos šķīdumos pastāv vienads tvaika spiediens, viņos jābūt arī vienadai vārišanās temperatūrai, jo pēdejā taču ir ta temperatūra, kurā tvaika spiediens vienads ar ārejo spiedienu.

Tas pats pierādams ar Vant-Hofa „mašīnu“ attiecībā uz izotonisko šķīdumu sasaldēšanas temperatūru. Divos traukos A un B atrodas līdzsvarā ar ledu divi vienādas sasaldēšanas temperatūras šķīdumi (zim. 82). Ja šķiduma tvaika spiediens traukā A lielaks, nekā traukā B, tad traukā A norisināsies izgarošana, traukā B — kondensācija; pēc tam ūdens difūzija caur puscaurlaidošu sienu u. t. t. Tas no jauna mūs novedīs pie „perpetuum mobile“. Ja tvaika spiediens būs lielaks traukā B, tad tajā notiks izgarošana, bet traukā A tvaika kondensācija, pie kam ūdens difundēs no A uz B, kas galā novedīs pie tā paša rezultāta. Tā tad, šķīdumiem ar vienadu sasaldēšanas temperatūru jābūt vienādiem tvaika, kā arī osmotiskiem spiedieniem. Un arī otrādi: šķīdu-

miem ar vienadu osmotisko spiedienu jābūt arī vienādām sasalšanas temperatūrai.

Tādā kārtā šķīdumu augšminēto īpašību pētījumi deva Vant-Hofam iespēju aprēķināt netiešā ceļā šķīdumu osmotisko spiedienu un noteikti apstiprināt osmotiskā spiediena likumus, kas pievisti 119 lapas pusē. Mēs pie tiem vēl atgriezīsimies 16 lekcijā, jo viņiem liela nozīme molekulteorijā.

Vienpadsmitā lekcija.

Ūdens kā šķīdinātājs (turpinājums).

Koncentretu šķīdumu īpašības. — Kušanas un sasalšanas diagrama. — Šķīdumu sasalšanas iesākums un beigas. — Kriohidrāts. — Dzesejoši maisījumi. — Ūdens šķīdumi sāļi. — Sasalšanas likne un šķīšanas likne. — Triskārtīgais punkts — Fāžu likums. — Piemēri. Ķīmiskie līdzsvāri. — Koloīdšķīdumi. — Pagatavošana. — Dialīze. — Koloīdu īpašības. — Ultramikroskops. — Rečešana.

Koncentretu šķīdumu īpašības.

Šķīdumu sasalšanas process stipri atšķiras no tīra ūdens sasalšanas. Kā piemēru, aplūkosim, kas notiek, saldejot 4,1% slāpekļskābā sudraba (AgNO_3) šķīdumu ūdenī. Pēc vispārēja likuma šāda šķīduma sasalšanas temperatūra zemāka par 0° . Rauls atrada, ka šis šķīdums faktiski sāk sasalt pie $-0,8^\circ$. Sasalstot no šķīduma atdalās ledus kristāli. Caur to ūdens daudzums šķīdumā mazinas, un šķīduma koncentrācija (sāļa daudzuma attiecība pret šķīduma daudzumu), palielinās. Pēc Raula likuma, paraleli šķīduma koncentrācijas pieaugšanai, viņa sasalšanas temperatūra pakāpeniski pazeminājas (121 l.p.). No tā varam taisīt šādu slēdzienu: šķīduma sasalšanas temperatūrai pakāpeniski jāpazeminājas, bet tīra ūdens sasalšanas temperatūra sasalšanas procesā visu laiku ir konstanta.

Šķīdumu kušanas un sasalšanas diagrama.

Eksperimenti pilnīgi apstiprina šo slēdzienu un turklāt vēl pierāda, ka sasalšanas temperatūra kritas pakāpeniski tikai līdz zināmā robežai. Šo robežu rada tas apstāklis, ka ledum pakāpeniski izkristalizēties, zināmā momentā šķīduma koncentrācija sasniedz sāļa šķīstamības robežu šķīduma sasalšanas temperatūrā. Šajā momentā šķīdums kļūst piesātināts. Kas notiks vēl tālāk dzesejot šādu piesātinātu šķīdumu? Mazākā ledus izdalīšanās šķīdumu pārsātina un rada pārsātinašanai atbilstošu sāļa daudzuma kristalizēšanos. Tātad, no sasalša-

Sasalšanas iesākuma un beigu temperatūra

nas temperatūrā piesātināta šķiduma jaizdalās vienā laikā ledum un sālīm. Tā kā piesātināts šķidums satur izšķīdinātā veidā maksimālo sāļa daudzumu, viņa koncentrācija vairs nevar palielināties un tapēc šķiduma sasalšanas temperatūra, sākot no ša maksimālās koncentrācijas momenta, paliek konstanta, kamēr sasalst viss šķidums.

Tādā kārtā, jebkuŗam slāpekļskābā sudraba šķīdumam atrodami divi punkti: sasalšanas iesākuma temperatūra un sasalšanas beigu temperatūra. Pirmais punkts būs jo zemak, jo lielaka šķiduma koncentrācija. Otrais punkts, kas atbilst šķiduma maksimālajai koncentrācijai, visiem šķīdumiem vienads, jo visi šķīdumi beigās kļūst piesātināti, vienadas koncentrācijas.

Rauļa iegūtie rezultāti, kas pievesti sekojošas tabeles pirmos trīs stabiņos, gaiši ilustrē šās attiecības.

Tabele № 16.

Udens (H_2O) un slāpekļskābā sudraba ($AgNO_3$) šķīdumu sasalšanas temperatūras.

AgNO ₃ šķīdumi ūdenī (Rauls)			H ₂ O šķīdumi slāpekļskābā sudraba (Etars, Etard)		
AgNO ₃ koncentrācija 100 daļās šķīduma.	Temperatūra		AgNO ₃ koncentrācija 100 daļās šķīduma.	Temperatūra	
	sasalšanas iesākumā	sasalšanas beigās.		sasalšanas iesākumā	sasalšanas beigās.
0% AgNO ₃	+ 0 ⁰	+ 0,0 ⁰	100% AgNO ₃	209,0 ⁰	209,0 ⁰
4,1% "	— 0,8 ⁰	— 7,3 ⁰	96,9% "	182,0 ⁰	— 7,3 ⁰
11,4% "	— 2,1 ⁰	— 7,3 ⁰	92,8% "	135,0 ⁰	— 7,3 ⁰
19,8% "	— 3,5 ⁰	— 7,3 ⁰	84,0% "	73,0 ⁰	— 7,3 ⁰
25,8% "	— 4,4 ⁰	— 7,3 ⁰	76,8% "	40,5 ⁰	— 7,3 ⁰
33,5% "	— 5,4 ⁰	— 7,3 ⁰	67,8% "	20,0 ⁰	— 7,3 ⁰
37,7% "	— 6,0 ⁰	— 7,3 ⁰	56,3% "	5,0 ⁰	— 7,3 ⁰
47,1% "	— 7,3 ⁰	— 7,3 ⁰	47,1% "	— 7,3 ⁰	— 7,3 ⁰

Kriohidrāts. No visiem šajā tabelē pivestiem slāpekļskābā sudraba šķīdumiem ūdenī tikai vienam ir vienada sasalšanas iesākuma un beigu temperatūra: tas — šķīdums ar 47,1% AgNO₃, kas satur maksimālo sāļa daudzumu pie — 7,3⁰. Šam šķīdumam, kas savas sasalšanas temperatūrā piesātināts, konstanta sasalšanas temperatūra, gluži kā tiram individam.

Gesri (Guthrie), kas pirmais novēroja šādus šķīdumus, kuŗi sasalst un kūst pastāvīgā temperatūrā, tos pieņēma kā ķīmiskus savienojumus un nosauca kriohidratus, t. i. hidratu, kas radušies sasalstot. Pēdīgi tomēr izrādījās, ka kriohidrati nav savienojumi, bet heterogēni maisījumi, sastāvoši no ledus un sāļa. Tas redzams no tā, ka

1) kriohidrātu sastāvs neatbilst vienkāršai ūdens un sāļa ekvivalentu attiecībai;

2) kriohidrātu sastāvs mainas sakarā ar spiedienu;

3) kriohidrātu īpašības (tilpums, kušanas temperatūra) ir ledus un sāļa īpašību sakopojums;

4) mikroskopiskie pētījumi pierāda viņos heterogēnu strukturu.

Uz šķīdumu sasalšanas temperatūras pazeminašanās dibinata „dzesejošu“ maisījumu pagatavošana. Tie ir masījumi, kuru temperatūra zemāka par ledus kušanas temperatūru (0°). Ja ledu jeb sniegu samaisa ar sāli, abu šo vielu savstarpejās pieskāšanās vietā rodas koncentrēts sāļa šķīdums, kuŗa temperatūrā ledus kūst. Vislielākais atdzesejums, kā redzejam, iegūstams, samaisot sāli ar ledu proporcijā, kas atbilst kriohidrāta sastāvam. Maisījumam, sastāvošam no 22 daļām chlornatrija un 78 daļām ledus, kriohidrāta temperatūra = $-21,2^{\circ}$. Maisījumam no 59 d. chlorkalcija hidrāta ($\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$) un 41 d. ledus — kriohidrāta temperatūra = -55° .

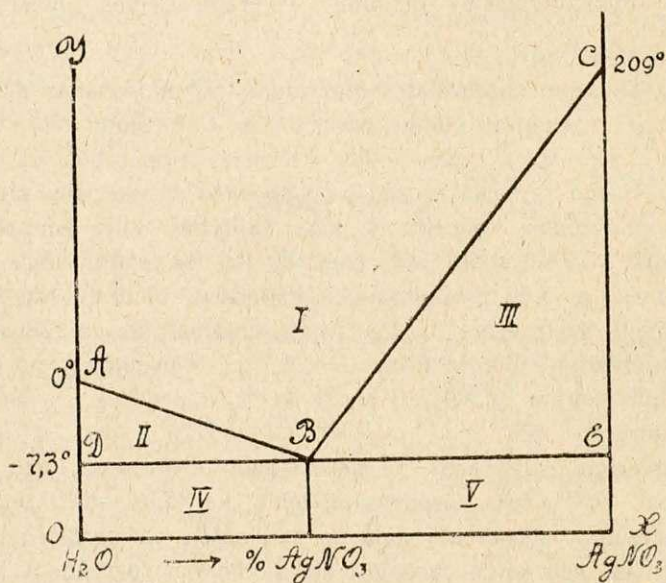
Dzesejoši
maisījumi.

Novērojot sasalšanas procesu tādos šķīdumos, kuŗi satur vairak par 47,1% sāļa, vispirms japiemin, ka šajos stipri koncentrētos šķīdumos izšķīdinātā viela un šķīdinātais savstarpeji pārmaiņījuši lomas: sāls tajos darbojas kā šķīdinātais, bet ūdens — kā šķīstošā viela. Sāksim no viskoncentrētākā šķīduma, t. i. 100% (sal. tabeli 16). Tas ir tīrs, bezūdens slāpekļskābais sudrabs, kas kūst un sasalst pastāvīgā temperatūrā: 209° . Kā sāls pazemina ūdens sasalšanas temperatūru, tā arī ūdens šķīšana slāpekļskābā sudrabā pazemina pēdejā sasalšanas temperatūru. Tabelē 16 redzams, ka šķīdums no 96,9% AgNO_3 un 3,1% H_2O sāk sacietēt pie $182,0^{\circ}$. Bet ša šķīduma sacietēšanas process pēc būtības atšķiras no vājas koncentrācijas (mazak par 47,1%) šķīdumu sasalšanas caur to, ka sacietējot no šķīduma atdalās nevis ūdens (cietā veidā), bet slāpekļskābais sudrabs (šķīdinātais). Kad kāda daļa slāpekļskābā sudraba izkristalizejas, pārejā šķīdumā ūdens koncentrācija vairojas; tas rada sasalšanas temperatūras pazeminašanos līdzīgi tam, kā atšķaidītos šķīdumos to pazemina sāļa koncentrācijas palielinašana. Tādā kārtā arī šajā gadījumā šķīduma sasalšanas temperatūra pakāpeniski krit tik tālu, kamēr šķi-

Augstakas
koncentra-
cijas
šķīdumi

dums sasalšanas temperatūrā nebūs piesātināts ar ūdeni. Šajā momentā sāk izdalīties ledus ar sāli kopā, i. i. attīstas kriohidrāts. No tā redzams, ka 96,9% — tīgā šķīdumā, kas sāk sasalt pie 182,0°, sasalšanas process beigsies kriohidrātu attīstīšanās temperatūrā, t. i. pie $-7,3^{\circ}$.

Nākošais vājākais šķīdums, saturošs 92,8% AgNO_3 un 7,2% H_2O , sāk sasalt pie $135,0^{\circ}$ un beidz sasalt tāpat pie $-7,3^{\circ}$, kā redzams 16. tabelē. Ja šās tabeles datus attēlo grafiski, atzīmējot uz horizontālas līnijas OX % AgNO_3 šķīdumos no 0% līdz 100%, bet uz vertikālas līnijas OY — sacietēšanas iesākuma un beigu temperatūras, rodas katrai koncentrācijai 2 punkti, kuņi rezul-



Zim. Nē 83 AgNO_3 šķīdumu sasalšanas diagrama.

tatā rada trīs līnijas: AB, CB, DE (zim. 83). Uz līknes AB atrodas šķīdumu (0%—47,1% AgNO_3) sasalšanas iesākuma temperatūras, kuņās sasalstot izdalās ledus kristāli. Uz līknes BC atrodas šķīdumu (47,1% — 100% AgNO_3) sacietēšanas iesākuma temperatūras, kuņās izdalās slāpekļskābā sudraba kristāli. Uz horizontālās taisnās līnijas DE atrodas visu šķīdumu kristalizācijas beigu temperatūras, kuņās bez šķīdinātāja kristāliem izdalās arī kriohidrāts, t. i. ledus un slāpekļskābā sudraba kristālu maisījums.

Pēc līknes BC varam katrai temperatūrai atrast to šķīduma koncentrāciju, kuņa atbilst piesātinājuma stāvoklim. Tam nolūkam no dotās temperatūras punkta velkam horizontālu taisnu līniju līdz krustošanās ar likni BC. Salīdzinot likni BC ar šķīša-

Sacietēšanas līkne un šķīšanas līkne.

nas likni, kas attēlota 77 zimejumā (115 lp. p.), redzam, ka abas liknes savā būtībā identiskas. Societešanas likne BC ir ta pati sāļa šķīšanas likne ūdenī, tikai pagriezta uz 90° leņķa. No ša redzes punkta varam sasalšanas likni AB uzlūkot, kā ledus šķīšanas likni slāpekļskābā sudraba šķīdumos.

Visas šās liknes sadala zimejuma plāksmi 4 daļās, kuŗas atbilst četru dažādu fāžu sferam :

- I. sferā atrodas homogeni šķidri šķidumi ;
- II. " " šķidri šķidumi + ledus ;
- III. " " šķidri šķidumi + sāls ;
- IV. " " ledus + kriohidrāts ;
- V. " " sāls + kriohidrāts.

Punkts B, kuŗš atbilst kriohidrātiskai temperatu-^{Trīskārtīgais} rai ($-7,3^{\circ}$), ir trīskārtīgs; tajā atrodas vienā laikā stabilā ^{punkts.} līdzsvarā 3 fāzes: šķidums, ledus un ciets sāls. Tomēr, atšķirdamies no tīra ūdens trīskārtīgā punkta, kuŗā atrodas līdzsvarā tvaiks, ūdens un ledus, ša šķiduma trīskārtīgais punkts vēl atkarajas no spiediena (kaut nelielā mērā). Tā tad, tas nav vairs „invariants“ punkts. Ja nu tomēr augšminētiem šķiduma trīs fāžu līdzsvara noteikumiem pievieno vēl ūdens tvaika iespējamības noteikumu, tad ar to spiediens iegūst noteiktu lielumu: tam jābūt vinadam ar šķidumā tvaika spiedienu viŗa kriohidrātiskā temperatūrā. Tad rodas sistema, sastāvoŗa no 4 fāzēm, un proti :

tvaiks + šķidrš ķidums + ledus + sāļa kristāli.

Ša sistema invariāna, jo tajā, kā temperatūrai, tā arī spiedienam un katras fāzes sastāvā m tikai viens noteikts un negrozams lielums.

Pievestā diagrama attēlo paŗu vienkārŗako līdzsvara gadījēnu šķīdumā, kas daŗreiz sareŗģijas caur to, ka ūdens ar sāli rada savēnojumū. Šķīdumu societešanas sareŗģitakas diagramas aplūko fizikalā ķimija.

Augŗā pievestie piemēri norāda, ka

Fāžu likums.

- 1) sistema, sastāvoŗa no viēnas vielas (ūdens), invariāna, ja fāžu skaits = 3;
- 2) sistema, sastāvoŗa no divām vielām (ūdens un sāļa), invariāna, ja fāžu skaits = 4. Sareŗģitaku sistēmu pētējumi pierādējuŗi, ka vispāriģi
- 3) jebkuŗa sistema, sastāvoŗa no n vielām (komponentēiem), kļūst invariāna, ja tajā fāžu skaits = $n + 2$.

Šis noteikums ir atsevišķs gadījens, kas ietilpst vispārīgā likumā, kuŗu formulēja amerikāņu fiziķis Uilards Gībs (Willard Gibbs). To sauc fāžu likumu, un tas skan:

„Katrā sistemā, kuŗā pastāv līdzsvars, brīvības pakāpe P (t. i. līdzsvara patvaļīgi grozāmo noteikumu skaits), pavairota par fāžu skaitu F , vienāda ar sistēmas vielu skaitu, kuŗš palielināts par 2”:

$$P + F = n + 2.$$

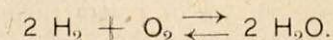
Piemēri. Šo likumu teoretiski apstiprina Gībs, pamatojamies uz termodinamikas principiem. Viņu ilustrē šādi vienkārši piemēri:

- I-a) 1 viela: $n = 1$; 1 fāze: $F = 1$; $P = 1 + 2 - 1$
divvariantas sistēmas: $P = 2$: tvaiks, ūdens, ledus.
- I-b) 1 viela: $n = 1$; 2 fāzes: $F = 2$; $P = 1 + 2 - 2$
vienvariantas sistēmas: $P = 1$; tvaiks + ūdens;
tvaiks + ledus; ūdens + ledus.
- I-c) 1 viela: $n = 1$; 3 fāzes: $F = 3$; $P = 1 + 2 - 3$.
invarianta sistēma: $P = 0$; tvaiks + ūdens + ledus.
- II-d) 2 vielas (ūdens un sāls): $n = 2$; 1 fāze: $F = 1$; $P = 2 + 2 - 1$
trisvariantas sistēmas: $P = 3$; šķidrums + šķidrums.
- II-e) 2 vielas (ūdens un sāls): $n = 2$; 2 fāzes: $F = 2$; $P = 2 + 2 - 2$.
divvariantas sistēmas: $P = 2$; tvaiks + šķidrums;
ledus + šķidrums; sāls + šķidrums.
- II-f) 2 vielas (ūdens un sāls): $n = 2$; 3 fāzes: $F = 3$; $P = 2 + 2 - 3$.
vienvariantas sistēmas: $P = 1$; tvaiks + šķidrums + ledus;
tvaiks + šķidrums + sāls; tvaiks + ledus + sāls;
šķidrums + ledus + sāls (kriohidrāts).
- II-g) 2 vielas (ūdens un sāls); $n = 2$; 4 fāzes: $F = 4$; $P = 2 + 2 - 4$.
invarianta sistēma: $P = 0$; tvaiks + šķidrums + ledus + sāls.
(kriohidrāts zem paša tvaika spiediena).

Ķīmiskie
līdzsvari.

Fāžu likums piemērojams ne tikai visos dažāda rakstura fizikālo līdzsvaru gadījumos, kā, piemēram, agregatstāvokļa maiņā, vielu šķīšanās, kristalizācijā u. c., bet attiecināms arī visiem līdzsvara gadījumiem, kas rodas ķīmiskās reakcijās.

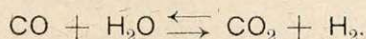
Kā piemēru, aplūkosim ūdens tvaika disociācijas reakciju (98 l. p.).



Ša sistēma sastāv no divām vielām (ūdeņraža un skābekļa), jo trešā viela (ūdens) ir abeju pirmo produkts. Tā tad: $n = 2$.

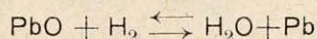
Fāžu skaits = 1 (gāze). Pēc fāžu likuma: $P = 2 + 2 - 1 = 3$, t. i. sistamai jābūt trīsvariantai. Un tiešam, šajā reakcijā līdzsvaru noteic: 1) temperatūra, 2) spiediens, 3) ūdeņraža un skābekļa daudzumu attiecība (aktīvo masu likums).

Kā otru piemēru ņemsim ūdens gāzes attīstīšanās reakciju (82 lp. p.):



Sastāvvielu skaits = 3 (tās vienmēr par 1 mazs, nekā reakcijā darbojošos vielu skaits). Fāžu skaits = 1 (gāze). $P = 3 + 2 - 1 = 4$. Sistēma četrvarianta; tās līdzsvaru noteic: 1) temperatūra, 2) CO, H₂O un CO₂ tilpumu attiecība pret vispāreju tilpumu (ūdeņraža tilpumu aprēķina pēc starpības: sal. 3 tabeli 83 lap. p.).

Svina oksīda reducēšanā ar ūdeņradi (50 lp. p.).



pieklas 3 vielas. Fāžu skaits = 3: svina oksīds (cieta fāze), ūdeņradis un ūdens tvaiks (gāze), un svins (šķīdri fāze). Tā tad, brīvības pakāpe $P = 3 + 2 - 3 = 2$. Līdzsvaru noteic: 1) temperatūra, 2) spiediens. Ūdeņraža un ūdens tvaika daudzumu attiecība (pēc aktīvo masu likuma, 84 lp. p.) nemainas.

Tas pats novērojams, reducējot dzelzs oksīdu (85 lp. p.):



Sistēma sastāv no 3 vielām un no 3 fāzēm (2 cietas un 1 gāzejada). Tapēc tai jābūt divvariantai: $P = 3 + 2 - 3 = 2$. Un tiešam, līdzsvars šajā gadījumā atkaras tikai no temperatūras un no spiediena. Ūdeņraža attiecība pret ūdeni dotā temperatūrā un zem dotā spiediena ir konstanta (86 lp. p. 5 tabele). Šajā gadījumā fāžu likums noved pie tā paša rezultāta, kā aktīvo masu likums.

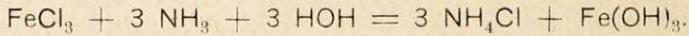
Koloidšķīdumi.

Bieži reakcijās rodas šķīdumi, kuņu īpašības manāmi atšķiras no „parasto” šķīdumu īpašībām. Platinas šķīdums ūdenī, pagatavots pēc Bredīga metodes caur platinas elektrodu „sasmidzināšanu” elektriskā lokā (skat. eksperimentu 98 lp. p.), ir šāda šķīduma piemērs. Tas nav pilnīgi caurspīdīgs, un filtram iet cauri.

Grems (Graham) atrada, ka šādu šķīdumu raksturīgā parādība pastāv tamā, ka tie nedifundē ūdenī (jeb difundē ļoti lēni).

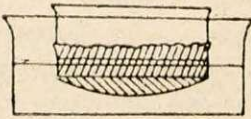
Koloidu pagatavošana.

Oksida chlordingzels šķidumu nogulsnē ar amonjaku, iegūto nogulsni, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, izmazgā, dekantejot ar karstu ūdeni, un izšķīdina oksida chlordingzels šķīdumā.



Dialize.

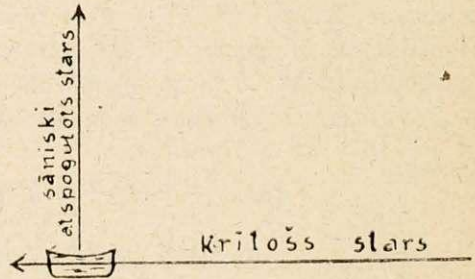
Tādā ceļā iegūto hidroksida šķīdumu pēc tam ielej platā cilindri, kuŗa apakšējais cāurums apsiets ar cūkas pūsli, un iemērc traukā ar destiletu ūdeni. Dzelsz hidroksids nedifundē caur cūkas pūsli, un tapēc paliek cilindri, bet visas citas ūdeni izšķīdušās vielas viegli difundē ārejā traukā. Tā var atdalīt koloidus (nedifundejošās vielas) no kristaloīdiem (difundejošām vielām). Šo atdalīšanas metodi sauc dialīzi, un aparātu, kuŗa to izdara — dializatoru (zim. 84).



Zim. № 84.
Koloidu dialīze.

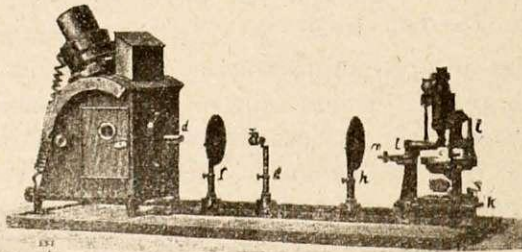
Koloid-
šķīdumu
īpašības

Koloidšķīdumos novērojams pavisam niecīgs osmotisks spiediens. Tapēc arī viņu tvaika spiediens un sasalšanas temperatūra maz atšķiras no tīra ūdens tvaika spiediena un sasalšanas temperatūras. Ari viņu lēnā difūzija stāv sakarā ar niecīgo osmotisko spiedienu. Caurējošā gaismā koloidšķīdumi izliekas pilnīgi caurspidīgi. Bet ja koloidšķīdumā laiž stipras gaismas starus perpendikulāri novērotajam, kā parādīts 85 zīmējumā, šķīdumā novērojams gaišs laukums (gaismas dispersija). Šis fakts pierāda, ka koloidšķīdumi satur mazas daļiņas, kuras acīm neredzamas tapēc, ka viņu diametrs daudz mazāks par gaismas viļņa garumu. No tā varam spriest, ka koloidšķīdumi heterogēni.



Zim. № 85.
Gaismas dispersija koloidšķīdumos
(Tindala fenomēns).

Ultramikro-
skops



Zim. № 86. Ultramikroskops.

Koloidu daļiņas novērojamas ultramikroskopā (zim. 86),

ko izgudrojuši Žigmondī (Zsigmondy) un Zidentopfs (Siedentopf). No loka lampas C krit stipras gaismas stari, kuŗus ar lēcu sistemu I koncentrē virs pētāmā preparata. Novērošanu izdara ar mikroskopu (i). Ultramikroskopā redzamas daļiņas, kuŗu diametrs = 0,000006 milimetra.

Pieliekot koloidšķidumiem dažas vielas (sāļus, skābes, bāzes), tie sarecē, t. i. tajos atdalās nogulsnis („hidrožels). Dažreiz iespējams sildot, vaj pielejot ūdeni, šādu recejumu atkal pārvērst šķidrā veidā (pārvērst „hidrozolā“). Šāda pārvēršanās dažos koloidos (limē, gumiarabikā, želatinā u. c.) novērojama ikdienas dzīvē.

Koloidi bieži sastopami organismā (baltums); arī daudzi tehniski materiāli (gumija) atrodas koloidalā stāvoklī. Visjaunākā laikā koloidu pētišanai piegriezta vislielākā vērība. Šo pētījumu rezultātus, kuriem liela arī teoretiskā nozīme, aplūko fizikalā ķīmijā. Ša kursa specialajā daļā iepazīsami ar daudziem koloidu piemēriem un dažādām viņu pagatavošanas metodēm.

Divpadsmitā lekcija.

Gaiss. Slāpeklis.

Slāpekļa atrašanās dabā—Gaiss.—Slāpekļa ķīmiska pagatavošana no gaisa.—Slāpekļa attiecība pret skābekli gaisā—Gaisa mītrums—Absolutais un relatīvais mītrums.—Gaisa sausesana.—Gaisa ogļskābe.—Ventilācija—Ogļskābās gāzes izcelšanās gaisā.—Ogļskābes saturs maiņa ģeoloģisko laikmetu sprīžos.—Citas gaisa mainīgās sastāvdaļas—„Trešās zīmes“ triumfs. Argona iegūšana—Helījs.—Citas cēlās gāzes—Putekļi.—Putekļu bakterijas.—Kosmiskie putekļi.—Gaismas spiediens.—Dzīvības izcelšanās virs zemes. Augsnes (zemes virskārtas) slāpeklis.—Zalpetris—Slāpeklis dzīvās būtnēs—Stādu barošanās.—Dzīvnieku barošanās—Slāpekļa apkārtnīķojums dabā. Mākslīgie mēsli.—Slāpekļa pagatavošana un īpašības.—Slāpekļpaskābā amonija sadalīšanās.—Slāpekļa pagatavošana no amonjaka.—Slāpekļa fizikalās īpašības.—Ķīmiskās īpašības—Nitridi.—Aktīvais slāpeklis.

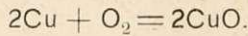
Slāpekļa atrašanās dabā.

Lielākā daļa gaisa sastāv no slāpekļa: 78,03% pēc tilpuma jeb 75,56% pēc svara. Slāpekļa nosaukums cēlies no grieķu vārda: „ζηρος“, kas nozīmē „elpošanai nederīgs, slāpejošs“. Slāpekļa simbols: N patapināts no viņa latīņu nosaukuma „nitrogenium“ (zalpetra elements). Ka gaiss nav slāpekļa un skābekļa ķīmisks savienojums, bet tikai abu šo gāžu maisījums, redzams no tā, ka 1) gaisa sastāvs neatbilst vienkāršai skābekļa un slāpekļa ekvivalentu attiecībai, un 2) šķīdriņot un pakāpeniski destilējot, to var sadalīt sastāvdaļās (28 lp. p.).

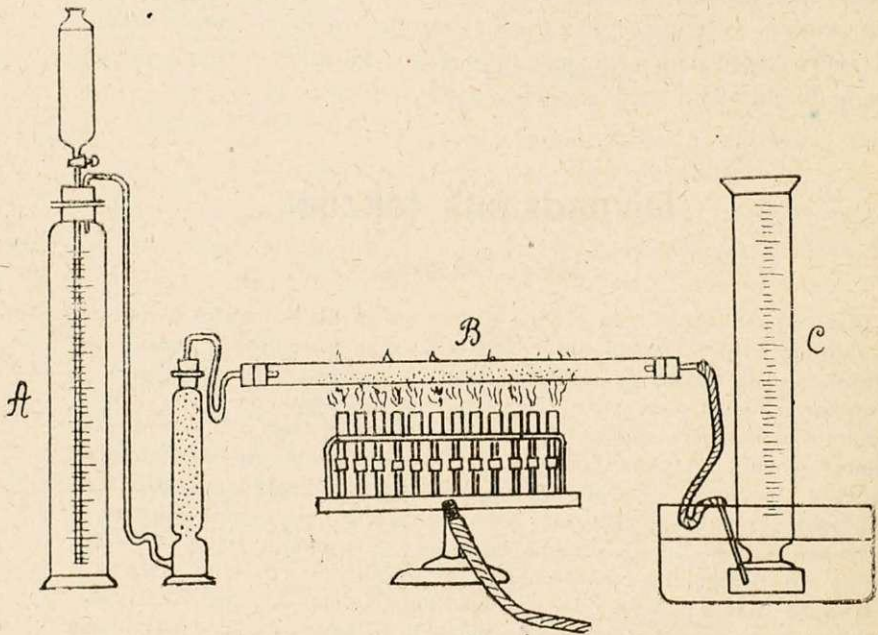
Gaisa
slāpeklis.

Slāpekļa ķīmiska pagatavošana no gaisa.

Sekošā eksperimentā redzams, kā slāpeklis atdalams no skābekļa, ķīmiskā ceļā saistot pēdejo ķīmiskiem reaģentiem. 1000 cm³ mērcilindri A lēni lej no piltuves ūdeni. Ūdens izspiež no cilindra gaisu nokarsetā grūti kausejama stikla caurulē B, kurā vaŗa skaidas. No šejienes gaiss plūst tālak un sakrājas pneimatiskā vannā otradi apgriezētā un ar ūdeni pildītā cilindri C. Vaŗa skaidas, saistidamas skābekli, pārvērŗas vaŗa oksidā (zim. 87):



Tā no 1000 cm³ gaisa dabonam apmēŗam 780 cm³ slāpekļa. Šādā ceļā iegūtais slāpeklis, kā tūliņ redzesim, tomēr nav tirs.



Zim. № 87. Slāpekļa iegūŗana, laiŗot gaisu pār nokarsetu vaŗu.

Slāpekļa attieciba pret skābekli gaisā.

Slāpekļa attieciba pret skābekli gaisā pastāvīga. Gaisa analize dažādās vietās: virs jūŗas limeŗa un kalnu augstumos uzrāda vienodus rezultatus. Mazā svāŗstīŗanās, kas rodas saistot skābekli degŗanas, elpoŗanas un pūŗanas procesos, ātri vējā izlidzinās. Var jau skaitīt konstatētu faktu, ka daŗu gadu desmitu laikā, t. i. sākot no ta laika, kad ķimiķi sāka smalki analizēt gaisu, slāpekļa attieciba pret skābekli nav manami mainījusies. No ta taisams slēdzieni, ka paŗas dabas ricībā līdzekļi papildinat skābekļa pastāvigos zaudejumos atmosferā, kas ceļas oksideŗanas procesos. Lekcijā par oglekli redzesim, ka šo kompensāciju izdara augu zaļās daļās. Bez slāpekļa un skābekļa gaisā vienmēr atrodas vēl

dažas citas vielas, kuņu daudzums mainīgs. Mitruma jeb ūdens tvaiku daudzums gaisā dažādās vietās un dažādos laikos dažāds. Mitrumam, kā cilvēka organisma temperatūras regulatoram, sevišķi karstā laikā, ļoti liela fizioloģiska nozīme. Sausā gaisā miesas ūdens (sviedru) izgarojumi norisinās daudz ātrāk, nekā mitrā, un tas atvēsina organismu. Aiz ta iemesla sauss karstums nav tik stipri sajūtams, kā karsts un mitrs laiks. Šeit nav no svara absolūtais mitrums (t. i. ūdens daudzuma procenti gaisā), bet gan relatīvais, kas apzīmē gaisā faktiski atrodošos tvaiku daudzuma attiecību pret to viņa daudzumu, kas dots apstākļos varetu atrasties tvaika piesātinātā gaisā. Daltons uzstādīja sekošu šķidrumu izgarošanas likumu gaisā un citās gāzēs.

Gaisa mitrums

Gaisa relatīvais mitrums

„Parcialais ūdens tvaiku spiediens tvaika piesātinātā gaisā vienāds ar ūdens tvaiku spiedienu tukšā telpā“.

Ūdens tvaika spiediena noteikšanai gaisā lieto sevišķus aparātus, kurus sauc higrometrus, un apraksta fizikas grāmatās. Tvaika spiediens „tukšā telpā“ atrodams tabelē 6 (92 l.p.), vaj no turpat pievestās tvaika spiediena liknes. Abu šo lielumu attiecība, pareizināta uz 100, dod relatīvo gaisa mitrumu procentos.

No ta redzams, ka vienam un tam pašam gaisam zemā temperatūrā citāds relatīvais mitrums, nekā augstā, jo sildot mitruma daudzums nemainās, bet tvaika spiediens palielinās. Aiz ta iemesla abu lielumu attiecība kļūst mazāka. Citiem vārdiem: mitrs gaiss sildot kļūst sausāks.

Sausejot gaisu absolūti, to laiž vispirms caur bezūdens chlorkalciju, tad caur koncentretu sērskābi, un, beidzot, caur fosfora pentoksīdu. Mitruma saistišanas spēja šām vielām pieaug šeit pievestā kārtībā. Gaisu var sauset arī dzesejot līdz visai zemei temperatūrai, jo ūdens (ledus) tvaika spiediens zemā temperatūrā tuvojas nullei, un ūdens tvaiks gandrīz pilnīgi kondensējas.

Gaisa sausešana.

Otra mainīgā gaisa sastāvdaļa — oglekļa dioksīds jeb ogļskābā gāze (CO_2). Tās saturs svarstas starp 0,02 — 0,04%, t. i. videji ap 0,03%. Kā jau augšā minēts, ša gāze rodas degot dažādām ogļkļi saturošām vielām un elpojot. Tā, piemēram, gaiss, kuru izelpo cilvēks, jau satur apm. 4% (pēc tilpuma) ogļskābās gāzes. No ta redzams, kā dzīvojamās telpās, sevišķi tādās, kur uzturas ilgāku laiku daudz ļaužu, kā fabrikās, skolās, auditorijās, teātros u. t. t. ogļskābes daudzums var lielā mērā pārsniegt augšminēto normu. Tapēc tajās jāvēdina gaiss, t. i. jāapmaina pret svaigu ārienes gaisu, ko izdara ventilejot.

Gaisa ogļskābe.

Pettenkofers rūpīgos pētījumos pierādīja, ka ja ogļskābes saturs gaisā sasniedz 1%, šāds gaiss jau elpošanai nederīgs. Tas izskaidrojams ar to, ka asiņu hemoglobīnā ogļskābes

Ventilācija.

izdališanās un apmaiņa pret skābekli šādā gaisā notiek daudz lēnaki (36 lp. p.). Pettenkofers aprēķināja, ka augstākais oglekļa dioksīda saturs gaisā, kura darbību nesajūt cilvēka organisms, nedrīkst pārsniegt 0,1% CO₂. Katrs cilvēks sadedzina vienā stundā apmēram 10 gr. oglekļa, no ka rodas 36,6 gr. (t. i. apm. 18 litri) ogļskābes. Lai šo ogļskābi padarītu nekaitīgu, tā jāatšķaida 1000 reiz ar svaigu gaisu. Tā tad, ventilācija tā jāaprēķina, lai vienā stundā uz katru cilvēku iznāktu 18 kub. metri gaisa.

Racionālā ventilācijā gaisu vispirms attīra no putekļiem, tad piešķir tam attiecīgu daudzumu mitruma, un sasilda īpašos kanālos (ziemu) līdz normalai temperatūrai.

Ogļskābās
gāzes
izcelšanās

Bez elpošanas un degvielu (malkas, ogļu) dedzināšanas, kā ogļskābās gāzes avoti uzlūkojami arī vulkāni, kuņģi darbojošies izverd no zemes iekšienes kološālos vairumos ogļskābi un ūdeni. Dabā šiem izcelšanās procesiem pretim darbojas ogļskābes saistīšanas procesi. Lielākā daļa šās gāzes izšķīst jūrā un okeanu ūdenī. Tā kā ogļskābe šķīst ūdenī 50 reiz vairāk, nekā slāpekļis, ūdenī izšķīdinātais gaiss satur 50 reiz vairāk ogļskābes, nekā slāpekļa, t. i. apm. 1¹/₂%. Tālak, daudzas akmeņu sugas savienojas ar ogļskābi. Tās galvenā kārtā sastāv no silikātiem, t. i. silicijskābes sāļiem; ogļskābe pēdējos pamazām izvieto silicijskābi, pie kam rodas ūdenī šķīstoši divogļskābie sāļi (89 lp. p.). Beidzot, zemes augi dienu pārstrādā ļoti daudz ogļskābes, par ko vēl runāsim lekcijā par oglekli. Visi šie procesi noved pie zināmas pastāvīgas robežas, kur ogļskābes tik pat attīstas, cik katru gadu pazūd.

Ogļskābās
gāzes satura
maiņa ģeo-
loģisko laik-
metusprīžos

Tomēr nav noliedzama mūsu planētas miljoniem gadu ilgajā pastāvēšanas laikā atmosfēras sastāva maiņas iespējamība. Ta izliekas jo ticamāka, ja ievērosim tās pakāpeniskās un periodiskās klimata maiņas, par ko liecina ledus laikmeta ģeoloģiskās atliekas. Pulje (Pouillet) un Tindaļa (Tyndall) pētījumi rāda, ka ogļskābai gāzei (arī ūdens tvaikiem) piemīt īpašība saistīt siltuma starus daudz lielākā mērā, nekā gaismas (redzamos) starus. Ar to ogļskābei, neraugoties uz viņas niecīgo daudzumu atmosfērā, piešķirta visai svarīga loma siltuma apmaiņā starp zemi un pārejo pasauli. Viņas loma šajā procesā tāda pati, kā stikla logiem siltumnicās. Kā logi siltumnicā, tā ogļskābe (un arī ūdens tvaiks) atmosfērā laiž cauri uz zemi saules starus, bet nēlaiž atpakaļ siltumu, kuņģu zemē izstaro telpā. Areniuss (Arrhenius) aprēķināja, ka ja gaisā pazustu visa ogļskābe, vidējā zemes temperatūra kristos par 21°. Ņemot vērā šos datus, pielaižama varbūtība, ka senajos ģeoloģiskos laikmetos zemes klimata maiņa stāvējusi sakarā ar oglekļa dioksīda satura maiņu atmosfērā: ogļ-

skābes daudzuma mazinašanās radija aukstos periodus (ledus laikmetus), bet vairošanās — uzlaboja klimatu.

Domājams, ka arī tagad notiek šādas maiņas, un, acimredzot, oglekļa skābes satura vairošanās virziena, t. i. zemes videjās temperatūras lēnā paaugstināšanās.

Citi mainīgie piemaisījumi (amonjaks, ozons, ūdeņraža peroksīds), kuri minimālos daudzumos dažreiz sastopami gaisā, ir gluži nejauša rakstura: tie rodas negaisā un pēc tam pazūd, vaj arī attīstas purvainās vietās pūstot organiskām vielām. Tas pats sakāms par oglekļa ūdeņražiem, kuru gaisā ļoti maz. Bez tiem gaisā atrodas vēl apm. 0,9% pastāvīgu piemaisījumu, kuņus atrada tikai ne visai ilgi atpakaļ. Ar viņu atrašanās vēsturi tūlīņ iepazīsāties.

Citas gaisa mainīgās sastāvdaļas.

1894 gadā lords Relejs (Rayleigh) novēroja, ka no gaisa iegūtajam slāpeklim drusku lielāks blīvums, nekā pagatavotam no ķīmiskiem savienojumiem. Starpība, kā redzams no sekojošiem skaitiem, bij ļoti maza:

Trešās zīmes triumfs.

1 litrs no gaisa iegūta slāpekļa sver . . . 1,257 gr.
1 „ no ķīm. savien. iegūta slāpekļa sver . . . 1,25? gr.

Ša mazā starpība trešā decimalā zīmē nedeļa miera rūpīgajiem angļu pētniekiem, un Ramsejs nāca uz domām, ka gaisā (bez jau pazīstāmām gāzēm) atrodas jaunās gāzes, kas piemaisas slāpeklim. Jaunās, par slāpekli smagākas, gāzes meklēšana drīz noveda pie labvēlīgiem rezultātiem, un tajā pašā gadā Relejs un Ramsejs ziņoja Britānijas dabas pētnieku sapulcei, ka tiem izdevies ar divām dažādām metodēm no gaisa atdalīt jaunu gāzi.

Relejs attīstīja ar indukcijas spoli gaisā elektriskās dzirksteles. Zem dzirksteļu iespaida slāpekļi savienojas ar skābekli un rada slāpekļa oksīdus, kurus uztver ar kodīgo nātriju kā slāpekļskābes un slāpekļpaskābes nātrija sāļus. Kad tādā ceļā viss slāpekļi un skābekļi bij atņemti, caurulē atlikās apmēram 0,9% inertas gāzes, kas nesavienojās vairs ar skābekli.

Argona iegūšana.

Ramsejs laida gaisa slāpekli pār nokarsetu magniju. Magnijs pie tam, saistīdams slāpekli, rada magnija nitridu, Mg_3N_2 . Pāri palikusies gāze, kas nesavienojas ar magniju, iztaisa 0,9%. Viens litrs šās gāzes sver 1,780 gr., t. i. vairāk, nekā viens litrs slāpekļa. Raksturīgākā īpašība ta, ka viņa pilnīgi inerta: ta nesavienojas nekādos apstākļos ne arvienu no pazīstamiem elementiem. Tapēc pētnieki to nosauca argonu, kas grieķu valodā nozīmē „bez enerģijas“. Tagad nu izrādījās, ka jau 1784 g. ar šo gāzi bijusi darišana Kevendišam, kas

novērojis, kā laižot caur gaisu elektriskās mašīnas dzirksteles, pāri paliek apmēram 1% gāzes, kas nepiedalās reakcijā. Bet ne viņš, nedz ar citi ķيميķi nepiegrīeza šai parādībai pienācīgu vēribu. Zinatne caur to veselu gada simtēni neka nezināja par argona esamību atmosferā.

Helījs. Mekledami argona savienojumus ar citiem elementiem, R a m s e j s un Travers s nodevās kādas citas gāzes pētījumiem, kas sastopama diezgan retā mineralā, klevēitā. Šo gāzi senak uzlūkoja kā slāpekli, bet pētot viņas spektru, R a m s e j s un Travers atrada tajā tās pašas līnijas, kuras jau senak L o k i e r s (Lockyer) novēroja saules spektrā. Tā kā pirmo reizi šo gāzi atrada uz saules agrak, nekā uz zemes, to nosauca heliju (ἥλιος — saule). To vēlāk atrada niecīgos daudzumos arī atmosferā.

Citas cēlās gāzes. Neapmierinadami ar sasniegtiem rezultātiem, R a m s e j s turpināja savus pētījumus. Tomēr visas meklešanas pēc „jaunām“ gāzēm mineralos, meteorītos un mineralūdeņos palika bez sekmēm. Ari grūtē un dārgi izmaksājošie helija un argona tīrīšanas mēģinājumi palika bez vēlamiem rezultātiem. Un, domājams, vēl ilgi zinātnēi būtu jagaida uz jauniem atradumiem šajā nozarē, ja H a m p s o n s un L i n d e nebūtu izgudrojuši šajā laikā gaisa šķidrīnašanas mašīnu, ar kuŗu iespējams samērā lēti pagatavot lielākos vairumos šķidrū gaisu (28 lp. p.) R a m s e j s, vēledamies praktiski tuvak iepazīties ar šo neparasto vielu, ieguva no H a m p s o n a 1 litru šķidra gaisa un kopā ar Traversu izdarīja dažādas sīkus lekciju mēģinājumus. Tomēr daļu gaisa, kas bij pāri palikusi traukā, tie ievāca atsevišķi un izpētīja. Šajā mazāk gaistošā daļā tie atrada divas jaunas gāzes: kriptonu un ksenonu. Bet no vieglāk gaistošās šķidrā gaisa daļas izdevās atdalīt vēl vienu jaunu gāzi, vieglāku par argonu, ko nosauca n e o n u. Tā gaisā atrada pavisam 5 jaunas gāzes: heliju, neonu, argonu, kriptonu un ksenonu. Viņas tās ļoti reti sastopamas dabā un atšķiras ar to, ka nesavienojas ne savā starpā, nedz arī ar citiem elementiem. Viņas sastāda sevišķu cēlo gāžu grupu (kas sastādīta pēc analogijas ar cēlmetāliem). Bet tikai viena no tām, argons, atrodas gaisā samērā lielākos daudzumos. Citas gaisā sastopamas visai niecīgos apmēros.

1 kub. metrs gaisa satur

9384	cm ³	argona, A	(atomsvars = 39,88)
12	„	neona, Ne	(„ = 20,2)
4	„	helija, He	(„ = 4,00)
0,05	„	kriptona, Kr	(„ = 82,92)
0,006	„	ksenona, X	(„ = 130,2)

Ar šo gāzu īpašībam iepazīsīmies kursa specialajā daļā, bet tagad pāriesim uz gaisā atrodošos c i e t u vielu īsu apskatu. Putekļi.

Pat tirais mežu un lauku gaiss satur cietas daļiņas jeb putekļus. Tajos diezgan daudz bakteriju, kas, kā redzējam 3 lekcijā, rada pūšanas un rūgšanas procesus, un daudzu līpīgu slimību cēloņi.

Laižot gaisu garā caurulē, kurai sienas iekšpusē pārklātas ar želatīnas kārtu, putekļi pielip želatīnai. Bakterijas tajā taisa ligzdas, vairojas un attīsta veselū „bakteriju koloniju“, kas novērojama ar neapbruņotu aci.

Mums par laimi, šās bakterijas nevar vairoties sausā gaisā: saules staros gaisa skābeklis tās oksidē un iznīcina. Tomēr noslēgtās un mitrās telpās baktērijas uzmetas uz ūdens pilieniņiem, kas rodas tvaikiem sabiežējot, un, atbrīdamas barību cilvēku izelpotās organiskās vielās, var labi dzīvot un vairoties. Tas no jauna pierāda, cik veselības ziņā liela nozīme dzīvojamu telpu vēdināšanai. Svaigs, sauss gaiss un saule — vislabākie un nekaitīgākie dezinfekcijas līdzekļi. Putekļu bakterijas.

Lielākā daļa putekļu, protams, ceļas no zemes, un, savas niecīgās masas pēc samērā ar diezgan lielo virsmu, turas gaisā. Kosmiskie putekļi. Tomēr, bez šaubām, viena daļa putekļu iekļūst mūsu atmosfērā no ārienes. Šie „kosmiskie putekļi“ satur vienmēr dzelzi, elementu, kas galvenā kārtā atrodas meteoros.

Lebedevs (Лебедевъ) eksperimentāli pierādīja, ka gaismas stari, krīdami uz priekšmetu virsmas, kas tos saista, izdara, kaut visai niecīgu, tomēr izmērojami lielu spiedienu. Uz saules virsmas gaismas spiediens = 2,75 miligrami uz 1 cm² melna ķermeņa. No šā spiediena putekliši, kuņu diametrs nepārsniedz 0,001 milimetru, nokļūstot saules staros, tiek no tās atsviesti un izklidināti pasaules telpā. Liela daļa saules putekļu nokļūst arī uz mūsu planetas. Ziemeļblāzma, kas novērojama polarzemēs, rodas berzējoties šādiem putekļiem (kas pielādoti ar negatīvo elektrību) atmosfēras augstākajos slāņos. Gaismas spiediens.

Areniuss domā, ka kosmiskie putekļi var saturēt arī citu planetu dzīvu būtņu sēklas (sporas). Ja uz citām planetām (Marsa, Veneras), vaj viņu pavadoņiem pastāv dzīvi radījumi, viņu sēklas (sporas) paceļas augšup sīku puteklišu veidā un zem gaismas spiediena izklist pasaules telpā. Kādreiz šādi dzīvības neseji vareja nokrist arī uz zemi, vaj citu kādu planetu, un miljardiem gadu atpakaļ, kad mūsu planeta jau pietiekoši bij atdzīsusī, radīt uz tās pirmās dzīvās būtnes. Varbūt, dzīvas būtnes atradas un vēl tagad atrodas uz citu saulī sistēmu planetām, un viņu sporas zem gaismas staru spiediena izklist pasaules telpā, kur lielākā daļa iet bojā, bet viena daļa, bez šaubām, nokļūst labvēli-

gos apstākļos, attistas, vairojas un piepilda jaunas, līdz tam vel neadpzivotas planetas. Tā Areniuss izskaidro dzīvības izcelšanās virs zemes, jo mūsu eksperimenti šimbrižam pierāda, ka no nēdzivas materijas nevar rasties dzīvi radījumi.

Slāpekļis
augsnē
(zemes
virskārtā).

Slāpekļis zem negaisu elektriskās izlādes un ziemeļblāzmas iespaida savienodamies ar skābekli un ūdeni, rada amonjaku un viņa slāpekļpaskābes un slāpekļskābes sāļus. Šās vielas viegli šķīst ūdeni un kopā ar lietu nonāk zemē. Areniuss aprāķinājis, ka šādā ceļā iegūstām katru gadu 3 gr. slāpekļa savienojumu uz katru zemes platības kvadrātmētru. Tas iztaisa uz visas cietās zemes platības apaļā skaitā 400,000,000 tonnas gadā. Šo savienojumu lielako daļu, sevišķi amonija nitrātu, NH_4NO_3 , uzņem augsne. Tapēc slāpekļa savienojumi mazā mērā vienmēr atrodami augsnē, jo tie augu barības svarīgākā daļa. Bez tam lielākā daļa slāpekļa savienojumu augsnē attistas, pūstot stādu atliekam, un nokļūst turp kopā ar mēsliem. Slāpekļa savienojumi tomēr nevar sakrāties zemes garozā, jo tos pastāvīgi izskalo ūdens un sadala (raducē) organiskas vielas. Viņu sakrāšanās iespējama tikai sevišķi labvēlīgos apstākļos. Diezgan bagatīgi natrija zalpetra, $NaNO_3$, krājumi atrodas Dienvidu Amerikas Atakamas tuksnesī, Čilē, jo tāni apvidū nelist lieti. Kalija zalpetris, KNO_3 , mazā mērā atrodas Eģiptē un Ritu Indijā, netālu no vecām kapeņem. Acimredzot, šis zalpetra veids, kuru atšķirības pēc no čili zalpetra, sauc bengāliešu zalpetri, attistījies sadaloties gaisa un sārņju (potaša) klātbūtnē slāpekli saturošām organiskām vielām.

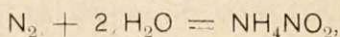
Zalpertis.

Slāpekļis
dzīvās
būtnēs.

Katras dzīvas šūniņas svarīgākā daļā, protoplazmā, sastopami koloidāli kompliceti savienojumi, kurus sauc baltumvielas. Analīze pierāda, ka tajās vienmēr atrodas diezgan daudz slāpekļa savienojumu. Tā tad, slāpekļis uzlūkojams kā dzīvības svarīgākais elements.

Stādu
barošanās.

Stādi uzņem savai barībai vajadzīgo slāpekli gandrīz vienīgi no augsnes, kur šis elements atrodas kā amonjaka savienojums ar slāpekļskābi. Tieši ar gaisa slāpekli stādi vispārīgi nespēj baroties. Tikai dažī no tiem, piemēram, pupas „asimilē“ gaisa slāpekli, t. i. pārvērš to baltumā aiz ta iemesla, ka tās, kā pierādījuši Vinogradska (Виноградский) pētījumi, atrodas pastāvīgā kopdzīvē („simbiozā“) ar sevišķām „nitrifikācijas“ bakterijām. Šām bakterijām, kas uz pupu sakņem attista mezglus, piemīt īpašība ūdeni savienot ar slāpekli amonija nītrītā (slāpekļpaskābā amonijā):



bet citas bakterijas oksidē šo nītrītu tālak nītratā (slāpekļskābā amonijā):

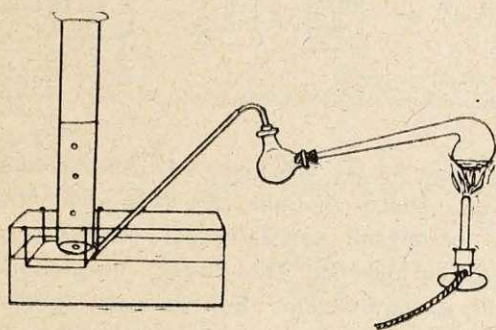


Dzivnieki un cilveks nespēj asimilet, līdzīgi stādiem, slāpekļa minerālsavienojumus, bet var uzņemt slāpekli tikai gatavu baltumvielu veidā ar stādiem, vaj citiem dzīvniekiem. Tikai daļa šo baltumvielu tiek lietota organu un šūniņu būvei, kā arī „remontam“ jeb veco šūniņu un audu atjaunošanai. Lielako baltuma daļu organisms asimilē, un pēc tam pakāpeniski sadala, radot beigās urīnvielu un citus organiskus slāpekļa savienojumus, kas atdalas kā sviedri un ekskrementi. Pareizā saimniecībā visus šos slāpekli saturošos atkritumus kā mēslus atdod atpakaļ augsnei papildināt slāpekļa zaudejumus, ko saknem uzsūc stādi. Tā kā visur netiek vesta pareiza saimniecība, un daļa dzīvnieku atkritumu aizplūst noteku ūdeņos, kā arī sapūst, attīstot elementāro slāpekli, augsni nākas mēslot mākslīgi. Šam nolūkam zemēs ar intensīvu lauksaimniecību patērē milzīgus daudzumus slāpekļa savienojumu.

Dzivnieku barošanās.

Mākslīga augsnes mēslošana.

Slāpekļa pagatavošana un īpašības.



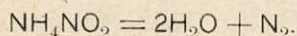
Zīm. № 88. Slāpekļa pagatavošana no slāpekļpaskābā amonija.

Tīrs slāpeklis pagatavojams no viņa ķīmiskiem savienojumiem. Vislabāk šam nolūkam noder slāpekļpaskābais amonijs (amonija nitrīts):

Slāpekļa pagatavošana no viņa savienojumiem.

NH_4NO_2 , ko ieliek nelielā retortā, savienotā ar vielu ievāceju (zim. 88). Sildot, šis sāls sadalās tā, ka ūdeņradis ar skābekli

rada ūdeni, bet slāpeklis atdalās brīvā veidā. Šo reakciju izteic sekošs nolidzinājums:



Ūdens sabiezē ievācejā, bet slāpeklis pa gāznovada cauruli ieplūst pneimatiskā vannā cilindri.

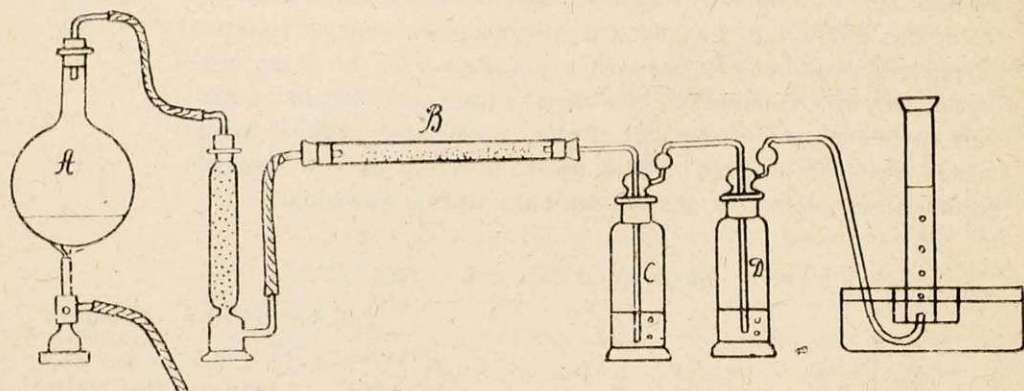
Amonija nitrīta vietā var lietot arī amonija chlorīda (chloramonija) maisījumu ar nātrija nitrītu ūdens šķīdumā. Starp abām vielām notiek vispirms maiņu reakcija:



un tad amonija nitrīts sadalās tālāk pēc augšā pievestā nolidzina-

juma. Tā kā viens no reakcijas produktiem (amonija nitrits) pilnīgi aiziet, pēc aktīvo masu likuma šā reakcija norisinājas līdz galam (84 lp. p.).

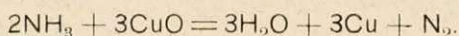
Arndta (Arndt) un Blānšara (Blanchard) pētījumi pierāda, ka šā reakcija patiesībā sarežģītāka, nekā norāda augšā pievestie nolīdzinājumi. Viņa paātrinās brīvas skābes klātbūtnē, pie kam šajā gadījumā atdalās arī slāpekļa oksīds (NO).



Zīm. № 89. Slāpekļa pagatavošana, oksidējot amonjaku ar vara oksīdu.

Slāpekļa
pagatavo-
šana no
amonjaka.

Pēc otras metodes, kurā pastāv amonjaka oksidēšanā, iegūstama daudz tiraka gāze. Kolbā A (zim. 89) silda koncentrētu amonjaka šķīdumu, kas pārdošanā pazīstams kā ožamais spirts. Sildot, gāzes šķīšanas spēja mazinas, (111 lp. p.) un amonjaks aiziet caurulē B, kas pildīta ar vara oksīdu. Šeit norisinās amonjaka oksidēšana pēc nolīdzinājuma:



Reakcijā attīstījušos slāpekli laiž caur stikleni C ar atšķaidītu sērskābi (saistīt brīvo amonjaku) un caur stikleni D ar koncentrētu sērskābi (saistīt ūdeni) un ievāc, kā parasts, pneimatiskā vannā virs ūdens.

Slāpekļa
fizikalās
īpašības.

Slāpekļlis — gāze, kurai nav ne krāsa, ne smaka, nedz arī garša. Viņa fizikalās īpašības šādas:

blīvums pie 0° un 760 m/m = 0,001252
normālsvars (molekulārsvars) = 0,001252 × 22420 = 28,08
(t. i. divkārtīgs slāpekļa atomsvars; sal. 73 lp. p.)
kritiskā temperatūra = — 146°; kritiskais spiediens = 35 atm.
vārišanās temperatūra = — 195,7°; sasalšanas temperatūra =
= — 210,5°. Slāpekļlis šķidrā veidā bezkrāsains šķidrums, cietā veidā — caurspīdīga kristaliska masa.

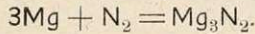
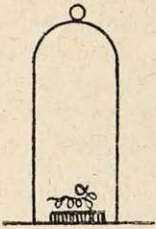
Slāpekļis ķīmiskā ziņā pa lielākai daļai indiferents pret citām vielām. Tas atšķiras no skābekļa ar to, ka neuztura degšanu: degošs skals slāpekli nodziest. Tikai augstās temperatūrās slāpekļa aktivitāte vairojas. Pie 500° tas savienojas ar ūdeņradi, radot amonjaku. Slāpekļis „deg“ skābekli elektriskā loka temperatūrā un rada slāpekļa oksīdu, NO. Tās pašas reakcijas zem elektrisko dzirksteļu iespaida notiek arī parastā temperatūrā. Ar viņām sīkāk iepazīsimies nākošās lekcijās, jo pēdējā laikā tām liela nozīme ķīmiskā rūpniecībā.

Slāpekļa ķīmiskās īpašības.

Slāpekli laižot pār nokarsetu sasmalcinātu ogli, rodas oglekļa savienojums ar slāpekli jeb cians, CN.

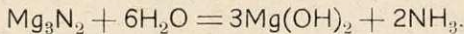
Daudzi metāli, karsējot, spējīgi savienoties ar slāpekli un radīt slāpekļa metālus, kurus sauc nitridus. Piemēram (zim. 90), viegli pierādams, ka magnijs, gaisā degdams, rada ne tik vien magnija oksīdu, bet daļai savienodamies ar slāpekli, arī magnija nitridu, Mg_3N_2 :

Nitridi.



Zim. № 90.
Magnija nitrida
rašanās, degot
magnijam gaisā.

Ja magnija degšanas produktu izšķīdina ūdenī, magnija nitrids tajā sadalās:



Tā tad, reakcijā attīstās amonjaks, kas pierādams, sildot iegūto šķīdumu. Amonjaks pie tam izgaro un nokrāso ūdeni samērcetu sarkano lakmusa papīrīti zilū. Bez tam vēl tas konstatējams pēc smakas.

Ievērojot visu sacīto, ļoti iespējama varbūtība, ka bez parastās indierentās slāpekļa modifikācijas pastāv vēl šā elementa „aktīvā“ modifikācija, kas pret parasto slāpekli atrodas tādā pašā attiecībā, kā ozons pret parasto skābekli (40 l.p.). Uz to norāda arī Streta (Strutt) augsta spraiguma izlādes novērojumi retinātā slāpekli. Slāpekļis šajos apstākļos iegūst sevišķu aktivitāti, t. i. spēju savienoties ar tādiem elementiem, ar kuriem tas nereaģē parastos apstākļos.

Aktīvais slāpekļis.

Trīspadsmītā lekcija.

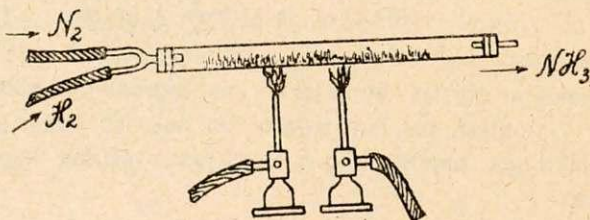
Slāpekļa savienojumi ar ūdeņradi.

Amonjaks. — Amonjaka sinteze no elementiem. — Šās reakcijas izlietošana teknikā. — Amonjaka sintezes līdzsvara teorija. — Spiediena iespaids uz amonjaka iznākumu. — Temperatūras iespaids amonjaka sintezes līdzsvarā. — Skaitu dati. — Habera metode. — Katalizatora nonāvēšana. — Amonjaka rašanās no akmeņogļiem. — Amonjaka rašanās sildot organiskas vielas. — Gāzes ūdens. — Serpeka metode. — Kalķu slāpekļis. — Amonjaka pagatavošana laboratorijā. — Fizikalās īpašības. — Šķidrīnašana. — Šķīšana ūdenī. — Amonjaks kā šķīdinātājs. — Ķīmiskās īpašības. — Dedzība. — Amonjaka darbība uz chloru. — Amonjaka sadalīšana ar elektriskām dzirkstelem. — Amonjaka elektrolīze. — Amonjaka darbība uz skābem. — Amonjaks kā skābe. — Amonjaka izlietošana — Saldejamās mašīnas. — Radikāla jēdziens. — Amonijs. — Amonija hidroksīds. — Hidroksila radikāls. — Amonija sāļu reakcijas. — Amonija sāļu izgaišana. — Disociācija. — Disociācijas spiediens. — Mola (molekulas) svars. — Ūdens katalītiskais iespaids. — Hidrazīna sāļu pagatavošana — Hidrazīna pagatavošana. — Fizikalās īpašības. — Ķīmiskās īpašības. — Reducējošas reakcijas. — Izlietošana. — Slāpekļūdeņradi. — Pagatavošana. — Īpašības — Azīdi. — Strukturformulas. — Kopsavilkums.

Amonjaks.

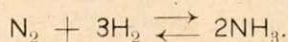
Amonjaka sinteze no elementiem

Laižam caur grūti kausejama stikla cauruli, saturošu dzelzs skaidas, slāpekli (no gāztura) un ūdeņradi (no Kippa aparāta), un



Zīm. № 91. Amonjaka pagatavošana no slāpekļa un ūdeņraža.

karsejam ar gāzes degli līdz sarkanai kvēlei (zīm. 91). Paaugstinātā temperatūrā abi elementi, savienodamies, rada amonjaku:



Dzelzs šeit darbojas kā reakcijas pātrinātājs. Izejošo gāzi laiž no caurules ūdenī, kuram pielieti dažī pilieni fenolftaleīna. Amonjaks šķīst ūdenī un nokrāso fenolftaleīnu violetā (mējā) krāsā.

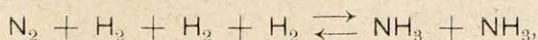
Šās reakcijas izlietošana teknikā

Kaut gan jau sen bij zināms, ka slāpekļis var tieši savienoties ar ūdeņradi (piemēram, laižot elektriskas dzirksteles), tomēr

tikai pēdejā laikā, pateicoties H a b e r a pētījumiem, izdevās šo metodi izlietot teānikā. Par iemeslu amonjaka sintezes reakcijas šķēršļiem bij tas apstākļis, ka ša reakcija apgriezeniska. Viņa, ka visas apgriezeniskas reakcijas, noved pie noteikta līdzsvara. Šis līdzsvars šajā gadījumā praktiskiem nolūkiem stipri neizdevīgs tapēc, ka tas ievērojami aizbidtis nolidzinājuma kreisā pusē. Citiem vārdiem, lielakā daļa amonjaka sadalas atkal elementos. Un šeit pirmo reizi ķimiskā līdzsvara teorija norādīja līdzekļus, kas samazina šo neērtību līdz minimumam.

Amonjaka sintezes līdzsvara teorija.

Ja augšā pievesto nolidzinājumu, kas izteic amonjaka rašanos no elementiem, rakstam šādi:



un slāpekļa koncentrāciju gāžu maisījumā apzimejam ar a, ūdeņraža koncentrāciju ar b, amonjaka koncentrāciju — ar c, tad aktīvo masu likums noteic šās sistēmas līdzsvaru ar šādu attiecību (84 lp. p.):

$$\frac{ab^3}{c^2} = K.$$

Praktikā lieto maisījumu no 1 tilpuma slāpekļa un 3 tilpumiem ūdeņraža, t. i. tādus samērus, kādās šās gāzes (pēc vienkāršu tilpumu likuma, 60 lp. p.) savienojas. Tapēc

$$\frac{\text{slāpekļa parciālais spiediens}}{\text{ūdeņraža parciālais spiediens}} = \frac{1}{3}$$

Ja no 100 tilpumiem gāzes maisījuma rodas x tilpum amonjaka, tad, sasniedzot līdzsvaru, dabonam šāda sastāva maisījumu:

X tilpumi	NH ₃
$\frac{1}{4} (100 - x)$ „	N ₂
$\frac{3}{4} (100 - x)$ „	H ₂ .

Apzimejot gāzes kopīgo spiedienu ar P, varam aprēķinat pēc Daltona likuma maisījuma sastāvdaļu parciālos spiedienus (133 lp. p.):

Spiediena iespaids uz amonjaka iznākumu.

$$\frac{a}{P} = \frac{\frac{1}{4} (100 - x)}{100}$$

$$\frac{b}{P} = \frac{\frac{3}{4} (100 - x)}{100}$$

$$\frac{c}{P} = \frac{x}{100}$$

Ievietojot a, b un c nolidzinājumā priekš k, dabonam:

$$a = \frac{(100 - x) P}{400}$$

$$b = \frac{3 (100 - x) P}{400}$$

$$c = \frac{x \cdot P}{100}$$

$$\text{Tā tad : } k = \frac{27}{25600} \cdot \frac{(100 - x)^4 P^2}{x^2}$$

No tā taisams slēdziens, ka palielinoties ārejam spiedienam P, jāpalielinās arī lielumam x, t. i. amonjaka daudzumam, kurš norāda „reakcijas iznākumu“, jo augšā pievestā attiecība konstanta pie visiem spiedieniem.

Pie tā paša rezultāta noved arī dinamiskā līdzsvara princips (96 l.p. p.). No 4 tilpumiem slāpekļa un ūdeņraža reakcijā attīstas 2 tilpumi amonjaka gāzes. Tā kā spiediena palielinājums veicina tos procesus, kas saistīti ar tilpuma pamazināšanos (šajā gadījumā amonjaka rašanos), palielinot spiedienu, reakcijas līdzsvaram jāpārvietojas uz labo pusi.

Temperatūras
iespaids
amonjaka
sintēzes
līdzsvarā.

Gluži pretējā virzienā darbojas temperatūra. Attīstoties amonjakam, rodas siltums; pēc dinamiskā līdzsvara principa sagaidāms, ka sildot iestāsies reakcija, kas saistīta ar siltuma patēriņu, t. i. amonjaka sadalīšanās reakcija slāpekļi un ūdeņradī. Habera, Van-Ordta (van Oordt) un Rosiņjola (Le Rossignol), kā arī Nernsta un Iosta (Iost) pētījumi pilnīgi apstiprina šos līdzsvara teorijas slēdzienus. Uz šo pētījumi pamata aprēķināti šādi „amonjaka iznākumi“:

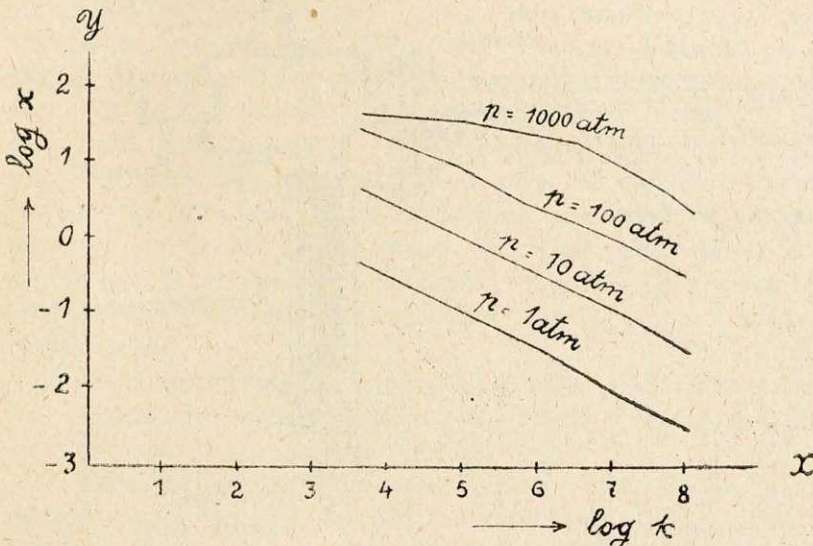
Skaitu dati.

Tabele № 17.

Temperatūras un spiediena iespaids amonjaka sintēzes līdzsvarā pēc Habera, Rosiņjola un Van-Ordta, kā arī Nernsta un Iosta datiem.

Temperatūra.	Līdzsvara konstante: k	NH ₃ tilpumu skaits 100 tilpumos gāzes maisījumā: x			
		P = 1 atm.	P = 10 atm.	P = 100 atm.	P = 1000 atm.
400 ⁰	4202	0,496	4,55	26,8	46,1
500 ⁰	63780	0,128	1,25	10,3	42,5
600 ⁰	564900	0,0432	0,433	3,98	24,6
700 ⁰	3260000	0,0180	0,179	1,74	13,4
800 ⁰	13280000	0,00891	0,0891	0,876	7,60
900 ⁰	44160000	0,00488	0,0488	0,485	4,46
1000 ⁰	121300000	0,00295	0,0295	0,294	2,79

No šiem datiem redzams, ka vislabākais iznākums panākams iespējami zemā temperatūrā un zem iespējami augsta spiediena (zim. 92). Habera metode.



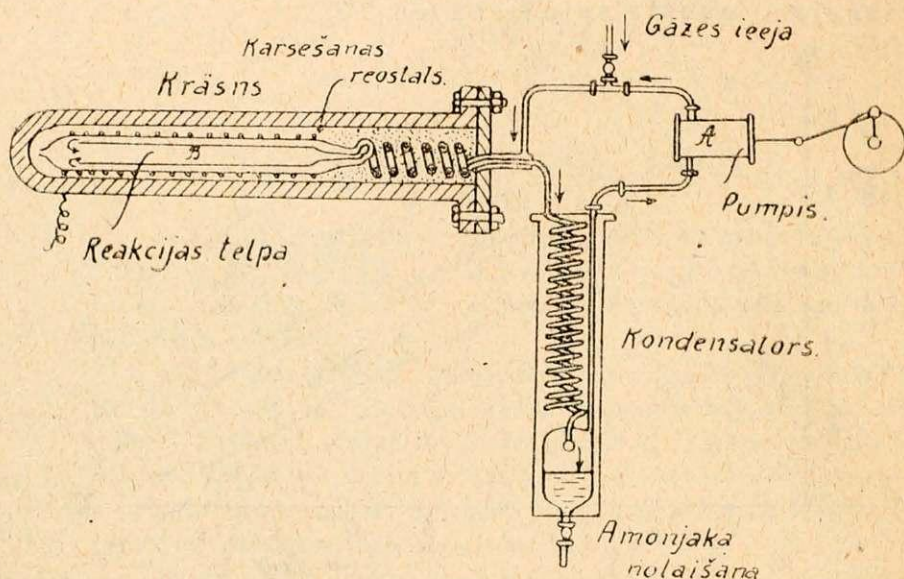
Zīm. № 92. Spiediena un temperatūras iespaids amonjaka sintezes līdzsvarā (pēc tabeles).

Amonjaka ražošanai vajadzīgo slāpekli praktikā iegūst, destilējot šķidrū gaisu, pie kam dabon arī skābekli (28 lp. p.). Ūdeņradi pagatavo, laižot pār nokarsetu ogli ūdens tvaikus (67 lp. p.). Šajā reakcijā iegūto ūdens gāzi dzesē šķidrā gaisā: oglekļa dioksīds un oksīds šķidra gaisa temperatūrā sabiezē, un to izlieto atsevišķi kurinašanai, bet ūdeņradi izlieto sintezē.

Abu gāžu maisījumu, tilpumu samērā 1 : 3, kādu prasa reakcijas nolidzinājums, laiž pumpi A (zim. 93, kur to saspiež līdz 200 atmosferam. Pēc saspiešanas gāzi ievada reakcijas kamerā B, kuru silda elektriskā strāvā līdz 500° . Tā kā reakcija pati attīsta siltumu, jasilda tikai sākumā. Pēc tam vajadzīgo temperatūru uztur reakcijas siltums. Katalizatora lomu izpilda dzelzs. Gāžu maisījumu pēc reakcijas, sastāvošu no amonjaka, slāpekļa un ūdeņraža, ievada dzesetājā, kur amonjaks zem spiediena sabiezē, bet ūdeņradis un slāpeklis atgriežas atpakaļ pumpi, un uzsāk gaitu no jauna. Tā process norisinās bez pārtraukuma, un slāpeklis ar ūdeņradi neiet zušanā, neraugoties uz to, ka viņu savienošānās reakcija nepilnīga. Bez dzelzs vēl molibdēns, urāns, volframs, osmijs u. c. metali pātrina amonjaka sintezi.

Dažas šā „katalitiskā” procesa neērtības pastāv tamā, ka dažī piemaisījumi gāzēs, kā sērs, fosfors, oglekļa oksīds u. c. Katalizatora nonāvēšana.

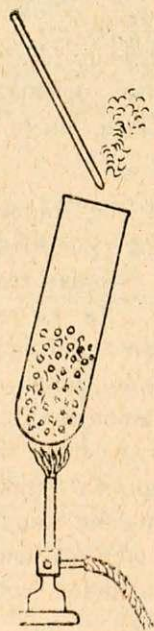
nonāvē katalizatoru. Tapēc gāzes pirms ievadišanas reakcijas kamerā rūpīgi jātira kā ķīmiski, tā arī mehāniski.



Zīm. № 93. Amonjaka sinteze no slāpekļa un ūdeņraža pēc Habera metodes.

Amonjaka rašanās no akmeņogļiem

Otrs ļoti bagāts avots, no kura rūpniecība un lauksaimniecība saņem savām vajadzībām amonjaku un viņa savienojumus, ir akmeņogļes.



Amonjaka attīstīšanās sildot organiskas vielas.

Jau iepriekšējā lekcijā aizrādīts, ka visas dzīvās būtnes satur slāpekli. Daudzus gadu tūkstošus atpakaļ virs zemes dzīvojušu stādu un dzīvnieku atliekas, kas ūdens klātbūtnē un zem liela spiediena apakš zemes pamazām sadalījušās, tagad atrod un uzrok kā akmeņogļes. Tās satur vienmēr 0,2 — 0,5% slāpekļa.

Zīm. № 94 Amonjaka rašanās, sildot ādas strēmeles ar nātrija kaļķi.

No otras puses zināms, ka sildot organiskas, slāpekli saturošas vielas daļa slāpekļa izdalās ar ūdeņradi kā amonjaks. Piemēram, sildot stobrinā ādas strēmeles ar nātrija kaļķi (kodīgā nātra un kaļķu maisījumu), atdalās nepatīkamas smakas gāze (zīm. 94), kurā ūdeni saslapēts sarkanais lakmusa papīrīts paliek zils. Stikla irbulis, saslapēts stiprā sālskābē, rada šajā gāzē biežus baltus dūmus (NH_4Cl). Šās reakcijas pierāda, ka orga-

niskas, slāpekli saturošas vielas, sildot ar natrija kaļķi, attista starp citām gāzēm arī amonjaku.

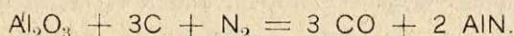
Pilsētās milzīgos vairumos pārstrāda akmeņogles „sausā destilācijā“ (bez gaisa pieejas) deggāzes pagatavošanai. Nekavedamies pie šā sarežģītā procesa sīkumiem, ko apraksta ķīmiskā tehnoloģija, šeit ievērosim, ka sausā destilācijā iegūtā gāze, pēc darvas atdalīšanas, satur diezgan daudz amonjaka. Šo gāzi skalo, laižot caur ūdeni. Amonjaks izšķīst ūdenī, no kura to pēc tam sildot iegūst atpakaļ. To pa daļai laiž pārdošanā ūdens šķīdumā kā ožamo spirtu, pa daļai zem spiediena pārvērš šķīdumā un iepilda dzelzs balonos (kā citas saspiestas gāzes, sal. 30 lp. p.), bet vienu daļu pārstrāda amonjaka sāļos, visvairāk chloramonijā (zalmiakā) un sērskābā amonijā, par kuriem runāsim vēlāk.

Gāzes
ūdens

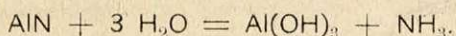
Tā kā amonjakam un viņa savienojumiem visās kultūrzemēs lieli pieprasījumi lauksaimniecības vajadzībam, izstrādātas vairākas amonjaka pagatavošanas metodes.

Viena no tām, kuru līcis priekšā Serpeks, pastāv alumīnija nitrīda pagatavošanā un sadalīšanā. Dabīgo alumīnija oksīdu jeb tā saucamo boksītu karsē pie 1600° kopā ar ogli cilindriskā rotācijas krasnī, laižot cauri gaisu. Alumīnija oksīds šajā operācijā reducējas ar ogli, un alumīnijs savienojas ar gaisa slāpekli:

Serpeka
metode.



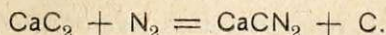
Pēc tam alumīnija nitrīdu, AlN, sadala ar ūdeni, kā magnija nitrīdu (141 lp. p.).



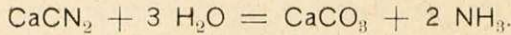
Bez amonjaka attīstas vēl alumīnija hidroksīds, Al(OH)₃. Šis ir ļoti vērtīgs materiāls alumīnija pagatavošanai. Amonjaks Serpeka procesā patiesībā uzlūkojams kā blakus produkts, bet alumīnijs — kā galvenais. Tapēc šo metodi tuvāk aplūkosim lekcijā, kuŗ runāsim par alumīniju.

Šai metodei dažā ziņā līdzīga Franka, Karo (Caro) un Polzeniusa (Polzenius) metode. Pēdējā pastāv tamā, ka slāpeklijs reaģē uz kalcija karbīdu, CaC₂. Kalcija karbīds augstā temperatūrā saista slāpekli un pārvēršas kalcija cianamidā pēc nolidzinājuma:

Kaļķu
slāpeklijs.

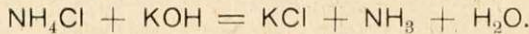


Šo savienojumu, kā ļoti vērtīgu un izplatītu mēslošanas līdzekli, aplūkosim oglekļa lekcijā. Šeit mūs interesē tikai tas, ka kalcija cianamids zem spiediena un ūdens tvaiku iespaida attīsta amonjaku:



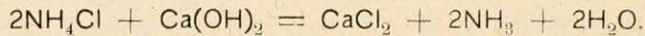
Āmonjaka
pagatavo-
šana labo-
ratorijā.

Amonjaka pagatavošanai laboratorijā lieto sārms un amonija sāļus. Piemēram, kodīgām kalijam iedarbojoties uz chloramoniju, attīstas chlorkaliji, amonjaks un ūdens. Reakcija notiek pēc šāda nolīdzinājuma:



Viņa dibinas uz tā, ka stipraks sārms (kodīgais kaliji) savienojumos izvieto vājaku sārma (amonjaku). Parasti kodīgā kalija vietā lieto lētaku materialu: dzēstos kaļķus.

Samaisa apaļā kolbā 1 daļu zalmiaka (amonija chloridu), 2 daļas dzēsto kaļķu un drusku ūdens (zīm. 95). Sildot izdalās amonjaka gāze:

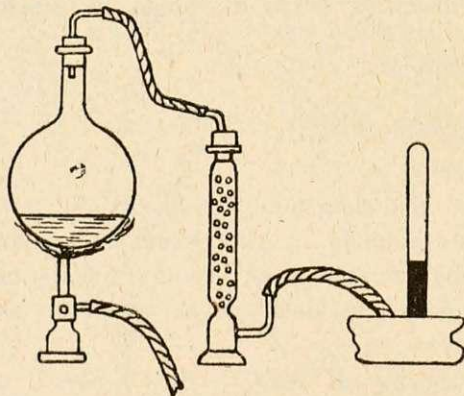


Gāzi nākas vēl sauset „torni“, pildītā ar natrija kaļķi.

Amonjaks vēl vienkāršāk pagatavojams, sildot ožamo spirtu, t. i. koncentrētu amonjaka šķīdumu ūdeni. Izšķīdinātā gāze, pa-

mazinoties šķīšanas spējai, izdalās no šķīduma.

Tīrs amonjaks — bezkrāsaina gāze ar asu, elpu aizraujošu smaku. Ta kairina elpojamo organu gļotādiņu, bet mazos daudzumos nekaitīga. 1 litrs amonjaka gāzes sver pie 0° un 760 m/m spiediena 0,7719 gr. t. i. ta gandrīz divreiz vieglāka, nekā gaiss. Amonjaka normalsvars=0,0007719××22420=17,306(73 lp. p.).



Amonjaka
fizikalās
īpašības.

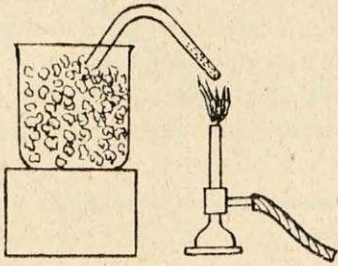
Zīm. № 95. Amonjaka pagatavošana no zalmiaka un dzēstiem kaļķiem.

Šis skaits atbilst formulas svaram (14,01 + 3 × 1,008 = 17,034; (sal. 59 lp. p.).

Šķīdrina-
šana.

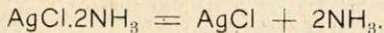
Amonjaks ļoti viegli pārvēršas šķīdumā. Ta bij pirmā gāze,

ko 1801 gadā Norsmoram (Northmore) izdevās sašķidrināt.



Zim. № 96. NH_3 šķidrinašana pēc Faradeja metodes.

Faradejs (Faraday) sašķidrināja amonjaku (un citas gāzes) zem viņa paša spiediena aparatā, kas redzams 96 zimejumā. Sa-
liktas caurules vienā dilbi ieliek amonjaka savienojumu ar chlorsudrabu (sudraba chlorīdu), $\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$, kuru pagatavo laižot sausu amonjaku pār chlorsudrabu. Otru galu caurulei izstiep un aiz-
kausē. Dilbi ar chlorsudraba amonjakatu uzmanīgi silda ar gāzes degli, bet otru dilbi dzesē
sāļa un sniega maisījumā. Amonjaksats sildot izdala amonjaku:



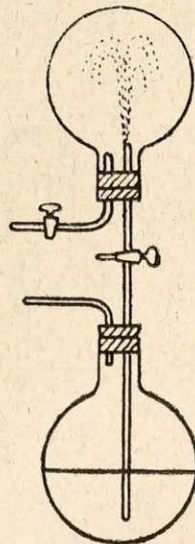
Tā kā caurule aizkauseta, amonjaks uz tās sienām izdara spiedienu. Zem ša spiediena tas sabiezē caurules aukstajā dilbi caurspidīgā, viegli kustīgā un ātri izgarojošā šķidrumā. Izgarojot, amonjaks atkal savienojas ar chlorsudrabu. Viena un ta pati caurule noderīga vairākiem eksperimentiem.

Amonjaks viegli šķīst ūdenī. Viņa šķīšanas spēja novērojama šķīstamība ūdenī
sekošā eksperimentā (zim. 97). Piepildām aparata augšas kolbu

ar sausu amonjaka gāzi. Apakšas kolbā atrodas ar lakmusu nokrāsots sarkans ūdens. Kad augšas kolbā viss gaiss izspiests ar amonjaku, kolbu atvieno no aparata, kas attīsta amonjaku, un attaisa krānu, kas to savieno ar apakšas kolbu. Iepūšot apakšas kolbā dūsmu gaisa, iespiežam dažus ūdens pilienus augšas kolbā. Amonjaks tajos sāk šķīst, caur ko rodas augšas kolbā retināta telpa, un ūdens, paeldamies no apakšas kolbas augšējā, rada skaistu fontanu. Sarkanais lakmuss pie tam pārvēršas zils, jo amonjaka šķīdumam bāziska reakcija.

Pārdošanā sastopamais ožamais spirts parasti satur 25% NH_3 pēc svara. Bet dabonams arī stipraks šķīdums, kas piesātināts ar amonjaku pie 0°. Tas satur 35% NH_3 .

Franklins un Krauss novēroja, ka šķīdā amonjakā, gluži kā ūdeni, šķīst sāļi, sevišķi slāpekļskābes un slāpekļpaskābes sāļi, kā arī joda,



Zim. № 97. Amonjaka šķīšana ūdenī. Amonjaks kā šķīdinātājs.

broma un pa daļai chlora metali. Šādi šķīdumi vada elektrisko strāvu, līdzīgi ūdens šķīdumiem, un sadalās zem tās iespaids. Sevišķi interesanti, ka šķidrums amonjaks šķīdina arī dažus metālus, piemēram, kaliju un nātriju. Iegūtie šķīdumi koncentrētā veidā tumši — sarkani, bet atšķaidītā — zili. Acimredzot, šeit darišana nevis ar ķīmiskiem savienojumiem, bet ar šķīdumiem, jo iztvaicējot amonjaku paliek tīri metāli.

Citas amonjaka fizikalās īpašības redzamas sekojošā kop-savilkumā:

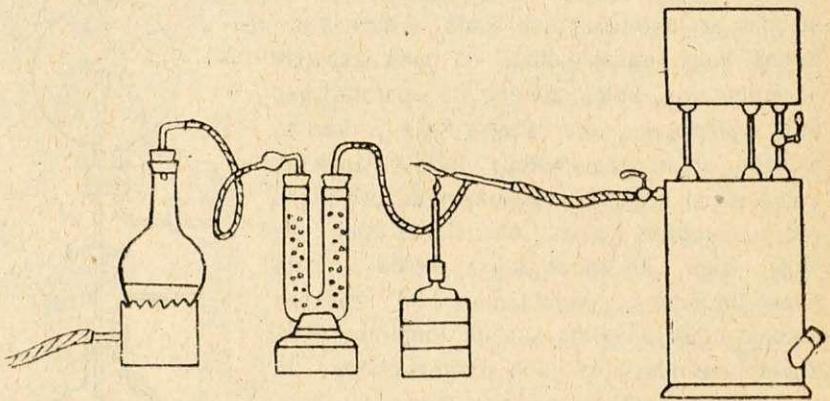
blīvums pie 0° un 760 m/m	= 0,0007719
kritiskā temperatūra	= 132°,53
kritiskais spiediens	= 114 atm.
vārišanās temperatūra pie 760 m/m	= — 33,5°
šķīduma blīvums pie — 35°	= 0,677
sasalšanas temperatūra	= — 77,7°
1 gr. ūdens izšķīdina pie 0°	1148 cm ³ NH ₃

Ķīmiskās īpašības.

Amonjaks neuztura degšanu, jo nesatura skābekļa. Pats, tomēr, viņš var degt. Tikai degšanas reakcijā attīstīties siltums par mazu aizdegšanās temperatūras uzturēšanai gaisā. Amonjaks spēj degt tīrā skābeklī, kas redzams sekošā eksperimentā.

Degšanas spēja.

Ja Danieleja krānā (sal. zim. 60, 79 lp. p.) laiž amonjaku un skābekli, abu šo gāžu maisījums deg krāna galā (zim. 98).



Zim. № 98. Amonjaka degšana Danieleja krānā.

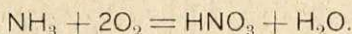
Vāram kolbā ar platu kaklu koncentrētu amonjaka šķīdumu (zim. 99). Kad amonjaks jau stipri atdalās, iebāžam kolbas kaklā saliektu cauruli, pa kuru nāk skābeklis, un aizdedzinām amonjaku. Nolaižot cauruli ar skābekli kolbā, kā parādīts zīmējumā, skābeklis deg amonjaka atmosferā ar zaļi —

dzeltenu liesmu. Tā tad, arī šeit novērojam otrādu liesmu, tāpat kā degot skābeklim ūdeņradī (76 lp. p.).

Degot amonjakam, galvenā kārtā sadeg ūdeņradis, slāpekļis izdalās brīvā veidā:



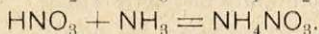
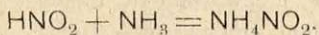
Platina šajā reakcijā var reaģēt kā katalizators, pie kam oksidejas arī slāpekļis, attīstot slāpekļskābi:



Uz šās reakcijas dibinas Ostvalda slāpekļskābes pagatavošanas metode tehnikā (skat. „slāpekļskābe“).

Ja ielej divu litru kolbā apmēram 10 cm³ koncentrēta amonjaka šķīduma, kolbu ar šķīdumu labi sakrata, lai amonjaka gāze tajā izplatās, un iebāž tajā nokaitētu platīna platīti, pēdējā turpina kvēlot reakcijas siltumā (zim. 100). Sākumā parādās kolbā brūni slāpekļa oksīdu tvaiki, bet vēlāk bieža balta migla, kas sastāv no NH₄NO₂ un NH₄NO₃. Ja iegūto sāļu nogulšņus izšķīdina ūdenī, pielej drusku sērskābes, jodkalija un stērķeļu šķīdumu, atdalās jods (jo jodkaliji oksidejas: 107 lp. p.).

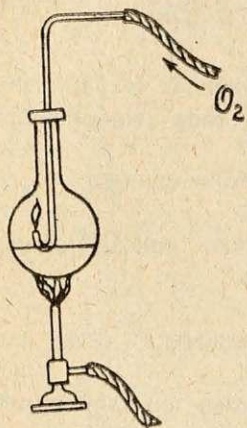
Šajā eksperimentā attīstās reizā ar slāpekļskābi arī slāpekļskābe. Abas skābes rada ar amonjaku amonija sāļus



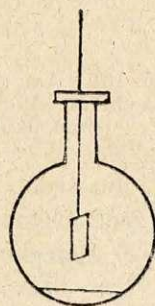
Bez tam šis eksperiments rāda, kā šie sāļi attīstās gaisā, izlādejojies atmosfēras elektrībai (138 lp. p.).

Amonjaka degšanu chlorā var demonstret sekošā eksperimentā. Caurule (vienā galā aizkausēta), kas iedalīta trīs vienādās daļās, papildīta ar chloru, un aizbāzta ar gumijas korķi, caur kuru iet maza „pīlināmā piltuve“ (zim. 101). Pamazām attaisot piltuves krānu, pīlina caurulē koncentrēta amonjaka šķīdumu. Katrs pīliens chlorā aizdegas. Amonjaka ūdeņradis pie tam savienojas

Iedarbība uz chloru.

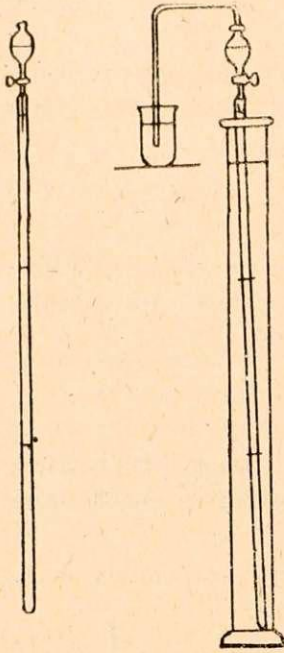


Zim. № 99. Skābekļa degšana amonjakā.

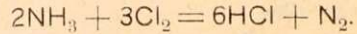


Zim. № 100. Amonjaka oksidēšana par NH₄NO₂ platīnas klātbūtnē.

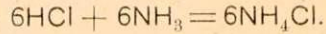
ar chloru, attistidams chlorūdeņradi un izdalidams slāpekli:



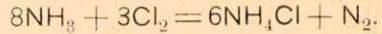
Zīm. 101. Amonjaka degšana chlorā. Vienkāršu tilpumu likums



Chlorūdeņradis savienojas ar pāri palikušo amonjaku, un rada chloramoniju:



Saliekot kopā abus nolidzinājumus, beigās dabonam:

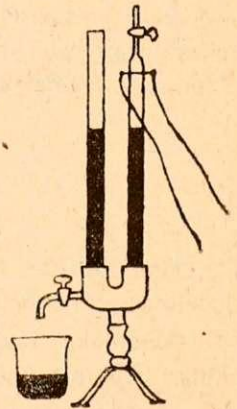
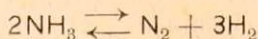


Kad reakcija beigusies, ieliekam cauruli cilindri aukstā ūdenī, un piltuvi savienojam caur divreiz saliektu caurulīti ar glāzi, kuņā atšķaidīta sērskābe. Tā kā caurulē tagad pamazināts spiediens, skābe iesūcas tajā un, neitralizējama amonjaku, piepilda taisni $\frac{2}{3}$ no viņas tilpuma. Tā 3 chloa tilpumu vietā dabujām 1 tilpumu slāpekļa, kas no jauna apstiprina vienkāršu tilpumu likumu (sal. 60 lp. p.).

Amonjaka sadalīšanās zem elektrisko dzirksteļu iespaida.

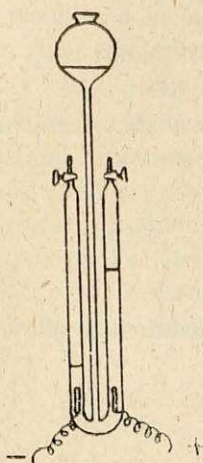
Ka sildot un zem elektriskās izlādes iespaida amonjaks sadalās, redzams no tā, ka amonjaka sadalīšanās reakcija no elementiem ir apgriezeniska (160 lp. p.).

U - cauruli, kurai apzīmēti iedalījumi, piepildam ar dzīvsudrabu (zīm. 102). Savienojot caurules krānu ar aparātu, kuņā attistas amonjaka gāze, iepildam pēdejo caurulē. Nolaizot pa apakšas krānu daļu dzīvsudraba, to nostādām abos dilbos uz viena līmeņa, un noskaitām gāzes tilpumu. Pēc tam savienojam caurules augšgalā iekausētās platīnas drātiņas ar indukcijas spoli un laižām dažas minūtes darboties gāzē elektriskām dzirksteļiem. Novērojama tilpuma palielinašanās. Kad visa gāze sadalījusies, no vaļejā dilba noņemam tik daudz dzīvsudraba, ka tas abos dilbos nostājas uz vienāda līmeņa. Redzam, ka gāzes tilpums tagad divreiz lielāks. Tā tad, reakcijā



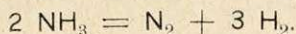
Zīm. № 102. Amonjaka gāzes sadalīšanās zem elektrisko dzirksteļu iespaida. Amonjaka sastāvs.

iegūstam no diviem tilpumiem amonjaka 4 tilpumus slāpekļa un ūdeņraža maisījuma.

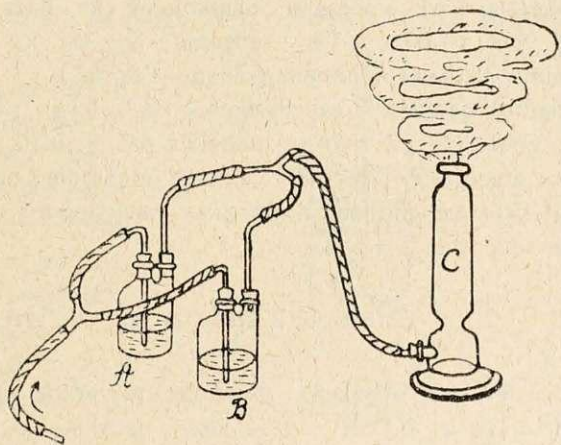


Zīm. № 103. Amonjaka elektrolīze un sastāvs.

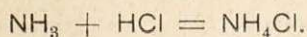
Amonjaks vēl vieglāk sadalās ūdens šķīdumā zem līdzstrāvas iespaīda. Tā kā amonjaka šķīdums vada vāji elektrisko strāvu, to piesātina pirms elektrolīzes ar vāramo sāli. Šādu šķīdumu iepilda Hofmaņa elektrolīzes aparatā, kas redzams 103 zīmējumā. Aizgriežot abus krānus, savienojam platīnas elektrodus ar līdzstrāvas poliem. Gāzes, kas atdalās uz elektrodziem, sakrājas caurulēs. Abu gāžu tilpumu samērs šajā gadījumā = 1 : 3. Gāze, kurai mazāks tilpums, nedeg un neuztur degšanu: kvēlojošs skāls tajā nodziest. Tas — slāpeklis. Turpretim, lielākā tilpuma gāze, aizdedzināta ar skalu, krāna galā sadeg. Tas — ūdeņradis. Tā tad, amonjaks sastāv no 1 tilpuma slāpekļa un 3 tilpumiem ūdeņraža:



Raksturīgi, ka amonjaks savienojas tieši ar visām skābēm. Amonjaka Pūšot cauri gaisu divam skalotnem, A un B (zim. 104), no kurām vienā koncentrēta sālsskābe, bet otrā koncentrēts ožamais spirts, dabūnam trešā traukā C gāzejada amonjaka un gāzejadachlorūdeņraža maisījumu. Abas gāzes, savā starpā savienodamās, rada biezu baltu miglu, kas nogulstas uz pudeles sienām kā kristāli. Šās reakcijas produkts — chloramonijijs jeb zalmiaks:

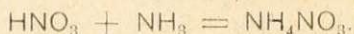


Zīm. № 104. Amonjaka savienošanas ar chlorūdeņradi un miglas attīstīšanās.

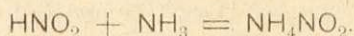


Neitralizejot amonjaka un chlorūdeņraža ūdens šķīdumus, notiek ta pati reakcija (49 lp. p.). Japiezīmē, ka arī gāzejadā fāzē, lai norisinātos reakcija, jābūt kaut nelielam ūdens zīmēm. Bakkers novēroja, ka absolūti sausi amonjaks un chlorūdeņradis savā starpā nesavienojas. Šis ir tik bieži novērojamā ūdens katalitiskā iespaids piemērs gāzu reakcijās.

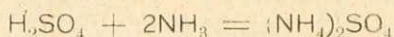
Analoģiskās reakcijas norisinās arī ar citām skābēm. Piemēram, slāpekļskābe ar amonjaku savienojas slāpekļskābē amonijā (amonija nitrātā):



Slāpekļskābe rada slāpekļskābo amoniju (amonija nitritu):



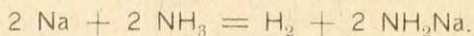
Ja koncentrētā sērskābē ietilina dažus pilienus koncentrēta amonjaka šķīdumā, reakcijā



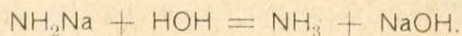
novērojama liesma.

Amonjaks
kā skābe.

Vielas, kas neitralizē skābes, saucās bāzes. Raugoties no šā viedokļa, arī amonjaks uzlūkojams kā bāze. Amonjaks tomēr ļoti vāja bāze. Tas redzams no tā, ka kodīgie sārmī to izvietojuma savienojumiem (sāļiem, 148 lp. p.). Šā vājā bāze tomēr zināmos gadījumos var darboties kā vāja skābe. Laižot sausu amonjaku pār natriju, pēdējais paaugstinātā temperatūrā apmaina amonjakā ūdeņradi. Visi ūdeņradis pie tam neizvietojas, bet tikai viena trešdaļa, un rodas savienojums, kuru sauc natrija amīdu, NH_2Na .



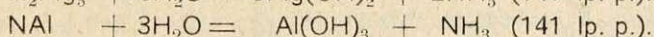
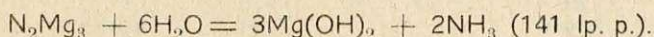
Tā kā ūdeņraža apmaiņas produktus pret metāliem sauc sāļus (71 lp. p.), arī natrija amīds jauzūko kā amonjaka sāls, bet amonjaks — kā skābe. Tomēr amonjaks ļoti vāja skābe, jo natrija amīds ūdeni pilnīgi sadalās:



Rodas amonjaks un kodīgais natrijs. Tā tad, amonjaks vēl vājāka skābe, nekā ūdens.

Raugoties no ša redzes stāvokļa, arī metālu nitrīdi, kas rodas slāpeklim iedarbojoties uz metāliem (141 lp. p.), uzlūkojami kā amonjaka sāļi, t. i. kā ūdeņraža apmaiņas produkti amonjakā pret metāliem.

Nitrīdos viss amonjaka ūdeņradis apmainīts pret metālu. Ja metāls vienvērtīgs (vienvalentīgs), viens gramatoms slāpekļa savienojas ar 3 gramatomiem metāla. Tāds sastāvs litija nitrīdam, Li_3N , un kalija nitrīdam, K_3N . Divvērtīgie metāli rada nitrīdus, apmainīdami 2 gramatomus ūdeņraža pret vienu gramatomu metāla piemēram, kalcija nitrīdu: Ca_3N_2 un magnija nitrīdu: Mg_3N_2 . Alumīnija nitrīdā, AlN , redzam nitrīdu, kurā metāls trīsvērtīgs. Amīdi un nitrīdi ūdenī sadalās un rada atkal amonjaku:



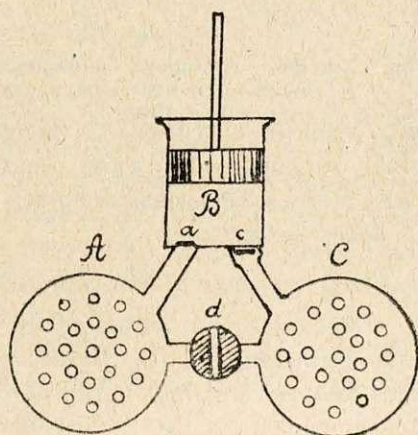
Amonjaka sāļus (visvairāk sērskābo amoniju) daudz lieto lauksaimniecībā augsnes mēslošanai (139 lp. p.). Bez tam lieto amonjaku dažādās ķīmiskās rūpniecībās, piemēram, slāpekļskābes pagatavošanā pēc Ostvalda metodes (skat. „slāpekļskābe“). Amonjaka šķīdums viens no svarīgākajiem laboratorijas reaģentiem.

Amonjaka
izlīdošana.

Tā kā amonjaks vāras zemā temperatūrā ($-33,5^\circ$), tas visai ērts dzesešanas un mākslīga ledus pagatavošanas līdzeklis. Amonjaks izgarodams lai neietu zudumā, šo procesu izdara sevišķās „saldejamās mašīnās“.

Saldejamās
mašīnas.

Šādas mašīnas šēma redzama 105 zīmējumā. Šķidrums amonjaks atrodas rezervuārā A, t. s. refrīžeratorā, kas savienots ar spiež-sūcamo pumpi B. Kad paceļas pumpja virzulis, atveras klape a, un refrīžeratorā A amonjaks izgaro. Kad nolaižas virzulis, klape a atkal aizveras, un atveras klape c, kas ved otrā rezervuārā C, ko sauc kondensatoru. Pēdējo dzesē aukstā ūdeni (no ūdensvada). Amonjaks kondensatorā zem spiediena sabiezē.



Zīm. № 105. Ledus mašīnas šēma.

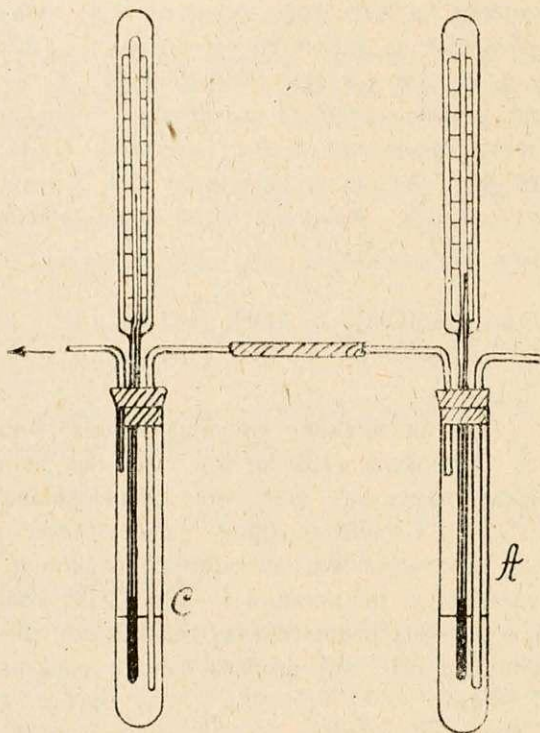
Refrīžeratora temperatūra, amonjakam izgarojot, stipri pazeminās. „Aukstuma pārneseja“ lomu izpilda kāds šķidrums ar zemu sasaldšanas temperatūru, piemēram, chlorkalcija, vāramā sāļa, vaj glicerīna ūdens šķīdums, kas cirkulē

caurulēs e. Ielaižot rezervuari (nav zimejumā parādīts) ar šādu stipri zem 0° atdzesētu šķidrumu skārda trauku ar tiru ūdeni, pēdejs ātri sasilst.

Tā pagatavo mākslīgu ledu. Kad kondensators pilns ar šķidru amonjaku, pēdejo ielaiž pa cauruli d atpakaļ refrižeratorā. Izgaro-

šanas un sabiezešanas procesi tā norisinās nepārtraukti.

Saldejamās mašīnas darbība attēlojama aparatā, kas redzams 106 zimejumā. Tas sastāv no diviem ar gumijas korķiem aizbāztiem cilindriem A un C. Katrā korķī divas saliektas caurules: viena gāra, otra isa, un bez tam vēl termometrs. Cilindri A ieļē koncentrētu amonjaka šķidrumu, bet cilindri C — tiru ūdeni. Cilindri C iso cauruli savieno ar ūdensstrūklas



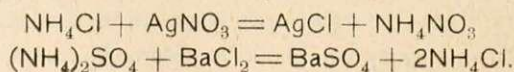
Zīm. № 106. Amonjaka saldejamās mašīnas principa demonstrācijas aparats.

gaisu vispirms no cilindra C (kondensatora), tad no A (refrižeratora). Amonjaks izgaro cilindri A, tapēc temperatura tajā pazeminās, bet iesūcot cilindri C, amonjaks izšķīst atkal ūdeni, un ūdens sasilst.

Amonijs.

Radikālā jēdziens

Mēs redzejam, ka amonjaks, savienodamies ar skābēm, rada sāļus, piemēram: NH_4Cl , NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (153 lp. p.). Visos šajos sāļos novērojams 1 gramatoma slāpekļa sakopojums ar 4 gr-atomiem ūdeņraža, NH_4 , kurš apmaina skābēs, līdzīgi vienvērtīgiem metāliem, 1 gr-atomu ūdeņraža. Ša grupa, NH_4 , pāriet dažādās reakcijās no viena [savienojuma otrā nemaināmās, kas redzams sekojošos nolidzinajumos:

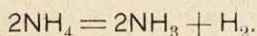


Šādu pastāvīgu elementu sakopojumu, kas izpilda pats itkā elementa lomu, sauc radikālu. Radikālu NH_4 sauc amonija radikālu. Sāļus, kas šo radikālu satur, sauc amonija sāļus.

Šāds radikāls vēl nav līdz šim pazīstams brīvā veidā. Amonija radikāls tajās reakcijās, kur tam būtu jāizdalās brīvā veidā, sadalās amonjakā un ūdeņradī.

Amonijs.

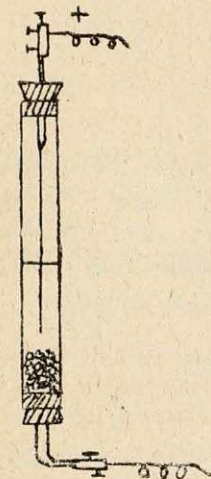
Piemēram, ja elektrolīzē chloramonija šķīdumu, lieto negatīvās metāla platītes (katoda) vietā dzīvsudrabu (zīm. 107), rodas sūcekņim līdzīga masa, ko uzlūko kā „amonija” šķīdumu dzīvsudrabā (amalgamu). Bet tā acimirkli sadalās:



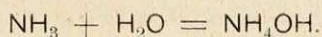
Tapēc, ja arī amonijs pastāv, tas augstākā mērā nestabils. Un kaut arī tas nepastāvētu brīvā veidā, viņš atrodas tomēr savienojumos.

Ceturrtā lekcijā (43 lp. p.) redzējam, ka vispārīgi sārmī (bāzes), kā metālu oksīdu savienojumi ar ūdeni, vienmēr satur radikālu OH (hidroksilu). Reiz amonjaka ūdens šķīdumam bāziska reakcija, pēc analogijas pielaižams, ka amonjaks, savienodamies ar ūdeni, rada hidratu jeb amonija hidroksīdu.

Amonija hidroksīds.



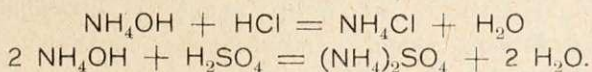
Zīm. № 107. Amonija amalgamas pagatavošana.



Smits un Postma pierādīja, ka tāds savienojums zemā temperatūrā tiešām pastāv kā indivīds: tas kristalīzejas un kūst pie -77° . Tikai tas, acimredzot, ļoti nestabils, jo sildot amonjaka šķīdumu, viss amonjaks izdalās. Tā kā bez tam ūdens savienojas ar amonjaku dažādos daudzumos samēros, acim redzams, šeit lieta grozas ap savienojumu, kas atrodas uz ķīmisku indivīdu un šķīdumu robežas (49 lp. p.).

Ja pielaižam amonjaka ūdens šķīdumos amonija hidroksīda esamību (ko pierāda šo šķīdumu fizikalās īpašības), amonjaka neitralizēšanas reakcijās rakstamas šādi:

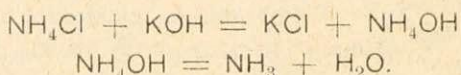
Hidroksīla radikāls.



Šie nolīdzinājumi pilnīgi līdzīgi nolīdzinājumiem, kas izteikti metālu hidroksīdu neitralizēšanu ar skābēm.

Tā nākam pie slēdziena, ka radikals OH, ko sauc hidroksilu, raksturīgs visām bāzēm.

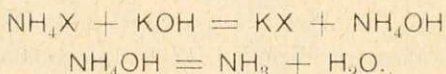
No ša redzes stāvokļa amonjaka izvietošanas reakcija amonija sāļos izteicama šekošos nolīdzinājumos:



Amonijasāļu
reakcijas.

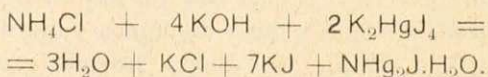
Visiem amonija sāļiem dažas kopīgas raksturīgas reakcijas, kas norāda viņu līdzību ar vienvērtīgiem sārmu metalu (nātrija, kalija) sāļiem. Tā kā viņi ļoti viegli šķīst ūdenī, tie nerada raksturīgus nogulsņus. Šo sāļu atšķirošā reakcija pastāv tamā, ka stiprāki sārmī, kā kodīgais kalijš, izvieto no tiem amonjaku.

Sildot stobriņā kādu amonija sāli (jeb ta šķīdumu) ar kodīgo kaliju, izdalās amonjaks: ša reakcija izteicama vispārīgā veidā, apzīmējot ar X skābes radikalu (X = Cl, NO₃, SO₄ u t. t.):



Amonjaku, kas izdalās no stobriņa, pazīst pēc smakas, vaj pēc viņa iespaids uz sarkanā lakmusa, vaj dzeltenā kurkuma s papiriša.

Daudz jūtīgāks uz brīvo amonjaku un amonija sāļiem — tā saucamais Neslera (Nessler) reaktīvs, kas satur šķīdumā K₂HgJ₄ sāli. Šis reaktīvs rada ar amonija sāļiem joda merkuriamoniju, NHg₂J.H₂O, t. i. jodamoniju, kurā 4 ūdeņraža ekvivalenti apmainīti pret 2 gr — atomiem divvērtīga dzīvsudraba:



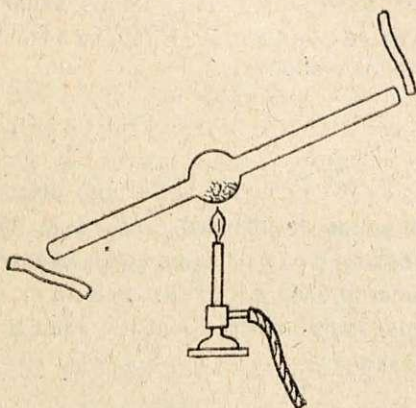
NHg₂J.H₂O izkrit kā brūns nogulsnis; atšķaidītā stāvoklī rodas tikai sarkans šķīduma nokrāsojums. Neslera reaktīvu lieto ūdens izmēģināšanai (90 lp. p.).

Amonija sāļu
izgaišana.

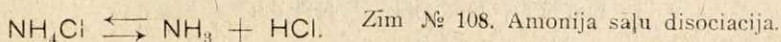
Amonija sāļiem raksturīgi tas, ka tie sildot izgaist bez palie-
kām. Karsejot porcelana tīģeli kādu amonija sāli, izdalās biezi

balti dūmi un viss sāļš izgaist. Amonija sāļus viegli šādā ceļā atdalīt no citiem negaistošiem sāļiem.

Jau Sen Kler Devils (Saint Claire Deville) pierādīja savos klasiskos eksperimentos, ka šeit nenotiek vienkārša izgarošana, bet disociācija, t. i. sāļa sadalīšanās divās gaistošās vielās: amonjakā un skābē. Par pierādījumu ieliekam slīpi noliktā caurulē ar bumbiņu (zīm. 108) chloramoniju. Sildot bumbiņu, notiek disociācija:



Disociācija.



Amonjaks vieglāks, nekā gaiss: tapēc tas ceļas augšup, bet chlorūdeņradis, kas smagāks, nekā gaiss, slīd uz leju. Ja ieliek caurules augšgalā sarkanu lakmusa papirīti, tas paliek zils, bet zilais lakmusa papirīts caurules apakšas daļā nokrāsojas sarkans.

Lietojot tīru chloramoniju, šeit darišana ar sistemu, kas sastāv no viena komponenta (NH_4Cl) un divam fāzēm (cietas un gāzejadas). Pēc fāžu likuma šādā sistemā

Disociācijas spiediens.

$$P = n + 2 - F = 3 - 2 = 1 \quad (127 \text{ lp. p.})$$

T. i. šādai sistemai jābūt monovariantai, kā ūdenim, vaj kā ledum. Tai jauzrāda dotā temperatūrā noteikts disociācijas spiediens (128 lp. p.). Šķietamā vārišanās novērojama, kad disociācijas spiediens sasniedz 1 atmosferu. Ja ievada gāzejadā fāzē lieku daudzumu NH_3 (vaj HCl), līdzsvars pārvietojas pa kreisi. Tad sistema vairs nesastāv no viena, bet no diviem komponentiem. Šāda sistema pēc fāžu likuma bivarianta. Un tiešam: chloramonija disociācijas spiediens mazinas viena disociācijas produkta klātbūtnē. Tas no jauna apstiprina vispārīgo fāžu likumu.

Molekularsvars.

Tas fakts, ka eksperimentāli aprēķinātie amonija sāļu mola svāri (molekularsvari) divreiz mazāki, nekā teoretiskie, stāv sakārā ar šo sāļu disociāciju. Piemēram, atrastais mola svārs priekš NH_4Cl : $26,74 = \frac{14 + 4 \times 1,008 + 35,45}{2}$. Savā laikā to uzlūkoja

kā šķērsli „racionalu“, uz molekularteorijas dibinātu formulu sastādīšanai (sal. lekciju par atomteoriju). Amonija sāļu disociācijas pierādījums šo šķērsli novērsa.

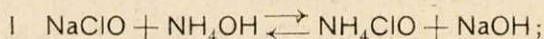
Ūdens katalītiskais iespāids.

Starp citu Bakkers novēroja arī, ka absolūti sausam chloramonijam molekularsvars atbilst formulai NH_4Cl , t. i. = 53,48. Tā tad, ūdens uzlūkojams disociācijas procesos kā nepieciešams katalizators, jo absolūti sausā vidē disociācija nenotiek.

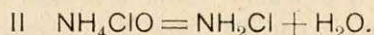
Hidrazīns: N_2H_4 .

Hidrazīna sāļu pagatavošana.

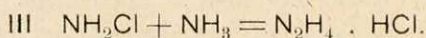
Kurciuss (Curtius) atrada vēl divus slāpekļa savienojumus ar ūdeņradi. Viens no tiem ļoti līdzīgs amonjakam. To sauc hidrazīnu un pagatavo pēc Rašiga (Raschig) metodes, iedarbojoties chlorapskābam natrijā uz amonjaku. Chlorapskābais nātrijs ($NaClO$) rada ar amonjaku šādas pakāpeniskas reakcijas:



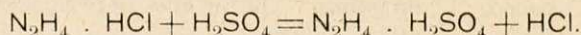
chlorapskābais amonijs, NH_4ClO , kā daudzi amonija sāļi, viegli atdala ūdeni un pārvēršas t. s. chloramidā:



Chloramids, kurā viens ekvivalents ūdeņraža apmainīts pret chloru, reaģē tālāk ar vēl vienu ekvivalentu amonjaka, un rada hidrazīna sāli: chlorhidrazoniju:



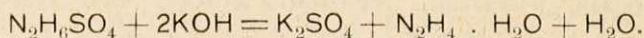
Chlorhidrazonijs viegli šķīst ūdenī. Pielejot atšķaidītu sērskābi, tas rada grūti šķīstošu sērskābes sāli:



Sērskābais hidrazonijs, $(N_2H_6)SO_4$, nogulstas šķīdumā kā spoži prizmatiski kristāli.

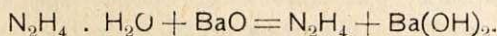
Hidrazīna pagatavošana.

Hidrazīnu pagatavo no hidrazonija sāļiem tāpat, kā amonjaku no amonija sāļiem. Sērskābo hidrazoniju ar kodīgo kaliju silda pārtvaices aparatā (vaŗa): kodīgais kalijš izvieto hidrazīnu no tā sāļa:



Starpība pastāv tamā, ka hidrazīna hidrāts, $N_2H_4 \cdot H_2O$, daudz stabilāks, nekā amonjaka hidrāts, $NH_3 \cdot H_2O$, un destilējas pie $118,5^{\circ}$ nesadalīdamies. Bez ūdens hidrazīna pagatavošanai

iegūto hidratu vēl reiz destilē barija oksida, vaj kodīgā natrija klātbūtnē:

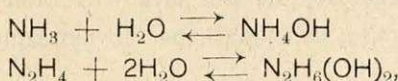


Brīvs hidrazīns, N_2H_4 , vāras pie $113,5^\circ$ un sasilst pie $+1,4^\circ$. Tas — šķidrums, kas stipri kūp gaisā. Hidrazīns šķīst ūdenī un spirtā visados samēros. Gaisā deg ar violeto liesmu. Augstāk par 350° sadalās slāpekli un amonjakā.

Fizikalās īpašības.

Hidrazīns, tāpat kā amonjaks, bāzes anhidrīds. Tas atšķiras no amonjaka, starp citu, ar to, ka, savienodamies ar 2 moliem ūdens, rada divvērtīgu bāzi:

Ķīmiskās īpašības.



kas analogiska kodīgām barijām, Ba(OH)_2 , vaj dzēstiem kaļķiem, Ca(OH)_2 . Hidrazīns sakarā ar to rada divas sugas hidrazonija sāļu:

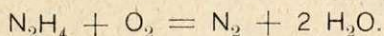
1) bāziskus sāļus, piemēram, $\text{N}_2\text{H}_6(\text{OH})\text{Cl}$, vaj viņu anhidrīdus: $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ (apmainot vienu hidroksilu pret skābes radikāli) un

2) neitrus sāļus, piemēram: $\text{N}_2\text{H}_6\text{Cl}_2$, $\text{N}_2\text{H}_6\text{SO}_4$. (apmainot abus hidroksilus pret skābes radikāliem).

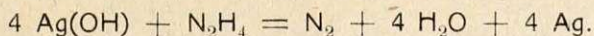
Hidrazīns rada vājāku bāzi, nekā amonjaks; viņa sāļi, sevišķi neitralie ūdenī sadalās (hidrolīzejas).

Hidrazīns brīvā veidā un ūdens šķīdumā oksidejas ar gaisu skābekli pat aukstumā, pārvēršdamies slāpekli un ūdeni:

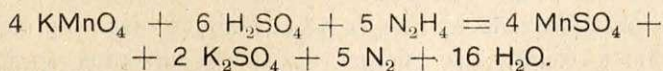
Reducejošas reakcijas.



Tapēc hidrazīna un viņa sāļu šķīdumi stipri reducetāji. Piemēram, hidrazīns reducē sudraba sāļus, izdalīdams metalisku sudrabu:



Vaļa oksīda (skābļa) sāļi reducējas vaļa oksīdula (paskābļa) sāļos, izdalīdami brūnu vaļa oksīdu, Cu_2O , nogulsni. Mangānskābē kalija šķīdums, reducējoties mangāna sāļi: MnSO_4 , zaudē krāsu.



Šo reakciju lieto hidrazina kvantitatīvai noteikšanai.

Izlietošana

Hidrazīnu un viņa sāļus lieto slāpekļūdeņraža skābes sāļu (azīdu) pagatavošanā, kas, savukārt, noderīgi spridzināmo vielu teknikā (skat. zemāk). Hidrazīna organiskiem derivātiem (atvasinājumiem) liela nozīme cukuru raksturojumā. Tos aplūko organiskā ķīmijā.

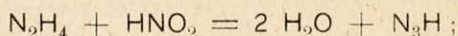
Slāpekļūdeņradis: N_3H .

Trešais slāpekļa un ūdeņraža savienojums, ko arī atrada Kurciuss, saucas slāpekļūdeņraža skābe, jo, atšķirdamies no diviem iepriekšējiem savienojumiem, tas uzrāda skābes īpašības.

Pagatavošana.

Ša viela pagatavojama pēc divam metodēm:

1) iedarbojoties slāpekļpaskābei uz hidrazīnu:



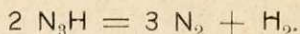
2) iedarbojoties slāpekļa oksīdūlam uz nātrija amīdu (154 lp. p.):



Otrā gadījumā rodas slāpekļūdeņraža skābes nātrija sāls. Stipru skābju iespaidota, ta rada brīvu skābi.

Īpašības.

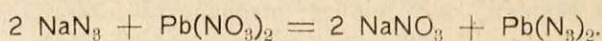
Slāpekļūdeņradis — bezkrāsains, smacejošs šķidrums. Ieelpojot, rada stipras galvas sāpes un kairinā gļotādiņu. Vāras pie 37° , sasalst pie -80° . Tas ļoti bīstams, jo ne tikai karsejot, bet dažreiz pat aukstumā sprāgst ar milzīgu spēku, sadalīdamies slāpekļi un ūdeņradi:



Reakcijā attīstas ļoti daudz siltuma: 61600 kalorijas uz viena mola N_3H .

Azīdi.

Slāpekļūdeņradis — vāja skābe. Ta, kā skābe, rada sāļus, kurus sauc azīdus. Daži no tiem, kā, piemēram, svina azīds, N_6Pb , grūti šķīst ūdenī un viegli rodas kā nogulšņi:



Svina azīdu lieto kā detonatoru. Tā sauc spridzināšanas teknikā vielas, kas sprāgst no sitiena un rada sprādzienu

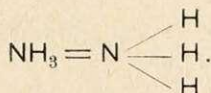
pārejā spridzināmā materialā (dinamītā, pirosilinā), kas pats par sevi nesprāgst no uzsitiena.

Vielu ģenētiskā sakara attēlošanai ķīmijā lieto blakus parastām formulām grafiskas formulas, kas dibinās uz elementu vērtības jēdziena (55 lp. p.). Sakaru starp diviem vienvērtīgiem elementiem attēlo ar taisnu līniju, piemēram: H — Cl. Katra elementa simbolam pievelk tik daudz līniju, cik viņa vērtībā (valencē) vienības. Tā kā skābeklis divvērtīgs, viņa simbols: O =, bet

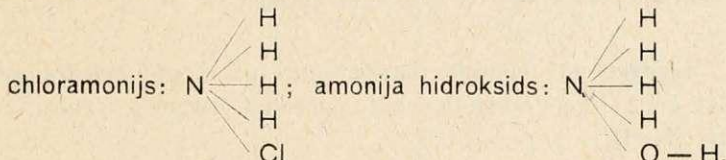
Strukturformulas.

ūdens simbols: $O \begin{array}{l} \diagup H \\ \diagdown H \end{array}$.

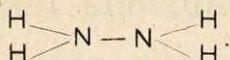
Slāpekļis amonjakā trisvērtīgs. Amonjaka grafiskā formula



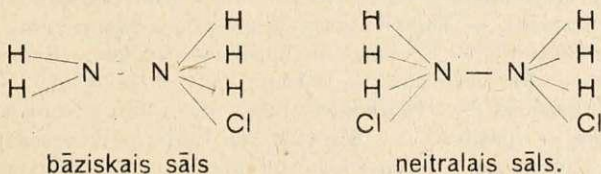
Chloramonijā un citos amonija savienojumos slāpekļis jauzlūko kā piecvērtīgs. Tapēc viņu grafiskās formulas attēlojamas šādi:



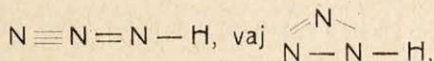
Hidrazins attēlojams, līdzīgi amonjakam, kā nepiesātināts slāpekļa savienojums:



Bet hidrazonija savienojumos, līdzīgi amonija savienojumiem, pieņemam slāpekli kā piecvērtīgu:



Slāpekļūdeņraža skābei iespējamās divejadas formulas:



bet grūti pateikt, kuŗa no tām „pareiza“.

„Šķietamaka“ izliekas (pēc pagatavošanas metodes) otrā.

Jztirzatie slāpekļa un ūdeņraža savienojumi salīdzināšanai vēl reiz sakārtoti sekošā tabelē.

Kopsavilkums.

Tabele 18.

Slāpekļa savienojumi ar ūdeņradi.

Nosaukums.	Formula.	Strukturformula.	Kritiskā temper.	Vārīšanas temper.	Sasalšanas temper.	Blīvums šķidrā veidā.
Amonijs	NH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{N} \\ \\ \text{H} \\ \\ \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	nestabils radikals			
Amonjaks	NH ₃	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{N} \\ \\ \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	132,53 ⁰	— 33,5 ⁰	— 77,7 ⁰	0,677
Hidrazins	N ₂ H ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} \text{N} - \text{N} \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	sadalās	+ 113,5 ⁰	+ 1,4 ⁰	1,011
Slāpekļ- ūdeņradis	N ₃ H	N≡N=N—H	sprāgst	+ 37 ⁰	— 80 ⁰	> 1

Slāpekļa un ūdeņraža savienojumi, palielinot ūdeņraža saturu, iegūst bāzisku raksturu; bet palielinot slāpekļa saturu, rodas skābe (N₃H).

Četrpadsmitā lekcija.

Slāpekļa oksīdi.

Vispārīgs pārskats — Slāpekļa oksīduls. — Pagatavošana. — Fizikalās īpašības — Ķīmiskās īpašības. — Slāpekļa oksīds. — Pagatavošana no elementiem. — Gaisa dedzinašana. — Šās reakcijas līdzsvars. — Spiediena iespaids. — Temperatūras iespaids. — Skaitu dati. — Pagatavošana laboratorijā. — Fizikalās un ķīmiskās īpašības. — Reducēšana. — Oksidēšana. — Pievienošana. — Slāpekļa trioksīds. — Pagatavošana. — Īpašības — Slāpekļa dioksīds un tetroksīds. — Pagatavošana. — Īpašības. — Slāpekļa dioksīda polimerizācija. — Disociācija. — Hidratācija. — Slāpekļa pentoksīds. — Pagatavošana. — Īpašības. — Vispārīgo datu kopsavilkums.

Slāpekļa savienojumi ar skābekli.

Vispārīgs
pārskats.

Parastā temperatūrā slāpekļlis pret skābekli indiferents. Šās abas gāzes tikai elektriskā kvēlē, vaj zem elektriskās izlādes iespaida pa daļai savienojas viena ar otru, radīdamas slāpekļa oksīdu, NO (138 l.p.p.). Tomēr arī netiešā ceļā viegli pagatavojami slāpekļa un skābekļa dažāda sastāva savienojumi. Pavisam

pazīstami pieci šādi savienojumi, kuru salīdzināšana ierosināja Daltonu uzstādīt vienkāršu skaitu likumu (50 l.p. p.). Sekojošā tabelē pievestas slāpekļa oksīdu īpašības un sastāvs.

Tabele 19.

Slāpekļa oksīdu sastāvs.

Nosaukums,	Īstā formula.	Formula, kura pielīdzināta N ₂ .	Strukturālā formula.
Slāpekļa oksīduls . . .	N ₂ O	N ₂ O	$\begin{array}{c} \text{N} \\ \\ \text{N} \end{array} \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array} \text{O}$
Slāpekļa oksīds	NO	N ₂ O ₂	— N = O
Slāpekļa trioksīds . . .	N ₂ O ₃	N ₂ O ₃	$\begin{array}{c} \text{N} = \text{O} \\ \diagdown \\ \text{N} = \text{O} \end{array}$
Slāpekļa dioksīds . . .	NO ₂ , N ₂ O ₄	N ₂ O ₄	$\begin{array}{c} \text{N} = \text{O} \\ \\ \text{N} = \text{O} \end{array}$
Slāpekļa pentoksīds . .	N ₂ O ₅	N ₂ O ₅	$\begin{array}{c} \text{N} = \text{O} \\ \\ \text{N} = \text{O} \\ \\ \text{O} \end{array}$

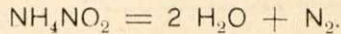
Šajā tabelē pievestās formulas uzrāda dažādu oksīdu skābekļa daudzumos vienkāršu skaitu attiecību = 1 : 2 : 3 : 4 : 5. Pārejot atsevišķu individu apraktā, iesāksim no tā, kurš visnabadzīgāks ar skābekli.

Slāpekļa oksīduls (paskāblis), N₂O (uzjautrinošā gāze).

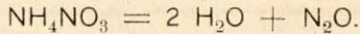
Šo gāzi pagatavo no slāpekļskābā amonija. Šam nolūkam ieber slāpekļskābo amoniju retortā, kas savienota ar ievāceju un gāznovada cauruli, un silda gāzes deģļa liesmā (zim. 109). Sāls viegli kūst un 170° temperatūrā sadalās slāpekļa oksīdūlā un ūdenī. Ūdens sakrājas ievācejā, bet slāpekļa oksīduls (gāze) aiziet pa gāznovada cauruli pneimatiskā vannā un sakrājas ar ūdeni pildītā, otrādi apgrieztā cilindri.

Pagatavošana.

Ša reakcija līdzīga slāpekļpaskābā amonija sadalīšanās reakcijai, kuŗā ieguvam slāpekli (139 lp. p.). Tur mums bij :



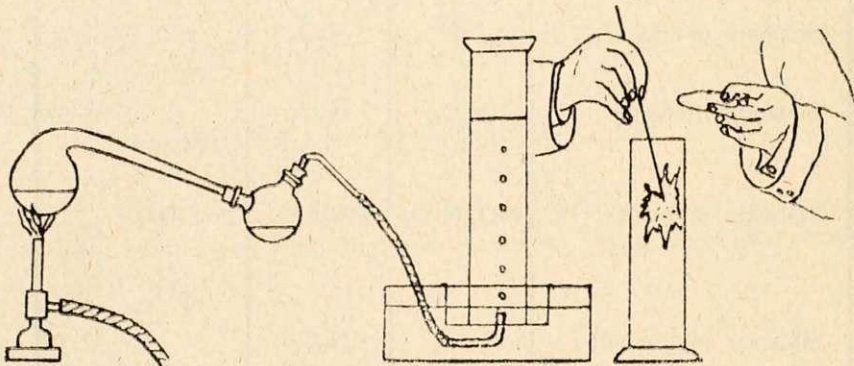
Bet šajā gadījumā reakcija norisinās pēc šāda nolīdzinājuma:



Tādā kārtā slāpekli varam uzlūkot arī kā slāpekļpaskābā amonija anhidridu, bet slāpekļa oksidulu — kā slāpekļskābā amonija anhidridu.

Fizikalās īpašības.

Slāpekļa oksiduls — bezkrāsaina gāze ar diezgan patikamu smaržu un saldenu garšu. To ieelpojot rodas apreibums un bez-



Zīm. № 109. N_2O pagatavošana no NH_4NO_3 .

smaņa, no ka cēlies nosaukums „uzjautriņošā gāze“. Devi (Davy) 1800 gadā to ieteica kā iemidzinašanas līdzekli operācijās. Jaunākā laikā, tomēr, ta vietu ieņem daudz pilnīgāki narkoza līdzekļi, kā: chloroforms, vaj eters.

Ķīmiskās īpašības.

Slāpekļa oksidulā kritiskā temperatūra augstāka par 0° (pie 9°) un tapēc tas viegli sašķīdrināms. Tas šķīst ūdenī videji: 1 cm^3 ūdens istabas temperatūrā izšķīdina apmēram $0,8 \text{ cm}^3$ gāzes.

Kaut gan slāpekļa oksiduls satur mazāk skābekļa, nekā citi slāpekļa oksīdi, tomēr tas savu skābekli atdala vieglāk par citiem oksīdiem.

Kvēlojošs skals slāpekļa oksidulā aizdegas un intensīvi deg, kā skābekli.

Svece sadeg ar spožu gaismu. Sērs un fosfors sadeg šajā gāzē ar tik pat spilgtu gaismu, kā skābekli. Tērauda atspere sadeg tajā, sviezdama uz visām pusēm spožas nokarsetu sārņu dzirksteles. Ari ūdeņradis deg slāpekļa oksidulā.

Visos šeit minētos gadījumos slāpekļa oksiduls sadalas slāpekli un skābekli. Slāpekļis izdalās brīvā veidā, bet skābeklis tiek saistīts degšanā. Rodas jautājums, kāpēc šā sadalīšanās notiek tik viegli, un kāpēc slāpekļa oksidulā vielas deg daudz intensīvāk, nekā gaisā (jo slāpekļis un skābeklis nav gaisā viens ar otru savienoti)? Tas izskaidrojams ar to, ka skābekļa oksiduls — savienojums, kas rodas no elementiem, uzņemot siltumu (endotermisks savienojums). Ja būtu iespējams tieši savienot slāpekli ar skābekli slāpekļa oksidulā (N_2O), var noteikti sacīt, ka tādā gadījumā novērotu nevis siltuma atdalīšanos (kā oksidējot citus elementu, bet gluži otrādi, stipru atdzišanu. Siltuma zaudējums iztaisītu uz vienu N_2O formulas svaru: 20600 kalorijas. Un šis siltums, protams, atdalās, kad N_2O sadalās slāpekli un skābekli. Tā tad, degot vielam slāpekļa oksidulā, siltumam, kas rodas vielam savienojoties ar skābekli, vēl pievienojas siltums, kas atbrivojas atdaloties slāpeklim no skābekļa. Ar to izskaidrojama degšanas intensivitāte šajā gāzē.

Neraugoties uz to, tomēr, slāpekļa oksiduls diezgan stabils savienojums. Tas oksidējas daudz grūtāk, nekā citi, augstākie slāpekļa oksīdi. Sildot, tas sadalās tikai augstāk par 350° . Bet detonatora (162 lp. p.) klātbūtnē, kā endotermisks savienojums, tas eksplodē no elektriskās dzirksteles.

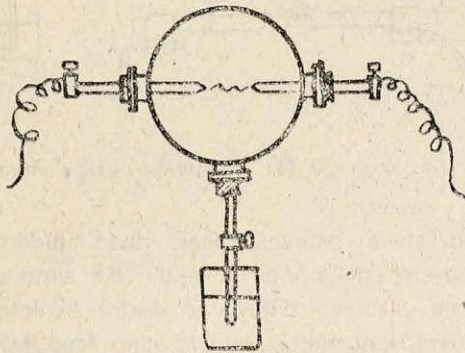
Slāpekļa oksīds: NO.

Slāpekļa oksīds rodas no elementiem:

- 1) zem elektrisko dzirksteļu iespaida un
- 2) augstās temperatūrās (pāri par 1500°).

Pagatavošana no elementiem.

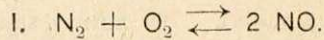
Pirmā metode, kuru jau Keveendišs izpētīja 18. g. simteni (135 lp. p.), demonstrējama stikla balonā ar trim caurumiem (zīm. 110). Divos sānu caurumos ievilkta divas resnas vara drāts, kas savienotas ar stipras indukcijas strāvas spirāles poliēm. Starp drāšu galiem, kas atrodas ap balona vidu, norisina dzirksteļu izlāde. Trešā caurumā caur korķi iet caurule, kuņas apakšgals ielikts zilā lakmusa šķīdu-



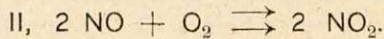
Zīm. № 110. Slāpekļa oksīda attīstīšanās zem elektrisko dzirksteļu iespaida.

mā. Induktoram darbojoties, balonā pēc kāda laika rodas brūna gāze. Gāzes tilpums pie tam paliek mazaks, un lakmusa šķīdums caurulē kāp uz augšu. Iekļūdamas balonā, tas paliek sarkans, kas norāda uz skābes attīstīšanos.

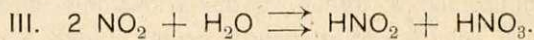
Šajā eksperimentā novērojamās parādības ir vairaku pakāpenisku reakciju kopzuma. Pirmā stadijā rodas slāpekļa oksīds:



Lieka skābekļa klātbūtnē oksīds oksidejas tālak, radidams dioksīdu.

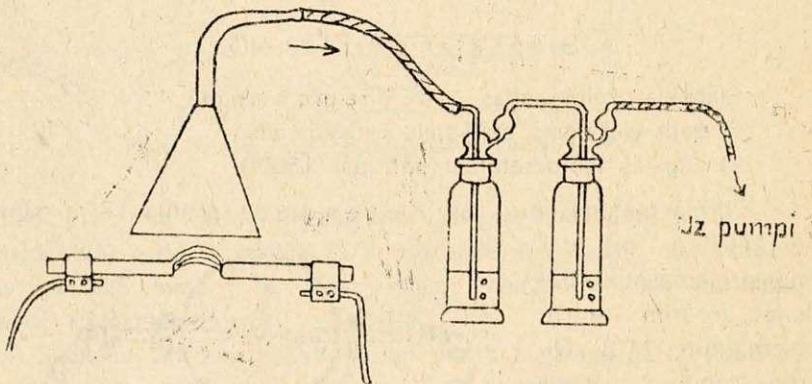


Slāpekļa dioksīds, savienodamies ar ūdeni, rada slāpekļpaskābi un slāpekļskābi, kuras darbojas uz lakmusu:



Gaisa
degšana.

Slāpekļa oksīda rašanos augstā temperatūrā Cenneks (Zenneck) demonstrēja šādi (zim. 111). Zem apm. 40 cm. pla-



Zim. № 111. Slāpekļa oksīdu attīstīšanās elektriskā lokā.

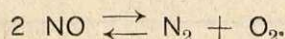
tas stikla piltuves paliek divus bidamus ogles elektrodus, starp kuriem attīsta Volta loku. Kā zīmējumā redzams, gumijas šļūtene savieno piltuvi ar divam skalotņem. Pirmā skalotne satur ūdeni, kas nokrāsots ar pilienu fenoltaleīna un vienu pilienu sārņu, violeto krāsā. Otrā skalotnē ielej 100 cm³ koncentrētas sērskābes, kurā izšķīdina 0,5 gr. difenilamīna un 1 cm³ ūdens. Pēdejās skalotnes novada cauruli savieno ar ūdens strūkļas pumpi, kas sūc no piltuves caur abām skalotņem „gaisa degšanas“ pro-

duktus. Mēs redzam, ka pirmā skalotnē fenoltaleina šķīdums paliek bezkrāsains, kas norāda uz skābes attīstīšanos. Otrā skalotnē parādas zila krāsa. Difenālmīns — ļoti jūtīgs reaktīvs uz slāpekļskābi (uz oksidētājiem), ar kuņu tas rada zilu nokrāsojumu (skat. „slāpekļskābe“).

Šajā gadījumā norisinās tās pašas reakcijas, kas aprakstītas iepriekšējā eksperimentā: vispirms attīstās slāpekļa oksīds, kas tālāk oksidējas dioksīdā; pēdējais ar ūdeni rada slāpekļskābi un slāpekļskābi.

Slāpekļa oksīda rašanās reakcija ir apgriezeniska. Lielākā daļa slāpekļa oksīda disociē (sadala) elementos:

Gaisa degšanas reakcijas līdzsvars.



Aktīvo masu likums uzstāda šādu produktu koncentrācijas attiecību (84 lp. p.):

$$\frac{a^2}{b \cdot c} = K.$$

kurā a, b un c apzīmē slāpekļa oksīda, slāpekļa un skābekļa tilpumus visu trīs gāzu maisījumā līdzsvara gadījumā. Ja reakcijā lietojam gaisu, tad pieņemam slāpekļa attiecību pret skābekli = 79 : 21; ja x% gaisa pārvērsti savienojumā NO, tad maisījumā būs šāds komponentu sastāvs:

$$\begin{array}{ll} 100 \text{ tilpumos maisījuma:} & x \text{ tilpumi NO (= a)} \\ & \left(79 - \frac{x}{2}\right) \text{ „ N}_2 \text{ (= b)} \\ & \left(21 - \frac{x}{2}\right) \text{ „ O}_2 \text{ (= c)} \end{array}$$

Ievietojot šos lielumus nolidzinājumā priekš K, dabonam:

$$\frac{x^2}{\left(79 - \frac{x}{2}\right) \left(21 - \frac{x}{2}\right)} = K$$

$$\frac{4x^2}{(158 - x)(42 - x)} = K.$$

Attīstoties slāpekļa oksīdam, no 1 tilpuma slāpekļa un 1 tilpuma skābekļa rodas 2 tilpumi slāpekļa oksīda. Tā kā reakcijā sistēmas tilpums nemainas, tad, pēc dinamiskā līdzsvara principa, spiediens neatstāj šajā reakcijā uz vielu līdzsvaru nekādu iespaidu (99 lp. p.).

Spiediena iespaids.

Temperatūras iespaids

Slāpekļa oksīds (tāpat kā oksīdus) — endotermisks savienojums. Attīstīdamies no elementiem, tas saista 21600 cal. Dinamiskā līdzsvara princips māca, ka temperatūras paaugstinājums sekmē slāpekļa oksīda attīstīšanos, t. i. x pavairošanos un, tā tad, arī līdzsvara konstantes K palielinašanos. Nernsta, Finka un Jellineka eksperimenti apstiprina šo slēdzienu, kas redzams sekojošā tabelē :

Tabele 20.

Skaitu dati.

Temperatūras iespaids uz gaisa degšanas reakcijas līdzsvaru.

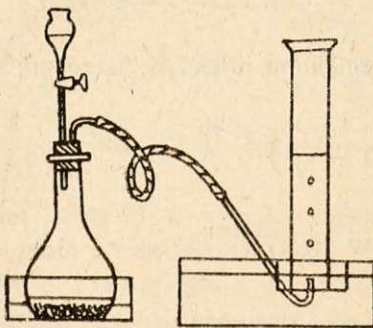
Temperatūra.	Līdzsvara konstante: K.	Radušās NO % daudzums (x).
1500 ⁰	0,0000562	0,31
2000 ⁰	0,000836	1,20
2500 ⁰	0,00471	2,92
3000 ⁰	0,0156	5,49
3500 ⁰	0,0376	8,89

Volta loka temperatūrā (3500⁰) reakcijas iznākums nepārsniedz 8,89%. Bet tā kā gaiss neko nemaksā, tad praktiski ar šādu iznākumu var apmierināties.

Slāpekļa oksīds — svarīgs starpprodukts slāpekļskābes pagatavošanā fabrikās. Pagatavošanas tehniskos apstākļus un tehnisko aparātu aplūkosim lekcijā par slāpekļskābi.

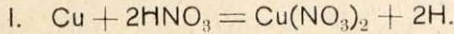
Slāpekļa oksīda pagatavošana laboratorijā.

Slāpekļa oksīda pagatavošanai laboratorijā izvēlas preteju ceļu, t. i. gatavu slāpekļskābi reducē slāpekļa oksīdā. Kā reducēšanas līdzekli lieto varu, ko šķīdina slāpekļskābē (īpatnēja svara 1,2). Ieliekam kolbā vara skaidas un pa piltuvi, regulējot krānu, pamazām lejam minētās koncentrācijas slāpekļskābi (zim. 112). Reakcija norisinās jau aukstumā. Kolba sākumā piepildas ar brūnu gāzi, jo slāpekļa oksīds oksidejas ar gaisa skābekli augstākos slāpekļa oksīdos (168 lp. p.). Kad viss gaiss izvietots, attīstās bezkrāsaina gāze, ko ievāc virs ūdens pneimatiskā vannā.

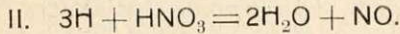


Zīm. № 112. Slāpekļa oksīda pagatavošana no slāpekļskābes.

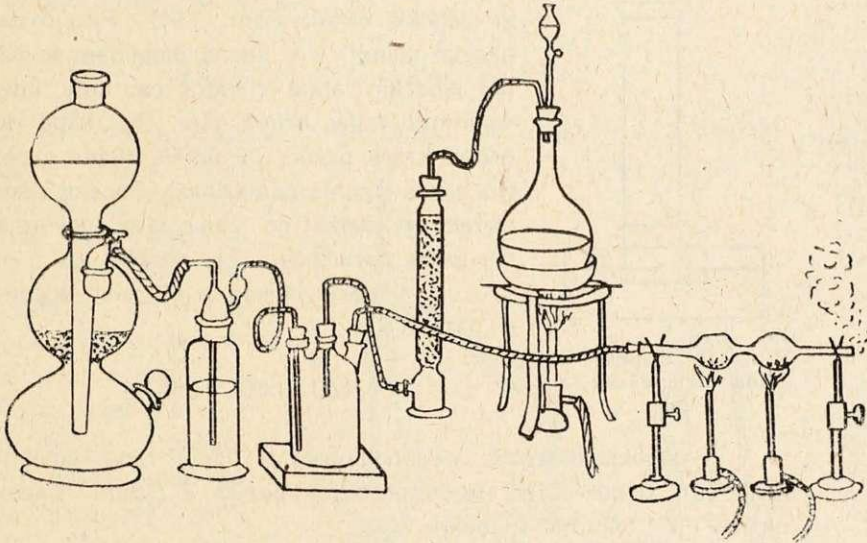
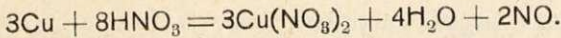
Slāpekļskābes iedarbība uz metaliem pastāv vairākās pakāpeniskās reakcijās. Vispirms slāpekļskābe, līdzīgi citām skābēm, atdala ūdeņradi (69 lp. p.):



Bet ūdeņradis „atdališanās momentā“ (in statu nascendi) iedarbojas kā reducētājs uz slāpekļskābi. Šajos apstākļos attīstās reducēšanā galvenā kārtā NO:



Pareizinot I nolidzinājumu uz 3, bet II — uz 2, un abus saliekot kopā, dabonam galīgu reakciju:



Zīm. 113. Amonjaka pagatavošana no ūdeņraža un slāpekļa oksīda

Slāpekļa oksīds bezkrāsaina gāze, kas parastā temperatūrā nesabiezē pat zem spiediena: viņa kritiskā temperatūra = $-93,5^{\circ}$. Tas vieglāks par slāpekļa oksīdulu un šķīst ūdenī vājāk par pēdejo.

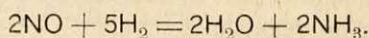
Slāpekļa oksīds grūtāk atdala skābekli, nekā oksīduls. Degošs skals šajā gāzē dzīest. Ari ūdeņradis tajā nedeg. Bet ja ielej cilindri, kas pildīts ar slāpekļa oksīdu, mazliet sēroglekļa, un cilindri sakrata, lai tvaiki tajā vienlīdzīgi izplatās, tad sēroglekļa tvaika un slāpekļa oksīda maisījums aizdedzināms, un sadeg ar košu violeto liesmu. Ša liesma bagata ķīmiskiem stariem un tapēc to lieto dažreiz momenta fotografijā.

Fizikalās īpašības

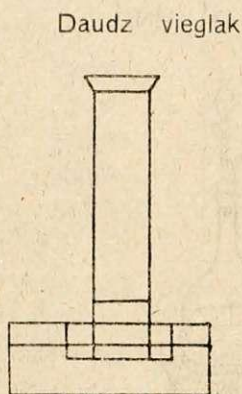
Ķīmiskās īpašības.

Slāpekļa oksīda reducešana.

Ari ūdeņradis spēj reducēt slāpekļa oksīdu, bet tikai ar katalizatoru palīdzību. Laižam trīskaklu stiklenē pa vienu caurumu ūdeņradi, pa otru — slāpekļa oksīdu; abu šo gāzu maisījumu laižam tālāk caurulē ar 2 bumbiņām, kurās dzelzs oksīds, Fe_2O_3 (zim. 113). No caurules nāk sākumā brūni tvaiki (oksidejoties gaisā slāpekļa oksīdam slāpekļa dioksīdā), bet sildot dzelzs oksīdu, tie pazūd. Saslapets sarkanā lakmusa papīrīts paliek šajā gāzē zils, bet stikla irbulis, apmērcēts koncentrētā sālsskābē, attīsta taja biezus baltus dūmus. Šās reakcijas liecina, ka reakcijā rādies amonjaks. Mēs redzam, ka ūdeņradis katalizatora (Fe_2O_3) klātbūtnē ne tikai savienojas ar skābekli, bet arī ar slāpekli, radot amonjaku:

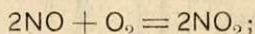


Oksidešanas
reakcijas.

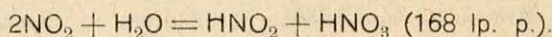


Zim. 114. Slāpekļa oksīda oksidešana ar gaisu.

Daudz vieglāk norisinās slāpekļa oksīda oksidešana. Pneimatiskā vannā līdz pusei piepildām cilindri ar slāpekļa oksīdu (zim. 114). Pārejot daļu, paceļot cilindri virs ūdens, piepildām ar gaisu un iebažam atkal cilindra caurumu ūdeni. Acumirkli rodas brūna gāze. Pēc kāda laika brūnā krāsa pazūd, un ūdens cilindri paceļas (jo gāzes tilpums pamazinas). Paceļot cilindri otrreiz un ielaižot nō jauna gaisu, novērojam tās pašas parādības. Tās norāda, ka I slāpekļa oksīds ar skābekli oksidejas dioksīdā:

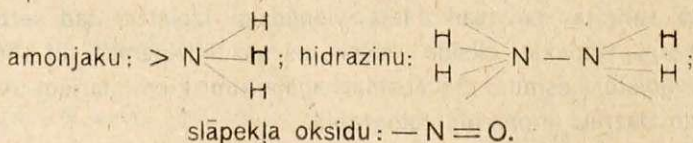


II slāpekļa dioksīds, savienodamies ar ūdeni, rada slāpekļskābi un slāpekļskābi; šajos procesos pazūd 2 tilpumi slāpekļa oksīda un 1 tilpums skābekļa:



Pievienošanas
reakcijas.

Slāpekļa oksīdā tikai divas slāpekļa valences (vērtības) „piesātinātas” ar divvērtīgu skābekli. Pārejās valences „brīvas”. Savienojumus, kušos kāda elementa valence nepilnīgi piesātināta ar pārejo elementu valenci, sauc nepiesātinātus. Kā nepiesātinātu savienojumu piemērus starp mums jau pazīstamām vielām varam pievest:



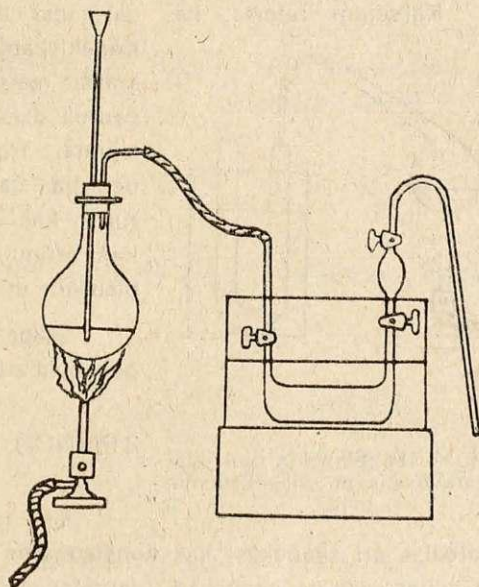
Nepiesātināti savienojumi viegli pievieno citus elementus (vaj radikalus), pārvēršoties pie tam piesātinātos. Tā, piemēram, amonjaks un hidrazīns tieši savienojas ar skābēm, radot piecvērtīga slāpekļa savienojumus: amonija un hidrazonija sāļus. Slāpekļa oksīds spēj savienoties arī ar dažādām vielām. Laižot slāpekļa oksīdu dzelzs vitriola šķīdumā, pēdejs to lielā mērā uzņem. Rodas tumši-brūnas, gandrīz melnas krāsas savienojums, kuŗa sastāvs vēl nav noskaidrots, jo sildot šis savienojums viegli disociē, atdalot slāpekļa oksīdu. Šo nestabilo savienojumu aizminētās īpašības dažreiz izlieto slāpekļa oksīda atdalīšanai no citiem šā elementa oksīdiem.

Slāpekļa oksīds rada arī ar vara, kabalta un niķeļa sāļiem analogiskus nestabilus pievienošanās produktus.

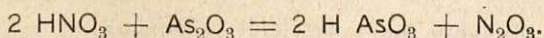
Līdzīgi slāpekļa oksīdulam, tas eksplodē, detonatora sprādziena iespaidots (162, 167 lp. p.).

Slāpekļa trioksīds: N_2O_3 .

Šo oksīdu pagatavo, reducejot koncentrētu slāpekļskābi ar arzena trioksīdu: As_2O_3 . Tam nolūkam ieber kolbā A arzena trioksīdu, bet pa pilinamo piltuvi lej slāpekļskābi, kuras īpatnejs svars = 1,35. At-dalošās gāzes laiž U—caurulē ar krāniem, kuru dzesē ledus un sāļa maisījumā (zim. 115). Slāpekļa trioksīds zem 0° sabiezē tumši-zilā šķīdumā. Nesabiezēto gāzi novada ventilācijas kanālā (vaj uztver ar kaļķiem). Pagatavošana.



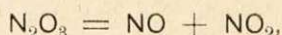
Slāpekļskābe oksidē arzena trioksīdu Zim. № 115. N_2O_3 pagatavošana un šķidrīnašana augstākā oksidēšanas pakāpē: arzenskābē, bet pati reducejas slāpekļpaskābē. Pēdejā tomēr nestabila un sadalās ūdeni un anhidrīdā: N_2O_3 .



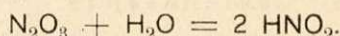
Fizikalās īpašības. Elements „arzens“ it kā apmaina šajā reakcijā slāpekli un arī otrādi. Istenībā ša kursa otrā daļā redzesim, ka abi šie elementi ķīmiskā ziņā ļoti līdzīgi viens otram.

Ķīmiskās īpašības. Slāpekļa trioksids zemā temperatūrā zils šķidrums; tas pie -2° paliek zaļš un vāras starp 2° un $3,5^{\circ}$ virs nulles.

Gāzejadā stāvokli tas sadalās no mitruma zemākā un augstākā oksīdā:



bet šķīstot ūdeni, rada slāpekļpaskābi:

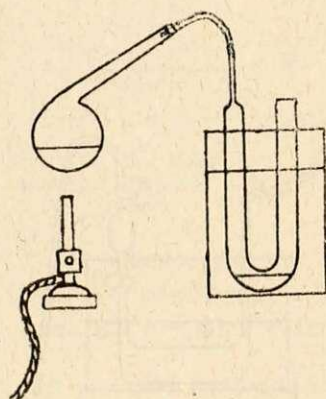


Tapēc N_2O_3 uzlūko kā slāpekļpaskābes anhidridu.

Slāpekļa dioksīds: NO_2 un N_2O_4 .

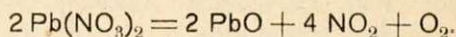
Pagatavošana.

Karsejam retortā, kas savienota ar kondensācijas cauruli, slāpekļskābā svina un izkarsetu smilšu maisījumu (zim. 116). U — cauruli dzesejam ledus un sāļa maisījumā. Reakcijā attīstītā gāze kondensējas caurulē kā iedzeltens šķidrums, kas viegli izgaist un rada sarkani brūnu gāzi, kuŗa ļoti kaitīga plaušam un sirdij.



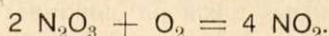
Zim. № 116 Slāpekļa dioksīda pagatavošana no slāpekļskābā svina.

Slāpekļskābais svins sadalās pēc nolīdzinājuma:



Bez slāpekļa dioksīda reakcijā atdalās arī skābeklis, kas konstatējams ar kvēlošu skalu kondensācijas aparata gāznovada caurules galā.

Ša produkta otra pagatavošanas metode pastāv N_2O_3 oksidēšanā. Tam nolūkam laiž skābekli šķidrā slāpekļa trioksīdā:



Iegūto produktu attīra destilējot (13 lp. p.).

Tirs slāpekļa dioksīds — bezkrāsains šķidrums, kas vāras Īpašības.
nadaudz augstāk par istabas temperatūru, pie 22°. Gāzes krāsa
sarkani-brūna, Sildot aiztaisītā stobriņā, gāzes krāsa paliek
tumšāka, bet dzesejot pieņem atkal iepriekšējo nokrāsu. Saka-
rā ar krāsas maiņu, šo gāzi sildot novērojama divaina blīvuma
maiņa. Sen Kler Devils (Saint Claire Deville) un
Trosts (Troost) atrada, ka

pie 26,7° slāpekļa dioksīda blīvums attiecībā
pret gaisu = 2,65
bet pie 111,3° slāpekļa dioksīda blīvums attiecībā
pret gaisu = 1,65

Jau 73 lp. p. mēs apzīmējām kā gāzes normālo (jeb Slāpekļa
mola) svaru to, kura tilpums vienāds ar 32 gramu skābekļa til- dioksīda
pumu (dotos apstākļos). Tālāk zināms, ka skābekļa blīvums polimeriza-
attiecībā pret gaisu = 1,105 (neatkarīgi no temperatūras un spie- cija.
diena, 32 lp. p.). No tā dabonam šādu attiecību:

$$\frac{\text{slāpekļa dioksīda mola svārs}}{\text{skābekļa mola svārs}} = \frac{\text{slāpekļa dioksīda blīvums}}{\text{skābekļa blīvums}}$$

Pieņemot skābekļa mola svaru = 32, bet blīvumu = 1,105
(attiecībā pret gaisu), dabonam:

slāpekļa dioksīda mola svaru = $\frac{32}{1,105} \times$ slāpekļa dioksīda
blīvums.

Tā atrodām, ka

pie 26,7° slāpekļa dioksīda mola svārs . . = $\frac{32 \times 2,65}{1,105} = 76,74$
pie 111,3° " " " " . . = $\frac{32 \times 1,65}{1,105} = 47,48$

Salīdzinot šos skaitus ar formulu svāriem (59 lp. p.):

$$\text{NO}_2 = 14,01 + 2 \times 16 = 46,01 \text{ un } \text{N}_2\text{O}_4 = \\ = 2 \times 14,01 + 4 \times 16 = 92,02,$$

redzam, ka slāpekļa dioksīda mola svārs atrodas vidū starp sva-
riem, kas atbilst formulām NO₂ un N₂O₄: zemā temperatūrā tas
tuvāk divkāršai formulai N₂O₄, bet augstā temperatūrā tuvāk NO₂.

No ta izvedams slēdziens, ka slāpekļa dioksīds ir divu vielu maisījums: NO_2 un N_2O_4 , kurā tās atrodas līdzsvarā pēc nolīdzinājuma:



Paaugstinot temperatūru, pārsvarā NO_2 veids, bet pazeminot temperatūru (pārvietojoties līdzsvaram) pārsvarā N_2O_4 veids. Sekojošā tabelē pievesti slāpekļa dioksīda blīvumi (pēc Trosta un Deviļa), kā arī pēc blīvuma aprēķinātā N_2O_4 disociācijas pakāpe, t. i. skaits, kuŗš norāda, kāda daļa (no 100 gr.) N_2O_4 sadalās dotā temperatūrā NO_2 veidā.

Tabele 21.

Slāpekļa tetroksīda disociācija:

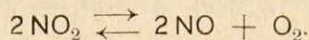


Temperatūra.	Blīvums (gaiss=1)	Disociācijas pakāpe.
26,7 ^o	2,65	20,0 ^o / _o
49,6 ^o	2,27	40,0 ^o / _o
70,0 ^o	1,92	65,6 ^o / _o
90,0 ^o	1,72	84,8 ^o / _o
111,3 ^o	1,65	92,1 ^o / _o
135,0 ^o	1,60	98,7 ^o / _o

Pie 26,7^o tikai 20^o/_o slāpekļa dioksīda atrodas NO_2 veidā; pie 135^o NO_2 daudzums sasniedz 98,7^o/_o.

Vielas, kas rada vairākus vienāda sastāva veidus, izteiktus dažādām formulām, kuras savā starpā attiecas kā vienkārši skaiti, bieži atgādas ķīmijā. Tādos gadījumos vielas komplicēto veidu sauc par vienkāršā veida polimeru. Tā, N_2O_4 ir NO_2 polimers; hidrazīns, N_2H_4 — amīda, NH_2 (brīvā veidā nezināma), polimers. Procesu, kurā vienkāršs veids pārvēršas komplicētajā (vienāda sastāva), sauc polimerizāciju.

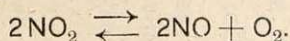
Disociācija. Temperatūrās, kas augstākas par 150^o, slāpekļa dioksīds disociē, t. i. sadalās slāpekļa oksidā un skābeklī:



Šajā gadījumā gāzes blīvums paliek mazāks par teoretisko. Tas redzams sekojošā tabelē, kurā pievestas arī slāpekļa dioksīda „disociācijas pakāpes“ dažādās temperatūrās.

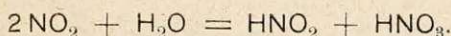
Tabele № 22.

Slāpekļa dioksīda desociācija:



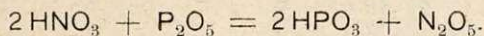
Temperatūra.	Blīvums (gaiss = 1).	Disociācijas pakāpe.
184 ^o	1,551	5,0 ^o / _o
279 ^o	1,493	13,0 ^o / _o
494 ^o	1,240	56,5 ^o / _o
620 ^o	1,060	100,0 ^o / _o

Slāpekļa dioksīds ir maisīts anhidrīds: tas rada ar Hidratācija ūdeni divu skābju, slāpekļpaskābes un slāpekļskābes maisījumu pēc nolidzinājuma (sal. 168 lp. p.):



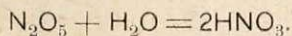
Slāpekļa pentoksīds (slāpekļa anhidrīds) : N_2O_5 .

Slāpekļa pentoksīdu pagatavo, samaisot koncentretu slāpekļskābi ar fosfora pentoksīdu, visu šo masu dzesejot ledus un sāja maisījumā. Iegūto produktu destilē ozonizeta skābekļa straumē. Pagatavošana.



Fosfora pentoksīds, kā enerģisks ūdens uzņēmējs, pārvērš slāpekļskābi viņas anhidrīdā, N_2O_5 . Šo procesu var uzlūkot arī kā fosfora apmaiņas reakciju savienojumā P_2O_5 pret slāpekli, jo šie abi elementi, kā minēts, ķīmiskā zinā stipri atgādina viens otru.

Slāpekļa pentoksīds — bezkrāsaina kristāliska viela. Kūst pie 30^o un vāras pie 45—50^o. Tas viegli sadalās, sildot eksplodē ar lielu spēku, attīstot slāpekļa dioksīdu un skābekli. Gaisā pievelk mitrumu un izplūst, bet ūdeni, attīstīdams siltumu, rada slāpekļskābi: Īpašības.



Slāpekļa oksīdu īpašību salīdzināšanai sastādīta tabele № 23. Kopsavilkums.

Tabele 23.

Slāpekļa oksīdu īpašības.

Formula.	N_2O	NO	N_2O_3	$NO_2 + N_2O_4$	N_2O_5
Mola svars	44,02	30,01	76,02	46,01 — 92,02	108,02
Fizikalais raksturs parastā temper.	bezkrāsaina gāze	bezkrāsaina gāze	brūna gāze	bezkrāsains šķidrums, brūna gāze	bezkrāsaini kristāli
Gāzes blīvums pie 0^0 un 760 m/m	0,0019774	0,0013402	—	—	—
Šķidruma blīvums vārišanās temperatūrā	1,226	1,269	1,453	1,490	1,63
Krītiskā temperatūra	+ 36, ⁰	— 96 ⁰	—	—	—
Vārišanās temperatūra	— 89,5 ⁰	— 150,2 ⁰	+ 3,5 ⁰	+ 26,0 ⁰	+ 45 — 50 ⁰
Sasalšanas temperatūra	— 102,4 ⁰	— 160,6 ⁰	— 103,0 ⁰	— 9,04 ⁰	+ 30 ⁰
Šķīstamība ūdenī pie 0^0	1,05 (pie 5 ⁰)	0,0738	—	—	∞
Rašanās siltums	— 19200 cal.	— 21600 cal	— 21400 cal	— 8125 (NO_2) — 2650 (N_2O_4)	— 1200 cal
Ķīmiskais raksturs	indiferents	indiferents	slāpekļpaskābes anhidrids	maisīts anhidrids	slāpekļskābes anhidrids

Salīdzinot augšminētos datus, nākam pie šādiem slēdzieniem:

1) slāpekļa oksīdu kritiskās un vārišanās temperatūras paaugstina paraleli mola svāriem: slāpekļa oksīdam, NO, viszemākā vārišanās temperatūra ($-150,2^{\circ}$), visaugstākā — slāpekļa pentoksīdam, N_2O_5 ($+45^{\circ}$);

2) slāpekļa oksīdu kušanas temperatūras mainas paraleli vārišanās temperatūrai;

3) šķīdru vielu blīvumi pieaug, palielinoties skābekļa saturam: no N_2O līdz N_2O_5 ;

5) vislielāko (pēc absolūtā lieluma) rašanās siltumu uzrāda slāpekļa oksīds, NO, vismazāko — pentoksīds, N_2O_5 ;

6) Visi slāpekļa oksīdi — endotermiski savienojumi, ar ko izskaidrojas viņu spēja sadalīties ar sprādzienu.

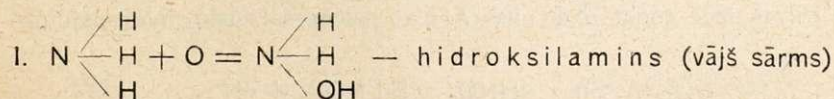
Piecpadsmitā lekcija.

Slāpekļa savienojumi ar skābekli un ūdeņradi.

Hidroksilamīns. — Pagatavošana: a) reducējot slāpekļskābi, b) elektrolīzējot. — Brīvs hidroksilamīns. — Viņa fizikalās un ķīmiskās īpašības: a) bāziskais raksturs; b) reducēšana un oksidēšana. — Slāpekļa apskābe. — Pagatavošana. — Īpašības — Slāpekļpaskābe. — Nitritu pagatavošana. — Īpašības. — Nogulsnešanas reakcijas. — Oksidēšana un reducēšana. — Slāpekļpaskābes sadalīšana. — Slāpekļskābe. — Pagatavošana: a) no čilīzāļpetra; b) no amonjaka; c) no gaisa. — Nitrogāzu apstrādešana. — Koncentrētā un kūpošā slāpekļskābe. — Īpašības — Hidrāti. — Skābais raksturs — Oksidējošā darbība. — Degšana slāpekļskābē. — Pulveris. — Spridzināmās vielas. — Slāpekļpārskābe. — Slāpekļa nozīme. — Barošanās. — Slāpekļa aktīvešana. — Slāpekļa sadalīšana.

Pārejot uz komplicētākiem savienojumiem, kas sastāv no trim elementiem, viņu īpašību un sastāva noskaidrošanai nepieciešami pieturēties struktūras formulām. Slāpekļa savienojumi ar skābekli un ūdeņradi izvedami teoretiski no slāpekļa un ūdeņraža savienojumiem, pēdejos pakāpeniski oksidējot.

Tādā ceļā no amonjaka, kurā slāpekļis trīsvērtīgs, rodas šādi savienojumi:



Salīdzinot augšminētos datus, nākam pie šādiem slēdzieniem:

1) slāpekļa oksīdu kritiskās un vārišanās temperatūras paaugstina paraleli mola svariem: slāpekļa oksīdam, NO, viszemākā vārišanās temperatūra ($-150,2^{\circ}$), visaugstākā — slāpekļa pentoksīdam, N_2O_5 ($+45^{\circ}$);

2) slāpekļa oksīdu kušanas temperatūras mainas paraleli vārišanās temperatūrai;

3) šķīdru vielu blīvumi pieaug, palielinoties skābekļa saturam: no N_2O līdz N_2O_5 ;

5) vislielāko (pēc absolūtā lieluma) rašanās siltumu uzrāda slāpekļa oksīds, NO, vismazāko — pentoksīds, N_2O_5 ;

6) Visi slāpekļa oksīdi — endotermiski savienojumi, ar ko izskaidrojamas viņu spēja sadalīties ar sprādzienu.

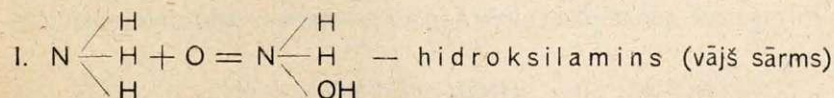
Piecpadsmitā lekcija.

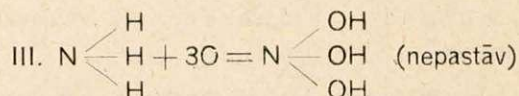
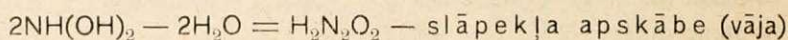
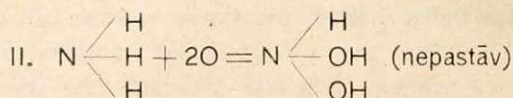
Slāpekļa savienojumi ar skābekli un ūdeņradi.

Hidroksilamīns. — Pagatavošana: a) reducējot slāpekļskābi, b) elektrolīzējot. — Brīvs hidroksilamīns. — Viņa fizikalās un ķīmiskās īpašības: a) bāziskais raksturs; b) reducēšana un oksidēšana. — Slāpekļa apskābe. — Pagatavošana. — Īpašības — Slāpekļpaskābe. — Nitritu pagatavošana. — Īpašības. — Nogulsnešanas reakcijas. — Oksidēšana un reducēšana. — Slāpekļpaskābes sadalīšana. — Slāpekļskābe. — Pagatavošana: a) no čilīzāļpetra; b) no amonjaka; c) no gaisa. — Nitrogāzu apstrādešana. — Koncentrētā un kūpošā slāpekļskābe. — Īpašības — Hidrāti. — Skābais raksturs — Oksidējošā darbība. — Degšana slāpekļskābē. — Pulveris — Spridzināmās vielas. — Slāpekļpārskābe. — Slāpekļa nozīme. — Barošanās. — Slāpekļa aktīvēšana. — Slāpekļa sadalīšana.

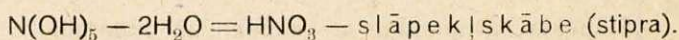
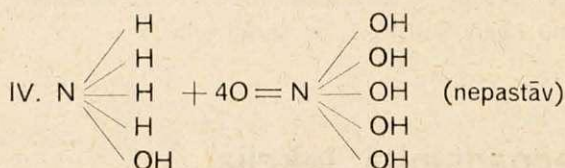
Pārejot uz komplicētākiem savienojumiem, kas sastāv no trim elementiem, viņu īpašību un sastāva noskaidrošanai nepieciešami pieturēties struktūras formulām. Slāpekļa savienojumi ar skābekli un ūdeņradi izvedami teoretiski no slāpekļa un ūdeņraža savienojumiem, pēdejos pakāpeniski oksidējot.

Tādā ceļā no amonjaka, kurā slāpekļis trīsvērtīgs, rodas šādi savienojumi:





Kā piecvērtīga slāpekļa atvasinājums rodas:



Šās formulas salīdzinot, redzams, ka

1) ūdeņraža apmaiņa pret hidroksila radikāliem piešķir savienojumam skābekļa raksturu;

2) vielas ar vairākiem hidroksila radikāļiem nestabilas: viņas, zaudējot ūdeni, pārvēršas savienojumos ar vienu hidroksila grupu.

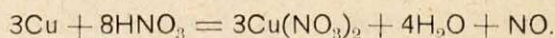
Hidroksilamīns, NH_2OH .

Pagatavošana.

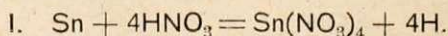
Visi augšminētie savienojumi pagatavojami, reducējot visbagātāko ar skābekli savienojumu, un proti: slāpekļskābi. No eksperimenta apstākļiem atkaras, kādā stadijā reducēšanas process apstājas.

a) reducējot slāpekļskābi ar metāliem.

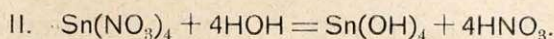
Tā, hidroksilamīns rodas kā starpfāze, reducējot atšķaidītu slāpekļskābi ar alvu. Iepriekšējā lekcijā redzējam, ka varš, šķīdams slāpekļskābē, reducē pēdejo līdz slāpekļa oksīdam (171 l.p.):



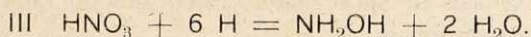
Iedarbojoties alvai uz slāpekļskābi, reducēšanas process iet tālāk. Pirmā fāzē rodas četrvērtīgas alvas sāls pēc nolīdzinājuma:



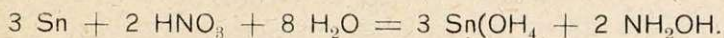
Šis sāls ūdeni sadalās un rada alvas hidroksīdu:



Ūdeņradis izdalīdamsies „in statu nascendi“ reducē slāpekļskābi hidroksilaminā:

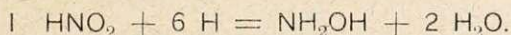


Pareizinot pirmos divus nolīdzinājumus uz 3, bet trešo — uz 2, un saliekot tos visus kopā, dabonam rezultātā:

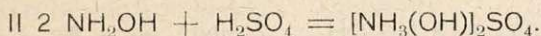


Daudz izdevīgāka metode pastāv sērskābes un slāpekļskābes maisījuma sadalīšanā elektriskā strāvā. 62 lapas pusē mēs redzejam, ka līdzstrāva atšķaidītā sērskābē atdala uz negatīvā elektroda ūdeņradi. Ja šķīdumā atrodas slāpekļskābe, ūdeņradis to reducē „in statu nascendi“. Elektrolizē lieto svina elektrodus. Lai iegūtais produkts pie anoda atkal neoksidētos, anodu atšķir no katoda ar porainu porcelāna cilindri, un elektrolīzi izdara zemā temperatūrā (ledus un sāls maisījumā). Slāpekļskābes reducēšana notiek pēc nolīdzinājuma:

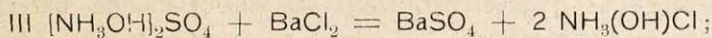
b) elektro-
lizejot slā-
pekļskābi.



Bet hidroksilamīns savienojas šajos apstākļos ar sērskābi un rada sērskābo hidroksilamoniju:

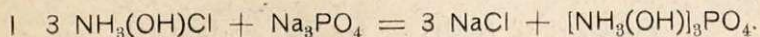


Pielejot šķīdumam chlorbariju, pārvērš sērskābo sāli chlorhidroksilamonijā:

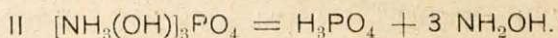


šķīdumu iztvaicē uz ūdens vannas sausu, un iegūto sāli pārkristalizē no karsta ūdens.

Brīvu hidroksilamīnu pagatavo pēc Ūlenhuta (Uhlenhuth) metodes, destilējot fosforskābo hidroksilamoniju retinātā tel-
pā. Iepriekš pārvērš chlorhidroksilamoniju fosforskābā sāli: Brīva hi-
droksilamīna
pagatavo-
šana.

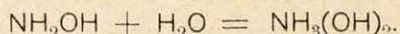


Pēdejs destilējot sadalās un atdala hidroksilamīnu :

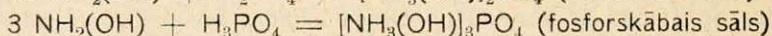
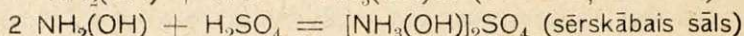
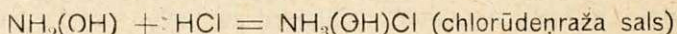


Īpašības. Hidroksilamīns — bezkrāsaina, bezsmakas kristaliska viela. Kūst pie 33° un viegli izgaist. Gaisā stipri pievelk mitrumu. Sildot sadalās ar sprādzienu. Saēd ādu un rada brūces, kas līdzīgas apdedzinājumiem.

Ķīmiskās īpašības. Hidroksilamīns ķīmiskā ziņā atgādina amonjaku. Tas savienojas ar ūdeni, līdzīgi amonjakam, un rada vāju bāzi:

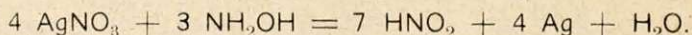


a) Bāziskais raksturs. Hidroksilamonija, $\text{NH}_3(\text{OH})$, hidroksids stabilaks, nekā amonija, NH_4 , hidroksids; tomēr, kā bāze tas vēl vājaks par amonjaku. Hidroksilamīns, tāpat kā amonjaks, tieši savienojas ar skābēm, radot hidroksilamonija sāļus:

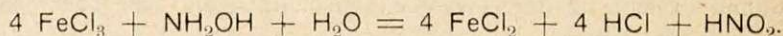


Hidroksilamonijs visos šajos sāļos reaģē kā vienvērtīgs metāls.

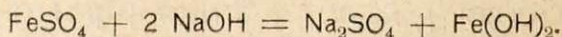
b) Reducējošās un oksidējošās īpašības. Hidroksilamīns, kā vidus loceklis amonjaka oksidēšanas produktu rindā, savieno sevi kā reducējošas, tā arī oksidējošas īpašības. Tas reducē vara, dzīvsudraba un sudraba sāļus, izdalot no tiem metālus, piemēram:



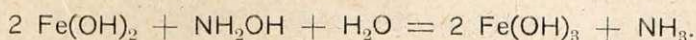
Istais hidroksilamīna raksturs parādās viņa iedarbībā uz dzelzs sāļiem. Skābā šķīdumā hidroksilamīns darbojas kā reducētājs: trisvērtīgas dzelzs sāļi viņa klātbūtnē pārvēršas divvērtīgas dzelzs sāļos:



Sārmainā šķīdumā hidroksilamīns divvērtīgas dzelzs sāļus, turpretim, oksidē. Pielejot dzelzs vitriola, FeSO_4 , šķīdumam kodīgā nātra šķīdumu, rodas zaļš dzelzs hidroksidula nogulsnis:



Šis nogulsnis, pieliekot hidroksilaminu, oksidejas brunā dzelzs hidroksidā :



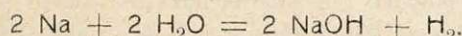
Slāpekļa apskābe, $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$

rodas

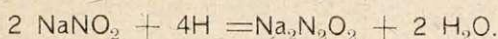
1) uzmanīgi oksidejot hidroksilaminu ar slāpekļpaskābi, pēc nolidzinājuma : Pagatavošana.



2) reducējot slāpekļpaskābes sāļus ar natrija amalgamu. Natrija amalgama (natrija šķīdums dzivsudrabā) sadala ūdeni, līdzīgi natrijam, tikai daudz rāmaki :



Ūdeņradis „in statu nascendi“ reducē slāpekļpaskābo natriju :

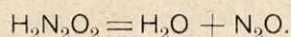


Brīva skābe rodas, sadalot viņas sāļus (vislabāk sudraba sāļus) ar sālsskābi etera šķīdumā :



Slāpekļa apskābe — kristaliska, stipri eksplodejoša viela : ta sprāgst pat no beršanas ar stikla spieķīti. Viegli šķīst ūdeni, arī spirtā, eteri un citos organiskos šķīdinātajos. Ipašības.

Slāpekļa apskābe — divvērtīga skābe un rada ūdeni nešķīstošus sudraba un svina sāļus : $\text{Ag}_2\text{N}_2\text{O}_2$ — sudraba hiponitritu, un PbN_2O_2 — svina hiponitritu. Ta sadalīdamies atdala slāpekļa oksidulu :

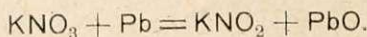


Tapēc slāpekļa oksidulu var uzlūkot arī kā slāpekļa apskābes anhidridu, kaut gan no ta nav iespējams, pievienojot ūdeni, dabūt atpakaļ skābi.

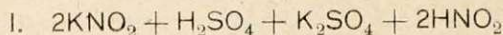
Slāpekļpaskābe, HNO_2

brīvā veidā nepastāv, bet pazīstami viņas sāļi. Slāpekļpaskābā Nitritu pagatavojams, kausejot slāpekļskābo kaliju (kalija zalgatavošana.

petri) ar svinu. Zālpetra reducēšanas process norisinās pēc nolīdzinājuma:

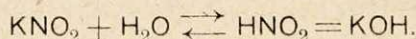


Mēģinot pagatavot brīvu slāpekļpaskābi caur kādas stiprākas skābes (sērskābes) iedarbību uz slāpekļpaskābes sāļiem, tā sadalās ūdenī un slāpekļa trioksidā:



Īpašības.

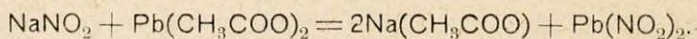
Tomēr ūdens šķīdumā (atšķaidīta) tā, acīm redzot, spēj pastāvēt. Ja nu tas tā (uz ko norāda ūdens šķīduma reakcijas), tad II reakcijai jānoved pie zināma līdzsvara starp skābi un viņas anhidrīdu. Slāpekļpaskābe katrā ziņā ļoti vāja skābe, jo tās sāļi sadalās ne tikai ar citām, stiprākām skābēm, kā: sērskābe, vājā sālsskābe, bet pat ar ūdeni:



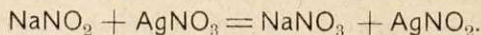
Attīstoties sārmai brīvā veidā, slāpekļpaskābes sāļu (nitritu) ūdens šķīdumiem sārmaina reakcija.

Nogulsnešas reakcijas

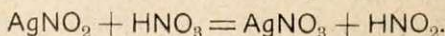
Slāpekļpaskābe, kā arī viņas sāļu šķīdumi, uzrāda veselu rindu raksturīgu reakciju, pēc kurām tie pazīstami un atšķirami no citām slāpekļa skābēm. Ar etiķskābē svinā šķīdumu rodas dzeltens nokrāsojums, jo attīstās slāpekļpaskābais svins:



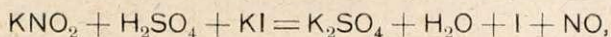
Ar slāpekļskābē sudraba šķīdumu rodas slāpekļpaskābē sudraba nogulsnis:



Tā kā slāpekļpaskābe vāja skābe, viņas ūdenī nešķīstošie sāļi viegli šķīst slāpekļskābē, radot brīvu slāpekļpaskābi:

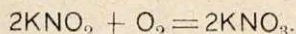


Nitrita šķīdums, paskābināts ar sērskābi, oksidē jodkaliju, Oksidešanas atdalot jodu: reakcijas.

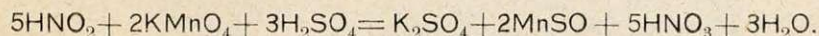


kas ar stērķeļu šķīdumu rada zilu nokrāsojumu (107 lp. p.).

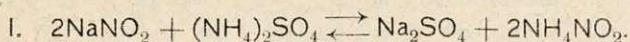
Slāpekļpaskābe un tās sāļi mitrumā jeb izšķīdinātā veidā jau oksidejas no gaisa skābekļa un pārvēršas slāpekļskābē un nitratos:



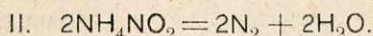
Ša oksidešanās notiek vēl vieglāk caur kādu oksidetāju. Mangan-skābā kalija sāls (vijoleta) brīvās skābes klātbūtnē reducējas ar slāpekļpaskābi un tās sāļiem, un kļūst bezkrāsaina:



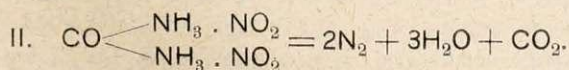
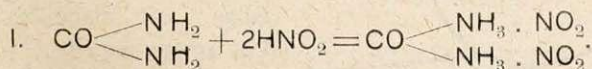
Jau agrāk tika aizrādīts, ka slāpekļpaskābais amonijijs sadalās pat Sadalīšanās reakcijas ūdens šķīdumā slāpekli un ūdeni (139 lp. p.). Uz šās reakcijas pamata slāpekļpaskābi iespējams izjaukt un pilnīgi no tās atbrīvot šķīdumu. Tam nolūkam samaisa nitrita šķīdumu ar vienadu tilpumu piesātināta sērskābā amonija šķīduma:



Šo šķīdumu vāra apmēram 15—20 minūtes, pie kam nitrīts pilnīgi sadalās:



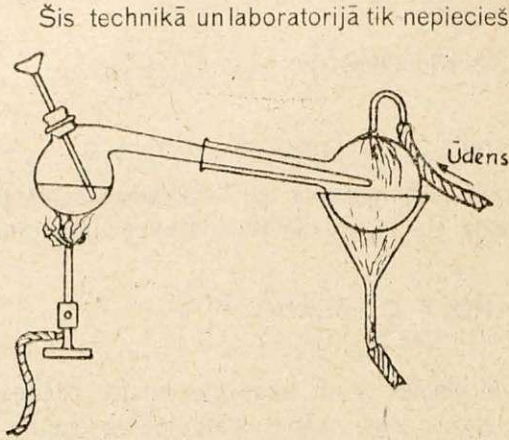
Līdzīgā kārtā norisinās reakcija ar urīnvielu: nitrita šķīdumam pieliek urīnvielu un vāra sērskābes klātbūtnē. Urīnviela, kā ogļskābes diamīds, rada ar slāpekļpaskābi nestabilu nitrītu, kas viegli sadalās slāpekli, oglekļa dioksīdā un ūdeni:



Abi gāzejadijie produkti, šķīdumu vārot, izgaist.

Slāpekļskābe, HNO_3 .

a) Pagatavošana no čilzalpetra.



Zīm 117. Slāpekļskābes pagatavošana no zalpetra

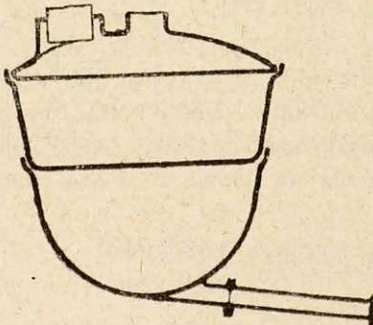
Šis teknikā un laboratorijā tik nepieciešamais produkts šimbrizām pagatavojams trīs dažādām metodēm. Visvienkāršākā metode, kuŗa senāk bij vienīgā, pastāv daļīgā slāpekļskābes sāļa jeb zalpetra (138 lp. p.) sadalīšanā ar koncentrētū sērskābi. Tā kā slāpekļskābe nav vājāka par sērskābi, reakcija notiek nepilnīgi, un sērskābē apmainas tikai puse ūdeņraža:



pie tam rodas skāba is sērskābais kalijs („bisulfats“). Tomēr, karsejot retortā (zīm. 117) zalpetra un sērskābes maisījumu, slāpekļskābe, kā vieglak gaistoša, izgaro. Izstājoties vienam reakcijas produktam, līdzsvars augšminētā nolidzinājumā pārvietojas (pēc aktīvo masu likuma, 84 lp. p.) pa labi, un reakcija iet praktiski līdz galam, attīstot bisulfatu.

Destilatā (pārtvaicejumā) rodas slāpekļskābes un ūdens maisījums, ar ipatneju svaru 1,35, saturošs apmēram 60% HNO_3 .

Slāpekļskābes pagatavošana fabrikās.



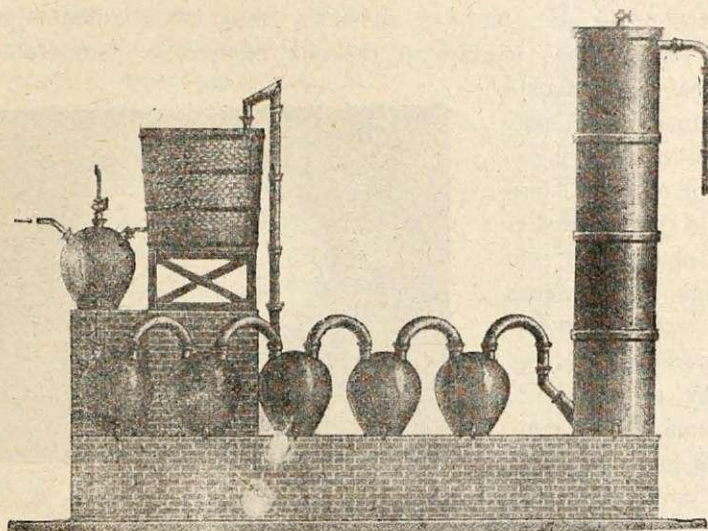
Zīm. № 118. Gutmana retorta slāpekļskābes destilēšanai

Praktikā zalpetra sadalīšanas procesu izdara lielās čuguna retortās, kurās ieiet ap 1000 klgr. zalpetra un tik pat sērskābes (zīm. 118). Slāpekļskābes tvaikus atdzesē ar ūdeni māla, vaj alumīnija caurulēs, bet slāpekļa oksidus, kas rodas pa daļai sadaloties slāpekļskābei, uztver torni, pa kuru tek atšķaidīta slāpekļskābe (zīm. 119). Iegūto produktu laiž pārdošanā stikla balonos, kā arī dzelzs, vaj alumīnija cisternās.

lonos, kā arī dzelzs, vaj alumīnija cisternās.

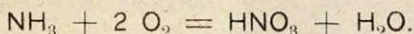
Pēc otras metodes slāpekļskābi pagatavo, oksidejot amonjaku, kas savukārt viegli sintezējams no slāpekļa un ūdeņraža (142 lp. p.). Ostvalds novēroja, ka amonjaks viegli oksidejas

b) Pagatavošana no amonjaka pēc Ostvalda metodes.



Zīm. № 119. Slāpekļskābes kondensācija.

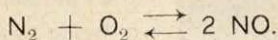
par slāpekļskābi zem platīnas, kā katalizatora, iespaida. Praktiskā laiž ātrā straumē maisījumu no 1 tilpuma amonjaka un 10 tilpumiem gaisa caurulē, kurā atrodas plāns platīnas skārds, vaj siets. Oksidēšana notiek pēc nolidzinājuma:



Maisījums sasilst reakcijas siltumā. Gāzes atrodas ar katalizatoru kontaktā tikai 0,001 — 0,01 sekundes. Jaunākā laikā platīnas vietā lieto lētaku katalizatoru, un proti: dzelzs oksīdu.

Vislētākais materiāls slāpekļskābes pagatavošanai, bez šaubām, gaisa. Kā redzējam 167 lp. p., slāpekļskābe oksidejas augstā temperatūrā ar gaisa skābekli un rada slāpekļa oksīdu.

c) Slāpekļskābes pagatavošana no gaisa.



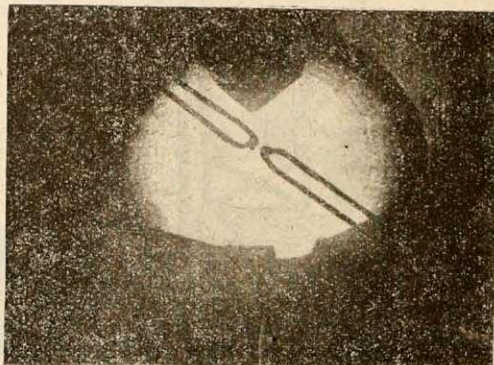
Tā kā šī reakcija norisinās pietiekoši ātri tikai ļoti augstās temperatūrās, un sistemai atdziestot norisinās pretējā virzienā (pārvietojoties līdzsvaram, sal. 99 lp. p.), viņas praktiskais izpildījums cieši saistīts ar diviem noteikumiem:

1) reaģējošo gāžu sildīšanu līdz iespējami augstai temperatūrai un

2) reakcijas produktu ātru atdzesešanu līdz parastai temperaturai, lai novērstu apgrīzenisku reakciju (saldejojot sistemu).

Birkelends un Eide (Birkeland—Eyde) pirmie realizēja abus šos noteikumus fabrikas apstākļos Notoddenes izmēģinājumu stacijā (Norveģijā). Izgudrotāji reakcijai piemērotas temperatūras iegūšanai lietoja augsta sprauguma elektriskās gaismas loku.

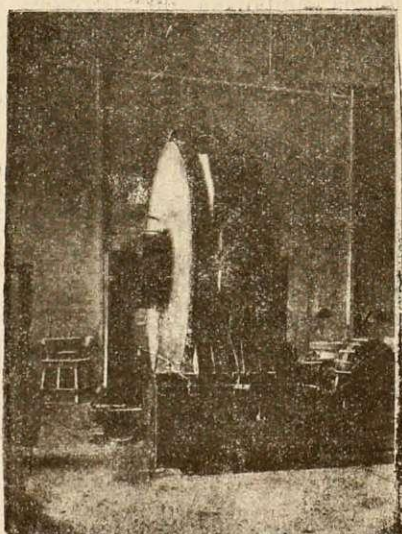
Ja šādu loku nostāda starp stipra elektromagneta poliēm, tas zem magneta pievilksanas spēka izplēšas un pieņem garenas ripas veidu, kas redzams 120 zimejumā. Šajā sasmidzinātā lokā pūš stipru gaisa straumi, kura, ātri nokarsdama, pa daļai „sadeģ”, radida-



Zim. № 120. Elektriskā loka degšana magneta laukumā.

ma slāpekļa oksidus, un, atstājot gaismas loka sferu, tikpat ātri atkal atdziest. Elektrodi sastāv no vara caurulem, kurās tek

auksts ūdens. Ripas diametrs, kuru attista elektriskais loks, sasniedz 3 metrus. Birkelenda un Eides krāsns ārejš izskats redzams 121 zimejumā. Moscickis un Kovaļskis, Šenhers (Schönherr), Paulings un c. jaunākā laikā vēl papildinājuši „gaisa dedzinašanas” procesu. Šenhera aparats, kuru lieto Badenes Anilina un Zodas fabrika, atšķiras no iepriekš aprakstītā caur to, ka gaisu pūš tēraudā caurulē, kurā attista gaļu vertikālu elektrisko loku (zim. 122). Strāvas poli atrodas caurules augšas un apakšas daļā. Tos dzesē, tāpat kā Birkelenda un Eides aparatā, ar ūdeni.

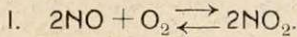


Zim. № 121. Birkelenda Eides krāsns ārejš izskats

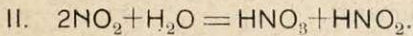
Sevišķi vienkārša savā konstrukcijā Ziberta (Siebert) krāsns, kuru patentejusi „Nitrum” sabiedrība (zim. 123). Tā sastāv

no dzelzs cilindra, kura iekšpuse izlikta ar ugunsctiem ķieģeļiem. Cilindri iestiprināti vara elektrodi E ar galviņām, starp kuŗām rodas gāismas loks. Šajā telpā pūš pa caurulem L stipru gaisa straumi. Gais ar slāpekļa oksīdiem pēc reakcijas nokļūst kapilarcaurulē K, kuŗu dzesē ar ūdeni, un cilindri C, kur notiek slāpekļa degšanas produktu kondensācija.

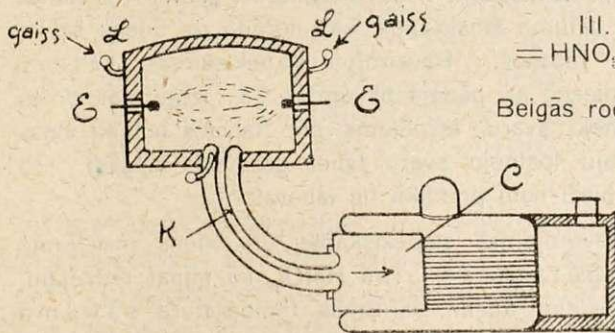
Elektriskā loka augstā temperatūrā rodas gaisa un slāpekļa oksīda, NO, maisījums, kas satur no 2 līdz 3% NO (168 lp. p.). Slāpekļa oksīds pēc atdzišanas oksidejas liekā gaisā par dioksīdu (168 lp. p.):



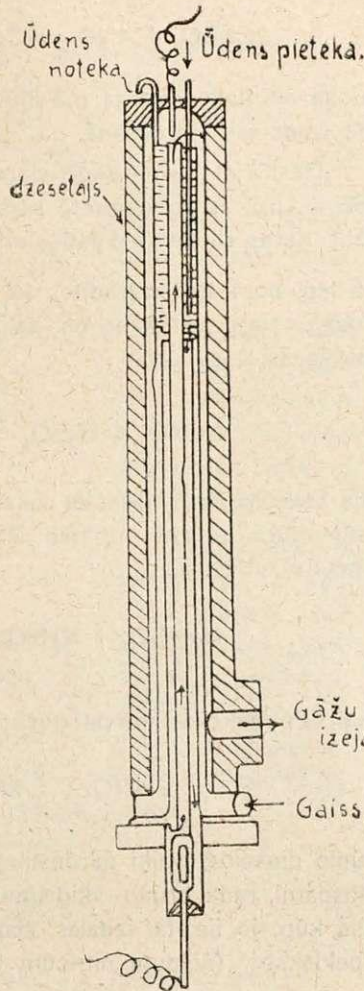
Šādā ceļā pagatavotu slāpekļa dioksīdu zem spiediena atdzesējot kondensē (Zīberta metode), vaj uztver ūdeni. Pie tam rodas slāpekļpaskābe un slāpekļskābe (168 lp. p.):



Tā kā slāpekļpaskābe brīvā veidā nestabila, ta sadalās slāpekļ-



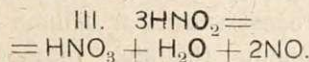
Zīm. № 123. Zīberta krāsns gaisa dedzinašanai.



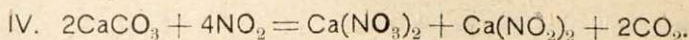
Nitrogāzu tālaka pārstrādašana.

Zīm. № 122. Šenhera aparats gaisa dedzinašanai.

skābē un slāpekļa oksidā:



Beigās rodas slāpekļskābe un slāpekļa oksīds, kuru atkal otrreiz oksidē dioksīdā un uztver torņos, kas pildīti ar kaļķakmeni:



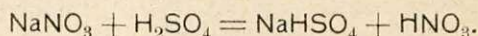
Kalcija nitrata un nitrīta maisījums rodas kā blakus produkts, kuŗu tādā veidā laiž pārdošanā.

Koncentrētā slāpekļskābe.

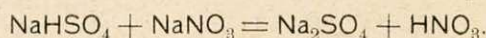
Destilējot „technisko“ slāpekļskābi, kas satur ap 60% HNO_3 (186 lp. p.), ar koncentreto sērskābi, dabon „koncentretu“ slāpekļskābi, kuras sastāvs: HNO_3 , un ipatnejs svars = 1,559.

Kūpošā slāpekļskābe.

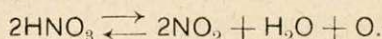
186 lap. pusē tika aizrādīts, ka slāpekļskābes ražošanā apmaiņas reakciju starp sērskābi un zalpetri ved tikai līdz natrija bisulfata attistišanās:



Šajā reakcijā tiek izlietota tikai puse sērskābes. Bet augstākā temperatūrā process tomēr iet tālak—visa sērskābes ūdenraža apmaiņas virzienā:



Tikai šās reakcijas temperatūrā slāpekļskābe pa daļai jau sadalas:



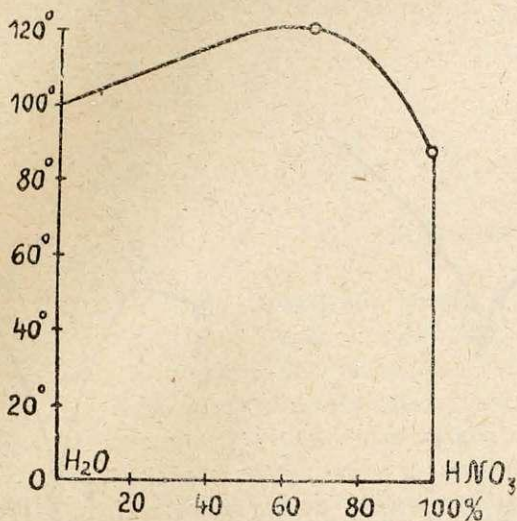
Brūnie dioksīda tvaiki pārdestīlejas kopā ar slāpekļskābi un, pēdejā izšķīsdami, rada brūnu šķīdumu (ar ipatneju svaru: 1,52), kurš gaisā kūp, jo no tā izdalās slāpekļa dioksīds. To sauc „kūpošo slāpekļskābi“ (acidum nitricum fumans).

Ipašības.

Tīra slāpekļskābe — bezkrāsains šķīdums, kas vāras pie 86°. Viņas sasaldšanas temperatūra = - 40°. Ta sadalas zem gaismas iespaīda, kā arī sildot, slāpekļa dioksīdā, ūdeni un skābekli (skat. augstak). Ar ūdeni samaisama visados samēros, pie kam šķīšanas process saistīts ar siltuma attistišanos, kas norāda uz ūdens savienojumu (hidratu) rašanos. Pavairojot slāpekļskābes saturu šķīdumā, paraleli pieaug arī pēdejā blīvums. Tā, izmērojot dotās slāpekļskābes ipatnejo svaru, iespējams pēc tabeles noteikt viņas saturu (skat. skābju ipatnejo svaru tabeli grāmatas beigās). Šo vienkāršo metodi bieži lieto praktikā un laboratorijā.

Divainības novērojamas slāpekļskābes un ūdens maisījumu vārišanās temperatūrās. Tīra HNO_3 , kā nupat redzejam, vāras pie 86°. Pielejot ūdeni, vārišanās temperatūra sākamā paaugstīnas, pie 68% HNO_3 satura sasniedz 120,5°, bet pēc tam atkal krit līdz 100° (kā tīram ūdenim; sal. zemak sekojošo tabeli

un likni, kas attēlota 124 zīmējumā). Šķīdums ar 68% HNO_3 vāras pastāvīgā temperatūrā, kā ķīmiskais indivīds, un viņa pārtvaicejums uzrāda tādu pašu šaturu, kā pats šķīdums. Aizta iemesla dāži pētnieki nāca pie slēdziena, ka tas — noteikts ķīmiskais savienojums (hidrats). Tomēr tāds uzskats nepareizs, jo



Zīm. № 124. Slāpekļskābes ūdens šķīdumu vārišanās temperatūru līkne.

ķīmiskais savienojums (hidrats). Tomēr tāds uzskats nepareizs, jo

1) minētā šķīdumā sastāvs neatbilst slāpekļskābes un ūdens vienkāršai atomskaitu (ekvivalentu) attiecībai,

2) sastāvs iznāk citads, ja pārtvaici izdara zem augstaka, vaj zema, nekā atmosfēras spiediens. Acīm redzot, ja slāpekļskābes hidrats šķīdumā pa-

stāv (kas ļoti iespējams), tas vārot disociē (sadalās).

Tabele № 24.

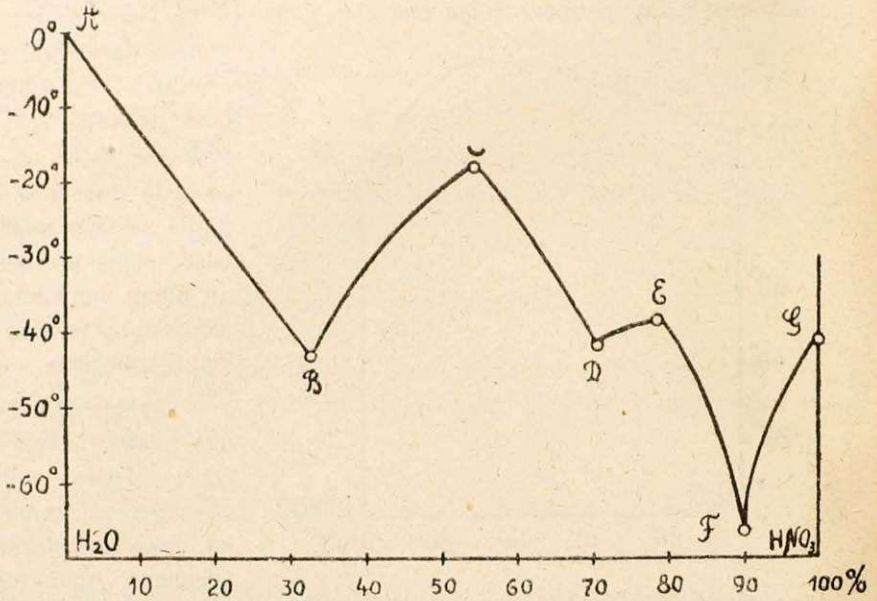
$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ maisījuma vārišanās temperatūras (Roscoe).

Koncentracija: % HNO_3 .	Vārišanās temperatūra:	Sastāvs:
0%	100°	H_2O
68%	120,5°	$\text{H}_2\text{O} + 1,214\text{HNO}_3$
100%	86°	HNO_3

Augšminēto apstākļu pēc nav iespējams ar destilāciju vien attīrīt slāpekļskābi. Destilējot šķīdumus, kas satur vairāk par 68% HNO_3 , dabon destilatā tiru slāpekļskābi, bet paliekās dabon 68% — tīgu skābi; bet šķīdumi, kuros HNO_3 saturs mazāks par 68%, dod destilatā tiru ūdeni, un retortā paliek atkal 68% — tīga skābe.

Slāpekļskābes hidrāti.

Kisters (Küster) un Kremans (Kremann) atrada, ka hidratu sastāvu var smalki noteikt pēc slāpekļskābes šķīdumu sasaldšanas temperatūrai. Rezultāti, kādus tie ieguva,



Zīm. № 125. Slāpekļskābes ūdens šķīdumu sasaldšanas temperatūru likne.

pievesti sekojošā 25 tabelē un attēloti diagramā, kas redzama 125 zīmējumā.

Tabele 25.

$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ maisījuma sasaldšanas temperatūras (Kisters un Kremans).

Koncentracija: % HNO_3 .	Sasaldšanas temperatūra.	Sastāvs:
0,0 %	+ 0,0° A	H_2O
32,7 %	— 43,0° B	$(\text{H}_2\text{O}) + (\text{HNO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O})$
53,8 %	— 18,5° C	$\text{HNO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
70,5 %	— 42,0° D	$(\text{HNO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}) + (\text{HNO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$
77,75 %	— 38,0° E	$\text{HNO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
89,9 %	— 66,3° F	$(\text{HNO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + (\text{HNO}_3)$
100,0 %	— 41,2° G	HNO_3

Šo diagramu salīdzinot ar slāpekļskābā sudraba ūdens šķīduma sasaldšanas likni, kas pievesta 126 lap. pusē (zīm. 83), redzam, ka šajā diagramā atkārtojas trīs reizes vienkāršā likne, kuru aplūkojām senāk: uzkrīt divi maksimālie punkti:

C un E, un trīs eitektiskie (kriohidratiskie) punkti: B, D un F. Maksimālais punkts C noteikti atbilst hidratam: $\text{HNO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, un punkts E — hidratam: $\text{HNO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Eitektiskie punkti attēlo:

B: kriohidratu, sastāvošu no ledus un hidrata $\text{HNO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$,

D: kriohidratu, sastāvošu no hidrata $\text{HNO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ un hidrata $\text{HNO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$,

F: kriohidratu, sastāvošu no hidrata $\text{HNO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ un krist. HNO_3 .

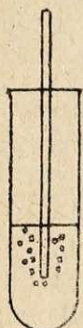
Tādā kārtā slāpekļskābes divu augšminētā sastāva hidratu pastāvēšana uzlūkojama kā neapstridami pierādīta.

Slāpekļskābe — visstiprākā no pazīstamām skābēm: viņa šķīst gandrīz visi metāli, izņemot zeltu un platīnas metālus. Pie tam pa lielākai daļai rodas metālu slāpekļskābie sāļi jeb nitrāti, kas viegli šķīst ūdenī.

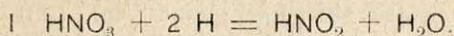
Slāpekļskābe kā skābe.

Bet slāpekļskābe turklāt ir vēl stiprs oksidētājs. Tapēc ūdeņradis, metāliem šķīstot, tikai pa daļai, vaj pavisam neatdalās brīvā veidā, bet oksidejas ūdenī (sal. 171, 180 lap. puses). Pie tam rodas dažādas slāpekļskābes reducēšanas pakāpes, kuru raksturs atkarojas no skābes koncentrācijas un metāla dabas. Tā, pirmā fāzē rodas slāpekļskābe un viņas anhidrīds: ja nitrāta (piem. KNO_3) šķīdumā sērskābes klātbūtnē iemērc cinka gabaliņu (zim. 126); slāpekļskābe konstatējama, pielejot šķīdumam jodkalija un stērķeļu šķīdumu. Jodkalījs slāpekļskābē oksidejas (bet ne slāpekļskābē), atdalot jodu (185 lp. p.). Reakcija norisinās pēc šāda nolīdzinājuma:

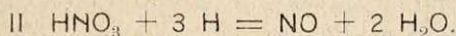
Oksidejošā darbība.



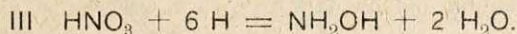
Zim. № 126. Slāpekļskābes rašanās, šķīstot cinkam slāpekļskābē.



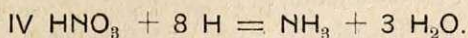
Reducešanas process, šķīdinot koncentrētā slāpekļskābē varu, iet vēl tālāk un rodas slāpekļa oksīds (sal. 171 lap. p.):



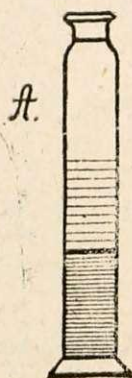
Šķīdinot atšķaidītā slāpekļskābē alvu, dabonam hidroksilamīnu (180 lp. p.):



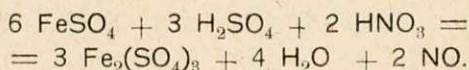
Bet ja vājam slāpekļskābes (vaj arī kāda nitrāta) šķīdumam pielej kodīgā kalija šķīdumu, pieber „cinka putekļus“ (smalku cinka pulverīti) un to vāra, konstatējama amonjaka attīstīšanās (ar lakmusu, vaj koncentrētā sāļsskābē apmērcetu stikla spieķīti). Tā tad, šajā gadījumā reducēšanas process gājis vistālāk:



Ne tikai ūdeņradis vien, bet arī daudzas citas reducējošas vielas oksidējas slāpekļskābē. Sevišķi raksturīga reakcija ar dzelzs oksidula sāļiem (fero-sāļiem).



Kalija nitrāta (KNO_3) šķīdumam cilindri A (zīm. 127) pieļējam piesātinātu ferosulfāta (dzelzs vitriola) šķīdumu. Noliecot cilindri slīpi, šam maisījumam pieļējam dažus cm^3 koncentrētas sērskābes. Pēdejā, būdama smagāka, nostājas cilindra dibinā, krasi atdalīdamās no vieglākā augšas slāņa. Tūlīt rodas starp abām fāzēm brūns gredzens. Slāpekļskābes reducēšana šajā gadījumā notiek pēc nolidzinājuma:



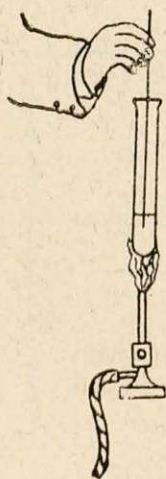
Zīm. № 127. Slāpekļskābes sāļu reakcija ar dzelzs vitriolu.

Slāpekļa oksīds, kas ar lieko ferosulfātu rada brūnu savienojumu (173 l.p. p.), uzlūkojams kā reducēšanas produkts.

Sevišķi jūtīgs reaktīvs uz slāpekļskābi — difenilamīna šķīdums koncentrētā sērskābē: pieļējot slāpekļskābi (jeb nitrātu), rodas intensīvi zils nokrāsojums. Tomēr jāņem pie tam vērā, ka šo reakciju uzrāda arī citi oksidētāji (chlorskābe, slāpekļskābe). Indigo šķīdums ar sērskābi slāpekļskābē oksidējas un kļūst bezkrāsains (sal. ozonu un ūdeņraža peroksīdu).

Degšana slāpekļskābē

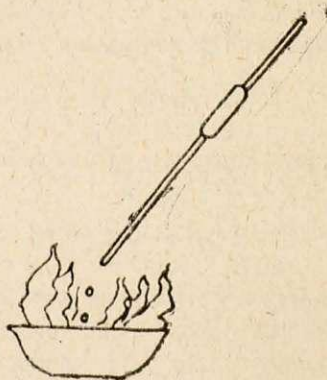
Koncentrētā slāpekļskābe oksidē tik enerģiski, ka nokarseta ogle, iemērķta kūpošā slāpekļskābē, turpina tajā degt uz viņas skābekļa rēķina (zīm. 128).



Zīm. № 128. Ogles degšana kūpošā slāpekļskābē.

Porcelāna bļodiņā samaisa kūpošu slāpekļskābi ar koncentrētu sērskābi. Šajā maisījumā pilina no pipetes terpentīnu. Katrs terpentīna piliens tajā aizdegas un sadeg (zīm. 129).

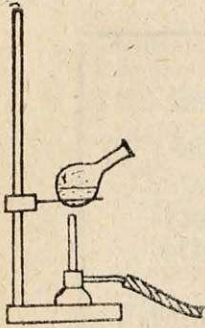
Gluži tādas pašas oksidēšanas spējas piemīt slāpekļskābes sāļiem. Apalā, grūti kausejama stikla kolbiņā izkau-



Zīm. № 129. Terpentīna aizdegšanās kūpošās slāpekļskābes un koncentrētās sērskābes maisījumā.

sejam zalpetri (zim. 130). Pēc tam šķidrajā masā sviežam nokarsetas ogles gabaliņus. Tie aizdegas un sadeg ar spožu gaismu (kā skābekli). Tas pats notiek arī ar sēru: tas izkausētā zalpetrī aizdegas un sadeg.

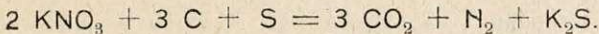
Zalpetra (kalija), ogles un sēra maisījumu sauc pulveri. Šis maisījums aizdegas ne tikai karsejot, bet arī no sitiena,



Zim. № 130. Ogles un sēra degšana izkausētā zalpetrī.

no elektriskās dzirksteles un „detonatora” sprādziena (162 lp. p.). Ogle un sērs šajā reakcijā sadeg, bet nitrāts dod skābekli, kas šai degšanai nepieciešams. Tā kā reakcijā attīstas siltums un reizā arī gāzejadi produkti, kas ieņem lielu tilpumu, mūsu ricībā visi faktori, kas nepieciešami sprādziena radīšanai sal. 77 lp. p.). „Parastā” jeb tā saucamā „melnā” pulvera sastāvs mēdz būt dažāds. Arī sprādziena produkti sakarā ar to ir dažādi. „Normalais” pulveris satur ap 68% zalpetra, 15% sēra un 17% oglekļa, kas apmēram atbilst sastāvam: $2 \text{KNO}_3 + 3 \text{C} + \text{S}$.

Tādā gadījumā degšanas reakcija notiek pēc nolīdzinājuma:



Istenībā rodas arī vēl citi produkti: K_2CO_3 , K_2SO_4 , CO. Cietie degšanas produkti, piemēram, K_2S sasmidzinās sprādzienā un rada dūmus. Tā saucamo bezdūmu pulveri (nitrocelulozu) pagatavo, iedarbojoties slāpekļskābei uz celulozu (vati). Tam sadegot, rodas tikai gāzejadas vielas, kas neatdala dūmus.

Bez pulvera praktiskā lieto kāra vajadzībam un kalnrūpniecībā arī citas spridzināmās vielas: nitroglicerīnu (dinamītu), pikrīnskābi, trinitrotoluolu (trotilu) u. c. Tie — organiski savienojumi, kurus pagatavo, iedarbojoties slāpekļskābes un sērskābes maisījumam uz organiskām vielām: glicerīnu, fenolu, toluolu u. c. (nitracija). Tie visi endotermiski savienojumi, ar ko arī izskaidrojamas viņu spridzinošās īpašības. Visos tajos atrodas slāpekļis. Tapēc pēdejs uzlūkojams kā svarīgākais sprādziena elements. Slāpekļis atdalās sprādzienā gāzejādā veidā, palielinot sistēmas spiedienu. Bez tam visas šās spridzināmās vielas satur oglekli, ūdeņradi un skābekli. Ogleklis un ūdeņradis, savienodamies ar skābekli, sprādzienā sadeg. Siltums, kas pie tam attīstas, vēl paātrina reakciju. Degšanas produktu temperatūras paaugstinājums stipri palielina visas sistēmas spiedienu.

Spridzināmās vielas.

Sekojošā tabelē pievesti sprādziena izplatīšanās ātrumi un spiedieni, kas rodas sprāgstot 1 kilogramam spridzinamo vielu viena litra tilpumā.

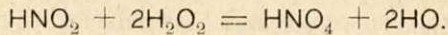
Tabele № 26

Svarīgako spridzinamo vielu sprāgšanas ātrumi un spiedieni.

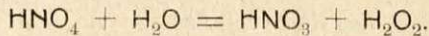
Nosaukums.	Sastāvs.	Sprādziena ātrums: met. ros sekundē.	Spiediens 1 litrā no 1 klgr. vielas
Melnais pulveris	$75^{0/0}\text{KNO}_3 + 13^{0/0}\text{C} + 12^{0/0}\text{S}$	—	2884 $\frac{\text{klgr}}{\text{cm}^2}$
Nitroglicerins	$\text{C}_3 \text{H}_5 (\text{NO}_3)_3$	8500	9282 "
Nitroceluloza	$\text{C}_{24} \text{H}_{29} \text{O}_9 (\text{NO}_3)_{11}$	5400	9594 "
Pikrinskābe	$\text{C}_6 \text{H}_2 (\text{OH}) (\text{NO}_2)_3$	7200	9781 "
Sprāgstošais dzivsudrabs	$\text{Hg} (\text{CN})_2$	3920	4450 "
Slāpekļskābais amonijs	NH_4NO_3	—	5196 "

Slāpekļpārskābe: HNO_4 .

Samaisot atšķaidītu slāpekļskābes šķīdumu ar ūdeņraža peroksīdu, šķīdumā rodas slāpekļpārskābe:



Ša viela ļoti nestabila un ātri sadalās:



Slāpekļa nozīme.

Barošanās.

Slāpekļis baltumvielu veidā atrodas protoplazmā (138 lp. p.), tapēc uzlūkojams kā svarīgs dzīvības faktors. Ķīmiskos procesos, kas norisinās mūsu organismā, daļa baltumvielu pastāvīgi sadalās un organismu atstāj.

Šo zaudējumu papildina, uzņemot barību. Pieaudzis vīrietis pie 10 stundu darba dienas, pēc Foita (Voit) aprēķina, uzņem 24 stundās ar barību 118 gr. baltumvielu, kamēr pieaugusi sieviete tādos pašos apstākļos uzņem 94 gr. Šis barības daudzums stipri atkarojas no cilvēka vecuma, kā arī no darba veida un klimata, kas redzams sekojošā tabelē:

Tabele 27.

Dažādu barības vielu patēriņš sakarā ar darba veidu (pēc Foita).

Nodarbošanās.	Baltumvielas.	Ogļhidrāti.	Tauki.	Siltuma vērtība.
Angļu cikstonis	288 gr.	93 gr.	88 gr.	2189 cal.
Angļu kalejs	176 "	666 "	71 "	3780 "
Kareivis kara gaitā	146 "	504 "	46 "	2852 "
Strādnieks	130 "	550 "	40 "	2903 "
Ārsts	127 "	362 "	89 "	2602 "
Kareivis miera laikā	117 "	447 "	35 "	2424 "
Japaņu students	83 "	622 "	14 "	2779 "
Londonas šuveja	54 "	292 "	29 "	1688 "
Videji:				
virietis (75 kgr. smags)	118 "	500 "	56 "	2810 "
sieviete	94 "	400 "	45 "	2240 "

Sakarā ar šiem datiem interesanti salīdzināt dažādu uztura vielu barības vērtību, kas redzama tabelē 28 (199 l.p. p.).

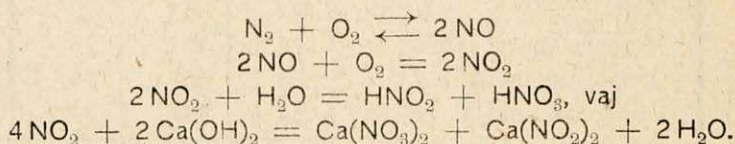
Ja organismu uzlūko kā darbnici, kur pārstrāda dažādas, pa lielākai daļai organiskas vielas, daļa baltumvielu top izlietota remontam un pieaugšanai (organisms to uzņem), pārējā daļa izpilda apgrozības kapitāla lomu, t. i. tiek uzņemta organismā, un pēc dažādiem pārvēršanās procesiem atkal to atstāj. Cik fizioloģijā zināms, organismā šie sarežģītie pārvēršanās procesi pastāv viņu sadalīšanās vienkāršākos produktos, kuru pēdējā stadija — urīnviela, ko organisms atdala urīnā no 30—45 gram. 24 stundu laikā. Nesadalītu baltumvielu parādīšanās urīnā ir slimīga (patoloģiska) parādība (albuminurija). Ogļhidrāti un tauki priekš organisma tas pats, kas darbnicā kurinamais materiāls. Tie oksidējas un atdalās (izelpotā gaisā) kā oglekļa anhidrīds un ūdens. Ogļhidratu (cukura) izdalīšanās urīnā novērojama patoloģiskā procesā: diabetes mellitus.

No visa ta redzams, ka slāpekļis izpilda valsts dzīvīgu divksoģu lomu. No vienas puses tas nepieciešams dzīvības uzturēšanai, bet no otras — to izlieto spridzināmās vielās gluži pretejam mērķim: cilvēku iznīcināšanai. No kāda viedokļa arī neraudzītos uz šo jautājumu, mēs nonākam pie viena slēdziena: slāpekļa savienojumi nepieciešami valsts aizsardzībai cīņā ar badu, kā arī ar ienaidniekiem. Čili zaļpetra krājumi apmierināja līdz lielajam pasaules karam visu valstju vajadzības pēc slāpekļa savienojumiem

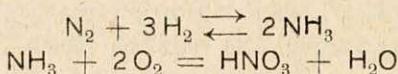
Slāpekļa
aktīvešana.

mēslošanai un karaspēka apgādašanai. Bet, ņemot vērā šo krājumu (kuri pēc ģeologu aprēķiniem pietiktu tikai līdz 1931 g.) pastāvīgu izsīkšanu, kā arī ievērojot to, ka var tikt atšķirti no aizjūras zalpetra (kas faktiski notika ar Vāciju), dažas valstis, un pirmā kārtā Vācija, jau kaŗa priekšvakarā bij spiestas pārdomat par slāpekļa „aktīvešanu“, t. i. pārvēršanu tādā veidā, kas pieejams stādu asimilācijai un pārstrādašanai tālakos ķīmiskos savienojumos. Mēs redzejam, ka ša svarīgā problēma atrisināta trijos dažādos ceļos :

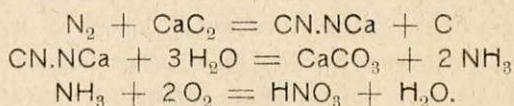
I. tiešā slāpekļa oksidēšanā augstā temperatūrā, un slāpekļa oksīdu pārvēršanā slāpekļa skābēs, vaj viņu sāļos (sal. 167, 187 lap. p.):



II. amonjaka sintezē un oksidēšanā par slāpekļskābi (sal. 146, 151 lp. p.):



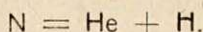
III. kalcijs cianamīda pagatavošanā un sadalīšanā ar ūdeni (147 lp. p.):



Visas šās trīs metodes plaši izlietoja kaŗa laikā. Cik liels bijis slāpekļskābes patēriņš pēdējā karā, redzams no tā, ka pa kaŗa laiku patērets pēc pavisam aprēķiniem ap 2 miljoni tonnu spridzināmo vielu. Vācija tik ilgi vareja kaŗot, tikai pateicoties zinātniskai un tehniskai slāpekļa aktīvešanas procesa izpētīšanai.

Slāpekļa
sadalīšana.

Šo lekciju nobeidzot, jāizrāda, ka 1919 gadā Rezerfords (Rutherford) novēroja, ka slāpekļis zem radioaktīvu vielu staru iespaida sadalās, acīm redzot, helijā un ūdeņradī:



Par šiem jaunajiem eksperimentiem un slēdzieniem runāsim lekcijā, kas veltīta radijam.

Tabele № 28.

Barības vērtība dažādās uztura vielās.

Uztura vielas.	Baltum-	Ogļhidrāti.	Tauki	Ēdens		Kalorijas.
	vielas.			un	Paliekas.	
	0/0 0/0	0/0 0/0	0/0 0/0	0/0 0/0	0/0 0/0	cal.
M a i z e:						
baltā	5,5	56,6	0,4	33,7	3,8	253
rudzu	4,7	47,9	0,6	39,7	7,1	220
kalteta	7,6	73,2	1,8	9,5	7,9	346
G a ģ a:						
zirga	21,0	0,8	2,4	73,2	2,6	127
vērša	19,7	0,0	13,8	65,4	1,1	223
teļa	18,8	0,0	2,7	76,7	1,8	118
vistas	19,9	1,7	4,4	72,1	1,9	144
zivs (lidakas)	17,9	0,0	0,5	79,6	2,0	91
P i e n s:						
mātes	1,9	6,3	3,6	87,6	0,6	68
govs	3,2	4,8	3,5	87,3	1,2	67
kondensets	10,4	13,7	10,8	61,5	3,6	206
T a u k i:						
sviests	0,7	0,5	81,2	13,4	4,2	761
margarīns	0,5	0,4	84,5	9,1	5,1	790
cūkas	0,2	0,0	95,1	0,7	4,0	885
O l a s (50 gr.)	12,2	0,6	10,2	65,8	11,2	154
S i e r s (Šveices)	22,3	5,0	29,5	34,7	8,5	403
M i l t i:						
rīsi	0,6	82,6	0,0	13,7	3,1	333
auzu putraini	9,4	64,0	3,5	9,6	13,5	334
D ā r z a ģ i:						
kartupeļi	1,5	20,0	0,1	74,9	3,5	88
zirņi (sausēti)	17,0	45,8	0,6	13,8	22,8	271
pupas (baltās)	25,3	48,3	1,7	13,5	11,2	318
puķu kāposti	1,8	3,8	0,2	90,9	3,3	26
spināti	2,7	3,0	0,3	89,2	4,8	28
āboli, bumbieri	0,3	12,6	0,0	84,4	2,7	52

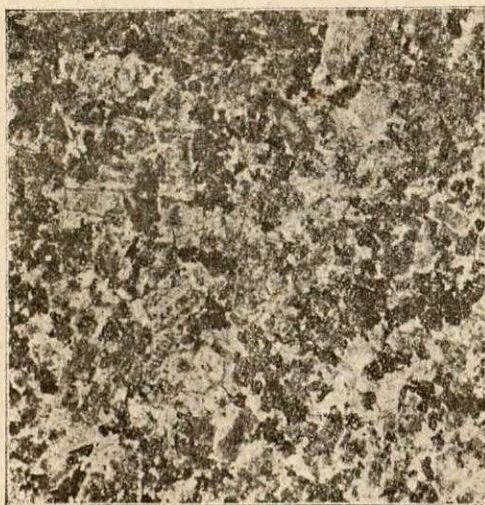
Sešpadsmitā lekcija.

Atomu pasaule.

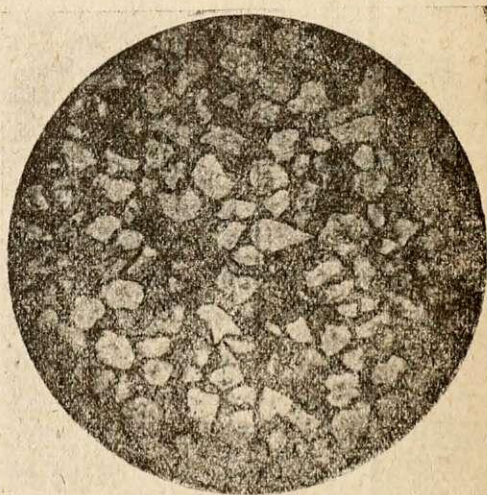
Pamata jautājums. — Heterogenas sistēmas. — Homogenas sistēmas. — Koloidi. — Atomi. — Vaj atomi nedalāmi? — Atomhipotezes mērķis. — Izplēšanās izskaidrojums — Šķīšana. — Ķīmisko parādību mehānisms. — Atomu īpašības. — Atomu svārs. — Ķīmijas likumi; masas pastāvības likums. — Konstanto attiecību likums. — Vienkāršu skaitu likums. — Ķīmisko ekvivalentu likums — Avogadro hipotēze. — Gāzejādo elementu daļiņas. — Molekular- un atomsvārs. — Molekularsvārs un gāzu blīvums — Gāzu „normālsvārs“. — Gaistošo vielu molekularsvāri. — Viktora Meijera metode. — Molekularsvāri ķīmijā. — Atomsvāra izvēle. — Ķīmisko formulu izvēle. — Disociācija. — Asociācija. — Molekularsvāri fizikā. — Osmotiskais spiediens. — Šķīdumu iztvaikošana un sasaldāšana — Molekularsvāri šķīdumā. — Izņēmumi. — Daļiņu uzbūve. — Stereokīmija.

Pamata
jautājums.

Jau senie grieķu dabas pētnieki interesejās par vielu uzbūvi. Jau viņi uzstādīja jautājumu: „Vaj matērija viņas dažādos veidos sastāv no nepārtrauktas, viengabala masas, vaj no atsevišķām daļiņām, kuras atšķir b r i v a (matēriju nesaturoša) telpa?“



Zīm. № 131. Granīta struktūra: laukakmens (gaišs), kvarcs (peleks) un vizulis (balts).



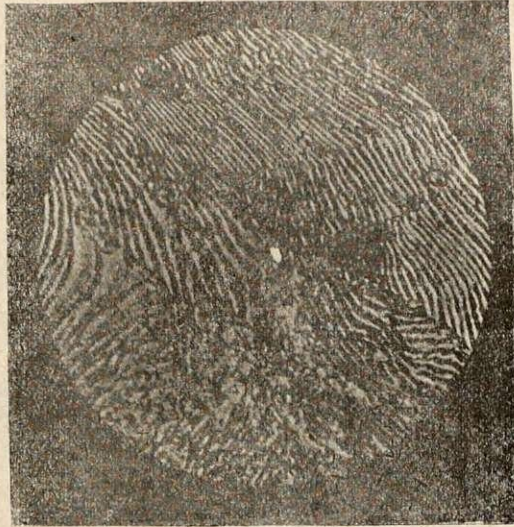
Zīm. № 132. Smilšakmeņa struktūra: kvarca graudi kaļķakmeņi.

Heterogenas
sistēmas.

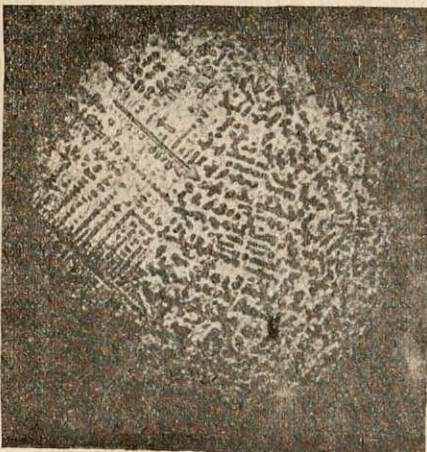
Noskaidrojot šo jautājumu ar šā laika pētīšanas aparātu, izklīst pa lielākai daļai visas šaubas. Ļabi noslipēts granīta gabaliņš zem mikroskopa atstarotā gaismā rāda ainu, kas redzama 131 zīmējumā. Kā redzams, tas sastāv no trejādas sugas daļiņām: gaišiem laukakmeņa, peļķiem kvarca un baltiem vizuļa kristāliem. Līdzīgu saliktu struktūru uzrāda arī smilšakmens, kas sastāv no kaļķakmeņi sablīvētiem kvarca graudiņiem (zīm. 132).

Pat tajos gadījumos, kad pavirši aplūkojot nav saskatamas atsevišķas strukturas sastāvdaļas, pamatīgāka pētīšana atklāj interesantus iekšējās uzbū-

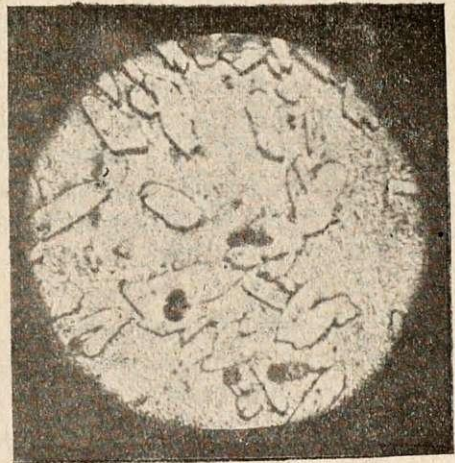
ves sikumus. Metālu pētīšanā lieto tā saucamo „metalografisko” metodi. Ja tēraudu rūpīgi noslipē un no virspuses viegli apstrāda ar vāju skābi, tas uzrāda zem mikroskopa slāņveidīgu uzbūvi („perlīts”, zīm. 133): melnās līnijas, kas pareizi seko viena otrai, ir dzelzs un oglekļa savienojums, izplatīts tīrs dzelzs masā (gaišā daļā). Bronzas slīpejums (zīm. 134) uzrāda vara un alvas maisītus kristālus, kuņu sagraupejums atgādina eglīti. 135 zīmējumā redzams misiņa slīpejums, kurā novērojami divējādi vara un cinka maisīti kristāli.



Zīm. № 133. Tērauda slīpejums, apstrādāts ar vāju skābi: „perlīts”.



Zīm. № 134. Bronzas (ar 4,5% alvas) struktūra.



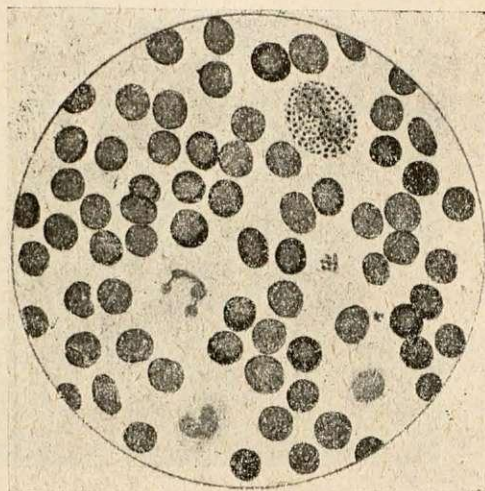
Zīm. № 135. Misiņa slīpejums.

Āri daudzas šķidrās sistēmas (emulsijas) zem mikroskopa uzrāda šķīdumā nosvērtas daļiņas. Asins pliens sastāv no caurspīdīga šķīduma, kurā ļoti daudz nosvērtu sarkano un balto

asins ķermeņi (ap 5 miljoni katrā cm^3 , zim. 136). Šo ķermeņi diametrs = 0,007—0,008 milim. Piena pilienā skaitas 1—5,75 miljonu tauku lodiņu, kuru videjs diametrs, apmēram, 0,004 milim. (zim. 137). Pat gāzēs bieži novērojamas šķidrās un cietās daļiņas

(migla, putekļi). Novērojot saules staru ceļu gaisā, redzami sīki mirdzoši putekliši.

Līdzīgas sistēmas, kurās ar neapbruņotu aci, vaj arī zem mikroskopa izšķiramas atsevišķas dažāda veida daļiņas, sauc heterogēnas (emulsijas, maisījumus). Turpretim, tādas sistēmas, kurās līdz šim vēl nav konstatēta dažāda struktūra, sauc homogēnas. Rūpīgi nofiltrētā ūdens pilienā („optiski tukšā”), vaj gaisā, kas attīrīts no putekļiem, nav iespējams pat



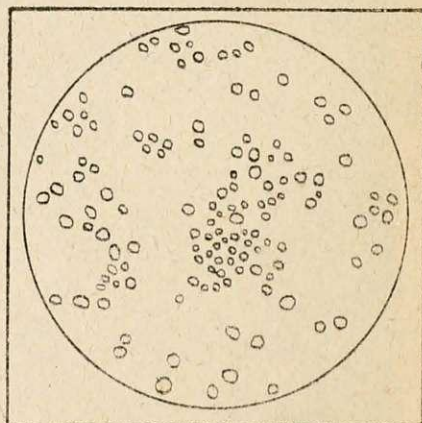
Homogēnas sistēmas.

Zim. № 136. Asins pilienā, 480 reizes palielināts.

ar vislabāko mikroskopu novērot atsevišķas daļiņas. Arī caurspīdīgi, tīri kristāli, optiski izpētīti, izrādās homogēni.

Koloīdi.

Tomēr, arī šajā gadījumā pastāv heterogēnu sistēmu pāreja homogēnos šķīdumos. Koloīdšķīdumi atrodas uz robežas starp šīm abām sistēmām (130 lp. p.). Viņu osmotiskais spiediens un citas, ar to saistītās īpašības norāda, ka koloīdi pieskaitāmi pie šķīdumiem. Bet bieži vien tajos novērojamas ar ultramikroskopu mazas daļiņas, kuru diametrs = 0,000005 milim. (zim. 138). Tapēc arī koloīdus uzlūko kā pseido-



Zim. № 137. Piena pilienā, 400 reizes palielināts.

šķīdumus (lai atšķirtu tos no homogēniem, „īstiem“ šķīdumiem). Tomēr, mūsu laikos neapšaubams ir fakts, ka starp „pseidošķīdumiem” un „īstiem” šķīdumiem nepastāv krasa robeža, jo pazīstami zelta

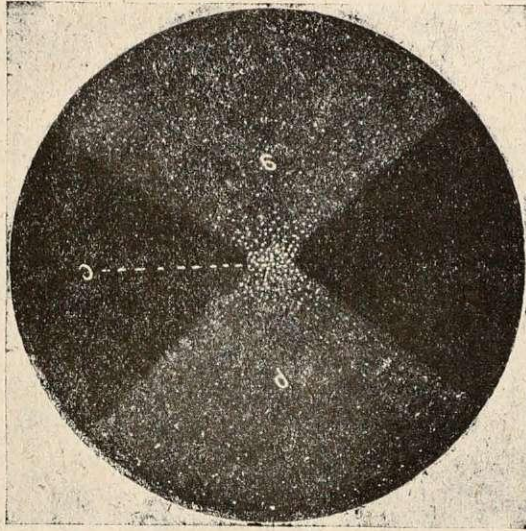
koloidšķidumi, kuru daļiņas tik mazas, ka nav saskatamas pat zem ultramikroskopa, kuri uzrāda visas „isto“ šķidumu īpašības, un tomēr nojaušami heterogēnas.

Izliekas, it kā homogēnu vielu (kas neuzrāda savu iekšējo strukturu vismalkākajos pētījumos) esamības fakts noteikti runātu materijas viengabala (nepārtrauktai) uzbūvei par labu, pierādot, ka pastāv vesela rinda viengabala vielu, kurās nav ne pārtraukumu, ne starptelpu. Tomēr dabas zinātnē jau pašā pirmajā savas attīstības pakāpē, ar kuru iepazīties seno grieķu filozofijas sistēmās (9 lpp.), novirzījās uz citu pusi. Grieķu filozofs Demokrits, kurš dzīvoja no 470 līdz 360 g. pirms Kr. dzimšanas, izteica domas, ka visas, ne tikai nojaušami heterogēnas, bet arī homogēnas vielas uzbūvetas no atsevišķām daļiņām, starp kurām atrodas starpas.

Šās daļiņas, kas izpilda it kā ķieģeļu lomu, no kuriem uzbūvēta visa materija, tik niecīgas, ka nevar pat iedomāties tās tieši saredzēt kaut ar visstiprāko mikroskopu. Šās maziņās, kaut gan ne bezgala mazās, daļiņas Demokrits nosauca „atomus“. Tapēc arī mācība, kas dibināta uz viņu esamības pieņēmumu un aplūko to īpašības, saucas „atomteorija“.

Nosaukums „atoms“ cēlies no grieķu vārda *ἄτομος* un nozīmē „nedalams“. Daudzi zinātnieki senāk turejas pie uzskata, ka atomi ir materijas beidzamās nedalamās daļiņas. Tomēr šāds uzskats par atomu dabu nesaskan nedz ar loģikas prasībām, nedz arī ar eksperimentu rezultātiem. Pat vismazāko ķermeņi savā prātā varam dalīt bez gala, cik tik patīk. Kas attiecas uz šā uzdevuma praktisko izpildījumu, skaidrs, ka šādas dališanas sasniegtās robežas atkarasies no tehnikas attīstības stāvokļa. Tā kā tehnika pastāvīgi progresē, grūti iepriekš nosacīt faktiskās dalāmības robežu. Un tiešām, jaunāko laiku pētījumi par elektrisko izlādi

Atomi.



Zīm. № 138. Zelta koloidšķidums zem ultramikroskopa.

Vai atomi nedalāmi?

gāzēs un radioaktivitāti noveduši pie slēdziena, ka pastāv daļiņas, kas daudz mazakas par atomiem. Tie ir — elektroni, kuŗu masa vēl 1000 reiz mazaka, nekā vismazākā atoma masa.

Vārdu sakot, nav nekāda pamata uzlūkot atomus kā nedalamus. Viņu galvenā pazīme pastāv tamā, ka tie eksistē kā atsevišķi indivīdi; kā ēka celta no atsevišķiem ķieģeļiem, tā arī viela uzbūvēta no atsevišķiem atomiem. Ar liēlgabala šāvienu gan ķieģeļus var sašķaidīt, bet tad sabruks arī pati ēka. Gluži tāpat ar ārejiem spēkiem (elektrisko izlādi, ultravioletiem un radija stariem) iespējam saskaldīt atomus, bet tad sabrūk arī pati viela, kuŗa no tiem sastāv.

Atomhipotezes mērķis.

Cēļas jautājums, kādu labumu atnes zinātnēi šāds eksperimentāli nepierādīts pieņēmums? Vaj mums nedraud būt izrautiem no reālās īstenības, kuŗā līdz šim bijam, un aizmaldīties tukšās fantāzijas un aplamu nojaušmu valstī? Atbilde uz šo jautājumu meklējama tamā, ka katras hipotezes uzdevums — „noskaidrot“ faktus; atomhipoteze ir modelis, ar kuŗu palīdzību mēs savu garā acu priekšā varam attēlot ar vienkāršākiem un saprotamākiem elementiem novērojamās sarežģītās dabas parādības. To paskaidros daži piemēri.

Izplēšanāsizskaidrojums.

Ir zināms, ka visas viēlas maina savu tilpumu sakarā ar temperatūru un spiedienu. Viēlas sildot pa lielākai daļai izplēšas, atdzesejot, kā arī saspiežot, viņu tilpums pamazinas. Turoties pie uzskata, kā viēla sastāv no nepārtrauktas, viēngabala māsas, grūti viēlas izplēšanos konkrēti priekšā stādīties. Drīzak būtu domājams, ka tilpums, tāpat kā masa, neatkarīgi no apstākļiem paliks viēnmēr tāds pats, kā bijis. Bet tas nesaskan ar eksperimentu. Pavisam citādu apgaismojumu iegūst šās parādības, ja pieņem, ka viēla sastāv no atomiem. A t o m u tilpums, tāpat kā viņu masa, v a r arī nemainīties. Bet brīvās starpas, kas šķir viēnu atomu no otra, var palielināties, vaj pamazināties. Sakarā ar to jāmainas arī vispārejam viēlas tilpumam.

Šķīšanasparādības.

Otrs piemērs. Cukurs šķīst ūdenī. Kas pie tam notiek? Grūti iedomāties, ka telpā, kas pildīta ar viēngabala ūdens masu, varetu vēl ievietot otru viēlu (cukuru). Bet izejot no atomhipotezes redzes stāvokļa, var pieņemt, ka ūdens daļiņas, cukuram šķīstot, cīta no cītas attālinas un dod brīvu vietu cukura daļiņām.

Ķīmisko parādībumechanisms.

Vislielāko nozīmi atomhipoteze iemanto ķīmisko procesu meħanisma noskaidrošanā, nostādīdama jaunā gaismā mums jau pazīstamos ķīmijas pamatlikumus. Ūdeņradis, savienodamies ar skābekli, rada jaunu viēlu: ūdeni. Kā lai šo abu elementu savienošanos uzskatāmi attēlojam? Ar atomu palīdzību viegli sastādāms modelis, pēc kura rodas no elementiem ūdens. Mēs pieņemam, ka viens, vaj vairāki skābekļa atomi pievelk viēnu, vaj

vairakus ūdeņraža atomus. Tādā ceļā rodas jaunas vielas, ūdens, komplicetaki atomi. Šādus vairaku atomu sakopojumus, kas sastāda jaunas individuēlas daļiņas, sauc molekulas. Tā atomhipoteze dod mums līdzekli mūsu gara acu priekšā radīt dabā norisinošos procesus.

Tāļak uzrisinas jautajums: ja atomi faktiski pastāv, tad kādas tiem ipašības? Kāda viņu forma, lielums, masa u. c.? Izliekas, ka, reiz atomi nav novērojami, nevar būt runa par viņu ipašībām. Tomēr, ja atomu esamības pieņēmums mūs noved pie slēdzieniem, kas saskan ar istenību, varam mēģinat šo ceļu turpinat ari uz priekšu. Mēs varam pagaidam piešķirt atomam kādu noteiktu ipašību un pārliecinaties, cik tālu no ta izvedamie sekojumi sakrīt ar eksperimentu rezultatiem. Ja salīdzinot izrādīsies, ka eksperiments runā pretim šiem sekojumiem, mūsu hipoteze jaatmet (vaj jāpārveido) un tās vietā jāpieņem cita. Bet ja izrādās, ka eksperiments saskan ar mūsu pieņēmumiem, vēl tomēr nav pierādīts, ka mūsu pieņēmumi katrā ziņā pareizi (jo pie tādiem pašiem sekojumiem mūs, varbūt, novestu ari vēl kāds cits pieņēmums); tomēr šāda saskaņa piešķir mūsu pieņēmumam zinamu varbūtību un pamudina šo hipotezi attistit tāļak.

Atomu ipašības.

Džons Daltons 18. gadsimteņa sākumā pieņēma, ka

- 1) viena un ta paša elementa atomiem ir pastāvīgs svars, kuru tie patura ari savienojumos, un
- 2) dažādu elementu atomiem ir ari dažāds svars.

Atomu svarš.

Šis pieņēmums ieguvis ķimijā fundamentālu nozīmi. Palūkosim, kādus no ta varam taisīt slēdzienus.

Acim redzams, reiz elementu ķīmiska savienošanās pastāv atsevišķu atomu pārgrupešanā saliktākās daļiņās, savienojuma svaram jābūt vienādam ar elementu svaru kopzumu, t. i. **masas pastāvības likums** šeit uzlūkojams kā mūsu pieņēmumu sekojums.

Masas pastāvības likums.

Tāļak, ļoti varbūtīgi, ka kāda savienojuma molekulai rodities, zināma elementa noteikts atomu skaits vienmēr savienojas ar vienu un to pašu cita elementa atomu skaitu. Tad nu saprotams, ka katrā molekulā pastāv atsevišķu elementu konstanta svaru attiecība. Tas pats sakams par visu doto savienojumu. Viss tas mūs noved pie konstanto attiecību likuma (48 lp. p.).

Konstanto attiecību likums.

Ja divi elementi viens ar otru rada vairakus savienojumus, tas iespējams tikai tapēc, ka elementu atomi viens ar otru savienojas dažādās attiecībās. Visvienkāršākos gadījumos šās attiecības būs izteiktas vienkāršos un, katrā ziņā, veselos skaitos. Tapēc ari dotā elementa daudzuma attiecībai pret otra elementa svāra vienību visos šo abu elementu savienojumos jāizteicas vienkāršos skaitos.

Vienkāršu skaitu likums.

Mēs nonākam šajā gadījumā pie vienkāršu skaitu likuma (50 lp. p.). Kā piemēru, aplūkosim slāpekļa oksidus (164 lp. p.). Ja pieņemsim, ka

1 molekula slāpekļa oksidula sastāv no 2 atom. slāp. un 1 atoma skāb.

1	"	"	oksida	"	"	1	"	"	"	1	"	"
1	"	"	trioksida	"	"	2	"	"	"	3	"	"
1	"	"	dioksida	"	"	1	"	"	"	2	"	"
1	"	"	pentoksida	"	"	2	"	"	"	5	"	"

un slāpekļa atoma svaru apzīmesim ar x, bet skābekļa atoma svaru ar y, tad slāpekļa oksidu sastāvs izteiksies šādās attiecībās:

slāpekļa oksidulā:	2x	slāpekļa daļas	uz	y	daļam skābekļa
" oksidā:	x	"	"	"	y
" trioksidā:	2x	"	"	"	3y
" dioksidā:	x	"	"	"	2y
" pentoksidā:	2x	"	"	"	5y

Tādā kārtā, uz 2 svara daļam slāpekļa dažados viņa oksidos pakāpeniski atrodam: 1, 2, 3, 4, 5 svara daļas skābekļa, t. i. svarus, kuri atbilst vienkāršiem veseliem skaitiem.

Ķīmisko
ekvivalentu
likums.

No Daltona teorijas pamata tēzēm redzams, ka katrs elements var savienoties ar pārējiem elementiem tikai noteiktos daudzumos, kuri vaj nu vienadi ar vienu ša elementa atoma svaru, vaj arī attiecas pret to, kā vienkārši veseli skaiti. Tas pilnīgi saskan ar dabīgo un mākslīgo savienojumu analīžu rezultātiem, kas atraduši izteiksmi ekvivalentu likuma (52 lp. p.). Tā, piemēram, salīdzinot metālu oksīdu un sulfīdu (sēra savienojumu) daudzuma sastāvu, dabonam šādus skaitus:

I. oksīdi satur:

uz 16 daļam skābekļa	24,32	daļas magnija
" 16 "	40,07	" kalcija
" 16 "	65,37	" cinka
" 16 "	137,37	" barija
" 16 "	200,6	" dzīvsudraba.

II. sulfīdi satur:

uz 24,32 daļam magnija	32,06	daļas sēra
" 40,07 "	32,06	" "
" 65,37 "	32,06	" "
" 137,37 "	32,06	" "
" 200,6 "	32,06	" "

Ja pieņem skābekļa atoma svaru = 16, tad sēra atoma svaram jābūt 32,06, magnija—24,32, kalcija—40,07 u. t. t. Citiem vārdiem: šeit pievestajiem elementu savienošanās svāriem vaj nu jābūt vienādiem ar viņu atomsvāriem (pieņemot, ka šajos savienojumos uz vienu atomu skābekļa, vaj sēra iet viens atoms metala), vaj arī vienādiem ar daudzumiem, kas atbilst atomsvāru vienkāršiem veseliem skaitiem (pieņemot šajos savienojumos komplicetaku molekulas sastāvu). Lūk, kāpēc elementa „savienošanās“ svaru sauc arī viņa atomsvāru.

Lai zinātu visu elementu atomu absolūtos svārus (gramos), nepieciešami noteikti aprēķināt kāda viena elementa atsevišķa atoma svaru. Bet kamēr vēl šis uzdevums nav veikts, mums jāapmierinājas ar relatīvajiem skaitiem. Pieņemot skābekļa viena atoma svaru = 16 vienības, dabūjām elementu relatīvo atomsvāru tabeli, kas pievesta 57 lap. pusē.

Izejot no Daltona pieņēmumiem par atomu īpašībām, mēs atradam, ka tie savos sekojumos pilnīgi saskan ar reālo īstenību; ar viņu palīdzību mums izdevās ne tikai izskaidrot empīriskos likumus, pēc kuriem rodas ķīmiski savienojumi, bet arī norādīt eksperimentālos pētījumos iegūto skaitu fizikālo (reālo) nozīmi. Šādi panākumi pamudina attīstīt Daltona idejas vēl tālāk. Lieta grozas ap vielas uzbūves komplicetako elementu, molekulu, īpašībām.

Avogadro
hipoteze.

Amadejs Avogadro 1811 gadā, izejot no vienkāršu tilpumu likuma (60 lp. p.), pienēma, ka

„vienados gāžu tilpumos pie vienādas temperatūras un vienāda spiediena vienmēr viens un tas pats molekulu skaits“.

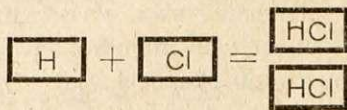
Ja pieņemam Avogadro hipotezi, vienkāršu tilpumu likums iegūst šādu izskaidrojumu. Pieņemsim, ka divas gāzejas vielas A un B, savienodamās, rada jaunu gāzejadu vielu AB. Pēc Daltona teorijas šis process norisinājas tā, ka viena, vaj divas (vispārīgi vienkārš skaits) A- vielas molekulas savienojas ar vienu, vaj divam B- vielas molekulām, radot arī vienkāršu skaitu molekulu AB-savienojumā. Ja nu, saskaņā ar Avogadro hipotezi, vienads skaits molekulu gāzēs A, B un AB ieņem vienādus tilpumus, tad A un B tilpumu attiecībai, kā arī pēdejo attiecībai pret tilpumu AB jāizteicas vienkāršiem veseliem skaitiem. Un tamā, lūk, arī pastāv vienkāršu tilpumu likums.

Kā piemērus, aplūkosim chlorūdeņraža, ūdens tvaiku un amonjaka gāzes rašanos no elementiem.

Fakti pierāda, ka chlorūdeņradim rodoties, viens tilpums

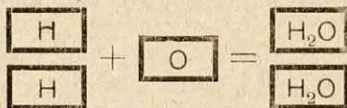
Gāzejadu
elementu
molekulas.

ūdeņraža savienojas ar vienu tilpumu hlora un rada divus tilpumus chlorūdeņraža. Tas attēlojams šādā šēmā:



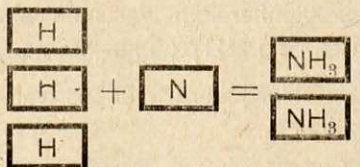
Ja pieņemam, ka viens gāzes tilpums eksperimenta apstākļos satur N molekulas, un katra elementārās gāzes (ūdeņraža un hlora) molekula sastāv tikai no viena atoma, mēs nākam pie slēdziena, ka N atomi ūdeņraža + N atomi hlora rezultātā dod $2N$ molekulas chlorūdeņraža. Bet tas nesaskan ar mūsu pamatzskatiem: jo katra chlorūdeņraža molekula vismaz satur vienu atomu ūdeņraža un vienu atomu hlora; tā tad, $2N$ molekulu chlorūdeņraža radīšanai nepieciešami vismaz $2N$ atomi ūdeņraža un $2N$ atomi hlora. No tā redzams, ka vienā ūdeņraža tilpumā N molekulās jābūt vismaz $2N$ atomiem ūdeņraža, un tāpat vienā hlora tilpumā N molekulās — $2N$ atomiem hlora. Jeb citiem vārdiem: katra ūdeņraža un hlora molekula sastāv vismaz no diviem atomiem.

Pie tādiem pašiem rezultātiem noved arī citas reakcijas. Ūdenim rodas, divi tilpumi ūdeņraža savienojas ar vienu tilpumu skābekļa, un rada divus tilpumus ūdens tvaika (sal. 62 lp. p.):



Ja nu mēs pieņemtam, ka katrs ūdeņraža un skābekļa tilpums satur N atomus, tad no $2N$ atomiem ūdeņraža un N atomiem skābekļa var rasties tikai N molekulas ūdens (ja katra ūdens molekula sastāv no 2 atomiem ūdeņraža un 1 atomā skābekļa). Bet mēs patiesībā dabonam 2 tilpumus ūdens tvaika, t. i. $2N$ molekulas. Tā tad arī šajā gadījumā jāpieņem, ka katra ūdeņraža un skābekļa molekula sastāv vismaz no 2 atomiem. Tad 2 tilpumi ūdeņraža satur $2N$ molekulas, jeb $4N$ atomus, un 1 tilpums skābekļa satur N molekulas, t. i. $2N$ atomus. Tiem savienojoties, rodas 2 molekulas ūdens, kas saskan ar Avogadro hipotezi.

Amonjaks rodas no 3 tilpumiem ūdeņraža un 1 tilpuma slāpekļa, kuri savienodamies rada 2 tilpumus amonjaka gāzes (152 lp. p.):



Lai radītu 2 tilpumus amonjaka, kuri satur 2 N molekulas, vajadzīgi vismaz 2 N atomi slāpekļa un 6 N atomi ūdeņraža. Mūsu pieņēmums, ka katra ūdeņraža un slāpekļa molekula satur divus atomus, šo noteikumu pilnīgi apmierina: jo trīs tilpumos ūdeņraža atrodas 3 N molekulas, t. i. 6 N atomu ūdeņraža, bet vienā tilpumā slāpekļa atrodas N molekulas jeb 2 N atomi slāpekļa, t. i. taisni tik, cik vajadzīgs 2 tilpumu, t. i. 2 N molekulu amonjaka radīšanai.

Šie piemēri, kā arī daudzi citi gāzejādu vielu reakciju pētījumi, pamudina Avogadro taisīt slēdzienu, ka elementu daļiņām gāzejadā stāvoklī jau salikta uzbūve, un proti: tās sastāv vismaz no diviem atomiem. Un nav nācis vēl priekšā pētījumos gadījens, kas norādītu uz šā skaita palielināšanas vajadzību. Tapēc zinātnē šo vienkāršāko no visiem iespējamajiem vienkāršiem skaitiem atzinusi visvarbūtīgāko. Ja pieņem skābekļa atomsvāru = 16, viņa molekularais svārs (t. i. vienas molekulas svārs) jāpieņem 32, ūdeņraža molekularais svārs = 2,016, chlora — 70,92, slāpekļa — 28,02. Un vispārīgi, lielāko tiesu elementu molekularsvārs gāzejadā stāvoklī ir viņa divkārtīgs atomsvārs. Tomēr zināmi arī elementi, kuriem gāzejadā stāvoklī daudz saliktākas molekulas (piemēram, fosfors, sērs) kā arī tādi, kuru molekulas sastāv tikai no viena atoma (dzīvsudrabs, argons un citas cēlās gāzes). Pie tiem vēl atgriezīsimies vēlāk.

Molekularsvārs un atomsvārs.

Runājot par skaitiem, ar kuriem apzīmeti molekularsvāri, jāatkārto tas pats, kas sacīts par atomsvāriem. Kamēr nav iespējams noteikti saskaitīt molekulu skaitu kādas vienas gāzes tilpuma vienībā, jāapmierinājas ar molekularsvāru relatīvajiem lielumiem. Tam nolūkam vielu molekularsvārus salīdzinām ar skābekļa molekularsvāru, kas pieņemts kā noteikts lielums. Šis elements, kā zināms, likts arī atomsvāru pamatos. Izejot no skābekļa atomsvāra, kas pieņemts = 16, dabonam viņa molekularsvāru = 32. Citiem vārdiem, mēs pieņemam, ka katra skābekļa molekula sver 32 pieņemtās vienības.

Gāzu molekularsvārs un blīvums.

Tā kā pēc Avogadro hipotezes vienādos tilpumos visas gāzes satur tik pat daudz molekulu, cik līdzīgs skābekļa tilpums, tad, protams, jebkuras vielas 1 grammolekula („mols“) gāzejadā stāvoklī ieņems tādu pat tilpumu, kādu ieņem 1 grammolekula (32 gr.) skābekļa vienādos apstākļos. Tagad kļūst skaidrs, kāpēc gāzes „normālsvaru“ 73 lap. pusē nosaucām mola jeb molekularsvāru.

Molekularsvārs un normālsvārs.

No tā izvedams ļoti vienkāršs likums, pēc kura aprēķināms gāzejādu vielu molekularsvārs:

„Dotās vielas molekularsvāru sauc tādu

(izteiktu gramos), kuŗš ieņem gāzejadā stāvokli tilpumu, vienadu ar 32 gr. skābekļa tilpumu, aprēķinātu vienados (temperatūras un spiediena) apstākļos“.

73 lap. pusē aizrādīts, ka 32 gr. skābekļa pie 0° un 760 m/m spiediena ieņem 22420 cm^3 tilpuma. Tapēc, ja dotās vielas molekularsvars ir M, tas nozīmē, ka šās vielas M grami gāzejadā stāvokli pie 0° un 760 m/m. spiediena arī ieņems 22420 cm^3 tilpuma. Tāļak zinams, ka vielas blīvumu noteic masas attiecība pret tilpumu.

Apzimejot gāzes blīvumu pie 0° un 760 m/m ar d, dabonam :

$$d = \frac{M}{22420}$$

$$M = 22420 \times d.$$

Tas nozīmē, ka

„gāzes molekularsvars vienads ar viņas blīvumu (absoluto) pie 0° un 760 m/m, pareizinātu uz 22420“. Bet ja ir dots gāzes blīvums δ attiecībā pret gaisu (tam ir dažas praktiskas ērtības), tad, ņemot vērā, ka 1 cm^3 gaisa pie 0° un 760 m/m sver 0,001293 gr., dabonam

$$\delta = \frac{\text{pētāmās gāzes blīvums}}{\text{gaisa blīvums}} = \frac{d}{0,001293}$$

$$d = 0,001293 \times \delta$$

$$M = 22420 \times 0,001293 \times \delta = 28,97 \times \delta.$$

Šo vienādību vārdos varam izsacīt šādi: „gāzes molekularsvars vienads ar viņas blīvumu (attiecībā pret gaisu), pareizinātu uz 28,97“.

Gaistošu
vielu molekular-
svaru aprē-
ķinašana.

Tā, uz Avogadro hipotezes un augšminētiem iegaumējumiem pamatojoties, viegli aprēķināmi visu gāzejado vielu molekularsvāri. Bet vaj sacītais vispārīgi nav piemērojams arī visām gaistošām vielām? Uz šo jautājumu dodama pilnīgi pozitīva atbilde, jo katra gaistoša viela pārvēršama tvaikos, un pēdejie, protams, padotī Avogadro hipotezei.

Viktora
Meijera
metode.

Tam nolūkam parasti lieto metodi, kuru izstrādājis Viktors Meijers (Victor Meyer). Pētāmo vielu nosver mazā stikla sto-

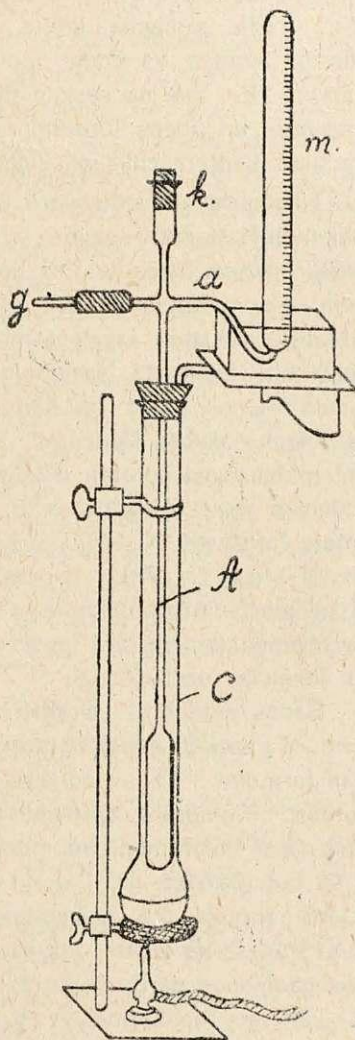
brīnā („ampulē“) un pēdejo ar visu vielu pa k ielaiž caurulē A (zim. 139). Caurule A ielikta otrā, platakā, „sildamā“ caurulē C, kuras dibinā atrodas ūdens. Pēdejo silda ar Bunzena degli. Ūdens tvaiki, paceļoties, silda cauruli A, radidami ampulē vielas izgarošanu, un iziet aparata augšas galā pa vaļejo cauruli. Pētāmās vielas tvaiki izspiež no A caurules paplašinātās daļas tādu gaisa tilpumu, kādu tie paši ieņem pie dotās temperatūras un spiediena. Gaisis iziet pa gāzes novada cauruli a un sakrājas gāzes mērojamā caurulē m virs ūdens. Pētot grūti gaistošas vielas, sildamā caurulē C ūdens vietā lieto šķidrumu ar augstu vārišanās temperatūru (anilīnu, naftalīnu).

Ja pētāmās vielas svars = m, gaisa tilpums gāzes mērojamā caurulē (aprēķināts priekš 0° un 760 m/m spiediena) = v₀, tad vielas tvaika blīvums attiecībā pret gaisu:

$$\delta = \frac{m}{v_0 \cdot 0,001293}$$

(jo vielas tvaiki ieņem izspiestā gaisa tilpumu). Tagad molekularsvars aprēķināms, saskaņā ar augšā pievesto noteikumu, pēc formulas:

$$M = \frac{28,97 \times m}{v_0 \times 0,001293}$$



Zim. № 139. Viktora Meijera aparats tvaiku blīvuma noteikšanai.

Vielu molekularsvaru jautājuma iztirzašanai zinātnē veltīts daudz pūļu un laika. Tas pilnīgi attaisnojas ar to lielo nozīmi, kāda šam jēdzienam piešķirama visās ķīmijas un fizikas nozarēs. Senāk tika aizrādīts, ka molekularsvaram jābūt vienādam ar molekulas visu atomu svaru kopsumu (59 lp. p.). Tomēr, ņemot vērā, ka mums dota iespēja ļoti daudzos gadījumos aprēķināt molekularsvaru neatkarīgi no vielu sastāva (pēc tvaiku blīvuma),

Molekularsvaru nozīme ķīmijā.

- varam pārbaudīt mūsu formulu pareizību, kā arī pārlicināties, cik pareiza bijusi mūsu rīcība elementu atomsvāru izvēlē (55 lp. p.). Tā, piemēram, senāk ūdens formulu apzīmēja simboliem HO, pieņemot 8 kā skābekļa atomsvāru (attiecībā pret ūdeņradi). Tādā gadījumā ūdens molekularsvārs būtu : $8 + 1 = 9$. Patiesībā izrādās, ka ūdens mola svārs (pēc tvaika blīvuma aprēķināts) = 18. Tas nu saskan tikai tad, ja pieņem 16 kā skābekļa atomsvāru, un ūdens formulu raksta : H_2O . Tā savienojumu molekularsvāri kādreiz izpildījuši svarīgu lomu elementu atomsvāru izvēlē.
1. Atomsvāru lielumu izvēle.
2. Ķīmisko formulu izvēle. Neatkarīgi no atomsvāru lieluma noteikšanas, molekularsvāru aprēķiniem izšķiroša nozīme vielu formulu uzstādīšanā. Sevišķi svarīgs šis jautājums oglekļa savienojumu ķīmijā (organiskā ķīmijā), kur pazīstami daudzi vienāda sastāva, bet dažāda fizikalā un ķīmiskā rakstura savienojumi. Tā, piemēram, pazīstami vairāki oglekļa un ūdeņraža savienojumi, kurū sastāvs izteicas vienkāršā formulā : CH. Viena no šām vielām — gāze, ko sauc acetilēnu, otra : viegli gaistošs šķidrums, kas pazīstams kā benzols. Aprēķinot minēto savienojumu blīvumus gāzejadā stāvoklī, atrodam, ka acetilēnam molekularsvārs = 26, benzolam = 78. Tapēc acetilēna formula rakstama : $C_2H_2(2 \times 12 + 2 \times 1 = 26)$, bet benzola : $C_6H_6(6 \times 12 + 6 \times 1 = 78)$. Tā tad, abi savienojumi uzlūkojami kā CH polimeri. Atrodot kādu jaunu savienojumu, nepietiek tikai ar viņa elementārā sastāva analīzi, bet jānoteic arī molekularsvārs istās formulas uzstādīšanai.
3. Disociācija. Šādos pētījumos vairākkārt novērots, ka dažas vielas uzrāda daudz mazāku molekularsvāru, nekā to prasa viņu visvienkāršākās formulas. Tāds gadījums mums nāca priekšā amonija savienojumos. Piemēram, aprēķinot chloramonija tvaika blīvumu, dabūnam chloramonijam molekularsvāru : 26,7, bet pēc formulas NH_4Cl tam jābūt : $14 + 4 \times 1 + 35,45 = 53,45$ (sal. 159 lp. p.). Šāķumā domāja, ka šie gadījumi apgāzīs Avogadro hipotēzi. Tad Devils, kā zināms, ļoti asprātīgos eksperimentos pierādīja, ka šādos gadījumos darišana ar molekulu sadalīšanos (disociāciju), kas tikai vēl reiz apstiprina Avogadro hipotēzes pareizību. Un tiešām : ja savienojums pilnīgi sadalās divos komponentos, tad dotā tilpumā molekulu skaitam divkārt jāpavairojas, caur ko vīdejam molekularsvāram divreiz jāpamāzinas (pret teoretisko), kas faktiski arī novērojams pievestajā piemērā.
4. Asociācija. Bet ja viela sadalās nepilnīgi, tikai līdz zināmai pakāpei, pie kam sistēmā starp savienojumu un viņa disociācijas produktiem iestājas līdzsvārs, tad gluži otrādi : no molekularsvāra aprēķina izvedamā vielas disociācijas pakāpe. Nernsts šo metodi lietoja ūdens un citu savienojumu disociācijas pakāpes aprēķināšanai augstās temperatūrās (99 lp. p.).

Bet nāk priekšā arī gadījieni, kur novērojama preteja parādība: molekularsvars lielaks, nekā formulas svars. Šāda gadījiena piemēru mēs jau iztirzājām, runājot par slāpekļa dioksīdu (176 lp. p.). Jau tad aizrādījām, ka šis fakts pierāda saliktaku daļiņu attīstīšanos no vienkāršākām: N_2O_4 no NO_2 . Šāda veida parādību mēs konstatējam arī elementos (209 lp. p.), un vēl bieži ar to sastapamies šā kursa turpinājumā. To apzīmē kā asociāciju.

Saņemot kopā visu sacīto, varam teikt, ka vielu molekularsvāri ir tās individualās vienības, kas noteic savienojumu fizikalās īpašības, tāpat kā atomsvāri — norāda elementu ķīmisko raksturu. Ša tēze dibinas uz to, ka bieži vien fizikalie likumi parādās nevis dažādu vielu vienādos daudzumos, bet gan ekvivalentos, t. i. tādos, kuŗos molekulu skaits vienāds.

Lai šo domu paskaidrotu, atgriezīsimies pie osmotiskā spiediena pētījumiem, par kuriem runājam 118 lp. pusē. Tur aizrādīts, ka šķīdumu osmotiskais spiediens padots tiem pašiem likumiem, kuriem padots gāzejādo vielu spiediens (119 lp. p.). Tas apstiprinājas pie Boila (spiediens preteji proporcionāls tilpumam), kā arī pie Gei-Lisaka (sildot, uz katru 1^0 spiediens pieaug par $\frac{1}{273}$) likuma. Vant-Hofs pierādīja, ka arī Avogadro hipotēze attiecināma uz šķīdumu osmotisko spiedienu. Kā piemēru, aplūkosim 1% cukura šķīdumu, kam pie 0^0 osmotiskais spiediens pēc Pfefera aprēķiniem = **0,649** atmosferas. Tā kā cukura formula: $C_{12}H_{22}O_{11}$, viņa molekularsvars aprēķināms pēc nolidzinājuma:

$$M = 12 \times 12 + 22 \times 1 + 11 \times 16 = 342.$$

(atomsvāri šeit apzīmēti veselos skaitos). Mūsu šķīdums satur 1 litrā 10 gramus cukura. Tā kā viena grammolekula cukura sver 342 gr., tad 10 gramos atrodas $\frac{10}{342} = 0,02924$ grammolekulas. Ņemot vērā augšā sacīto, 1 grammolekulas gāzes spiediens vienā litrā pie $0^0 = 22,41$ atmosferas. Tapēc 0,02924 moliem gāzes tādos pat apstākļos būs spiediens: $0,02924 \times 22,41 = 0,657$ atmosferas. Šis skaits diezgan labi sakrīt ar to, kuru Pfeffers atrada osmotiskā m spiedienam.

Pārliecinājušies, ka katra izšķīdināta viela izdara tādu pat spiedienu (osmotisko), kādu tā izdarītu vienādos apstākļos gāzejādā stāvoklī, varam Avogadro hipotēzi attiecināt arī uz atšķaidītiem šķīdumiem. Tapēc varam sacīt, ka:

„dažādu vielu vienādi tilpumi, kuriem vienādā temperatūrā vienāds osmotiskais spiediens, satur vienādu molekulu skaitu, t. i. tie — ekvivalentāri“.

Molekularsvaru nozīme fizikā.

1. Osmotiskais spiediens.

2. Šķīdumu tvaika spiediens, vārišanās un sasāļšanas temperatūras.

Bet senāk mēs redzējam, ka šādi šķīdumi ar vienadu osmotisko spiedienu, kurus saucam izotoniskos, uzrāda arī vienadu tvaika spiedienu, vienadu vārišanās un vienadu sasalšanas temperatūras (122 l.p.). No tā uzstādāms šāds svarīgs likums:

„ekvimolekularie šķīdumi uzrāda vienādus osmotiskos spiedienus, vienādus tvaika spiedienus, vienādas vārišanās un vienādas sasalšanas temperatūras“.

Šis likums skaidri pierāda, kāda molekularsvaram liela priekšrocība, salīdzinot dažādu vielu fizikalās īpašības. To aizrādīja jau Rauls (Raoult) savos šķīdumu pētījumos, par ko runājām 120 l.p. pusē. Šis pētnieks eksperimentālā ceļā nāca pie slēdziena, ka

3. Molekularsvaru aprēķināšana šķīdumos.

- | | |
|--|--|
| 1) tvaika spiediena relatīvā pazeminašanās | } proporcionāli molekulu skaitam, kas izšķīdināts dotā šķīdinātāja daudzumā. |
| 2) vārišanās temperatūras paaugstinašanās | |
| 3) sasalšanas temperatūras pazeminašanās | |

Šis vienkāršais likums, kuru vēlāk Vant-Hofs arī teoretiski pamatoja, dod iespēju noteikt molekularsvarus tādām vielām, kuras neizgaro, vaj sildot sadalās, bet šķīst kādā šķīdinātājā.

Sevišķi tajā ziņā parocīgas divas metodes: sasalšanas temperatūras pazeminašanās (krioskopiskā metode) un vārišanās temperatūras paaugstinašanās (ebulioskopiskā metode) noteikšana.

Šajos pētījumos lieto aparātus, kas aprakstīti 120 l.p. pusē, un sevišķus Bekmana termometrus, ar kuriem iespējams noteikti izmērot grāda simtdaļas. Ja mums dots pētāmās vielas šķīdums, kas satur šīs vielas s gramus šķīdinātāja L gramos, tad vielas molu skaits šķīdinātāja vienā gramā būs:

$$\frac{s}{M \cdot L}$$

pie kam M apzīmē izšķīdinātās vielas nezināmo molekularsvaru. Apzīmējot sasalšanas temperatūras pazeminašanos (vaj vārišanās temperatūras paaugstinašanos) ar Δ , augšminētais Raouļa likums izteizams šādā nolīdzinājumā:

$$\Delta = K \frac{s}{M \cdot L}$$

kurā K apzīmē konstanti, kas raksturīga katram šķīdinātajam. Izejot no vielām, kuru molekularsvars zināms (no formulas), katram šķīdinātajam empiriskā ceļā aprēķināms K . Šās konstantes tad arī

izlieto, noteicot izšķīdināto vielu molekularsvaru. Tam nolūkam eksperimentāli noteic dotās vielas zināmas koncentrācijas šķīduma sasalšanas temperatūras pazeminašanos (vaj arī vārišanās temperatūras paaugstinašanos), un molekularsvaru aprēķina pēc formulas:

$$M = K \frac{s}{\Delta \cdot L},$$

kura izvedama no iepriekšējās formulas. Šo izmērojumus sīkaks apraksts atrodams fizikalajā ķīmijā.

Stipro skābju, sārmu, kā arī sāļu un, vispārīgi, elektrolītu 4. Izņēmumi. (elektr. strāvu vadošu vielu) šķīdumi asi runā pretim pievestajiem osmotiskā spiediena likumiem un viņu sēkojumiem. Rauls šos likumus tikai arī atrada tapēc, ka tas lietoja organiskas vielas (neelektrolītus), kuras tolaik, uzplaukstot organiskai ķīmijai, bij pieejamas pētīšanai. Ša pretruna pastāv tamā, ka visi elektrolīti uzrāda ievērojami lielaku osmotisko spiedienu (kā arī lielaku sasalšanas temperatūras pazeminašanos un vārišanās temperatūras paaugstinašanos), nekā tas būtu sagaidams pēc viņu „normaliem“ molekularsvāriem. Vant-Hofs, objektīvi ar šo apstākli rēķinājoties, ievēda attiecīgās formulās koeficientu „i“. Tādā kārtā sasalšanas temperatūras pazeminašanās izteicama formulā:

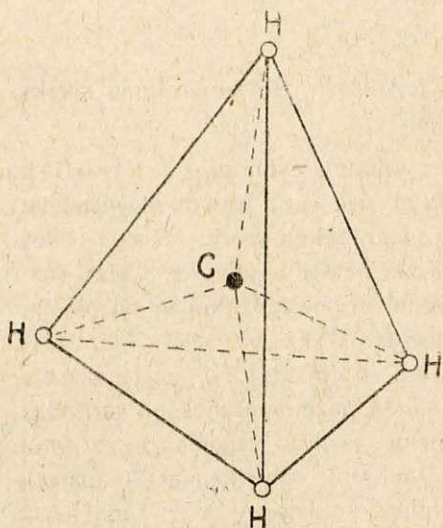
$$\Delta = i \cdot K \frac{s}{M \cdot L}.$$

Neelektrolītiem $i = 1$, un formula pieņem parasto veidu; elektrolītiem $i > 1$. Kāda šim empiriskam koeficientam fizikalā nozīme, to tikai vēlāk izskaidroja Areniuss (Arrhenius). Pie ša jautājiena vēl atgriezīsimies kursa otrā daļā. Šeit aprobežīsimies ar aizrādījumu, ka molekular teorija arī šajā ziņā palika kā uzvāretaja un visi šķietāmie izņēmumi galu galā noveda pie šās teorijas tālākas paplašinašanās.

Ķīmisko savienojumu strukturformulas, kuras lietojām jau iepriekšējās lekcijās elementu savstarpejā sakara uzskatāmā attēlošanai (163 lp. p.), iegūst atomhipotezes apgaismojumā realu nozīmi: tās attēlo molekulas uzbūvi. Saites, kas savieno šajās formulās atsevišķus atomus, norāda ķīmiskās tieksmes spēku virzienus, kas tura atomus kopā un savieno vienā veselā individā: molekulā. No ta, kā atomi molekulā sagrupejušies, var spriest, kuri no tiem vieglak, kuri grūtāk reakcijās atdalīšies. Piedzīvojis ķīmīķis tūliņ no strukturformulas paredz veselu rindu reakciju, kurām dotā savienojumā jānotiek.

Molekulu
uzbūve.

Stereoķīmija. Vienkāršības pēc mēs iedomajam šās strukturformulas vienā plāksmi, kaut gan nav jāšaubas, ka patiesībā molekula — telpas sistema, un nevis plakana figura. Jautājums par „atomu iekārtu telpā“ ir sarežģīts. Vant-Hofa un Lebeļa (Le Bel) hipotēze vispirms to atrisināja oglekļa savienojumos. Šie pētnieki pieņēma, ka ķīmiskās tieksmes spēku līnijas, iziedamas no oglekļa atoma,



Zīmējums № 140. Ūdeņraža atomu stāvoklis ap centrālo oglekļa atomu pēc Vant-Hofa un Lebeļa hipotēzes.

tiescas pret pareiza tetraedra virsotnēm, kā redzams 140 zīmējumā, kur attēlota atomu iekārta metāna molekulā. Ša hipotēze izrādījās ļoti izdevīga, jo tā atļāva paredzēt daudzus organiskos savienojumos (cukuros) tā saucamo „optisko izomeriju“. Sevišķi Bišofs (Bischoff) un Valdens pārbaudīja molekulas uzbūves hipotēzi visā organiskās ķīmijas nozarē, un nāca pie slēdziena, ka tā pilnīgi saskan ar visiem pazīstamiem faktiem. Bet jaunākā laikā hipotēza par atomu iekārtu telpā (stereoķīmija) izplatīta arī uz citiem

elementiem: slāpekli, alvu, sēru, kobaltu un c. Visos gadījumos tā novedusi pie pozitīviem rezultātiem, par ko vēl runāsim kursa specialajā daļā.

Salīdzinot visus rezultātus, kas sasniegti ķīmijā, atom — un molekularhipotēzei pakāpeniski attīstoties, šimbrīžam neapšaubama viņas lietderība ne tikai ķīmijā, bet arī jaunu nozaru zinātniskos pētījumos.

Raugoties no šāda viedokļa, daži zinātnieki uzlūko ķīmiju kā atomu zinātni, bet fiziku — kā molekulu zinātni. Neapstrīdot nebūt šo jēdzienu nozīmi zinātnē, tomēr sāds apzīmējums jāatzīst par neizdevušos. Fizika un ķīmija — eksperimentālas zinātnes. Viņas nodarbojas pētot reālo īstenību, t. i. priekšmetus un parādības, kas faktiski novērojami. Bet atomi un molekulas šimbrīžam vēl novērošanai nepieejami (kaut gan, kā redzesim nākošā lekcijā, viņu esamība uzlūkojama kā eksperimentāli pierādīta). Tapēc iedomāties fiziku kā molekulu zinātni, un ķīmiju kā atomu zinātni nozīmē šās zinātnes novilkt no augstā īstenības pjedestala, un novest fantāziju valsti. Atomi un molekulas — tikai līdzekļi iedomāt mūsu jūtu orgāniem nepieejamās dabas parādības, bet nevis zinātnes mērķis. Zinātnes mērķis — reālās dabas pētišana, jaunu faktū un parādību savstarpejā sakara meklēšana.

Septiņpadsmītā lekcija.

Ātomu absolūtais lielums un uzbūve.

Materijas dalamība. — Pamatproblema. — Mēru vienības. — Materijas dališana: mechaniskā ceļā. — Vielu atšķaidot. — Mikroskopiskā metode. — Ultramikroskopiskā metode. — Koloīddaļiņu audzešana. — Gāzu kinētiskā hipoteze. — Salīdzinājums. — Boiļa likums. — Gei-Lisaka likums. — Siltums kā kustība. — Temperatūras absolūtā nulle. — Mechanikas izlietojums — Avogadro hipoteze. — Molekulu ātrums. — Videjs brīvā ceļa garums. — Losmidta skaits. — Eksperimentāli atomu esamības pierādījumi. — Brauna kustība. — Šķīdumu difūzija. — Elementarais elektriskais lādiņš. — Radija atomu sabrukšana. — Atomu uzbūve. — Elektroni. — Katoda stari. — Elektrona lādiņš. — Elektrona masa un radiuss. — Atoma struktūra — Atomu modeļi. — Slēdzieni.

Materijas dalamība.

Atomu un molekularie svāri-tikai relatīvi skaiti, kas apzīmē dotā elementa (vaj savienojuma) atoma (vaj molekulas) svāra attiecību pret noteikta elementa atoma (vaj molekulas) svāru, kurš pieņemts kā vienība. Ceļas jautājums: vaj nebūtu iespējams kautkādā ceļā iegūt kaut paviršu sajēgu par atomu un molekulu isto, t. i. absolūto lielumu? Vaj ilgos gadsimteņos zinātnē radītās nojausmas par atomiem atļāuj lolot cerības, ka reiz, varbūt, tomēr izdosies skaidri pārliecināties par šo maziņo, kaut arī ne bezgala mazo, ķermenišu esamību? Pēdeajā laikā atrasti vairāki ceļi, kas ved pie šā vilinošā mērķa. Ļoti nozīmīgi, ka šie ceļi, iziedami no dažādiem redzes punktiem un, atrāsdamies dažādās parādību nozarēs, tomēr visi noved pie gluži vienādiem rezultātiem par atomu un molekulu absolūto lielumu.

Pamatproblema.

Jau pavirši materijas dalamības robežu novērojumi noved pie slēdziena, ka šim lielumam jābūt sevišķi mazam. Tik mazam, ka mūsu parastie mēri: centimetrs, grams — pārāk lieli priekš šiem smalkajiem izmērojumiem. Tapēc atomu mācībā pieņemtas daudz smalkākas vienības:

Mēru vienības.

1 mikrons = 10^{-3} milimetra tiek apzīmēts ar μ .

1 mikromikrons = 10^{-6} milimetra tiek apzīmēts ar $\mu\mu$.

Centneršve rs tiek priekšā pēc analogijas ar šiem garuma mēriem lietot šādas svāra vienības:

1 kub. mikrona ūdens svārs pie 4^0 saucas radiāns = 10^{-12} gr, un tiek apzīmēts ar ρ .

1 kub. mikromikrona ūdens svārs pie 4^0 saucas radiogrādions = 10^{-21} gr, un tiek apzīmēts ar $\rho\rho$.

Lai iegūtu par šām vienībām realu sajēgu, salīdzināsim viņas ar ikdienībā pazīstamiem lielumiem. Tā, piemēram, cilvēka mata resnums = 100000 $\mu\mu$, bet vienkārša papīra lapas biezums = 50000 $\mu\mu$. Pat koleras bakterija, kuras diametrs = 2000 $\mu\mu$, šajā mazo lielumu pasaulē uzlūkojama kā milzis.

Materijas
dališana.
1. mecha-
niskā ceļā.

Apbruņojušies ar šām mazajām vienībām, mēģināsim noskaidrot materijas daļiņas robežu jautājumu. Mehaniskā ceļā dažus metālus kaļot var pārvērst gluži plānās lapiņās. Zeltkaļi tādā ceļā iegūst 100 $\mu\mu$ biezas zelta lapiņas. Šās plānās lapiņas (kuras lieto grāmatsējeji) caurspīdīgas un caurejošā gaismā izliekas zaļas. Zelta kubs, kura mala = 100 $\mu\mu$, sver 10^{-14} gr. t. i. 10 miljonus $\rho\rho$.

Tomēr zelta sāļu elektrolizē pagatavojami elektrolītiskie nogulšņi, kas vēl daudz mazāki. Faradejs un Oberbeks pagatavoja tādā ceļā uz elektrodēm plānas zelta plēvītes, tikai 5 $\mu\mu$ biezas. Šāda lieluma zelta kubs svērtu tikai 10^{-15} gr. jeb 1000 radioradionus ($\rho\rho$).

Rentgens (Röntgen), izplūstot virs ūdens eļļas pilienu, iegūva vēl plānākas plēvītes. Katrs eļļas pilienis šajos apstākļos rada plānu nepārtrauktu, noteikta biezuma eļļas kārtu. Ja šīs kārtas virsma pārsniedz zināmu robežu (kura atkaras no daļiņu savstarpējā pievilkšanas spēka), tā pārtrūkst. Pētnieki, lai noteiktu šās robežas, piegriezta vērību sevišķai kampara īpašībai. Kampara gabaliņš virs tīra ūdens kustas nemierīgi uz visām pusēm (virsmas spraigumam stipri pamazinojoties tajās vietās, kur kampars pieskaras ūdenim). Bet ja ūdens virsma pārklāta ar eļļas kārtu, kampara gabaliņš paliek stāvēt.

Lords Relejs (Rayleigh) aprēķināja visnīcīgākā eļļas pilienu svaru, kas uz noteikta lieluma ūdens virsmas aptur kampara graudiņu kustēšanos. Zinot šā pilienu svaru un eļļas blīvumu, var aprēķināt viņa tilpumu, un, dalot šo tilpumu uz ūdens virsmu, ko pilienis aplāp, dabon iegūtās plēvītes biezumu. Tā pārsniedz 0,6 $\mu\mu$. Katrs eļļas kubiks šādā plēvītē sver tikai 0,5 $\rho\rho$.

2. materiju
atšķaidot.

Sevišķi vienkārša un neaprobežota materijas dališanas metode pastāv viņas šķīdināšanā ūdenī (vaj citā šķīdinātājā) un pakāpeniskā šķīduma atšķaidīšanā.

Kā piemēru, ņemsim 10 cm^3 fluoresceīna krāsas ūdens šķīdumu, kas satur šās krāsas tikai 0,1 gr., un atšķaidīsim to ūdenī 10 reizes (t. i. papildināsim līdz 100 cm^3). Šāds šķīdums „fluorescē” zaļā krāsā (t. i. atstarotā gaismā izliekas zaļš). No šā šķīduma varam no jauna ņemt ar pipeti 10 cm^3 un tos atšķaidīt līdz 100 cm^3 . Šādu atšķaidīšanas operāciju varam turpināt, cik tālu tik gribam. Tā iespējams dalīt izšķīdināto vielu, un nevaram

iedomāties robežas, aiz kurām turpmāka dališana nebūtu iespējama. Tomēr, salīdzinot fluoresceina šķīdumu nokrāsas, redzam, ka pakāpeniski atšķaidot šķīdumu, krāsa paliek arvienu bālāka, un pēc pietā atšķaidījuma vairs nav novērojama. Vēl manamas fluorescešanas robeža novērojama, kad 1 cm^3 šķīduma satur $0,000001 \text{ gr}$. fluoresceina. Ultramikroskopā šī nokrāsa novērojama vienā kub. mikronā šķīduma, kas satur 1000 radioradionus fluoresceina!

No ta redzams, ka pakāpeniski atšķaidot šķīdumus, gan iespējams materiju bezgalīgi dalīt, tomēr šādas sadalītas vielas novērošanai ir robeža, kas atkarojas no novērošanas līdzekļu nepilnības. Mūsu acs tajā ziņā mazāk jūtīgs instruments, nekā ožamais orgāns. Pēc smakas vielas konstatējamās tik lielā atšķaidījumā, kas pārsniedz krāsvielu darbības robežu uz mūsu acīm. Daži miligrami muskusa ar savu smaržu piepilda visu istabas gaisu. Bertelo aprēķināja šās smaržvielas daudzumu, kas vēl manami kairina deguna gļotādiņu, un dabuja skaitu: 10000 pp.

Interesanti šos lielumus salīdzināt ar tiem, kādus novēro zem labiem mikroskopiem. Vismazākajām bakterijām, kuras vēl iespējams ar vislabāko mikroskopu novērot, diametrs = $200 \mu\mu$ (piem. spirochaeta pallida). Šeit var iebilst, ka mūsu mikroskopi ar laiku var papildināties, un mums, varbūt, izdosies šo robežu pārcelt pār dažām nullem? Helmholtzs (Helmholtz) tomēr atrada, ka šeit robežas likusi jau pati daba. Ja mikroskopā novērojamā priekšmeta lielums sasniedz gaismas viļņa garumu, tad viņa attēls caur šo viļņu interferenci izplūst, un ja tas vēl mazāks, nekā gaismas viļnis — pat pilnīgi izzūd. Tapēc jāaprēķinājas ar faktu, ka redzamības robeža vispilnīgākajos mikroskopos atrodas tuvu gaismas viļņa garuma ceturtdaļai, t. i. $160 \mu\mu$.

Ultramikroskopa izgudrojums tomēr deva iespēju diezgan tālu pārcelt mazo daļiņu redzamības robežu (130 lp. p.). Ar šo instrumentu koloidšķīdumos izšķiramas daļiņas, kuru diametrs pārsniedz $5 \mu\mu$. Koloidšķīdumi, kuru daļiņas mazākas par šo robežu, pat zem ultramikroskopa izliekas pilnīgi caurspidīgi.

Žigmondi novēroja, ka šās daļiņas, ievietotas zelta sāls „īstā“ šķīdumā, sāk „augt“. Uz koloiddaļiņu virsmas atdalās zelts: tās aug un kļūst zem ultramikroskopa novērojamas. Tādā ceļā izdevās konstatēt atsevišķas zelta daļiņas, kuru diametrs = $2 \mu\mu$ un svārs 100 pp.

Kinetiskā hipoteze.

Augšā pievestās materiālas daļamības robežas uzlūkojamas tikai kā molekulu lieluma augšējais robežojums, t. i. ja molekulas (un atomi) patiesi pastāv, tad viņu lielums mazāks, nekā $2 \mu\mu$, un masa mazāka par 100 pp. Tieši novērot un mērot

3. mikro-
skopiskā
metode.

4. Ultrami-
kroskopiskā
metode.

5. koloid-
daļiņu
audzešana.

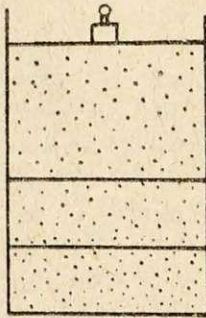
Gāzu
kinetiskā
hipoteze.

daļiņas pēc augšminētām metodēm nav iespējams. Bet ar matematisks palīdzību varam nokļūt tur, kur nav lemts ielauzties cilvēka skatam. Lai matematisks aprēķināt atomu absolūto lielumu, mums tuvāk jāiepazīstas ar vēl vienu hipotēzi, un proti: kinētisko hipotēzi, kas pieņemta dažu fizikālo parādību un likumu izskaidrošanai.

Salīdzinājums.

Šā hipotēze, ko radījis Klauziuss (Klausius), un tālāk izstrādāja Maksvels (Maxwell) ar Boltcmani (Boltzmann), pieņem, ka gāzu molekulas un atomi pastāvīgi kustas: taisni un riņķveidīgi. Aplūkosim, pie kādiem sekojumiem noved šāds a priori pieņēmums.

Tam nolūkam iedomasim glāzi, kurā ieslodzīts liels pulks bišu. Glāze aiztaisīta ar vieglu vāciņu, uz kura uzlikts noteikts svars (zīm. 141). Acīmredzot, bites centīsies izkļūt no glāzes



Zīm. № 141. Gāzes molekulu kustības modelis noslēgtā telpā.

laukā. Nepārtraukti uz visām pusēm kustēdamās, tās, cita pret citu atsīdamās, pa daļai atsīties arī pret glāzes sienām. Tās, kas tuvāk glāzes vākam, pret to atsīties. Ja šādu sitienu būs pietiekoši daudz, vāks pacelsies. Bet ja kopejais sitienu spēks dotā momentā būs mazs, nekā vāciņa svars, tad tas paliks uz vietas. Tam pašam jānotiek, gāzes molekulām kustoties noslēgtā telpā. Raugoties no šā viedokļa, gāzes spiedienu var uzlūkot kā gāzes molekulu neskaitamu triecienu rezultātu pret trauka sienām.

Boiļa likuma izvedums.

Tagad palūkosim, kas notiks, ja nolaidīsim vāciņu traukā uz pusi zemāk. Tilpums kļūs divreiz mazs, bet bišu (molekulu) skaits paliek iepriekšējais. Tapēc triecienu skaits pret vāciņu divreiz (videji) pavairošies, un līdz ar to divreiz pavairošies arī sistēmas spiediens. Ja vāciņu nolaidīsim vēl zemāk, un proti: līdz $\frac{1}{4}$ iepriekšējā augstuma, tad spiediens būs 4 reizes lielāks, nekā sākumā. Vispārīgi: pie viena un tā paša bišu daudzuma spiedienam, kuru tās rada, jābūt preteji proporcionālam viņu tilpumam. Tā mēs nonākam pie slēdziena, kas pilnīgi saskan ar pazīstamo Boiļa likumu: gāzes spiediens preteji proporcionāls viņas tilpumam.

Gei-Lisaka likums.

Tagad pamēģināsim glāzi ar bitem sildīt un novērosim, kas notiks. Protams, kukaiņi paliks nemierīgi, t. i. viņu kustības ātrums pavairošies. Caur to katra atsevišķa sitiena spēks pret glāzes vāku kļūs lielāks. Gaļa rezultatā kopejais spiediens, ko rada visas bites, palielināsies.

Ja pieņemsim, ka paaugstinot temperatūru kustības ātrums ar katru grādu palielinās par vienu un to pašu iepriekšējā ātruma daļu, tad nonāksim pie Gei-Lisaka likuma: sildot gāzes noslēgtā telpā (pastāvīgā tilpumā), spiediens pieaug par vienādu lielumu; paaugstinot temperatūru par 1° , gāzes spiediens palielinās par $\frac{1}{273}$ iepriekšējā lieluma:

$$p = p_0 \left(1 + \frac{1}{273} t\right),$$

kur p — spiediens pie t temperatūras, bet p_0 — gāzes spiediens pie 0° Celsija.

Kinetiskā hipotēze uzlūko siltumu kā molekulu kustības rezultātu jeb kinētiskās enerģijas (kustības enerģijas) sekojumu. Jo lielāks ātrums, jo lielāka molekulu kustības enerģija, jo lielāka arī ķermeņa temperatūra, un arī otrādi. Siltums kā kustība.

Ja pie 0° Celsija noteiktu tilpumu „ideālās” gāzes (t. i. tādas, kas nesašķīdrinās) pakāpeniski dzesēs, viņas molekulu kustības ātrums pamazināsies, un proti: par $\frac{1}{273}$ uz katru grādu. Pāzeminot temperatūru par 273° zem nulles, ātrums pamazināsies par $\frac{273}{273}$ iepriekšējā lieluma, t. i. kļūs nulle. Tad molekulu kustība apstāsies un gāze neuzrādīs vairs spiedienu. Absolutās nulles punkts.

Temperatūru — 273° sauc absolutās nulles punktu. Kinetiskā hipotēze māca, ka pie absolutās nulles visās gāzēs molekulu kustības apstājas. Ta ir materiālas absolutās nāves temperatūra.

Kinetiskā hipotēze dod iespēju no vienkāršiem mehānikas likumiem izvest dažas gāžu pamata īpašības. Mehāniku pakāpeniski pielietojot sistēmā, sastāvošā no N molekulām, kuru masa = m , un videjs kustības ātrums norobežotā telpā = u , redzams, ka šādā sistēmā spiedienam jābūt proporcionālam: Mehānikas izlietojums.

1) molekulu skaitam N , 2) atsevišķu molekulu masai m , un 3) viņu kustības vidējā ātruma kvadrātam: u^2 .

No tā izvedama gāzes spiedienam p formula:

$$p = \frac{1}{3} N m u^2. \quad (1)$$

Mēs redzējam, ka gāzes temperatūru nosaka (no kinētiskās hipotēzes viedokļa) vienīgi viņas molekulu kustības enerģija, kas mehānikā aprēķināma pēc formulas:

$$E = \frac{1}{2} m u^2. \quad (2)$$

Avogadro hipoteze. Ja salīdzinām divas dažādas gāzes A un B vienādā temperatūrā un zem vienāda spiediena, tad A gāzes spiediens:

$$p = \frac{1}{3} N_1 m_1 u_1^2, \quad (3)$$

un B gāzes spiediens, kas vienāds ar iepriekšējo:

$$p = \frac{1}{3} N_2 m_2 u_2^2. \quad (4)$$

Tā kā viņu temperatūra vienāda, tad arī molekulu kustības enerģijai jābūt vienādai, t. i.

$$E = \frac{1}{2} m_1 u_1^2 = \frac{1}{2} m_2 u_2^2.$$

Apmainot 4-tā nolīdzinājumā $m_2 u_2^2$ pret $m_1 u_1^2$ (jo $m_2 u_2^2 = m_1 u_1^2$), dabonam:

$$\frac{1}{3} N_1 m_1 u_1^2 = \frac{1}{3} N_2 m_1 u_1^2$$

jeb

$$N_1 = N_2.$$

Tas nozīmē, ka dažādas gāzes vienādos tilpumos, zem vienāda spiediena, vienādā temperatūrā satur vienādu molekulu skaitu.

Kā redzam, Avogadro hipoteze pilnīgi saskan ar kinētisko gāžu hipotezi.

Molekulu
absolutais
ātrums.

Augstāk pievestā gāzes spiediena formula dod iespēju, aprēķinot molekulas kustības absolūto ātrumu, vairāk iedziļināties molekulāro sistēmu mehānismā. Mēs redzējam, ka gāzes spiedienu p noteic nolīdzinājums:

$$p = \frac{1}{3} N m u^2.$$

Nm — ir molekulu skaita reizinājums uz atsevišķas molekulas masu, tā tad, kopejā gāzes masa. Ja mums dota 1 gram molekula gāzes (1 mols), tad šis lielums ir vienāds ar gāzes molekularsvaru : M .

$Nm = M$, tā tad

$$p = \frac{1}{3} M u^2.$$

No ta viegli izvedams molekulu ātrums:

$$u = \sqrt{\frac{3p}{M}}$$

Ja ņemam, piemēram, 1 grammolekulu skābekļa, tad $M = 32$, un gāzes spiediens vienā $\text{cm}^3 = 22420$ atmosferas jeb 22750 miljoni dinas (absolutās spiediena vienības) uz 1 cm^2 .

Ātruma nolidzinajumā ir lielumi, kas aprēķināmi eksperimentālā ceļā. Tos ievietojot mūsu nolidzinajumā, dabūnam:

$$u = \sqrt{\frac{3 \times 22750 \times 10^6}{32}} = 46100 \frac{\text{cm.}}{\text{sek.}}$$

T. i. lai iegūtu īstenībā novērojamo skābekļa spiedienu, jāpieņem, ka katra viņa molekula kustas ar ātrumu 461 metru sekundē. Lidzīgā kārtā aprēķināti arī dažu citu gāžu „videji ātrumi“, kas pievesti sekojošā tabelē.

Tabele 29.

Molekulu videji ātrumi un videji ceļa garumi.

Nosaukums.	Videjs ātrums : u.	Videjs ceļa garums : l.
H ₂	1844 $\frac{\text{m.}}{\text{sek.}}$	185,5 $\mu\mu$
N ₂	492 „	98,6 „
O ₂	461 „	105,9 „
CO ₂	394 „	68,0 „

Ja reali iedomajamies tabelē pievestos ātrumus, tie jaatzist visai lieli. Udeņraža molekula 1 sekundē noskrien 1844 metrus (apmēram 2 vērstes)! Turpretim, eksperiments pierāda, ka īstenībā gāzes izplatās (caur difuziju) daudz, daudz reiz lēnak. Ša pretruna izskaidrojama ar to, ka īstenībā gāžu kustība nav „brīva“: tās ceļā sastopas ar citām molekulām, saduras, novirzas sāņus un atkal saduras ar citām molekulām. Vārdu sakot, viņu ceļš ļoti likumains un sarežģīts.

Videjs ceļa garums.

Īstais „brīvā ceļa“ garums, kuru molekula noiet starp divām sadursmēm ar blakus molekulām, aprēķināms no gāžu difūzijas ātruma, vaj siltumvadišanas (jo siltuma izplatīšanās arī uzlūkojama kā gāzes silto daļiņu difūzija aukstajās). Vissmalkāk šis lielums aprēķināms no gāžu „iekšējās berzes“. Šādā, vaj tādā ceļā aprēķinātie brīvā ceļa videjie garumi rēķinājas vairākos desmitos mikro-

mikronu. Tie pievesti iepriekšējā tabelē otrā stabiņā. Tādā kārtā, kaut gan katra no mums ieelpotā gaisa daļiņa kustas šautenes lodes ātrumā, tomēr ta starp divam sadursmem noiet ceļu, ne lielaku par 100 $\mu\mu$. Vienā sekundē ta saduras ar citām daļiņām apm. 5 miljardi reiz.

Lošmidta
skaits.

Lošmidts (Loschmidt) pirmais norādīja, ka zinot brīvā ceļa garumu starp molekulām, un to vielas tilpuma daļu, kuŗa patiesi piepildīta ar molekulām, iespējams aprēķināt atsevišķu molekulu lielumu, un tādā ceļā atrast molekulu skaitu vienā cm^3 gāzes pie 0^0 un 760 m/m. Kādu tilpuma daļu faktiski aizņem molekulas, un kāda daļa „brīvā telpa“, Lošmidts aprēķināja, pieņemot, ka šķidrā veidā viss vielas tilpums aizņemts no materiāla un brīvā telpa gandrīz līdzīga nullei. Nekavejoties pie šā aprēķina sīkumiem, atzīmesim, ka zinot molekulu skaitu tilpuma vienībā kādai vienai gāzei, ir noteikts molekulu skaits arī visās citās gāzēs, jo pēc Avogadro hipotēzes vienādos gāzu tilpumos, vienādos apstākļos — vienāds molekulu skaits. Tapēc šo skaitu, ko apzīmē ar burtu N un sauc Lošmidta skaitu, uzlūko kā universālu konstanti, kuru no svara aprēķināt ar vislielāko noteiktību. Jaunākie aprēķini, kas izvesti ar argonu (kura molekulā tikai viens atoms), norāda, ka

„1 cm^3 gāzes pie 0^0 un 760 m/m spiediena satur 28×10^{18} molekulu“.

No ta dabonam :

ūdeņradim: molekulas masu = 0,0032 $\mu\mu$; diametri = 0,1 $\mu\mu$
skābeklim: „ „ = 0,0520 $\mu\mu$; diametri = 0,4 $\mu\mu$.

Atomu esamības „eksperimentāli“ pierādījumi.

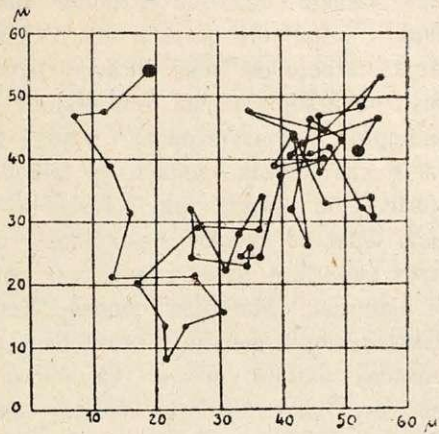
1. Brauna
kustība.

Pārāk drošie slēdzieni un aprēķini, kas dibināti uz atomu un molekulu kustības pieņēmuma, atraduši jaunākā laikā veselu rindu apstiprinājumu dažādos fizikas un ķīmijas nozaru novērojumos.

Botāniķis Brauns (Brown) 1827 gadā novēroja, ka ūdeni nosvērti mazi ķermeņi (piem., ziedu putekļi) zem mikroskopa uzrāda ātru, nekārtīgu kustību dažādos virzienos. Tānī laikā domāja, ka šai kustībai tīri nejaušs raksturs, un kā iemesls uzlūkojami, piemēram, mikroskopa satricinājumi, vaj temperatūras starpība dažādās šķidruma vietās. Tomēr šādi izskaidrojumi izrādījās nepamatoti; atlikās tikai viena varbūtība, un, proti: mazo ķermeņu kustību rada kustošos ūdens molekulu pastāvīgie, trieciēni.

142. zimejumā redzams tas sarežģītais ceļš, pa kuru, pēc Perrena (Perrin) pētījumiem, kustas mastikas puteklīts šķidrā ūdens emulsijā. Apaļie punkti

apzīmē putekliša pakāpeniskos kustības etapus pēc katrām 30 sekundēm. Lauztā līnija norāda ceļu no iesākuma līdz beigu punktam. Šāda veida emulsija ļoti noderīgs modelis gāzu kinētiskās hipotēzes likumu pielietošanai un pārbaudišanai. Tā, piemēram, šķīdumā emulsijas daļiņām „jadifundē” pēc gāzu difūzijai analogiskiem likumiem. Einšteins un Smoļuchovskis (Smoluchowski) teoretiski izveduši formulas, pēc kurām aprēķināms molekulu kustības ātrums, bet Perrens tās apstiprināja eksperimentāli. Šis pētnieks no ļoti daudziem eksperimentiem, kuros lietotas dažādas metodes, aprēķināja arī Lošmidta skaitu, un atrada, ka



Zīm. № 142. Brauna kustība.

1 cm³ gāzes pie 0° un 760 m/m spiediena satur 30 × 10¹⁸ molekulu.

Tāda pat kustība (tikai ātrāka) novērojama zem ultramikroskopa koloidšķīdumos (Svedbergs). Ja tālāk ņemam vērā, ka starp koloidiem un „īstiem” šķīdumiem pastāv nepārtraukta pāreja, kuru rada pakāpeniska daļiņu lieluma pamazinašanās, tad jaatzīst, ka arī „īstos” šķīdumos ir daļiņas, kas nav novērojamas, bet atrodas pastāvīgā kustībā. Līdzīgi tam, kā gāzes spiediens rodas gāzes molekulām „bombardejot” trauka sienas, arī šķīduma osmotiskais spiediens, kura lielums vienāds ar gāzes spiedienu, uzlūkojams kā izšķīdinātās vielas molekulu kustības sekas. Piemēram, cukura šķīdumu difūzijai pilnīgi jāsakān ar gāzu kinētiskās hipotēzes prasībām. Einšteins šo sakaru starp difūzijas ātrumu un molekulu skaitu un ātrumu analīzēja teoretiski, un atrada, ka

2. Cukura šķīdumu difūzija.

1 cm³ gāzes pie 0° un 760 m/m spiediena satur 29,4 × 10¹⁸ molekulu.

Pie tā paša rezultāta noved elektrisko parādību pētījumi gāzēs. No elementārā fizikas kursa zināms, ka gaiss, kā arī visas citas gāzes, nevada elektrisko strāvu. Un tie-

3. Minimalā elektriskā lādīņa aprēķins.

šam, ja gaiss būtu labs elektrības vadītājs, strāvu nebūtu iespējams vadīt pa „kailām“ (neizolētām) drātīm, jo no telegrafa, vaj tramvaja vadiem elektrība aizplūstu apkārtejā telpā. Tomēr dažados ceļos ir iespējams gaisu piespiest elektrību vadīt. Tas panākams, darbojoties gaisā ultravioleto, vaj rentgenstariem, vaj arī gaisu nokarsejot augstā temperatūrā, vaj, beidzot, zem augsta sprauguma strāvas iespaids. Visos šajos gadījumos gaiss kļūst elektriskās strāvas vadītājs, un tajā novērojama pozitīvās elektrības plūšana no anoda uz katodu un negatīvās — preteji virzienā. Gluži tāpat kā šķidrās elektrolītos, piem. atšķaidītā sērskābē, arī gāzēs elektrības pārvietošanās var notikt ne citādi, kā pārvietojoties arī materijai. Materijas daļiņas, kas nes sev līdzī noteiktus elektriskos lādiņus, pieņemts saukt par „joniem“. Pēc Faradeja (Faraday) likuma zināms, ka jebkuru jonu viens gramekvivalents nes sev līdzī vienmēr vienādu elektrības daudzumu, un proti: 96540 kulonus.

Tapēc pētnieki daudz pūlejušies aprēķināt viena atsevišķa jona elektrisko lādiņu. Jo zinot viena atsevišķa jona lādiņu un kopejo elektrības daudzumu vienā gramekvivalentā, ļoti viegli aprēķināms, cik vienā cm^3 gāzes atrodas jonu.

Dž. Dž. Tomsons (J. J. Thomson) jonu skaita aprēķinam izdomāja visai asprātīgu metodi, kuru vēlāk izlietoja Vilsons, Erenhafts, Millikans un c. pētnieki. Ta dibinās uz visai interesanta fakta, ka pārsātināts tvaiks nogulstas uz jonu virsmas smalku pilienu veidā. Šos acīm saskatāmos pilienus iespējams saskaitīt, un neatkarīgi no tiem aprēķināt visu jonu kopīgo elektrisko lādiņu. Dabot to uz jonu skaitu, dabonam jona lādiņu. Tas videji iztaisa: $1,63 \cdot 10^{-19}$ kulonus. Tā kā 1 gram — ekvivalenta jonu lādiņš = 96540 kuloni, tad

$$\text{jonu skaits vienā gram-ekvivalentā} = \frac{96540}{1,63 \times 10^{-19}} = 0,592 \cdot 10^{24}.$$

Pēc Avogadro hipotēzes 1 gram — ekvivalents gāzes (vienvērtīgas) normalos apstākļos ieņem 22420 cm^3 tilpuma. No tā izvedams, ka

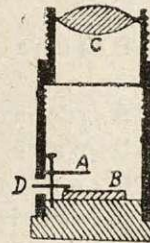
$$1 \text{ cm}^3 \text{ gāzes pie } 0^0 \text{ un } 760 \text{ m/m spiediena satur } \frac{0,592 \cdot 10^{24}}{22420} = 26,5 \cdot 10^{18} \text{ molekulu.}$$

4. Elementu radioaktīvā sabrukšana

Jau no augšā pievestiem datiem redzams, ka dažados ceļos iegūtie Lošmidta skaiti stipri sakrīt. Bet mūsu pieņēmumu pareizības vispārliciecināšais pierādījums ir radija sabrukšanas pētījumi, — šī miklainā elementa, kurš atrasts pagājušā gadsimteņa beigās, un līdz pat mūsu dienam pastāvīgi saista visas zinātniskās pasaules uzmanību.

Radija apskatam šī kursa otrā daļā veltīsim atsevišķu lekciju. Bet tomēr jau tagad jāizrāda uz to, kas uzlūkojams par pierādītu pēdejos divos gaddesmitos: elements radijs nepārtraukti un pakāpeniski sabrūk. Pie kam sabrūkot tas izstaro dažādus starus, kuri pēc savām īpašībām sadalāmi trijās kategorijās, kas tiek apzīmētas grieķu alfabeta pirmajiem burtiem. Tā pazīstami: α , β un γ starri. Atomu lieluma noteikšanā sevišķi svarīgu lomu izpildīja α — starri. Ramsejs (Ramsay) un Soddi (Soddy) ar spektroskopu pierādīja, ka α — starri nav nekas cits, kā elementa helija atomi. Šie starri tomēr nav elektriski neitrāli, bet nes sevī pozitīvo elektrisko lādiņu. Tapēc tie uzlūkojami kā helija joni. Radijs izsviež helija jonus ar milzīgu iesākuma ātrumu, apmēram 20000 kilometrus sekundē. Ja joni varetu brīvi kustēties, tad katrs jons 2 sekundēs apskriētu ap zemes lodi, bet 21 stundā tas sasniegtu sauli. Bet īstenībā šie helija pielādetie atomi, sastapdamies ceļā ar gaisa un citu vielu daļiņām, pastāvīgi atdurās uz šķēršļiem un atdod tiem savu kustības enerģiju: šādā sadursmē rodas siltums. Nevar būt ne mazāko šaubu, ka α — atomos, pateicoties viņu milzīgajam ātrumam, daudz vairāk enerģijas, nekā jebkuru citu vielu atomos. Tie ar savu enerģiju pat visniecīgākajos daudzumos vērš uz sevi mūsu uzmanību.

Lai iegūtu jēdzienu par radioaktīvo vielu darbību visniecīgākos daudzumos, kas nav nosverami pat uz visjūtīgākajiem svariem, iepazīsimies ar Kruksa (Crookes) aparātu, kuru tas nosauca spintariskopu. Adatu A (zīm. 143) iepriekš apmērcē radija sāļā stipri atšķaidītā šķīdumā. Kādā adata nožūst, viņas galā paliek nesaskatāmi nēcīgs šā sāļa daudzums. Tomēr ar to pietiek, lai adata izstarotu neaprobežoti ilgi α — starus (helija atomus). Staru novērošanai stobra galā piestiprināts kartona „ekrans” B, kas pārklāts ar cinka sulfīdu (ZnS). Šī viela α — staru iespaidā, spīd (fosforescē). Ja šo spīdēšanu aplūko ar stobrā iestiprinātu stikla lēcu C, novērojama burvīga aina. Mēs redzam nevis nepārtrauktu mierīgu gaismu, bet atsevišķus deļojošus gaismas punktus. Te viņi rodas, te atkal pazūd, kā dzirksteles tēraudam atsītoties pret akmeni. Aina atgādina attālo zvaigžņu mirdzēšanu mierīgā skaidrā naktī. Krukss šo parādību nosauca scintilāciju. Mēs redzam, kā katrs helija atoms, atsīdamies pret cinka sulfīda ekranu, rada atsevišķu dzirksteli. Šeit pirmo reizi mums rodas iespēja novērot atsevišķus atomus jeb (noteiktak izsakoties) novērot atsevišķu atomu darbību. Šos atsevišķos punktus saskaitot, varam diezgan smalki aprēķināt,



Zīm. № 143.
Spintariskops.

cik no zinama radija daudzuma attistas zinamā laikā helija atomu. Tādā ceļā Rezerfords atrada, ka

1 gr. radija izsviež 1 sekundē 34 000.000.000 helija atomu.

Djuars (Dewar), no otras puses, atrada, ka helija tilpums, ko vienā sekundē rada 1 grams radija, sastāda 0,000.000.00135 cm³.

No ta aprēķinams, ka

$$1 \text{ cm}^3 \text{ gāzes pie } 0^0 \text{ un } 760 \text{ m/m satur } \frac{34 \times 10^9}{1,35 \times 10^{-9}} = \\ = 26,7 \times 10^{18} \text{ molekulu.}$$

Šis skaits atkal sakrīt ar skaitiem, kas izvesti jau iepriekš.

Pastāv arī vēl dažas citas metodes, ar kuŗām var noteikt Lošmidta skaitu. Tomēr visas viņas noved pie līdzīgiem rezultātiem, kas redzams, salīdzinot sekojošā tabelē pievestos datus.

Tabele 30.

Molekulu skaita N aprēķins vienā cm³ gāzes pie 0⁰ un 760 m/m.

Metode.	Autors.	N
		molek.
I. Kinetiskā hipoteze (iekšējā berze, siltumvadišana, gāžu difūzija).	Lošmidts	28 × 10 ¹⁸
II. Brauna kustība.	Einšteins	
	Perrens	31 × 10 ¹⁸
III. Šķidumu difūzija	Einšteins	29,4 × 10 ¹⁸
IV. Debess krāsa	Relejs, Ke vins	24,7 × 10 ¹⁸
V. Elementarais elektriskais lādiņš.	Tomsons, Vilsons, Millikans	26,5 × 10 ¹⁸
VI. Radija sabrukšana. (α — daļiņu skaits)	Rezerfords, Geigers, Regeners	26,7 × 10 ¹⁸
VII. Melna ķermeņa izstarošana . . .	Planks	27,6 × 10 ¹⁸
	Videjais skaits N =	27,7 × 10 ¹⁸

Salīdzinot šos datus, nākam pie slēdziena, ka visticamāki pieņemams, ka

1 cm³ gāzes pie 0^o un 760 m/m satur 27,7 triljonus molekulu.

Tā kā 1 grammolekula vielas šajos apstākļos ieņem tilpumu 22420 cm³, tad no tā varam aprēķināt, ka

jebkuras vielas 1 grammolekula satur $62,1 \times 10^{22}$ t. i. 0,621 kradriljonus molekulu.

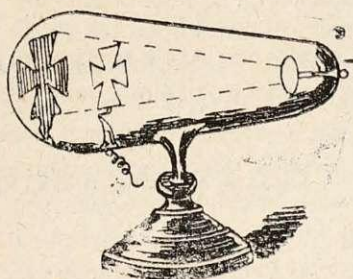
Par tik lieliem skaitiem nav iespējams iegūt reālu iespaidu, tāpat kā nav iespējams iedomāties tik mazus lielumus, kā atomi un molekulas. Ja mēs, pēc lorda Kelvina (Kelvin) piemēra, domāsim ūdens pilienu palielinājumā līdz zemes lodes apmēriem, tad atsevišķas ūdens molekulas mazākas par biljarda bumbam un lielākas par skrotim.

Atomu uzbūve.

Cik mazi arī nebūtu atomi, tomēr nav jašaūbas, ka tie nav vēl materijas dalīšanas procesa pēdējā pakāpe. Daudzi fakti norāda tādu daļiņu esamību, kuru masa 2000 reiz mazāka, nekā visvieglākā, t. i. ūdeņraža atoma masa. Tie ir negatīvās elektrības elementārie kvantumi, kas atrodas brīvā veidā un saucas par elektroniem.

Šo negatīvo daļiņu straume visvieglāk radama tā saucamā katoda stobriņā. Tas sastāv (zīm. 144) no jebkuras formas trauka, kurā iekausētas platīnas platiņas (elektrodi). Traukā gaiss stipri retināts (apm. 0,001 m/m spiediens). Kad abus elektrodus savieno ar indukcijas spoles poliem, no negatīvā elektroda (katoda) virsmas, perpendikulāri katoda plāksmim, plūst sevišķi stari, kas pēc savas izcelšanās vietas dabūjuši nosaukumu „katoda stari“.

Katoda stari.



Zīm. № 144. Katoda stari stipri retinātā telpā.

Kruksa pētījumi, kas izdarīti pagājušā gadsimtenā beigās, pierādījuši, ka katoda stari

nerodas videi viļņveidīgi vibrojot, bet sastāv no neskaitamām daļiņām („korpuskulām“), kuras pielādetas ar negatīvo elektrību, un tiek izsviestas ar milzīgu ātrumu (no 20.000 līdz 150.000 kilometru sekundē). Šīs daļiņas uzskata kā elektrības „elementaros kvantūs“ jeb „elektrības atomus“. Fizikā tos pieņemts saukt elektronus.

Elektrona lādiņš. Jaunākā laikā izdarīti daudzi ievērojami pētījumi ar nolūku aprēķināt elektronu lādiņa attiecību pret masu. Ja elektronu lādiņu apzīmējam ar e , viņu masu — m_e , šī attiecība atrasta:

$$\frac{e}{m_e} = 177.000.000 \frac{\text{kuloni}}{\text{grams}}$$

Elektrona masa un radiuss. Tomēr daudzi svarīgi pierādījumi apstiprina, ka viens elektrons pārnes tikpat daudz elektrības, cik viens atoms ūdeņraža (vispārīgi, jebkura vienvērtīga elementa 1 atoms). 226 lap. pusē mēs redzejam, ka 1 grama ūdeņraža jonu lādiņš = 96540 kuloni. Apzimejot ūdeņraža masu ar m_h , varam rakstīt:

$$\frac{e}{m_h} = 96540 \frac{\text{kuloni}}{\text{grams}}$$

No ta dabonam attiecību

$$\frac{m_h}{m_e} = \frac{177.000.000}{96.540} = 1830,$$

t. i. viena elektrona masa 1830 reiz mazāka, nekā ūdeņraža atoma masa.

Ūdeņraža atoma masa, kā redzejam 224 lp. pusē, ir:

$$m_h = 0,0016 \text{ gr.}$$

Tapēc elektrona masa, $m_e = 0,000.000.87 \text{ gr} = 0,87 \times 10^{-27} \text{ gr.}$ (t. i. apmēram viena miljonā daļa radioradiona). Elektrona

radius = 0,00000183 $\mu\mu$; tas 50.000 reiz mazaks, nekā ūdeņraža atoma radiuss. Ja iedomajamies ūdeņraža atomu palielinātu līdz zemes lodes apmēriem, tad tādā pat samērā palielināts elektrons nebūtu lielaks par baznīcu.

Kad bij izpētītas radioaktivitātes parādības, izrādījās, ka β -stari, ko izstaro radijs, nav nekas cits, kā elektronu straume. No tā varetu taisīt slēdzienu, ka elektroni ir atomu sastāvdaļas, tāpat kā atomi — materijas sastāvdaļas.

Atoma
struktūra.

Pēc jaunākās hipotēzes, ko pēdējā laikā uzstādīja Rēzfordss, katrs atoms sastāv no lielāka, vai mazāka skaita elektronu, kas līdzīgi planetam riņķo ar noteiktiem ātrumiem ap iekšējo kodolu, kas pielādēts ar pozitīvo elektrību. Tā kā atoms elektriski neitrs, tad kodola pozitīvajam lādiņam jābūt vienādam ar visu elektronu negatīvo lādiņu kopsummu. Vēlāk redzesim, ka kodola pozitīvais lādiņš kvantitatīvi patiešām aprēķināms. Tādā ceļā iespējams aprēķināt arī elektronu skaitu dažādu elementu atomos, un vienkāršākos gadījumos pat arī viņu stāvokli un ātrumus. Piemēram, priekš ūdeņraža atrasts, ka kodola radiuss = 10^{-9} $\mu\mu$, t. i. viena miljardā daļa mikromikrona. Ja atomu palielinām līdz zemes lodes apmēriem un elektronu līdz baznīcas apmēriem, tad ūdeņraža atoma kodols nebūs lielāks par gumijas bumbu, kuras diametrs 12 centimetri. Lielākā elektrona attālums no kodola centra tad atbilst zemes radiusa pusei. No tā redzams, ka no materijas aizņemta visai niecīga atoma tilpuma daļa un visa pārējā telpa gluži tukša. Katrs atoms ir kā mikrokosms, kurā darbojas tie paši likumi, kas tik grandiozos apmēros parādās makrokosmā: saules sistēmā ar planetām, kas riņķo ap centrālo kodolu — sauli.

Atomu
modeļi.

Atomhipotēze vislepnākais cilvēces ģenija pieminekļis. 2^{1/2} tūkstoši gadu pagājis no tā laika, kopš Abderas filozofi, pravietības ģenija apgaŗoti, izteica domas par materijas uzbūvi no atomiem, kas tolaik izlikas visai neticami. Visievērojamākie pētnieki, pieņemdami šo mācību, nodevās no viņas izejošo sekojumu pētišanai. Un, lūk, jaunākie eksperimentālo zinātņu panākumi devuši iespēju smalki pārbaudīt šos sekojumus un eksperimentālā ceļā apstiprināt visus atomu esamības un īpašību pravietojumus. Atomhipotēze kļuvusi noteikta teorija. Mazo lielumu pasaulē atklājas brīnišķīga harmonija. Tuvojas dabas zinātņu visgrūtākās problēmas, atomu iekšējās uzbūves jautājuma atrisinājums.

Slēdzieni.

Tabele 31.

Mazo lielumu skala.

	Lielums.	Masa.	
Cilveka mata resnums	100.000 $\mu\mu$	—	mikroni.
Papira lapas biezums	50.000 "	—	
Koleras bakterijs: diametrs	2.000 "	—	
Gaismas viļņa garums	500 "	—	
Vismazākās redzamās bakterijas	200 "	—	
Redzamības robeža mikroskopā	160 "	—	
Zelta lapiņu biezums	100 $\mu\mu$	10^6 pp	submikroni.
Elektrolītisks zelta nogulsnis	5 "	10^3 "	
Saožamais muskusa daudzums	—	10^4 "	
Fluoresceīna daudzums, kam vēl krāsa novērojama	—	10^3 "	
Novērošanas robeža ultramikroskopā	5 "	—	
Zelta koloiddaļiņas	2 $\mu\mu$	10^2 pp	amikroni.
Visplānākās eļļas plēvītes	0,6 "	0,5 "	
Skābekļa molekula: rādiuss	0,2 "	$5 \cdot 10^{-2}$ "	
Ūdeņraža " " "	0,1 "	$3 \cdot 10^{-3}$ "	
Elektrons: rādiuss	$2 \cdot 10^{-6}$ $\mu\mu$	10^{-6} pp	subatomāri.
Ūdeņraža kodols:	10^{-9} "	—	

Astoņpadsmitā lekcija.

Ogleklis un viņa savienojumi.

Ogleklis. — Atrašanās. — Organiskie savienojumi—oglekļa savienojumi.—Ogle. Ogļu sastāvs. — Nafta. — Grafīts. — Dimants. — Dabīgie karbonāti. — Oglekļa pagatavošana. — Kokss un retortu ogle. — Koka ogle. — Kaulu ogle. — Kvēpi. — Cukura ogle. — Alotropiskie veidi. — Dimantu mākslīga pagatavošana — Oglekļa molekularsvars — Ķīmiskās īpašības. — Metans. — Pagatavošana. — Metana īpašības. — Devi aizsarga lampa. — Deggāze. — Bunzena deglis — Eksplozīvās īpašības. — Degšana deggāzē. — Etans. — Etilens. — Acetilens. — Karbids. — Acetilena īpašības. — Izlietošana. — Strukturformulas.

Ogleklis.

Visi iepriekšējās lekcijās aplūkoti elementi, un proti: skābeklis, ūdeņradis un slāpeklis atrodas visās dzīvās būtnēs. Bet kā dzīvības galvenais elements, tomēr, jaatzist ogleklis. Ķيميķi līdz 1828 g. bij tajās domās, ka visus daudzus oglekļa savienojumus, kuri jau toreiz bij pazistami, var radīt vienīgi stādi un dzīvnieki, ka viņu pagatavošanai nepietiek tikai ar ķīmiskām manipulācijām, bet vajadzīgs sevišķs noslēpums dzīvības spēks. Aiz ša iemesla toreiz bij pieņemts visus oglekļa savienojumus attiecināt organiskai ķīmijai, lai tos atšķirtu no neorganiskiem jeb mineralu valsts savienojumiem, kas rodas nedzīvā, neorganiskā dabā. Pēdējā šķirā ieskaitīja arī dažus neorganiskus oglekļa savienojumus, kuri rodas neatkarīgi no dzīviem organismiem, kā, piemēram, oglekļa oksīds, cians u. c.

Tikai 1828 gadā Vēlers (Wöhler) pirmo reizi pagatavoja no cianskābes „organisku“ produktu, urīnvielu, un pirmais pierādīja, ka organiskas vielas pagatavojamas arī ķيميķa mēģinājumu stobriņā.

Šis atradums uzcēla tiltu pār bezdibinu, kas atšķīra divas ķيميķas nozares.

Un tomēr, aplūkojot kaut pavirši oglekļa savienojumus, novērojam šajā elementā raksturīgu īpatnību, kas to redzami izceļ starp pārējiem elementiem. Un ta ir—oglekļa savienojumu lielā daudzadība. Jau ar ūdeņradi vien tas rada vairākus simtus pazīstamu raksturīgu savienojumu. Bet līdz šim atrasto un aprakstīto oglekļa savienojumu skaits ar citiem elementiem pārsniedz 200000; tā tad, tas ir stipri lielāks, nekā visu citu elementu savstarpējo savienojumu skaits kopā. Tas apstākļi noveda pie tā, ka oglekļa savienojumi vēl tagad tiek atšķirti sevišķā „organiskās ķيميķas“ nozarē. Tikai tagad zem organisko savienojumu nosaukuma

Organiskie savienojumi — oglekļa savienojumi.

saprāt ne tikai dzīvos organismos radītas vielas (kas pagatavojamas arī ķīmiskā ceļā), bet vispārīgi visus oglekļa savienojumus.

Ogle. Stādiem un dzīvniekiem nobeidzoties, viņu atliekas zemē trūd un pūst (38 lp. p.). Ja šis process norisinās bez gaisa pieejas un zem zemēs virsslāņu spiediena, tad daļa ūdeņraža uz šo vielu skābekļa rēķina oksidejas, un pārejā masa ar laiku vienmēr kļūst bagātāka ar oglekli. Tādā ceļā aizvēsturiskos laikos radušies zemē dažāda veida dabīgo ogļu slāņi, galvenā kārtā no aizvēsturiskiem augiem, sūnas, papārdem u. c., kas toreiz apklāja lielāko zemes daļu.

Ogļu sastāvs. Atkarībā no ša procesa ilguma, rodas dažādi nomirušo stādu materiāla pārveidošanās produkti: kūdra, brūnā ogle, akmeņogle un antracīts. Tas skaidri redzams no šo produktu analizēm, kas uzrāda pakāpenisku oglekļa satura vairošanos uz ūdeņraža un skābekļa rēķina (skat. sekojošu tabeli).

Tabele 32.

Kūdras un dažādu ogļu sastāvs.

	%C	%H	%O
Kūdra.	60,0	5,9	34,1
Brūnā ogle.	67,0	5,8	27,2
Akmeņogle.	85,8	5,8	8,3
Antracīts.	94,0	3,4	2,6

Nafta. Šķidrās kurinamās materiāls no mineralu valsts—nafta ir dažādu ogļūdeņražu (oglekļa un ūdeņraža savienojumu) maisījums. Ša vērtīgā materiāla avoti atrodas Kaukazā (Baku) un Amerikas Savienotās Valstīs (Pensilvanijā). Kad Valdēns, Čugajevs, Rakuzins u. c. pierādīja, ka nafta griež gaismas polarizācijas plāksmi, vairs nebija šaubu, ka arī tā ir stādu (varbūt arī dzīvnieku) atlieku pārvēršanās produkts, jo šādi „optiski aktīvi“ savienojumi rodas tikai dzīvos organismos (216 lp. p.).

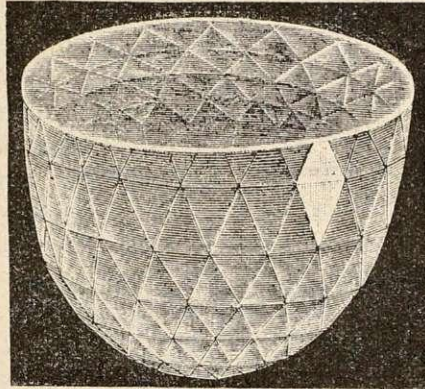
Saskaņā ar Englera hipotēzi, pašlaik valda uzskats, ka nafta radusies tauku vielam sadaloties paaugstinātā temperatūrā.

Grafīts. Grafīts — acimredzot, ir stādu atlieku pakāpeniskas sadalīšanās pēdējā fāze. Tas sastāv no tīra oglekļa ar nīcīgiem pelnu piemaisījumiem. Ļoti mīksts, kāpēc arī to lieto zīmuļu un krāsu izgatavošanai. Grafīts deg daudz grūtāk, nekā parastā ogle, un arī pret lielāko daļu ķīmisko reaktīvu tas ļoti izturīgs.

Aiz šām ipašībam no grafīta izgatavo tīģelus, kurus lieto augstās temperatūrās, kā arī elektrodus. Par mākslīgo grafītu runasim vēlāk.

Pats tirākais un arī visvērtīgākais dabīgā oglekļa veids — Dimants.

Šis ļoti retais minerāls parasti sastopams kā čaurspidīgi, bezkrāsaini kristāli, kas stipri lauž un atstaro gaismu; bet daudz retākas atgādas baltu, dzeltenu, pat sarkanu, zilu un melnu kristālu („karbonado“) veidā. Kā „dimantu zemes“ slavenas: Austrumu Indija, Brazīlija un sevišķi Dienvidu Āfrika. Dabīgos dimantus izgreznojumiem vēl rūpīgi slīpē, pie kam tie daudz zaudē no sava iepriekšējā svara. Slīpetus dimantus pārdošanā sauc „briljantus“ (zīm. 145). Dimanta drumstalas lieto stikla



Zīm. № 145. Briljants „Lielais Moguls“, kas sver 279 karatus un atradās bijušo Krievijas caru scepīterī.

griešanai, jo tās ļoti cietas. Dimantu izcelšanos dabā līdz šim vēl mums aizklāj noslēpuma plīvurs. Pie ša jautājuma vēl atgriezīsimies, kad ies runa par oglekļa dažādu veidu pārvēršanos.

Saistīts ogleklis atrodas nedzīvā dabā kā ogļskābe un viņas sāļi. Oglekļa dioksīda saturu gaisā un ūdenī mes jau aplūkojām 193 l.p. p. Ogļskābie sāļi jeb karbonāti, galvenā kārtā ogļskābais kalcijs CaCO_3 , un ogļskābais magnijs— MgCO_3 , lielos vairumos atrodas zemes čaulā kā kaļķakmeņi un dolomīti.

Dabīgie karbonāti.

Ogleklis rodas sildot gandrīz jebkuru organisku, t. i. oglekli saturošu savienojumu augstā temperatūrā bez gaisa pieejas. Bet atkarīgi no izejas materiāla tam dažāda struktūra un arī pat dažādas ipašības.

Oglekļa iegūšana.

Fabrikās akmeņogļu „sausā destilācijā“ retortās pāri paliek kokss. Tas ir ļoti blīvs un zināmā mērā vada pat elektrību un siltumu. Šās ipašības sevišķi piemīt tiem koksa slāņiem, kas atradušies tuvāk retortas sienām un tapēc attīstījušies augstākā temperatūrā. Šādas ogles sauc retortu ogles, un pēc savām ipašībām tās līdzīgas mākslīgam grafītam.

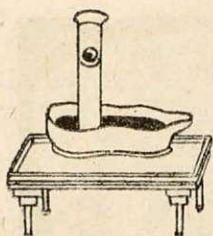
Kokss un retortu ogles.

Malkas sausā destilācijā dabon koka ogli. Tā atgādina savā ziņā koka sabrukūšo audu skeletu, jo tajā pa daļai uzglabājusies vēl koka struktūra. Koka ogle ļoti poraina un tai mazāks blīvums, nekā koksam. Tapēc tā ar savu virsmu spēj lielā mērā

Koka ogles

uzsūkt (adsorbēt) gāzes, un sevišķi tādas, kas viegli sabiezē, kā amonjaks, hlors u. t. l.

Lai šo īpašību demonstrētu, stobriņu, kuņā dzivsudrabs, ieliekam dzivsudraba vannā un piepildam ar amonjaka gāzi (zim. 146). Pēc tam iebāžam pa apakšu stobriņā dažus koka ogles gabaliņus.



Zim. № 146. Amonjaka gāzes adsorbēcija ar koka ogli.

Pēc kāda laika dzivsudrabs stobriņā paceļas diezgan augstu, kas liecina par amonjaka adsorbēciju ar ogli. (Lai mēģinājums labi izdotos, ogle iepriekš tiģeli labi jāizkarsē, lai izdzītu visas jau senāk uzsūktās gāzes).

Sauso koka destilāciju izdara ne tikai koka ogļu ražošanai, kas ļoti vērtīgs kurinamais materiāls, bet arī lai iegūtu pašus destilācijas produktus, starp kuriem bez degošām gāzēm atrodas koka spirts, acetons, etiķskābe, terpentīns u. c. Mazā mēģināšanā šāda destilācija izdara vienkārši, karsējot

Bunzena degļa liesmā, ar vāciņu aiztaisītā tiģeli koka gabaliņus (zim. 147). Sausās destilācijas gāzejadie produkti, izejot no tiģeļa, sadeg un tiģeli paliek koka ogle.

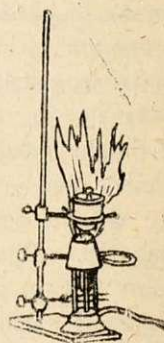
Kaula ogle.

Karsējot kaulus, iegūstama k a u l a o g l e, kas uzglabājusi kaulu audu strukturu un daudz poraināka, nekā koka ogle. Kāula ogle adsorbē savās porās dažādas ūdeni izšķīdinātas vielas. Ja lakmusa šķīdumā ieber kaulu ogles un pēc uzsildīšanas nofiltrē, rodas pilnīgi bezkrāsains šķidrums. Krāsu (lakmusu) uzsūkusi ogle.

Praksē šo materiālu lieto, lai dažiem produktiem (cukuram) atvilktu krāsvielas.

Kvēpi.

Sevišķas īpašības piemīt kvēpiem, kas rodas ogļūdeņražiem (naftai, naftalinam) nepilnīgi degot kā smalks lipīgs pulveris. Kvēpus lieto tipografijas krāsas, tušas un, vispārīgi, dažādu melnu krāsu pagatavošanai.



Zim. № 147. Koka, kaulu un cukura pārorgļošana.

Cukura ogle.

Visi šie ogles veidi nav tīrs ogleklis, bet satur kā piemaisījumus nēcīgu daļu nesadalījušos organiskus savienojumus un pelnus. Vistīrākais ogles veids ir — cukura ogle, ko pagatavo cukura sausā destilācijā.

Alotropiskie veidi.

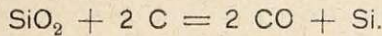
Mēs redzam, ka ogleklis, kā mākslīgais, tā arī dabīgais sastopams visdažādākās formās, kurās tomēr var atšķirt trīs galvenos veidus:

1. Amorfā ogle ir melns nekristālais pulveris, kas nekūst pat visaugstākās temperatūrās. Viņas īpatnejais svārs atka-

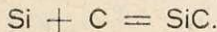
rigs no pagatavošanas materiala un svarstas starp 1,5 un 2,3. Karsejot ogli elektriskā strāvā (80 voltu un 2000 amperu), *Mu a s a n s* (Moissan) pierādīja, ka par 3500⁰ augstākā temperatūrā, kas rodas šajos apstākļos, amorfā ogle nekusdama, sublimesas. Sublimācijas produkts — tievas adatas — nav nekas cits, kā grafitis.

2. Grafitis (grieķu val. *γράφω*—rakstu) ir kristaliska melna masa, necaurspīdīga un ļoti mīksta. Viņa īpatnējais svars=2,255. Tas nekūst, labi vada elektrību un siltumu. Grafitis augstā temperatūrā visstabilākais oglekļa veids. Tas noprotams no tā, ka amorfā ogle, kā arī dimants (par ko tūliņ runāsim), karsejot elektriskā krāsnī, pārvēršas grafitā. Ja oglekli izšķīdina izkausētā dzelzi (tas kūst līdz 5⁰/o) un šķīdumu lēni dzesē, ogleklis izdalās kā grafīta kristāli.

„Mākslīgo grafitu“ praktiskā dzīvē pagatavo priekš loka lampām, galvaniskiem elementiem, elektrolīzes elektrodiem u. t. l., karsejot elektriskās krāsnīs akmeņogļu maisījumu ar kramaini. Šajos apstākļos kramainis (silīcija dioksīds) reducējas:



legūtais silīcijs, savienodamies ar oglekli, rada karbīdu (karborundu):



Karbīds krāsns karstākajās daļās atkal sadalās, rasdams grafitu, bet silīcijs savienojas atkal tālāk ar pārejo oglekli. Tādā kārtā ar nelielu daudzumu silīcija, kā katalizatoru, iespējams pagatavot grafitu lielākos vairumos.

Mākslīgais grafitis daudz cietāks, nekā dabīgais un arī labāk vada elektrisko strāvu. Uz tā galvenā kārtā arī dibinās viņa izlietošana.

3. Dimants kristalizējas caurspīdīgos pareizas sistēmas kristālos. Viņa blīvums = 3,5. Tas slikts elektrības vadītājs. Karsejot nekūst, bet pārvēršas grafitā. Dimanta izcilus stāvošās īpašības: ievērojami lielais cietums, kas pārsniedz visu citu minerālu cietumu, liels staru laušanas koeficients un stipra gaismas dispersija. Aiz šīm īpašībām dimanti „laistās burvīgos uguņos“ (irizācija) un kā greznums tiek tureti tik lielā cieņā.

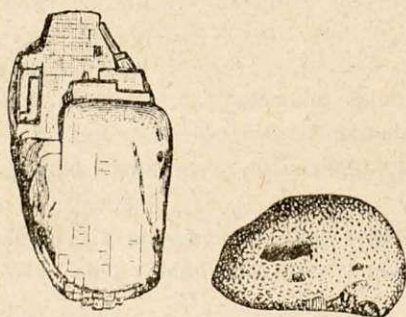
Dimants, iepriekš nokarsets, tirā skābekli sadeg un rada oglekļa dioksīdu (*Devī*). Tas pierāda, ka dimants ir tīrs ogleklis.

Tā kā dimants, vismaz augstā temperatūrā, ir nestabils oglekļa veids, nekā grafitis, tas viegli pārvēršams grafitā (kas

Mākslīgu
dimantu
pagatavo-
šana.

nebūt neatmaksajas), bet ļoti grūti no grafīta, vaj amorfas ogles pagatavot dimantu, — un pat nevaram iedomāties, kādā ceļā dimanti radušies dabā. Muasans savos mākslīgo dimantu pagatavošanas mēģinājumos, pētot dažādus materialus (piemēram, pazīstamo Saratovas meteorītu, ko izpētījis Lačīnovs), kuros atrasti dzelzi iespiedušies mazi dimanta graudiņi, nāca uz interesantu ideju. Kā mēs tikko redzējam, izkausētā dzelzi šķīst ogleklī. Muasans lietoja savos eksperimentos Zviedrijas dzelzs drāti, kas satur apm. 2% oglekļa. Tas laida šajā drātī 2000 amperu stipru elektrisko strāvu. Nokaisdama, drāts kusa un nokarseti pilieni teceja tīģeli, kurā atradas dzīvsudrabs (vaj izkausets svins). Katrs piliens, pieskaroties aukstajam metālam, acumirkli pārklājās no ārpuses ar atdzisuša metāla cietu čaulu, kas nelaiž metālam iekšpusē atdzīstot izplēsties. Tā kā dzelzs pieder pie tām vielām, kuras līdzīgi ūdenim, atdzīstot izplēšas, tad katra piliena iekšienē attīstas milzīgs spiediens. Tādā ceļā Muasana eksperimentos bij realizēti divi noteikumi: šķīduma piepeža atdzišana un liels spiediens. Sevišķi svarīga loma piekrit pirmajam apstāklim, jo kā līkums ir zināms, ka vielām ātri kristalizējoties vienmēr rodas mazāk stabilas formas (Ostvalda likums).

Pēc sacietēšanas dzelzs pilienus apstrādāja vispirms ar sērskābi, lai izšķīdinātu dzelzi, bet pēc tam ar fluorskābi—silīcija



Zīm. № 148. Muasana mākslīgie dimanti (palielinātā veidā).

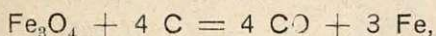
atdališanai. Nešķīstošās paliekās atradās mikroskopiski kristālu graudiņi, kas stipri lauž gaismas starus, ļoti cieti un sadegot rada oglekļa dioksīdu. Tie bij mākslīgi dimanti, kaut arī tikai dažu desmitdaļu milimetra lielumā (zīm. 148). Kaut tik maziem kristāliem nav nekādas praktiskas vērtības, tomēr mākslīgu dimantu pagatavošanas problēma pēc Muasana

mēģinājumiem uzskatāma par atrisinātu.

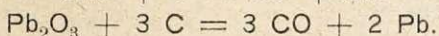
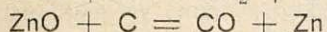
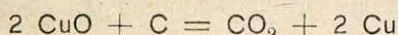
Oglekļa molekularsvars.

Ogleklis izgaro tik augstās temperatūrās, ka nav iespējams noteikt viņa molekularsvaru. Viņš gan šķīst dzelzi, bet pie tam rodas viņa savienojums ar dzelzi: karbīds. Tapēc par oglekļa molekulas sastāvu šimbrīžam vēl nevar neka noteikta sacīt. Tomēr salīdzinot oglekļa negaistību ar daudzu viņa savienojumu (ar ūdeņradi, skābekli, slāpekli) gaistību, nonākam pie varbūtības, ka oglekļa molekulas visai saliktas, sastāvošas no liela atomu skaita.

Lai gan ogleklis dod lielaku skaitu savienojumi, nekā jebkurš cits elements, tomēr ķīmiskā zinā tas pilnīgi inerts. Tikai augstā temperatūrā tas spēj tieši savienoties ar citiem elementiem. Visvieglāk tas savienojas ar skābekli, un ne tikai ar brīvu, bet arī ar saistītu. Atņemdamas dažādiem oksīdiem skābekli, tas darbojas kā enerģisks reducētājs. Kā tādu to lieto metalurģijā metālu iegūšanai no „rūdām“ (t. i. oksīdiem). Piemēram, dzelzi reducē pēc nolīdzinājuma:



kā arī varu, cinku, svīnu u. c.



Pie tam atkarībā no temperatūras rodas vaj nu oglekļa oksīds—CO, vaj dioksīds—CO₂, vaj arī abu gāzu maisījums līdzsvara stāvoklī.

Ogleklis ar ūdeņradi savienojas tikai ļoti augstā temperatūrā un rada galvenā kārtā acetilenu, C₂H₂. Daudz vieglāk savienojas ogleklis ar metāliem, pie kam iegūtos produktus sauc karbīdus. Par dzelzs karbīdu jau runājām, vēl atzīmējama tikai viņa formula: Fe₃C. Sevišķi liela nozīme kalcija karbīdam, CaC₂, un alumīnija karbīdam, Al₄C₃. Tos pagatavo elektriskās krāsnīs. Ūdeni tie sadalīdamies rada dažādas ogļūdeņražus. Tādā kārtā karbīdi uzlūkojami kā svarīga pārejas pakāpe uz oglekļa organiskiem savienojumiem.

Vienkāršākie ogļūdeņraži.

Mēs jau redzējam, ka ogļūdeņražu ļoti daudz; tos apskatā organiskā ķīmijā. Šeit tomēr isumā aplūkosim pašus vienkāršākos, jo daži no tiem pagatavojami no vienkāršiem neorganiskiem savienojumiem.

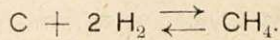
Ar ūdeņradi visbagātāks — metāns, CH₄. Tas dabā pastāvīgi attīstas, pūstot purvos organiskām vielām. Tapēc to mēdz arī saukt purvu gāzi. Tad vēl mēs to atrodam vulkanu izvērduos un bieži vien arī ogļraktuvēs. Te viņš rodas, akmeņogļem lēni sadaloties un, piejaukdamies gaisam, dod ļoti bīstamu sprāgstošu maisījumu, kas ir cēlonis briesmīgām katastrofām, kuņās iet bojā daudz rūpniecības apakšzemes darbinieku dzīvības.

Ķīmiskās
īpašības

Metāns.

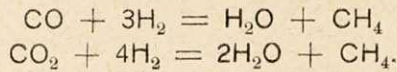
Pagatavošana 1. no elementiem.

Metans attīstas, laižot ūdeņradi pār kvēpiem, niķeļa, kā katalizatora, klātbūtnē. Ša reakcija noved pie līdzsvara :



2. reducējot oksidus Pie 1200° līdzsvarā atrodas tikai 0,35% metana.

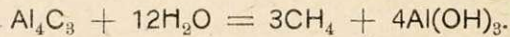
Vieglāk metans pagatavojams, reducējot oglekļa oksīdu un dioksīdu ar ūdeņradi.



Šās reakcijas norisinās niķeļa klātbūtnē jau pie 250° - 300°.

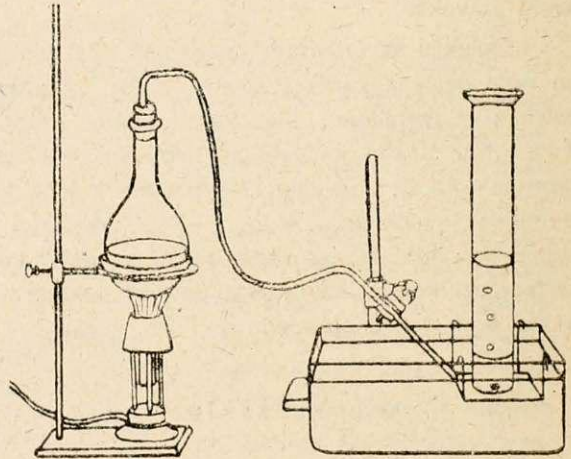
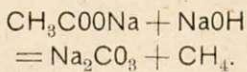
3. sadalot alumīnija karbīdu ar ūdeni.

Praksē metans pagatavojams visvienkāršāki, sadalot alumīnija karbīdu ar ūdeni:



4. sadalot etiķskābes sāļus.

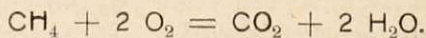
Bieži vien metānu pagatavo arī, karsējot bezūdens etiķskābā nātrija maisījumu ar nātrija kaļķi. Šo abu vielu maisījumu karsē kolbā un gāzi ievāc pneimatiskā vannā virs ūdens (zīm.149). Reakcija norisinās pēc šādas shēmas:



Zīm. № 149. Metāna pagatavošana no etiķskābā nātrija un kaļķa.

Metāna īpašības.

Metāns — bezkrāsaina gāze. Tas gaisā deg, attīstīdams oglekļa dioksīdu un ūdeni:



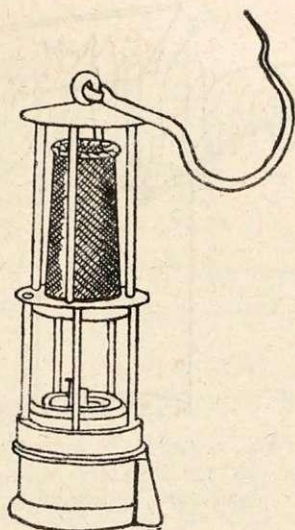
Devi aizsarga lampa.

Metāna un gaisa maisījums sprāgst no elektriskās dzirksteles, vaj liesmas. Lai ogļraktuvēs novērstu varbūtejas sprādziena bries-

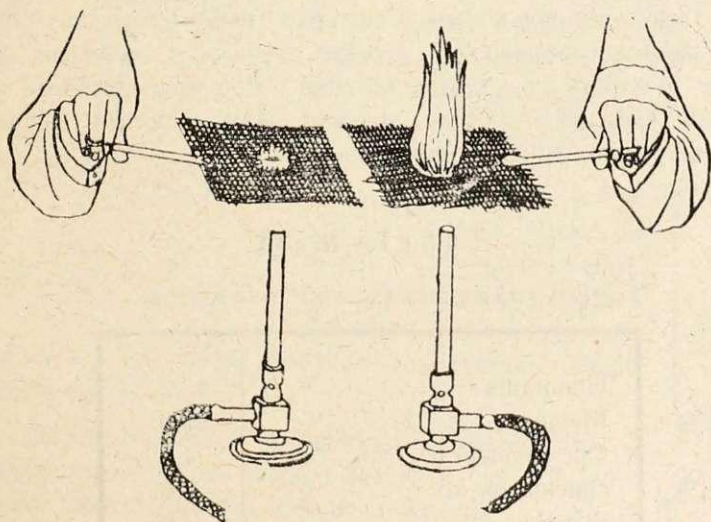
mas, kas metanam sakrājoties var tur izcelties, Devi (Davy) lika priekšā lietot sevišķu „aizsarga lampu“, kurā liesma no apkārtnes gaisa atdalīta ar plānu sietiņu (zim. 150).

Metala sietiņa darbība demonstrējama, pārklājot ar vara sietiņu Bunzena degļa liesmu. (Degli drusku piegriez, lai gāze nedeg ar pilnīgu liesmu). Mēs redzam, ka liesma deg tikai zem sietiņa, bet cauri tam neiet, jo sietiņš to atdzēsē (zim. 151). Tikai pēc tam, kad sietiņš nokarsis, tā izlaužas tam cauri. Un arī otrādi, aizdedzinot gāzi virs sietiņa, tā deg tikai sietiņa augšpusē.

Sekoši mēģinājumi redzami attēlo Devi lampas darbību gāžu sprāgstošā maisījumā. Augstā platā cilindri ielejam dažus cm³ etiletera, aiztaisam cilindri ar stikla plātīti un to vairāk reizes



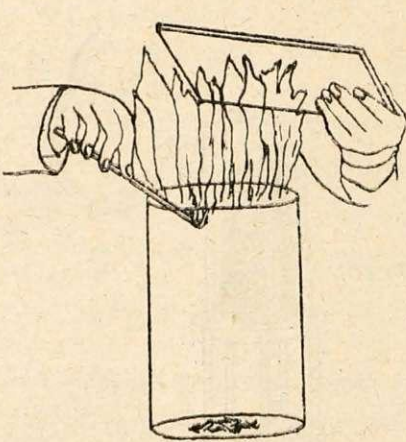
Zim. № 150.
D e v i „aizsarga lampa“.



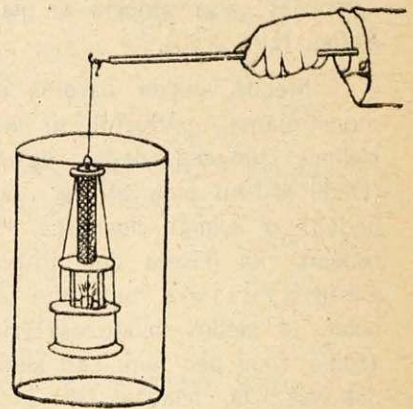
Zim. № 151. Sietiņa iespaids uz Bunzena degļa liesmu

sakratam. Ja tagad cilindri iebāžam degošu skalu, maisījums aizdegas ar vieglu sprādzienu (zim. 152-a). Bet ja cilindri iebāžam

degošu D e v i lampu, ta nodziest, bet gāze pie tam neaizdegas (zim. 152).



Zīm. № 152-a. Etera un gaisa maisījuma sprādziens.



Zīm. № 152. Aizsarga lampa darbā

Tomēr tagad šai lampai vairak ir tikai vēsturiska nozīme, jo gandrīz visās ogļraktuvēs ieviesta elektriskā apgaismošana. Bet labākais aizsarga līdzeklis no metana sprādzieniem ir, pēc iespējas — rūpīga šachtu ventilācija.

Deggāze. Lielos vairumos metans rodas gāžu fabrikās, kur sausā destilācijā pārstrāda akmeņogles. Sausās destilācijas galvenais produkts, d e g g ā z e, tagad reti top lietots apgaismošanai, bet galvenā kārtā ar to silda, un dzen gāzes motorus. Deggāzes sastāvs redzams sekojošā tabelē.

Tabele № 33

Deggāzes sastāva piemērs.

Ūdeņradis:	45,2 %
Metans:	35,0 "
Citi ogļūdeņraži:	4,4 "
Ogļekļa oksīds:	8,6 "
Slāpekļis:	4,8 "
Ogļekļa dioksīds	2,0 "

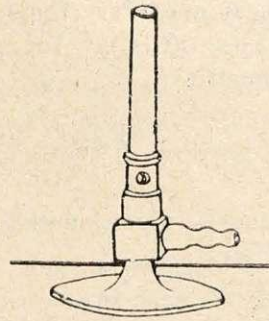
Bunzena deglis.

Gāze deg ar gaišu liesmu, jo tā satur ogļūdeņražus, kas liesmas temperatūrā pa daļai sadalās un atdala smalkas ogles daļiņas.

Ša sadalīšanās notiek liesmas iekšienē. Bunzena degļa gāze samaisas ar gaisu pirms izejas jau pašā deglī (zim. 153).

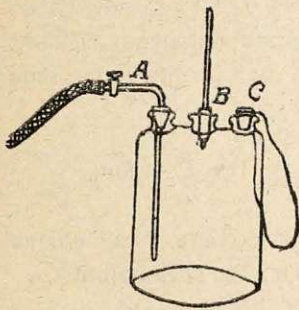
Aiz ša iemesla Bunzena degļa liesma nekūp un tai augsta temperatūra. Bunzena degļa liesmā viegli atšķirami divi konusi. Vidus konusā pārsvarā atrodas degošās gāzes, tapēc šai liesmas daļai reducejošas īpašības. Turpretim, ārejs konuss, kas satur vairak skābekļa, oksidejošs. Visaugstākā temperatūra atrodas uz robežam starp šiem abiem konusiem.

Deggāzes un gaisa maisījumi eksplodē. Bieži gadas, ka gāzes vadi nav kārtībā, vaj arī aizmirst aiztaisīt krānu, un gāze saplūst telpās. Ja pēc smakas sajūtams, ka gaisā atrodas deggāze, tad nekādā ziņā nedrīkst aizdedzināt sērkokciņu, bet vispirms jaattaisa logi un durvis, un telpas krietni jaizvēdina.



Zīm. № 153.
Bunzena deglis.

Eksplozīvās
īpašības



Zīm. № 154.
Deggāzes spridzināšana
Vulfa stiklenē.

degšanu, kas atdala skābekli. Tas redzams sekošā eksperimentā.

Cilindri pa cauruli no apakšas laiž deggāzi un to aizdedzina pie cilindra augšējā cauruma (zim. 155). Pa to laiku dzelzs kaņotītē kausē chlorskābā kalija sāli, $KClO_3$, kamēr tas sāk atdalīt skābekli (30 lp. p.). Tad iebāž to cilindri ar gāzi. Sāls aizdegas un sadeg ar spožu vijoletu liesmu.

Tādos pat apstākļos chlorskābais kalcijs sadeg ar dzeltenī — sarkanu, chlorskābais stroncijs — ar spilgti sarkanu, chlorskābais barijs — ar zaļu liesmu.

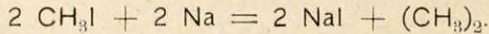
Pilnīgi droši deggāze spridzinama triskaklu (Vulfa) pudelē (zim. 154). Gāzi laiž pa gāzes vada cauruli A un aizdedzina pie izejas no platās caurules B. Gāze deg kūpedama. Tagad izņem korķi c no trešā kakla C un pārtrauc gāzesieplūšanu. Vispirms liesma kļūst tumšaka: rodas divi konusi, kā Bunzena deglī. Tad — liesma ievielkas caurulē, dodas pa to lejā un, nokļuvusi pudelē, rada sprādzienu. Deggāze spēj arī uzturēt tādū vielu



Degšana
deggāzē.

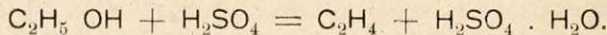
Zīm. № 155.
Chloratu
degšana
deggāzē

Etans. Savienojums CH_3 brīvā veidā nepastāv. (Kaut gan zināmi daži viņa organiskie atvasinājumi). Tas ir tikai „radikals“ un saucas metils. Tomēr pazistams viņa polimers: dimetils jeb etans, $(\text{CH}_3)_2$. Tas pagatavojams, natrijam iedarbojoties uz jodmetilu:

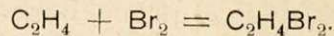


Etans — gāze, ķīmiskā ziņā gluži līdzīga metanam.

Etilens. Metanam atņemot vēl vienu ūdeņraža atomu, rodas radikals CH_2 , ko sauc metilenu. Ari šis radikals brīvā veidā nepastāv, bet ir pazistams viņa polimers $(\text{CH}_2)_2$: etilens, kas rodas atņemot viņa spirtam ūdeni. Tam nolūkam viņa spirtu jeb etilalkoholu silda kopā ar koncetretu sērskābi:

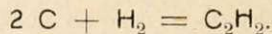


Etilens ir gāze, kas gaisā deg. Tas atšķiras no iepriekšējiem ogļūdeņrāžiem tajā ziņā, ka spēj pievienot sev dažus elementus, piemēram, halogēnus. Etilens tieši savienojas ar bromu un rada brometilenu:



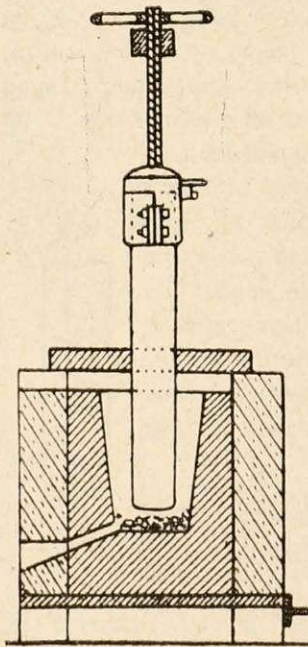
Ša reakcija pierāda, ka etilens — nepiesātināts savienojums.

Metilenam vēl turpmāk atņemot ūdeņradi, rodas radikals CH jeb metens. Viņa polimeru acetilenu, $(\text{CH})_2$, Bertelo pagatavoja tiešā sintezē no elementiem, un proti: laižot ūdeņraža straumi Volta lokā:



Praktiskām vajadzībām acetilenu pagatavo no visai pieejama materiāla — kalcija karbida. Šo vielu lielos vairumos pagatavo, karsējot ogles un kaļķa maisījumu elektriskā krāsnī (zīm 156). Augstajā temperatūrā, kas sasniedzama šajā vienkāršajā aparatā, vienā laikā

Acetilens.

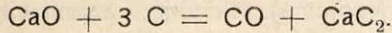


Karbids.

Zīm. № 156. Elektriskā krāsnī karbida pagatavošanai.

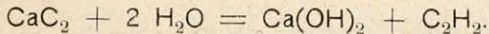
temperatūrā, kas sasniedzama šajā vienkāršajā aparatā, vienā laikā

norisinas divas reakcijas: kaļķa reducešana ar ogli un iegūtā metala savienošanās ar oglekli:

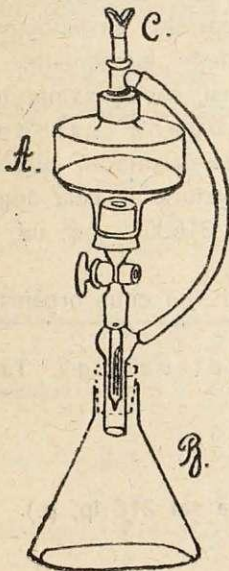


Tā kā izejas vielas (kaļķis un ogle) visai lēts materials, tad karbida cenu galvenā kārtā noteic elektriskās enerģijas patēriņš. Parasti karbida fabrikas ceļ ūdens kritumu tuvumā un pēdejo spēku pārvērš elektriskā strāvā.

Kalcija karbids — peleka, cieta viela, kas no ūdens sadalās pat aukstumā un atdala acetilenu:

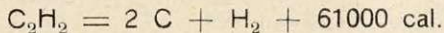


Reakcija pastāv kalcija apmaiņā pret ūdeņradi, t. i. pēc sava veida tā līdzīga reakcijām, kurās sāļi sadalās ar skābēm. Parasti acetilenu pagatavo tieši izlietošanas brīdī, savienojot ģeneratoru ar lampu, kā redzams 157 zīmējumā. No rezervuara A ūdens pil pudelē B, kurā karbids. Šeit notiek pati reakcija. Gāze sadeg deglī C ar spožu baltu liesmu. Tā kā karbida pagatavošanai nelieto tirus materialus, tad arī no tā iegūtais acetilens satur kā piemaisījumus sēra un fosfora savienojumus, kas piešķir tam nepatīkamu smaku.



Acetilens — bezkrāsaina gāze, kas zem spiediena pārvēršas šķīdumā. Tā kā acetilens endotermisks savienojums, tam sadaloties attīstas siltums:

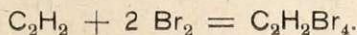
Acetilena īpašības.



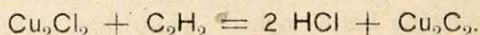
Zīm. № 157. Acetilena lampa.

Aiz tā iemesla acetilena sadalīšanās, reiz tā ir iesākusies, turpinās ar pieaugošu ātrumu un nobeidzas ar sprādzienu. Tapēc šķidr acetilens uzlūkojams kā ļoti bīstams savienojums un to izvairas lietot praktiskā. Bet ja tas patiešām nepieciešami vajadzīgs, tad lieto viņa 40% — tīgu šķīdumu acetona. Vispareizāki tomēr acetilenu pagatavot no karbida turpat, kur to patērē.

Ari acetilens, tāpat kā etilens — nepiesātināts savienojums. Tas pievieno sev 4 atomus broma un rada tetrabromacetilenu:



Ar sudraba un vara sāļiem acetilens rada ūdeņraža apmaiņas produktus pret metaliem (karbidus), kas grūti šķīst ūdenī un sprāgst no sitiena. Tā, piemēram, iedarbojoties uz kuprochlorida (vara oksiduļa savienojuma) šķīduma amonjakā, acetilens rada vara karbidu:



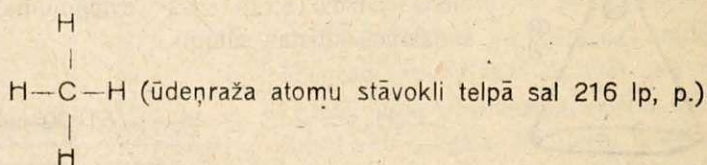
Aiz ta iemesla no formalās puses acetilenu varetu uzlūkot kā ogļūdeņraža skābi (kas analogiska slāpekļūdeņraža skābei: N_3H). Tikai acetilena ūdens šķīdumam ir pilnīgi neitrāla reakcija.

Vispārīgi — reaģēt acetilens daudz spējīgaks, nekā citi ogļūdeņraži, un no ta viegli pagatavojami citi, vairak kompliceti organiski savienojumi, kā: spirts, benzols u. c. Tā kā acetilens Bertelo sintezē pagatavojams no elementiem, tad līdz ar to pierādīts, ka teoretiski gandrīz visi organiski savienojumi pagatavojami sintētiskā ceļā no oglekļa un citiem elementiem.

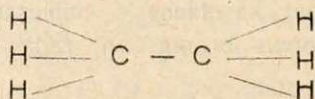
Izlietošana. Acetilenu lieto apgaismošanai un karsešanai; sevišķi samaisītu ar skābekli to lieto tā saucamā metālu autogēnā salodešanā (sal. 79 lp. p.). Acetilena liesmas spilgtā gaisma un augstā temperatūra atkarajas no viņa endotermiskā rakstura un lielā degšanas siltuma. Acetilena degšanas siltums: 316000 cal. uz 1 mola acetilena.

Jaunākā laikā no acetilena pagatavo spirtu un citus organiskus savienojumus.

Strukturformulas. Metāna sastāvs norāda, ka ogleklis tajā četrvērtīgs. Tāpēc metāna strukturformulu var attēlot šādi:

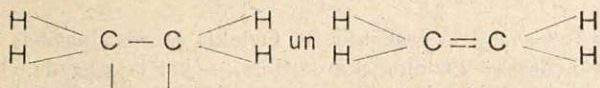


Brīvus rādikalus, sastāvošus no oglekļa un mazaka skaita ūdeņraža atomu, kā: CH_3 , CH_2 un CH nav iespējams pagatavot. Tas norāda, ka ogleklis patur savu četrvērtību arī citos savienojumos. Aiz ta iemesla metāns uzlūkojams kā veselas organisku savienojumu grupas (t. s. „alifātiskās rindas“) ciltstēvs. Lai izvestu etāna strukturformulu, pieņemam, ka 2 oglekļa atomi savienoti ar vienkāršu saiti:



Kombinejot oglekļa atomu garakas „ķēdes“ no 3, 4 un vairākiem oglekļa atomiem, analogiski izvedamas daudz sarežģītāku ogļūdeņražu formulas, kuras aplūko organiskā ķīmijā.

Etilenam iespējamās divas šādas formulas:



Parasti lieto pēdejo formulu, kurā abi oglekļa atomi savienoti ar divkārtīgu saiti. Analogiski dabonam formulu acetilenam: $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$, kurā abi oglekļa atomi savienoti ar triskārtīgu saiti. Tādā kārtā pa lielakai daļai mūs apmierina pieņēmums, ka ogleklis četrvērtīgs. Tomēr nāk priekšā gadījieni, kur pieņem oglekli kā trisvērtīgu (piemēram, metila apmaiņas produktos, kurus atrada Gomers) un divvērtīgu (piemēram, oglekļa oksidā).

Sekojošā tabelē pievests vienkāršāko ogļūdeņražu sastāva un fizikālo īpašību salīdzinājums.

Tabele № 34.

Vienkāršāko ogļūdeņražu sastāvs un fizikālās īpašības.

Nosaukums	Vienkāršākā formula	Īstā formula	Strukturformula	Temperatūra		
				kritiskā	vārišan.	sasalš.
Metans.	CH_4	CH_4	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C} & \\ & / & \diagdown \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$	-82°	-164°	-184°
Etans.	CH_3	C_2H_6	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ \text{H} & - \text{C} - & \text{C} \\ & / & \diagdown \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$	$+35^\circ$	-89°	-172°
Etilens.	CH_2	C_2H_4	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C} = & \text{C} \\ & / & \diagdown \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$	$+9,5^\circ$	-103°	-169°
Acetilens.	CH	C_2H_2	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	$+37^\circ$	$-82,5^\circ$	-82°

Deviņpadsmitā lekcija.

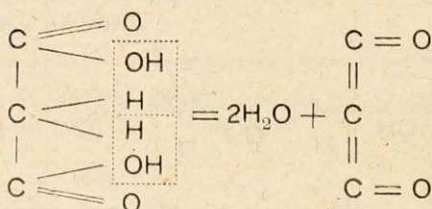
Ogleklis un viņa savienojumi (turpinājums).

Oglekļa oksīdi. — Ieskāblis. — Oglekļa oksīds. Īpašības. — Savienšanās reakcijas. — Fizioloģiskā darbība. — Oglekļa dioksīds. — Pagatavošana — Karbonātu disociācija. — Skābju iedarbība uz karbonātiem. — Īpašības — Mēģinājumi ar šķīdru oglekļa dioksīdu. — Izlietošana praksē. — Fizioloģiskā darbība — Oglekļa dioksīda ķīmiskās īpašības. — Reducēšanas reakcijas. — Oglekļa anhidrīda asimilācija zaļās augu daļās. — Karbonātu attīstīšanās. — Oglekļa skābes īpašības. — Neitralizācija un skābie sāļi. — Karbonātu īpašības. — Hidrolīze. — Disociācija. — Bikarbonātu īpašības — Sērogleklis. — Pagatavošana. — Īpašības. — Tiooglekļa skābe. — Cians un viņa vienkāršākie atvasinājumi. — Ciana īpašības — Cianūdeņraža attīstīšanās — Īpašības. — Cianūdeņradis — skābe. — Sāļi. — Cianīdu kompleksi. — Cianūdeņradis kā šķīdinātājs. — Cianskābe. — Strukturformulas. —

Oglekļa oksīdi.

Oglekļa
ieskāblis,
 C_3O_2 .

Ar skābekli visnabadzīgākais oglekļa savienojums — oglekļa ieskāblis (недокись), C_3O_2 , kuru tikai 1906. g. pirmo reizi pagatavoja Diels (Diels) ar saviem skolniekiem. Tas pagatavojams, atņemot ar fosfora anhidrīdu ūdeni no organiska savienojuma, kuru sauc malonskābi. Šās reakcijas mehānisms redzams sekošā nolīdzinājumā:



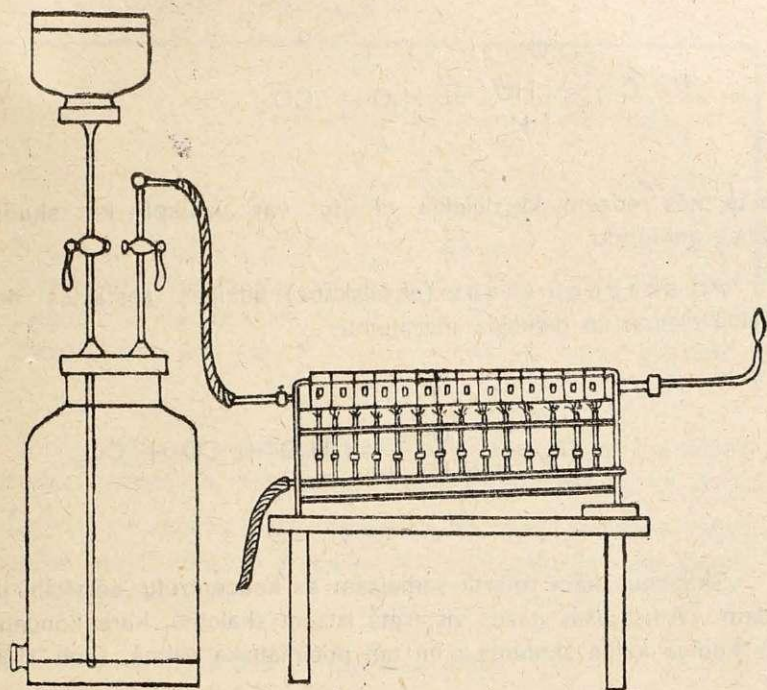
Šis pats nolīdzinājums dod mums arī C_3O_2 strukturformulu; C_3O_2 uzlūkojams kā malonskābes anhidrīds.

Oglekļa ieskāblis — smacejoša gāze, ļoti nestabila, un pie $+6^\circ$ sabiezē šķīdumā. Pēc pagatavošanas metodes tas pieskaitāms organiskiem savienojumiem.

Oglekļa
oksīds: CO

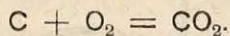
Oglekļa oksīds, CO, ir oglekļa nepilnīgas oksidēšanās (degšanas) produkts. Tapēc tas pagatavojams, reducējot oglekļa dioksīdu, piemēram, laižot pēdejo pār nokarsetām oglem.

Piepildam ar izkarsetām oglem grūti kausejama stikla cauruli Pagatavošana un to karsejam gāzes krāsni (zim 158). Kad caurule nokaitusi, 1. reducejot CO₂.

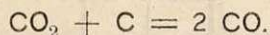


Zim. № 158. Oglekļa dioksīda rašanās un reducēšana.

tani laižam no gāztura lēnu skābekļa straumi. Caurules pirmajā daļā ogleklis sadeg un dod dioksīdu:

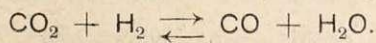


Bet caurules otrā daļā dioksīds ar ogli atkal reducējas:



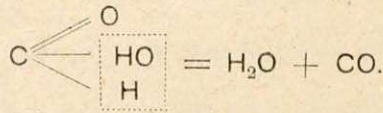
Šo gāzi praktiskā dzīvē pagatavo no gaisa un oglem tā saucamās ģeneratorkrāsnīs.

Reducējot oglekļa dioksīdu ar ūdeņradi, notiek analogiska reakcija:



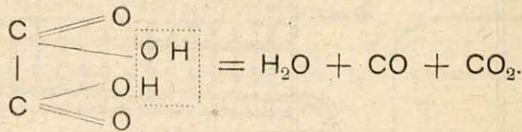
Šajā reakcijā rodas ūdens gāze (sal. 67 lp. p.).

2. atūdeņojot Jau daudz tiraka gāze iegūstama, atņemot skudru organiskās skābes. skābei ūdeni caur koncentretas sērskābes iedarbību:

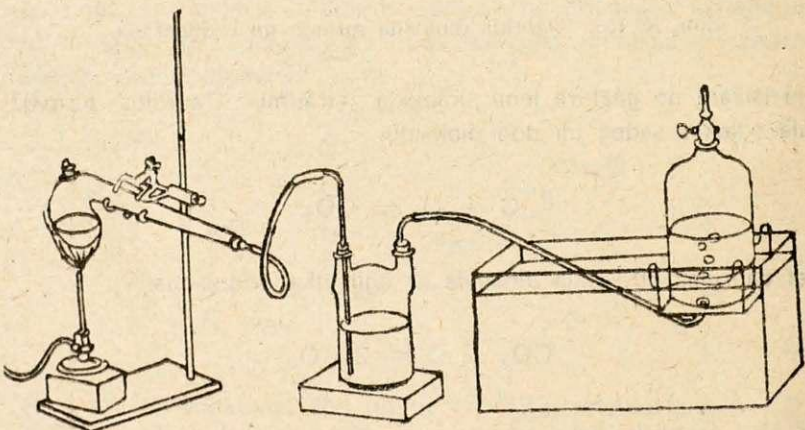


No ta mēs redzam, ka oglekļa oksidu var uzlūkot kā skudru skābes anhidridu.

Ari skābeņu skābe (oksalskābe) līdzīgos apstākļos dod oglekļa oksida un dioksida maisījumu:



Skābeņu skābi retortā samaisam ar koncentretu sērskābi un sildam. Attistijušās gāzes vispirms laižam skalotnē, kurā koncentrēts kodīgā kalija šķīdums, un tad pneimatiskā vannā (zīm 159).



Zīm. № 159. CO pagatavošana no skābeņu skābes.

Pie tam oglekļa dioksidu uzņem kodīgais kalijijs, bet oglekļa oksidu ievācam virs ūdens sevišķā traukā (vaj cilindri).

Ipašības.

Tirs oglekļa oksids — pastāvīga gāze (t. i. ta nesabiezē parastā temperatūrā), bez krāsas un bez smakas. Pēc savām fizikalajām īpašībām tas ļoti līdzīgs slāpeklim:

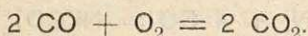
Tabele № 35

Oglekļa oksīda un slāpekļa fizikālo īpašību salīdzinājums.

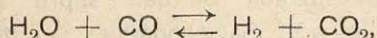
	N ₂	CO
Blīvums	0,0012505	0,0012501
Kritiskā temperatūra . . .	— 146 ⁰	— 139,5 ⁰
Kritiskais spiediens . . .	33 atm.	35,5 atm.
Vārišanās temperatūra . .	— 195,7 ⁰	— 193 ⁰
Sasalšanas temperatūra . .	— 210,5 ⁰	— 207 ⁰
Skīdamība ūdenī pie 0 ⁰ . .	0,02148	0,03537.

Šo līdzību rada tas apstākļi, ka oglekļa oksīdam un slāpeklim gandrīz vienādi molekulmasas: CO = 28,005 bet N₂ = 28,02.

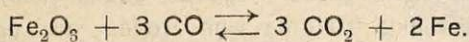
Bet viņu ķīmiskās īpašības pavisam dažādas. Slāpeklis nedeg, bet oglekļa oksīds deg un ar gaisu dod sprāgstošus maisījumus, līdzīgus sprāgstošai gāzei: Ķīmiskās īpašības.



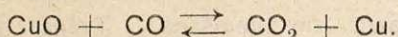
Aiz savas tieksmes pret skābekli, oglekļa oksīds reducē daudzas vielas. Reducējot ar oglekļa oksīdu ūdeni, rodas līdzsvars:



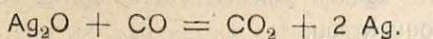
kas noved pie ūdens gāzes (83 lp. p.). Oglekļa oksīds, iedarbojoties uz dzelzs oksīdu, pēdejo reducē dzelzi:



Šis process lielos apmēros norisinās dzelzs kausēšanā no rūdām. Analogiski notiek arī vara oksīda reducēšana:

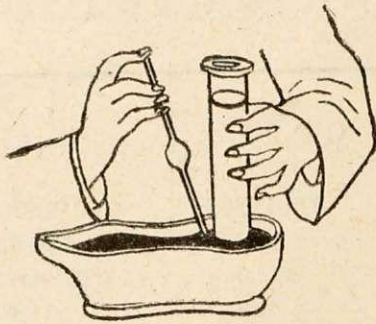


Cēlmetālu reducēšana notiek pat zemā temperatūrā. Tā, piem., laižot oglekļa oksīdu sudraba sāļa amonjaka šķīdumā, izkrit sudraba nogulsnis:



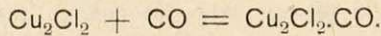
Savienošanās
reakcijas.

Oglekļa oksīds, $C = O$, bez šaubām, nepiesātināts

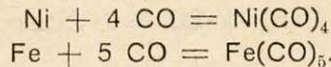


Zīm. № 160. Oglekļa oksīda saistīšana ar Cu_2Cl_2 amonjaka šķīdumu

savienojums, jo ogleklis savienojies ar skābekli tikai caur divām saitēm, un vēl divas saites paliek brīvas. Aiz tā iemesla tas viegli savienojas ar daudzām vielām. Ja piepildām virs dzīvsudraba cilindri ar oglekļa oksīdu un ar pipeti ielaižam tani dažus cm^3 kup-rochlorīda (Cu_2Cl_2) šķīduma amonjakā, pēdejaissaieta oglekļa oksīdu, caur ko dzīvsudrabs cilindri paceļas (zim. 60).



Daži metāli savienojas arī tieši ar oglekļa oksīdu un rada tā saucamos „karbonīlus“ (piem., niķeļa karbonīlu, dzelzs karbonīlu u. c):



Par šiem savienojumiem vēl runāsim pie attiecīgiem metāliem.

Fizioloģiskā
darbība.

Oglekļa oksīds uzrāda diezgan stipru tieksmi uz asins hemoglobīnu (36 lp. p.). Savienodamies ar pēdejo, tas rada daudz stabilāku savienojumu, nekā skābeklis. Aiz tā iemesla asinis, kas „piesātinātas“ ar oglekļa oksīdu, nav vairs derīgas skābekļa piegādei organismā: dzīvnieks oglekļa oksīdā nosmok. Tā kā dažas tehniskās gāzes (deggāze, ūdens gāze) satur oglekļa oksīdu un aiz skābekļa trūkuma viņš rodas arī oglekļa nepilnīgi sadegot (priekšlaicīgi aiztaisot krānsi: tvans), tas — ļoti bīstams nāvēklis. Sanāvēšanās bīstamību vēl pavairo tas apstākļi, ka šai gāzei nav noteiktas smakas.

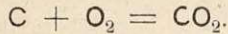
Ja sanāvēšanās notikusi mazā mērā, tad kā sekas rodas stipras galvas sāpes un vemšana. Tvanā sanāvējušies bieži atstāj piedzērušu cilvēku iespaidu, kuri izdara dažādas neprātīgas kustības. Bet ja sanāvējas miegā, rodas nesamaņa un nāve. Tādos gadījumos nāves iemesls konstatējams no asins krāsas. Hemoglobīnam — sarkana krāsa, oksihemoglobīnam — gaiša, bet hemoglobīna un oglekļa oksīda savienojums vēl gaišāks — tas atgādina ķiršu ogu krāsu.

Labakais līdzeklis pret sanāvešanos ar oglekļa oksīdu – svaigs gaiss. Vēl labaks — skābeklis, kuru ievada caur mākslīgu elpošanu (sal. 38 l. p.).

Oglekļa dioksīds (oglekļa anhidrīds): CO_2 .

Ša gāze rodas ogleklīm, kā arī gandrīz visiem oglekli saturošiem savienojumiem sadegot gaisā, vaj skābekli:

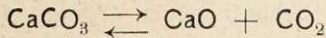
Pagatavošana
1. no elementiem.



Tapēc tas atrodas dūmu gāzēs — maisījumā ar gaisu, slāpekļa un nepilnīgas degšanas produktiem (dūmiem).

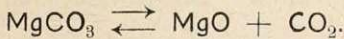
Arī daudzi karbonāti sildot sadalās, atdalīdami oglekļa anhidrīdu. Piemēram, tas rodas apdedzinot kaļķu cepļos kaļķakmeni (ogļskābo kalciju); reizē ar to attīstās arī t. s. dedzinātais kaļķis:

2. sadalot karbonātus.

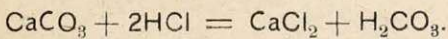


Ša reakcija tomēr uzlūkojama kā apgriezeniska, jo zemā temperatūrā kaļķis atkal savienojas ar oglekļa anhidrīdu un dod ogļskābo kalciju.

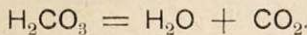
Daudz vieglāk (zemākā temperatūrā) norisinās magnēzīta (dabīgā ogļskābā magnija) disociācija:



Oglekļa dioksīds laboratorijā visērtāki pagatavojams – karbonātus sadalot ar skābi. Sālsskābe, iedarbodamās uz ogļskābo kalciju (marmoru), kā vājāko izvieta ogļskābi:

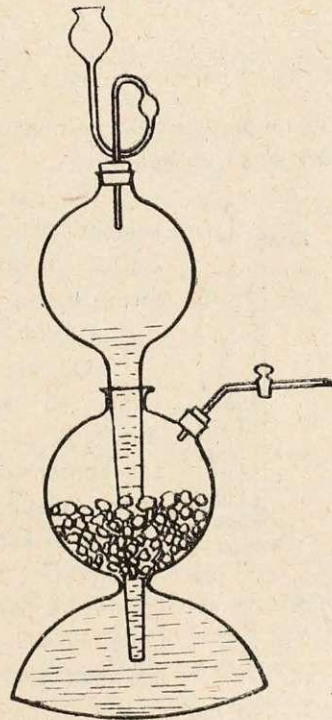


Pēdējā tomēr nestabila un acimirkli sadalās tālāk ūdenī un oglekļa dioksīdā:



Šo reakciju parasti izdara K i p p a aparātā, piepildot videjo bumbu ar marmoru, un augšējo ar uz pusi atšķaidītu sālsskābi (zim. 161).

Oglekļa dioksīds — bezkrāsaina, bezsmakas gāze, kas īpašības neuztur degšanu un arī pati nedeg, Tas aptuvēm $1\frac{1}{2}$ reiz sma-

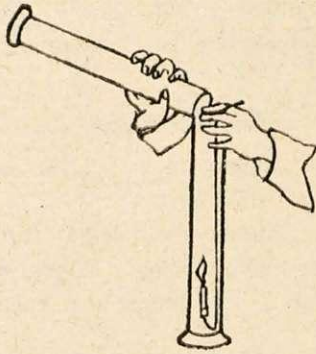


3. iedarbojoties skābēm uz karbonātiem

Zīm. № 161. Kippa aparāts oglekļa anhidrīda pagatavošanai.

gaks, nekā gaiss. Tapēc viņš „grimst“ gaisā tāpat, kā ūdens kādā vieglā eļļā. Tas skaidri novērojams sekošos mēģinājumos.

Piepildam ar oglekļa dioksīdu no Kippa aparata stikla cilindri. Blakus tam otrs cilindrs, kurā deg svecīte. Ja tagad

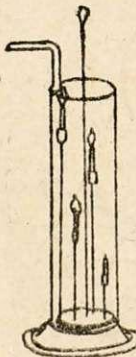


Zīm. № 162. Ogļskābes „pārlišana“ no viena cilindra otrā.

pirmo cilindri apgāžam virs otrā (kā parādīts 162 zīmējumā), ogļskābā gāze „pārliet“ apakšējā cilindri un svecīte nodziest. Neapoles tuvumā, kā zināms, atrodas tā saucamā „Suņu ala“, kurā pastāvīgi sūcas pa apakšu oglekļa dioksīds. Kā smagāka gāze tā sakrājas dibinā, kur elpošana tapēc nav iespējama. Ja šajā alā iesviež suni, tas ātri nosmok aiz skābekļa trūkuma. Tomēr cilvēks tajā var elpot, jo viņas atmosfēras augstākos slāņos vēl pietiekoši daudz gaisa. Mēģinājumi ar sūņiem parasti tiek demonstrēti alas apmeklētājiem, no kā cēlies arī viņas nosaukums.

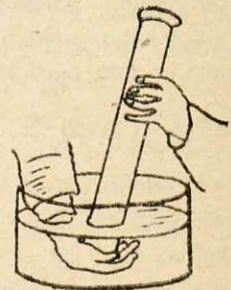
pirmo cilindri apgāžam virs otrā (kā parādīts 162 zīmējumā), ogļskābā gāze „pārliet“ apakšējā cilindri un svecīte nodziest. Neapoles tuvumā, kā zināms, atrodas tā saucamā „Suņu ala“, kurā pastāvīgi sūcas pa apakšu oglekļa dioksīds. Kā smagāka gāze tā sakrājas dibinā, kur elpošana tapēc nav iespējama. Ja šajā alā iesviež suni, tas ātri nosmok aiz skābekļa trūkuma. Tomēr cilvēks tajā var elpot, jo viņas atmosfēras augstākos slāņos vēl pietiekoši daudz gaisa. Mēģinājumi ar sūņiem parasti tiek demonstrēti alas apmeklētājiem, no kā cēlies arī viņas nosaukums.

Šo pašu skatu var inscenēt daudz vienkāršāki, ieliekot cilindri degošas svecītes vienu virs otras. Laižot cilindri oglekļa dioksīdu, novērojam, ka vispirms dzies apakšējā svecīte, tad nākošā augstākā u. t. t. (zīm. 163.)



Zīm. № 163. Ogļskābe sakrājas trauka dibinā.

Oglekļa dioksīds — gāze ar videju šķīstamību ūdeni: 15° temperatūrā 1 tilpumā ūdens šķīst gandrīz tāds pat tilpums gāzes. Lai demonstrētu viņa šķīstamību, piepildam cilindri ar oglekļa dioksīdu un aiztaisam ar korķi. Pēc tam zem ūdens, kā parādīts 164 zīmējumā, korķi attaisam. Ūdens izšķīdina gāzi un ieplūst cilindri. No jauna aiztaisot cilindri, to izņemam no ūdens un labi sakratam. Zem ūdens to atkal attaisam. Tādā ceļā iespējams izšķīdināt visu cilindri atrodošos ogļskābo gāzi. Visas šās īpašības norāda, ka oglekļa dioksīds daudzējādi līdzīgs slāpekļa oksīdumam, tāpat kā oglekļa oksīds — slāpeklim. Un arī šajā gadījumā abu gāžu līdzība dibinās uz viņu molekularsvaru tuvumu.



Zīm. № 164. Oglekļa dioksīda šķīstamība ūdeni.

Tabele № 36

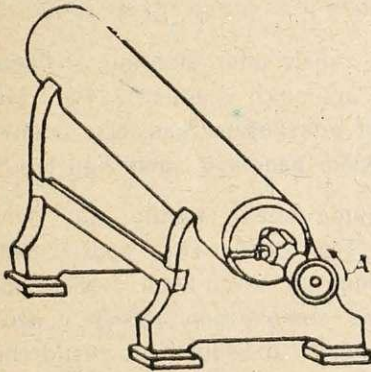
Oglekļa dioksīda un slāpekļa oksīdu fizikālo īpašību salīdzinājums.

	CO ₂	N ₂ O
Molekulārsvars	44,005	44,02
Blīvums	0,001976	0,001978
Kritiskā temperatūra	31,0°	36,5°
Kritiskais spiediens	73,05 atm.	71,90 atm.
Vārišanās temperatūra	— 79°	— 89,8°
Sasalšanas temperatūra	— 56,7°(5,1 atm.)	— 102,4°
Šķīstamība pie 15°	1,019	0,7378

Oglekļa dioksīds zem liela spiediena sašķidrinas parastā temperatūrā. Kā visas citas saspīestās gāzes, to pārdošanā laiž

šķidrā veidā tērauda cilindros (30 lp. p.). Lai to „izlietu“, cilindra sānu caurīšanai uzskrūvē audekļa maisiņu, cilindri apgāž un atgriež ventili (zim. 165). Attaisot maisiņu, tajā atrodams balts, sniegam līdzīgu masu: tas — sacietējis oglekļa dioksīds.

Eksperimenti ar šķīdru oglekļa dioksīdu.



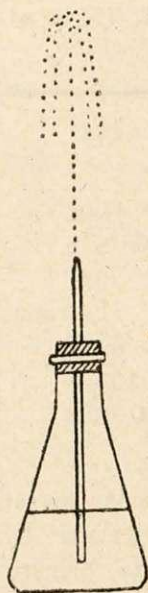
Zim. № 165. Šķīdru oglekļa dioksīda liešana no balona.

Tas „sublimējas“ pie — 78°, par ko pārlicināties ar termometru, kuram dzīvsudraba vietā rezervuārā atrodas toluols (vai pentāns).

Tā kā oglekļa dioksīda kušanas temperatūra (— 65°) atrodas augstāk, nekā viņa sublimācijas temperatūra, tad šķīdru dioksīdu var iegūt tikai zem spiediena. Oglekļa dioksīds, izgarodams noslēgtā telpā, izdara spiedienu uz trauka sienām. Tāpēc to var turet tikai vajadzīgā traukā: parasti tam nolūkam lieto Djuara traukus (29 lp. p.).

Ja pudelē ar ūdeni, kas nokrāsots ar zilo lakmusu, ieberam nedaudz cieta oglekļa dioksīda un pudeli aiztaisām ar korķi, caur kuru līdz pudeles dibinam iet stikla caurule — no gāzes spiediena paceļas augsta ūdens strūkļa. Pie tam oglekļa

anhidrids, šķīsdams ūdeni, pārvērš zilo lakmusu sarkanā krāsā (zim. 166).



Zim. № 166. Oglekļa anhidrida spiediens.

Neraugoties uz oglekļa anhidrida zemo sublimācijas temperatūru, tomēr viņa izgarošana norisinās diezgan lēni: ja iemetam ūdeni dažus dioksīda gabaliņus, tie ilgi peld uz ūdens. Tas izskaidrojams ar to, ka starp dioksīda gabaliņiem un ūdeni rodas gāzes kārtā, kas slikti vada siltumu. Tas atgādina pazīstamo „Leidenfrostā fenomenu“, tikai tas norisinās zemākā temperatūrā, nekā to parasti novēro. Aiz tā paša iemesla cietā dioksīda gabalus var turet saujā nejutot liela aukstuma. Bet tikko tos saspiežam, tūlīt rodas „apdedzinājumi“. Tapēc dzesešanai nelieto cieto dioksīdu, bet viņa maisījumu ar acetonu. Tāds pusšķidrš maisījums vāras gandrīz pie tādas pat temperatūras, kā tīrs dioksīds. Izgarodams tas saista siltumu un atdzesē visus tajā atrodošos priekšmetus līdz -78° .

Iebāžot šajā maisījumā stobriņu ar ūdeni, pēdejais gandrīz acumirkli sasilst. Pie tam dzirdama raksturīga brikšķēšana, kas ceļas ūdenim pārvēršoties ledū. Sādā veidā praktiskā pagatavo „mākslīgu ledu“.

Ja dioksīda un acetona maisījumā iebāž stobriņu ar dzīvsudrabu, arī dzīvsudrabs sasilst. Tas cietā veidā spožs balts metāls, kas viegli kaļams. Aiz tā iemesla nevar lietot dzīvsudraba termometrus, kad jāmēro temperatūra, zemāka par -39° , t. i. dzīvsudraba sasaldšanas punktu. Bet ja šajā maisījumā dzīvsudrabu lej, tas sasaldams iegūst dažreiz fantastisku veidu. Pēc tam izņemot un ieliekot ūdeni, tas kūst, bet ūdens, atdodams siltumu, sasilst un pieņem senako dzīvsudraba veidu.

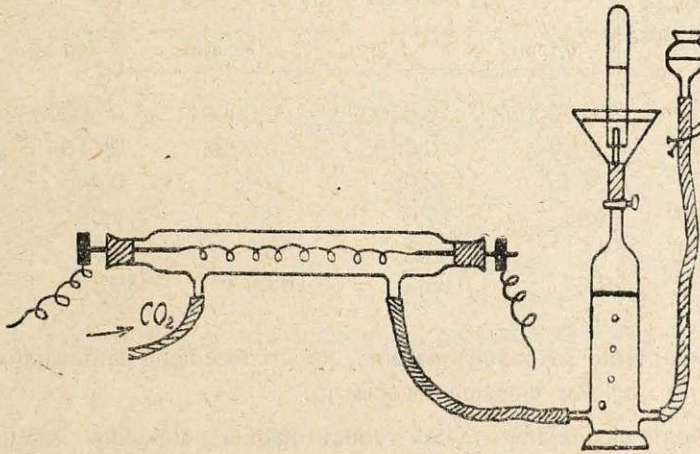
Zemajā temperatūrā, ko sasniedzam oglekļa dioksīda un acetona maisījumā, sacietē daudzi šķidrums, kā — koncentretās skābes: sērskābe, slāpekļskābe un sālskābe. Glicerīns tajā sabiezē un rada stiklam līdzīgu masu. Krāsainas vielas top gaišākas: tā, piemēram, joddzīvsudraba sarkanā krāsa paliek dzeltena. Ķīmisko reakciju lielākais vairums šajā temperatūrā apstājas (vaj tiek aizturets, sal. 36 un 77 l. p.). Ja līdz -78° atdzesētā sālskābē iemet marmora gabaliņu, oglekļa dioksīds pavisam neizdalās. Šķīdumu sildot, reakcija pamazām iesākas un notiek jo enerģiskāk, jo augstāka temperatūra. Pat nātrijs nereaģē uz sālskābi tik zemā temperatūrā.

Saspiestā veidā balonos oglekļa dioksīdu lieto atspirdzinošu dzērienu (zeltera, limonades) pagatavošanai, kā arī piesātina ar to alu: gāzes burbuliņiem atdaloties, rodas putas, kuras slavē visi šā dzēriena patērētāji. Izlietošana
praktiskā.

Oglekļa anhidrīds, kā redzējam, neuztur degšanu. Tā kā bez tam vēl tas smagāks par gaisu un smagi gulstas uz zemi — to lieto ugunsgrēku dzešanai. Visai noderīgi uguns slāpēšanai baloni ar šķīdru dioksīdu gadījienos, kad aizdegas organiski šķīdumi: petroleja, bencīns, eters, kurus nevar nodzēst ar ūdeni, jo tie peld ūdenim pa virsu.

Ja porcelāna bļodiņā aizdedzinām bencīnu un liesmā iemētam dažus gabaliņus cietā dioksīda, uguns tūlīt nodziest.

Oglekļa anhidrīds daudz mazākā mērā nāvīgs, nekā oglekļa oksīds. Tas noprotams jau no tam, ka šā gāze pastāvīgi attīstas elpojot: izelpotais gaiss satur 4,38% CO₂. Tomēr saprotams, ka oglekļa dioksīds, gaisā sakrādamies, var organismu sanāvēt. Un ne tikai aiz skābekļa parciālā spiediena pamazinašanās, bet galvenā kārtā tas darbojas īpatnēji, radīdams nogurumu, narkozu Fizioloģiskā
darbība.

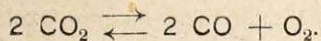


Zīm. № 167. Oglekļa dioksīda disociācija.

un pa lielākai daļai trieku un nāvi. Kā maksimālo oglekļa dioksīda daudzumu gaisā, kas elpojot nekaitīgs, Pettenkofers pielaīž 0,1% (sal. 133 l.p. p.).

Oglekļa dioksīds — ļoti stabils savienojums, kas tikai ļoti augstā temperatūrā sadalās oglekļa oksīdā un skābeklī:

Oglekļa
dioksīda
ķīmiskās
īpašības.



Lai ar šo parādību iepazītos, laižam oglekļa dioksīdu no Kippa aparata caurulē, kurā platinas drātiņa. Pēdejā savienota ar reostatu un baterijas poliem, un tiek ar elektrisko strāvu nokarseta līdz baltai kvēlei. No caurules izejošās gāzes laižam nelielā specialā gāzturī, kas pildīts ar koncentrētu kodīgā kalija šķīdumu (zim. 167). Šeit top saistīts oglekļa dioksīds, bet oglekļa oksīda un skābekļa maisījums sakrājas aparata augšgalā. Pēc kāda laika sakrājušos gāzi pa krānu izraidam caurulē, kurā ūdens, aizbāžam cauruli ar pirkstu un gāzi aizdedzinam: ta sadeg ar vieglu sprādzienu.

Oglekļa dioksīda disociācija noved pie līdzsvara, kas analogisks ūdens tvaika disociācijas līdzsvaram (98 l.p. p. Disociācijas pakāpi aprēķinājuši Nernsts, Vartenbergs, Langmuirs u. c. pētnieki. Ta redzama sekojošā tabelē:

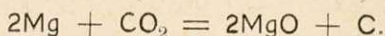
Tabele № 37.

Oglekļa dioksīda disociācijas pakāpe (procentos).

Absolutā temperatura	Disociācijas pakāpe			
	0,1 atm.	1 atm.	10 atm.	100 atm.
1000°	0,000053 ⁰ / ₀	0,000025 ⁰ / ₀	0,000011 ⁰ / ₀	0,0000053 ⁰ / ₀
1500°	0,104	0,0483	0,0224	0,0104
2000°	4,35	2,05	0,96	0,445
2500°	33,5	17,6	8,63	4,09
3000°	77,1	54,8	32,2	16,9
3500°	93,7	83,2	63,4	39,8

Temperaturas paaugstinājums, kā arī spiediena pamazinājums veicina oglekļa dioksīda disociāciju.

Reducešanas reakcijas. Viegli oksidejamie metāli reducē oglekļa dioksīdu. Magnija lente, gaisā aizdedzināta, turpina degt oglekļa dioksīdā, atdalīdama oglekli:

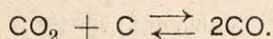


Dzelzs reducē CO₂ tikai līdz oglekļa oksīdam:



Šai apgriezeniskai reakcijai liela nozīme dzelzs metalurģijā.

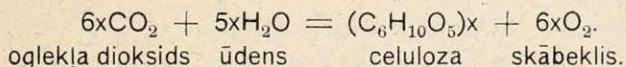
Un, beidzot, arī pats ogleklis, ka jau redzejam, spēj reducēt oglekļa dioksīdu:



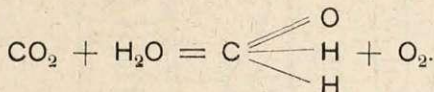
Sevišķi lielu interesi rada tie oglekļa dioksīda reducēšanas procesi, kas norisinās zem gaismas iespaida visos zaļajos augos. Tie pazīstami kā asimilācijas procesi.

Mēs jau runājām par to, ka oglekļa savienojumi ir visu dzīvo radījumu galvenais būvmateriāls. Cilvēks un dzīvnieki šo materiālu iegūst no stādiem. Lielākā daļa stādu augšanai vajadzīgo oglekli uzņem vienīgi kā oglekļa dioksīdu no gaisa. Galvenā viela, kas pie tam rodas, ir celuloza, kuras sastāvu vispārīgi apzīmē ar formulu: $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_x$. Šo formulu var uzrakstīt arī šādi: $\text{C}_{6x}(\text{H}_2\text{O})_{5x}$. Mēs redzam, ka no formalās puses celulozu var uzlūkot kā $6x$ atomu oglekļa savienojumu ar $5x$ molekulām ūdens. Aiz šīs iemesla to pieskaita pie tā saucamiem ogļhidrātiem. Izejot no šīs formulas, asimilācijas procesu var attēlot šādā šematiskā nolīdzinājumā:

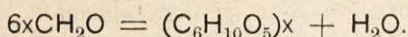
Oglekļa
anhidrida
asimilācija
augu zaļajās
daļās.



Nav zināms, kāds šīs sarežģītās reakcijas mehānisms, jo pašu reakciju vēl līdz šim nav izdevies laboratorijā izvest. Var tikai šimbrīžam noteikti sacīt, ka šīs reakcijas norisinās zem diviem noteikumiem: 1) gaismā un 2) sevišķas organiskas vielas — chlorofila (kas atrodas stādu zaļajās lapās) klātbūtnē. Pēc Baijera (Bayer) hipotēzes pieņemams, ka oglekļa dioksīda reducēšanas pirmajā fāzē attīstās formaldehīds (skudru skābes aldehīds): CH_2O , kas uzlūkojams kā vienkāršākais ogļhidrāts:

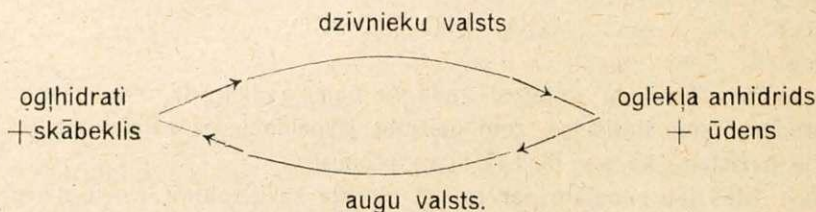


Celulozas izcelšanos var uzlūkot kā formaldehīda molekulas kondensācijas procesu:



Lai arī kā būtu, asimilācijas procesam svarīga nozīme dabas saimniecībā. Šajā procesā pastāvīgi reducējas oglekļa anhidrīds, kas sakrājas degot un elpojot, un atmosfērā rodas svaigs skābeklis, minētos procesos patērētā skābekļa vietā.

Tādā kārtā dabā pastāvīgi norisinās oglekļa apkārtrīņķojums, kas attēlojams šādā šēmā:



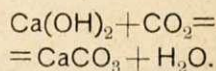
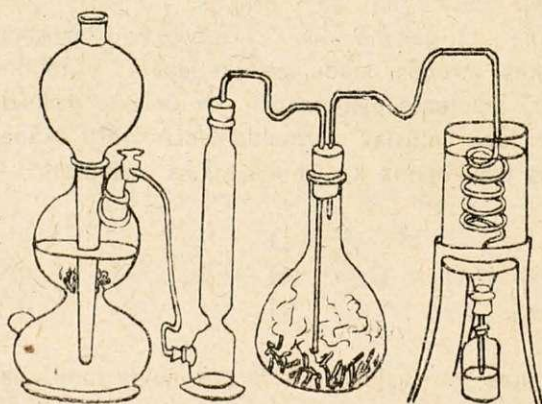
Nav arī šaubu, ka asimilācija — endotermisks process, jo tajā rodas vielas, kas degot attīsta siltumu. Šo vielu radīšanai vajadzīgo enerģiju dod saule. Desmitiem un simtiem gadu kokos krājas saules enerģija; kokiem pamazam trūdot, ša enerģija zemē uzglabājusies kā kūdra un ogles. Mēs varam sevi turet par zemē un virs zemes gadu miljonos sakrātās saules enerģijas laimīgiem mantiniekiem. Tas mums uzliek pienākumu taupīgi dzīvot ar šo vērtīgo mantojumu. Pie enerģijas savstarpejās pārvēršanās jautājuma mēs vēl atgriezīsimies nākošā lekcijā.

O g l s k ā b e, H_2CO_3 .

Karbonātu
rašanās.

Tagad aplūkosim oglekļa anhidrida iedarbību uz sārmim. Ja šās gāzes stipru straumi laižam virs dzēstā kaļķa, kas atrodas kolbā A (zim. 168), tad attīstās ūdens, kas reakcijas siltumā

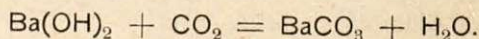
iztvaikodams, kā tvaiki, aiziet dzesinātājā B un tur kondensējas. Kolbā paliek ogļskābais kaļķis:



Zim. № 168. Ūdens izdališanās no dzēstiem kaļķiem, oglekļa dioksīdam iedarbojoties

Laižot oglekļa anhidridu dzēsto kaļķu šķīdumā (kaļķūdenī), vaj kodīgā barīta šķīdumā, notiek ana-

logiska reakcija, pie kam kalcijs un barijs karbonāti atdalās kā nešķīstoši nogulsni:



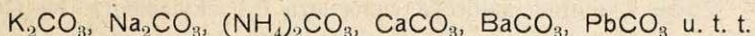
Tādā ceļā iespējams, piem., pierādīt, ka elpojot attīstās oglekļa dioksīds. No plaušām izelpoto gaisu pūšam pa cauruli caurspidīgā kaļķūdens šķīdumā. Balta duļķa parādīšanās liecina par ogļskābē kalcijs attīstīšanos.

Šajās reakcijās radušies nogulšņi uzlūkojami, kā ūdeņraža apmaiņas produkti (sāļi) ogļskābē: H_2CO_3 . Tomēr pati ša skābe brīvā veidā nepastāv. Rašanās momentā ta tūliņ sadalas ūdeni un oglekļa anhidridā. Piemēram, aplejot marmoru ar kādu stipraku skābi, rodas oglekļa anhidrīds: CO_2 (sal. 253 l.p. p.). Tamlīdzīgas parādības mēs novērojām jau senāk, runājot par amonjaku un slāpekļskābi (148 un 184 l.p. p.). Tapēc šajā gadījumā japielaiž H_2CO_3 esamība, kaut gan šis savienojums lielā mērā sadalas.

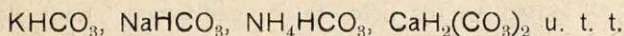
Ogļskābes īpašības.

Pieņemot H_2CO_3 kā ogļskābes formulu, redzam, ka ta satur vienā molekulā 2 ūdeņraža atomus. Tādas skābes sauc divvērtīgās, jo viņu vienas molekulas neitralizācijai nepieciešamas, kā šajā gadījumā, divas vienvērtīgu sārmu (NaOH, vaj KOH) molekulas. Sakarā ar to ogļskābe dod divējādus sāļus: apmainot H_2CO_3 abus ūdeņraža atomus, rodas neitrali sāļi jeb karbonāti:

Neitralie un skābie sāļi

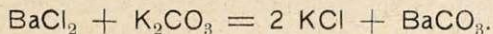


bet apmainot H_2CO_3 tikai vienu ūdeņraža atomu, rodas skābie ogļskābie sāļi jeb bikarbonāti (divogļskābie sāļi), piemēram:

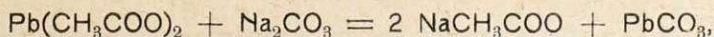


Pa lielakai daļai karbonāti ūdeni nešķīst (izņemot sārmu metalu karbonātus) un, pielejot šķīstošo karbonātu šķīdumiem metalu sāļu šķīdumus, tie izkrit kā nogulšņi. Tā, piem. chlorbarijs (barijs chlorīds) rada ogļskābā barija nogulsni:

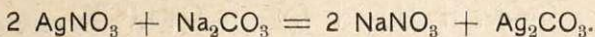
Karbonātu īpašības.



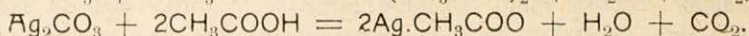
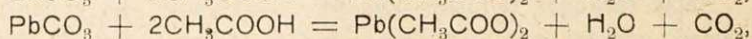
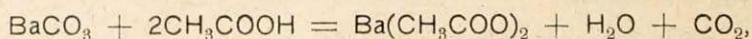
Etiķskābā svina šķīdums dod baltu svina karbonāta nogulsni:



bet slāpekļskābais sudrabs—iedzeltenu sudraba karbonāta nogulsni:

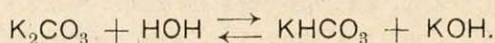


Bet tā kā ogļskābe ir ļoti vāja skābe, tad pat etiķskābe to izvieto, un tapēc iegūtie nogulšņi etiķskābē izšķīst un atdala oglekļa anhidridu:



Pēc šām reakcijām šķīdumos viegli noteicama ogļskābe.

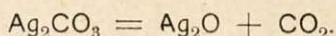
Hidrolīze. Ogļskābe tik lielā mērā vāja, ka pa daļai to no viņas sāļiem izvieto pat ūdens, kas zināmā mērā (130 lp. p.) uzlūkojams kā „hidroksilskābe”: HOH



Šāda veida sāļa sadalīšanos ar ūdeni turpmāk sauksim „hidrolīzi”. Šķīstošo karbonātu hidrolīze norisinās visai mazā mērā un, kā visas šādas reakcijas, noved pie zinama līdzsvara stāvokļa.

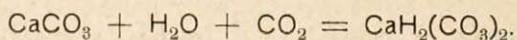
Zodas šķīdumā, saturošā vienā litrā 0,1 ekvivalenta Na_2CO_3 , hidrolīzejas tikai 2,7% karbonāta. Pēc aktīvo masu likuma, pakāpeniski atšķaidot zodas šķīdumu ar ūdeni, „hidrolīzes pakāpei” jāpalielinās. Kā redzams reakcijas nolīdzinājumā, hidrolīzes sekas — brīva sārma rašanās šķīdumā. Aiz tā iemesla, lūk, potašas (K_2CO_3) un zodas ūdens šķīdumi vienmēr uzrāda bāzisku reakciju, — kapēc arī tos lieto tajos gadījumos, kad vajadzīga vāja bāze.

Disociācija. Vispārīgi, karbonāti augstā temperatūrā — nestabili savienojumi. Sildot, tie disociē, līdzīgi kaļķakmenim, metāla oksidā un oglekļa anhidridā (253 lp. p.). Dažos gadījumos priekš tam vajadzīga ļoti augsta temperatūra, bet dažos atkal — tie sadalās jau parastā temperatūrā, vaj vāji sildot. Tā, piemēram, mūsu pagatavotais ogļskābais sudrabs — sārmainā šķīdumā sildot sadalās:



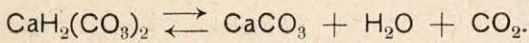
Par karbonātu disociāciju vēl runāsim pie attiecīgiem metāliem.

Bikarbonātu īpašības. Bikarbonāti rodas, ogļskābei iedarbojoties uz neitrāliem sāļiem. Piemēram, šķīdumā, kurā atrodas ogļskābā kalcija nogulsnis, laižot oglekļa anhidridu, rodas kalcija bikarbonāts:



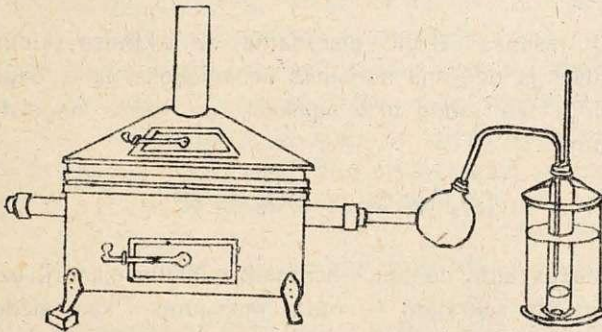
Tā kā kalcija bikarbonats šķīst ūdenī, tad šajā reakcijā ogļskābais kalcijs izšķīst. Šis process pastāvīgi norisinās dabā. Iežus, kas satur kaļķakmeni, pastāvīgi izskalo ūdens, kurā izšķīdusi ogļskābe.

Bikarbonāti satur vēl ūdeņradi, kas apmainams pret metaliem. Tapēc arī tie uzlūkojami kā skābi sāļi. Tikai nav jāizmirst, ka ogļskābe ļoti vāja skābe, — un tapēc arī bikarbonātu šķīdumi uzrāda neitrālu reakciju (pretēji karbonātiem, kuri ūdens šķīdumā dod sārmainu reakciju). Tomēr ķīmiskā ziņā bikarbonāti līdzīgi karbonātiem un uzrāda tādas pat reakcijas. Tie sadalās vēl vieglāk, nekā karbonāti: viņi ūdens šķīdumā zaudē jau parastā temperatūrā ogļskābi un pārvēršas atkal karbonātos :



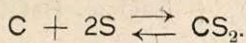
Sērogleklis: CS_2 .

Ogleklis ar sēru karsejot savienojas un dod savienojumu, kas pagatavots pēc sastāva analogisks oglekļa dioksīdam. Lai šo vielu pagatavot šana.



Zīm. № 169. Sēroglekļa pagatavošana.

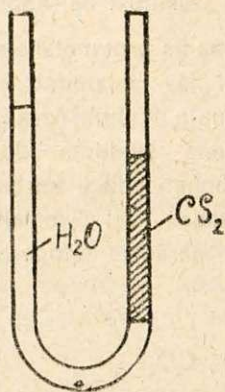
votu, karsē gāzes, vaj koksa krāsni porcelāna caurulē, izkarsetu ogli (zīm 169). Pa laikam, attaisot caurules galu, sviež tajā sēra gabaliņus. Notiek reakcija :



Iegūtais produkts kondensējas ievācējā, ko dzesē sniega un sāļa maisījumā.

Sērogleklis—aromatisks (netira veidā ar pretīgu smaku), īpašības. gaisošs šķidrums. Tam liels blīvums un tāpat arī gaismas staru laušanas koeficients.

U — caurulē vienā pusē ielejam sēroglekli, kas ar joda graudiņu nokrāsots vijolets, un otrā pusē tiru ūdeni. Ūdens lime-
menis caurulē augstaks, nekā sēroglekļa
limenis (zim. 170). Abeju šķidrumu sta-
biņu augstumu attiecība preteji-proporcio-
nala šķidrumu blīvumiem (Archimeda
likums).

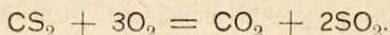


Zīm. № 170. Sēroglekļa
un ūdens blīvumu attie-
cība.

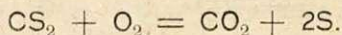
Sērogleklis ātri izgarodams,
stipri atdziest. Ja glāzē ielejam sēroglek-
kli un tam pūšam cauri stipru gaisa
straumi, temperatūra kritas līdz -17° (par
ko pārliecināties ar termometri).

Sēroglekli šķīst daudzas tādas
vielas, kas ūdeni nešķīst, kā: fosfors,
sērs, jods, kaučuks (nevulkanizets) u. c.

Sērogleklis viegli aizdegas un sadeg:

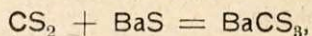


CO_2 un SO_2 rašanās viegli pierādama ar lakmusa šķidrumu un
kaļķūdeni. Bet ja degšana norisinās nepietiekošā gaisa daudzumā
(stikla cilindri), tad sadeg tikai ogleklis, un sērs nogulstas uz
trauka sienām:

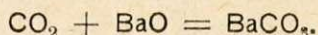


Ja ielejam dažus kub. centim. sēroglekļa stikla cilindri, uzliekam
tam platīti un labi sakratam — rodas maisījums, kas aizdedzinot
sprāgst.

Tio ogļskābe Sērogleklis, līdzīgi oglekļa dioksīdam, rada skābi H_2CS_3 (tio-
ogļskābi), kuņas sāļi pagatavojami no sēroglekļa un metālu sulfi-
diem, piemēram:



tāpat kā:



No ta redzams, ka sērs spēj apmainīt dažādos
savienojumos skābekli. Šādus apmaiņas produktus, pēc
sēra grieķu nosaukuma, sauc tiosavienojumus. Tio-
ogļskābe, preteji ogļskābei, var pastāvēt arī brīvā veidā.
 H_2CS_3 ir eļļa, kas viegli sadalās. Savā ziņā praktiska nozīme ir
kalija tiokarbonatam, K_2CS_3 , kuru lieto filokseras iznīcināšanai.

Tabele 38

Sēroglekļa īpašības.

Blīvums pie 0°	1,292
Kritiskā temperatūra	273°
Vārišanās temperatūra	46,3°
Kritiskais spiediens	73 atm.
Sasalšanas temperatūra	—112,8°
Staru laušanas koeficients pie 0° (natrija gaismai)	1,6436
Gāzejada CS ₂ rašanās siltums	—25400 cal.

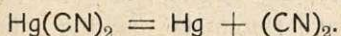
Vēl jāpiemin, ka sērogleklis, preteji oglekļa anhidridam, endotermisks savienojums.

Cians un viņa vienkāršākie atvasinājumi.

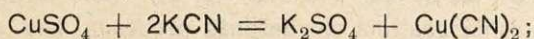
Organiski savienojumi, kas satur slāpekli, sildot to izdala elementārā veidā, bet pa daļai arī kā savienojumu ar oglekli. Tā, piemēram, akmeņogļu sausā destilācijā reizā ar deggāzi izdalās arī cianūdeņradis (skat. zemāk), kuru parasti gāzes fabrikās uztver ar dzelzs hidroksīdu, Fe(OH)₃. Šī masa pašlaik ir galvenais izejas produkts visu ciana savienojumu pagatavošanai.

Ciana pagatavošana.

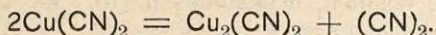
Laboratorijā cianu pagatavo, sadalot ciandzīvudrabu (merkuriānīdu): Hg(CN)₂. Ciandzīvudrabu ieliek grūti kausejama stikla retortā, kas savienota ar ievāceju un gāzes novada cauruli (sal. zīm. 9, 21 l.p. p.). Gāzi ievāc virs dzīvudraba, jo tā lielā mērā šķīst ūdenī. Karsejot, notiek šāda reakcija:



Var arī pagatavot šādā ceļā: kolbā, kurā atrodas sērskābais vaļš, no pilināmās piltuves pilina ciankalija šķīdumu. Pirmā kārtā norisinās apmaiņas reakcija, kurā rodas cianvaža (kupricianīda*) nogulsnis:



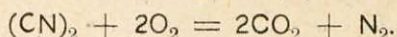
otrā reakcijas fāzē divvērtīgā važa sāls pārvēršas vienvērtīgā važa savienojumā (kuprocianīdā jeb cianvaža oksidulā):



Pie tam puse ciana izdalās brīvā veidā.

*) Oksīdu un oksīduļu sāļu izšķīršanai lietojam viņu latīņu nosaukumus šādā apzīmējumā. Oksīdu sāļi: cupricianīds — Cu(CN)₂, ferichlorīds — FeCl₃; oksīduļu sāļi: cuprocianīds — Cu₂(CN)₂, ferrochlorīds — FeCl₂ u. t. t.

legūtai gāzei asa smaka un ta ļoti nāvīga. Gaisā deg ar purpur-sarkanu liesmu:

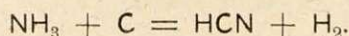


Ciana īpašības.

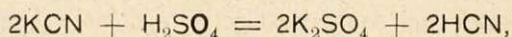
Ta viegli sabiezē šķidrumā. Cians kā „radikals“ nāk priekšā ļoti daudzos slāpekļa savienojumos.

Cianūdeņradis.

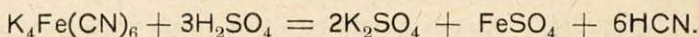
Vissvarīgākais no tiem — cianūdeņradis, HCN jeb zilskābe. Mēs jau runājam, ka šis savienojums rodas akmeņogļu sausā destilācijā un, varbūt, šajā procesā attīstītam amonjakam iedarbojoties uz ogli:



Laboratorijā to pagatavo, sadalot ciansāļus ar stiprākām skābēm. Piemēram, ciankaliju sadala ar sērskābi:



vaj arī sadala ciankaliju un ciandzelzs kompleksa sāli, ko sauc dzeltenu asins sāli (par to runāsim vēlāk):



Cianūdeņraža īpašības.

Cianūdeņradis — bezkrāsains, ļoti gaistošs šķidrums. Vāras jau pie 26° un pēc smakas atgādina rūgtās mandeles. Cianūdeņradis, ko sauc arī par zilskābi, ārkārtīgi nāvīga viela. Ne tikai ieēdot, bet pat ieelpojot tas gandrīz acumirkli nonāvē. Pietiek ar vienu pilienu, lai nonāvētu cilvēku. Viņa fizioloģiskā darbība pastāv tamā, ka tas aptura organismā skābekļa apmaiņu, un tapēc uzlūkojams kā īpatnejs asins nāveklis. Asinis atrodas noteikti fermenti, kuri starp citu katalītiski spēj sadalīt arī ūdeņraža peroksīdu (sal. 107 l.p. p.). Šie fermenti („katalāzi“) organismā paātrina oksidēšanās procesus, kas notiek zem oksihemoglobina iespaīda. Visniecīgākās zilskābes zīmes atņem asinīm viņu katalītiskās īpašības (arī ūdeņraža peroksīdu tās vairs nesadala), jo zilskābe nonāvē asins fermentus. Cilvēks, kas sanāvejies ar zilskābi, nosmok, neskatoties uz to, ka elpošanai vajadzīgā skābekļa ir pietiekoši.

Kā pretnāvekli ieteic ūdeņraža peroksīdu un mazā mērā hlora ieelpošanu. Bet parasti katra palīdzība nāk par vēlu. Ar zilskābi tapēc ļoti bistami strādāt, jo vairak vēl aiz ta iemesla, ka visai ātri var aprast ar viņas smaku un ta kļūst nesamanama. Lielākā daļa zilskābes sāļu, piem., ciankalījs, arī ļoti nāvīga.

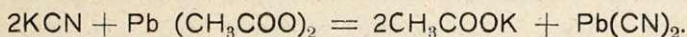
Cianūdeņradis, HCN — skābe, jo viņa ūdeņradis apmainams pret metaliem. Bet, tomēr, ta ļoti vāja skābe. Viņas sāļus sadala pat organiskās skābes. Aiz ta iemesla ūdens šķīdumā, līdzīgi karbonātiem (sal. 262 l.p. p.), tie hidrolizejas, piemēram:

Cianūdeņradis kā skābe.

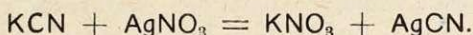


Ūdens šķīdumā, kas 1 litrā satur 0,1 mola KCN, ša sāļa 1,1⁰/₀ hidrolizejas. Tapēc ciankalija šķīdums uzrāda noteiktu bāzisku reakciju.

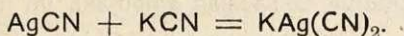
Cianūdeņraža skābes sāļus sauc cianidus. Daudzi no tiem ūdeni nešķīst un izkrit kā nogulsņi. Tā, piemēram, pielejot ciankalija šķīdumam etiķskābā svina (jeb, kā to citādi sauc—svina acetata) šķīdumu, rodas balts svina cianida nogulsnis: Sāļi.



Cianidi spēj viens ar otru savienoties un radīt tā saucamos cianidu kompleksus, t. i. „komplicetus“ jeb saliktus sāļus. Piemēram, pieliekot sudraba nitrata šķīdumam ciankaliju, vispirms rodas balts sudraba cianida nogulsnis: Cianidu kompleksi.

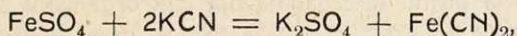


Šis nogulsnis liekā ciankalijā izšķīst:

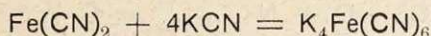


un šķīdumā rodas kalija sudraba-cianids. Sevišķi interesanti komplicetie dzelzs cianidi.

Ja dzelzs vitriola, FeSO₄, šķīdumam pieliekam nedaudz ciankalija (lieka sārma klātbūtnē), pirmā kārtā rodas ferocianida nogulsnis;



kas liekā ciankalijā izšķīst (vislabaki sildot):



Šķīdumā rodas kalija ferocianids (ko mēdz arī saukt par dzeltenu asins sāli, jo senāk to pagatavoja no asinīm). Šim kompleksam ir raksturīgi tas, ka viņš ar dzelzs oksīda sāļiem (trisvērtīgas dzelzs sāļiem) rada spilgti zilās krāsas nogulsni.

Reakcija pastāv tamā, ka kaliju apmaina trisvērtīga dzelzs, kā redzams sekošā nolidzinajumā:



Ša reakcija ļoti jūtīga uz ciana, kā arī dzelzs savienojumiem. Iegūto zilo savienojumu sauc feriferocianīdu. Bet praksē to sauc arī par Berlīnes jeb prūšu zilumu aiz tā iemesla, kāto 1704 g. pirmie pagatavoja Berlīnes ķīmiķi Dippels un Disbachs (Diesbach). Sildot ar koncentrētu sērskābi, Berlīnes zilums sadalās, atdalīdams cianūdeņradi, kāpēc pēdejs arī dabūjis „zilskābes” nosaukumu.

Cianūdeņradis kā šķīdinātājs.

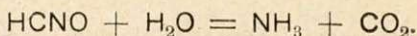
Cianūdeņradis dažkārt līdzīgs ūdenim un šķīdram amonjakam tajā ziņā, ka tāni šķīst daži sāļi, piemēram, jodkalijs. Centnersvers (Centnerszwer) atrada, ka šādi šķīdumi visai labi vada elektrisko strāvu. Viņu elektrības vadišanas spēja vēl teicamāka, nekā šo pašu sāļu ūdens šķīdumiem.

Cianskābe.

Ja tīgeli kausē ciankaliju ar svina oksīdu, ciankalijs oksidejas un pārvēršas kalija cianatā, bet svina oksīds reducējas metālā:

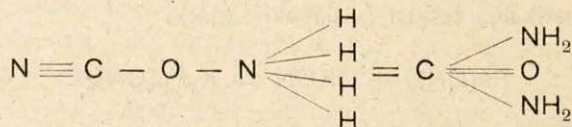


Kalija cianats uzlūkojams kā cianskābes, HCNO, sāls. Cianskābe pagatavojama, to izvietojot ar kādu stiprāku skābi (piem. sērskābi) no cianātiem. Cianskābe — ārkārtīgi nestabils savienojums. Ūdens šķīdumā tā sadalās amonjakā un oglekļa anhidrīdā:



Tira cianskābe virs 0° polimerizējas, radīdama (HCNO)₃ jeb tā saucamo ciamelīdu, ko aplūko organiskā ķīmijā.

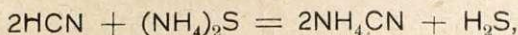
Cianskābes amonija sālim vēsturiska nozīme, jo Vēlers (Wöhler) no tā pirmo reizi pagatavoja istu organisku savienojumu — urīnvielu (233 l.p. p.):



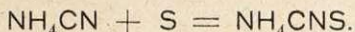
Rodanskābe.

Kā oglekļa anhidrīdā, tāpat arī cianskābē skābeklis apmainams pret sēru. Zilskābe (un šķīstošie cianīdi) maisot ar dzelteno amonija sulfīda (amonija polisulfīda) šķīdumu, tieši savienojas ar sēru. Ša

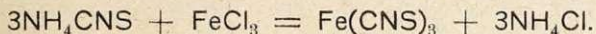
reakcija norisinās divās fāzēs. Pirmā fāzē — neutralizejas skābe un rodas amonija cianids:



otrā fāzē — amonija cianidam pievienojas sērs:



Šim sālīm atbilstošu skābi sauc rodanskābi. Kā viņas formulu pieņem HCNS, kas analogiska cianskābes formulai: HCNO. Rodanskābes sāļiem, kurus sauc rodanidus, viena sevišķi raksturīga reakcija: ar trīsvērtīgas dzelzs sāļiem tie rada asins-sarkanu šķiduma nokrāsojumu, kas ceļas no attīstījušās dzelzs rodanida:



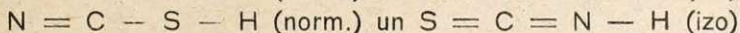
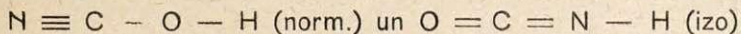
Ši — ārkārtīgi jūtīga reakcija kā uz dzelzs, tā arī rodanskābes sāļiem. Pēc L u c a (Lutz) pētījumiem, vēl manama krāsa novērojama, ja vienā kub. centimetrā šķiduma atrodas $\frac{1}{600.000.000}$ gr. ekvivalenta viena no šiem reaģentiem.

Ar šo reakciju iespējams siekalās pierādīt kalija rodanidu, un proti: pielejot dažiem siekalu pilieniem ferichlorida šķidumu.

Ciansavienojumiem iespējamas dažādas strukturformulas. Cianam, kas uzlūkojams kā radikāla — C ≡ N polimers, pieņemta formula: N ≡ C — C ≡ N. Bet cianūdeņradim jau iespējamas divejadas strukturformulas: H — C ≡ N un C ≡ N — H. Dažās reakcijās ūdeņradis uzrāda īpašības, kas liecina, ka tas savienots ar oglekļa atomu, bet citās, turpretim, ka tas tieši savienots ar slāpekli. Šādu parādību, kas diezgan bieži atgādās organiskā ķīmijā, sauc tautomeriju. Ļoti ticams, ka šādos savienojumos ir darišana ar abeju „tautomero“ veidu maisījumu, kurā šie veidi atrodas līdzsvara stāvoklī.

Struktur-
formulas.

Līdzīgā kārtā arī cian- un rodanskābei dabonam divas tautomerās formulas:



Šajā gadījumā izdevies pat pierādīt abeju tautomero veidu, normalā un izoveida atvasinājumu (eteru) pastāvēšanu. Ir izpētīta viņu savstarpeji atšķirība un uzstādītas strukturformulas.

Tabele 39.

Ciana atvasinājumu īpašību salīdzinājums.

Nosaukums.	Vienkār- šakā formula.	Istā formula.	Strukturformula.	Temperatūra			Rašanās siltums.
				kritiskā	vārišan.	sasalš.	
Cians	CN	C ₂ N ₂	$\begin{array}{c} \text{C} \equiv \text{N} \\ \\ \text{C} \equiv \text{N} \end{array}$	+128 ⁰	-21 ⁰	-35 ⁰	-73900 cal. (gāze)
Cianūdeņradis	HCN	HCN	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{C} \equiv \text{N}, \\ \text{vaj} \\ \text{C} \equiv \text{N} - \text{H} \end{array}$	—	+26 ⁰	-14 ⁰	-24800 cal. (šķidr.)
Cianskābe	HCNO	HCNO	$\begin{array}{c} \text{N} \equiv \text{C} - \text{O} - \text{H} \text{ (norm.)} \\ \text{vaj} \\ \text{O} = \text{C} = \text{N} - \text{H} \text{ (izo)} \end{array}$	polime rizejas		—	+37000 cal. (šķid.)
Rodanskābe	HCNS	HCNS	$\begin{array}{c} \text{N} \equiv \text{C} - \text{S} - \text{H} \text{ (norm.)} \\ \text{vaj} \\ \text{S} = \text{C} = \text{N} - \text{H} \text{ (izo)} \end{array}$	polime rizejas		+5 ⁰	-18500 cal. (šķid.)

Visi tabelē pievestie slāpekļa savienojumi, izņemot cianskābi, endotermiski savienojumi.

Divdesmitā lekcija.

Ķīmiskā enerģija.

Atklāts jautājums.—Flogistona teorijas atbilde.—Materialistiskie uzskati.—Masa kā materijas pazīme.—Enerģijas neiznīcības likums.—Ķīmiskā enerģija — Termokīmiskie apzīmējumi.—Enerģētiskie nolīdzinājumi.—Ekzotermiskās un endotermiskās reakcijas. Ķīmisko un siltuma procesu apgriezenība.—Enerģētisko nolīdzinājumu lietošana.—Elementu ķīmiskā enerģija.—Enerģijas relatīvais un absolūtais daudzums.—Rašanās siltums.—Ekzotermiski un endotermiski savienojumi.—Reakcijas siltumu aprēķināšana no savienojumu rašanās siltumiem.—Degšanas siltumi.—Kalorimetriskā bumba.—Dažāda veida kurināmā materiāla siltumspēja.—Mechanoķīmija.—Ekzomechaniskas reakcijas.—Endomechaniskas reakcijas.—Maksimālais darbs.—Elektroķīmija.—Daniela elements.—Enerģijas neiznīcības likuma pārbaudījums.—Elektrolīze.—Akumulatori.—Magneoķīmija.—Fotoķīmija—Chemoluminescencijs.—Gaisma kā katalizators.—Fotoķīmiskās reakcijas.—Ogļskābes asimilācija.—Fosforescence.—Ķīmiskā enerģētika.—

Kad Lavuazjē nemirstīgais ģenijs 18. gadsimteņa beigās novecojušās flogistona teorijas vietā radīja jaunu, uz materijas pastāvības likuma dibinātu degšanas teoriju, vēl neizšķirts palika viens svarīgs jautājums. No kā rodas tas milzīgais siltums, kas, ka redzējam, izdalās, degot ūdeņradim, oglei un, vispārīgi, dedzināmām vielām? Kur slēpjas šis avots, kas dod siltumu visās ķīmiskās reakcijās?

Atklāts jautājums.

Uz šo jautājumu senā flogistona teorija, ko dibināja Berchols un Štāls, atbildeja skaidri un noteikti. „Vielam degot, viņās atrodošais degšanas elements jeb flogistons atdalās brīvā veidā. Tomēr tas neiet zudumā, bet pārvēršas siltumā un gaismā, t. i. tādus parādības veidos, kurus tolaik uzlūkoja kā materijas veidus: bezsvara elementus — siltumradi un gaismradi“.

Flogistona teorijas atbilde

Ta laika fiziķi un ķīmiķi, kas ne tikai siltumu un gaismu, bet arī magnetismu un elektrību uzlūkoja kā „šķidrumus“, instinktīvi sajūta, ka šās parādības nevar rasties „no neka“, nedz arī pazust bez sekām. Cēloņu sakarības sajūta tiem sacīja, ka siltumam, gaismai, vaj elektrībai rodoties, ir darišana ar vienu veidu „bezsvara materijas“ pārvēršanos otrā. Flogistona pārvēršanos siltumā tie uzlūkoja kā šādas pārvēršanās atsevišķu gadījumu.

Materialistiskie uzskati.

Lavuazjē ievēda materijas apzīmējumā jaunu, kvantitatīvu pazīmi: masu un no tās atkarīgo ķermeņu svaru. „Kā materijs atzīstams tikai tas, kam masa un svars“. Tā kā flogistons šo prasību neapmierināja, to atmeta. Bet viņa vietā palika tukšums: t. i. neatrisināta problēma par siltuma izcelšanos, vielām degot.

Masa kā materijas pazīme.

Šī problēma tika atrisināta tikai 1842. gadā, kad Džauls (Joule) un Maijers (Mayer) neatkarīgi viens no otra atrada

Enerģijas neiznīcības likums.

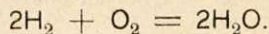
enerģijas neiznīcības (pastāvības) likumu, kam tik pat liela nozīme, kā materiālas pastāvības likumam. Šis likums skan:

„siltums nerodas no nekas, un arī neizzūd: tas rodas kā kāda cita enerģijas veida (darba, kustības, elektrības, gaismas, u. c.) pārvēršanās rezultāts; bet ja siltums pazūd, tad viņa vietā rodas kāds cits enerģijas veids, ekvivalentā daudzumā ar pazūdošo siltumu“.

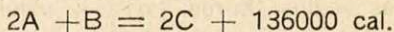
Ķīmiskā enerģija.

Lietojot šo likumu ķīmiskos procesos, jāpieņem, ka katrā vielā (elementā, vai savienojumā) atrodas noteikts „iekšējās“ (uz ārējiem neizdalošās) enerģijas krājums, kas tieši nav nomanāms, bet parādās kā siltums (darbs, elektrība u. c. enerģijas veidi), tikko ša viela piedalās ķīmiskā reakcijā. Šo sevišķo „apslēpto“ enerģijas veidu sauc ķīmisko enerģiju.

Ka piemēru, aplūkosim ūdens rašanās reakciju no ūdeņraža un skābekļa:

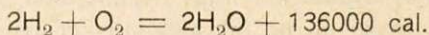


Ir zināms, ka attīstoties no elementiem diviem moliem ūdens (šķidrā veidā) atdalās 136000 siltuma vienības (kalorijas). Pēc enerģijas neiznīcības likuma, šo faktu apzīmējam šādi. Ūdeņradim ar skābekli savienojoties, šo elementu ķīmiskās (apslēptās) enerģijas krājums pamazinas. Ķīmiskās enerģijas liekais daudzums izdalās kā siltums, ko iespējams izmērot. Ja ķīmiskās enerģijas daudzumu vienā ūdeņraža molā apzīmējam ar A (mērojot to ar tādām pat vienībām, kā siltumu), skābekļa molā — ar B, un ūdens molā — ar C, tad pēc enerģijas neiznīcības likuma uzstādāms sekošs nolīdzinājums:

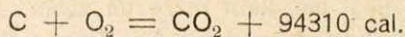


Termoķīmiski apzīmējumi.

„Termoķīmijā“ pieņemts elementu un viņu savienojumu ķīmiskās enerģijas krājumu apzīmēt vienkārši elementa, vai savienojuma simboliem, attiecinot šo krājumu uz tādu vielas daudzumu, kas atbilst formulai. Tātad — H_2O apzīmē ķīmiskās enerģijas daudzumu 18,006 gramos ūdens, simbols O_2 apzīmē ķīmisko enerģiju 32 gramos skābekļa u. t. t. Šos apzīmējumus lietojot, iepriekšējo nolīdzinājumu varam rakstīt šādā veidā:



Nolīdzinājums:

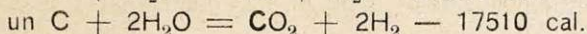


nozīmē, ka 12 gramiem C savienojoties ar 32 gr. O_2 , šo elementu ķīmiskās enerģijas krājums pamazinas par 94310 cal kuras atdalās kā siltums.

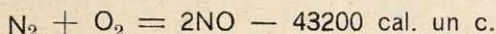
Salīdzinot šos nolidzinājumus ar tiem, kurus lietojām līdz šim, novērojam, ka mūsu parastie ķīmiskie nolidzinājumi nepilnīgi. Enerģētiskie nolidzinājumi.

Tie apzīmē tikai reaģejošo masu vienādību, bet nevis enerģijas vienādību. Lai masu nolidzinājumus pārvērstu enerģētiskos, tajos jāievieto vēl viens lielums, kas apzīmē atdalītās (vaj saistītās) enerģijas daudzumu.

Lielākā daļa aplūkoto reakciju norisinās, atdalot siltumu. Tādas reakcijas saucām „ekzotermiskas”. Ekzotermisku reakciju nolidzinājumos loceklis, kas izteic reakcijas siltuma efektu — pozitīvs (kā ūdens, vaj oglekļa dioksīda rašanās nolidzinājums). Tomēr ne vienreiz vien mēs sastopamies ar preteja tipa reakcijām, t. i. tādām, kurās siltumu patērē. Tādas reakcijas sauc „endotermiskas”, un viņu siltuma efekts ir negatīvs. Pie tādām reakcijām pieder ūdens gāzes rašanās. Ekzotermiskās un endotermiskās reakcijas.



kā arī „gaisa dedzinašanās” process:



Senāk turejas pie uzskata, ka ekzotermiskas ir vienīgi iespējamās reakcijas. Tomēr ne mazums arī endotermisku reakciju, kaut gan tās atgādās retāki un norisinās ne tik enerģiski, kā ekzotermiskie procesi.

Ja ekzotermiskās reakcijas ķīmiskā enerģija pārvēršas siltuma enerģijā, tad endotermiskos procesos janotiek pretejai parādībai. Tā, piemēram, oglei iedarbojoties uz ūdeni, siltums pazūd un rodas vielas, kurām lielāks ķīmiskās enerģijas krājums (oglekļa oksīds, ūdeņradis), nekā iepriekšējām. Tā tad, mēs redzam, ka pārvēršanās: Ķīmisko un siltuma procesu apgriezenība.

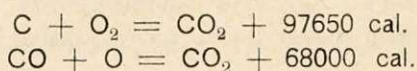
ķīmiskā enerģija \rightleftharpoons siltuma enerģija

uzlūkojama kā apgriezeniska parādība. Ekzotermiskos procesos pārvēršanās notiek no kreisās uz labo, bet endotermiskos — no labās uz kreiso pusi. Enerģijas neiznicības likums nosaka, ka enerģija nekad neiznīkst un arī nerodas no jauna. Tā tad, ja kāda ekzotermiska reakcija zināmos apstākļos kļūst apgriezeniska, t. i. sāk norisināties preteji virzienā, tad pie tam sagaidāms tik pat liels siltuma patēriņš, cik iepriekš viņa izdalījis. Ūdenim no elementiem attīstoties, uz katru ūdens molu atdalās 68000 cal. Tapēc arī 1 mola ūdens sadalīšanai ūdeņradī un skābeklī jāpatērē tāds pat siltuma daudzums, t. i. 68000 cal. Ja tas būtu citādi, mēs

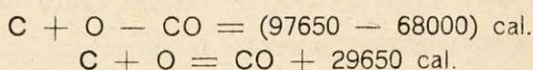
novērotu siltuma iznikšanu, vaj rašanos no neķa, kas runātu pretim mūsu pamatprincipam.

Enerģetisko
nolidzinājumu
lietošana

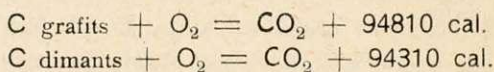
Enerģetiskos nolidzinājumos, kas sastāditi pēc augšminētiem aizrādījumiem, izdaramas visas tās darbības, kuras lieto parastos algebraiskos nolidzinājumos, un proti: locekļu pārvietošanu, viena nolidzinājuma saskaitīšanu ar otru, kā arī atņemšanu, reizināšanu, dališanu uz pastāvīgiem koeficientiem u. t. t. Tas dod iespēju aprēķinu ceļā noteikt tādus siltuma efektus, kurus aiz šāda, vaj tāda iemesla nav iespējams eksperimentāli izmērot. Tā, piemēram, ogleklim nepilnīgi sadegot, nav izmērojams oglekļa oksīda rašanās siltums. Bet tomēr izmērojams šā elementa pilnīgas sadegšanas siltums oglekļa anhidrīdā, kā arī oglekļa oksīda sadegšanas siltums:



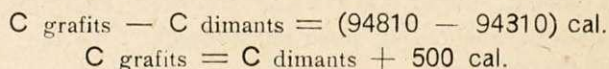
Atņemot otro nolidzinājumu no pirmā, dabonam:



t. i. oglekļa oksīda rašanās siltums = + 29650 cal. Tāpat arī grafīta pārvēršanās siltums dimantā nav eksperimentāli izmērojams. Bet tas aprēķināms, zinot grafīta un dimanta sadegšanas siltumus oglekļa anhidrīdā. Tieši izmērojot atrasts, ka



Atņemot otro nolidzinājumu no pirmā, dabonam:



1 gr. — atomam grafīta pārvēršoties dimantā, būtu jaizdalās 500 cal. Tādā ceļā ar enerģētisko nolidzinājumu palīdzību iespējams uz papīra aprēķināt siltuma efektus tādām reakcijām, kuras patiesībā, varbūt, pat nenotiek.

Elementu
ķīmiskā
enerģija.

Šeit jaizrāda, ka visi enerģētiskie nolidzinājumi uzrāda tikai starpības vielu enerģijas daudzumā pirms un pēc reakcijas. Absolūtos ķīmiskās enerģijas daudzumus ne atsevišķos elementos, nedz arī savienojumos tādā ceļā nav iespējams aprēķināt. T. i. mēs zinām, ka ķīmiskā enerģija vienam ūdens molam par 68000 cal. mazāka, nekā viņa sastāvelementiem brīvā veidā. Bet kāda ir atsevišķi ūdeņraža un skābekļa ķīmiskā enerģija, tas nav zināms. Apstākļi, ka dažiem elementiem (piem., radijam) sabrūkot, attīstās milzīgs daudzums siltuma, kas tūkstoškārt lielāks, nekā parasto

ķīmisko reakciju siltuma efekti — pierāda, ka ķīmiskās enerģijas daudzums, ko daba sakrājusi katrā elementā, ārkārtīgi liels. Bet kāds šis lielums katrā atsevišķā gadījumā, pagaidām nav vēl zinams.

Ša piezīme attiecinama arī uz citiem enerģijas veidiem. Aprēķinot izšautas lodes „kustības enerģiju“, turam vērā diferenci starp viņas enerģiju pēc izšaušanas un — enerģiju pirms izšaušanas. Pie kam pēdejo sastāda lodes kustība kopā ar zemi ap asi un sauli, un visas saules sistēmas nezināma kustība telpā. Un tāpat arī mūsu kalorimetriskie aprēķini parasti norāda tikai pienākošo un aizejošo siltumu, bet nevis vielu absolūto siltuma enerģiju.

Arī mācībā par elektrību mēs izejam no patvaļīga nulles punkta, pieņemot kā nulli zemes elektrisko potenciālu. Tā tad, elektrībai, ko mērojam, ir tikai relatīva nozīme,

Nereti termokīmijā aiz praktiskiem iemesliem elementu ķīmisko enerģiju pielīdzina nullei. Tādā gadījumā savienojumu rašanās siltumi apzīmē viņu ķīmisko enerģiju (pareizāki: savienojumu ķīmiskās enerģijas pāri palikumu elementu ķīmiskajai enerģijai). Tādā ceļā rodas ekzotermiskie savienojumi, kuriem rašanās siltums pozitīvs, un endotermiskie savienojumi — ar negatīvu rašanās siltumu. Sekojošā tabelē kā piemērus pievedam dažu raksturīgu savienojumu rašanās siltumus.

Absolūtais un relatīvais enerģijas daudzums.

Rašanās siltumi.

Tabele 40.

Dažu savienojumu rašanās siltumi.

H ₂ O (tvaiks) . . .	+67520 cal.	HI . . .	—6100 cal.
CO (no dimanta) . . .	+26600 „	NH ₃ . . .	+12000 „
CO ₂ „ „ . . .	+94300 „	NO . . .	—21600 „
SO ₂ (gāze) . . .	+71080 „	NO ₂ . . .	—7700 „
HCl	+22000 „	KCl	+105600 „
HBr	+8400 „		

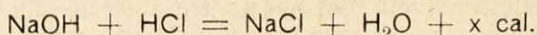
Dinamiskā līdzsvara princips (96 lp. p.) noved pie slēdziena, ka ekzotermiski savienojumi sildot sadalās, bet endotermiski — paaugstinātā temperatūrā kļūst stabilāki. Jo sistēmas sildīšana veicina tādas reakcijas, kas norisinās siltumu saistot. Ekzotermiskās vielās tie ir disociācijas procesi, bet endotermiskās — vielu rašanās procesi no elementiem. Īstenībā ūdens, oglekļa anhidrīds, amonjaks — augstā temperatūrā sadalās; turpretim, slāpekļa oksīds, acetilēns, ciāns, ūdeņraža peroksīds šādos apstākļos attīstās un pat vēl stabilāki, nekā parastā temperatūrā.

Ekzotermiski un endotermiski savienojumi

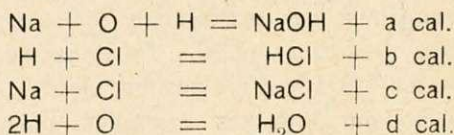
No ta spriežams, ka saules masā, kuras ārejo temperatūru fiziķi rēķina 6500⁰, ne tikai var pastāvēt daži pazistami endotermiski savienojumi, bet arī rasties tādas vielas, kas mūsu laboratoriju apstākļos, kur temperatūra augstāk par 4000⁰ nav sasniedzama, nerodas un tapēc mums nav pazīstamas.

Reakciju
siltumu
aprēķins no
savienojumu
rašanās
siltumiem.

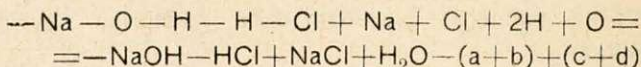
Zinot reaģējošo vielu rašanās siltumus, ar termokīmiskiem nolidzinājumiem viegli aprēķināms dotās reakcijas siltuma efekts. Tas skaidri redzams sekošā piemērā. Ja aprēķina siltums, kas attīstas neitralizējot kodīgo nātriju ar hlorūdeņražā skābi (neitralizēšanas siltums):



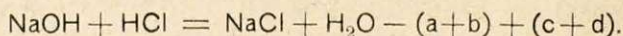
Rakstam šādus rašanās nolidzinājumus:



Pirmos divus nolidzinājumus atņemot no diviem pēdējiem, dabonam:



Lielumus ar pretejām zīmēm nolidzinājuma kreisā pusē iznīcinot, un negatīvos lielumus no labās puses pārnesot kreisajā, dabonam:



Lielumi a un b apzīmē zūdošo vielu rašanās siltumus c un d — rodošos vielu rašanās siltumus. Tapēc

$$x = (c+d) - (a+b) \text{ cal.}$$

Tas ir: „aprēķinot ķīmiskas reakcijas siltuma efektu, no radušos vielu rašanās siltumu zuma ja atņem zūdošo vielu rašanās siltumu zuma“.

Šajā gadījumā:

$$\begin{aligned} a &= 112500 \text{ cal.} \\ b &= 39400 \text{ „} \\ c &= 96600 \text{ „} \\ d &= 69000 \text{ „} \end{aligned}$$

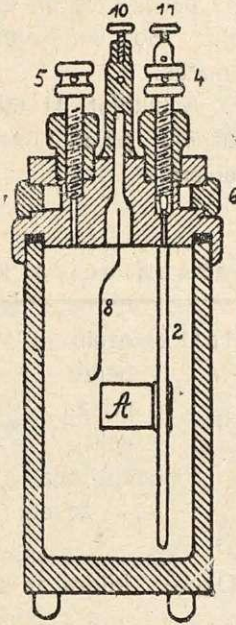
Tā tad, $x = (69000 + 96600) - (112500 + 39400) = 13700 \text{ cal,}$

Un tiešām, kodīgā natra un sālsskābes savstarpejās neutralizēšanās siltuma tieši izmērojumi dod skaitu 13700 cal. Praktiskā šīs aprēķinu metodes bieži lieto, pie kam elementu rašanās siltumus pieņem kā nulli, bet savienojumu rašanās siltumus uzmeklē termokīmiskās tabelēs.

Pa lielakai daļai teknikā un laboratorijā mēs izdaram ķīmiskas reakcijas ar nolūku pagatavot kādu zinamu vielu, pie kam

Degšanas siltumi.

mūs maz interesē siltums, kas šajos gadījumos atdalās. Taisni otrādi, mēs bieži dzesejot to pamazinām, lai reakcija norisinātos vienmērīgāki. Tomēr pastāv sevišķa reakciju šķira, kuras izdara vienīgi ar nolūku ķīmisko enerģiju pārvērst siltuma enerģijā, un kurās reakcijas materiālie produkti atiet uz pēdejo plānu. Tās ir — ogles, malkas, naftas, gāzes, vispārīgi, degvielu degšanas reakcijas, kuras aplūkojam pagājušā lekcijā.



Zīm. № 171. Kjekera kalorimetriskā bumba.

Un tiešām, krāšni dedzinot malku, vaj ogles,

mums maz rūp, ka šās reakcijas produkti, oglekļa anhidrīds un ūdens, aiziet skurstenī. Bet attīstījušos siltumu cenšamies uzglabāt. Tapēc, iepērkot kurinamo materiālu, ne tik daudz mūs interesē viņa ķīmiskais sastāvs (ko noteic analīzē), cik viņa siltumspēja, t. i. ta siltuma daudzums, ko sadegot izdala 1 kilogr. kurinamā materiāla.

Siltumspējas noteikšanai lieto tā saucamo „kalorimetrisko bumbu“,

Kalorimetriskā bumba.

Zīm. № 172. Kalorimetrs ar bumbu siltumspējas noteikšanai.

kuru pirmais lietoja Bertelo. Šis aparāts redzams 171 zīmējumā tādā veidā, kā to lietoja Kjekers (Kroeker) un kurš šimbrīžam visizplatītākais. Kalorimetriskā bumba sastāv no tiģeļa, kuŗa biežās tērauda sienas no iekšienes aplātas ar emalji. Pētamo vielu kā

sapresetu briketu ieliek platīnas tīģeli A; tīģeli cieši aiztaisa ar vāku; tad pa ventilu 4 un platīnas cauruli 2 to piepilda ar saspīestu (līdz 25 atm.) skābekli. Šādi pagatavotu bumbu liek ar ūdeni pildītā kalorimetri (zim. 172), kura īpatņējais siltums iepriekš zināms. Briketu aizdedzina ar tievu platīnas spirāli, kuras gali ar drāti 8 un cauruli 2 savienoti ar elektriskās strāvas poliem. Siltumu, kas degot attīstas, uzņem kalorimetrs. Ņemot vērā pēdējā temperatūras pacelšanos un īpatņejo siltumu, aprēķina meklējamo siltumspēju. Šo izmērojumu sikumi atrodami termokīmijas rokas grāmatās.

Dažādu
kurināmo
materiālu
siltumspēja.

Aplūkojot 41 tabelē pievestos parasto kurināmo vielu siltumspēju praktiskos datus, nākam pie interesantiem slēdzieniem.

Tabele 41.

Dažāda veida kurināmā materiāla siltumspēja.

Malka: ozolu bērzu priežu egļu viedeji: zaļa „ žāvēta (pie 125°)	3990	$\frac{\text{liel. kalorijas}}{\text{uz 1 kilogr.}}$
	4207	„
	4485	„
	4422	„
	2850	„
	4700	„
Ogle: kūdra ar 50% H ₂ O „ sausa brūnā ogle Doņeca „ angļu „ antracīts koka ogle kokss ogleklis (amorf.)	2000	„
	4900	„
	5200	„
	7000	„
	8400	„
	8650	„
	7000	„
	7400	„
	8100	„
Nafta: Amerikas Kaukaza mazuts petroleja	11100	„
	10300	„
	11100	„
	11100	„
Gāze: deggāze ūdens gāze ūdeņradis acetilēns	5627	$\frac{\text{liel. kalorijas}}{\text{uz 1 kub. metr.}}$
	2385	„
	2449	„
	13260	„

Salīdzinot dažādas malkas sugas, izliekas divaini, ka vismazākā siltumspēja ozola malkai, tai seko bērzs, pēc tam priede un egle, kamēr praktiskā dzīvē kā visvērtīgākais kurinamais materials tiek uzlūkots bērzs un ozols, bet egle — vislētākā. Ši šķietamā pretruna izskaidrojas ar to, ka tabelē uzrādīts kaloriju daudzums uz 1 kilograma, kamēr patiesībā mēs malku pērkam ne uz svara, bet pēc tilpuma (pie kam mēs pērkam arī gaisu). Tā kā bērzam lielaks blīvums, nekā priedei, vaj eglei, tad dotā tilpumā mēs nopērkam pēc svara vairāk bērzu malkas, un tā tad arī vairāk kaloriju.

Tālak mūsu uzmanību saista siltumspējas atkarība no kurinamā materiāla mitruma. Ūdens ne tikai tapēc pamazina malkas siltumspēju, ka tas sastāda tajā lieku balastu, kas nespēj degt, bet arī aizta iemesla, ka izgarodams tas saista daļu siltuma, pārvērsdams to apslēptā iztvaikošanas siltumā. Tapēc arī slapja malka nedeg, jo attīstītā siltuma par maz—malkas aizdedzes temperatūras sasniegšanai. Tas pats novērojams arī pie kūdras. Šis materials, ko rok purvos, satur tik daudz ūdens, ka bez iepriekšējas sausešanas nav nemaz lietojams.

Salīdzinot dažādas ogļu sugas, skaidri redzam, kā, palielinoties oglekļa saturam, vairojas arī degšanas siltums. Tas vairojas no kūdras līdz antracitam. Interesanti, ka antracitam lielaks degšanas siltums, nekā elementam ogleklim. Tas ceļas no ta, ka antracīts satur vēl ūdeņradi, kuņam siltumspēja lielaka, nekā ogleklim.

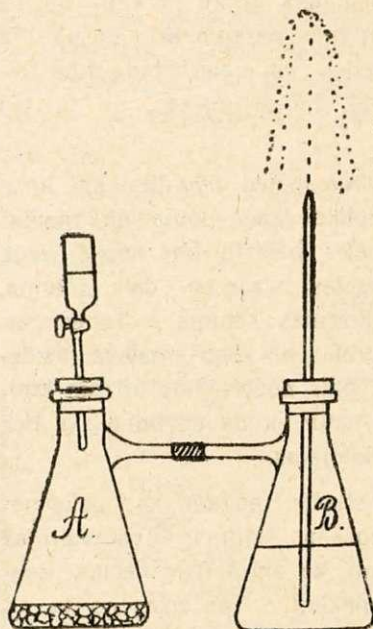
Dažādas naftas sugas pēc savas siltumspējas viena no otras maz atšķiras. Starp gāzejādām kurinamām vielām izcilus vietu ieņem acetilēns. Viņa lielā siltumspēja atkarajas no ta apstākļa, ka tas endotermisks savienojums, uz ko aizrādīts 275 lp. pusē. Tādā kārtā degšanas siltumu sastāda trīs lielumi: acetilēna sadalīšanās siltums + oglekļa degšanas siltums + ūdeņraža degšanas siltums.

Siltuma enerģija ir tas enerģijas veids, kas citiem veidiem pārvēršoties visvieglāk parādas. Ja ķīmiska reakcija norisinās gluži noslēgtā telpā, reakcijas ķīmiskā enerģija pilnīgi pārvēršas siltumā. Bet siltums nav ķīmiskās enerģijas pārvēršanās vienīgais produkts. Bieži vien reizā ar siltumu mēs dabonam ķīmiskos procesos arī mehānisko enerģiju: kustības jeb darba enerģiju. Praktiski šis rezultāts sasniedzams dažādās sprādziena reakcijās (sal. 195 lp. p.). Protams, ķīmiskās enerģijas pārvēršanai mehāniskā nebūt nav jālieto tik enerģiski reaģenti, kā spridzināmās vielas. Pietiek aizrādot, ka katra reakcija, kura norisinās tilpumam palielinoties, spēj

Mechano-
ķīmija.

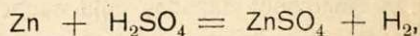
radīt darbu. Jo jebkura šāda reakcija, norisinādamās noslēgtā telpā, palielina spiedienu. Šo spiedienu var raidīt uz virzuli (kā tvaika mašīnā), kura kustība izdara darbu (piem., uzceļ kādu smagumu).

Sevišķi ievērojams būs tilpuma palielinājums, ja reakcijā



Zīm. № 173. Spiediena izcelšanās un darba iegūšana, sērskābei iedarbojoties uz cinku.

no šķidrām un cietām vielām atstātas gāzes, jo gāzēm stipri mazs blīvums, nekā šķīdumiem un cietām vielām. Vienkāršs piemērs — cinka iedarbība uz sērskābi. Koniskā kolbā A (zīm. 173), kurā cinks, pa pilinamo piltuvi lejam atšķaidītu sērskābi. Šā kolba savienota ar otru kolbu B, kurā atrodas ūdens. Pēdējā aiztaisīta ar gumijas korķi, caur kuru līdz kolbas dibinam iet stikla caurule. Sērskābei uz cinku iedarbojoties, attīstās ūdeņradis:



kas kolbā B uz ūdens virsmu izdara spiedienu, kāpēc caurulē paceļas ūdens un dodas augšup kā fontāns. Ūdens pacelšanai japatērē darbs. Šajā gadījumā tas rodas kā cinka un sērskābes ķīmiskās enerģijas vienas daļas pārvēršanās produkts.

Ja šo pašu reakciju izdara aizkausetā stobriņā, rodas tik liels spiediens, ka notiek sprādziens.

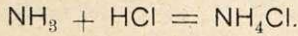
Ja šo pašu reakciju izdara aizkausetā stobriņā, rodas tik liels spiediens, ka notiek sprādziens.

Ekzomechaniskās reakcijas.

No tā redzams, ka spridzinašanas reakcijas ir ekzomechanisku reakciju, t. i. tādu, kurās attīstās mehāniskā enerģija, atsevišķs gadījums. Un proti: tas gadījums, kad ļoti īsā laikā norisinās liels efekts. Ja aizdedze notiek dižgabala stobrā, tad rezultātā rodas izšautās lodes kustības enerģija. Bet ja tā notiek gāzes, vaj benzina motora cilindri, mēs tieši iegūstam lietderīgu darbu. Principā katrā reakcijā, kuras produkti ieņem lielāku tilpumu, nekā sākuma vielas, ir ekzomechaniska. Pie tam viena daļa sistēmas enerģijas pārvēršas siltumā, un otra daļa — mehāniskā darbā. Pēc enerģijas neiznīcības principa, arī šajā gadījumā jābūt ievērotai vienādībai:

ķīmiskā enerģija = atdalītais siltums + pastrādātais darbs.

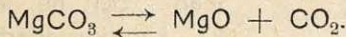
Tāpat kā termokīmijā ir divejadas reakciju šķiras: ekzoter-Endomecha-
 miskas un endotermiskas, arī mechanoķīmijā bez ekzomecha- niskās
 niskām novērojamas arī endomechaniskas reakcijas. Pie reakcijas.
 pēdejām pieder visas tās reakcijas, kas norisinās tilpumam
 pamazinoties, piemēram:



Šeit sistēma nerada darbu uz ārieni, bet gluži preteji: darbu
 patērē. Parastos apstākļos šo darbu rada ārejā atmosfera.

Vispārīgi, iegūstamā un patērejamā darba daudzums Maksimālais
 nav pastāvīgs. Tas atkaras no apstākļiem, kādos reakcija nori- darbs.
 sinās. Tā, piemēram, sprādziena darbs atkaras no „lādiņa bli-
 vuma“, t. i. spridzināmās vielas masas attiecības pret telpas til-
 pumu, kādā sprādziens notiek. Gāzes motora darbs atkaras no
 gāzu maisījuma sastāva un no temperatūras, kādu sprādzienā sa-
 sniedz. Tomēr termodinamika māca, ka pastāvīgs darba
 daudzums (pārvēršoties noteiktiem vielas daudzumiem) rodas tad,
 kad reakcija visās savās fāzēs apgriezeniska. Šis pastāvīgais
 darba daudzums tajā pat laikā ir arī vislielākais, kāds šajā procesā
 iegūstams. Aiz tā iemesla šo darbu, kuru rada apgriezeniskas
 reakcijas, mēs saucam maksimālo darbu.

Iepriekšējās lekcijās mēs iepazīnāmies ar daudzām apgrie-
 zeniskām reakcijām. Kā piemēru, aplūkosim karbonātu disocia-
 ciju (253. lpp. p.):



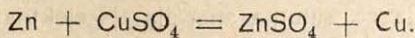
Ja ša reakcija norisinās no kreisās uz labo pusi, tad, attīstoties
 oglekļa dioksīdam, viņa pastrāda āreju darbu. Tomēr, palielinot og-
 lekļa anhidrida spiedienu, mēs reakcijai dodam pretejo virzienu.
 Šajā gadījumā mēs darbu patērejam (spiediena palielinašanai)
 un palielinām sistēmā ķīmiskās enerģijas krājumu. Pirmā gadījumā
 iegūtais darbs vienāds ar to darbu, ko pēdejā gadījumā patērejam.
 Tas ir šīs reakcijas maksimālais darbs.

Tādā kārtā arī mechanoķīmijā mēs darāmies ar enerģijas
 pārvēršanās apgriezeniskiem procesiem:

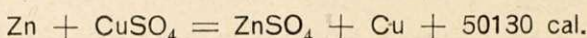
ķīmiskā enerģija \rightleftharpoons ārejs darbs.

Ķīmiskās enerģijas pārvēršanās elektriskajā kļūva Elektro-
 pazīstama, atrodot galvaniskos elementus (piem. Volta stabu). ķīmija.

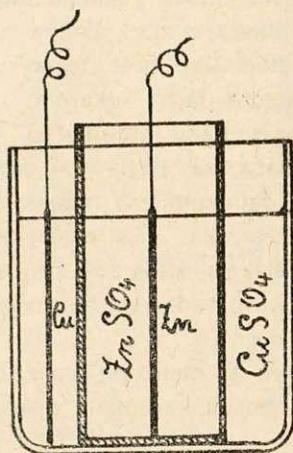
Iemērcot cinka spieķiti sērskābā vāra šķīdumā, novērojam, Daniēļa
 ka tas acumirkli pārklājas ar sarkanu vāra kārtu. Reakcija pastāv elements.
 tamā, ka cinks izvieto vāru no viņa sāļa:



Ja šo pašu reakciju izdaram kalorimetri, lietojot cinka pulveri (reakcijas paātrināšanai), novērojam temperatūras paaugstināšanos. Tā tad šajos apstākļos ķīmiskā enerģija pārvēršas siltuma enerģijā. Tā kā eksperimentāli atrasts, ka pie tam atdalās 50130 cal. siltuma, tad šās reakcijas enerģētisko nolīdzinājumu varam rakstīt šādi:



Bet ša pati reakcija, ja to izdaram galvaniskā elementā, var dot arī elektrisko enerģiju. Porainā māla cilindri, kurā atrodas sērskābais cinks (ZnSO_4), ieliekam cinka platīti. Pēc tam ieliekam māla cilindri traukā, kurā sērskābā vara (CuSO_4) šķīdums, un pēdējā ieliekam vara platīti (zim. 174). Ja tagad abas platītes savienojam ar galvanometri, viņa rādītājs stipri noliecas uz vienu pusi. Arī elektriskais zvans zem šās strāvas iespaida zvana. Tā tad šajā gadījumā ķīmiskā enerģija tieši pārvēršas elektriskā. Zīmīgi, ka pie tam cinks tieši nemaz nepieskaras sērskābā vara šķīdumam. Šeit no jauna novērojam it kā „ķīmisku iedarbību uz attāluma“ (sal. 70 lp. p.).



Zim. № 174.
Danieļa elementa šēma.

Enerģijas
neiznīcības
likuma pār-
baudījums.

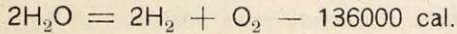
Ir zināms, ka viena mazā kalorija, pārvēršdamās elektriskajā enerģijā, rada 4,186 wat-sekundes (t. i. volt-amper-sekundes). Tādā kārtā, ja elementa visa ķīmiskā enerģija pārvēršas elektriskajā, tad Danieļa elementā, izšķīstot cinka 1 gr.-atomam, 50130 cal. vietā jādabū $50130 \times 4,186 = 209800$ wat-sekundes. Bez tam vēl zināms, ka, cipka 1 gr.-atomam izšķīstot (t. i. diviem gr.-ekvivalentiem), caur elementu iziet $2 \times 96540 = 193080$ amper-sekundes (sal. 59 lp. p.). Tā tad, Danieļa elementa spraugumam jābūt:

$$\text{spraigums} = \frac{209800}{193080} = 1,087 \text{ voltu.}$$

Eksperimentāli atrastais spraugums = 1,1 voltu. Ša sakrišana pierāda, ka šajā gadījumā tiešām visa ķīmiskā enerģija pārvērtusies elektriskā. Tomēr atgadas, ka daļa ķīmiskās enerģijas pārvēršas siltumā, tā ka arī šeit ir vietā vienādība:

$$\text{ķīmiskā enerģija} = \text{siltuma enerģija} + \text{elektriskā enerģija.}$$

Tādus procesus, kuros novērojama elektriskās enerģijas rašanās, sauc ekzoelektriskos. Preteja rakstura parādības, endoelektriskās, mēs novērojam elektrolizē. 272 lap. pusē redzejam, ka ūdens sadalīšanās norisinās siltumu saistot, un proti:



Ja ūdeni sadala ar elektrisko strāvu (kā aizrādīts 62 lp. p.), tad šim procesam nepieciešamo enerģiju dod elektrība. Kā zinams, šajā gadījumā rodas ūdeņrādis un skābeklis, kuri atkal savienodamies uzņemto enerģiju atdala kā siltumu. Tā tad arī starp ķīmisko un elektrisko enerģiju notiek apgriezeniski procesi:

ķīmiskā enerģija \rightarrow elektriskā enerģija.

Ķīmisko un elektrisko parādību apgriezenības principu izved praktiskā tā saucamos akumulatoros, elektriskās enerģijas „sakrašanai“ un uzglabāšanai. Pastāv divi akumulatoru tipi: svina un niķeļa. Viņu darbību sīki aplūkosim otrā daļā, kad iepazīsimies ar šo elementu un viņu savienojumu īpašībām. Tomēr arī tagad sakarā ar augšminēto varam aizrādīt uz viņu darbības vispārējo principu. Akumulators ir chemoelektriska mašīna, kas pārvērš ķīmisko enerģiju elektriskā un arī otrādi: elektrisko ķīmiskā. Pirmais process norisinās, akumulatoram izlādejojoties, bet otrs—elektrolizē, kur rodas vielas ar lielāku ķīmiskās enerģijas krājumu.

Akumulatori.

Nevar būt šaubu, ka tamlīdzīgas savstarpejās pārvēršanās notiek arī starp ķīmisko un magnetisko enerģiju t. i.:

Magnetoķīmija.

ķīmiskā enerģija \leftrightarrow magnetiskā enerģija.

Šādas pārvēršanās iespējamība bij pareģota un pat kvantitatīvi aprēķinata. Tikai ļoti maz šajā nozarē eksperimentālo pētījumu un līdz šim tiem nav vēl praktiskas nozīmes.

Jau aplūkojot degšanas parādības, savā laikā tika aizrādīts, ka ķīmiskās enerģijas pārvēršanāsā rodas ne tikai siltums, bet arī gaisma. Tomēr pa lielākai daļai liesmas gaisma rodas kā siltuma enerģijas pārvēršanāsā nākošais produkts. Gaismu augstā temperatūrā izstaro katrs ķermenis. Tapēc, šajā gadījumā kā siltuma avots ir ķīmiskā enerģija, kas pa daļai tālāk pārvēršas staru enerģijā.

Fotoķīmija.

Tomēr arī zemā temperatūrā novērota gaismas izstarošana. Šādu parādību mēs redzejam, fosforam lēni oksidejoties (34 lp. p.). Arī fosfora šķīdums parafinā eļļā, oksidejoties izstaro diezgan stipru

Chemoluminescencija.

gaismu, kaut gan viņa temperatūra nebūs neko augstāka par istabas temperatūru. Šajos gadījumos ķīmiskā enerģija tieši pārvēršas staru enerģijā. Šāda parādība zinātnē pazīstama kā chemoluminescenci. Kā chemoluminescenci piemēru ūdens šķīdumā pievedisim formaldehīda un pirogāla maisījuma oksidēšanu ar ūdeņraža peroksīdu, kas norisinās ar lielu efektu. Mērcilindri samaisam 20 cm³ K₂CO₃ (40%) šķīduma, 10 cm³ pirogāla (10%) un 10 cm³ formaldehīda. Maisījumā ielejam uzreiz 30 cm³ ūdeņraža peroksīda (30%) un saskalojam. Parādas stipra gaisma, kas acumirkli izdziest.

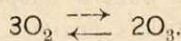
Gaisma kā katalizators

Pazīstams ļoti daudz reakciju, kuras norisinās tikai zem gaismas iespaida. Ir zināms, ka no saules stariem krāsas „izballojas”, t. i. pārvēršamās bezkrāsainās vielās, zaudē savu krāsu. Un vispārīgi, lielākā daļa organisku, kā arī ļoti daudzas neorganiskas vielas gaismā sadalās, kāpēc tās uzglabā tumšās pudelēs. Sevišķi svarīga un interesanta ir sudraba sāļu sadalīšanās zem gaismas iespaida, uz ko, kā zināms, dibināta fotografija. Tomēr visu šeit uzskaitīto faktu smalka analīze noved pie slēdziena, ka šajos gadījumos gaisma nav šām reakcijām vajadzīgās enerģijas avots, jo tās spēj norisināties arī tumsā, tikai daudz lēnāki.

Pie kam arī iegūtiem reakcijas produktiem enerģijas krājums nav lielāks, bet gluži otrādi: tas ir mazāks, un tumsā reakcija nenorisinās pretējā virzienā. Viss tas pierāda, ka gaisma neizpilda visenerģijas avota lomu, bet tikai paātrina reakciju, kura pati par sevi var norisināties arī tumsā; tā tad gaisma šajā gadījumā darbojas tikai kā katalizators.

Fotokīmiskās reakcijas.

Tīri endofotokīmisku reakciju (kuras saista staru enerģiju, pārvēršot to ķīmiskā) skaits visai aprobežots. Šo parādību izpētīšana — ir jaunāko laiku uzdevums. Ir zināms, ka visaktīvākie ir ultravioletie stari (acīm nesaredzamie, kuņu viļņa garums mazāks par 300 μm). Skābeklis zem šo staru iespaida pārvēršas ozonā:



Šajā piemērā skaidri redzama tādu vielu (ozona) iegūšana, kuņām enerģijas krājums lielāks, nekā sākuma vielam (skābeklim).

Ogļskābes asimilācija.

Pati svarīgākā endofotokīmiskā reakcija ir ogļskābes asimilācija dabā (259 l.p.). Šajā procesā staru enerģija, kuņu nepārtraukti saule raīda uz visām pusēm, uz mūsu planētas sakrājas kā ķīmiskā enerģija stādos un viņu sadalīšanās produktos: kūdrā, oglēs, naftā u. c. No tās milzīgās enerģijas, kuņu saule atdala (apm. 29×10^{32} kalorijas gadā), tikai maza daļiņa nokļūst uz mūsu planētas: pēc fiziķu aprēķiniem, tikai 4 miljardās daļas.

Un no ša niecīgā daudzuma atkal tikai neliela daļa, stādu asimilācijas ceļā, pārvēršas ķīmiskā enerģijā. Viss pārējais pārvēršas siltumā un izklist. Un tomēr, ja visu sauszemi izdotos apstādīt augiem, pēc Areniusa aprēķiniem, ik gadus iegūtam no atmosfēras 13000 miljonu tonnas oglekļa. Tas ir 15 reiz vairāk, nekā tas ogļu daudzums, kuŗu ik gadus sadedzina fabrikās un krāsnīs. Tomēr patiesībā ļoti liela daļa augu materiālas sadalīdamās pārvēršas atpakaļ oglekļa anhidridā, un galu galā ne vairāk, kā tikai 1% šādā ceļā sakrātās ķīmiskās enerģijas paliek mūsu rīcībā kā kūdra un ogles.

Dažas „fosforescejošas“ vielas fotoķīmijā uzlūkojamas kā gaismas akumulatori. Sārmzemes metālu (kalcija, stroncija, barija) sulfīdiem piemīt sekoša īpašība: stipras gaismas iespaidoti, tie pēc tam tumsā spīguļo. Šo parādību sauc fosforescenci. Pētījumi pierādījuši, ka izstārošanas īpašību šām vielām piešķir citu (bismuta, mangana u.c.) metālu sulfīdu piemaisījumi. Sakarā ar sastāvu, šie maisījumi spīguļo dažādā gaismā: baltā dzeltenā, sarkanā, violetā u. t. t. Ļoti var būt, ka zem gaismas iespaida rodas jaunas vielas, ar lielāku ķīmiskās enerģijas krājumu, kuras pēc tam tumsā pārvēršas atpakaļ sākuma stāvoklī, atdalīdamas savu lieko enerģiju kā gaismu. Kādas šajā gadījumā notiek pārvēršanās, vēl nav noteikti zināms. Ari fosforescence, katrā ziņā, uzlūkojama kā enerģijas apgriezeniska pārvēršanās:

Fosforescence.

ķīmiskā enerģija \longleftrightarrow staru enerģija.

Salīdzinot visus augšminētos enerģijas pārvēršanās gadījumus, dabonam šādu tabeli.

Ķīmiskā enerģētika.

1. Termoķīmija:

ķīmiskā enerģija \longleftrightarrow siltuma enerģija.

2. Mechanoķīmija:

ķīmiskā enerģija \longleftrightarrow mechaniskā enerģija.

3. Elektroķīmija:

ķīmiskā enerģija \longleftrightarrow elektriskā enerģija.

4. Magnetoķīmija:

ķīmiskā enerģija \longleftrightarrow magnetiskā enerģija.

5. Fotoķīmija:

ķīmiskā enerģija \longleftrightarrow staru enerģija.

Nebūtu lieki vēl reiz aizrādīt, ka visas šās pārvēršanās padošas vispārējam enerģijas neiznīcības likumam. T. i. visos pārvēršanās gadījumos kopējais enerģijas daudzums sistēmā nemai-

nas. Šās pārvēršanās ir fizikalās ķīmijas plašas nozares—ķīmiskās enerģētikas priekšmets. Ķīmiskā enerģija no visiem aplūkotiem enerģijas veidiem ir tas stabilākais un viskoncentrētākais attiecībā pret doto masu. Tik lielos apmēros nevienu citu enerģijas veidu nav iespējams koncentrēt nelielā materiāla masā. Un nevienu citu enerģijas veidu nav iespējams tik ilgi nemainījušos uzglabāt, kā ķīmisko enerģiju.

Aiz šām īpašībām ķīmisko enerģiju tik plaši lieto rūpniecībā un tā ieguvusi tik lielu nozīmi visas kultūras attīstībā.

Divdesmit pirmā lekcija.

Ķīmiskā tieksme.

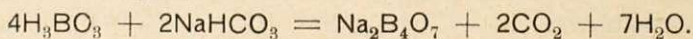
Definējums. — Skābju izvietošana. — Metalu savstarpeja izvietošana. — Tieksmju tabeles. — Izņēmumi. — Aktīvo masu darbība. — Tieksmes lieluma smalka noteikšana

Definējums Mums jāatšķir divi jēdzieni: ķīmiskā enerģija un ķīmiskā tieksme. Parastā ķīmijas valodā zem tieksmes saprot „ķīmisko parādību iemeslu“ jeb „vielu tieksmi — savienoties“. Kā ša tieksme mērojama? Kā definējams divu vielu savienošanās iemesls?

Lai atbildētu uz šo jautājumu, vispirms pakavesimies pie tā, kas ir mērošana? Ja gribam izmērot, piemēram, galda garumu, mēs salīdzinām viņa garumu ar noteikta priekšmeta (metra, aršinas) garumu, kas pieņemts kā „etalons“. Ja gribam izmērot temperatūru, mēs salīdzinām pētāmās vielas siltuma stāvokli ar termometra siltuma stāvokli. Mērojot minerālu cietumu, mēs tos salīdzinām ar zināmiem paraugiem, kas pieņemti kā etaloni, un t. t.

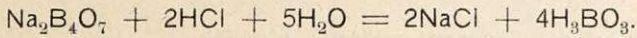
Tā tad: lai izmērotu A - vielas tieksmes lielumu attiecībā uz B - vielu, jāsalīdzina viņas tieksme ar trešās vielas tieksmi uz to pašu B - vielu. Šāda salīdzināšana izrādās iespējama, tapēc ka pastāv vesela grupa reakciju, kas pazīstamas kā izvietošanas reakcijas. Tās ir reakcijas, kurās kādu vielu no savienojuma izvieto cita viela.

Skābju izvietošana. Šādu reakciju piemērs ir — jau mums pazīstamā skābju savstarpeja izvietošana no viņu sāļiem. Pielejot nātrija bikarbonātam siltu piesātinātu borskābes šķīdumu, novērojam gāzes atdalīšanos: borskābe izvieto ogļskābi no pēdējās sāļiem:



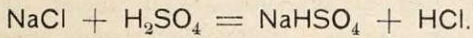
Tā tad borskābei lielaka tieksme uz kodīgo nātriju, nekā ogļskābei, jo savienodamās ar to, tā rada borskābo nātriju (boraksu).

Tālak, ja siltumā piesātinātam nātrija borāta (boraksa) šķīdumam pieļējam koncentrētu sālsskābi, rodas zviņejadi borskābes kristāli. Sālsskābe izvietojusi borskābi.



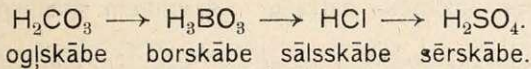
Tā tad sālsskābe uzrāda vēl lielāku tieksmi uz sārmu, nekā borskābe.

Beidzot, piesātinātam chlornātrija šķīdumam pieļējam koncentrētu sērskābi. Tagad novērojam, ka atdalās smacejoša gāze, kura gaisā rada miglu. Tas ir chlorūdeņradis, ko sērskābe izvietojusi no viņa sāļa:



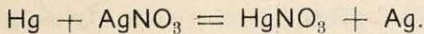
Tā tad sērskābei uz sārmjiem lielāka tieksme, nekā sālsskābei.

Tādā kārtā no triju skābju salīdzinājuma sastādāma viņu tieksmes (uz sārmu) pakāpeniska palielinašanās šādā rindā:

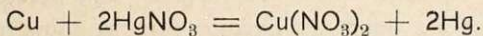


Analoģisku tieksmes rindu dabonam arī metāliem, salīdzinot viņu tieksmi uz skābēm izvietojšanas reakcijās. Ja sudraba nitrāta šķīdumā ielejam dažus pilienus dzīvsudraba, pēc kāda laika ap dzīvsudrabu aug, kā sūna, spoži balti sudraba kristāli. Sudrabs atdalās pēc nolīdzinājuma:

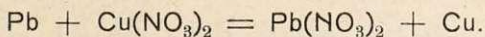
Metālu savstarpēja izvietojšana.



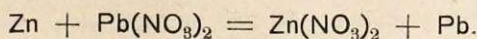
Merkuronitrāta (slāpekļskābē dzīvsudraba oksidūļa) šķīdumā iemērcam spožu vara skārda plati. Drīz vien uz tās parādās balta amalgamas kārtā. Tā tad šeit varš izvietoj dzīvsudrabu:



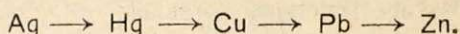
Tālak, vara nitrāta šķīdumā iebāžam svina spieķīti. Pēdejs tūlī pārklājas ar sarkanu varu kārtu. Varu šeit izvietoj svins:



Beidzot, svina nitrāta šķīdumā ieliekam cinka spieķīti. Uz ta parādās skaisti, koku zariem līdzīgi svina kristāli, kurus sauc „Saturna koku“. Šajā gadījumā svinu izvietoj cinks:



Metalu tieksme uz skābēm šajās reakcijās aug pēc šāda kāpinājuma:



Vismazako tieksmi uzrāda sudrabs, vislielako — cinks.

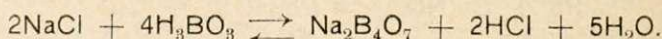
Ķīmisko
tieksmju
tabeles.

Pamatodamies uz tamlīdzīgām reakcijām, jau 1718 gadā Žofrua (Geoffroy) sastādīja tieksmju tabeles, pēc kurām jau iepriekš būtu iespējams paredzēt ķīmisko reakciju virzienu. Šās tabeles, kuras citi autori vēlāk vēl paplašināja un pārveidoja, uzlūkojamas kā pirmais mēģinājums kvantitatīvi noteikt ķīmiskās tieksmes lielumu. Kaut arī šo lielumu vēl neapzīmē ar skaitu, bet tikai norāda viņa vietu tabelēs, tomēr zinātnisku jēdzienu attīstības sākumā tamlīdzīgus apzīmējumus atrodam arī citās zinātnes nozarēs. Tā, piemēram, kādreiz temperatūru noteica, norādot noteiktus punktus, kā: ledus un zalmiaka maisījuma temperatūru, kūstoša ledus, vaj pat asiņu temperatūru. Mineraloģijā vēl tagad noteic minerālu cietumu ar noteiktām vielām, kuru cietums apzīmēts patvaļīgi pieņemtiem skaitļiem.

Izņēmumi.

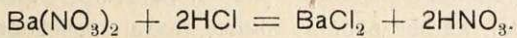
Tikai cits apstākļi piespieda no „tieksmju tabelem“ atteikties. Un tas ir — lielais izņēmumu skaits, kuru rada ķīmisko reakciju apgriezenība. Apgriezeniskas reakcijas mēs jau aplūkojām 8. lekcijā (82 (lp. p.); šeit tik vēl tur pievestos datus papildināsim dažiem piemēriem.

Mēs tikko redzējam, ka sālsskābei uz sārmiem lielaka tieksme, nekā borskābei, jo tā izvieto borskābi no viņas sāļiem. Tomēr tas notiek tikai parastā temperatūrā. Aplūkosim, kas norisinās kūvēles karstumā. Platīnas, vaj porcelāna tīģelīti ieliebam chlornātrija un borskābes maisījumu un to karsējam ar Bunzena degli. Mēs novērojam, ka rodas tvaiki. Pārbaudot viņu reakciju, redzam, ka zilais lakmusa papīrīts paliek sarkans. Turot virs tiem ar koncentrētu amonjaka šķīdumu izskalotu vārglāzi, tajā attīstās biezi balti dūmi. Izšķīdinot tos ūdenī un pielejot šam šķīdumam dažus pilienus sudraba nitrāta, rodas balts sudraba chlorīda nogulsnis. Tas pierāda, ka sildot borskābes un nātrija chlorīda maisījumu, izdalās sālsskābe:

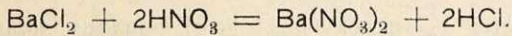


Tā tad skaidrs, ka ša reakcija apgriezeniska. Zemā temperatūrā lielaka tieksme sālsskābei. Reakcija norisinās no labās uz kreiso pusi. Bet augstā temperatūrā borskābes ķīmiskā tieksme ņem virsroku, un reakcija notiek no kreisās uz labo pusi.

Ja koncentretam barija nitrāta šķīdumam pielejām stipru sālsskābi, rodas balts kristalisks barija chlorīda nogulsnis. Tā tad sālsskābe izvieto slāpekļskābi pēc nolidzinājuma:

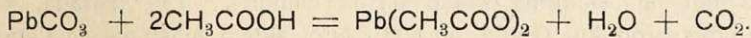


Bet ja koncentretam barija chlorīda šķīdumam pielejām stipru slāpekļskābi, arī izkrit kristalisks nogulsnis, tikai šoreiz tas ir barija nitrāts:

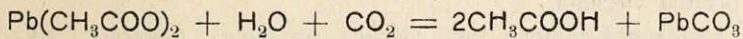


Tagad slāpekļskābe izrādas stiprāka, nekā sālsskābe. No šiem piemēriem redzams, ka vielu tieksme nav pastāvīga. Ta mainas sakārā ar temperatūru un reaģentu koncentrāciju.

To uzskatāmi apstiprina vēl sekošs piemērs. Ja koniskā kolbā aplejam ogļskābo svīnu ar etiķskābi, atdalās gāze, kura ar barīta ūdeni rada ogļskābā barīta nogulsni. Tā tad, reakcijā atdalīties oglekļa anhidrīds pēc nolidzinājuma:



Ja atdalošos oglekļa anhidrīdu tagad laižām otrā kolbā, kurā etiķskābais svīns, caurspīdīgais šķīdums sāk duļķoties un parādas pretejas reakcijas produkts, ogļskābais svīns:



Pirmā gadījumā etiķskābe izvieto ogļskābi, bet otrā ogļskābe etiķskābi.

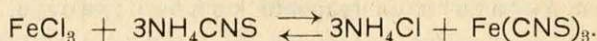
Mēs jau redzējam, ka pamatojoties uz šādiem faktiem, Bertolle (Berthollet) nāca pie slēdziena, ka visas reakcijas apgriezeniskas un viņu virziens atkarājas no reāģejošo vielu „aktīvās masas“.

Aktīvo
masu
darbība.

Borskābe parastā temperatūrā ļoti vāji šķīst ūdenī, tapēc šķīdumā viņas aktīvā masa maza. Aiz tā iemesla sālsskābe viņu izvieto. Turpretim, karsejot sālsskābe izgaist, bet borskābe paliek, un reakcija norisinās pretejā virzienā. Ja slāpekļskābā barija šķīdumam pielejām pārsvarā sālsskābi, pēdejās tieksme, aiz viņas aktīvās masas pārsvara, ņem virsroku. Reakcija norisinās, kamēr šķīdumā neattīstas pietiekošā daudzumā brīva slāpekļskābe. Bet ja pielejām lieku slāpekļskābi, viņas aktīvai masai palielinoties reakcija apgriežas pretejā virzienā. Tas pats sakāms par etiķskābes un ogļskābes līdzsvaru viņu svīna sāļu klātbūtnē. Ja

pārsvārā iedarbojas etiķskābe, izvietoja ogļskābe. Tā kā bez tam vēl ogļskābe ir ūdeni grūti šķīstoša gāze, ta aiziet no šķīduma. Bet ja ogļskābi laižam etiķskābā svina šķīdumā, kurš nesatur brīvu etiķskābi, tad ogļskābes tieksmei pārsvars. Ogļskābe izvieto etiķskābi tik ilgi, kamēr pēdejās aktīvai masai palielinoties iestājas līdzsvara stāvoklis.

Visai uzskatamu piemēru, kā reaģentu aktīvā masa darbojas uz reakcijas virzienu, apraksta Smits (Smith). Samaisam 4-os cilindros stipri atšķaidītu ferichlorīda un amonija rodanīda šķīdumu (kuri satur katrs $\frac{1}{250}$ gr.-ekvival 1 litrā) vienādus tilpumus. Savstarpējas apmaiņas reakcijā visos četros cilindros rodas vienādā sarkanumā nokrāsots dzelzs rodanīds (sal. 269 lp. p.).



Ja tagad otram un trešam šķīdumam pieļejam lieku koncentretā ferichlorīda un amonija rodanīda šķīdumu ($\frac{1}{10}$ gr.-ekvival. 1 litrā), novērojam abos gadījumos krāsas pastiprināšanos (salīdzinot ar šķīduma krāsu pirmā cilindri). Tas pierāda, ka sākuma produktu (FeCl_3 un NH_4CNS) aktīvo masu palielinājums virza reakciju no kreisās uz labo pusi, t. i. stiprina šo vielu tieksmi. Ceturtā cilindri ielejam lieku piesātinātā amonija chlorīda šķīdumu. Šķīdums top gaišs. Tā tad palielinot kādam reakcijas produktam aktīvo masu, reakcija sāk norisināties pretējā virzienā.

Ķīmiskās
tieksmes
lieluma
noteikšana.

Visi augšā minētie fakti pierāda, ka vielu „tieksme“ atkaras kā no temperatūras, tā arī no viņu aktīvās masas (parciālā, osmotiskā spiediena, koncentrācijas). Noteicot ķīmiskās tieksmes lielumu, šie faktori jāņem vērā. Vant-Hofs to izdara, pamatojoties uz termodinamikas principiem. Termodinamika māca, ka jebkurš dabīgais process (tā tad arī katra ķīmiskā reakcija) vienmēr norisinās tādā virzienā, kurā iegūstams pozitīvs darbs. Jo lielaks dotā procesa „dzineja spēks“, jo lielaks procesa gaitā iegūstamais darbs. Ķīmisko reakciju dzineja spēks ir savā starpā iedarbojošos reaģentu tieksme. Tapēc, jo lielāka šā tieksme, jo lielāks dotās reakcijas pastrādātais mehāniskais darbs.

Mēs redzējam 281 lap. pusē, ka maksimālais darbs rodas apgriezēniskos procesos. Uz šo jēdzienu pamata Vant-Hofs izveda sekošu fundamentālu ķīmiskās tieksmes lieluma apzīmējumu.

„Kā ķīmiskās tieksmes mērs jauzliūko maksimālais darbs, kas rodas apgriezēniskā reakcijā“.

Katra apgriezeniska reakcija beigās noved sistemu noteiktā ķīmiskā līdzsvara stāvokli, kuŗš atkarajas no konstantes K, (83 lp. p.). Pēc termodinamikas principiem starp šo līdzsvara konstanti K un apgriezeniskā reakcijā reaģejošo vielu ķīmisko tieksmi A pastāv tiešs sakars.

$$\text{Tieksme: } A = - RT \log_{\text{nat}} K.$$

R šajā nolīdzinājumā apzīmē t. s. gāžu konstanti kuras lielums = 1,985 cal., T — absoluto temperaturu, \log_{nat} — naturalo logaritmu un K — līdzsvara konstanti. Tā, piemēram, reakcijai



līdzsvara konstanti var aprēķinat no ūdens tvaika disociācijas pakāpes (99 lp. p.). Zem vienas atmosferas spiediena

$$K = \frac{1}{2} x^3$$

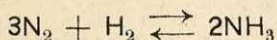
Pie 2000° disociācijas pakāpe $x = 0,00582$. Tā tad

$$K = 0,5 (0,00582)^3 = 0,00001693.$$

No ša skaita aprēķinams

$$A = - 1,985. (2000 + 273). 2,303. \log_{10} 0,00001693 = \mathbf{49580} \text{ cal.}$$

Ūdeņraža tieksme uz skābekli, kas izmērota ar reakcijas „maksimālo“ darbu pie 2000°, sastāda: 49580 cal., kamēr šās reakcijas ķīmiskā enerģija ir 136000 cal. (parastā temperatūrā). Reakcijai



144 lap. pusē 17 tabelē pievesta līdzsvara konstante $K = 4202$ pie 400° C. Tā tad slāpekļa tieksme uz ūdeņradi izteicama skaitā:

$$A = - 1,985. (400 + 273). 2,303. \log_{10} 4202,$$

pie kam 2.303 — tā saucamais naturalo logaritmu moduls. Pēc šās formulas dabonam

$$A = - 11150 \text{ cal.}$$

T. i. pie 400° slāpeklim un ūdeņradim negatīva savstarpejš tieksme, kapēc viņu savienojums pa lielakai daļai sadalas elementos.

Vispārīgi, no augšā pievestā nolidzinājuma izvedams slēdziens, ka reaģentu tieksme

- 1) proporcionāla absolūtai temperatūrai un
- 2) proporcionāla līdzsvara konstantes pretejā lieluma $\left(\frac{1}{K}\right)$ logaritmam.

Visu ķīmisko reakciju tieksmju aprēķināšana — fundamentāls ķīmijas, kā ķīmisko reakciju zinātnes, uzdevums. Līdz šim, par nožēlošanu, ša svarīgā fizikalās ķīmijas nodaļa ļoti maz izstrādāta.

Divdesmit otrā lekcija.

Halogeni. Fluors un chlors.

Atrašanās. — Fluora pagatavošana. — Fizikalās īpašības. — Ķīmiskās īpašības. — Fluorūdeņradis. — Pagatavošana. — Fizikalās īpašības — Ķīmiskās īpašības. — Reakcijas. — Chlors. — Atrašanās — Chlora nozīme fizioloģijā. — Chlora pagatavošana — 1 elektrolīzējot sāļsskābi. — 2. elektrolīzējot sārnu metālu chlorīdus. — a) diafragmas metode; b) zvana metode; c) dzīvsudraba metode; 3. ķīmiskā ceļā. — a) Dikona metode. Dikona reakcijas līdzsvars. b) oksidējot sāļsskābi ar mangana peroksīdu. — Chlora pagatavošana laboratorijā. — Mangana peroksīda regenerācija: Veldona metode. — c) chlorūdeņraža oksidēšana ar citiem oksidētajiem. — Chlora fizikalās īpašības. — Ķīmiskās īpašības. 1. savienošanās reakcijas. 2) skābekļa izvietošana ar chloru. 3) oksidēšanas reakcijas. 4) Balināšana. — Chlorhidrāts. — Chlora izlietošana. — Fizioloģiskā darbība. — Chlora komplicētā daba. — Chlorūdeņradis. — Pagatavošana. a) Leblana metode. b) Hargrīva metode. c) chlorīdus hidrolīzējot Fizikalās īpašības. — Chlorūdeņraža sastāvs. — Iedarbība uz metāliem. — Iedarbība uz metālu oksīdiem. — Sāļsskābes īpašības. — Sāļsskābes un viņas sāļu reakcijas. — Chlorīdu hidrolīze. — Fizioloģiskā darbība. — Izlietošana. —

Iepriekšējās lekcijās mēs iepazīsimies ar četriem atsevišķiem elementiem: skābekli, ūdeņradi, slāpekli un oglekli. Ķīmiskā ziņā tiem katram sava īpatnība, un tie nelidzina viens otram. Tā, piemēram, ūdeņradi mēs pieņemam kā vienvērtīgu elementu. Tādā gadījumā skābeklis bij jauzlūko kā divvērtīgs, slāpeklis — kā trīs- un piecvērtīgs, bet ogleklis — četrvērtīgs. Šajā lekcijā aplūkosim tādu elementu saimi, kuri, neskatoties uz viņu fizikālo īpašību dažādību, pēc sava ķīmiskā rakstura pārsteidzoši līdzīgi. Ša līdzība uzglabājas arī viņu savienojumos ar citiem elementiem. Ta ir halogenu saime, kas sastāv no 4 elementiem: fluora, chlora, broma un joda. Par halogēniem tos sauc tāpēc, ka visizplatītākais no tiem, chlors, atrodas sāļi (sāļi grieķu val. izrunā — hal). Tā tad halogēni ir „sāļraži“.

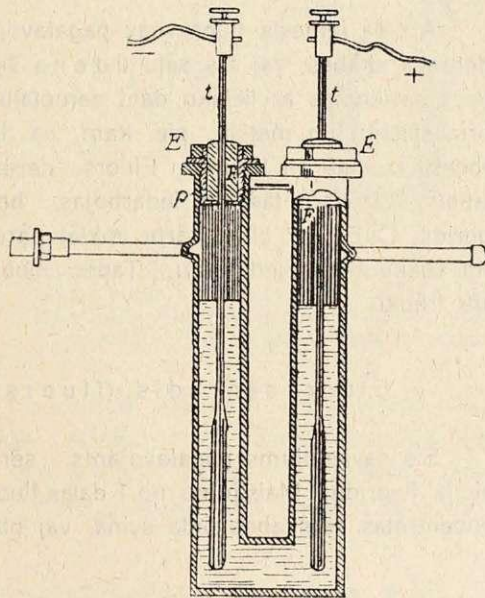
Aplūkojot tos viņu atomsvaru kārtībā, sāksim no fluora, jo tam vismazākais atomsvars.

F l u o r s.

Fluors nav pieskaitams pie retiemi elementiem. Tas atrodas Atrāsānās. fluoršpatā kā kalcija savienojums: CaF_2 , kriotitā — savienojumā ar natriju un alumīniju: Na_3AlF_6 un dažos citos mineralos. Sevišķi dabā izplatīts fluoršpats. Viņam piemīt īpašība metālu kausešanā pazemināt rūdu piemaisījumu kušanas temperatūru, tāpat kā sāls pazemina ledu kušanas temperatūru (120 lp. p.). Tapēc jau senlaikus to lieto metalurģijā kā kausni. Dzīvnieku valsti fluora savienojumi sastopami ļoti mazā mērā: kaulos un zobu emaljē.

Fluora savienojumi bij pazistami jau alķīmiķiem, jo Bazilijs Valentīns un Agrikola min. fluoršpata izlietošanu metalurģijā. Tomēr elementu fluoru neizdevas iegūt brīvā veidā, un proti, tapēc, ka tas ļoti enerģiski savienojas ar visiem pazīstamiem savienojumiem, kā arī ar trauku materiālu un reaktīviem, kurus lieto viņa pagatavošanai. Tādā kārtā tikai 1886. gadā pirmo reizi M u a s a n s (Moissan) to pagatavoja, elektrolīzējot fluorometālu šķīdumus bez ūdens fluorūdeņradī.

M u a s a n a aparāts redzams 175 zīmējumā. Tas sastāv no vara U-caurules, kurā ar fluoršpata korķiem F iestiprināti divi elektrodi no platīnas kausejuma ar irīdiju. Aparātu piepilda ar fluorkalija šķīdumu fluorūdeņraža skābē. Savienojot polus t ar elektriskās strāvas avotu, šķīdumu elektrolīzējam — 23° temperatūrā. Galu galā sadalās fluorūdeņradis. Uz negatīvā elektroda atdalās ūdeņradis, uz pozitīvā — fluors. Šās abas gāzes novada pa U-aparata sānu caurulem.



Zīm. № 175.

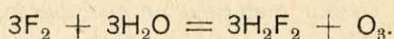
Fluora pagatavošana, elektrolīzējot fluorīdus.

Fluora fizi-
kalās īpaši-
bas.

Elements fluors zaļi-dzeltena gāze. Viņa normalsvars = 38 (skābeklis = 32). Tā kā fluora atomsvars = 19, tad fluora molekula divvērtīga un tapēc viņas formula = F_2 . Fluors pie -187° sabiezē gaiši dzeltenas krāsas šķidrumā. Šķidrā fluora blivums: 1,14 (ūdens = 1). Sasalšanas temperatūra: -225° . Sausu fluors ne šķidrā, ne gāzejādā veidā uz stikla nedarbojas. Tas smacejošs un ļoti nāvīgs.

Fluora ķi-
miskās īpa-
šības.

Fluors starp visiem pazistamiem elementiem visenerģiskākais. Tas tieši savienojas gandrīz ar visiem citiem elementiem (izņemot cēlās gāzes, sal. 136 lp. p.). Bet ar skābekli nerada neviena savienojuma, taisni otrādi: bieži tas skābekli viņa savienojumos (skābēs) apmaina. Ar ūdeņradi fluors savienojas ar sprādzienu pat tumsā un pie -210° . Viņa tieksme uz ūdeņradi tik liela, ka tas pat parastā temperatūrā sadala ūdenī. Šajā reakcijā skābeklis izvietodamies pārvēršas ozonā, tā kā reakcija norisinās pēc šāda nolīdzinājuma:

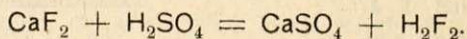


Aiz ša iemesla fluors nav pagatavojams, elektrolizējot fluorūdeņraža skābes, vaj tās sāļu ūdens šķīdumus. Tikpat enerģiski fluors savienojas ar lielako daļu nemetalu (sēru, fosforu, oglekli, boru, silīciju) un metālu, pie kam pa lielakai daļai savienošānās procesā izceļas arī liesma. Fluors nereaģē tikai uz zeltu un platinu. Uz varu tas gan iedarbojas, bet pie tam attīstīties vara fluorīds, CuF_2 , ar blīvu kārtu aplāj pārejo metālu un aizsargā to pret tālāku fluora iedarbību. Tapēc fluora pagatavošanai lietojami vara trauki.

Fluorūdeņradis (fluorskābe): H_2F_2 .

Pagatavo-
šana.

Šis savienojums pagatavojams, sērskābei iedarbojoties uz kalcija fluorīdu. Maisījumu no 1 daļas fluoršpata, CaF_2 , ar 2 daļām koncentrētas šērskābes silda svina, vaj platinas retortā:



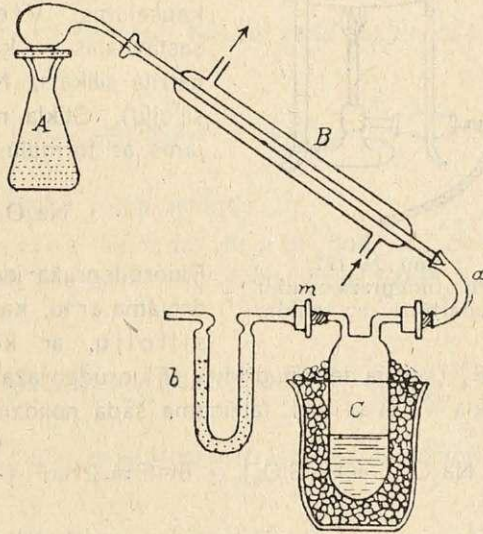
Pie tam fluorūdeņraža skābe pārtvaiko, un to ievāc svina, vaj platinas traukā, ko atdzesē ledū. Parasti šādā ceļā dabon fluorūdeņraža skābes ūdens šķīdumu, jo fluorūdeņradi ievācejā uztver ar ūdeni.

Tīra fluorūdeņraža iegūšanai lieto skābo kalija fluorīdu (kalija bifluorīdu). Šis sāls sildot sadalās, attīstīdams fluorūdeņradi (zim. 176):



Fluorūdeņradis — ārkārtīgi gaistošs, smacejošs šķidrums. Tas vāras pie $+19,5^\circ$ un sasilst pie $-102,5^\circ$. Fluorūdeņraža tvaiki, kā arī ūdens šķidrums ļoti nāvīgi. Stipras skābes pilieni uz ādas rada brūces, kas ļoti sāp un visai grūti dziedējamās (sevišķi, ja fluorūdeņraža skābe kļūst aiznāgiem). Strādājot ar bezūdens skābi, ieteicams lietot gumijas cimds. Fluorūdeņradishigroskopisks un, pievilkdams mitrumu, gaisā kūp. Tā kā tas stiklu „izēd“, tad to un viņa ūdens šķīdumu (fluorskābi) uzglaba platinas, svina, parafina, vaj arī (visbiežāki) ebonīta traukos.

Fizikalās īpašības.



Ķīmiskās īpašības.

Fluorūdeņraža molekularsvars ūdens šķīdumā atbilst divkārtīgai formulai— H_2F_2 . Sakarā ar to arī tas apstāklis, ka fluorūdeņradis divvērtīga skābe. Bez neitrāliem sāļiem, kā: kalija fluorīda (K_2F_2), kalcija fluorīda (CaF_2), vaj barija fluorīda (BaF_2) ša skābe rada arī skābus sāļus (bifluorīdus), piemēram, kalija bifluorīdu, KHF_2 , kuru elektrolīzējot M u a s a n s pagatavoja fluoru.

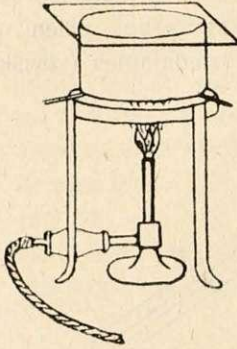
Zīm. № 176. Tīra fluorūdeņraža pagatavošana, sildot platinas retortā KHF_2 (Ruff-Plato). Fluorūdeņradis sabiezē platinas dzesetajā B un sakrājas vaļā ievācējā C.

Vissvarīgākā fluorskābes īpašība ir tā, ka ša skābe izšķīdina („izēd“) stiklu. Ja vēlamies uz stikla platītes dabūt kādu uzrakstu, stiklis jāpārklāj vispirms ar plānu vaska kārtu, jo fluorskābe uz vasku nereaģē. Tad vaskā ar asu irbuli iegrāvē vēlamo uzrakstu (vaj zīmējumu). Pēc tam nelielā svina bļodiņā samaisa pulveri sasmalcinātu fluoršpatu ar koncentrētu sērskābi, bļodiņu pārklāj ar stikla platīti, ar apvaskoto pusi uz leju, un silda ar vāju

liesmu (zīm. 177). Sērskābe, iedarbodamās uz fluoršpatu, rada fluorūdeņradi:

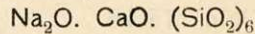


Pēdeja is izšķidina stiklu tajās vietās, kuras ar vasku nav aizsargatas. Pēc apm. 10 minūtem platīti noņem, zem krāna ar ūdeni noskalo un rūpīgi noslauka ar filtrpapīri. Vaskis noņemams, platīti uzmanīgi sasildot uz gāzes liesmas. Izkusušo vasku notīra vispirms ar filtrpapīri un tad ar spirtā samērcētu lupatiņu.

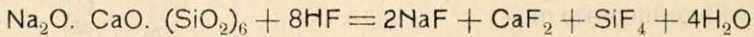


Zīm. № 177.
Fluorūdeņraža tvaiku iedarbība uz stiklu.

Stikls ir silīcijskābo sāļu (silikātu) kausejums. Vienkāršā stikla galvenās sastāvdaļas — kalcija silikats, CaSiO_3 un nātrija silikats, Na_2SiO_3 (skat. lekciju par silīciju). Stikla normalais sastāvs apzīmējams ar formulu:

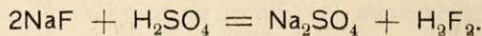


Fluorūdeņraža iedarbība uz stiklu izskaidrojama ar to, ka fluoram stipra tieksme uz silīciju, ar ko savienodamies tas rada SiF_4 (silīcija tetrafluorīdu). Fluorūdeņraža iedarbības reakcija uz stikla šēmatiski izteicama šādā nolīdzinājumā:

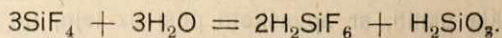


Gāze ja da m fluorūdeņradim iedarbojoties, attīstījušos sāļu kristāli paliek stiklā un tapēc rodas mata izēdinājums. Bet ja uz stiklu iedarbojas fluorskābes šķīdums, attīstījušies sāļi izšķīst ūdenī, un izēdinātā vieta caurspīdīga. Šo metodi dažreiz praktiskā lieto stikla polešanai.

Fluorskābes reakcijas. Fluorūdeņraža skābe daudz vājāka, nekā citas halogēnu deņražu skābes (piem., HCl , HBr , HJ). Viņas sāļi (fluorīdi) ar koncentrēto sērskābi sildot sadalās, atdalīdami fluorūdeņradi, piemēram:

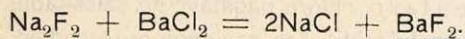


Tā kā fluorūdeņradis reaģē uz stiklu (skat. augstāki), tad, šai reakcijai norisinoties stikla stobriņā, patiesībā dabonam silīcija tetrafluorīdu, SiF_4 . Ja stobriņā iebāžam ūdeni saslapētu stikla spieķīti, tas pārklājas ar baltu silīcijskābes kārtu. Tas ceļas no tā, ka silīcija tetrafluorīds ūdenī hidrolizējas pēc sekoša nolīdzinājuma:

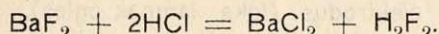


Šajā reakcijā rodas silīcijfluorūdeņraža skābe (ar kuru tuvāk iepazīsamiem lekcijā par silīciju) un silīcijskābe, H_2SiO_3 .

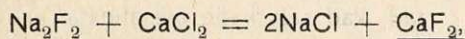
Fluorūdeņraža skābes sāļi ar barija chlorīda šķīdumu rada baltu barija fluorīda nogulsni:



Tā kā fluorūdeņradis ir vāja skābe, šis nogulsnis viegli šķīst sālskābē, šļāpekļskābē un zināmā mērā pat etiķskābē:

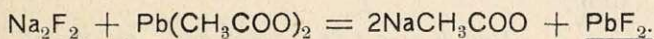


Ar kalcija chlorīda šķīdumu fluorīdi rada baltu kalcija fluorīda nogulsni:



kurš grūtāk šķīst skābēs, nekā barija fluorīds.

Ar etiķskābē svina šķīdumu fluorīdi dod arī baltu svina fluorīda nogulsni, kas pēc savām īpašībām līdzīgs barija fluorīda nogulsnim:



Ar sudraba nitrātu nogulšņa nav, jo sudraba fluorīds šķīst ūdenī.

C h l o r s.

Chlors dabā visizplatītākais halogens. Jau 9. lekcijā (90 l.p. p.), runājot par ūdeni, aizrādījam, ka chlors milzīgos daudzumos atrodas jūras ūdenī, galvenā kārtā kā chlornātrijs. Tajās vietās, kur kādreiz bijušas jūras, bet atšķirtas no okeana, pamazām izsīkušas, — viņās atrodosies sāļi dibinā izkristalīzejušies. Šimbrīžam tur atrodam bagātus sāļu iegulumus, kas galvenā kārtā sastāv no chlornātrija (akmens sāļa), bet atrodam tajos lielākos vairumos arī citus chlorīdus: chlorkaliju, chlormagniju, chlorkalciju. Šie sāļi, kurus iegūst pa lielāki daļai no cietiem iegulumiem kalnrūpniecībā, bet pa daļai arī iztvaikojot jūras, sāļezera un sāļavotu ūdens sāļījumu, — ir vienīgie chlora un visu tā savienojumu iegūšanas avoti.

Augos un sevišķi dzīvnieku organismā chloram svarīga loma. Uz to norāda jau tas apstāklis, ka cilvēks gada laikā ieņem savā organismā videji ap 8 kgr. vāramā sāļa. Pēdējais izpilda svarīgu lomu kuņģa sulas attīstīšanās procesā, jo kuņģa sula satur 0,5% sāļsskābes, HCl. Urīna, sviedri un citi šķidrums, kurus atdala

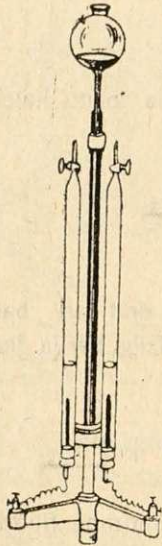
Chlora
atrašānās.

Chlora
nozīme
fizioloģijā

cilveka organisms, vienmēr satur vāramo sāli. Tapēc nav brinums, ka ēdienā vāramam sālīm trūkstot, kā cilvēks, tā arī dzīvnieki nomirst „sāls badā“. No ta redzams, ka sāls ne tikai garšas viela, bet arī barības līdzeklis ša vārda tiešā nozīmē.

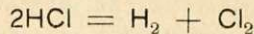
Chlora pagatavošana
1) elektroli-
zejot sāls-
skābi.

Elementāro chloru pagatavo no sālsskābes un viņas sāļiem. Visvienkāršākais līdzeklis šos savienojumus sadalīt — elektriskā strāva. Koncentretu sālsskābi var elektrolizēt gluži tāpat, kā ūdeni, Hofmaņa aparatā. Tikai šajā gadījumā platīnas elektrodu vietā ieteicams lietot grafīta elektrodus (loka lampas ogles), jo chlors reaģē uz platīnu. Elektrodus iestiprina ar gumijas korķiem U-aparata apakšas caurumos, kā redzams 178 zīmējumā. Sākumā atdalās tikai ūdeņradis uz negatīvā pola, jo chlors šķīst sālsskābē. Tikā tad, kad sālsskābe piesātināta ar chloru, arī uz pozitīvā pola parādās gāzes burbuliši. Gāze sakrājas caurules augšgalā un to pēc tam var izmēģināt. Sālsskābes sadalīšanās norisinās pēc nolidzinājuma:



Zīm. № 178.

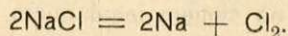
Sālsskābes elektrolīze Hofmaņa aparatā.



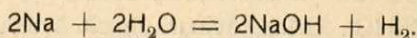
Pēc Avogadro hipotēzes, elektrolīzē iegūtiem chlora un ūdeņraža tilpumiem jābūt vienādiem. Bet tā kā daļa chlora izšķīst, viņa tilpums parasti mēdz būt mazāks, nekā ūdeņradim. Lai pazīnātu šķīstamību, sālsskābi iepriekš piesātina ar vāramo sāli un elektrolīzi izdara paaugstinātā temperatūrā, kura rodas elektriskai strāvai ejot caur skābi.

2) elektroli-
zejot sārmu
metālu
chlorīdus.

Praktikā elektrolīzē sālsskābes vietā, kā lētākus materiālus, lieto viņas sāļus: chlornātriju, vaj chlorkaliju. Bet šajā gadījumā reakcija iegūst jau sarežģītāku veidu. Chlornātrija elektrolīzei jānotiek pēc šāda nolidzinājuma:



Mēs redzam, ka uz pozitīvā pola atdalās chlors (gluži kā sālsskābes elektrolīzē). Bet uz negatīvā pola atdalīties nātrijs sadala ūdeni, attīstot ūdeņradi (sal. 64 lpp.):



Aiz ša iemesla dabonam:

I. elektrolizejot chlornatriju:

uz anoda (+)	uz katoda (—)
Cl_2	$\text{H}_2 + 2\text{NaOH}$

II. elektrolizejot chlorkaliju:

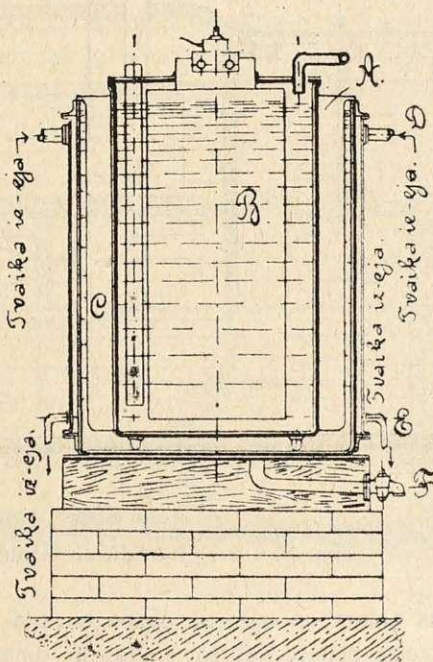
uz anoda (+)	uz katoda (—)
Cl_2	$\text{H}_2 + \text{KOH}$

T. i. bez ūdeņraža uz katoda rodas arī sārms. Mēs redzesim turpmāk, ka hlors reaģē uz sārmiem, radot hlora oksiskābju sāļus. Lai šo otro reakciju novērstu, elektrolitiskā chlora ražošanā katoda telpu atdala no anoda telpas. To praktiski izdara trijās dažādās metodēs, par kurām šeit nebūtu lieki minēt dažus vārdus.

Visvienkāršāki anods atdalams no katoda ar porainu starpsienu

(diafragmu). Griseimas fabrikā „Elektrons“ (Vācijā) šādas diafragmas izgatavo no cementa. Anoda kameru A (zim. 179) sastāda cementa taisnstūrains kaste. Tajā blīvi iestiprinats grafitā anods B, kas savienots ar dinamomašīnas pozitīvo polu. Šā kamera, savukārt, ielikta dzelzs kastē C, kas savienota ar dinamonegātīvo polu. Dzelzs kastes sienas tādā kārtā funkcionē kā katods, uz kura atdalās ūdeņradis un rodas sārms. Abas šīs kameras piepilda ar koncentrētu chlornatriju (vai chlorkaliju) šķīdumu. Ārējo kameru silda ar tvaiku, kuru ielaiž tvaika mētelī pa caurumu D un izlaiž apakšā pa E. Kad ārējā kamerā sakrājies pietiekošs daudzums sārms, no kameras pa krānu F izlaiž sāļjumu un viņa vietā iepilda svaigu sāļa šķīdumu. Nolaisto sāļjumu iztvaikojot, dibinā nostājas nesadalītā sāļa paliekas

a) diafragmas metode.



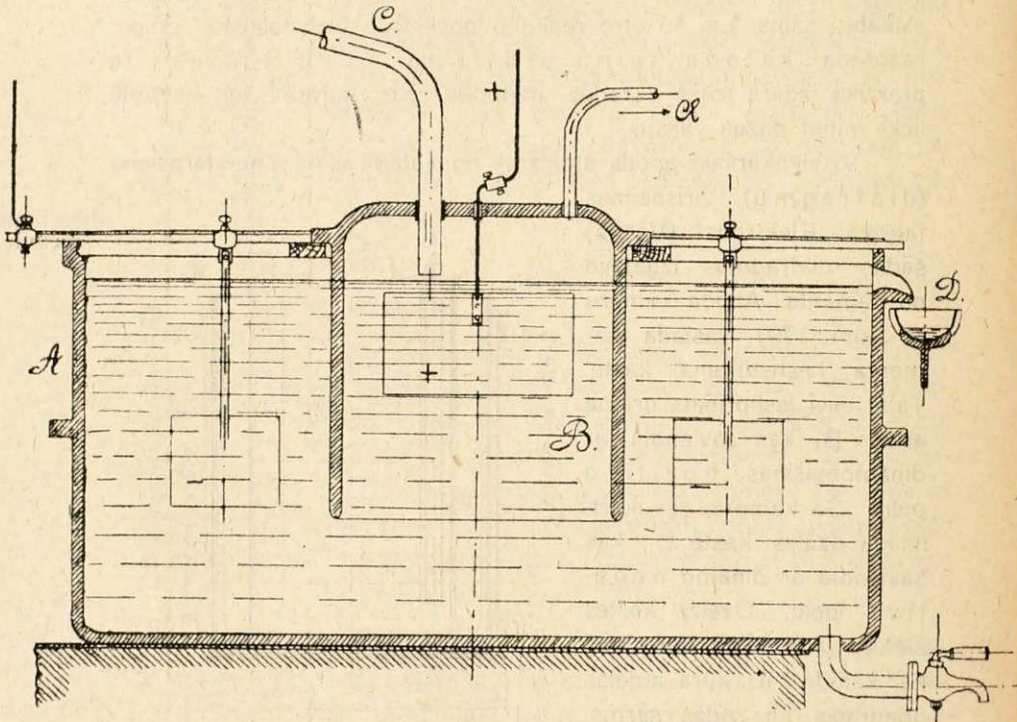
Zim. № 179. Chlora un kodīgā natrija pagatavošana pēc diafragmas metodes. „Elektrona“ aparāts.

(kuras no jauna ievada aparatā) un atliek pāri kodīgais nātrijs, NaOH, vaj kodīgais kalijijs, KOH (raugoties pēc ta, kāds sāls elektrolizets).

Šo metodi pēdējā laikā papildinājis Billiters ar specialām diafragmam no asbesta un smagā špata maisījuma, nogulsnejojot to uz drāts sieta. Billitera aparatam piemīt vēl ta priekšrocība, ka tas strāda nepārtraukti. Anoda kamerā pastāvīgi lej svaigu sālijumu (NaCl, vaj KCl), bet no katoda kameras nepārtraukti tek sārms, saturošs 15^o/_o—20^o/_o NaOH, vaj KOH.

b) zvana metode.

Otra alkalijchloridu elektrolizes metode pastāv tamā, ka katoda un anoda telpas vienu no otras atdala ar kupolu jeb zvanu (zim. 180). Zvans B ar vaļeju apakšu no akmeņa materiala iekārts vannā A. Zvanā atrodas grafita pozitīvais elektrod, uz kuŗa atda-



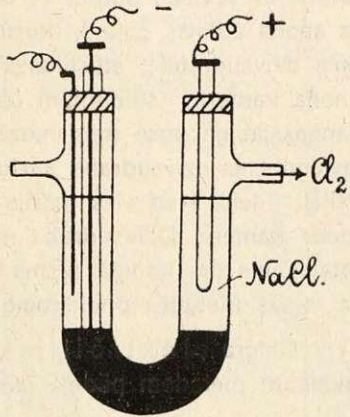
Zim. № 180. Chloridu elektrolize pēc „zvana“ metodes.

las chlores un iziet pa gāzes novada cauruli. Ārējā vannā atrodas dzelzs plates, kas savienotas ar dinamomašinas negatīvo polu. Uz tām atdalas ūdeņradis un attistas sārms. Ari ša metode pielaiž nepārtrauktu darbu: pa cauruli C pastāvīgi ieplūst svaigs sālijums, bet no katoda kameras pa caurumu D pastāvīgi list pāri sārms.

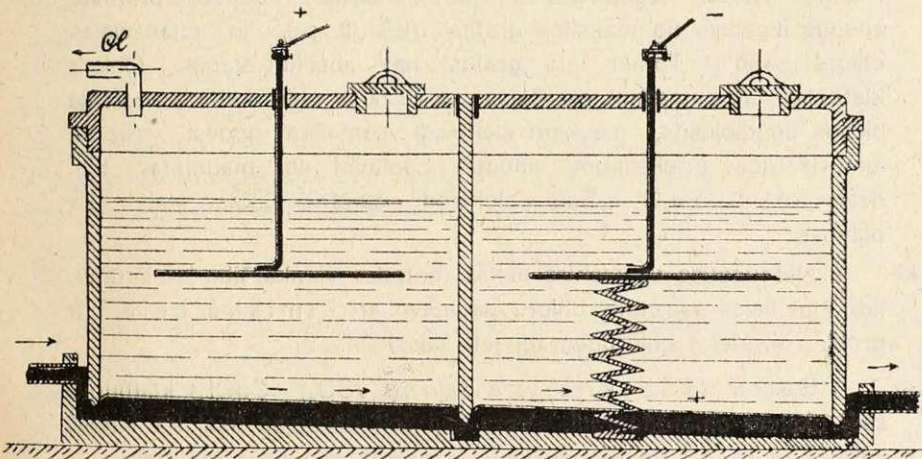
c) dzīvsudraba metode.

Pilnīgu katoda un anoda telpu atdališanu sasniedz ar dzīvsudraba katodu. Šās metodes principu noskaidro sekošs eks-

periments (zim. 181). U-caurules apakšdaļā ielej dzivsudrabu. Pēc tam vienā caurules dilbī iepilda chlornatrija šķīdumu, kurā ieliek grafita elektrodu, kas savienots ar batarejas (3 akumulatori) pozitīvo polu. Otrā dilbī ielej tiru, ar sarkano lakmusu nokrāsotu ūdeni. Šajā dilbī ieliek dzelzs drāti (ūdeni) un izoletu platīnas drāti dzivsudrabā. Abas drātis savieno (zimejumā nav parādīts) un pievieno batarejas negativam polam. Strāvu ieslēdzot, anoda dilbī norisinās chlornatrija elektrolīze. Uz ogleis anoda atdalās hlors (kā iepriekšējos gadījumos), bet uz dzivsudraba virsmas, kas šajā gadījumā izpilda katoda lomu, atdalās nātrijs. Šādā eksperimenta iekārtojumā nātrijs nesadala ūdeni, bet izšķīstams dzivsudrabā, rada „amalgamu”. Otrā dilbī tad rodas noslēgts elements, kurā dzelzs drāts ir katods, bet nātrija amalgama — anods. Zem caurejošās strāvas iespaida nātrijs šķīst ūdeni un rada



Zim. № 181. Chlorīdu elektrolīze ar dzivsudraba katodu (princips).



Zim. № 182. Alkaliju chlorklīdu elektrolīze pēc dzivsudraba metodes (Kellnera aparāts).

kodīgo nātriju, bet uz dzelzs drāts atdalās ūdeņradis. Šis process līdzīgs tīra cinka šķīšanai atšķaidītā sērskābē, platīnas drātiņai pieskaroties (70 lp. p.). Katoda dilbī, sārمام attīstoties, lakmuss nokrāsojas zilā krāsā.

Techniskais aparāts chlora un sārma pagatavošanai pēc dzivsudraba metodes redzams 182 zimejumā. Māla vanna pārdalīta ar

sienu, kas nesasniedz vannas dibinu, divās daļās. Kreisajā daļā atrodas grafita anods. Vannas dibins pārklāts ar dzivsudrabu, ko pumpē ar sevišķu pumpi ar bultām norādītā virzienā. Elektrolizē uz anoda atdalas hlors, kuŗu novada pa gāzes cauruli. Natrijs šķīst dzivsudrabā; attistijušos amalgamu lēni pumpē otrā kamerā. Anoda kamerā, šķīdumam izsikstot, arvienu ielādē svaigu sāli. Vannas labajā pusē mēs redzam dzelzs katodu, kas isā ieslēgumā savienots ar dzivsudraba kārtu. Šeit atdalas ūdeņradis, bet natrijs izšķīst ūdenī. Kad viss natrijs izšķīdis, dzivsudrabu pumpē atpakaļ anoda kamerā. Dzivsudraba metodē, kā redzams no apraksta, pagatavojams tīrs kodīgā sārma šķīdums, bez chlorīdu piemaisījumiem. Ta ir šās metodes priekšrocība.

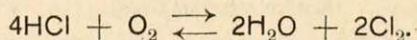
Chlora elektrolitiska pagatavošana pēc visām trim aprakstītām metodēm pēdeajā laikā stipri izplatīta aiz ta iemesla, ka

- 1) lietojams lēts izejas materials: NaCl, KCl,
- 2) procesā nerodas blakus produkti,
- 3) bez chlora paraleli iegūstami arī ūdeņradis un kodīgie sārmi: NaOH, KOH.

Šie produkti ļoti vērtīgi un tos plaši izlieto teknikā. Elektrolitiskās metodes vājā pusē ir anodu materiala jautajums. Platīna anodu izgatavošanai pārk dārga. Tapēc praktikā anodus izgatavo no mākslīgā grafīta (237 lp. p.), jo citas vielas hlors „saēd“. Tomēr arī grafīts nav absolūti stabils. Chlora klātbūtnē tas pamazām oksīdējas, un reizā ar chloru attīstas oglekļa oksīds un dioksīds, pie kam elektrodi pamazām nodilst. Aiz ša iemesla radas priekšlikums anodus izgatavot no „magnīta“, t. i. dzelzs oksīda, Fe₃O₄. Šādi elektrodi gandrīz tikpat stabili, kā platīnas.

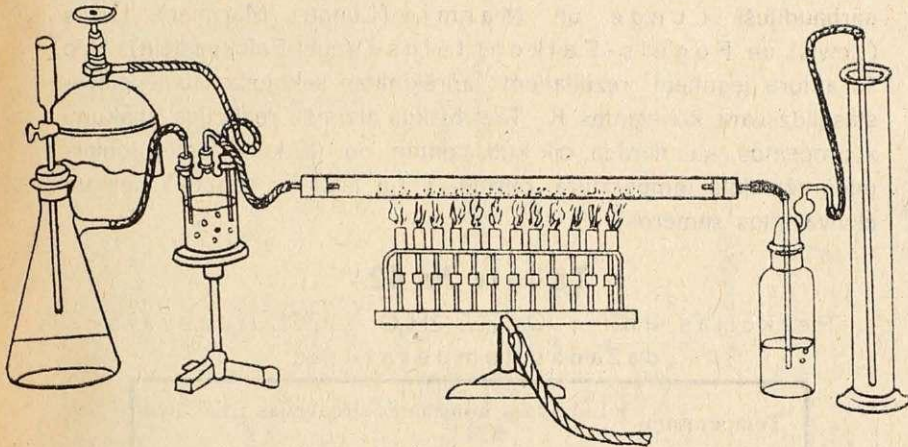
3. Ķīmiskā ceļā. Neraugoties uz elektrolitiskās metodes vienkāršību un lētumu, līdz šim lielos vairumos chloru pagatavo arī ķīmiskā ceļā, un proti: oksīdējot chlorūdeņradi jeb sālskābi.

a) ar gaisu oksīdējot sālskābi. Dikona (Deacon) metode. Gaisa skābeklis vaŗa sāļu (CuSO₄, CuCl₂) klātbūtnē spēj oksīdēt chlorūdeņradi. Vaŗa sāļi šeit darbojas tikai kā katalizatori (78 lp. p.) un pati reakcija norisinās pēc nolidzinājuma:



Ūdeņradis ar skābekli savienodamies rada ūdeni, bet hlors atdalās brīvā veidā. Vaŗa chlorīds, kā katalizators, pie tam nemainas. Mēs, protams, varam pielaist, ka šis sāls ņem procesā tiešu dalību, te oksīdējoties, te atkal reducējoties. Bet šādu reakcijas „starpfāžu“ attīstīšanās vēl nav pierādīta.

Ši reakcija, pēc Baura (Baur), demonstrējama šādi. Chlorūdeņradi iegūst koniskā kolbā A (zim. 183), kurā koncentrēta sālsskābe, pilinot pa pilinamo piltuvi koncentrēto sērskābi. Pēdējā, savienodamās ar ūdeni, mierīgi izvieto chlorūdeņraža gāzi. Skābekli laiž no tērauda balona, regulējot straumi ar redukcijas ventilu. Abas gāzes vispirms samaisa triskaklu stiklenē, kurā



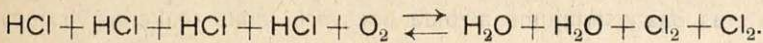
Zīm. № 183. Chlorūdeņraža oksidēšana ar skābekli vaļa chlorida klātbūtnē (pēc Baura).

ūdens, un tad ieplūst tālāk grūti kausejama stikla caurulē, kurā atrodas ar vaļa chlorīdu piesūcināts asbests (saus). Cauruli karsē „dedzināmā krāsnī“, vaj ar vairakiem degļiem līdz sarkanai kvēlei. Gāzes novadcaurules galā parādās zaļa migla: tā ir chloa gāzes maisījums ar sālsskābi un ūdens tvaikiem. Laižot šo gāzi jodkalija un stērķeļu šķīdumā, rodas zils nokrāsojums: chlois izvieto jodu un tādejādi liek manīt savu attistišanos (107 lp. p.):



Kā lielākā daļa gāzejadu reakciju, arī chlorūdeņraža oksidēšana ir nepilnīga reakcija. Aiz ša iemesla ta noved pie līdzsvara stāvokļa, kurā kopā ar chloru un ūdens tvaiku piedalas arī sākuma produkti. Ja šo reakciju izteicam nolīdzinājumā:

Dikona
reakcijas
līdzsvars.



un līdzsvarā atrodošos produktu maisījuma sastāvu apzīmejam:

a⁰/₀ HCl

b⁰/₀ O₂

c⁰/₀ H₂O

d⁰/₀ Cl₂

100⁰/₀ maisījuma,

tad, pēc aktīvo masu likuma (sal. 84 lp. p.), pastāvīgā temperatūrā dabonam sekošu sistēmas komponentu konstantu attiecību:

$$\frac{a^4 \cdot b}{c^2 \cdot d^2} = K$$

(ja ārējais spiediens = 1 atmosfēra). Šo formulu eksperimentāli pārbaudījuši Lunge un Marmje (Lunge, Marmier), Ļuis (Lewis) un Fogels-Falkenšteins (Vogel-Falckenstein). Pēc šo autoru iegūtiem rezultātiem aprēķinātas sekojošā tabelē pieveštās līdzsvara konstantes K. Tām blakus atzīmeti reakcijas iznākumi x procentos, kas norāda, cik kub. centim. no 100 kub. centim. chlorūdeņraža dotā temperatūrā oksidējas (ja HCl un skābekli ņemam ekvivalentos samēros).

Tabele № 42.

Reakcijas $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$ līdzsvars dažādās temperatūrās.

Temperatūra	Līdzsvara konstante K	Reakcijas iznākums x
352 ⁰	0,0032	79 ⁰ / ₀
386 ⁰	0,013	74 „
419 ⁰	0,030	71 „
430 ⁰	0,024	72 „
450 ⁰	0,039	70 „
480 ⁰	0,048	69 „
510 ⁰	0,051	68 „
550 ⁰	0,120	65 „
600 ⁰	1,000	53 „
650 ⁰	2,51	48 „

No tabeles redzams, ka temperatūru paaugstinot, līdzsvara konstante palielinās un reakcijas iznākums pamazinas. Tas gluži dabīgi, jo chlorūdeņraža oksidēšanā ar skābekli rodas siltums. Saskaņā ar dinamiskā līdzsvara likumu, temperatūras paaugstinājums aizbida līdzsvaru tādas reakcijas virzienā, kurā siltums top saistīts, t. i. šajā gadījumā — sālsskābes un brīva skābekļa rašanās virzienā (96 lp. p.).

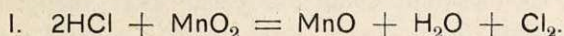
Tapēc praktikā lielāka iznākuma iegūšanas nolūkā būtu no liela svara strādāt iespējami zemā temperatūrā. Bet šeit mēs atduramies uz to apstākli, ka par 400⁰ zemākā temperatūrā Dikona reakcija norisinās pārāk lēni, kas tehniskā ziņā nav parocīgi.

Praktikā chlorūdeņraža un gaisa maisījumu sasilda līdz 450° un laiž torņos, kas pildīti ar vara chlorīda (CuCl_2) piesūcinātām ķieģeļu drumstalam. Pie tam apmierinas ar 70% iznākuma no visas izlietotās sālsskābes (skat. iepriekšējo tabeli). Reakcijā iegūto maisījumu laiž torni, pa kuru list tīrs ūdens. Šeit izšķīst sālsskābe, kuru no jauna ievada procesā, bet chlors, kam piemaisīts vēl slāpekļis un daļa skābekļa, tiek izlietots.

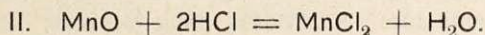
No sacītā redzams, ka brīvs skābeklis oksidē sālsskābi lēni un nepilnīgi. No citiem oksidētajiem vispieejamākais lētuma ziņā un iedarbībā uz sālsskābi enerģiskākais — piroluzīts jeb mangana peroksīds, MnO_2 .

Ieliekam apaļkolbā mazus mangana peroksīda gabaliņus (zirņa lielumā) un to līdz pusei piepildām ar koncentrētu sālsskābi. Pēc tam kolbu aizbāžam ar gumijas korķi, caur kuru iet aizsargpiltuve ar gāzes novada cauruli, un reaktīvu maisījumu sildām uz smilšvannas (zim. 184).

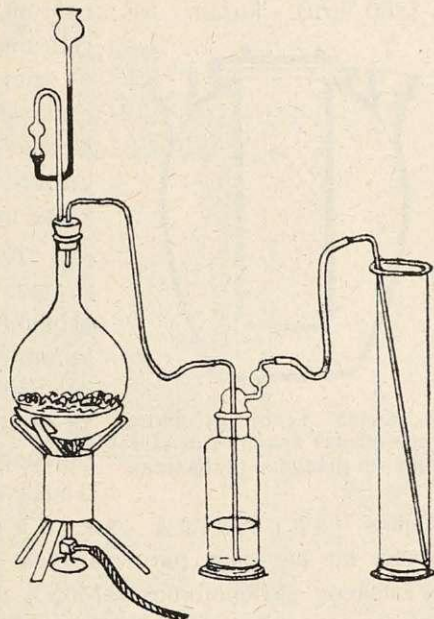
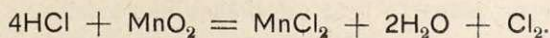
Mangana peroksīds atdod pusi sava skābekļa sālsskābes oksidēšanai un pats reducejas mangana oksīdūlī, MnO :



Tālāk mangana oksīduls, kā bāzisks oksīds, neitralizē 2 ekvivalentus sālsskābes un rada divvērtīga mangana sāli—mangana chlorīdu:



Tādā kārtā šo abeju pakāpenisko reakciju rezultātā rodas šāds nolidzinājums:



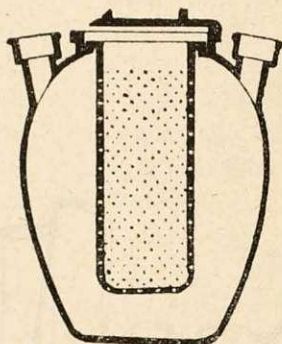
b) oksidējot sālsskābi ar mangana peroksīdu.

Chlora pagatavošana laboratorijā.

Zīm. № 184. Chlora pagatavošana laboratorijā no sālsskābes un mangana peroksīda.

Ātdalījušos chloru sausē koncentretā sērskābē un ievāc sausos cilindros, vaj pudelēs, ielaižot pa cauruli, kas iet līdz trauka dibinam. Sava augstā īpatnejā svara pēc, chlors izvietojot gaisu, pamazam piepilda visu trauku (līdzīgi ogļskābei, sal. 254 lp. p.).

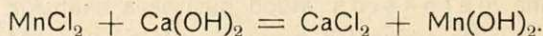
Fabrikās chloru pēc šās metodes pagatavo lielās māla pudelēs (350 litru), kurām trīs caurumi (zim. 185). Pa vienu sāna caurumu ieplūst sālsskābe, pa otru — iziet chlors. Platajā vidus caurumā ieliek māla cilindri, kurā daudz smalku caurumiņu. Tajā ielādē piro-luzitu. Visu aparātu ievieto koka kastē un silda ar ūdens tvaiku.



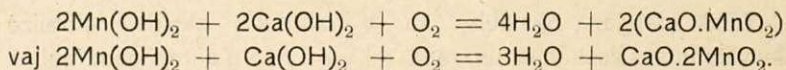
Mangana peroksida regenerācija: Veldona metode.

Zīm. № 185. Tehniskais chlora pagatavošanas aparāts (no sālsskābes un mangana peroksida).

Kā reakcijas nolidzinājumā redzams, šajā procesā kā blakus produkts rodas mangana chlorīds, kuram teknikā nav lielas praktiskas nozīmes. Veldons atrada, ka no šā produkta var atkal regenerēt (atjaunot) mangana peroksīdu. Veldona metode dibinās uz tā, ka mangans sārmainā šķīdumā oksidejas ar gaisa skābekli un pie tam pārvēršas no divvērtīga stāvokļa augstākas valences savienojumos: Mn_2O_3 un MnO_2 . Pēc chlora pagatavošanas aparātā A (zim. 186) palikušais mangana chlorīda šķīdums satek traukā B, no kurienes ar pumpi C to pumpē krātuvē D. No šejienes šķīdums plūst „oksidešanas torņos“ E, kur tas samaisās ar kaļķa pienu, kas tek no rezervuara F. Šeit vispirms notiek mangana oksidūļa hidrāta, $Mn(OH)_2$, nogulsnešanās:



Caur šo maisījumu sildot pūš gaisu, kas mangana oksidulu oksidē peroksīdā:

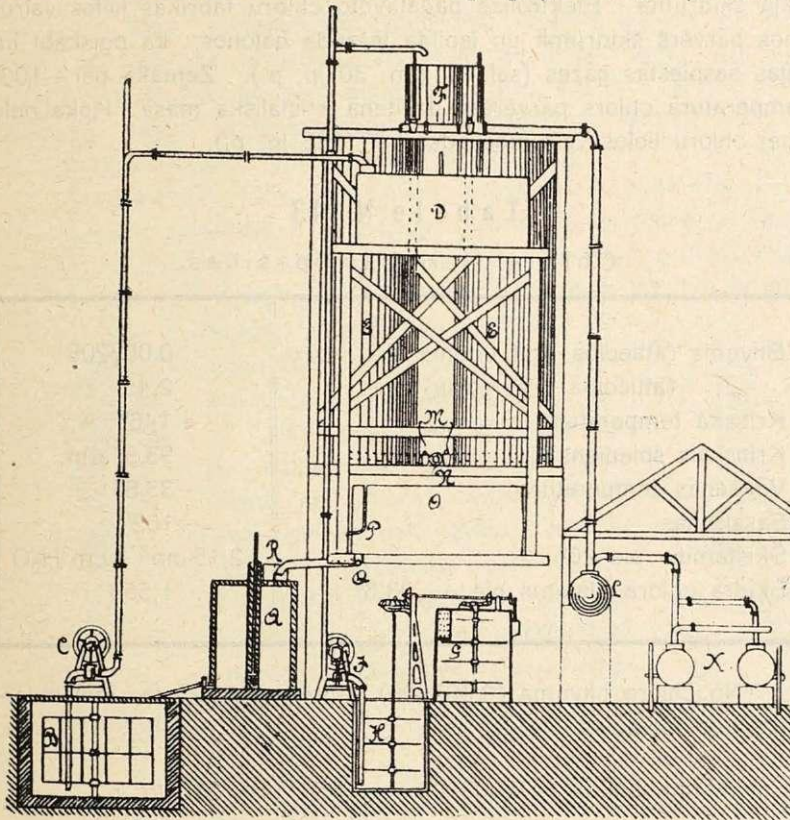


Kā vispārīgi augstākiem mangana oksīdiem, mangana peroksīdam skābs raksturs, kapēc tas savienojas ar kaļķi, radīdams sāļveidīgus produktus — mangānītus (skatāties lekciju par manganu). Oksidešanas torņos iegūtie kalcija manganīti, $CaO.MnO_2$ un $CaO.2MnO_2$, rada tumši—brūnu nogulsni, kas sakrājas kastē O un pa caurulem Q un R nokļūst atpakaļ chlora pagatavošanas aparātā, kur no jauna to lieto sālsskābes oksidešanai. Tādā kārtā

mangana peroksids vienmēr paliek nodarbē un kā blakus produkts rodas kalcija chlorids.

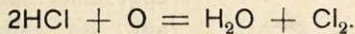
Protams, sālskābi var oksidēt arī ar citiem oksidētājiem, piem., ar kalija bichromātu, $K_2Cr_2O_7$, kalija perman-

c) chlor-
ūdeņraža
oksidešana
ar citiem ok-
sidētājiem.



Zīm. № 186. Mangana peroksida regenerācija pēc V e l d o n a metodes.

ganātu, $KMnO_4$, balinamo kaļķi, $CaOCl_2$, kalija chlorātu, $KClO_3$ u. c. Visos šajos gadījumos oksidētāja skābeklis, savienodamies ar skābes ūdeņradi, atbrīvo chloru:



Tomēr praktiska nozīme ir chloa pagatavošanai no balinamā kaļķa un sālskābes. Pie šās reakcijas vēl atgriezīsimies, kad ies runa par chlorapskābi.

Chlors — zaļa gāze ar nepatīkamu smacejošu smaku. Tas ir nāvis, tapēc ar to strādāt iespējams tikai pie labas ventilācijas. Chlors $2\frac{1}{2}$ reizas smagāks, nekā gaiss. Ūdeni tas šķīst šādā samērā: 2 tilpumi chloa uz 1 tilpumu ūdens. Aiz ša iemesla nav parocīgi ievākt to virs ūdens, bet vispareizāki iepildīt

Chloa
fizikalās
īpašības.

viņu traukos pēc izvietojanas principa (kā parādīts 184 zīm. 305 lp. p.). Chlora ūdens šķīdums jeb t. s. chlorūdens visparastākais laboratorijas reaģents, jo tas uzrāda visas chlora reakcijas. Zem spiediena jau parastā temperatūrā hlors sabiezē dzeltenīzaļā šķīdumā. Elektrolizē pagatavoto chloru fabrikās lielos vairumos pārvērš šķīdumā un iepilda tērauda balonos, kā ogļskābi un citas saspiestās gāzes (sal. 17 zīm. 30 lp. p.). Zemākā par -100° temperatūrā hlors pārvēršas dzeltenā kristaliskā masā. Koka ogle spēj chloru lielos vairumos adsorbēt (236 lp. p.).

Tabele № 43

Chlora fizikalās īpašības.

Blīvums (attiecībā pret ūdeni)	0,003208
„ (attiecībā pret gaisu)	2,45
Kritiskā temperatūra	$+146^{\circ}$
Kritiskais spiediens	93,5 atm.
Vārišanās temperatūra	$-33,6^{\circ}$
Sasalšanas „	-102°
Šķīstamība pie 20°	$2,15 \text{ cm}^3 \text{ 1 cm}^3 \text{ H}_2\text{O}$
Šķīdra chlora blīvums pie $-33,6^{\circ}$	1,556

No chlora blīvuma (0,003208) aprēķinams viņa molekularsvars pēc formulas:

$$M = 22420 \times 0,003208 = 71,91 \text{ (sal. 210 lp. p.)}$$

Chlorīdu analīze pierāda, ka chlora atomsvars = 35,46 (57 lp. p.).

Tā tad: chlora molekula sastāv no diviem atomiem.

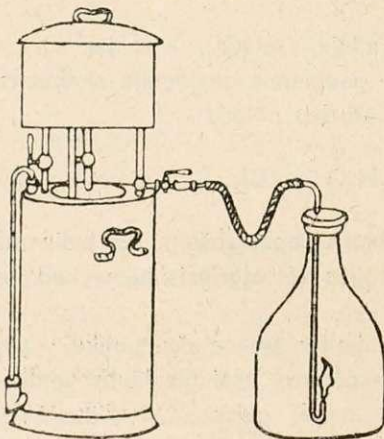
Chlors pieder pie visenerģiskākiem elementiem. Ar savu reaģēšanas spēju tas līdzīgs fluoram, un tam līdzīgi netiek tikai reaģēšanas intensitātes ziņā. Chlors tieši savienojas ar lielāko daļu metālu un metaloīdu (izņemot skābekli).

Ūdeņradis, gaisā aizdedzināts, turpina degt arī chlora atmosfērā (zīm. 187), attīstīdams

gāzejādu vielu, kas gaisā kūp un

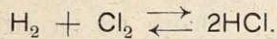
Chlora
ķīmiskās
īpašības.

1. savieno-
šanās
reakcijas.



Zīm. № 187. Ūdeņraža degšana chlorā.

viegli šķīst ūdenī. Ūdens šķīduma īpašības (iedarbība uz lakmusu un sudraba nitrātu) norāda, ka degšanā radies chlorūdeņradis:



Parastā temperatūrā tumsā abas gāzes viena ar otru nesavienojas. Viņu savienošanās izklaidētā dienas gaismā norisinās lēni; tās ātrums proporcionāls gaismas stiprumam. Bet tiešā saules gaismā (vaj arī zem magnija liesmas, vaj loka lampas staru iespaida) abas gāzes savienojas ar sprādzienu. Tapēc udeņraža un chlora maisījumu sauc „chlora sprāgstošo gāzi“.

Organiski savienojumi, kuros daudz udeņraža, chlorā to atdala kā chlorūdeņradi. Svece, gaisā aizdedzināta un ielikta pudelē ar chloru (zim. 188), turpina degt, pie kam paceļas migla, kas sastāv no smalkiem sālskābes pilieniem un attīstas biezi kvēpu dūmi. Tas norāda, ka ogleklis daudz grūtāk savienojas ar chloru, nekā udeņradis.



Zim. № 188.
Sveces degšana
chlorā.

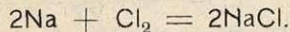
Terpentīns ($\text{C}_{10}\text{H}_{16}$), kas arī sastāv no oglekļa un udeņraža, ar chloru savienojas tik enerģiski, ka reakcijā rodas liesma. Sasildītā terpentīnā samērcejam filtrpapīra strēmelīti un iebāžam to pudelē, kurā chlora. Terpentīns aizdegas, atdalīdams biezus kvēpu dūmus.



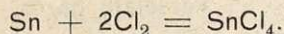
Zim. № 189.
Natrija degšana
chlorā.

Natrija gabaliņu rūpīgi notīram ar filtrpapīri un dzelzs karotītē uz Bunzena degļa liesmas aizdedzinām. Tad ielaižam to pudelē ar chloru: natrijs turpina degt, pie kam uz pudeles sienām iekšpusē nogulstas balti kubiski kristāli (zim. 189).

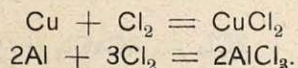
Tas ir — vāramais sāls, kas pagatavots sintētiskā ceļā:



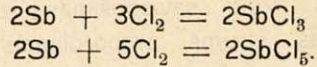
Alvas papīrs (folija), drusku virs liesmas sasildīts, chlorā aizdegas, attīstīdams stipri kūpoša šķīduma, alvas chlorīda (stani-chlorīda jeb spiritus fumans Libavii) pilienus:



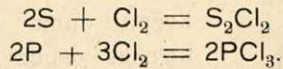
Tāpat sadeg arī vara un alumīnija folija, attīstīdama attiecīgus chlorīdus:



Metallisku antimonu, iepriekš piestiņā sasmalcinatu, iebēram mazā kolbiņā, ko ar platu un īsu gumijas šļūteni savienojam ar pudeli, kurā chlors (zim. 190). Antimonu no kolbiņas izberot chlorā, tas tur aizdegas. Pie tam rodas chloa savienojumi ar antimonu:



Ari lielākā daļa metaloīdu tieši savienojas ar chloru. Sērs un fosfors, iepriekš sasildīti, tajā deg un savienojas parastā temperatūrā:



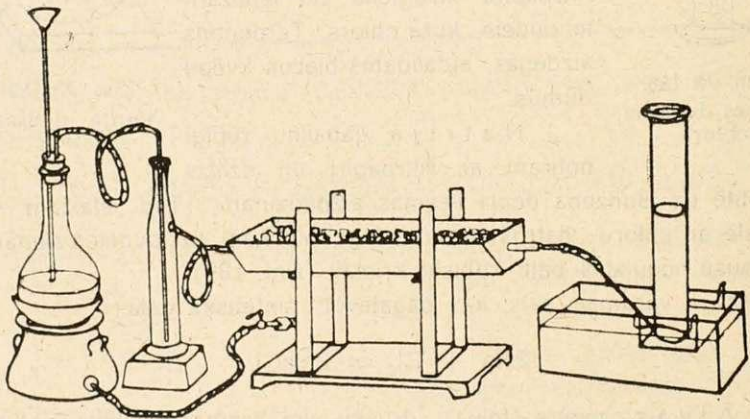
Zīm. № 190.

Antimona degšana chlorā

Tikai skābeklis, ogleklis un slāpekļi tieši ar chloru nedod savienojumus, bet rada tādus tikai caur citiem savienojumiem.

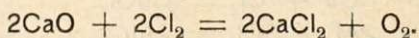
2) skābekļa izvietošana ar chloru.

Cik chloram liela tieksme uz metaliem, redzams no sekojošiem eksperimentiem. Grūtkausejama stikla cauruli piepildam ar



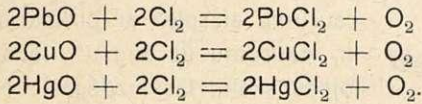
Zīm. № 191. Chloa iedarbība uz kalcija oksīdu.

svaigu dedzinātu kaļķi un karsejam gāzes, vaj koksa krāsni (zim. 191). Pār nokarseto kaļķi laižam chloru, kas izsausēs koncentrētā sērskābē. Chloa, savienodamies ar kalciju, atbrīvo skābekli pēc nolidzinājuma:



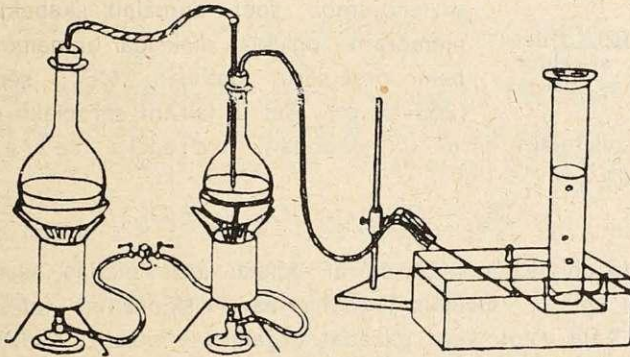
Reakcijā atdalījusies gāze aiziet pa gāznovada cauruli pneimatiskā vannā un to ievāc virs ūdens cilindri. Iebāžot cilindri kvēlojošu skalu, pārliecināties, ka ša gāze — skābeklis. Šis eksperiments norāda, ka chloram uz kalciju lielaka tieksme, nekā skābeklim.

Analoģiski rezultāti iegūstami, chloram iedarbojoties uz svina, vara un dzīvsudraba oksīdiem:



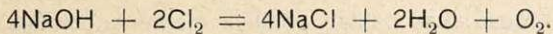
Visos šajos gadījumos chlors savienojas ar oksīda metālu un izvieto skābekli no viņa savienojumiem.

Līdzīgā kārtā, katalizatoru klātbūtnē, chlors reaģē arī uz sārmiem. Ietejam apaļkolbā (zim. 192) koncentrētu kodīgā nātrija



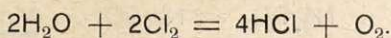
Zīm. № 192 Chlora iedarbība uz NaOH kobalta oksīduļa klātbūtnē.

šķīdumu, kuram piejaucam kobalta oksīdulu, CoO . Šķīdumu sildam uz gāzes degļa un laižam caur to chlora straumi. No kolbas izejošo gāzi ievācam virs ūdens cilindri un ar kvēlošu skalu izmēģinām viņas īpašības. Izrādas, ka arī šajā gadījumā atdalījusies brivs skābeklis:



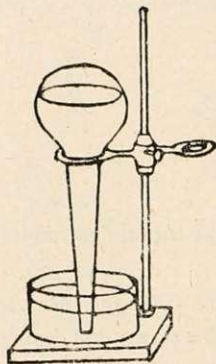
Kobalta oksīduls šeit darbojas tikai kā katalizators. Viņam klāt neesot, norisinās sarežģītāki procesi, ar kuriem iepazīsimies pie chlora skābem.

Jau tika aizrādīts, ka Dikona reakcija apgrīezeniska, t. i. paaugstinātā temperatūrā pa daļai norisinās reakcija:



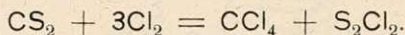
Ša pati reakcija notiek arī parastā temperatūrā, ja chlorūdeni noliek tiešā saules gaismā.

Kolbu ar tievu garu kaklu piepildam ar piesātinātu chlorūdeni, aiztaisam caurumu ar pirkstu un, apgrieždami to uz leju, iebāžam kolbas kaklu piesātinātā vāramā sāļa šķīdumā (zīm. 193). Zem saules staru iespaida no chlorūdens atdalās gāzes burbuliši. Kad kolbas augšgalā sakrājies pietiekoši daudz gāzes, kolbas caurumu aizspiež ar pirkstu un kolbu apgriež ar caurumu uz augšu. Iebāžot kolbā kvēlojošu skalu, tas aizdegas. No tā redzams, ka zem saules staru iespaida, tāpat kā augstā temperatūrā, chlors spēj izvietot skābekli pat no ūdens un radīt sāļsskābi pēc augšā pievestā nolīdzinājuma.



Zīm. № 193. Ūdens sadalīšana ar chloru tiešā saules gaismā.

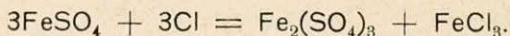
19. lekcijā redzejam, ka sērs daudzos savienojumos spēj apmainīt skābekli. Tā, piemēram, oglekļa dioksidā apmainot skābekli pret sēru, dabūjam CS_2 : sēroglekli (263 lp. p.). Bet ja laižam sēroglekli chloru, no tā izvietojam sēru un dabonam oglekļa tetrachlorīdu, CCl_4 :



Tādā kārtā chlors, kas tieši ar oglekli nesavienojas, savienojas ar saistītu oglekli. Oglekļa tetrachlorīds — šķīdums, kurš vāras pie 76° . Tajā viegli šķīst dažādas organiskas vielas: tauki, kaučuks u. c. Pie 0° tajā šķīst 25% chlorea (pēc svara).

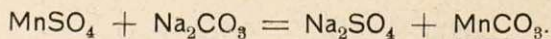
3) oksidēšanas reakcijas.

Chlors, tieši pievienodamies zemākās valences savienojumiem, pārvērš tos augstākās pakāpes valencē. Piemēram, chlors pārvērš dzelzs oksīdu (divvērtīgas dzelzs) sāļus oksīda sāļos (trīsvērtīgos). Laižot chloru dzelzs vitriola, $FeSO_4$, šķīdumā, pēdejs pārvēršas brūns, jo attīstās dzelzs oksīda sāls (ferisāls):

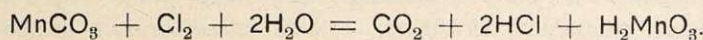


Parasti šo procesu, kas pastāv pozitīvā elementa (metāla) valences pavairojumā, sauc oksidēšanu, kaut gan skābeklis šajā procesā faktiski nepiedalās.

Vēl varam chlorea oksidējošās īpašības novērot sekošos piemēros. Ja sērskābā mangana (mangana sulfāta), $MnSO_4$, šķīdumam (kurā mangans divvērtīgs) pielejам zoda šķīdumu, apmaiņas reakcijā rodas rozā mangana karbonāta nogulsnis:

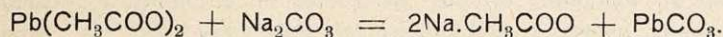


Laižot šajā maisījumā chloru, novērojam, ka nogulsnis paliek brūns, pārvēršamies mangana peroksīda hidratā:

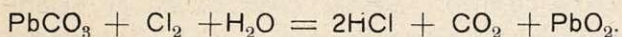


Tādā kārtā redzam, ka sārmainā šķīdumā chloks oksidē manganu, to pārvēršam mangana peroksīdā, bet skābā šķīdumā, gluži otrādi, mangana peroksīds oksidē sālskābi, atdalīdam brīvu chloru (305 lp. p.)

Pielejot zoda šķīdumu svina acetāta šķīdumam, dabonam svina karbonāta (divvērtīga svina savienojuma) nogulsni:



Ja iegūtajā maisījumā ievadam chloru, baltais svina karbonāta nogulsnis paliek tumšs, pārvēršamies svina peroksīdā

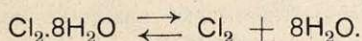


Visos šajos gadījumos chloks darbojas kā oksidētājs: vaj nu tieši, vaj arī netieši, savienojoties ar ūdeni un atbrīvojot skābekli. Uz šās chloka īpašības dibināta viena balināšana ar spējā.

Ja laižam krāsu (fuksīna, lakmusa, eozīna) šķīdumā chloru, krāsam oksidējoties rodas bezkrāsainas vielas un šķīduma krāsa pazūd. Gluži tāpat darbojas arī chlorūdens.

Ja stikla cilindri ieliekam ar ūdeni saslapinātu krāsotu drēbi, vaj krāsainu dabīgu puķi un, piepildījuši ar chloru, cilindri aiztaisam (zim. 194), pēc neilga laika novērojam, ka priekšmets zaudē savu krāsu (balo).

Laižot chloru ūdeni, kas atdzesēts līdz 0°, rodas zaļi chlorhidrāta kristāli, kuru sastāvs: $\text{Cl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$. Šis hidrāts viegli disociē, radīdam atkal chloru un ūdeni:



4) Balināšana ar chloru.

Chlorhidrāts

Zim. № 194.
Balināšana ar brīvu chloru.

Jau 9,6° temperatūrā, kā pierādījuši Ruzebuma (Roozeboom) pētījumi, chlorhidrāta disociācijas spiediens sasniedz 1 atmosferu. Tātad, virs šās temperatūras chlorhidrāts pilnīgi sadalās zem parastā spiediena. Sildot chlorhidrātu aizkausetā dilbveidīgā caurulē, Faradejs pirmo reizi pagatavoja šķīdru chloru (sal. 96 zim. 149 lp. p.).

Chlora izlietošana.

Chloru galvenā kārtā lieto balināmā kaļķa un citu chlorap-skābes sāļu pagatavošanai. Lielos daudzumos chloru patērē arī ūdens sterelizācijai un dezinfekcijai. Organiskā ķīmijā chloru lieto, pagatavojot chlorālu, chloroformu, oglekļa tetrachlorīdu u. c. oglekļa savienojumu chlora apmaiņas produktus. Pateicoties lieliem pieprasījumiem uz chlora pagatavošanas blakus produktiem (sārmiem), pēdējā laikā chlora ražošana tik lielā mērā vairojusies, ka tirgus ar šo produktu pārpildīts, un radušies pat priekšlikumi chloru izlietot sālsskābes atpakaļ iegūšanai. Saprotams, ka no ekonomiskā viedokļa šāda chlora izlietošana nebūtu izdevīga.

Fizioloģiskā darbība.

Chlors pieskaitams pie „smacejošām” gāzēm. Tas kairina deguna un elpojamo organu gļotādiņas un automatiski „noslēdz” gaisa ieeju plaušās. Nokļūdams plaušās, tas saēd ša organa vārigos audus, radīdams asins izplūšanu un plaušu iekaisumu. To ieelpojot lielākos vairumos, iestājas nāve.

Lielajā pasaules kaļķā chloru un citas smacejošās gāzes lietoja gāžu uzbrukumos. Veselu rindu balonu ar šķidru chloru (kuram parasti bij vēl piemaisīts fosgens, COCl_2) nostādīja frontē pret ienaidnieka ierakumiem. Attaisot ventilus, chlors no baloniem izplūda un kā smaga migla izplatījās virs zemes. Izdevīgam vējam pūšot, tas tuvojās ienaidnieka rindam un, pāriedams zemes uzmetumus, gūlas ierakumos, kur kareivji patvēras no ienaidnieka lodem. Gāžu uzbrukuma iespaids sākumā bij šausmīgs: bez fizioloģiskās darbības gāze reaģēja arī uz kareivju psiholoģiju, jo tie vēl nepazīna šās gāzes īpašības. Lai ar šo gāzi cinitos, drīzumā izgatavoja sevišķas aizsarga jeb „pretgāžu maskas”. Zeļinskā (Зелинский) pētījumi pierādīja, ka ar ūdens tvaiku apstrādāta sasmalcināta koka ogle ir ļoti labs līdzeklis chlora, fosgena un citu nāvīgu gāžu saistišanai (adsorbešanai). Krievu parauga gāžu maskas, kas pagatavotas pēc Zeļinskā plāna, sastāv no gumijas maskas ar stikliem priekš acīm; maska savienota ar kastīti, kurā atrodas noteikta lieluma ogles gabaliņi. Tā kā maska blīvi apsedz visu ģimi, ieelpojamais gaiss vispirms „filtrejas” caur koka ogle, kur paliek visi smacejošie piemaisījumi. Viena šāda kastīte derīga chlora adsorbešanai veselu stundu. Vajadzības gadījumā tā viegli apmaiņama pret citu, kurā svaiga ogle. Vācu maskas atšķiras kā ar kastītes veidu, tā ar adsorbejošās masas sastāvu: bez ogles tajā atrodas vielas, kas ķīmiski reaģē uz ogli, kā nātrijs kaļķis u. c.

1922 gadā Vašingtonas starptautiskā kongresā sabiedroto valstis pieņēma noteikumu, kas aizliedz nākošos karos kā cīņas ieroci lietot smacejošās gāzes. Tomēr jau pēdējā kara piedzīvojumi māca, ka šādām rezolūcijām tikai teoretisks raksturs. Patiesībā, kamēr vien pastāvēs kari, kuru uzdevums pēc iespējas cilvēkus vairāk nonāvēt, tiks lietoti visi līdzekļi, kas ved pie ša

mērķa. Un vaj arī nav vienlīga: nonāvē cilveku ar lodi, šrapneļa šķēpeli, vaj smacejošām gāzēm? Vienīgi zūdot ticībai, ka „kam spēks — tam vara“, mitesies cilveku nonāvēšana jeb kuriem līdzekļiem.

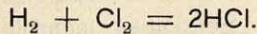
Nobeidzot vispārīgo chloa ipašību aplūkojumu, nevaram neminejuši paiet garam angļu fiziķa A s t o n a (Aston) ievērojamiem pētījumiem par „kanalu“ stariem (kas rodas Kruksa stobriņā smalkos katoda caurumiņos, sal. 144 zim., 229 lp. p.), kuri pierāda, ka chloa sastāv no diviem pilnīgi savā starpā līdzīgiem elementiem („izotopiem“), no kuriem vienam atomsvars = 35, bet otram = 37. Pie ša jautajuma vēl atgriezīsimies kursa otrā daļā, kur aplūkosim radija ipašības.

Chloa
komplicētā
daba.

Chlorūdeņradis (sālsskābe), HCl.

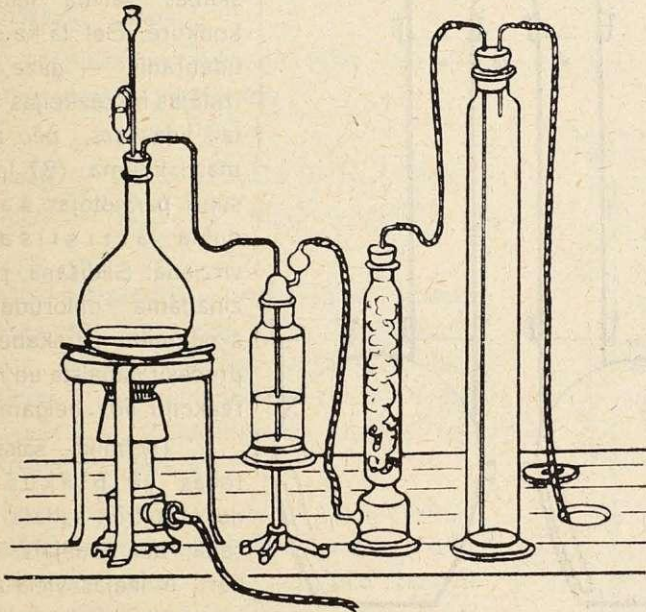
Chloa ar ūdeņradi paaugstinātā temperatūrā, vaj saules staros, savā starpā savienodamies, rada chlorūdeņradi (309 lp. p.).

Sālsskābes
pagatavo-
šana.



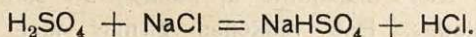
a) Leblana (LeBlanc) metode.

Bet praktikā šo savienojumu parasti iegūst no vāramā sāļa, to sadalot ar sērskābi (zim. 195). Apaļkolbā ieberam vāramo sāli un

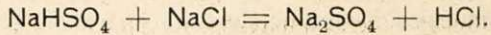


Zim. № 195. Sālsskābes pagatavošana no vāramā sāļa.

pa pilinamo piltuvi pielejām koncentrētu sērskābi. Jau aukstumā norisinās chlorūdeņraža izvietošana un sērskābē viena ūdeņraža ekvivalenta apmaiņa pret natriju:



Sildot reakcija iet tālāk: tajā piedalās arī otrs ūdeņraža ekvivalents:

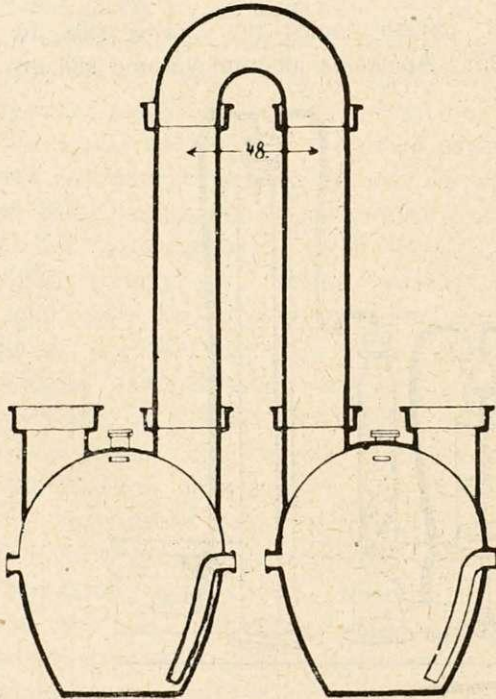


Šo abu pakāpenisko reakciju gala rezultātā rodas neitrāls nātrija sulfāts (sērskābais nātrijs jeb Glaubersāls) un hlorūdeņradis:



Tā kā hlorūdeņradis ļoti viegli šķīst ūdenī, to ievāc sausā cilindri, izvietojot gaisu, gluži tāpat, ka to darijam ar hloru.

Izejot no augstāk pievestās reakcijas, senāk turejas pie uzskata, ka sērskābei uz sārma liela ka tieksme, nekā sālskābei un tapēc tā pēdejo izvietoj no šķīduma. Tomēr jaunākie fizikāliķīmiskie pētījumi, kurus aplūkosim šā kursa otrā daļā (skat. „jonu teoriju“), pierāda, ka šāds uzskats nepareizs: patiesībā sērskābe vājāka, nekā sālskābe. Sērskābes iedarbība uz nātrija hlorīdu



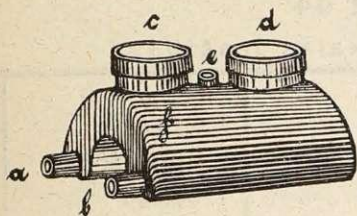
Zīm. № 196 Turīle hlorūdeņraža saistīšanai ar ūdeni.

faktiski noved pie līdzsvara stāvokļa, kurā abas skābes sārma iegūšanā konkurē. Bet tā kā hlorūdeņradis — gāze, kas izstājas no reakcijas fāzes, tad līdzsvars, pēc aktīvo masu likuma (87 l.p. p.), stipri pārvietojas šā produkta attīstīšanās virzienā. Sildīšana, pamazinādama hlorūdeņraža šķīstamību sērskābē, šo procesu pabalsta un noved reakciju līdz beigām.

Technikā sālskābe rodas kā blakus produkts nātrija sulfāta ražošanā, bet pēdeja, savukārt, ir izejas viela zodas rūpniecībā (skat. nātriju). Vēl pagājušā gadsimteņa vidū zodas fabrikas sāls-

skābi, kā nevajadzīgu produktu, izlaida gaisā, kamēr parlaments ar sevišķu aktu noliedza šādu apkārtnes postīšanu ar nāvīgiem tvaiķiem. Vāramā sāļa maisījumu ar koncentrētu sērskābi iepriekš sasilda dzelzs bļodās. Pēc reakcijas pirmās fāzes izbeigšanās

(natrija bisulfata rašanās), maisījumu karsē („calcinē“) mufeļa krāsnī, kamēr izdalās viss chlorūdeņradis. Chlorūdeņradi uztver ar ūdeni Vulfa māla pudelēs (zim. 196). Gāžu saistišanai sevišķi ērtas Celariusa (Cellarius) „turiles“ (zim. 197). Gāze ieiet pa

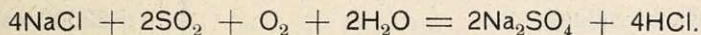


Zīm. № 197. Celariusa turile.

c un iziet pa d. Aiz šo trauku lielās virsmas, gāzes izšķīdinot, iespējams ūdeni labi atdzesēt. Aiz-
ejošās gāzes paliekas uztver torni, kuŗā list auksts ūdens.

Hargriva (Hargreaves) metode savieno kopā sālsskābes un sērskābes ražošanu: reaģējot ar sērainā anhidrida (SO₂), ūdens un gaisa maisījumu uz nokarsetu līdz 500^o vāramo sāli:

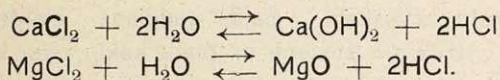
b) Hargriva metode.



Sākumā rodas sērpaskābā natrija, Na₂SO₃, sāls, kuru gaisa skābeklis oksidē sulfatā.

Daudzvalentīgu elementu (Ca, Al, Fe u. c.) chlorīdi ūdenī c) hidrolizējot

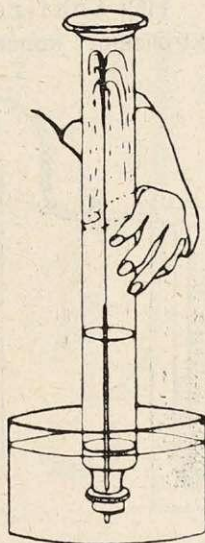
hidrolizējot chlorīdus



Chlorūdeņradis — bezkrāsaina smacejoša gāze, kas kūp gaisā. Tas neuztura degšanu. Chlorūdeņradis ārkārtīgi viegli šķīst ūdenī, pie kam ūdens šķīdums iegūst skābu reakciju. Chlorūdeņraža ūdens šķīdumu sauc sālsskābi.

Stikla cilindri, kas piepildīts ar chlorūdeņradi (izvietojot gaisu), aiztaisam ar korķi, kurā atrodas stikla caurule; pēc tam to apgriežam otrādi un ieliekam ūdenī, kas nokrāsots ar zilo lakmusu (zim. 198).

Acumirkli cilindri dodas stipra ūdens strūkļa, pie kam zilais lakmuss nokrāsojas sarkans.



Chlorūdeņraža fizikalās īpašības.

Zīm. № 198. Chlorūdeņraža šķīstamība ūdenī.

Otrā, gluži tāpat ar chlorūdeņraža gāzi piepildītā cilindri ieliekam gaisa termometra rezervuāri, kas aptīts ar ūdeni samērcetu

filtrpapīri (zim. 199). Šķiduma pacelšanās vaļējā dilbī liecina, ka chlorūdeņraža šķīšanas process ūdeni saistīts ar siltuma attīstīšanos.

Tabele № 44.

Chlorūdeņraža fizikalās ipašības.

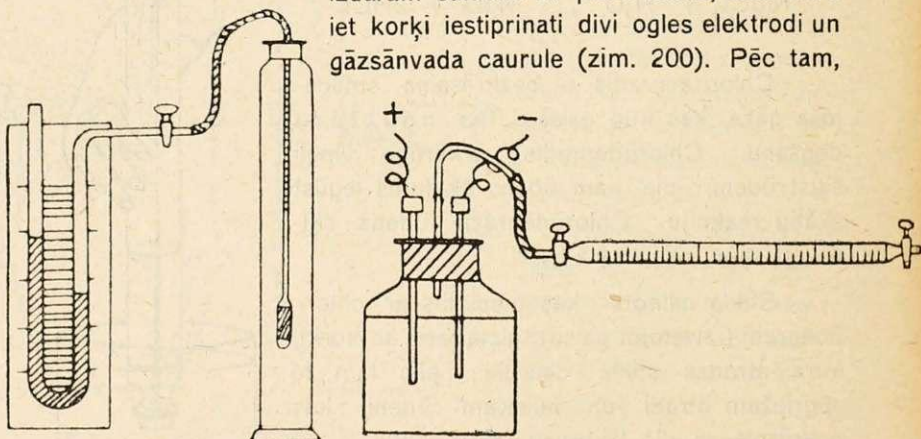
Blīvums attiecībā pret gaisu	1,2696
„ „ „ pret ūdeni pie 0 ⁰ un 760 ^m /m	0,0016533
Molekularsvars	36,468
Kritiskā temperatūra	+51,0 ⁰
Kritiskais spiediens	81,5 atm.
Vārišanās temperatūra	—82,9 ⁰
Sasalšanas „	—111,3 ⁰
Šķīstamība ūdeni pie 20 ⁰	442,3
Rašanās siltums	+22000 cal.
Šķīšanas siltums ūdeni	+17315 cal.

Chlorūdeņraža sastāvs.

Chlorūdeņraža sastāvs noskaidrojams

- 1) caur analīzi un
- 2) caur sintēzi no elementiem.

HCl analīze. Mēs redzējam, ka chlorūdeņradis sadalams, elektrolīzējot koncentrētu sālsskābi. Šajā gadījumā elektrolīzi izdaram stiklēnē ar platu kaklu, caur kuru iet korķi iestiprināti divi ogles elektrodi un gāzsānvada caurule (zim. 200). Pēc tam,



Zim. № 199. Siltuma atdalīšanās, chlorūdeņradim šķīstot ūdenī.

Zim. № 200. Chlorūdeņraža analīze.

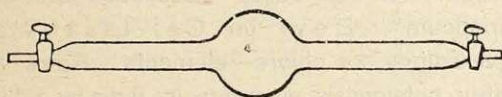
kad sālsskābe piesātināta ar elektrolīzes gāzēm, šo gāžu maisījumu laižam mērcaurulē, kas noslēdzama diviem krāniem un ar melnu papīri aizsargāta no gaismas stariem. Kad elektrolīzes produkti

gaisu no caurules pilnīgi izspieduši, aiztaisam abus krānus un ieliekam mērcauruli cilindri, kurā atrodas jodkalija šķīdums. Attaisot šķīdumā caurules apakšējo krānu, caurulē iekļūst jodkalija šķīdums, un hlors, reaģējams uz jodkaliju, atdala jodu :



Krānu aiztaisot, cauruli ar šķīdumu saskalojam un otrreiz iebāžam jodkalija šķīdumā, nostādot cauruli tādā augstumā, ka šķīdums tajā un tās ārpusē atrodas uz viena līmeņa. Pēc tam noskaitam palikušās gāzes tilpumu. Ja eksperiments izvests pareizi un hlors nepagūst savienoties atkal ar ūdeņradi, tad palikušā ūdeņraža tilpums sastāda taisni p u s i no iepriekšējā tilpuma. No tā nākam pie slēdziena, ka chlorūdeņradis sastāv no vienādiem tilpumiem chloa un ūdeņraža (vienkāršu tilpumu likums, 60 un 208 lp. p.).

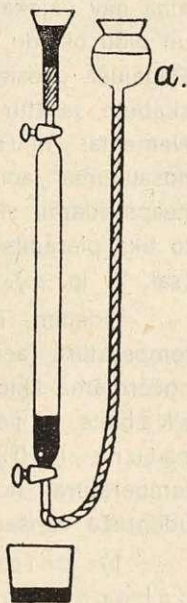
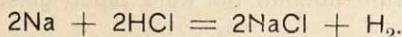
HCl sinteze. No ta paša aparata piepildam cauruli ar bumbiņu (zīm. 201.) ar vienādu chloa un ūdeņraža tilpumu maisījumu, aizsargājot to arī šajā gadījumā no gaismas stariem ar melnu papīri. Kad caurule piepildīta ar „chloa sprāgstošo gāzi“, aiztaisa abus krānus, noņem melno papīri un apgaismo cauruli ar magnija gaisu. Notiek viegls sprādziens, kurā rodas



Zīm. № 201. Chlorūdeņraža sinteze.

chlorūdeņradis. Attaisot pneimatiskā vannā zem dzivsudraba caurules apakšējo krānu, pārliccinamies, ka reakcijā gāzes tilpums nav mainījies. Tā tad: no viena tilpuma ūdeņraža un viena tilpuma chloa rodas divi tilpumi chlorūdeņraža (Avogadro hipoteze, 208 lp. p.).

Chlorūdeņraža gāzes iedarbība uz metāliem demonstrējama šādā eksperimentā. 202 zīmējumā attēloto cauruli piepildam ar sausu gāzejādu chlorūdeņradi. Pēc tam pa augšas piltuvi lejam tajā nātrija amalgamu (nātrija šķīdumu dzivsudrabā). Nātrijs savienojas ar chloru un rada chlornātriju :



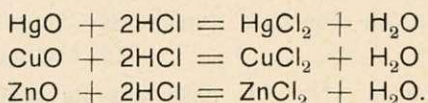
Zīm. № 202. Chlorūdeņraža sadalīšana ar nātrija amalgamu pēc Rišbita.

Iedarbība uz metāliem.

Pēc tam, kad reakcija beigusies, pieļeam caurulē no piltuves tiru dzīvsudrabu, ielejam piltuvē ūdeni un, attaisot uz isu brīdi abus krānus, caurulē dzīvsudrabu un amalgamu apmainam ar ūdeni. Tad ar gumijas šļūteni savienojam cauruli ar ūdens balonu a. Nostādot ūdeni balonā un caurulē uz viena limeņa, noskaitam ūdeņraža tilpumu. Tas līdzinās taisni pusei no iepriekšējā chlorūdeņraža tilpuma, kas saskan ar augstāk pievesto reakcijas nolīdzinājumu.

Iedarbība
uz metālu
oksīdiem

Koncentrētā sērskābē un chlorkalcijā rūpīgi izsausētu chlorūdeņradi laižam caurulē, kurā porcelāna siltēs atrodas dzīvsudraba, vara un cinka oksīdi. Cauruli sildot, attīstas minēto metālu chlorīdi, pie kam sākuma vielu krāsa mainas un attīstas ūdens tvaiki:



Sālsskābes
īpašības.

Sālsskābe, t. i. chlorūdeņraža šķīdums ūdeni, stipruma ziņā nav vājāka par slāpekļskābi. Tajā šķīst lielākā daļa metālu un viņu oksīdu, pārvēršdamies sālsskābes sāļos jeb chlorīdos. Pagājušā gadsimteņa sākumā, kad valdīja uzskats, ka visām skābēm jāsaturskābeklis, arī chloru uzlūkoja kā hipotētiska elementa, murija, oksīdu. No tā cēlies sālsskābes aptiekas nosaukums „acidum muriaticum“. Devi un Gei-Lisaks ar neapstrīdamu skaidribu pierādījuši, ka chlors—elements. Reizā ar to tika pierādīts, ka skābju noteicošais elements ir ūdeņradis (sal. 71 lp. p.).

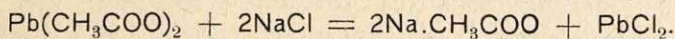
Ūdenim, kurā izšķīdis chlorūdeņradis, paaugstinas vārišanās temperatūra (acimredzot, rodoties hidratīem). Šī paaugstinašanās novērojamā šķīdumos līdz 20% HCl satura. 20%-tigam sālsskābes šķīdumam visaugstākā vārišanās temperatūra (110°). Šķīdinot lielākus HCl daudzumus, vārišanās temperatūra no jauna kritas līdz pat — 83° (t. i. līdz tīra chlorūdeņraža vārišanās temperatūrai). Ar to izskaidrojas, ka

1) chlorūdeņradis sildot nav no šķīduma dabonams projam (kā, piem., amonjaks): iztvaikojot vājus šķīdumus, aiziet ūdens, bet no koncentrētiem šķīdumiem aiziet chlorūdeņradis, kamēr traukā rodas 20%-tīgs šķīdums, kas vāras pastāvīgā temperatūrā un pie tam nemaina savu sastāvu;

2) koncentrēta sālsskābe un chlorūdeņradis gaisā kūp: tas notiek, rodoties šķīdumam, kuram mazāks tvaika spiediens, nekā tīram ūdenim un kurš tapēc gaisā sabiezē šķīdros pilienos (miglā).

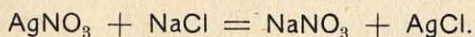
Sālsskābe un viņas sāļi uzrāda veselu rindu raksturīgu Sālsskābes un viņas sāļu reakciju.

a) Svina acetāta šķīdums dod baltu kristalisku svina chlorīda nogulsni:

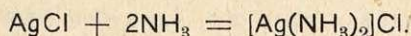


Svina chlorīds atšķiras no citiem svina sāļu nogulšņiem ar to, ka tas šķīst kārstā ūdenī un to atdzesejot, no jauna izkristalizejas.

b) Ar sudraba nitrāta šķīdumu rodas balts sudraba chlorīda nogulsnis, kas nešķīst skābēs un gaismā pieņem tumšu nokrāsu (skat. sudrabu):

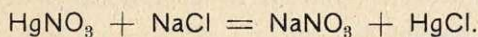


Sudraba chlorīds viegli šķīst atšķaidītā amonjakā, pārvēršdamies amonjaka sāļa kompleksā:

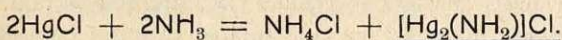


Radikāls $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]$ šajā gadījumā izpilda metāla lomu.

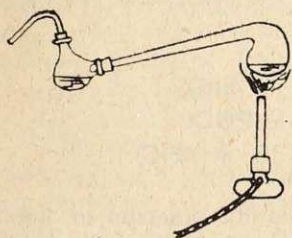
c) Merkuronitrāts, HgNO_3 , ar sālsskābi un tās sāļiem rada baltu kalomeļa nogulsni, kas nešķīst pat stiprās skābēs



Pielejot amonjaku, kalomeļa nogulsnis paliek melns, pārvēršdamies merkuroamonija chlorīdā („melnajā precipitātā“), kas ūdenī nešķīst:



d) Chlorīdiem ļoti raksturīga reakcija ar kalija bichromātu un sērskābi. To parasti



Zīm. № 203. Chlorīdu iedarbība uz kalija bichromāta un sērskābes maisījuma.

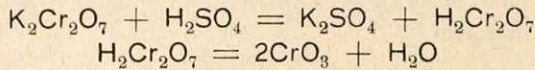
lieto chlora atšķiršanai no citiem halogēniem. Mazā retortīnā (zim. 203) ieberam pētāmā sāļa un kalija bichromāta ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) maisījumu, un, aplejot to ar koncentrētu sērskābi, pārtvaicējam šķīdumu nelielā ievācējā. Kāda chlorīda klātbūtnē pārdestilejas smags tumši-brūns šķīdums: tas ir chromila chlorīds, CrO_2Cl_2 , kas vāras ap 120° . Reakcija sa-

stāv no trim atsevišķām fāzēm.

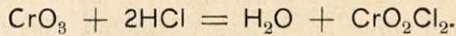
I. Sērskābe vispirms izvieta no chlorīda sālsskābi:



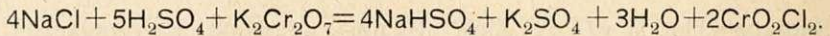
II. Kalija bichromatā sērskābe atbrīvo chromskābi, kas sadalās ūdenī un chroma anhidridā:



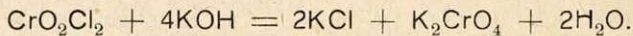
III. Chroma anhidrids ar sālsskābi rada chromila chlorīdu pēc nolidzinājuma:



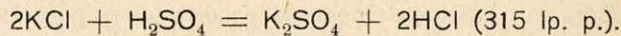
Pareizinot I. un III. reakcijas nolidzinājumus uz 2 un saliekot visas atsevišķās reakcijas fāzes, dabonam reakcijas vispāreju nolidzinājumu:



Chromila chlorīdu destilatā pierāda, pielejot tam sārmu (KOH, vai NaOH). Chromila chlorīds ar sārmiem rada dzeltenas krāsas chromatu:

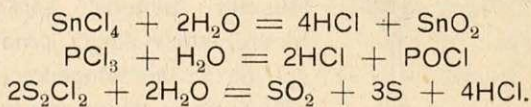


e) Lielākā daļa chlorīdu ar koncentretu sērskābi sildot sadalās, atdalidama sālsskābi:



Attīstījušos tvaikos sālsskābi konstatē ar sudraba nitrātā saslapetu spieķīti: šķīdums duļķojas, jo tajā atdalās sudraba chlorīds.

Tā kā sālsskābe—visstiprākā skābe, viņas sāļi, t. i. metalu chlorīdi visai niecīgā mērā „hidrolizejas“ (sadalās ar ūdeni). Bet metaloīdu chlorīdi (kurus mēdz saukt arī chloranhidrīdus) ūdenī pilnīgi sadalās, piemēram:



Starp metaliem un nemetaliem viņu chlorīdu attiecībā uz ūdeni, novērojama liela starpība (42 lp. p.): metalu chlorīdi nehidrolizejas, turpretim, nemetalu chlorīdi ūdenī sadalās. Amfoterie elementi (piem., alva, antimons, bismuts) ieņem vidus stāvokli: viņu chlorīdi tikai pa daļai hidrolizejas.

Fizioloģiskā darbība. Chlorūdeņradis saēd audus. Gāzejadā veidā tas iznīcina elpojamo organu gļotādiņas, t. i. darbojas, kā smacejošās gāzes (sal. ar chloru). Koncentrēta sālsskābe, ieņemta iekšienē,

saēd kuņģa sienas un visus sagremošanas kanālus. Aiz ša iemesla koncentreta sālsskābe neapšaubami nāvīga. Bet atšķaidītā šķīdumā tā nav kaitīga, gluži otrādi: pat vēlama kuņģi. Ta, 297 lp. pusē redzejam, ka kuņģa sienas atdala sālsskābi: cilvēka kuņģa sula satur 0,4 — 0,5% HCl. Kuņģa sālsskābei barības sagremošanā liela nozīme: no vienas puses tā darbojas kā dezinfektors, nonāvedama kuņģi iekļuvušās bakterijas (kolerā, tifa u. c.), bet no otras puses tā veicina barības, sevišķi olbaltumvielu sagremošanu. Epidēmijām plosoties, pēc zaļu augļu ēšanas nav ieteicams dzert ūdeni aiz tā iemesla, ka ūdens, atšķaididams kuņģa sulu, vājina tās dezinficējošās spējas un reizā ar to arī organismu cīņā pret nāvīgām bakterijām. Dažādās kuņģa slimībās, kad kuņģi sālsskābes daudzums mazāks par normālo, dziednieki ieteic ieņemt dažus pilienus ķīmiski tīras atšķaidītas sālsskābes. Bet ja kuņģi sālsskābes par daudz, tajā rodas dedzinoša sajūta: tādā gadījumā jāieņem nātrija bikarbonāts (nevis zoda!) liekā sālsskābes neitralizēšanai.

Lielais vairums sālsskābes turpat ražošanas vietā tiek pēc Izlietošana. Veldona metodes pārstrādāts chlorā. Bez tam to lieto dzelzs, vara, niķeļa, dzīvsudraba, cinka u. c. metālu chlorīdu pagatavošanai, kā arī metālu virsmas tīrīšanai un izēdinašanai. Organiskā ķīmijā sālsskābi lieto azokrāsu izgatavošanai diazotēšanas procesā. Sālsskābe visparastākais reaģents ķīmiskā laboratorijā.

Divdesmit trešā lekcija.

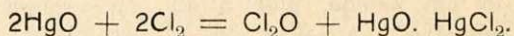
Halogeni (turpinājums). Chlora savienojumi ar skābekli.

Chlora oksīdi. — Chlora oksīds, Cl_2O . — Chlora dioksīds, ClO_2 . — Chlora skābes — Chlorapaskābe, HClO . — Chlorapaskābes pagatavošana — Hipochlorītu pagatavošana. I. Ķīmiskā ceļā — Balinamais kaļķis. — II. Elektrolītiskā ceļā. Chlorapaskābes un viņas sāļu īpašības. — Audumu balināšana. Chlorpaskābe. — Viņas sāļu (chlorītu) pagatavošana un īpašības. — Chlorskābe HClO_3 . — Chlorātu pagatavošana. — Ķīmiskā metode. — Libicha metode. — Elektrolītiskā metode. — Chlorskābes pagatavošana. — Chlorskābes un chlorātu īpašības — Bengaliskās uguns. — Oksidēšanas reakcijas. — Izlietošana — Chlorpaskābe, HClO_4 . — Perchlorātu pagatavošana — Ķīmiskā metode. — Elektrolītiskā metode. — Chlorpārskābes pagatavošana. — Viņas īpašības. — Vispārīgas piezīmes — Ostvalda reakcijas pakāpju noteikums. — Alkalijchlorīdu elektrolīzes shēma — Chlora savienojumu strukturformulas —

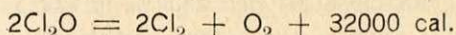
Chlora oksīdi.

Chlora tieksme pret skābekli tik necīga, ka šie elementi tieši viens ar otru nesavienojas. Chlora oksīdi, kurus pagatavo netiešā ceļā, ļoti nestabili un viegli sprāgst, atdalidami ļoti daudz siltuma.

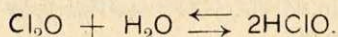
Chlora oksīds, Cl_2O . Chlora oksīds rodas, chloram iedarbojoties uz dzīvsudraba oksīdu:



Tas ir zaļi-dzeltena gāze, kas dzesejot sabiezē tumši-brūnā šķīdumā. Šķidrums chlora oksīds vāras pie $+ 3,8^\circ$; bet jau šajā temperatūrā tas ātri sadalās chlorā un skābeklī:



Viegli oksidejošos vielu, ka fosfora, sēra un organisku savienojumu klātbūtnē tas sprāgst ar ārkārtīgu spēku. Ar ūdeni savienojamies, tas rada chlorapskābi. Ša ūdens šķīduma īpašības norāda, ka tajā pastāv līdzsvars:



Chlora dioksīds, ClO_2 . Koncentretai sērskābei iedarbojoties uz Bertoleja (Berthollet) sāli (chlorskābo kaliju), rodas chlora dioksīds. Reakcija notiek divās pakāpēs. Sākumā rodas chlorskābe, HClO_3 :



Chlorskābe koncentretā veidā nav stabila, bet sadalās pēc šāda notikuma:



Pie tam rodas, no vienas puses skābe ar lielaku skābekļa saturu (chlorpārskābe), no otras puses — chlora oksīds, kas atbilst zemākai oksidēšanas pakāpei.

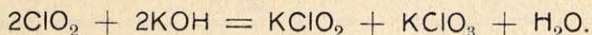
Chlora dioksīds — tumši dzeltena gāze ar asu īpatneju smaku. Viņas sabiešanas temperatūra $+ 10^\circ$, sasaldēšanas temperatūra: -79° . Ari chlora dioksīds, gluži kā oksīds, ļoti nestabils un sildot, kā arī pieskaroties organiskām vielām, sprāgst.

Drusku smalkā cukura uzmanīgi samaisam ar chlorskābo kaliju (kalija chloratu) un uzpilinam koncentreto sērskābi. Maisījums aizdegas. Sākumā, sērskābei iedarbojoties uz KClO_3 , rodas chlora dioksīds, kas cukura klātbūtnē acūmirkli sadalās un pēdejo pilnīgi oksidē.

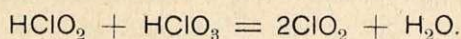
Ieberam glāzē dažus gramus kalija chlorata, pielejām glāzi ar ūdeni un iemetam tajā mazu gabaliņu fosfora. Tad ar saliektu

cauruli, vaj pipeti trauka dibinā nolaižam dažus pilienus koncentrētas sērskābes. Fosfors sprakšķedams deg zem ūdens (zim.204).

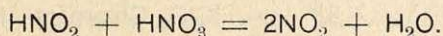
Chlora dioksids šķīst ūdenī un nokrāso to dzeltenā krāsā. Ja šķīdumam pielejām sārmu, rodas chlorpaskābes un chlorskābes sāļu maisījums:



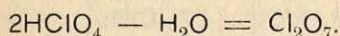
Aiz ša iemesla chlora dioksids uzlūkojams kā chlorpaskābes un chlorskābes maisīts anhidrīds:



tāpat kā slāpekļa dioksīds ir slāpekļpaskābes un slāpekļskābes maisīts anhidrīds (sal. 177 lp. p.):



Augstākais chlora oksīds, chlora heptoksīds, Cl_2O_7 — visstabilākais no ša elementa oksīdiem. Tas rodas fosfora anhidrīdam iedarbojoties uz chlorpārskābi, dzesejot reakcijas maisījumu līdz -10° . Fosfora anhidrīds šeit darbojas kā ūdens atvilcejs:

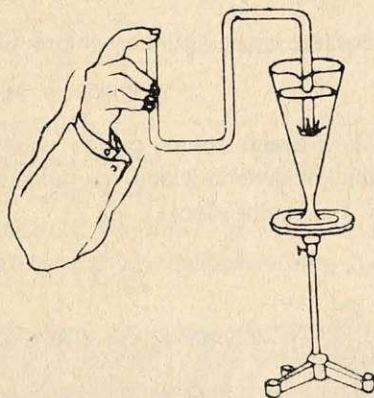


Chlora heptoksīds — bezkrāsains šķidrums, kas vāras pie 82° . Aukstumā tas nereaģē ne uz sēru, nedz arī uz fosforu un papīri. Bet sildot, vaj uzsitot, tas sprāgst.

Viņa pagatavošanas metode norāda, ka chlora heptoksīds ir chlorpārskābes anhidrīds.

Chlora skābes.

Chlors ar ūdeņradi un skābekli rada veselu rindu skābju, kuras savā starpā atšķiras ar vienu skābekļa atomu. Tās visas stāv sakarā ar attiecīgiem chlora oksīdiem, kas redzams sekojošā tabelē:



Chlora heptoksīds Cl_2O_7 .

Zīm. № 204.

Fosfora degšana chlora dioksīdā.

Tabele № 45

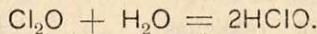
Chlora skābes un viņu anhidridi.

A n h i d r i d i			S k ā b e s		
Formula	Nosaukums	Vārišanās temperat.	Formula	Nosaukums	Īpašības
—	—	—	HCl	Sālsskābe	vāriš. temp.: — 83°
Cl ₂ O	chlorapaskābes anhidrīds	3,8° →	HClO	Chlorapaskābe	zināma tikai šķīdumā
ClO ₂	chlorpaskābes u. chlorskābes maisīts anhidr.	+ 10° ↘ ↙	HClO ₂	Chlorpaskābe	zināma tikai sāļos
			HClO ₃	Chlorskābe	zināma tikai šķīdumā
Cl ₂ O ₇	chlorpārskābes anhidrīds	+ 82° →	HClO ₄	Chlorpārskābe	pārtvaikopie 39° u. 56 m/m spied.

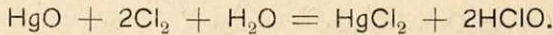
Chlorapaskābes pagatavošana.

Chlorapaskābe, HClO

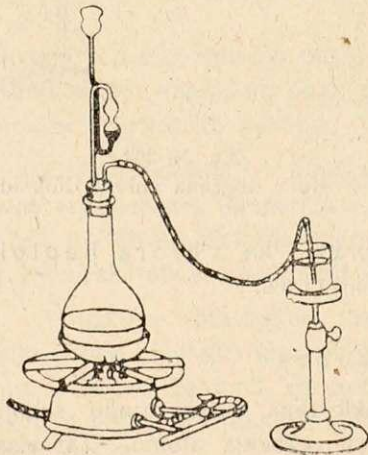
pagatavojama, šķīdinot chlora oksīdu ūdenī:



Parasti chlora oksīda pagatavošanu (324 l.p. p.) un viņa hidrāciju savieno vienā operācijā: smalku dzīvsudraba oksīda pulveri ber chlorūdenī:

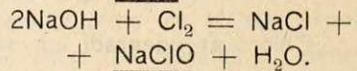
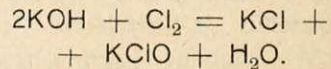


Hipochlorītu pagatavošana 1. ķīmiskā ceļā.



Zīm. № 205. KClO pagatavošana no kodīgā kalija un chlora.

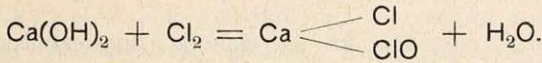
Tā kā chlorapaskābe brīvā veidā ļoti nestabila, daudz vieglāk pagatavojami viņas sāļi (hipochlorīti). Laižam chloru atšķaidītā sārma (KOH, vaj NaOH) šķīdumā, pēdejo dzesejot ledus un sāļa maisījumā (vaj arī šķīdumā ieliekam ledu) (zim. 205):



Šādā veidā iegūtos chlorīdu un hipochlorītu maisītos šķī-

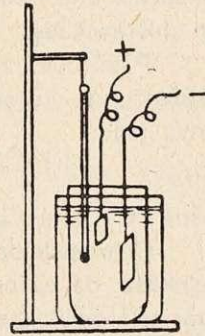
dumus lieto papīra un drēbes balinašanai. KClO sauc „Zavelas ūdeni“ (Eau de Javelle, liquor kalii hypochlorosi); NaClO sauc „eau de Labarague (liquor natrii hypochlorosi). Hypochloritu šķīdumi nestabili: mēģinot tos koncentret, notiek sadalīšanās.

Praktikā hipochlorīta pagatavošanai kā vislētākā sārmu lieto kalķi. Laižot kalķi chloru, dabonam balinamo kalķi (chlorkalķi):

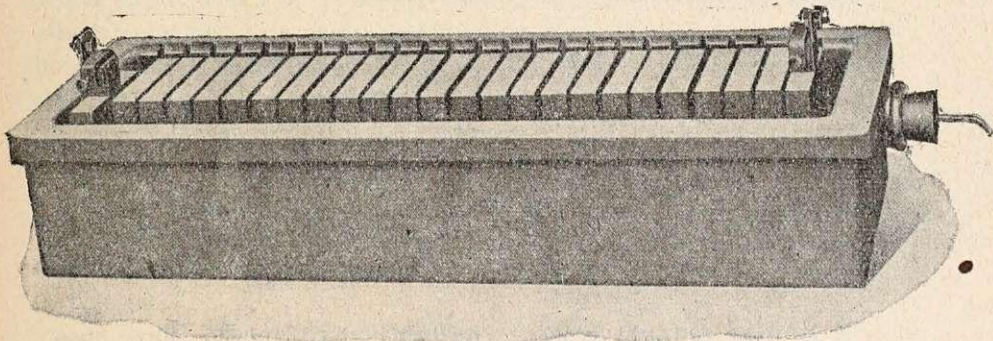


Techniskais balinamais kalķis — sauss balts pulveris, saturošs vēl lieku kalķi un hidratācijas ūdeni. Viņa sastāvs nav pastāvīgs, kapēc katrā atsevišķā gadījumā analizējot jānotic „aktīvā chloa“ (t. i. chlorapskābes atliekas: ClO) saturs. Balinamais kalķis no ilgas stāvešanas, sevišķi gaisa ogļskābei un mitrumam iedarbojoties, sadalās.

Pagājušā lekcijā redzējam, ka elektrolizējot alkaliju chlorīdus, rodas sārms un chlors, t. i. vielas, kurām savstarpēji iedarbojoties attīstas hipochlorīti. Aiz ša iemesla, ja vāramo sāli elektrolizē bez diafragmas, uz anoda attīstīties chlors „in statu nascendi“ reaģē uz sārmu, kas attīstas pie katoda, un šķīdumā rodas natrija hipochlorīts pēc augstāk pievestiem nolīdzinājumiem. Tā kā hipochlorīts viegli sadalās, tad šādā ceļā pagatavojami atšķaidīti šķīdumi; pie kam elektrolizējot elektrolīts jadzēsē, lai aizturetu viņa sadalīšanos (zim. 206).



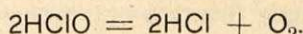
Zīm. № 206. NaClO pagatavošana, elektrolizējot NaCl.



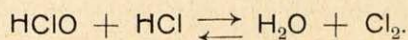
Zīm. № 207. Siemens un Halskes balinašanas elektrolizators.

Šo metodi bieži lieto papīra fabrikās. Tur elektrolīzi izdara batarejā, kas sastāv no 25, savā starpā konzekventi savienotiem, traukiem (zim. 207). Dārgo platīnas elektrodu vietā lieto mākslīgā grafīta elektrodus.

Chlorapskābes un viņas sāļu īpašības. Chlorapskābe ļoti nestabila. Koncentretakos šķīdumos tā sadalās, atdalidama skābekli:

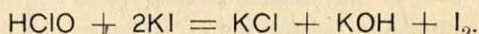


Bet sālsskābes klātbūtnē pat atšķaidītos šķīdumos tā daļai sadalās ūdeni un chlorā:



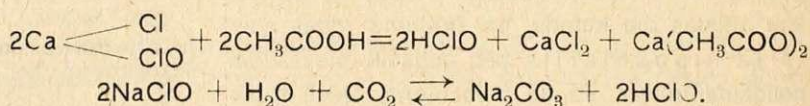
Jakovkins pierādīja, ka ša reakcija apgriezeniska. Aiz tā iemesla chlorūdens pa daļai vienmēr satur arī chlorapskābi. Un ļoti ticams, ka pēdējā piešķir chlorūdenim balinošās īpašības. Skābekļa atdalīšanos no chlorūdens (312 l. p.) arī var izskaidrot ar chlorapskābes, kā starpvielas, attīstīšanos.

Pateicoties apstāklim, ka chlorapskābe ļoti viegli atdod savu skābekli, tā reaģē ka oksidējais: jodkaliji oksidejoties atdala brīvu jodu:

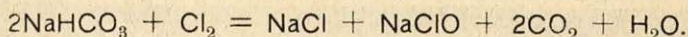


Šādā ceļā noteic balināmā kaļķa „aktīvo chloru“.

Chlorapskābe — ļoti vāja skābe. To izvieto etiķskābe un ogļskābe. Ja, balināmā kaļķa šķīdumam pielejām etiķskābi, vaj laižām tajā oglekļa anhidridu, brīvai chlorapskābei attīstoties, šķīdums nokrāsojas zaļš un dod ar jodkaliju reakciju:

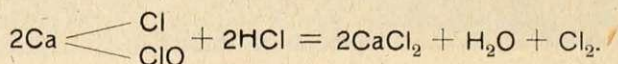


Ja natrija bikarbonata šķīdumā tumsā, pastāvīgi dzesejot, laižām chloru, sākumā attīstās natrija hipochlorīts:



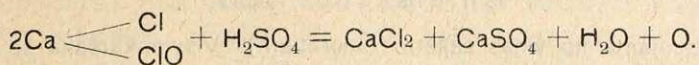
Bet attīstījusies ogļskābe izvieto chlorapskābi, pēc augstāk pievestā nolīdzinājuma. Tādā kārtā rodas chlorapskābes šķīdums, no kura retinātā telpā pārdestījama arī pati skābe.

Chlorapskābe un tās sāļi oksidē sālsskābi un atdala chloru.



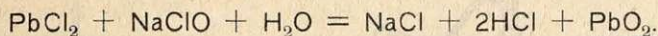
Pie tam, kā redzams reakcijas nolīdzinājumā, atdalās tikai puse no visa reakcijā darbojošās chlora (no šejienes „aktīvā chlora“ nosaukums). Šo metodi dažreiz laboratorijā lieto chlora pagatavošanai. Balināmo kaļķi sajauc ar ģipsi un no šās masas pagatavo mazus kubikus, no kuriem pēc tam Kippa aparatā, sālsskābei iedarbojoties, attīstās chloru.

Citas stiprās skābes no hipochlorītiem izvieta skābekli. Par to pārlicināties, stobriņā aplejot balinamo kažķi ar koncentretu sērskābi (skābekļa pagatavošanas metode):



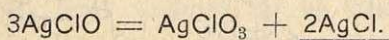
Chlorapskābe ar barija chlorīdu nerada nogulsni.

Ar etiķskābē svina šķīdumu hipochlorīti rada baltu nogulsni, kas galvenā kārtā sastāv no svina chlorīda (jo tie vienmēr satur chlorīdu piemaisījumus). Šis nogulsnis sildot paliek brūns, pārvērsdamies svina peroksīdā:



Ari ar sudraba nitrātu aiz ša paša iemesla rodas balts sudraba chlorīda nogulsnis.

Ja šo nogulsni nofiltrējam un caurspidīgo filtrātu sildam, pēdejs, hipochlorītam sadaloties, duļķojas:



Jndīgo šķīdums chlorapskābei, kā arī hipochlorītiem iedarbojoties, zaudē krāsu.

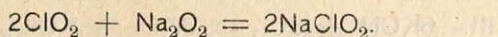
Balināmā kažķa un citu hipochlorītu šķīdumus lieto audumu balinašanai. Kokvilnas audumus, audekli u. c. senāk balināja, izklājot zālē un aplaistot ar ūdeni. Tie izbajoja zem saules staru un gaisa skābekļa iespaida. Bet šis process norisinājās vairāk nedēļas. Šimbrīžam šo metodi lieto visai maz. Vērtuvēs drēbi vispirms tauku, sveķu u. c. blakus vielu attīrīšanai apstrāda ar sārnu, pēc tam to balina ar chlorkaļķa šķīdumu, kas brīvas chlorapskābes attīstīšanai, paskābināts ar etiķskābi. Chlorapskābe katalītiski pāātrina turpmako hipochlorīta sadalīšanos. Balinašanas process pastāv drēbes blakus vielu (kas tai piešķir netīru krāsu) oksidēšanā. Hipochlorītos kā oksidētājs darbojas skābeklis „in statu nascendi“, kas rodas chlorapskābei sadaloties. Pēc balinašanas drēbe rūpīgi jāizmazgā, balinamo vielu un viņu sadalīšanās produktu (HCl) projam dabūšanai, jo tie saēd drēbi.

Audumu
balinašana.

Chlorapskābe, HClO_2

zināma tikai kā viņas sāļi. Tie rodas, sārmiem iedarbojoties uz chlora dioksīda šķīdumu (325 l. p.). Nātrija sāļi dabon, nātrija peroksīdam iedarbojoties uz chlora dioksīda ūdens šķīdumu:

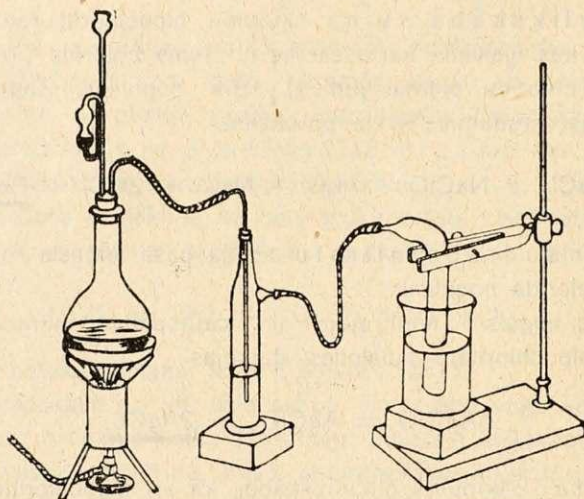
Chlorapskābes sāļu (chlorītu) pagatavošana un īpašības.



Šis sāls ar svina un sudraba sāļiem dod ūdeni grūti šķīstošu chloritu, $Pb(ClO_2)_2$ un $AgClO_2$, dzeltenus nogulšņus.

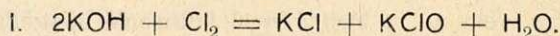
Chloraskābe, $HClO_3$

Chloratu pagatavošana no viņas sāļiem (chlorātiem). Visvienkāršākā šo sāļu pagatavošanas metode pastāv tamā, ka chloru laiž stiprā sārma šķīdumā.

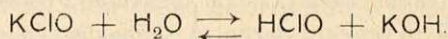


Zīm. № 208. $KClO_3$ pagatavošana, chloram iedarbojoties uz KOH .

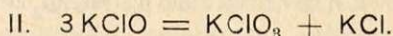
dumā, kamēr pēdejais pilnīgi piesātinats (zim. 208). Senak redzējam, ka chloram uz sārma iedarbojoties, rodas hipochlorīts (326 lp. p.):



Bet chlorapskābes sāļi stabili tikai bāziskā šķīdumā. Tikko kodīgais kaliji pilnīgi pārvērties, daļa hipochlorita šķīdumā hidrolizejas:



Fersters (Förster) pierādīja, ka chlorapskābe, kas attīstas hidrolizē, katalitiski pātrina hipochloritu sadalīšanos un veicina chloratu attīstīšanos pēc nolidzinājuma:

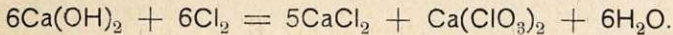


Sildišana šo procesu pātrina; I un II reakcijas gala rezultātā rodas kalija chlorats pēc sekoša nolidzinājuma:

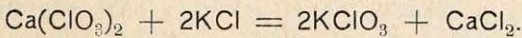


Kalija chlorats grūti šķīst aukstā ūdenī un tapēc šķīdumu dzesejot tas kristalīzejas kā kristaliskas baltas plāksniņas.

No III. nolidzinājuma redzams, ka chloram uz kodigo kaliju iedarbojoties, tikai viena sestā daļa no tajā atrodošās kalija pārvēršas chloratā, pārējās $\frac{5}{6}$ daļas kalija dod mazvērtīgu blakus produktu: chlorkaliju. Tapēc Libichs (Liebig) lika priekšā dārgo kodigo kaliju apmainīt ar lētaku vielu, kaļķiem. Šajā procesā lieto dzelzs traukus, kuru iekšiene aplikta ar svinu. Tajos pagatavo dzēsto kaļķu un ūdens karstu maisījumu, ko piesātina ar chloru. Kā zināms, aukstumā, chlora nepiesātinātā šķīdumā rodas chlorkaļķis, bet Libicha metodes apstākļos reakcijā attīstas chlorskābais kalcijs:



Iegūto šķīdumu samaisa ar ekvivalentu daudzumu chlorkalija:

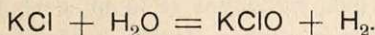


Tādā kārtā kalcijs neiet zudumā un kā blakus produkts rodas kalcijs chlōrīds.

Protams, arī chloratu pagatavošanai lietojama elektrolīze. Šajā gadījumā kā izejas vielas ņem attiecīgu metālu chlōrīdus, kas lētāki, nekā sārmī (kurus tehnikā pagatavo no chlōrīdiem). Elektrolītiskā metodē nav nemaz blakus produktu.

Stikla vārglāzē ielejam šķīdumu, kas satur 1 litrā 240 gr. KCl. Bez tam vēl uz katru šķīduma litru pieliekam 13 gr. kalija bichromāta ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) un 2—3 cm³ sālskābes (zim. 209). Šo šķīdumu sildam līdz 70° un elektrolīzējam līdz tam momentam, kamēr šķīdumā sāk atdalīties Bertoleja sāļa kristāli. Ar strāvas pozitīvo polu savienots platīnas sietiņš, ar negatīvo — platīnas spirāle, kas atrodas glāzes vidū. Pārtraucot strāvu, šķīdumu atdzesejam un filtrējam atšķīram KClO_3 kristālus no atsāļņa.

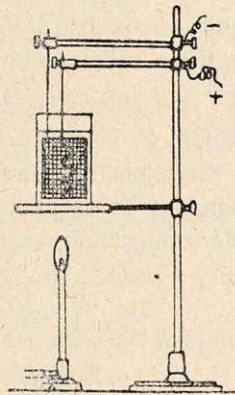
Kalija chlōrīda elektrolīzes pirmā fāzē rodas KClO :



Bet skābā vidē sildot hipochlōrīts ātri pārvēršas chloratā:



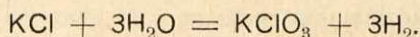
Libicha metode.



2. elektrolītiskā ceļā.

Zīm. № 209
 KClO_3 pagatavošana
elektrolītiskā ceļā.

Šo abeju pakāpenisko reakciju gala rezultātā notiek proces :

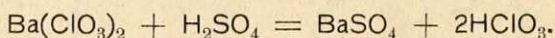


Kalija bichromatu elektrolizē lieto kā katalizatoru. Pēc Ferstera un Millera (Förster, Müller) pētījumiem, tas aiztura chlorata reducešanu ar ūdeņradi, kas atdalas uz katoda.

Praktikā visbiežaki mēdz pagatavot chlorskābes kalija sāli, jo tas grūti šķīst aukstā ūdenī, viegli atdalams un tirams pārkristalizēšanas ceļā.

Chlorskābes
pagatavo-
šana.

Chlorskābi šķīdumā iespējams pagatavot no barija chlorata, divkāršas apmaiņas reakcijā ar sērskābi (Gei-Lisaks):

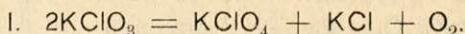


Barija sulfats (sērskābais barijs) izkrit kā balts nogulsnis, bet tīra chlorskābe paliek šķīdumā (lietojot sērskābi ekvivalentos daudzumos).

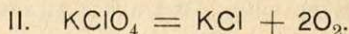
Chlorskābe nestabila. Mēģinot koncentret, tā sadalās, atdalīdama chloa dioksīdu. Aiz ša iemesla koncentretai sērskābei uz Bertoleja sāli iedarbojoties, rodas ClO_2 (324 lp. p.).

Chlorskābes
un chloratu
īpašības.

Ari chlorati sildot sadalās, atdalīdami skābekli. Šo reakciju lietojam 3. lekcijā skābekļa iegūšanai (sal. 30 lp. p.). Šeit jaatzīmē, ka Bertoleja sāļa sadalīšanās reakcija norisinās divās fāzēs. Uzmanīgi šo sāli kausejot, atdalās tikai daļa skābekļa, un paliek chloa augstākās skābes (chlorpārskābes, skat. zemāk) sāls:



Karsejot līdz augstākai temperatūrai, vaj katalizatoru (mangana peroksīda) klātbūtnē arī chlorpārskābais sāls (perchlorats) sadalās, pie kam atdalās viss skābeklis:



Aiz ša iemesla chlorati ir enerģiski oksidētāji. Mēs redzejam, ka tie deggāzē spēj pat aizdegties (243 lp. p.). Chloratu maisījumi ar viegli oksidejošāmiem vielām (fosforu, sēru, cukuru u. c.) ļoti viegli eksplodē. Bertoleja sāļa un fosfora maisījums ārkārtīgi bīstams. Tas bieži bez kādas pieskāšanās eksplodē pats no sevis ar milzīgu spēku. Lai izsargātos no šiem bīstamiem sprādzieniem,

šos maisījumus nedrīkst berst piestiņā. Bertoleja sāļa maisījums ar sēru viegli sprāgst, uzsitot tam ar āmuru (zīm. 210).

Tā saucamās bengaliskās ugunis, kuras lieto pirotehnikai nolūkiem, pagatavo no kalija chlorāta maisījuma ar viegli degošām vielām: sēru, ogli, šellaku u. c. Lai iegūtu krāsainas ugunis, šiem maisījumiem pieliek kalcijs, stroncijs, barijs u. c. metālu sāļus. Dažu bengalisko ugunu sastāvs pieņemta sekojošās receptēs:



Bengaliskās ugunis.

Zīm. № 210. $KClO_3$ un sēra maisījuma spridzināšana ar sitienu.

Sarkana uguns:

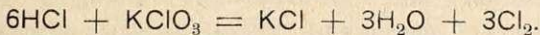
7 daļas kalcijs chlorāts + 2 d. ogles + 22 d. sēra + 64 d. stroncijs nitrāts;

Zaļa uguns: 58 daļas barijs chlorāts + 9,5 barijs nitrāts + 9,5 d. šellaka + 23 d. kalomeļš;

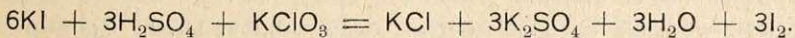
Zila uguns: 54 daļas kalija chlorāts + 18 d. ogles + + 27,5 d. vara-amonija sulfāts.

Chlorāts oksidē sāļsskābi, atdalīdami chloru:

Oksidēšanas reakcijas.

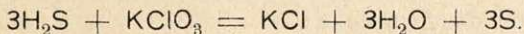


Vēl vieglāk oksidējas jodūdeņraža skābe un jodīds:

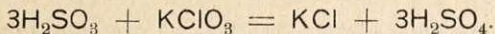


Kā nolidzinājumā redzams, reakcija norisinās tikai skābā šķīdumā.

Chlorāts oksidē arī sērūdeņradi, atdalīdami sēru:



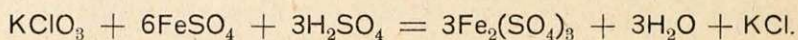
SO_2 un sēraskābe oksidējas sērskābē:



Pateicoties šai reakcijai, chlorātu šķīdumi, kuriem pielietā sēraskābe, ar sudraba nitrātu dod baltu nogulsni; kā zināms, chlorskābe un tās sāļi ar sudraba nitrātu nogulšņā nedod, jo $AgClO_3$ viegli šķīst ūdenī. Bet reducējot attīstās chlorīds, kas ar sudraba nitrātu rada sudraba chlorīda nogulsni (sal. 321 lp. p.):

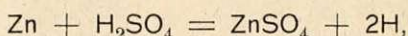


Tas pats notiek, ja chlorata un sudraba nitrata šķidumu maisījumam pieliekam dzelzs oksiduļa sāļus (piem., ar sērskābi paskābinātu ferosulfātu):

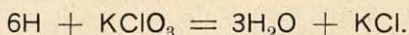


Attīstījies chlorīds ar slāpekļskābo sudrabu dod AgCl nogulsni.

Ūdeņradis „in statu nascendi” acumirkli reducē chlorskābi. Ja ar sērskābi paskābinātā chlorata šķīdumā iemetam cinka gabaliņu, attīstas ūdeņradis:



ko chlorats atdališanās momentā tūlīņ oksidē:



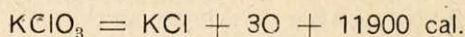
Kalija chlorīda rašanās no chlorata pierādama ar sudraba nitrātu.

Visi chlorāti teicami šķīst ūdenī, tapēc ar barija chlorīdu, svina acetātu un sudraba nitrātu (parastiem skābju reaģentiem) tie nedod nogulšņus.

Izlietošana. Bertoleja sāli lieto „nekaitīgu sērskābiņu” pagatavošanai. Šo sērskābiņu galviņas satur Bertoleja sāļi, antimona sulfīda un „gummi-arabicum’a” maisījumu. Bet uz kastītes atrodas sarkanā fosfora un līmes maisījums.

Ļoti daudz chlorātu lieto pirotehnikā, un ne tikai izpriecai un laika kaveklīm, bet arī nopietniem nolūkiem, un proti: signalizācijai uz jūras, kad kuģim draud bojā iešana, kara vajadzībam (raķetes) u. t. t.

Bertoleja sāls — endotermisks savienojums. Viņam sadaloties, attīstas ļoti daudz siltuma:



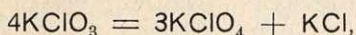
Aiz ša iemesla tas pieskaitāms spridzināmām vielām (sal. 195 l.p.). Bet tirā veidā tas ļoti stabils. Tikai maisījumā ar citām spridzināmām, vaj organiskām vielām tas rada eksplodējošus savienojumus, kurus jaunākā laikā lieto praksē („šedīts”).

Pateicoties kalija chlorāta oksidējošam raksturam, tas lietojams arī dezinfekcijas nolūkiem (mutes, rīkles skalošanai). Bet iekšā ieņemts, tas darbojas kā nāvēklis, pārvēršot asins krāsvielu nešķīstošā metahemoglobīnā.

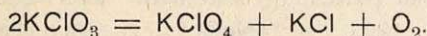
Chlorpārskābe, HClO_4 .

Mēs jau redzējam, ka chlorati sildot pārvēršas chlora okside- Perchloratu
šanas augstākā pakāpē, chlōrpārskābes sāļos : pagatavo-
šana.

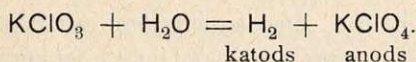
a) ķīmiskā
metode.



vaj arī, ja reakcijā atdalas pa daļai skābeklis :



Perchloratus teknikā pagatavo, elektrolizejot chloratus : uz b) elektro-
katoda atdalas ūdeņradis (kalijam iedarbojoties uz ūdeni), bet uz lize.
anoda atdalijies skābeklis „in statu nascendi“ chloratu oksidē
perchloratā. Rezultatā dabonam reakciju :



Tādā kārtā, elektrolizejot chlorkalija (vaj chlornatrija) šķīdumu līdz pilnīgai elektrolita izsīkšanai, t. i. tikmēr, kamēr uz anoda sāk atdalīties tikai skābeklis, šķīdumā dabonam kalija perchloratu, KClO_4 .

Brivas skābes pagatavošanai iegūto sāli samaisa ar koncentretu sērskābi un skābi pārtvaicē retinātā telpā.

Chlorpār-
skābes pa-
gatavošana.

Bezūdens chlōrpārskābe — kūpošs šķidrums, kura ipatnejs svars = 1,764. Ta saēd ādu, radidama bistamas brūces. Ar dedzināmām vielām (papīri, koku) stipri sprāgst. Dažreiz pat tumsā, ta stāvot sadalās ar lielu sprādzienu. Ta stabila tikai ūdens šķīdumā. Viņas sāļi, izņemot kalija perchloratu, viegli šķīst ūdenī.

Chlorpār-
skābes
īpašības.

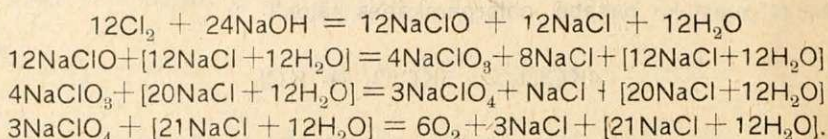
Perchloratus, līdzīgi chloratiem, lieto spridzinamo vielu teknikā.

Pie chlora skābem novērojams tas pats, ko jau redzējam, salīdzinot slāpekļa skābes, un kas atkārtojas arī citās halogenu skābēs. Vairojoties skābekļa atomu skaitam molekulā, savienojums kļūst stabilaks. Chlorapskābe un chlōrpaskābe var pastāvēt tikai ļoti atšķaidītos šķīdumos. Chlor-skābes koncentrācija jau novedama līdz 40%; bet chlōrpārskābe jau zināma tirā veidā. Chlorapskābes sāļi var pastāvēt tikai šķīdumā; chlōrpaskābes sāļi tikai tad no šķīduma atdalās, kad tie nešķīst, bet chlorati un perchlorati tik lielā mērā stabili, ka no karsta ūdens pārkristalīzējami un uzglabājami sausā veidā bez pārmaiņas. Bet karsejot arī tie sadalās skābeklī un chlōridā.

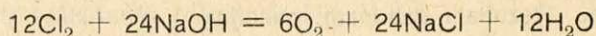
Vispārīgas
piezīmes.

Ostvalda
reakcijas
pakāpes
noteikums.

Aiz ša iemesla, chloram ķīmiski iedarbojoties uz sārmu, dabonam sekošu pakāpenisku reakciju rindu:



No visām šeit pievestām sistemām visnestabilākā ir pirmā, un proti: $12\text{Cl}_2 + 24\text{NaOH}$, visstabilākā — pēdējā: $6\text{O}_2 + 24\text{NaCl} + 12\text{H}_2\text{O}$. Zīmīgi ir tas, ka pāreja no visnestabilākās uz visstabilāko notiek nevis tieši, bet caur trim starp-sistemām. Tikai katalizatoru (CoO) klātbūtnē reakcija



notiek tieši (311 lp. p.). Bez katalizatora, attiecīgos eksperimenta apstākļos reakciju iespējams aizturet jebkurā pakāpē.

Alkalijchlo-
ridu elektro-
lizes šēma.

Šam apstāklim pateicoties, rodas iespēja ar vienu un to pašu metodi (elektrolīzi) no viena un ta paša produkta (NaCl), atkarībā no eksperimenta apstākļiem, pagatavot visdažādos produktus. Ja šiem produktiem, ar kuriem iepazīnamies augstāk, vēl pievienojam metalisko nātriju, kas (teoretiski) pagatavojams elektrolīzē sausu, izkausētu bezūdens vāramo sāli, mūsu priekšā atklājas šāda alkalijchlorīdu elektrolīzes šēma:

Tabele 46.

Nātrija chlorīda elektrolīzes produktu šēma (NaCl elektrolīze).

Izkausētā veidā.	Ū D E N S Š Ķ Ī D U M Ā				
	ar diafragmu	bez diafragmas			
		neitrālā šķīdumā, aukstumā	skābā šķīdumā, sildot		
			līdz elektro- līta pilnīgai neizsīkšanai.	līdz elektro- līta pilnīgai izsīkšanai.	pēc elek- trolīta iz- sīkšanas.
Na, Cl	H ₂ , NaOH, Cl ₂	H ₂ , NaClO	H ₂ , NaClO ₃	H ₂ , NaClO ₄	H ₂ , O ₂

Ķīmijā bieži novērojamas šādas nestabilas fāzes, kas ķīmiskos procesos figurē kā atsevišķi etapi. Tā, piemēram, vielas, kas atdalās šķīdumā, bieži rada sākumā nestabilas fāzes (pārdzesētus šķīdus pilienus, amorfus koloidālus nogulšņus, nestabilus alotropiskus veidus). Tikai ar laiku un labvēlīgos apstākļos tās pārvēr-

šas galīgās stabilās fāzēs. Šos šķietamos izņēmumus no vispāri-
giem ķīmiskā līdzsvara likumiem Ostvalds apvienoja vispārīgā
noteikumā, kuru sauc reakcijas pakāpju noteikumu:

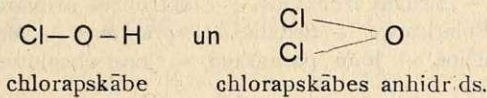
„visos ķīmiskos procesos sākumā rodas nevis
visstabilākās sistēmas, bet gan tādas, kas ar
savu nestabilitāti vistuvāk sākuma sistēmai“

Tā, piemēram, ar brīvu skābekli oksidejot, rodas ozons (oksidejot
fosforu, 38 lp. p.), vaj ūdeņraža peroksids (oksidejot metālus
ūdeni, 104 lp. p.), vaj arī metālu peroksīdi. Tās ir nestabilas
sistēmas, kas tikai vēlāk pārvēršas stabilākās: skābekli, ūdeni,
normalos oksīdus u. t. t.

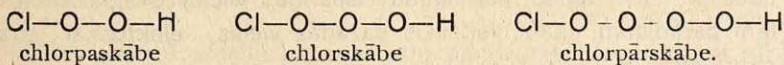
Ša noteikuma lielo nozīmi varam novērtēt, ņemot vērā to
vien, ka pretejā gadījumā lielais vielu vairums mums nebūtu pie-
ejams: tās nevarētu ne pagatavot, nedz arī uzglabāt. Vispārīg
dabas un sevišķi dzīvās dabas lielā dažādība sen būtu iznīcināta,
un visa pasaule būtu kā vienmuļīgs tuksnesis, kurā atrastos tikai
visstabilākie nedaudzīgie materiāli. Organiskas vielas vairs nepastā-
vetu; tās būtu pārvērtušās ogļskābē, ūdeni, slāpekli u. c. Tādā
kārtā Ostvalda noteikums ir ķīmijas, kā eksperimentālas zināt-
nes, eksistences nepieciešams faktors.

Chlors chlorūdeņradī, H—Cl, neapšaubami vienvērtīgs. Uz ša pamata chlora oksīda un chlorapaskābes strukturformulas rakstamas šādi:

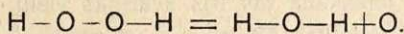
Chlora sa-
vienojumu
struktur-
formulas.



Pieņemot, ka chlors vienvērtīgs arī augstākās chlora skābēs, tās attēlojamas būtu šādi:

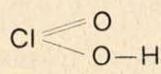


Bet ir zināms, ka tamlīdzīgi savienojumi, kas satur skābekļa atomu „ķēdes“, ļoti nestabili un viegli pārvēršas savienojumos ar vienu skābekļa atomu. Tā, ūdeņraža peroksīds pāriet ūdeni:

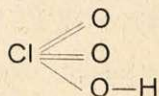


Bet chlora skābēs mēs konstatējam gluži pretejo: chlorpārskābe visai stabila, bet chlorapaskābe pārvēršamies rada augstākas skābes. Tapēc ir ticamāki, ka chlora augstākās skābēs chloram

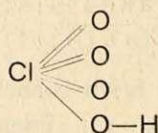
augstaka valence un ka šajos savienojumos skābeklis tieši savienots ar chloru, kā redzams sekošās formulās :



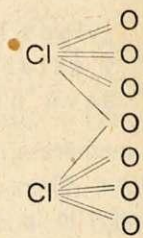
chlorpaskābe



chlorskābe



chlorpārskābe



chlorpārskābes anhidrids.

Pie ša uzskata turoties, attiecībā uz skābekli un hidroksilchlora maksimālā valence japieņem septiņi, bet attiecībā uz ūdeņradi un pozitīviem elementiem viņa valence = 1. Joda skābju un maisīto halogēnu savienojumu īpašības šo uzskatu lielā mērā pabalsta.

Divdesmit ceturtā lekcija

Elektrolīze.

Kādas vielas strāva sadala? — Elektroķīmiskie apzīmējumi. — Elektrolīzes pamatlikumi. — Faradeja likuma pārbaudīšana. — Elektroķīmiskie ekvivalenti. — Strāvas iznākums. — Elektrolīzes primārās un sekundārās parādības. — Polarizācija. — Sadalīšanās spraugums. — Mazākās pretestības princips. — Jonu pārvešana — Jonu absolūtie ātrumi.

Kādas vielas strāva sadala?

Elektrības izlietošana ķīmijā atvēra jaunas izredzes. Elektrība ķīmiju rokās jauns spēcīgs līdzeklis ķīmisko savienojumu sadalīšanai sastāvdaļās: elementos. Šis līdzeklis turpmāk mums bieži noderēs, un tapēc jau tagad vispārīgos vilcienos iepazīsimies ar tām parādībām, kas norisinās dažādās vielās, elektriskai strāvai cauri ejot.

Volta, kas pirmais atrada galvanisko batareju, jau sadalīja elektrības vadītājus divās šķirās: pirmā tas ieskaitīja tās vielas, kuras strāvai cauri ejot ķīmiskā ziņā nemainas (metali), bet otrā tādās, kuras strāvai cauri ejot ķīmiski sadalās. Beidzot izrādījās, ka otrā šķirā jāieskaita tās trīs svarīgās vielu kategorijas, par kurām runajām 4. lekcijā (43 lp. p.), un proti:

- a) skābes
- b) bāzes
- c) sāļi.

Visas šās vielas kā ūdens šķīdumos, tā arī izkausētā stāvoklī (un pa daļai arī gāzejadā un cietā veidā) vada elektrisko strāvu. Strāva tās sadala divās sastāvdaļās, no kurām viena atdalās uz pozitīvā, otra uz negatīvā pola.

Faradejs šās parādības izpētīja kvantitatīvi un zinātnē apzīmējumi. Ievēda dažus pamatapzīmejumus, kas nepieciešami šo parādību aprakstīšanai. Ar šiem apzīmējumiem iepazīsimies.

Vielu sadalīšanu ar elektrisko strāvu Faradejs nosauca elektrolīzi, bet vielas, kas elektrolizē sadalās — elektrolītus. Tā kā skābes varam uzlūkot kā sāļus, kuros metāla lomu izpilda ūdeņradis, bet bāzes kā sāļus, kuros skābes atliekas apmainītas ar hidroksīla grupu (pieņemot šajā gadījumā ūdeni kā skābi, kuras sastāvs: H.OH), tad varam sacīt, ka

„elektrolīti ir — sāļi“ (Hitorfs).

Metālu virsmas, uz kurām atdalās elektrolīzes produkti, Faradejs nosauca elektrodus. To virsmu, kas savienota ar strāvas pozitīvo polu, tas nosauca anodu, bet to, kas savienota ar strāvas negatīvo polu — par katodu. Tādā kārtā katrā elektrolītā

„pozitīvā strāva plūst no anoda uz katodu“

Sāļi, šķīstot ūdenī, elektrolītiski sadalās. Vielās, kas elektrolītiem elektrolītiski sadaloties rodas šķīdumā, Faradejs nosauca jonus. Pozitīvie joni (t. i. tie, kuri atdalās uz katoda) saucas katjoni; piemēram:

H, Na, K, Ca, Al, Sn, NH₄.

Bet negatīvie joni (t. i. tie, kuri atdalās uz anoda) saucas anjoni.

Piemēri: OH, Cl, Br, I un skābju atliekas: NO₃, SO₄, PO₄ u. c.

Pētot elektrolīzē atdalījušos produktu daudzumu sakarību ar strāvas daudzumu, kas izgājis caur elektrolītu, Faradejs izveda divus elektrolīzes pamatlikumus.

Elektrolīzes
pamat-
likumi.

PIRMAIS LIKUMS:

„jonu daudzums, kas atdalās uz elektrodiem, proporcionāls strāvas stiprumam un laikam“.

$$m = k \cdot i \cdot t \quad (1)$$

(m = atdalījušās vielas masa, i = strāvas stiprums (spēks), t = laiks, k = konstante).

OTRS LIKUMS:

„jonu daudzumi, kas dotā laikā un pie dotā strāvas stipruma atdalās, proporcionāli viņu ķīmiskiem ekvivalentiem“.

$$k = \varphi \cdot A. \quad (2),$$

pie kam $A =$ dotās vielas ekvivalentsvars, $\varphi =$ otra konstante, kura neatkarājas no elektrolīta dabas. Lielumu, kas pretejs φ , parasti apzīmē ar F :

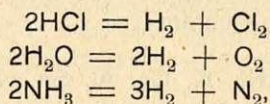
$$\frac{1}{\varphi} = F.$$

Pirmo un otro nolīdzinājumu savienojot, dabonam vispāreju **F a r a d e j a** abeju likumu izteiksmi:

$$m = \frac{A.i.t}{F} \quad (3)$$

Faradeja
likuma pār-
baudījums.

Lai pārbaudītu otro **F a r a d e j a** likumu, strāvu no vairaku akumulatoru batarejas laižam konzekventi caur trim **H o f m a ņ a** elektrolīzes aparātiem (38 zim., 62 lp. p.). Pirmais aparats satur koncentrētu sālsskābi, otrs — atšķaidītu sērskābi un trešais — stipru amonjaka šķīdumu, piesātinātu ar vāramo sāli. Visos trijos aparatos atdalās vienādi ūdeņraža daudzumi. Tā kā elektrolīze norisinās pēc nolīdzinājumiem:



tad chlora, skābekļa un slāpekļa daudzumiem savā starpā jaattiecas, ka

Cl atomsvars: $\frac{1}{2}\text{O}$ atomsvara: $\frac{1}{3}\text{N}$ atomsvara,

t. i. kā viņu ekvivalentsvāriem (sal. 55 lp. p.).

Elektro-
ķīmiskie
ekvivalenti.

Eksperimentāli aprēķināts, ka jebkura elementa (vaj savienojuma) 1 gr.-ekvivalenta atdališanai japatērē 96585 ampersekundes (kuloni), t. i. ka

$$F = 96585 \text{ amp.-sek. (59,282 lp. p.)}$$

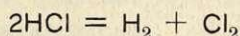
(jo šajā gadījumā $m = A$; F izvedams no 3. formulas). Tapēc

$$m = \frac{A.i.t}{96585} \text{ gr.}$$

Vielas daudzumu, kuru atdala F amper-sekundes (daudzumu A iepriekšējā nolidzinājumā), sauc šās vielas elektroķīmisko ekvivalentu. Eksperimenti pierāda, ka elementu „elektroķīmiskie“ ekvivalenti pilnīgi sakrīt ar viņu „ķīmiskiem“ ekvivalentiem, kas pievesti 6. lekcijā (53 lp. p.). Šai sakrišanai pateicoties, Faradeja likums dod mums elementu valences aprēķināšanai jaunu metodi:

$$\text{valence} = \frac{\text{atomsvars}}{\text{elektroķīmiskais ekvivalents}}$$

Faradeja likumu lieto arī elektrolizē iegūstamo vielu teoretisko daudzumu aprēķiniem. Tā, piem., 1 grama hlora atdališanai pēc nolidzinājuma:



vajadzīgs:

$$\text{i. t} = \frac{96585.1}{35.46} = 2724 \text{ amp.-sek.}$$

Jeb 1 amp.-sek. atdala $\frac{1}{2724} = 0,0003671$ gr. hlora.

Viena mola KClO_3 radišanai pēc nolidzinājuma

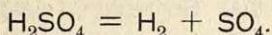


jalaiž strāva $6 \times F = (6 \times 96585)$ amp.-sek. Tā tad:

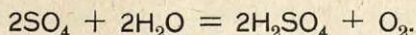
$$1 \text{ amp.-sek. rada } \frac{1}{6 \times 96585} \text{ mola} = \frac{122,61}{6 \times 96585} = 0,002115 \text{ gr. } \text{KClO}_3.$$

Elektrolizē faktiski iegūtā vielas daudzuma attiecību pret to daudzumu, kuram būtu jāradas pēc Faradeja likuma, sauc Strāvas strāvas iznākumu. Ja rodas „neapmierinoši“ strāvas iznākumi, tad tas izskaidrojams nevis kā Faradeja likuma izņēmums, bet ar to, ka šajā gadījumā elektrolizē norisinās vēl iznākums. sekundārie procesi.

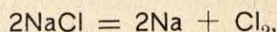
Iepriekšējās lekcijās diezgan bieži elektrolizē mums atgadījas sekundārās reakcijas. Tā, piemēram, elektrolizejot atšķaidītu sērskābi, būtu sagaidāms, ka uz anoda parādīsies sērskābes Elektrolizes primārie un sekundārie procesi. atlieka SO_4 :



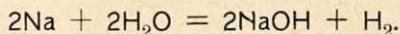
Bet ša atlieka brīvā veidā nevar pastāvēt; ta reaģē ar ūdeni, atdalidama skābekli (sal. 62 lp. p.):



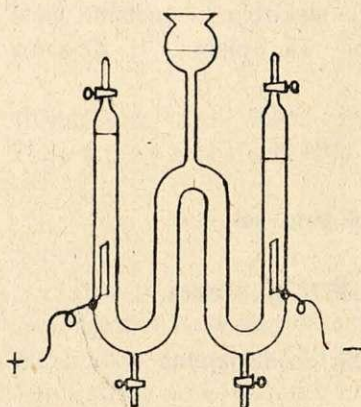
Tā tad gala rezultātā sadalas nevis sērskābe, bet ūdens. Elektro-
lizejot chlornatriju, uz katoda pirmā kārtā ja atdalās nātrijam:



bet patiesībā atdalās ūdeņradis, jo starp nātriju un ūdeni vēl notiek
otrā reakcijā:



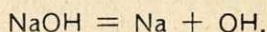
Ja nātrija chlorīda elektrolīze norisinās bez diafragmas, reizā
ar primāro chlora atdalīšanos notiek vēl vesela rinda citu reakciju:



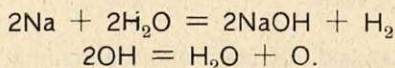
Zīm. № 211. Sārma attīstīšanās uz
katoda un skābes — uz anoda, elek-
trolīzējot neitrālu sāli (Na_2SO_4).

skābekļa atdalīšanās, chlorapskā-
bes, chlorskābes un chlorpārskābes
sāļu attīstīšanās (336 lp. p.). Acīm
redzams, ka visas šās reakcijas
samazina strāvas iznākumu attie-
cībā uz to produktu, kuru skaitam
par galveno.

Kodīgā nātrija elektro-
līzē uz katoda sagaidāma nātrija
parādīšanās, bet uz anoda-hidroksī-
sila OH:

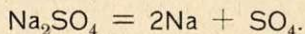


Bet nātrijs reaģē uz ūdeni, attīsti-
dams ūdeņradi, un divas hidroksilu
grupas OH, savā starpā savienodamās, rada ūdeni un skābekli:



Rezultātā atkal sadalas tikai ūdens.

Elektrolīzējot neitrālu nātrija sulfātu, norisinās sekošs
primārais process (zim. 211):



Bet uz katoda: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

un uz anoda: $\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}.$

Aiz ša iemesla uz katoda rodas brīvs sārms, bet uz
anoda — brīva skābe. Šo reakciju lieto strāvas polu noteik-
šanai. Baltu papīrīti piesūcina ar nātrija sulfāta šķīdumu, kuram
piepilināts fenolftaleīns. Lietošanas gadījumā šo preparātu papīrīti
saslapina ar ūdeni un noliek uz stikla platiņas. Tam pieskaroties
ar abiem elektrības vadiem, pie negatīvā pola vada parādās
sarkans traips.

Kāda no elektrolizē iespējamām reakcijām īstenībā Polarizācija norisinās? Atbildi šam jautajumam varam atrast, pamatojoties uz sekošiem iegaumejumiem. Ķīmiskās enerģijas lekcijā aizrādīts, ka elektrolīzes procesi mēdz būt apgriezeniski (sal. 283 l.p.): elektrolītam no strāvas sadaloties, uz anoda un katoda attīstas vielas, kas sastāda galvanisko elementu (piem., akumulatoros svina peroksīds). Šis galvaniskais elements rada strāvu, kas preteja elektrolīzes strāvai, un tapēc pēdejo pamazina, dažreiz pat pilnīgi aptura. Šādu parādību elektroķīmijā sauc par polarizāciju. Polarizācijai izceļoties, strāvas avotam nepieciešams zināms spraigums polarizācijas strāvas pārvarešanai. Tā, piemēram, atšķaidītas sērskābes elektrolīzei minimālais „sadalīšanās spraigums” = 1,6 voltu. Strāva, kurai mazāks spraigums, sērskābes šķīdumam neiet cauri un elektrolīze nemaz nenotiek.

Le Blana (Le Blanc) un citu elektroķīmiku pētījumi pierādījuši, ka jebkura jona atdalīšanai nepieciešams noteikts sadalīšanās spraigums, kura lielums, savukārt, atkaras no elektrolīta koncentrācijas. Tādā kārtā katra elektrolīze saistīta ar elektriskās enerģijas patēriņu, kas mērojams (pēc 282 l.p. pusē dotiem aizrādījumiem) ar spraiguma un elektrības daudzuma reizinājumu:

$$\text{elektriskā enerģija} = \text{spraigums} \times \text{strāvas stiprums} \times \text{laiks}.$$

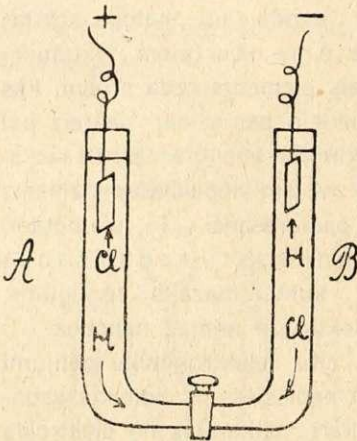
Uzlūkojot elektrolīzi kā apgriezenisku procesu, uz jautājumu: kādas vielas rodas elektrolīzē — varam atbildēt no termodinamiskā viedokļa. Šo atbildi dod sekošs princips, kas nosaucams par „mazākās pretestības” principu.

„Elektrolīzē visvieglāk atdalās tās vielas, kurām attīstoties vismazāk patērojams darbs”. Mazākās pretestības princips.

Tā kā elektriskā darba daudzums proporcionāls spraigumam (saskaņā ar augstāk pievesto formulu), tad, protams, elektrolīze visvieglāk notiek tajās vielās, kurām vismazākais sadalīšanās spraigums. Koncentrētā sālsskābē chlora atdalīšanai vajadzīgs mazāks spraigums, nekā skābekļa atdalīšanai: tapēc koncentrētās sālsskābes elektrolīzē atdalās tikai chlors. Sālsskābi atšķaidot, chlora sadalīšanās spraigums palielinās, kamēr skābekļa sadalīšanās spraigums gandrīz nemainās. Tapēc atšķaidītas sālsskābes elektrolīzē atdalās skābeklis. Sadalīšanās spraigumu noteikšana svarīgs elektroķīmijas uzdevums.

Līdz šim mēs aplūkojām tikai tās elektrolīzes parādības, kas notiek uz elektrodēm. Bet viegli pārlicināties, ka reizā ar vielu sadalīšanos pie elektrodēm, arī pašā elektrolītā elektrolīzes brīdī norisinās vielu pārvietošanās. Otrās šķiras vadītāji (elektrolīti) taisni ar to atšķiras no pirmās šķiras vadītājiem (metāliem). Jonu pārvietošana.

U-cauruli piepildam ar koncentrētu sālsskābi (zim. 212) Abos caurules dibjos atrodas platīnas elektrodi, kas savienoti ar elektriskās baterējas poliēm. Laižot strāvu, uz anoda atdalās chlores. Bet chloram atdaloties, šķīdumā paliek lieks ūdeņradis, chloram ekvivalentā daudzumā. Uz katoda atdalās ūdeņradis. Tā tad šķīdumā paliek lieki chlora joni. Ja pēc kāda laika aiztaisām krānu, kas



Zim. № 212.
HCl elektrolīze U-caurulē.

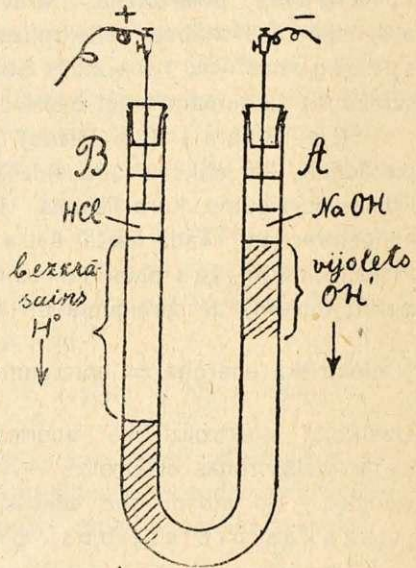
savieno šķīdumus abos dibjos, caurulē A būtu sagaidāma ūdeņraža jonu sakrāšanās, bet caurulē B — chlora jonu. Tomēr nekas tamlīdzīgs nav novērojams. Cik ilgi arī elektrolīzi mēs neturpinātu, U-caurules abos dibjos atrodam vienādu, normālu sastāvu sālsskābi.

Šāds negatīvs mēģinājuma rezultāts no liela svara, jo tas pierāda, ka reizā ar chlora atdalīšanos caurulē A, ūdeņraža jonu paliekas pārvietojas katoda virzienā, bet dilbi B, reizā ar ūdeņraža atdalīšanos, chlora joni pārvietojas uz anodu.

„Elektrolīzējot elektrolītu, tajā pastāvīgi notiek elektrolītisku palieku (jonu) pārvietošanās: katjoni pārvietojas uz katodu, bet anjoni uz anodu“.

Ša jonu „pārvešana“ notiek tādejādi, ka katrā brīdī un katrā elektrolīta vietā katjonu un anjonu daudzumi šķīdumā savā starpā ekvivalenti.

Sekošs eksperiments uzskatāmi attēlo vielu pārvietošanos kopā ar elektrisko strāvu. Pirms eksperimenta pagatavojam vāramā sāļa un agar-agar šķīdumu karstā ūdenī, un tam pielejām dažus pilienus fenoltaleīna. Šāds šķīdums, parastā temperatūrā sacietē-



Zim. № 213.
Jonu pārvešanas ātrumi.

dams, pārvēršas „recejumā“ (sal. 131 lp. p.). Tomēr sarecejis šķīdums strāvu vada ne sliktaki par parastiem šķīdumiem (hidrozoļiem). Šķīdumu vēl siltu ielejam U-caurulē (zim. 213). Pēc tam caurules vienā dilbi šķīdumā ielejam dažus pilienus kodīgā natrija šķīduma. Šķīdums nokrāsojas vijoletā krāsā. Tādā kārtā curules vienā dilbi (A) atrodas bezkrāsains (neitrals) vāramā sāļa šķīdums, bet otrā dilbi (B) atrodas vijolets (sārmais) šķīdums. Īsi pirms eksperimenta ielejam dilbi A virs sacietējušā recejuma kodīgā natrija šķīdumu, bet dilbi B — atšķaidītu sāļsskābi. Pēc tam abos dilbjos ieliekam platīnas elektrodus un elektrodu A savienojam ar negatīvo, bet elektrodu B — ar pozitīvo strāvas polu. Ieslēdzot strāvu, uz katoda sāk atdalīties ūdeņraža joni. Negatīvie hidroksila joni sāk virzīties uz anodu. Nokļūdami recejumā, tie šķīdumam piešķir sārmainu reakciju un recejums nokrāsojas vijoletā krāsā. Reizā uz anoda atdalās hlors (vaj skābeklis), un tapēc ūdeņraža katjoni pārvietojas katoda virzienā. Piešķirdami nokrāsotam agar-agar šķīdumam skābu reakciju, viņi atņem tam krāsu. Novērojot robežas pārvietošanos starp nokrāsoto un bezkrāsaino šķīduma daļu, varam noteikt, cik garu ceļu dotā laikā paguvuši noiet katjoni (H) un anjoni (OH), un tieši atrast tādā ceļā jonu „pārnesanas ātrumus“. Pie tam novērojam, ka ūdeņraža joni pārvietojas ātrāk, nekā hidroksila joni.

Jonu „pārnesanas skaitus“, t. i. anjona ātruma attiecību pret katjona ātrumu pirmais noteica Hitorfs (Hittorf). No pārnesanas skaitiem aprēķina dažādu jonu absolūtos ātrumus, kas pievesti sekojošā tabelē:

Jonu
absolūtie
ātrumi.

Tabele № 47.

Anjonu un katjonu absolūtie ātrumi uz 1 cm. attāluma, pie 1 volta spraiguma.

Katjoni.		Anjoni.	
H	0,00330 $\frac{\text{cm.}}{\text{sek.}}$	OH	0,00180 $\frac{\text{cm.}}{\text{sek.}}$
Li	0,000367 „	Cl	0,000682 „
Na	0,000460 „	Br	0,000690 „
K	0,000676 „	I	0,000690 „
NH ₄	0,000665 „	NO ₃	0,000629 „
Ag	0,000577 „	ClO ₃	0,000585 „
		COOH	0,000466 „
		CH ₃ COO	0,000349 „

Divdesmit piektā lekcija.

Halogeni (turpinājums). Broms un jods.

Broms un viņa savienojumi. — Atrašanās. — Broma pagatavošana: a) oksidējot bromūdeņradi; — b) izvietojot ar chloru; — c) elektrolizējot. — Broma tīršana. — Fizikalās īpašības. — Ķīmiskās īpašības. — Bromūdens īpašības. — Broma izlietošana. — Bromūdeņraža pagatavošana: a) sintezējot no elementiem; — b) no bromkalija un sērskābes; — c) fosforam un ūdenim iedarbojoties. — Fizikalās īpašības. — Ķīmiskās īpašības. — Bromūdeņraža skābes un bromīdu reakcijas — Fizioloģiskā darbība. — Broma oksīdi. — Bromapskābe, HBrO. — Bromskābes sāļu (bromātu) pagatavošana. — Bromīdu elektrolīze. — Bromskābes (HBrO₃) pagatavošana un īpašības. — Bromskābes un bromātu reakcijas. — Jods un viņa savienojumi — Joda atrašanās. — Joda loma organismā. — Joda iegūšana. — Joda tīršana. — Fizikalās īpašības — Joda disociācija. — Ķīmiskās īpašības — Jodometrija. — Joda iedarbība uz stērķeļem. — Jodūdeņraža pagatavošana. — Fizikalās īpašības. — Jodūdeņraža rašanās un disociācija. — Jodūdeņraža skābes īpašības. — Jodūdeņraža skābes un jodīdu reakcijas — Polijodīdi. — Jodīdu fizioloģiskā darbība. — Joda oksīdi. — I₂O₅ — Jodskābe, HIO₃. — Jodskābes un jodātu reakcijas. — Jodpārskābe, HIO₄. — Halogenu savienojumi ar slāpekli. — Chlorslāpekklis, NCl₃. — Jodslāpekklis, NI₃. — Chlornitrozils, NOCl. — Halogenu savienojumi ar oglekli. — Tetrachlorogleklis, CCl₄. — Halogenu savstarpēji savienojumi. — Chlorjods, ICl. — Joda trichlorīds, ICl₃. — Joda pentafluorīds, IF₅. — Halogenu savstarpējs salīdzinājums. — Halogenu līdzība a) savienojumi ar metaliem; b) savienojumi ar ūdeņradi; c) oksiskābes — Fluors kā izņēmums. — Valence. — Reakcijas. — Fizikālo īpašību atkarība no atomsvara. — Halogenūdeņraži. — Sudraba sāļu šķīstamība. — Palielinoties atomsvaram, tieksme uz ūdeņradi pamazinas. — Palielinoties atomsvaram, tieksme uz metaliem pamazinas — Palielinoties atomsvaram, tieksme uz skābekli palielinas. —

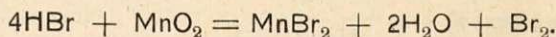
Broms un viņa savienojumi.

Atrašanās.

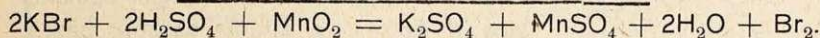
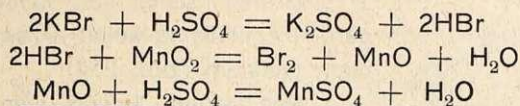
Broma nosaukums cēlies no grieķu vārda: βρωμος un nozīmē: smirdošs elements. Broma īpašības pilnīgi atbilst viņa nosaukumu. Broms dabā sastopams mazākā mērā, nekā chlors un līdzīgi chloram, tikai kā broma sāļi. Daži mineralavoti (Staraja Rusa) satur bromu un chlornatrija sāļu maisījumu, pie kam chlornatrijs ir stipri pārsvāra. Nelielā mērā bromu savienojumi atrodas arī jūras ūdenī. Sevišķi šajā ziņā bagāta Nāves jūra, kas satur 0,7% bromu. Pēc jūru iztvaikošanas palikušos sāļu iegulumos atrodas, acimredzot, arī broms. Atsāļņi, kas paliek pēc chlorkalija kristalizēšanas no Stassfurtas sāļu „atkritumiem“ — ir šimbrīžam galvenais bromu un tā savienojumu iegūšanas avots.

Broma pagatavošana.
a) oksidējot bromūdeņradi.

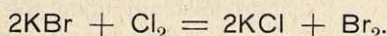
Broms, līdzīgi chloram, pagatavojams oksidējot bromūdeņradi ar mangana peroksīdu:



Parasti bromūdeņraža pagatavošanu un oksidēšanu savieno vienā operācijā, pie kam viss broms iegūstams brīvā veidā :

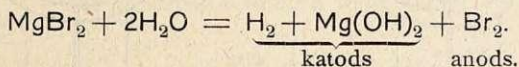


Daudz vienkāršāka ir broma izvietošanas reakcija ar chloru. Tā kā chloram lielāka tieksme uz metāliem, nekā bromam, tad, laižot chloru koncentrētā bromkalija šķīdumā, broms atdalās trauka dibinā kā smags brūns šķidrums :



Technikā bromu pagatavo no atsāļņiem, kas paliek pēc Stassfurtas sāļu apstrādes (skat. lekciju par kaliju). Pēc Kuberška (Kubierschky) metodes, sālijumam, kas satur magnija bromīdu, laiž tecēt no 8-stāvu torņa, kurā no apakšas laiž chloru (no balona), kā arī ūdens tvaiku, reakcijās maisījuma sildīšanai. Broms pie tam ar ūdens tvaiku pārtvaiko un sabiezē spirālveidīgā dzesetajā.

Bromu, līdzīgi chloram, var pagatavot arī, elektrolizējot bromīdus. Magnija bromīdu elektrolizējot, uz katoda rodas nešķīstošs magnija hidroksīds, kas atdalās no šķīduma. Uz anoda rodas broms, kas paliek šķīdumā :



Tā kā magnija hidroksīds, acimredzot, reaģē uz bromu visai lēni, tad šajā gadījumā strāda bez diafragmas, laižot sālijumu lēnā nepārtrauktā gaitā caur vairāku, rindā (konzekventi) savienotu elektrolizatoru bateriju. No iztecejušā šķīduma bromu atdala, destilējot ar ūdens tvaiku. Techniskam bromam piemaisīts chlors, kapēc to tīra, šķīdinot koncentrētā kalcija bromīda šķīdumā. Tad chlors apmaiņas reakcijā izvieto bromu :



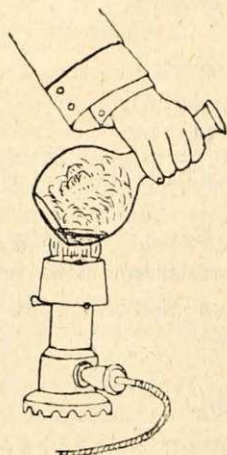
Šķīdumu stipri atšķaidot, broms atdalās kā smags nogulsnis, kuru pēc tam, iepriekš izsausetu, destilē.

Broms ir smags, bet kustīgs un viegli gaistošs brūns šķidrums, kuram nepatīkama smacejoša smaka. Broms atgādina chlora smaku, tikai tā vēl nepatīkamāka un daudz stiprāki

Broma tīršana.

Fizikalās īpašības.

darbojas uz elpošanas orgāniem, pat nelielos daudzumos radidama stipras iesnas.

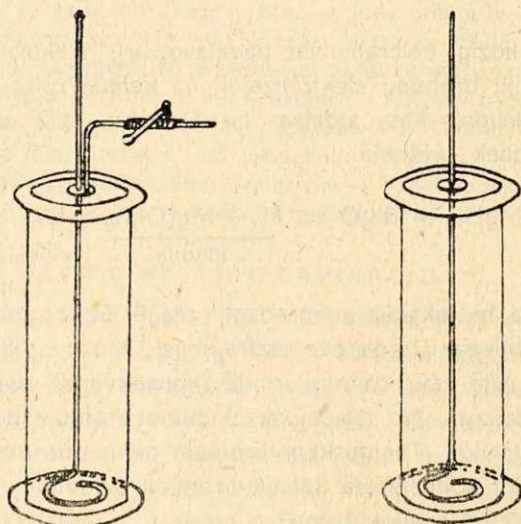


Zīm. № 214.

Broma izgarošana sildot.

Broms, sildot litra kolbā, viegli izgaro, papildidams kolbu ar smagiem brūniem tvaikiem (zīm. 214).

Pēc broma krāsas viegli izpētams viņa difūzijas ātrums dažādās gāzēs. Divus plānus, mazus stikla pūslišus piepildam ar bromu un aizkausejam. Tos ieliekam divos stikla cilindros ar noslipe tām malām, un cilindrus aiztaisam ar stikla platem, kuras vidū izurbtas. Vienā cilindri ielaižam ūdeņradi, bet otrā atstājam gaisu (zīm. 215). Pēc tam ar stikla irbuļiem, kas iet caur platem, abus broma pūslišus reizā sasitam. Broms izgaro un viņa tvaiki pamazam difundē, paceļoties augšup. Mēs novērojam, ka ūdeņradi broma difundē ātrāki, nekā gaisā. 223 l.p. pusē redzejam, ka gāzes difūzijas ātrums jo lielāks, jo mazāks viņas



Zīm. № 215. Broma tvaiku difūzija gaisā un ūdeņradī.

molekulārsvars. Broms grūti šķīst ūdenī. Šķīdums, kas ar bromu piesātināts pie 20°, satur 3,6% broma (bromūdens). Spirtā, eterī un citos organiskos šķīdinātajos broma šķīst visados samēros. Broms sasilst pie — 7,2° un rada zaļi-dzeltenu kristalisku masu, kurai metalisks spožums un kura līdzīga jodam (skat. turpmāk).

Broma tvaika blīvums atbilst formulai Br_2 .

Tabele № 48.

Broma fizikalās īpašības.

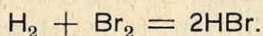
Blivums pie 0°	3,1872
Vārišanās temperatūra	63°
Kritiskā "	302°
Sasalšanas "	-7,2°
Šķīstamība ūdeni pie 0°	4,167 gr. 100 gr. ūdens.

Broms, līdzīgi chloram un fluoram, tieši savienojas ar lielako daļu elementu, bet ne tik enerģiski, kā chlors.

Ķīmiskās īpašības.

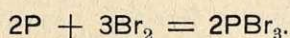
Litra kolbai, kurai dibinā broms, laižam cauri ūdeņradi; tikko viss gaiss no kolbas izdzīts, ūdeņradi aizdedzinam (zim. 216).

Kolbu sildot, liesma kļūst dzeltena un atdala biezu miglu, kurā mitrs lakmusa papirīts nokrāsojas sarkans:

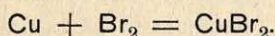


Ar ūdeņradi broms savienojas tikai sildot, bet aukstumā reakcija pat saules gaismā nenorisinas ar manamu ātrumu (atšķirība no chlora).

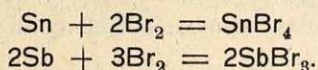
Fosfora gabaliņš bromā aizdegas un sadeg, attīstot fosfora bromīdu:



Nokarseta vara drāts bromā tvaikos sadeg un rada vara bromīdu:

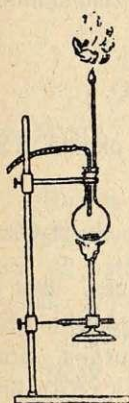


Alvas folija, kā arī sasmalcināts antimons (pulverīts) sadeg bromā tvaikos tik pat labi, kā chlorā:



Līdzīgi chloram, ūdens šķīdumā broms ir diezgan stiprs oksidētājs. Divvērtīgas dzelzs sāļus bromūdens oksidējot pārvērš trīsvērtīgas dzelzs sāļos, Tā, piem., pielejot dzelzs vitriola šķīdumam amonjaku, sākumā rodas iezālgans dzelzs hidroksi-

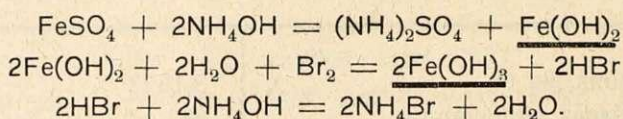
Bromūdens īpašības.



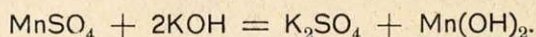
Zīm. № 216.

Broma savienošanās ar ūdeņradi.

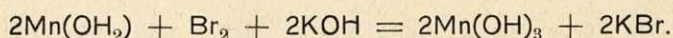
duļa, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, nogulsnis. Bromūdens šo nogulsni acumirkli oksidē brūnā dzelzs hidroksidā, $\text{Fe}(\text{OH})_3$:



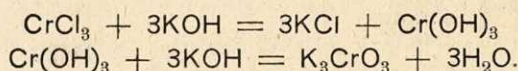
Divvērtīgā mangana sāļi (piem., MnSO_4) ar sārmu rada baltu mangana hidroksiduļa nogulsni:



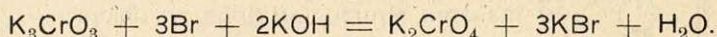
Bromūdens klātbūtnē šis nogulsnis acumirkli paliek brūns, pārvērsdamies mangana hidroksidā, $\text{Mn}(\text{OH})_3$.



Chroma sāļi ar sārmu rada zaļu chroma hidroksida nogulsni, kas liekā sārmā izšķīst, attīstot chromitu (zaļu šķīdumu):



Bromūdens šo zaļo chromita šķīdumu oksidē dzeltenā chromatā:

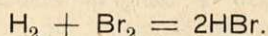


Broma izlietošana.

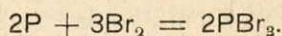
Bromūdeni kā oksidētāju lieto laboratorijā analizēs. Bet galvenā kārtā bromu izlieto teknikā broma sāļu un organisku broma preparātu un krāsu (eozina) pagatavošanai. Metalurģijā bromu lieto zelta atdalīšanai un platīnas (uz kuru tas nereaģē) tīrīšanai. Ari broms, līdzīgi chloram, iznīcina bakterijas, kapēc to lieto kā dezinfektoru, sevišķi maisījumā ar infuzoriju zemi kā saprešētus gabaliņus („bromum solidificatum“, cietais broms).

Bromūdeņraža pagatavošana. a) sintezejot elementus.

Vienā no pagājušiem eksperimentiem (349 lp. p.) redzējam, ka broms sildot savienojas ar ūdeņradi. Platīna šo reakciju katalitiski paātrina. No Kippa aparāta laižam ūdeņradi skalotnē, kas satur bromu un ielikta siltā ūdenī. Ūdeņraža un broma tvaiku maisījumu no skalotnes laižam caurulē, kurā platīnēts asbests. Cauruli sildot uz platas liesmas, abi elementi savienojas:



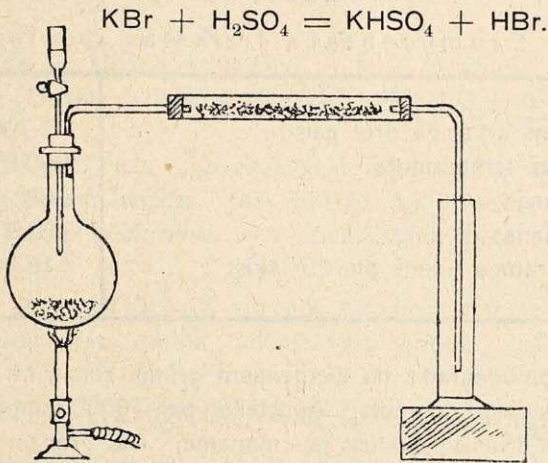
Gāžu maisījumu attīra no broma U-caurulē, kurā atrodas mitrs sarkanais fosfors, samaisīts ar stikla gabaliņiem:



No liekā broma attirito bromūdeņradi adsorbē ar ūdeni stikla skalotnēs, kas pievienotas U—caurulei.

Bez tam bromūdeņradis pagatavojams, līdzīgi chlorūdeņradim, un proti: to izvietojot ar sērskābi no viņa sāļiem. Kolbā ievietojam bromkaliju, aplejam to ar sērskābi (3 daļas sērskābe + 1 d. ūdens) un sildam (zim 217). Sērskābe izvieta bromūdeņraža skābi:

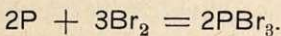
b) no bromkalija un sērskābes.



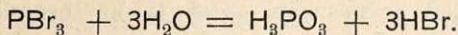
Zīm. № 217. Bromūdeņraža pagatavošana no bromkalija un sērskābes

Bet tā kā bromūdeņradis ar sērskābi pa daļai oksidejas, tad šādi pagatavots bromūdeņradis satur vēl broma piemaisījumu, no kura to attīra ar sarkano fosforu, kā augstāk aprakstīts. Bromūdeņradi ievāc sausā cilindri, izvietojot no ta gaisu.

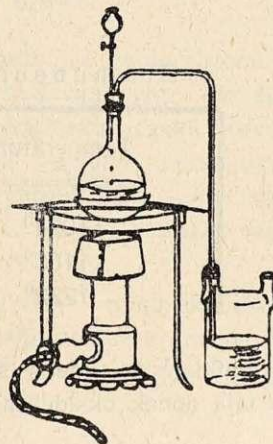
Tāļāk, arī broma iedarbību uz fosforu var izlietot bromūdeņraža pagatavošanai. Nelielā kolbā (zim 218) ievietojam sarkanā fosfora un ūdens maisījumu (1 d. sark. fosfora + 2 d. ūdens). Pēc tam pa pilinamo piltuvi atsevišķiem pilieniem lejam bromu (3 daļas.). Katrs broma pilienis, pieskaroties fosforam, uzliesmo:



Bet šis iegūtais produkts ūdeni tūlīt sadalas, attīstot bromūdeņradi:



Pēdejo ievāc sausā cilindri, vaj arī izšķīdina ūdeni.



c) fosforam un ūdenim iedarbojoties.

Zīm. № 218. Bromūdeņraža pagatavošana no broma, fosfora un ūdens.

Bromūdeņraža fizikālās īpašības.

Bromūdeņradis stipri līdzīgs chlorūdeņradim. Ta ir bezkrāsaina smacejoša gāze, kas gaisā kūp. Ta vieglak sabiezē, nekā chlorūdeņradis un arī vieglak šķīst ūdenī. Bromūdeņradis, šķīsdams ūdenī, tāpat kā chlorūdeņradis paaugstina šķīduma vārišanās temperatūru, kura iegūst maksimumu pie 126° ar 47% HBr satura.

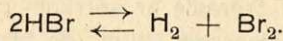
Tabele № 49.

Bromūdeņraža fizikalās īpašības.

Blivums attiecībā pret gaisu	2,796
Kritiskā temperatūra	+90,8°
Vārišanās „	—68°
Sasalšanas „	—87,9°
100 gramos ūdens pie 25° šķīst	193 gr. HBr.

Bromūdeņraža ķīmiskās īpašības.

Bromūdeņradis no elementiem grūtāk rodas un vieglak sadalās, nekā chlorūdeņradis. Augstākā par 1000° temperatūrā bromūdeņraža disociācija kļūst jau manāma, kas redzams no zemāk pievestiem Fogeļa-Falkenšteina pētījumu rezultātiem. Disociācija notiek pēc nolidzinājuma:

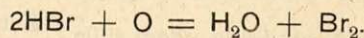


Tabele № 50.

Bromūdeņraža disociācijas pakāpe.

Temperatūra.	Disociācijas pakāpe.
1024°	0,50%
1108°	0,73 „
1222°	1,08 „

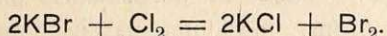
Bromūdeņraža ūdens šķīdums no ilgas stāvēšanas paliek brūns, jo tajā notiek oksidēšanās:



Bromūdeņraža skābes un bromīdu reakcijas.

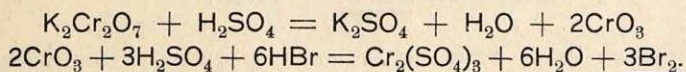
Bromūdeņraža skābe pieder pie stiprām skābēm un šajā ziņā var mēroties ar sālsskābi. Bet tā kā bromūdeņradis viegli izgaist — metalu bromīdi ar sērskābi sadalās (skat. bromūdeņraža pagatavošanu).

Chlorūdens izvieto no bromida šķīduma bromu:



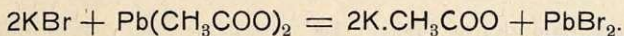
Pielejot šam šķīdumam sēroglekli un krietni saskalojot, broms savelkas sēroglekli un to nokrāso brūnu.

Destilējot ar sērskābi un divchromskābo kaliju, rodas tikai broms:

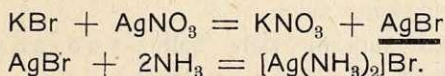


Savienojums CrO_2Br_2 , kas būtu analogisks chromila chlorīdam, šajā gadījumā nerodas (sal. 321 lp. p.). Tapēc destilāts sārma nerada dzeltenu chromātu, bet zaudē savu krāsu (atšķirība no sālskābes).

Bromīdi ar etiķskābā svina šķīdumu dod baltu svina bromīda nogulsni, kas karstā ūdenī šķīst grūtāki, nekā svina chlorīds:



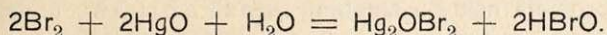
Ar slāpekļskābo subrābu rodas iedzeltens bromsdraba nogulsnis, kas amonjakā šķīst grūtāki, nekā chlorsudrabs:



Kā zināms, bromīdi atstāj zināmu iespaidu uz nervu sistemu, pamazinādami nervu jūtību pret ārejiem uzbudinājumiem. Aiz ša Fizioloģiskā darbība.
iemesla bromnātriju ārstniecībā lieto kā norkotisku līdzekli nervu nomierināšanai, kas rada miegu. Fizioloģiski pētījumi pierādījuši, ka bromnātrijs no asinīm pa daļai chlornātriju. Bet kuņģi tos atdala brīvu bromūdeņraža skābi, kas šajā organa tomēr nav vēlama.

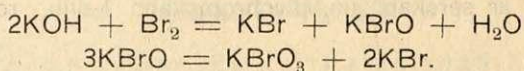
Broma oksīdi līdz šim vēl nav zināmi. No broma skābekļa skābēm pagaidām zināmas tikai divas: bromapskābe un bromskābe. Broma oksīdi.

Bromapskābe, HBrO , pagatavojama, saskalojot brom- Bromapskābe, HBrO .
ūdeni ar dzivsudraba oksīdu:



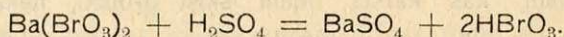
Viņas pagatavošanas metode un īpašības pilnīgi līdzīgi chlorskābes pagatavošanai un īpašībam (326 lp. p.). Ļoti atšķaidīti šķīdumi destilējami retinātā telpā, bet 60^o—tīgs šķīdums jau sadalās pie 30^o.

Bromskābes, Kalija bromāta pagatavošanai izšķīdina 62 gr. kodīgā HBrO₃ sāļu (bromātu), pagatavošana. kalija tādā pat daudzumā ūdens un no pilināmās piltuves pa pilieniem pielej 80 gr. bromu, maisījumu pastāvīgi maisot un dzesējot aukstā ūdenī. Šķīdums nokrāsojas dzeltens un beigās no tā atdalas balts kristalisks bromskābais kalijijs. Reakcija sastāv no divām fāzēm:



Bromīdu elektrolīze. Nātrija un kalija bromātus tehniskā pagatavo, elektrolīzējot bromīdus, kā aprakstīts chlorātu pagatavošanā (331 l.p.). Uz anoda atdalījies broms reaģē uz sārmi, kas attīstas uz katoda. Nātrija bromāta un bromīda maisījumu: NaBrO₃ + 2NaBr lieto zelta atdalīšanai no rūdām.

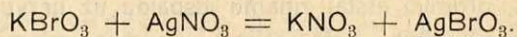
Bromskābes, Brīva bromskābe pagatavojama barija bromāta un sērskābes divkāršās apmaiņas reakcijā:



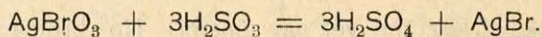
Sērskābais barijs izkrit kā nogulsnis, bet šķīdumā paliek bromskābe. Pēdējā ir zināma tikai šķīdumā: mēģinot koncentrēt, tā sadalās.

Bromskābes un bromātu reakcijas. Neitrali bromātu šķīdumi nerada nogulšņus ne ar chlorbariju, nedz ar etiķskābo svīnu.

Slāpekļskābais sudrabs rada baltu sudraba bromāta nogulsni, kas nešķīst atšķaidītā slāpekļskābē:



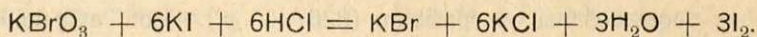
Sudraba bromāta nogulsnis viegli šķīst amonjakā, pie kam rodas sudraba-amonjaka sāļa komplekss. Ja šajā šķīdumā pilinām sērskābi, no jauna rodas nogulsnis. Tikai šajā gadījumā tas ir sudraba bromīds.



Šis nogulsnis šķīst koncentretā amonjakā.

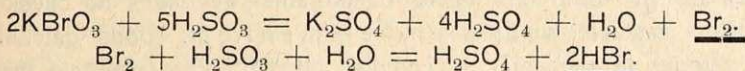
Bromāti, līdzīgi chlorātiem, uzrāda veselu rindu raksturīgu oksidēšanas reakciju.

Kalija bromāta neitralu šķīdumu paskābinām ar atšķaidītu sālsskābi un pielej tam jodkalija šķīdumu. Atdalās jods:

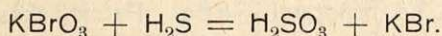


Neitralā šķīdumā jodkalijijs neoksidejas.

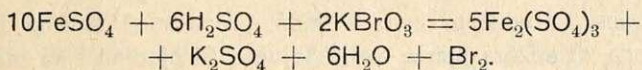
Sērpaskābe, to pamazam pielejot, reducē bromatus, sākmā līdz bromam, bet reducetāju pielejot pārsvarā — līdz pat bromūdeņraža skābei:



Līdzīgā kārtā oksidejas arī sērūdeņradis:

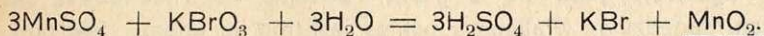


Dzelzs oksiduļa sāļus bromāti oksidē oksīda sāļos:

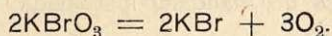


Ja šķīdumam pieļejam sēroglekli un saskalojam, broms pāriet sēroglekļa fāzē un nokrāso to brūnā krāsā. Sārmainā šķīdumā dzelzs sāļu oksidēšana iet vēl tālāk, un proti: līdz sešvērtīgas dzelzs savienojumiem (ferātiem, piem., K_2FeO_4), kas nokrāso šķīdumu tumši-brūnā krāsā.

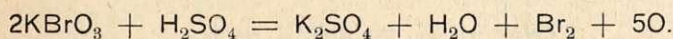
Ar sērskābi paskābināts mangana sulfāts ar bromātiem rada sarkanu nokrāsojumu. Šķīdumu sildot, atdalās brūns mangana peroksīda nogulsnis:



Cietā veidā bromāti, līdzīgi chlorātiem, karsejot atdala skābekli:



Ar koncentretu sērskābi tie acumirkli sadalās, atdalīdami brūnus bromā tvaikus un skābekli:



Jods un viņa savienojumi.

Jods nelielos daudzumos atrodas dažos mineralavotos. Čilzalpetris satur apmēram 0,2% jodskābā nātrija. Joda sāļi (jodīdi) atrodas arī jūras ūdenī, tikai daudz mazākā mērā, nekā chlorīdi un bromīdi.

Joda
atrašānās.

Arī daži jūras augi (algas) spēj asimilēt jūras ūdenī izšķīdušo jodu. Senāk jodu un viņa savienojumus pagatavoja gandrīz vienīgi no šiem augiem. Bet šimbrižam jodu iegūst gandrīz vienīgi no Čilzalpetra atsālņiem, kuri paliek kristalizējot zalpetri.

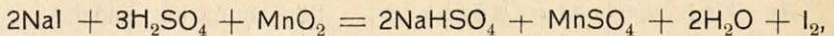
Joda loma organismā.

Vispārīgi, jods organiski savienots atrodas visās dzīvās būtēs. Kaut arī cilvēka organismā viņa daudzums ļoti niecīgs, tomēr vielu apmaiņas procesos, regulējams šo procesu ātrumu, tas izpilda svarīgu lomu un tapēc uzlūkojams kā viens no cilvēka organisma sastāva svarīgiem elementiem. Jods galvenā kārtā atrodas tā saucamā vairoga dziedzeri (glandula thyreoidea), kas jodu atdala kā sevišķu olbaltuma savienojumu: tirojodinu. Analizē pierādījies, ka pieauguša cilvēka vairoga dziedzeri atrodas 0,15% jeb 3,5 miligrami joda. Patoloģiskos gadījumos, kad šis dziedzeris vāji attīstīts, vaj pavisam iztrūkst, organismā novērojama baltumvielu apmaiņas aizturešana, augšanas apstāšanās, garīgo spēju mazināšanās (idiotisms) un citas smagas sekas. Praktiskā pierādījies, ka iekšķīgi lietojot joda preparātus, sevišķi dzīvnieku vairoga dziedzera spirta ekstrakciju (tirojodinu), kā arī šo dziedzeri mākslīgi iepotējot (transplatacija) — šās parādības mazinās. Gadījumos, kad vairoga dziedzeris pārāk attīstīts, novērojama pārmērīga vielu apmaiņa, kas cilvēku novājina, padara nervozu un acis izsauc sevišķas parādības (Bazedova slimība). Visi šie fakti liecina, ka jods organismā izpilda katalizatora lomu, te pavājinādam, te atkal pāātrinādam ķīmisko reakciju gaitu, ko saucam „dzīvošanu“.

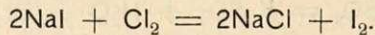
Joda pagatavošana.

Joda pagatavošanas metodes gluži līdzīgas citu halogenu: chlora, bromā pagatavošanas metodēm.

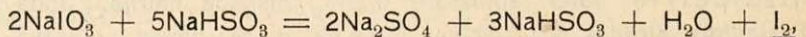
Pagatavojot jodu no alga m, pēdejās vispirms izžāvē un pēc tam sadedzina. Palikušos pelnus izsārmo ar ūdeni. Pēc tam pelnu šķīdumu iztvaicē līdz pēc iespējas pilnīgākai pelnu un citu sastāvdaļu atdalīšanai. Biezā „joda sārmā“ paliek jodnatrijs. Tālāk to apstrāda ar sērskābes un mangana peroksīda maisījumu, pārtvaicējot atdalījušos jodu:



vaj arī izvieto to ar chloru:



Jodu pagatavo arī no Čilizalpetra atsāļņiem, kuros šis elements atrodas kā natrija jodāts, NaIO_3 . Pēdejo reducē ar natrija bisulfītu:



pie kam no šķīduma atdalās kristalīks jods.

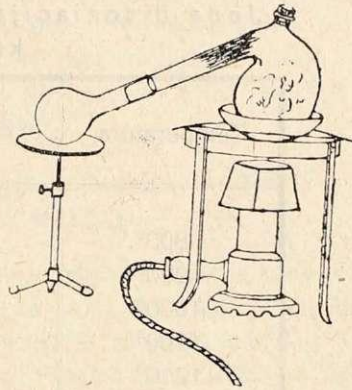
Joda tīrīšana.

Neizstrādāts jods vēl satur kā piemaisījumus sāļus un chloru. Attīrīšanai to samaisa ar jodkaliju un sublimē. Jodkalījs uzņem chloru, pārvērsdamies chlorkalijā. Iegūtais preparāts ārstniecībā pazīstams kā iodum purum resublimatum.

Jods parastā temperatūrā cieti vijoleti-peleki rombiski kristali, ar metalisku spožumu. Lēni sildot, tas nekusdams izgaro (sublimejas) un vijoleti joda tvaiki nogulstas kā kristali uz trauka sienām (zim. 219). Tas kūst pie 114° un izkausets vāras zem 760 m/m spiediena pie 183° . Jods ūdeni šķīst vāji, bet

Joda fizikalās īpašības.

spirtā, eteri, sēroglekli un citos organiskos šķīdinatajos šķīst ļoti labi. Joda šķīdumi sēroglekli un chloroformā nokrāsoti vijoletā krāsā, bet joda šķīdumiem spirtā un eteri ir brūna krāsa. Tā kā arī joda tvaiki ir vijoleti, tad pieņemts, ka joda šķīdumi sērogleklī un chloroformā satur jodu brīvā veidā (t.i. kā elementu), bet joda brūnie šķīdumi ir joda savienojumi ar šķīdinataju (spirtu, eteri u. c.). Šādu uzskatu apstiprina arī šo šķīdumu fizikal-



Zīm. № 219. Joda sublimācija.

ķīmiskās īpašības. $10^{\circ}/_{0}$ -tīgu joda šķīdumu spirtā ārstniecībā pazīst kā „joda tinkturu“ (tinctura iodi simplex).

Joda tvaiku blīvums attiecībā pret gaisu (temperatūrās, kas tuvu joda vārišanās temperatūrai) ir 8,758. No tā joda molekularsvars aprēķināms pēc formulas (210 lp. p.):

$$M = 28,97 \times \delta = 28,97 \times 8,758 = 253,7.$$

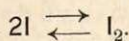
Tā kā joda atomsvārs = 126,92, tad joda atomu skaits vienā molekulā:

$$n = \frac{253,7}{126,92} = 2,$$

i. joda molekulas sastāvs zemās temperatūrās apzīmējams ar I_2 .

Bet par 500° augstākās temperatūrās joda tvaika blīvums pamazinas, tuvodamies pusei no iepriekšējā lieluma. Tā tad: augstās temperatūrās joda molekulas sadalās atomos, saskaņā ar līdzsvara nolīdzinājumu:

Joda disociācija.



Štarks un Bodenšteins (Starck, Bodenstein) pierādīja, ka joda molekulu disociācija atomos padota līdzsvara likumam:

$$\frac{a^2}{b} = K$$

(83 lp. p.), pie kam a—vienkāršu I molekulu skaits, un b—saliktu I₂ molekulu skaits tilpuma vienībā. Tie atrada sekošas I₂ molekulu disociācijas pakāpes:

Tabele № 51.

Joda disociācijas pakāpe un līdzsvara konstante.

Temperatura	I ₂ disociācijas pakāpe	Līdzsvara $2I \rightleftharpoons I_2$ konstante K
800 ⁰	10,1 ⁰ o	0,000129
900 ⁰	19,5 „	0,000492
1000 ⁰	33,1 „	0,00158
1100 ⁰	49,8 „	0,00436
1200 ⁰	65,0 „	0,0102

No ta redzams, ka jods, līdzīgi ozonam, var pastāvēt divās alotropiskās formās, no kurām viena atbilst formulai I, un otra — I₂. Zemās temperatūrās pārsvarā I₂ molekulas, bet augstās — I. Pie 1200⁰ pēdejo skaits sasniedz 65⁰o (skat. tabeli).

Joda fizikalās īpašības pievestas sekojošā tabelē:

Tabele 52.

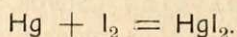
Joda fizikalās īpašības.

Kristal. joda blīvums pie 17 ⁰ .	4,948
Kušanas temperatūra . . .	114,2 ⁰
Vārišanās „ . . .	183,05 ⁰
Kritiskā „ . . .	512 ⁰
100 gr. ūdens šķīst. . . .	0,02 gr. I.

Joda ķīmiskās īpašības

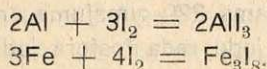
Jods spēj savienoties ar daudziem elementiem, kaut gan ne tik enerģiski, kā citi halogēni.

Joda maisījums ar dzīvsudrabu, beržot piestiņā, jau pārvēršas sarkanā dzīvsudraba jodidā:

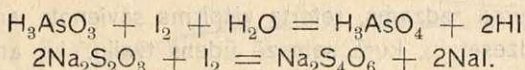


Joda maisījumos ar alumīnija pulveri, kā arī ar dzelzs skaidiņam, uzpildot tiem dažus ūdens pilienus, norisinās enerģiskas

savienošanās reakcijas, pie kam atdalās ļoti daudz siltuma (ekzotermiskas reakcijas) :



Jods, līdzīgi chloram un bromam, ūdens klātbūtnē reaģē kā Jodometrija oksidētajs. Tā kā jods maz šķīst ūdenī, tad oksidēšanas reakcijam lieto joda šķīdumu jodkalijā, par ko runasim drusku vēlāk. Analītiskā ķīmijā sevišķi svarīgas arsenpaskābes un natrija tiosulfata oksidēšanas reakcijas :

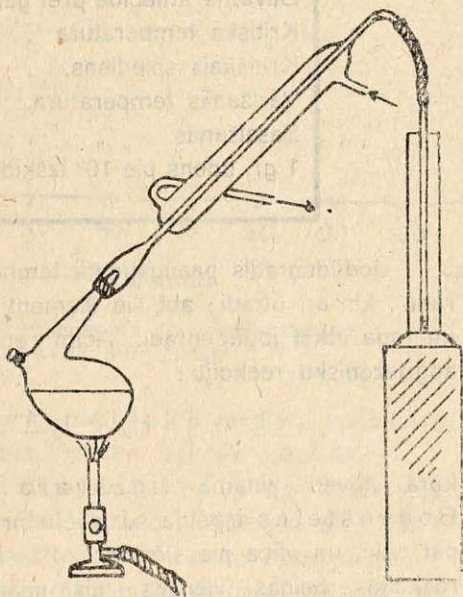


Pielejot pietiekoši daudz reducetāja, abos gadījumos joda šķīdums jodkalijā zaudē savu krāsu. Tā kā ša reakcija ļoti jūtīga, to lieto, no vienas puses — joda, no otras — ar jodu oksidējamo vielu kvantitatīvai noteikšanai. Pētamo vielu izšķīdina ūdenī un „titrē“ ar noteiktas koncentrācijas joda šķīdumu, kamēr izzūd joda krāsa. Pēc reakcijā izlietotiem joda šķīduma kub. centimetriem aprēķina patērētā joda, kā arī jodam ekvivalento pētāmās vielas daudzumu. Šādu tilpuma analīzi sauc jodometriju.

Ša metode kļūst vēl jūtīgāka caur to, ka jods ar stērķele m dod sevišķu krāsainu reakciju. Jau iepriekšējās lekcijās vairakkārt tikam novērojuši ka minimalākie joda daudzumi, samaisīti ar stērķeļu šķīdumu, pēdejo nokrāso intensīvi zilā krāsā. Domājams, ka pie tam rodas abu šo vielu zils savienojums, kurš tomēr ļoti nestabils, jo šķīdumu sildot, zilā krāsa pazūd. Šķīdumu atdzesejot, ta parādas no jauna.

Jodūdeņradis nav pagatavojams, koncentretai sērskābei iedarbojoties uz jodīdiem (piem., jodkaliju), jo jodūdeņradis reducē sērskābi, pats pie tam oksidēdamies jodā. Tapēc parasti to pagatavo, ar sarkano fosforu iedarbojoties uz ūdens un joda maisījumu. Tam nolūkam

Joda iedarbība uz stērķelem.

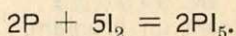


Jodūdeņraža pagatavošana.

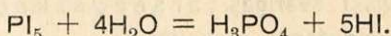
Zīm. № 220. Jodūdeņraža pagatavošana no joda, fosfora un ūdens.

tapēc parasti to pagatavo, ar sarkano fosforu iedarbojoties uz ūdens un joda maisījumu. Tam nolūkam

ieberam retortā 100 gr. joda un aplejam to ar 20 gr. ūdens, pēc tam ieberam 5 gr. sarkanā fosfora, visu samaisam, un nostādot aparaturu, kā redzams 220 zimejumā, retortu pamazam sildam. Sākumā fosfors ar jodu rada fosfora jodīdu:



Bet šis savienojums ūdeni tūliņ sadalas, atdalidams jodūdeņradi:



Kā zimejumā redzams, retorta vispirms savienota ar t. s. „atpakaļ tekošu“ dzesetāju, kurā sabiezē ūdens tvaiki, kā arī nogulstas ar jodūdeņradi aizvāktie joda tvaiki; šīs vielas tādejādi iepļūst atpakaļ retortā, bet gāzejads jodūdeņradis sakrājas cilindri.

HI fizikalās īpašības.

Jodūdeņradis — bezkrāsaina, smacejoša un smaga gāze, kas gaisā kūp. Viņa fizikalās īpašības pievestas sekošā tabelē:

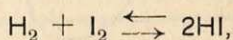
Tabele 53.

Jodūdeņraža fizikalās īpašības.

Blivums attiecībā pret gaisu	4,3757
Kritiskā temperatūra	150,7 ⁰
Kritiskais spiediens.	71 atm.
Vārišanās temperatūra.	—35,7 ⁰
Sasalšanas „	—50,8 ⁰
1 gr. ūdens pie 10 ⁰ izšķīdina.	425 cm ³ HI

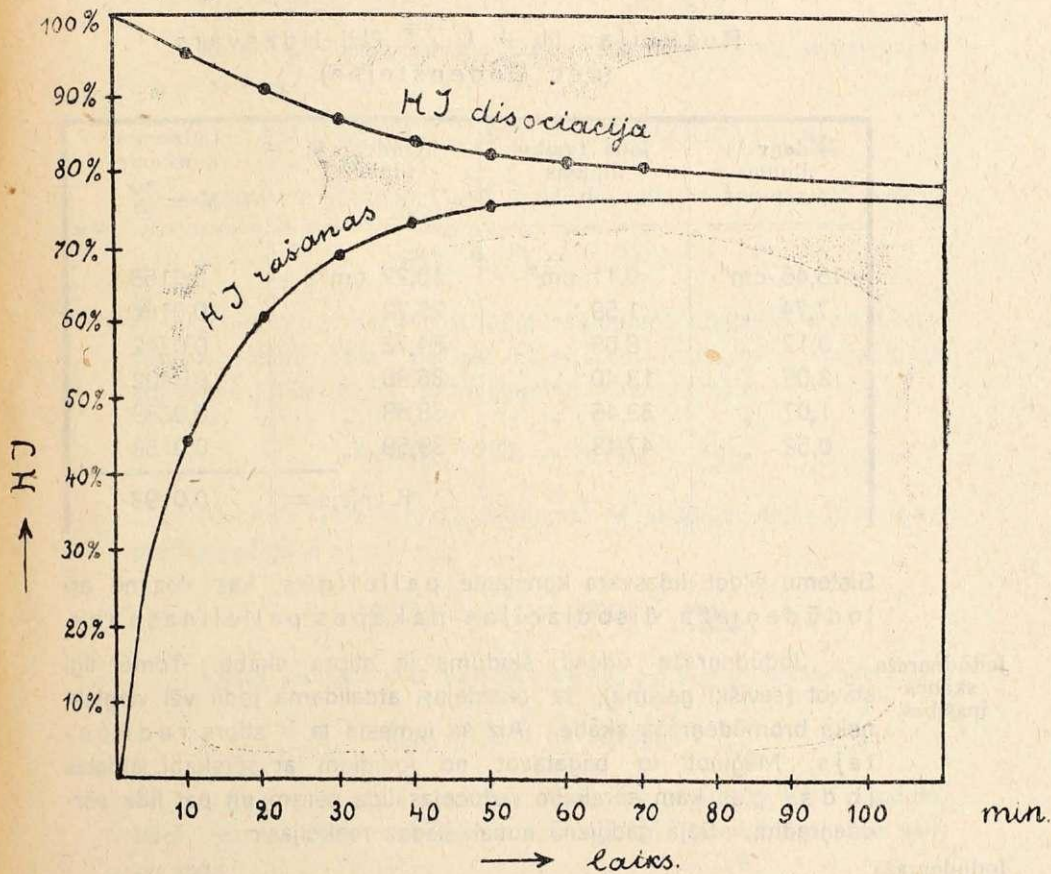
Jodūdeņraža rašanās un disociācija.

Jodūdeņradis paaugstinātā temperatūrā sadalas jodā un ūdeņradi. Un arī otrādi: abi šie elementji šajos pat apstākļos savienojas un rada atkal jodūdeņradi. Acīm redzams, mums šeit darišana ar apgriezenisku reakciju:



kura noved zināmā līdzsvara stāvokli (sal. 82 lp. p.). Bodenšteins izpētīja šo abeju pretejo reakciju ātrumus, katru par sevi, un nāca pie slēdziena, ka sistēmas beigu stāvoklis reakcijas beigās vienads, un neatkarīgs no tā, vaj izejam no ūdeņraža un joda tvaika maisījuma, vaj no gatava jodūdeņraža. Ja koordinātu sistēmā uz ordinātu asis apzīmejam jodūdeņraža daudzumu maisījumā (tilpuma procentos) pēc zinama laika no reakcijas sākuma, bet uz abscisu asis — laiku, tad iegūstam

divas liknes, kas redzamas 221 zimejumā. Augšējā likne norāda jodūdeņraža disociācijas procesu, bet apakšējā — šās vielas rašanās reakcijas gaitu. No zimejuma redzams, ka abas liknes asimptotiski tuvojas viena otrai un pēc pietiekoši gara laika sprīža abas pilnīgi saplūst. Tas apstiprina 82 un 83 lp. pusēs izteikto



Zīm. № 221. Jodūdeņraža rašanās un disociācijas ātrums pēc Bodēnšteina pētījumiem.

uzskatu par ķīmisko līdzsvaru kinētisko raksturu, pēc kura līdzsvara stāvoklis ir divu preteja virziena reakciju rezultats.

No ša paša klasiskā piemēra Bodēnšteins aprēķināja līdzsvarā klātesošo vielu attiecību dažādos reakcijas sākuma apstākļos, un ieguva pilnīgu aktīvo masu likuma apstiprinājumu. Ja reakcijas beigās analīzejam maisījuma tilpuma sastāvu un atrodam tajā a cm^3 ūdeņraža, b cm^3 joda (tvaika veidā) un c cm^3 jodūdeņraža, tad attiecībai

$$\frac{ab}{c^2} = K$$

jabūt konstantai (konstantā temperatūrā). Sekojošā tabelē pievestie minētā autora pētījumu rezultāti pilnīgi apstiprina šo aktīvo masu likuma prasību.

Tabele 54.

Reakcijas $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ līdzsvars
(pēc Bodēnšteina).

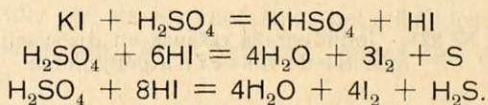
Ūdeņraža tilpums a	Joda tvaiku tilpums b	Jodūdeņraža tilpums c	Līdzsvara konstante $K = \frac{ab}{c^2}$
15,46 cm ³	0,11 cm ³	10,22 cm ³	0,0163
7,74 "	1,59 "	25,72 "	0,0186
3,17 "	8,06 "	34,72 "	0,0212
2,06 "	13,40 "	36,98 "	0,0202
1,07 "	33,46 "	38,68 "	0,0239
0,52 "	47,48 "	39,59 "	0,0158
		K videjs =	0,0193

Sistemu sildot, līdzsvara konstante palielinās, kas nozīmē arī jodūdeņraža disociācijas pakāpes palielināšanos.

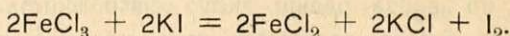
Jodūdeņraža skābes īpašības.

Jodūdeņraža ūdens šķīdums ir stipra skābe. Tomēr ilgi stāvēt (sevišķi gaismā), tā oksidejas, atdalidama jodu vēl vieglāk, nekā bromūdeņraža skābe. Aiz ša iemesla tā ir stiprs reducētājs. Mēģinot to pagatavot no jodīdiem ar sērskābi, atdalās jods, pie kam sērskābe reducējas līdz sēram un pat līdz sērūdeņradim. Šajā gadījumā notiek šādas reakcijas:

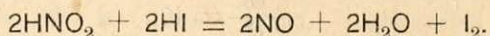
Jodūdeņraža skābes un jodīdu reakcijas



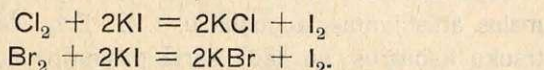
Ferichlorīds jodīdus oksidē; pie tam atdalās jods, kas nokrāso šķīdumu brūnā krāsā. Ja šķīdumu saskalo ar chloroformu, jods savēlkas chloroformā un nokrāso to violeto:



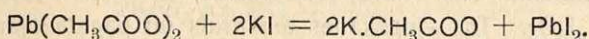
Pat tik vājš oksidētājs, kā slāpekļpaskābe, oksidē arī etiķskābi paskābinātus jodīdu šķīdumus (sal. 185 lp. p.):



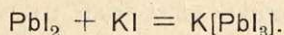
Chlor- un bromūdens no jodīdu šķīdumiem izvieta elementaru jodu. Saskalojot ar chloroformu, novērojams vijolets nokrāsojums:



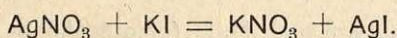
Ar etiķskābo svīnu jodīdi rada dzeltenu svīna jodīda nogulsni:



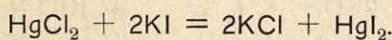
Šis nogulsnis tomēr šķīst liekā jodīdā un rada kompleksa sāli KPbI_3 :



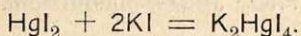
Sudraba nitrāts jodīdu šķīdumos nogulsnē dzeltenu sudraba jodīdu, kas nešķīst ne skābēs, nedz arī koncentrētā amonjakā (atšķirība no bromīdiem un chlorīdiem):



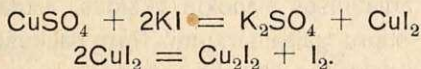
Merkurichlorīda šķīdums ar jodīdiem dod sarkanu merkurijodīda nogulsni:



Liekā jodīdā rodas viegli šķīstošs kompleksa sāls:



Vaŗa vitriols jodīdu šķīdumos nogulsnē kuprijodīdu, kuŗš tomēr tūliņ sadalas kuprojodīdā (vienvērtīga vaŗa sāli) un jodā:

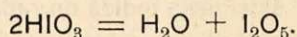


Jods grūti šķīst ūdenī, bet toties viegli pāriet šķīdumā, ja Polijodīdi. ūdenī izšķīdina jodkalīju. Šajā gadījumā rodas kalīja trijodīds, KI_3 . Ka jods šeit ķīmiski savienojies (bet nevis tikai izšķīdis), redzams no tā, ka iegūto šķīdumu saskalojot ar chloroformu, vaj sēroglekli, jods tajos nepāriet, un tie paliek bezkrāsaini. Ari citi jodīdi rada ar jodu komplicetus savienojumus, līdzīgus KI_3 . Tie, tā tad, uzlūkojami kā trijodūdeņraŗa skābes, HI_3 , sāļi.

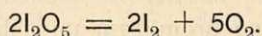
Elementars jods ir nāvīgs, bet viņa savienojumi uz organismu ārstāj labu iespaidu. Mēs redzejam, ka jods vairoga dziedzeri Jodīdu fizioloģiskā darbība. pats svarīgākais elements, un 356 lp. pusē iepazīnāties ar ša

organa funkciju vielu apmaiņas procesā. Jodidu fizioloģiskā darbība stāv ciešā sakarā ar šiem faktiem: jodidi ierosina vairoga dziedzera darbību, kas no organisma atdala audu nenormālos attīstījumus, augoņus u. t. l. Bez tam tie paplašina asins trauku kapilārus un tādā kārtā pastiprina asins riņķošanu. Tapēc joda sāļus, galvenā kārtā jodnatriju un jodkaliju, bieži lieto ārstniecībā.

Joda oksīdi; I_2O_5 . Zināms tikai viens joda oksīds, un proti: joda pentoksīds, I_2O_5 . Tas—jodskābes anhidrīds un pagatavojams, šo skābi sildot līdz 170° :



Joda pentoksīds ir balta kristāliska viela, kas stabilāka, nekā hlora oksīdi. Ta sadalās tikai augstākā par 300° temperatūrā:

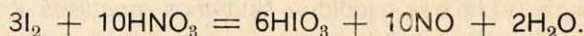


Jodapspābe HIO . J o d a p s k ā b e, HJO (chlorapspābes un bromapspābes analogs), brīvāveidā nav zināma. Viņas sāļi rodas kā starpprodukts, jodam iedarbojoties uz sārmiem:



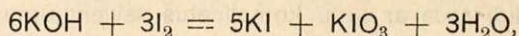
Bet tie sadalās vēl atrak, nek hipochlorīti, pārvērsdamies jodatos.

Jodskābe, HIO_3 . J o d s k ā b e, HIO_3 , rodas, jodam iedarbojoties uz 100%o-tīgu slāpekļskābi:

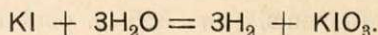


Šajā reakcijā attīstījušos slāpekļa oksīdus aizdabū projam, laižot caur šķīdumu stipru gaisa straumi. Pāri palikušo cieto masu izšķīdina nedaudz ūdeni un iztvaiko gandrīz sausu. Biezo šķīdumu dzesejot, no ta kristalīzejas balti jodskābes kristāli, kuri gaisā, pievilkdami mitrumu, izplūst.

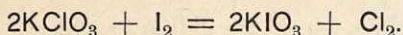
Jodskābes sāļus, j o d a t u s, var pagatavot, ar jodu iedarbojoties uz kodīgiem sārmiem:



vaj (līdzīgi chlorātiem) elektrolīzējot jodidus:



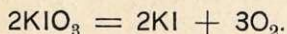
Ļoti interesanti, ka jodati pagatavojami arī, jodam iedarbojoties uz chlorātiem, slāpekļskābā šķīdumā.



Šajā reakcijā jods apmaina Bertoleja sāli chloru.

Jodskābais kalcijs sildot kūst un sadalās daudz augstākā temperatūrā, nekā chlorskābais kalcijs:

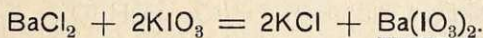
Jodskābes un jodatu reakcijas.



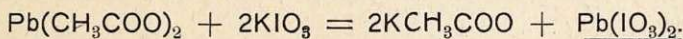
Koncentrēta sērskābe jodātus nesadala.

Jodatu šķīdumi uzrāda sekošas reakcijas:

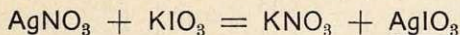
Ar barija chlorīdu izkrit balts nogulsnis, kas grūti šķīst atšķaidītā slāpekļskābē:



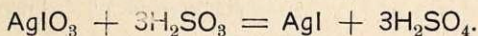
Ar etiķskābo svīnu rodas balts svīna jodata nogulsnis:



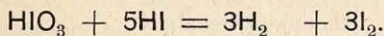
Sudraba nitrāts dod biezu baltu sudraba jodata nogulsni, kas šķīst atšķaidītā amonjakā:



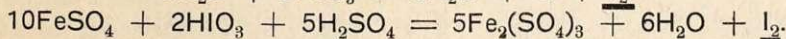
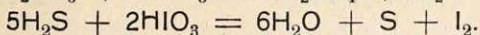
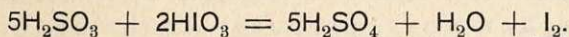
Ja sudraba jodata amonjaka šķīdumam pielejām sērskābi, atdalās iedzeltens sudraba jodīda nogulsnis:



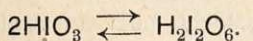
Jodkalijs neitralā šķīdumā uz jodātiem neiedarbojas. Bet pielejot vāju skābi (pat etiķskābi), jodskābe reducējas, atdalīdama jodu:



Līdzīgā kārtā skābos šķīdumos norisinās arī sērskābes, sērūdeņraža, dzelzs oksīduļa sāļu u. c. reducētāju oksidēšana:



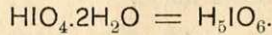
Jodskābe bez neitraliem sāļiem rada arī vēl skābus sāļus, piem., kalija bijodatu: $\text{KH}(\text{IO}_3)_2$. Tas pierāda, ka jodskābē var notikt arī asociācija:



Jodpārskābe, HIO_4 , atbilst visaugstākai joda oksidešanas pakāpei. To iegūst, jodam iedarbojoties uz chlorpārskābi:

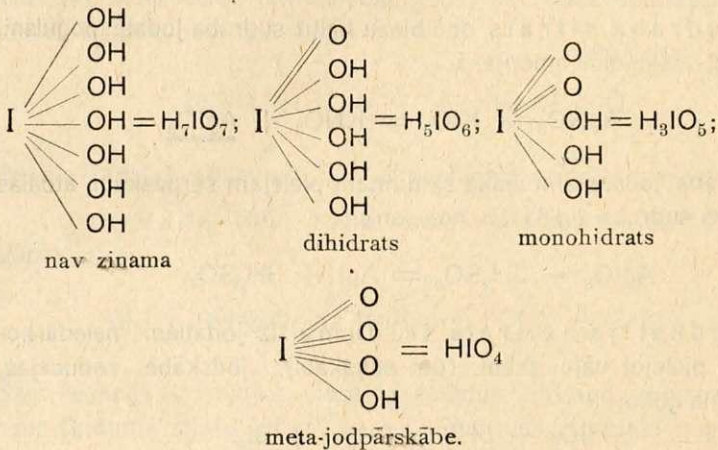


t. i. chloru apmainot ar jodu. Viņa kristalīzejas ar 2 ūdens molekulām kā hidrāts:



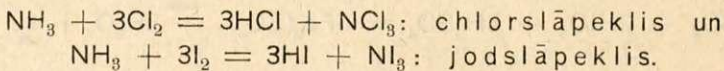
Jodpārskābe sildot sadalās joda pentoksīdā un skābeklī.

Jodpārskābes sāļi (perjodāti) pagatavojami, elektrolītiski oksidējot jodātus. Bez normaliem perjodātiem (metaperjodātiem), kuru sastāvs MeIO_4 , (šeit Me — apzīmē vienvērtīgu metalu), zināmi vēl komplicētāka rakstura sāļi, un proti: Me_3IO_5 un Me_5IO_6 , kuri rodas no jodpārskābes hidrātiem: H_3IO_5 un H_5IO_6 . Šo savienojumu pastāvēšana apstiprina pieņēmumu, ka halogēni septiņvērtīgi (skat. chlora savienojumu strukturformulas 338 l.p.). Tapēc jodpārskābei un tās sāļiem paredzamas šādas strukturformulas:



Halogēnu savienojumi ar slāpekli.

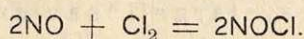
Chlorslāpekļlis: NCl_3 un jodslāpekļlis: NI_3 . Halogēniem iedarbojoties uz amonjaku un viņa sāļiem, rodas ūdeņraža apmaiņas produkti ar halogēniem.



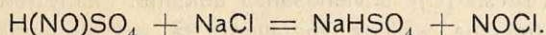
Šie ir ļoti bīstami savienojumi, jo tie sprāgst no visniecīgākā satricinājuma, dažreiz pat no neizprotama iemesla. Tapēc lielos vairumos tos nedrīkst pagatavot, nedz arī uzglabāt.

Jodslāpekļa pagatavošanai lieto joda tinkturu (joda šķīdumu spirtā). To atšķaidot ar ūdeni, nogulstas smalks joda pulveris, kuru ar ūdeni vēl izmazgā un atdala no šķīduma. Pēc tam to aplej ar koncentrētu amonjaka šķīdumu. Rodas jodslāpekļis kā melns pulveris. To ievāc vairākos filtros, ar spirtu izmazgā un sausē brīvā gaisā. Pieskaroties iegūtam preparātam ar spalviņu, tas sprāgst.

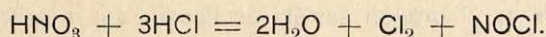
Daudz stabilāki tie slāpekļa atvasinājumi, kuri satur skābekli. Slāpekļa oksīds tieši savienojas ar chloru, radīdams dzeltenu gāzi, kura pie -5° sabiezē dzeltenbrūnā šķīdumā: Chlornitrozils, NOCl.



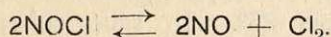
Tā kā radikālu NO sauc nitrozilu, tad NOCl nosaukts par chlornitrozilu. Visbiežāki to pagatavo, sildot nitrozilsērskābi (t. s. kāmeru kristālus), ko iegūst sērskābes fabrikācijā, ar vāramo sāli:



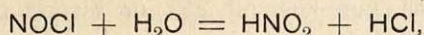
Chlornitrozils rodas arī „karaļūdenī“ (3 d. sālskābes un 1 d. slāpekļskābes maisījumā):



Tas sadalās tikai augstākā par 700° temperatūrā chlorā un slāpekļa oksidā:



Ūdenī chlornitrozils hidrolizejas:



pie kam rodas slāpekļpaskābe un chlorūdeņradis. Uzlūkojot nitrozilu, NO, kā metaloīdu radikālu, chlornitrozilu varam pieņemt kā slāpekļpaskābes chloranhidridu.

Halogenu savienojumi ar oglekli.

Mēs jau redzējam, ka laižot sēroglekli chloru, sērs apmainās pret chloru un rezultātā rodas smags šķīdums, kurš vāras pie 76° un kuru sauc oglekļa tetrachlorīdu, CCl_4 (312 lp. p.). Tā kā šo savienojumu var uzlūkot kā ūdeņraža apmaiņas produktu metanā, to mēdz arī saukt tetrachlormetanu. Zināmi arī analogiski fluora, bromā un joda savienojumi: Oglekļa tetrachlorīds, CCl_4 .

CF_4 — oglekļa tetrafluorīds (tetrafluormetāns):
gāze, vārišanās temp. = -15°

CBr_4 — oglekļa tetrabromīds (tetrabrommetans):
cieta viela, kušanas temp. = $95,5^{\circ}$

Cl_4 — oglekļa tetrajodīds (tetrajodmetans): sarkani
kristāli; sildot sadalās.

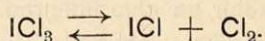
Bez tam metanā apmainot ūdeņradi ar halogēniem, vēl iegūstami, piem., trichlormetans, CHCl_3 jeb chloroforms, kas pazīstams kā iemidzinātājs, un trijodmetans, CHI_3 jeb jodoforms, ko lieto kā antiseptisku līdzekli. Šos savienojumus parasti pieņemts tuvak aplūkot organiskā ķīmijā.

Halogēnu savstarpēji savienojumi.

Vispārīgi, elementu savstarpējā tieksme izrādās jo stiprāka, jo krasāki šie elementi atšķiras viens no otra ķīmiskā ziņā. Tā, piemēram, metāli uzrāda lielu tieksmi uz metaloīdiem, un proti: jo metālam pozitīvāks un metaloīdam negatīvāks raksturs, jo lielāka viņu savstarpējā savienošanās tieksme. Amfoteriem elementiem vāja tieksme kā uz metāliem, tā arī nemetāliem. Šī parādība novērojama arī halogēnu savstarpējos savienojumos. Savā starpā līdzīgākie halogēni nerada savstarpējus savienojumus (piem., chlors ar fluoru), vaj arī rada ļoti nestabilus, kā BrCl , vaj IBr . Turpretim, jods ar chloru un sevišķi ar fluoru rada noteiktus raksturīgus savienojumus.

Chlorjods, ICl . Ja laižam pār jodu sausu chloru, rodas šķidrā masa, no kuras sildot pie 102° destilējas tumši-brūns, eļļai līdzīgs šķidrums, kas sasilst pie 25° . To sauc chlorjodu, jeb joda monochlorīdu, ICl .

Joda trichlorīds, ICl_3 . Bet ja chloru laižam pārsvarā, rodas joda trichlorīda, ICl_3 , dzeltenī kristāli, kuri kūst pie 25° un disociē pie 34° joda monochlorīdā un chlorā:



Ļoti interesanti šo savienojumu rakstura novērtēšanai ir Valdena pētījumi, kas pierāda, ka chlora un joda, kā arī bromā un joda savienojumu šķīdumi šķidrā sērā dioksīdā — ir elektrolīti (t. i. tie vada elektrisko strāvu). Pagājušā lekcijā redzējam, ka elektrolīti ir sāļi, t. i. bināri savienojumi, sastāvoši no pozitīvā jona (metāla) un negatīvā jona (nemetāla, vaj skābju paliekas). Pie šās teorijas turoties, Valdens nāca pie slēdziena, ka jods spēj uzrādīt pozitīvu, t. i. metāla raksturu. Šo slēdzienu apstiprina arī daži citi savienojumi, piem. sērskābais jods, $\text{I}_2(\text{SO}_4)_3$, kurā jods izpilda trīsvērtīga metāla lomu.

Joda pentafluorīds, IF_5 . Acim redzot, arī tas savienojums, kuru Muassans ieguva, tieši reaģējot ar jodu uz fluoru, un kuru sauc joda penta-

fluorīdu, IF_5 , ir sālim līdzīgs; šajā vielā jods piecvērtīgs elements.

Halogenu savstarpejs salīdzinājums.

Salīdzinot savā starpā pedējās lekcijās iztirzatos halogēnus: fluoru, chloru, bromu un jodu, redzam, ka neraugoties uz viņu dažādajām fizikalām īpašībām, tomēr ķīmiskā ziņā tajos liela līdzība. Ša līdzība parādas kā šo elementu ķīmiskā raksturā, tā arī savienojumu sastāvā, kurus tie rada.

Visi četri halogēni krasi negatīvi elementi. To pierāda tas apstākļi, ka tie visi enerģiski savienojas ar metaliem. Kā viņu tieksmju mēraukļu uz metaliem (kaut arī tikai aptuvēm) varam uzlūkot siltuma daudzumus, kas tiem savienojoties attīstas.

Halogenu līdzība.

Tabele 55.

Halogenu un metālu savstarpeju savienojumu rašanās siltumi. a) savienojumi ar metaliem.

	F	Cl	Br	I
Na	109300 cal.	97900 cal.	86100 cal.	69080 cal.
Ca	218400 "	190300 "	154920 "	149010 "
Al	249000 "	161800 "	121950 "	70300 "
Sn ^{IV}	—	129800 "	—	—

Visi četri halogēni savienojas ar ūdeņradi un rada attiecīgas skābes: fluorūdeņradī, chlorūdeņradī, bromūdeņradī un jodūdeņradī. Tikai pirmā no šām skābēm atšķiras no pārējām ar to, ka ta divvērtīga, kamēr visas citas vienvērtīgas. b) savienojumi ar ūdeņradi.

Tikai fluors nerada skābekļa savienojumus. Pārējie halogēni ar ūdeņradi un skābekli rada veselu rindu stipru skābju, kurām analogisks sastāvs, kā redzams sekojošā tabelē: c) oksiskābes.

Tabele 56

Halogenu skābju salīdzinājums.

d) fluors — izņēmums.

(HF) ₂	HCl	HBr	HI
—	HClO	HBrO	HIO
—	(HClO ₂)	—	—
—	HClO ₃	HBrO ₃	HIO ₃
—	HClO ₄	—	HIO ₄

e) valence. Visi četri halogēni ir vienvērtīgi attiecībā uz ūdeņradi; bet attiecībā uz skābekli un hidroksilu tie uzrāda maksimālo valenci, kura ir 7.

f) reakcijas. Visi savā starpā analogiskie halogēnu savienojumi uzrāda arī analogiskas reakcijas, piemēram ar sudraba nitrātu.

Fizikālo īpašību atkarība no atomsvara. Reizā ar šo līdzību tajos novērojama kā fizikālo īpašību, tā arī tieksmju lielumu atšķirība attiecībā uz citiem elementiem. Mēs redzam, ka šās maiņas atrodas ciešā sakarā ar elementu atomsvāriem. Tā, piem., fluors ir pastāvīga gāze (kas nesabiezē parastā temperatūrā), hlors sabiezē zem spiediena, broms — šķidrums, bet jods — cieta viela. Tā tad: atomsvaram palielinoties, paaugstinas kritiskā, vārišanās un kušanas temperatūras. Tas skaidri redzams sekojošā tabelē.

Tabele № 57.

Halogēnu īpašību salīdzinājums.

	F	Cl	Br	I
Atomsvars . . .	19,0	35,46	79,92	126,92
Vārišanās temper.	—187 ⁰	—34,0 ⁰	+59,0 ⁰	+183,0 ⁰
Kušanas „ .	—223 ⁰	—100,9 ⁰	—7,3 ⁰	+114,2 ⁰
Šķidrums blīvums	1,14	1,33	3,18	4,95
„ krāsa .	iezaļgana	zaļi-dzelt.	brūna	vijoleta.

Halogēnu ūdeņraži. Paraleli halogēnu atomsvaram palielinās arī viņu šķidrā veida blīvums. Līdzīgs paralelisms novērojams arī halogēnu ūdeņražos: tajos vārišanās temperatūra pieaug līdz ar halogēna atomsvāra palielināšanos. Vienīgais izņēmums šajā zinā ir fluorūdeņradis, kas vāras daudz augstākā temperatūrā, nekā citi halogēnu ūdeņraži. Bet šis izņēmums pilnīgi izskaidrojams ar to, ka fluorūdeņraža molekulas polimerizejas: (HF)₂. Un, vispārīgi, fluors dažkārt atšķiras no pārējiem halogēniem; tā, piemēram, tas pavisam nerada oksiskābes.

Sudraba sāļu šķīstamība. Salīdzinot savā starpā halogēnu ūdeņražu skābju sudraba sāļus, lielākā šķīstamība novērojama pie fluorsudraba, bet vismazākā pie jodsudraba. Fluorsudrabs viegli šķīst ūdenī, hlorsudrabs šķīst atšķaidītā amonjakā, bromsudrabs — tikai koncentretā amonjakā, bet jodsudrabs nešķīst pat koncentretā amonjakā.

Palielinoties atomsvaram, atrodas skaidri redzamā sakarā ar atomsvāriem. Mēs novērojam, ka palielinoties atomsvaram, halogēnu tieksme uz ūdeņradi pakāpeniski pamazinas. Fluors ar ūdeņradi savienojas tumšā ar sprā-

dzienu un pat šķidra gaisa temperatūrā. Chlora un ūdeņraža maisījums sprāgst parastā temperatūrā, saules gaismā. Broms savienojas ar ūdeņradi tikai sildot, bet jods ar ūdeņradi pat sildot nesavienojas pilnīgi. Pirmā gadījumā atdalās vislielākais siltuma daudzums, bet pēdējā gadījumā siltums tiek saistīts. Sakarā ar to mainas arī halogēnu savienojumu stabilitāte (sal. zemāk sekojošo tabeli). Fluors sadala ūdeni parastā temperatūrā, hlors tikai sildot, vaj arī saules gaismā. Broms un jods ūdenim atņem ūdeņradi tikai reducētajā klātbūtnē. Un otrādi: jodu ūdeņradis visvieglāk oksidējas gaisa skābeklī, bromu ūdeņradis jau grūtāki, bet chloru ūdeņradis tikai sildot, katalizatoru klātbūtnē. Fluoru ūdeņradis pavisam neoksidējas.

Tabele № 58.

Halogēnu ūdeņražu īpašības.

	HF	HCl	HBr	HI
Vārišanās temper.	+19,5°	-82,9°	-68,7°	-35,7°
Sasalšanas „	-92,3°	-111,3°	-86°	-50,8°
Rašanās siltums (gāzes) . . .	+38500 cal.	+22000 cal.	+8600 cal.	-6400 cal.
Disociācijas pakāpe pie 600°.	—	15×10 ⁻⁷ °/o	35×10 ⁻⁴ °/o	19°/o

Salīdzinot halogēnu un metālu savstarpējo savienojumu rašanās siltumus, kas pievesti 55. tabelē, redzam, ka visvairāk enerģijas atdalās, fluoram savienojoties ar metālu, bet vismazāk — jodam savienojoties. Ar to sakarā stāv halogēnu savstarpējas izvietojšanas reakcijas no viņu sāļiem. Fluors izvieto chloru no chlorkalija, hlors izvieto bromu, bet broms — jodu. Uz šo reakciju pamata varam sastādīt sekošu halogēnu tieksmju rindu uz metāliem (sal. 288. lpp.):



No tā izvedams sekošs slēdziens:

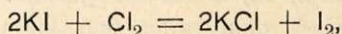
„Palielinoties atomsvaram, halogēnu tieksme uz pozitīvajiem elementiem (ūdeņradi, metāliem) pamazinas“.

Gluži ko preteju novērojam attiecībā uz skābekli. Fluors, kā zināms, ar skābekli nesavienojas. Chlora oksīdi, ir sprāgstīgi savienojumi, bet joda pentoksīds

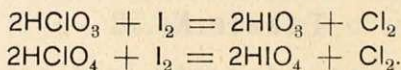
Palielinoties atomsvaram, tieksme uz metāliem pamazinas.

Palielinoties atomsvaram, tieksme uz skābekli palielinās.

I_2O_5 — ekzotermisks savienojums, kas iztura sildišanu līdz 300° . Tā tad oksīdu stabilitāte pieaug, sākot ar fluoru un beidzot ar jodu. To pašu varam sacīt attiecībā uz skābekli saturošām skābēm. Hlorskābe sprāgst, kad mēģinām to koncentrēt, bet jodskābi sildot varam pat pārvērst viņas anhidridā, I_2O_5 . Jodu no tā savienojumiem ar pozitīvajiem elementiem izvieto hlors:



bet jods izvieto arī chloru no viņa savienojumiem ar skābekli un hidroksilu (sal. 365 lp. p.):



Šie fakti pierāda,

„ka palielinoties halogenu atomsvaram, viņu tieksme attiecībā uz negatīviem elementiem un radikāļiem palielinās“.

Valdena pētījumi pierādījuši, ka jods attiecībā pret citiem halogēniem spēj izpildīt arī pozitīva elementa lomu, radot sāļus, piem., $I_2(SO_4)_3$, $I(ClO_4)_3$, vaj $I(CH_3COO)_3$. Salīdzinot šos faktus ar to, ko jau senāk pierādījam, varam visu apvienot sekošā likumā:

„Palielinot halogenu atomsvaru, viņu elektronegatīvais raksturs kļūst arvien vājāks, bet pozitīvais raksturs pastiprinās“.

Sakarā ar to jodu no ķīmiskā viedokļa varam uzlūkot kā „pusmetālu“; un dažas šā elementa fizikalās īpašības šādu uzskatu pilnīgi attaisno.

Divdesmit sestā lekcija.

Periodiskā elementu sistēma.

Elementu īpašību atkarība no viņu atomsvāriem. — Triādu likums. — Oktavu likums. — Mendelejeva sistēma — Fizikālo īpašību periodiskā maiņa. — Elementu valences periodiskā maiņa. — Elementu ķīmiskā rakstura periodiskā maiņa. — Periodi un grupas. — Atsevišķu grupu salīdzinājums. — Retzemju grupa. — Periodiskās sistēmas vispārējie likumi. — Periodiskās sistēmas priekšrocības un trūkumi. — Mnemotehnika. — Periodiskā sistēma kā vadītāja zinātniskos pētījumos. — Atomsvāru izvēle. — Ķīmiskā sistematika. — Periodiskās sistēmas problēmas. — Mendelejeva pareģojumi. — Sablīvējumi. — Svina izotopi. — Elementu plejades. — Fajansa teorija. — Atomsvāru diferences. — Izņēmumi no elementu konsekvences likuma. — Prouta hipotēze. — Iebildumi pret šo hipotēzi. — Elementi ar veseliem atomsvāru skaitiem. — Kanālu stari. — Astona pētījumi. — Periodiskā likuma eksperimentāli apstiprinājumi. — Rentģena stari. — Rentģena staru spektri. — Kārtības skaiti — Mozli likums. — Vispārējais elementu skaits. — Jaunākā valences teorija. — Ūdeņraža spektrs. — Balmera serijs. — „Kvantu“ teorija. — Ūdeņraža atoma modelis pēc Bora. — Ūdeņraža izstarojums kā elektronu svārstību sekas. — Balmera likuma izvedums. — Ridberga konstante. — Elektronu ātrums un orbitas rādiuss. — Citu atomu modeļi. — Kodola pozitīvais lādiņš. — Kodola lādiņa sakars ar kārtības skaitu. — Elektronu skaits vienāds ar kārtības skaitu. — Kodolu īpašības. — Elektronu īpašības. — Kodolu uzbūve. — Kodolu sabrukums. — Ūdeņraža stāvoklis periodiskā sistēmā. — Ārējās čaulas elektroni — Ārējās čaulas elektronu skaits vienāds ar valenci. — Sistēmu izcelšanās no astoņiem elektroniem. — Valences izskaidrojums. — Nulles grupas elementi. — Elektronu reakciju šēma — Gala vārds. — Zommerfelda domas. —

Mēs halogēnos iepazīnāties ar elementu grupu, kuri ķīmiskā ziņā savā starpā ļoti līdzīgi un rada arī līdzīgus savienojumus. Tāpēc, salīdzinot halogēnus, mēs pārliecinājamies, ka viņu fizikalās un ķīmiskās īpašības kārtīgi mainas sakarā ar elementa atomsvāru. Ceļas jautājums, vai šim sakaram starp dažādu elementu īpašībām un viņu atomsvāriem (kā pamatīpašībām) ir vispārīga likuma raksturs, vai ne?

Elementu īpašību atkarība no viņu atomsvāriem.

Patiesībā šādas sakarības ideja zinātnē parādījās jau ļoti sen. Jau 1817 gadā, neilgi pēc tam, kad Daltons lika pamatus atomhipotēzei un tika izdarīti pirmie atomsvāru noteikšanas mēģinājumi, Debereiners (Döbereiner) norādīja, ka savā starpā līdzīgus elementus var savienot grupās pēc viņu atomsvāru lieluma, katrā pa trim elementiem tā, ka katras „triādas“ vidus locekļa atomsvārs aptuvēm vienāds ar divu galejo locekļu atomsvāru aritmētisko vidējo skaitu.

Triādu likums.

Šo triadu likumu paskaidro sekoši piemēri:

kalijs = 39,10	}	rubidijs = 85,45	}	kalcijs = 40,07	}	stroncijs = 87,63	
cezijs = 132,81				barijs = 137,37			
videjs = 85,955				videjs = 88,72			

fosfors = 31,04	}	arsens = 74,96	}	sērs = 32,06	}	selens = 79,2	
antimons = 120,2				tellurs = 127,5			
videjs = 75,62				videjs = 79,98			

chlors = 35,46	}		}			
jods = 126,92					}	
videjs = 81,19						

Oktavu
likums.

Ņulends (Newlands) šajā virzienā gāja vēl tālāk. Tas savā referatā 1864 g. Londonas Karaliskā Biedrībā izsacīja šādas domas:

„Ja visus elementus saliekam pēc viņu atomsvariem rindās, par 8 katrā, tad novērojam, ka pēc katriem astoņiem elementiem atkārtojas līdzīgi elementi“.

Šo likumu Ņulends nosauca oktavu likumu. Bet ša ideja par elementu īpašību sakaru ar viņu atomsvariem izlikas tajā laikā tik neticama, ka biedrības priekšsēdētājs pēc referata ironiski jautāja autoram:

„Vaj tas nav mēģinājis sakārtot elementus arī alfabētiskā kārtībā?“

Šis fakts pierāda, ka katra jauna ideja, pat starp zinātnes priekšstāvjiem, atrod pretošanos, kura jo lielāka, jo ša ideja oriģinālāka.

Tikai drusku vēlāk Lotars Meijers (Lothar Meyer) un Dm. Iv. Mendeļejevs (Д. И. Менделѣевъ), viens no otra neatkarīgi, pilnīgā veidā izteica elementu periodiskol likumu. Sevišķi Mendeļejevs šo likumu papildināja un uz viņa pamata iepriekš noteica veselu rindu jaunu fakti, kuri pēc neilga laika patiešām tika arī atrasti.

Mende-
lejeva
sistema.

Visi elementi Mendeļejeva periodiskā sistēmā sakārtoti pēc viņu atomsvara lieluma 10 horizontalās rindās jeb periodos (sal. 60 tabeli), pie kam tādā gadījumā līdzīgie elementi atrodas viens zem otra vienā vertikālā stabiņā („grupā“).

Pastāv īsi periodi, sastāvoši no 8 elementiem (piem., 1, 2, 4 periods) un gaŗi, kuros 11 elementi (3, 5 un 8-ais). Katrā peri-

odā elementu fizikalās un ķīmiskās īpašības kārtīgi un paraleli mainas līdz ar atomsvāriem. Kā piemēru, salīdzināsim pirmo divu periodu elementu īpašības, kas pievestas sekošā tabelē:

Tabele 59.

Elementu atomsvāri un fizikalās īpašības.

1. periods:	He	Li	Be	B (amorf.)	C grafīts	N	O	F
Atomsvārs	4	7	9,1	11	12	14	16	19
Īpatnejs svārs.	0,122	0,534	1,85	2,45	2,25	0,791	1,134	1,108
Kušanas temp. .	-272°	179°	<960°	—	[4400°?]	-210°	-227	-233°
Vārišanās. „ .	-268,7°	>1400°	—	elekt. lokā.	elekt. lokā	-196°	-183°	-187°
2. periods:	Ne	Na	Mg	Al	Si	P (baltais)	S (robm.)	Cl
Atomsvārs	20,2	23	24,3	27,1	28,3	31	32	35,5
Īpatnejs svārs.	—	0,971°	1,743	2,583	2,00	1,83	2,052	1,507
Kušanas temper.	-250°	97°	651°	657°	1458°	44,2°	113°	-101°
Vārišanās. „ .	-243°	877°	1120°	1800°	elekt. loka	287°	444°	-34°

Katrā periodā, palielinoties atomsvāram, palielinās elementu īpatnejs svārs, kušanas temperatūra un vārišanās temperatūra; tie sasniedz perioda vidū maksimumu un pēc tam kārtīgi atkal pamazinas. Daži šā likuma izņēmumi, varbūt, izskaidrojami ar to, ka tabelē pievestās īpašības attiecas nevis uz atomiem, bet uz molekulām, kas sastādītas no dažādiem atsevišķu atomu daudzumiem.

Fizikālo īpašību periodiskā maiņa.

Daudz vairāk ievērojamas kārtīgās ķīmiskā rakstura maiņas, kas novērojamas, salīdzinot atsevišķu periodu elementus.

Elementu valence attiecībā uz elektronegatīviem elementiem, palielinoties atomsvāram, katrā periodā pieaug par vienu. Tā, piem., pirmā periodā mums ir šādi savienojumi:

Elementu valences periodiskā maiņa.

- a) ar skābekli: Li_2O , BeO , B_2O_3 , CO_2 , N_2O_5 ;
- b) ar halogenu: LiCl , BeCl_2 , BCl_3 , CCl_4 .

Helijs nesavienojas ar citiem elementiem, kāpēc viņa valence = 0. Otrā periodā:

- a) ar skābekli: Na_2O , MgO , Al_2O_3 , SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 ;
- b) ar halogenu: NaCl , MgCl_2 , AlCl_3 , SiCl_4 , PCl_5 .

Elementu valence attiecībā uz pozitīviem elementiem, katrā periodā, palielinoties atomsvaram, pamazinas:

a) ar ūdeņradi: CH_4 , NH_3 , OH_2 , FH
 SiH_4 , PH_3 , SH_2 , ClH

b) ar metālu: N_2Mg_3 , OMg , F_2Mg
 SNa_2 ClNa .

Tas pats atkārtojas arī pārējos periodos.

Elementu
 ķīmiskā
 rakstura
 periodiskā
 maiņa.

Katrā periodā, atomsvaram palielinoties, elementu elektropozitīvais raksturs pavājinās, bet elektronegatīvais raksturs pastiprinās.

Tā, piem., litijs un nātrijs sadala ūdeni aukstumā, berilijs un magnijs — tikai sildot. Bors un aluminijs šķīst skābēs: bors — slāpekļskābē (sildot), aluminijs — atšķaidītā sāļsskābē. Bora un alumīnija savienojumi ar halogēniem ūdenī hidrolīzejas: bora hlorīds pilnīgi, bet alumīnija hlorīds tikai mazā mērā. Ogleklis un silīcijs skābēs nešķīst. Litija un nātrija hidroksīdi, LiOH un NaOH — stipri sārmī. Berilija un magnija hidroksīdi, $\text{Be}(\text{OH})_2$ un $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — jau vājāki sārmī. Bora un alumīnija hidroksīdiem, $\text{B}(\text{OH})_3$ un $\text{Al}(\text{OH})_3$ — amfoters raksturs, t. i. tie uzrāda attiecībā uz skābēm sārmu īpašības, bet attiecībā uz bāzēm — skābju īpašības (sal. 45 lp. p.). Tā, bors un aluminijs šķīst sārmos, attīstīdams boratus un aluminatus. Oglekļa un silīcija oksīdi, CO_2 un SiO_2 , ir vāju skābju: ogļskābes un silīcijskābes anhidrīdi. Tāpat elementu skābais raksturs arvienu pastiprinās: slāpekļskābe, HNO_3 , metafosforskābe, HPO_3 , sērskābe, H_2SO_4 un hlorpārskābe, HClO_4 — ir stipras skābes. Negatīvā rakstura pastiprinašanās sevišķi spilgti parādās, salīdzinot elementu ūdeņražā savienojumus:

I periods: NH_3 — vājš sārms; H_2O — amfotera viela; $(\text{HF})_2$ — videji stipra skābe.

II periods: PH_3 — neitrāla viela; H_2S — vāja skābe, HCl stipra skābe.

Periodi un grupas.

Šādā kārtā šķīrojot elementus periodos, rodas deviņas vertikālas rindas jeb „grupas“. (Kad Mendelejevs radīja savu periodisko sistēmu, cēlās gāzes vēl nebija atrastas; tad zināja tikai 8 grupas). Katrā grupā atrodas savā starpā līdzīgi elementi.

Atsevišķu grupu salīdzinājums.

Nulles grupa: cēlās gāzes, kas nesavienojas ne savā starpā, nedz ar citiem elementiem. Viņu valence = 0.

Tabele № 60.

 MENDEĻEJEVA periodiskā elementu sistēma ar kārtības skaitiem
 (pēc Fajansa, 1919).

1H ⊕ 1,008		MENDEĻEJEVA periodiskā elementu sistēma ar kārtības skaitiem (pēc Fajansa, 1919).								Elektrons ⊖ 0,00055			
Rinda	Grupa 0	Grupa I a b	Grupa II a b	Grupa III a b	Grupa IV a b	Grupa V a b	Grupa VI a b	Grupa VII a b	Grupa VIII				
1	2He 4,00	3Li 6,94	4Be 9,1	5B 11,0	6C 12,005	7N 14,01	8O 16,00	9F 19,0					
2	10Ne 20,2	11Na 23,00	12Mg 24,32	13Al 27,1	14Si 28,3	15P 31,04	16S 32,06	17Cl 35,46					
3	18Ar 39,88	19K 39,10	20Ca 40,07	21Sc 44,1	22Ti 48,1	23V 51,0	24Cr 52,0	25Mn 54,93	26Fe 55,84	27Co 58,97	28Ni 58,68		
4		29Cu 63,57	30Zn 65,37	31Ga 69,9	32Ge 72,5	33As 74,96	34Se 79,2	35Br 79,92					
5	36Kr 82,92	37Rb 85,45	38Sr 87,63	39Y 88,7	40Zr 90,6	41Nb 93,5	42Mo 96,0	43—	44Ru 101,7	45Rh 102,9	46Pd 106,7		
6		47Ag 107,88	48Cd 112,4	49In 114,8	50Sn 118,7	51Sb 120,2	52Te 127,5	53I 126,92					
7	54X 130,2	55Cs 132,81	56Ba 137,37	57La 139,0	58Ce 140,25	59Pr 140,9	60Nd 144,3	61—	62Sm 150,4	63Eu 152,0	64Gd 157,3	65Tb 159,2	
8	66Dy 162,5	67Ho 163,5	68Er 167,7	69Tm 168,5	70Yb 173,5	71Lu 175,0	72Tu I 181,5	73Ta 181,5	74W 184,0	75—	76Os 190,9	77Ir 193,1	78Pt 195,2
9		79Au 197,2	80Hg 200,6	81Tl.... 204,0	82Pb.... 207,20	83Bi.... 208,0	84Po.... (210,0)	85—					
10	86Em... 222,4	87—	88Ra.... 226,0	89Ac... (227)	90Th... 232,4	91Pa... (230)	92U... 238,2						

Radioaktīvi elementi apzīmēti rupjajiem burtiem; norāda izotopu pastāvēšanu. Elementu priekšā atrodas viņu kārtības skaiti.

Pirmā grupa: sārmu metali: Li, Na, K, Rb, Cs. Tie ir stipri pozitīvi vienvērtīgi elementi. Bez tam šajā grupā ieskaitīti arī varš, sudrabs un zelts. Pēdejiem uz skābekli tomēr daudz mazāka tieksme; tie nesadala ūdeni un rada bez vienvērtīgiem savienojumiem, kā CuCl, AgCl, AuCl arī augstākas valences sāļus (CuCl₂, AuCl₃). Tie daudzkārt līdzīgi astotās grupas elementiem, par kuriem runāsim tālāk, un sastāda it kā šās grupas turpinājumu. Tā, varš pēc savām īpašībām stāv tuvu niķelim, sudrabs—paladijam, zelts — platīnai. Kā palādijs un platīna, arī sudrabs un zelts ir cēlmetāli.

Otrā grupa: sārmezmes metāli: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra. Šie ir stipri pozitīvi divvērtīgi metāli. Tie sadala ūdeni, viegli šķīst skābēs, rada ūdeni gūti šķīstošus karbonātus un pa daļai arī sulfātus (CaSO₄, SrSO₄, BaSO₄, RaSO₄). Cinkam, kadmijam un dzīvsudrabam vājāks pozitīvais raksturs, nekā iepriekšējiem metāliem. Tie nesadala ūdeni, gausi šķīst skābēs (kā, piem., kadmijs un dzīvsudrabs) un uzrāda tieksmi radīt kompleksu savienojumus.

Trešā grupa: trīsvērtīgi elementi ar noteiktu metalisku raksturu (izņemot boru, kas pēc fizikalām īpašībām atgādina oglekli). Šo elementu hidroksīdi pa lielāku daļu vāji šķīst ūdenī un reizā ar vāji bāzisku uzrāda arī vāji skābu raksturu (sevišķi bora hidroksīds jeb borskābe, H₃BO₃). Tikai alumīnijs un bors sastopami lielākos daudzumos. Pārējie šās grupas locekļi: Sc, Ga, Y, In, La, Tl, Ac pieder pie retiem elementiem.

Ceturta grupa: četrvērtīgi elementi. Šās grupas sākuma elementi, ogleklis un silīcijs — metaloīdi. Tie rada vājas skābes: ogļskābi, H₂CO₃, un silīcijskābi, H₂SiO₃. Pārējiem elementiem metalisks raksturs un tie bez skābēm rada arī vēl vājas bāzes. Bāziskais raksturs sevišķi spilgti izteikts divvērtīgos alvas un svina savienojumos. Lielākā daļa šās grupas elementu ar ūdeņradi rada neitralas vielas, pēc oglekļa tetrahlorīda tipa (CH₄).

Retzemju grupa

Cerijam horizontālā virzienā piesienas rinda, kas sastāv no 14 elementiem (kuri tabelē 60 apzīmēti kārtības skaitiem no 59 līdz 72). Visi šie elementi ārkārtīgi reti un ķīmiskā ziņā viens otram tik lielā mērā līdzīgi, ka tikai ar lielām pūlēm tos izdevās atšķirt tirā veidā. Tie pa daļu trīsvērtīgi, pa daļu četrvērtīgi, viena daļa pieder trešai, otra — ceturtaī grupai. Visi šie elementi sastāda sevišķu horizontālu grupu un tos sauc retzemju metālus.

Piektā grupā: slāpekļis, fosfors, arsēns, antimons un bismuts sastāda sevišķu „apakšgrupu“, kurai savienojumos ar negatīviem elementiem maksimālā valence = 5. Piemēri: N₂O₅,

PCl_5 , AsCl_5 , SbCl_5 , BiCl_5 . Elementu raksturs pakāpeniski mainas no nemetāliska (slāpekļis, fosfors) metāliskā (antimons, bismuts). Ar ūdeņradi rodas trīsvērtīgi savienojumi, pēc amonjaka tipa: NH_3 , PH_3 , AsH_3 , SbH_3 , BiH_3 (pēdejs nestabils). Vanadijs, niobijs un tantals ir amfotera rakstura reti elementi, kas rada skābes, pēc sastāva analogiskas slāpekļ- un fosforskābei, un tādā kārtā šajos savienojumos izpilda arī piecvērtīgu elementu lomu.

Sestā grupa: skābeklis, sērs, selens, tellurs un polonijs. Pēdejie četri elementi attiecībā pret skābekli sešvērtīgi. Atomsvaram palielinoties, arvienu vairāk izlaužas uz ārieni metāliskā daba; vājāki ta parādas t. s. selena metāliskā modifikācijā, stiprāki tellurā un polonijā. Šie elementi ar ūdeņradi rada savienojumus pēc ūdens tipa, kuros tie divvērtīgi: H_2O , H_2S , H_2Se . Tomēr šo vielu stabilitāte mazinas, atomsvaram palielinoties. Chroms, molibdēns, volframs un urāns ir metāli, kuri divvērtīgos savienojumos ar halogēniem uzrāda noteikti bāzisku raksturu. Bet sešvērtīgā stāvoklī tie rada skābes, kuru sastāvs analogisks sērskābei, piem., H_2CrO_4 (chromskābe).

Septītā grupa: šajā grupā pieder mums jau pazīstamie halogēni: fluors, hlors, broms un jods, kas augstākās oksidācijās septiņvērtīgi. Viņu raksturs galvenā kārtā spilgti negatīvs, kurš tikai jodā pāriet vāji pozitīvā. Ar ūdeņradi rodas vienvērtīgas, ļoti stipras skābes. Šajā grupā pieder vēl mangans, pēc savām fizikālām īpašībām neapšaubams metāls, kas rada raksturīgus divvērtīgus sāļus: MnCl_2 , MnSO_4 . Šis elements stāv atšķirīgi no pārējiem. Bet augstākās valences savienojumos tam noteikti negatīvs raksturs: tā, piem., manganpārskābe, HMnO_4 , kā pēc sastāva, tā arī īpašībām atgādina chlorpārskābi, HClO_4 un jodpārskābi, HIO_4 . Mangans šajā skābē, kā arī viņas anhidrīdā, līdzīgi halogēniem, septiņvērtīgs elements.

Astotā grupa no pārējām atšķiras ar to, ka katrā viņas rūtīnā atrodas nevis pa vienam, bet pa trim elementiem. Metāli šajā grupā sadalās divās apakšgrupās. Pirmā apakšgrupā stāv 3-šā perioda trīs locekļi: dzelzs, kobalts, niķelis (dzelzs apakšgrupa), otrā — seši t. s. platīnas metāli: rutenijs, rodijs, palādijs, osmijs, irīdijs un platīna. Tikai augstākās osmija un rutenija oksīdus: OsO_4 , RuO_4 šie metāli astoņvērtīgi, kas atbilst viņu stāvoklim astotā grupā. Bet citos savienojumos šie metāli uzrāda zemāku valenci: no divi līdz seši. Vispārīgi, platīnas metāliem uz skābekli ļoti vāja tieksme un šajā ziņā tie piesienas nulles grupas cēlajām gāzēm, un cēlmetāliem: sudrabam un zeltam.

Augstāk pievestos Mendelejeva sistēmas visu grupu raksturojumus apvienojot, varam uzstādīt sekošus vispārējus likumus:

Periodiskās
sistēmas
vispārīgie
likumi.

Katras grupas elementu valence, attiecībā uz skābekli, sakrīt ar dotās grupas nosaukumu: tā, pirmā grupā atrodas vienvērtīgi elementi, otrā—divvērtīgi, trešā — trisvērtīgi u. t. t. Sakarā ar to nulles grupā atrodam nulvērtīgus elementus, kas attiecībā pret citiem ir inerti.

Valenču kopskaits attiecībā pret skābekli un ūdeņradi katrā grupā vienads ar 8 (cik tālu dotās grupas priekšstāvji savienojas ar ūdeņradi). Piemēram, ceturtnā grupā (ogleklis) 4 valences attiecībā uz ūdeņradi + 4 valences attiecībā uz skābekli = 8; piektā grupā: 3 + 5 = 8; sestā grupā: 2 + 6 = 8 un septītā grupā: 1 + 7 = 8.

Katrā horizontālā rindā, palielinoties atomsvaram, pastiprinās elementu negatīvais raksturs, bet katrā vertikālā rindā, palielinoties atomsvaram, pastiprinās elementu pozitīvais raksturs. Tādā kārtā novērojamas pakāpeniskas pārejas no nemetāliem uz metāliem, un otrādi.

Katras grupas pirmais elements atšķiras no pārējiem ar to, ka uzrāda tieksmi pāriet uz nākošo blakus grupu pa labi. Piemēram, litijs dažos savienojumos līdzīgs sārmezemju metāliem (viņa karbonāts nešķīst ūdenī). Berīlijs līdzīgs boram, bors — ogleklim. Ogleklis no pārējiem ceturtnās grupas elementiem atšķiras ar to, ka tas rada saliktus organiskus savienojumus. Slāpeklis atšķiras no fosfora un tā analogiem ar savu inertību. Skābeklis daudzējādi līdzīgs fluoram. Šos pirmā perioda elementus sauc tipiskus elementus.

Katras grupas smagākie elementi sašķeļas divās atsevišķās „apakšgrupās”. Tā, piemēram, sārmu metālu grupā atšķeļas sudraba apakšgrupa, sārmezemju metālu grupā—cinka apakšgrupa u. t. t. Halogēnu grupā ar savām metāliskām īpašībām atdalās mangāns. Divu „apakšgrupu” elementi pārmaiņus, seko viens otram t. i. pirmās apakšgrupas elementam seko otras apakšgrupas elements, pēc tam atkal pirmās apakšgrupas elements u. t. t. piemēram:

I grupa		II grupa		III grupa		IV grupa	
a	b	a	b	a	b	a	b
apakšgrupa;	apakšgrupa.	apakšgrupa;	apakšgrupa.	apakšgrupa;	apakšgrupa.	apakšgrupa;	apakšgrupa.
K		Ca			Sc		Ti
	Cu		Zn	Ga		Ge	
Rb		Sr			Y		Zr
	Ag		Cd	In		Sn	
Cs		Ba			La		Ce
	Au		Hg	Tl		Pb	
		Ra			Ac		

Sākot ar talliju, pēdējo divu horizontālo rindu elementi ir radioaktīvi.

Periodiskās sistēmas priekšrocības un trūkumi.

Periodiskā Mendelejeva sistēma ir teicams mnemotekhnisks līdzeklis, ar kuru viegli varam orientēties neorganisko savienojumu lielajā skaitā un neapgrūtināt atmiņu viņus studējot. Un tiešām, pamatīgi iepazīstoties ar vienu katras grupas (vaj apakšgrupas) priekšstāvi, varam pēc analogijas atcerēties arī citu locekļu savienojumu sastāvu un īpašības. Tas augstākā mērā atvieglo neorganiskās ķīmijas studijas.

Mnemotekhnika.

Ne mazāk svarīga loma Mendelejeva sistēmai ir zinātniskos pētījumos kā vadītajai jaunu savienojumu un viņu pagatavošanas metožu atrašanā. Tā, piemēram, Panets (Panaet) pēdējā laikā atrada svina-ūdeņradi un bismuta-ūdeņradi, pamatojoties uz šo elementu analogiju ar silīciju un arsenu.

Periodiskā sistēma kā vadītāja zinātniskos pētījumos.

Beidzot, Mendelejeva sistēma ir šimbrīžam vispārīgi pieņemto elementu atomsvāru (55 pl.) pareizības svarīgs pierādījums, jo tikai šos un ne citus svāru lielumus izvēloties, elementi ievietojami sistēmā tajās vietās, kur tiem pēc viņu fizikalās un ķīmiskās dabas jābūt. Kad Mendelejevs publicēja savu sistēmu, beriliju vēl uzlūkoja kā trīsvērtīgu elementu. Tā kā viņa ekvāvalentsvārs = 4,55, tad to laika kā berilija atomsvāru pieņēma $3 \times 4,544 = 13,65$. Bet elementam ar šādu atomsvāru periodiskā sistēmā neatradas vieta, un tāpēc Mendelejevs izteica pārliecību, ka berilijs divvērtīgs, apzīmējot viņa atomsvāru ar: $2 \times 4,55 = 9,1$ un to ievietojot otrā grupā. Pēc tam Nilsons un Pettersons (Pettersson) šo uzskatu pilnīgi apstiprināja, noteicot berilija chlorīda molekularsvāru pēc tvaika blīvuma un pieņemot BeCl_2 kā šā savienojuma formulu.

Atomsvāru izvēle.

Tādā kārtā nevar būt šaubu, ka periodiskā sistēma ir drošs pamats, uz kura ceļama neorganiskās ķīmijas ēka. Šis uzskats tiks konzekventi izvests šā kursa otrā daļā, aplūkojot atsevišķus elementus un viņu savienojumus. Un tomēr pie visa tā būtu nevietā aizdarīt acis pret dažiem šās sistēmas trūkumiem, kuri, savukārt, noderejuši kā izejas punkti jauniem pētījumiem, kas attīsta tālāk pamata domu par elementu īpašību atkarību no viņu atomsvāriem.

Ķīmiskā sistematika.

Vispirms uz sevi griež vērību tukšās vietās sistēmā. Pašlaik šo „tukšumu“ skaits ir 5 (43, 61, 75, 85 un 87 numuri, kuri apzīmēti ar stripiņam).

Periodiskās sistēmas problēmas.

Kad periodisko sistēmu atrada, tukšu vietu bij vairāk. Mendelejevs, šo likumu uzlūkodams kā noteiktu, kas nepielaiž izņēmumus, bij pārliecināts, ka šie „tukšumi“ atbilst jauniem, vēl neatrastiem elementiem. Mendelejevs gāja vēl tālāk. Uz analogijas pamata tas paredzēja šo nezināmo elementu

Mendelejeva paredzējumi.

fizikalās un ķīmiskās īpašības. Dažus gadus vēlāk tika atrasti trīs jauni elementi: gallijs, skandijs un germanijs. Un tiešam, šo elementu īpašības sakrīt ar Mendelejeva pareģojumiem. Skandijs pilnīgi saskaneja ar Mendelejeva pareģoto un aprakstīto „eka-boru“, gallijs — ar „eka-alumīniju“ un germanijs — ar „eka-silīciju“. Jau ar šo „praviētojumu“ piepildīšanos pietika, lai atzitu periodiskās sistēmas lielo nozīmi.

Sablīvējumi Ja arī tādā kārtā periodiskās sistēmas tukšās vietas tai nebija par piedauzības akmeni, bet gluži otrādi, vēl paātrināja viņas atzišanu, tad, tomēr, daudz jaunāki gāja ar pretejas dabas izņēmumiem, un proti, gadījienos, kad uz vienu vietu radās vairāki pretendenti. Periodiskā sistēma izrādījās „pārāk šaura“. Šāds gadījienos mums bija 8-tā grupā, kur „sablīvējam“ pa trim elementiem katrā rūtīnā. Līdzīgu parādību novērojam arī 7-tā horizontālā rindā: šeit ievietojami mazākais 14 „retzemju“ elementi, kuri savā starpā tik līdzīgi, ka tos nākas ieskaitīt periodiskās sistēmas vienā grupā. Tā tad arī šeit jāizlīdzas ar sablīvēšanu.

Svina izotopi.

Jaunākie Fajansa (Fajans) un Soddi (Soddy) pētījumi par radioaktīviem elementiem mūs iepazīstina ar iepriekšējās vienkāršās elementu shēmas citādiem sarežģījumiem. Radijam pakāpeniski sabrūkot, kā šās sabrukšanas beigu produkts rodas inaktīvs elements, kas pēc savām fizikalām un ķīmiskām īpašībām pilnīgi identisks ar parasto dabīgo svīnu. Bet „radiosvīna“ atomsvars, pēc Hēnigšmīda (Hönigschmid) smalkiem pētījumiem, ir 206,05, kamēr dabīgā svīna atomsvars = 207,20. Mēs šeit sastopamies ar piemēru, kad divi elementi savā starpā tik līdzīgi, ka tie nekādā ceļā nav viens no otra izšķīrāmi, nedz arī atdalāmi. Tomēr viņu atomsvāru lielā starpība norāda, ka tie ir divi atsevišķi elementi. Šādus elementus sauc „izotopiskus“. Trešais svīna izotops rodas kā torija radioaktīvas sabrukšanas beigu produkts. „Torio-svīna“ atomsvars atrasts 207,9. Tā kā „parastais svīns attīstījies dabā, radijam un torijam mineralos pakāpeniski sabrūkot, tad visai ticāmi, ka tas ir radiosvīna (ar atomsvāru 206,05) un toriosvīna (ar atomsvāru 207,9) maisījums. Bet tā kā šie izotopi savā starpā pilnīgi līdzīgi, mēs viņu maisījumu nevarām sadalīt atsevišķos elementos.

Elementu plejades.

Šā kursa otrā daļā, kad iepazīsimies tuvāk ar smagājiem radioaktīviem elementiem, kas ievietoti periodiskās sistēmas pēdējās divās horizontālās rindās, mēs redzesim, ka šajās rindās katrā vietā aizņemta no vairākiem izotopiem. Mēs atrodam viena elementa vietā katrā rūtīnā elementu „plejadi“, kuri savā starpā pilnīgi līdzīgi, bet atšķiras ar atomsvāriem. Šā fakta paskaidrošanai zemāk pievedam radioaktīvo elementu „plejadu“ tabeli ar viņu atomsvāriem, kuru sastādījis Fajanss uz radioaktīvo pētījumu

pamata. Katras plejades tipiskie (t. i. parastie) elementi apzīmēti treknakiem burtiem.

Tabele № 61.

Radioaktīvo elementu plejades (pēc Fajansa).

	Grupa 0	Grupa 1	Grupa 2	Grupa 3	Grupa 4	Grupa 5	Grupa 6	Grupa 7
Rinda								
9				Tallijs 204 Aktinījs C" (207) Torījs C" 208 Radījs C" 210	Ra-svins 206 Svins 207 Rad. D 210 Aktinījs B (211) Torījs B 212 Rad. B 214	Bismuts 209 Rad. E 210 Aktinījs C (211) Torījs C 212 Rad. C 214	Polonijs 210 Aktin. C' (211) Torījs C' 212 Aktin. A (215) Torījs A 216 Rad. A 218	
10	Ac-Emanācija (219) Th-Emanācija 220 Ra-Emanācija 222		Aktinījs X (223) Torījs X 224 Radijs 226 Mezotorījs 1 228	Aktinījs (227) Mezotorījs 2 228	Radioaktin. 227 Radiotorījs 228 Jonījs 230 Torījs 232 Urāns X 234	Protoaktinījs (230) Brevījs 234	Urāns II 234 Urāns I 238	

Jau augstāk tika aizrādīts, ka izotopu elementi, kuri pieder vienai plejadei, tik līdzīgi viens otram, ka parastiem ķīmiskiem līdzekļiem tie nav atdalāmi. Tikai radioaktīvu elementu sabrukšanai pateicoties, izdevās no radija, torija u. c. radioaktīviem elementiem iegūt dažādus tirus svina „veidus“ un noteikt viņu atomsvarus.

Fajansa teorija.

Ja nebūtu šās izdevības, mēs parasto svinu uzlūkotu kā individu, kaut gan patiesībā tas ir maisījums un viņa atomsvars (207,2) ir komponentu atomsvaru videjais skaits. Fajanss šo viedokli attīstīja tālāk, piemērojot to arī neradioaktīviem elementiem. Un tiešām: ja pielaižam, ka arī pārējie elementi var sastādit plejades no vairākiem izotopiem, tad jānāk pie slēdziena, ka atrastie atomsvāri nav raksturīgi atsevišķam elementam, bet ir vairāku izotopu atomsvāru vidus skaits. Tādā kārtā atomsvāra lielums atkarājas no tās vielas sastāva, kuru līdz šim uzlūkojām kā individu, bet kurš — no izotopijas teorijas viedokļa — tomēr ir maisījums. No šāda redzes punkta izejot, izskaidrojami dažī kārtīgas atomsvāru maiņas izņēmumi, kuri, kā mīnejam, ir viens no periodiskās sistēmas trūkumiem.

Atomsvāru
diferences.

Tabele № 62.

Atomsvāru diferences.

Rinda	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
1	He — Li — Be — B — C — N — O — F —	3	2	2	1	2	2	3	1				
2	— Ne — Na — Mg — Al — Si — P — S — Cl —	3	1,3	2,8	1,2	2,7	1	3,4	4,4				
3	— Ar — K — Ca — Sc — Ti — V — Cr — Mn — Fe — Co — Ni —	- 0,8	1	5	3	3	1	3	0,9	3,1 - 0,3			
4	— Cu — Zn — Ga — Ge — As — Se — Br —	4,9	1,8	4,5	2,6	2,5	4,2	0,7	3				
5	— Kr — Rb — Sr — Y — Zr — Nb — Mo — ? — Ru — Rh — Pd —	2,5	2,2	1,1	1,9	2,9	2,5	(2,85)	(2,85)	1,2	3,8		
6	— Ag — Cd — In — Sn — Sb — Te — I —	1,2	4,5	2,4	3,9	1,5	7,3	-0,6	3,3				
7	— X — Cs — Ba — La — Ce — Pr — Nd — ? — Sm — Eu — Gd — Tb —	2,6	4,6	1,6	1,2	0,7	3,4	(3,05)	(3,05)	1,6	5,3	1,9	3,3
8	Dy — Ho — Er — Tm — Yb — Lu — Tu I — Ta — W — ? — Os — Ir — Pt —	1,0	4,2	0,8	5,0	1,5	(3,25)	(3,2)	2,5	(3,45)	(3,45)	2,2	2,1
9	— Au — Hg — Tl — Pb — Bi — Po — ? —	2,0	3,4	3,4	3,2	1,8	1,0	(6,0)	(6,0)				
10	— Em — ? — Ra — Ac — Th — Pa — U —	(2,0)	(2,0)	1,0	5,1	(3,05)	(3,05)						

Skaiti zem elementiem apzīmē divu, viens otram sekojošu atomsvāru diferenci. Iekavās ieslēgtas videjās diferences gadijēnos, kad starpelementu atomsvāri nav zināmi.

Vispirms no divu, viens otram sekojošu elementu atomsvaru diferencu aprēķina redzams, ka atomsvara pieaugšana, pārejot no viena elementa uz otru, nav pastāvīga. Videjai diferencei starp atomsvariem jābūt 2,607. Bet istenībā viņa svārstas intervālā, sākot ar dažām desmitdaļām un beidzot ar 7,3. Un nepatīkamākais ir tas, ka dažos gadījumos tā kļūst pat negatīva. Viss tas traucē elementu konzekvenci sistemā. Tā, piemēram, tellura atomsvars lielāks, nekā joda atomsvars. Turoties stingri pie atomsvaru konzekvences likuma, tellurs būtu jāievieto pēc joda. Tādā gadījumā jods būtu jāievieto sestā grupā, bet tellurs jāpiešķaita halogeniem. Bet tas runā pretim šo elementu ķīmiskam raksturam. Līdzīgu atomsvaru konzekvences pārkāpumu novērojam starp kobaltu un niķeli, kā arī starp argona un kaliju. Niķelim lielāks atomsvars, nekā kobaltam, bet pēc ķīmiskām īpašībām kobalts dzelzij tuvāk, nekā niķelis. Kalijam jāstāv aiz argona, kaut gan viņa atomsvars mazāks par argona atomsvaru. Mendeļejevs domāja, ka šie izņēmumi rodas no kļūdam, kas pielaiestas atomsvaru aprēķinos. Tomēr vairakkārteji rūpīgi aprēķini neapšaubāmi pierāda, ka šeit darišana ar anomalijām. Bet ja pielaižam, ka mūsu elementi ir izotopu maisījumi, tad kļūst skaidrs, ka ķīmisku noteiktajiem „parasto“ elementu atomsvariem ir gadījiena raksturs. Līdz ar to ļoti iespējams, ka gadījumā, ja izdotos atrast „tīru“ elementu t. i. atsevišķu izotopu atomsvaru noteikšanas metodi, varetu cerēt atrast arī vienkāršākas attiecības starp skaitiem, kas atbilst elementu atomsvariem.

Izņēmumi
no elementu
konzekven-
ces likuma.

Jau 19 gadsimteņa sākumā bij novērots, ka atomsvari maz atšķiras no veseliem skaitiem. Tapēc Prouts (Prout) 1815 g. pieņēma, ka visi atomsvari stāv vienkāršā attiecībā pret ūdeņraža atomsvaru (toreiz ūdeņraža atomsvars = 1). Tapēc ūdeņradi tas uzlūkoja kā primāru elementu, bet visus pārējos kā sastāvošus no dažādu ūdeņraža atomu daudzumiem.

Prouta
hipoteze.

Tā kā tajos laikos atomsvaru noteikšanas metodes nebija tik smalki izstrādātas un zinātnieki, vispārīgi, nepiegrīza lielu vērību smalkiem atomsvaru aprēķiniem, — Proutam bij tiesība pieņemt, ka novērošanās no veseliem skaitiem ceļas no eksperimentu kļūdam.

Par nožēlošanu rūgtā istenība drīz vien laupīja ticību uz šo vienkāršo likumu. Smalki atomsvaru aprēķini, kurus izdrija Berceļiuss, un sevišķi klasiskie Stasa (Stass) pētījumi neapgājami pierādīja, ka nebūt ne visi atomsvari ir veseli skaiti. Jau Dimā (Dumas) bij spiests pieņemt kā vienību pusi no ūdeņraža atomsvara un viņa pēctečiem, kuri negribja atteikties no vilinošās

Iebildumi
pret šo
hipotezi.

idejas par elementu salikto dabu, bij jaapmierinas ar pieņemtās vienības ceturto un pat astoto daļu. Protams, aiz ša iemesla hipotētiskā „protoelementa“ atomsvars kļuva mazaks, nekā eksperimenta kļūdas, kas noteicot atomsvarus neizbēgamas. Un tapēc viss pamata jautājums bij galīgi izņemts no eksperimentu sferas un pārņemts hipotežu valsti.

Elementi ar veseliem atomsvaru skaitiem. Un tomēr ir liels daudzums atomsvaru, kuri maz atšķiras no veseliem skaitiem, kā redzams sekojošos datos:

Tabele 63.

Elementi, kuru atomsvari atšķiras mazak par 0,1 no veseliem skaitiem.

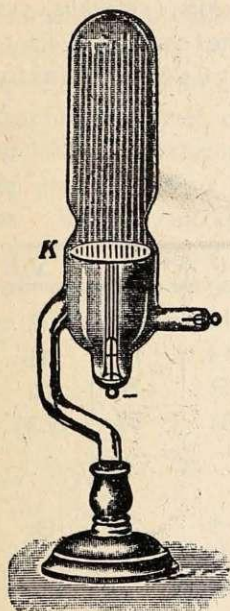
$$0 = 16$$

As = 74,96	Cr = 52,0	La = 139,0	P = 31,04
B = 11,0	Eu = 152,0	Li = 6,94	Ra = 226,0
Bi = 208,0	F = 19,0	Lu = 175,00	S = 32,06
Br = 79,92	H = 1,008	Mn = 54,93	Tl = 204,0
C = 12,005	He = 4,00	Mo = 96,0	V = 51,0
Ca = 40,07	I = 126,92	N = 14,01	W = 184,0
Co = 58,97	Kr = 82,92	Na = 23,00	

No 83 elementiem, kuriem atomsvari smalki noteikti, 27-ņiem elementiem atomsvari atšķiras mazak par 0,1 no veseliem skaitiem. Tam nevaram vairs piešķirt vienīgi gadījiena raksturu. Turoties pie augstāk pievēstā uzskata, ka daži elementi sastāv no izotopu maisījumiem, Prouta hipotezi varam atzīt par pareizu attiecībā uz atsevišķiem tiem elementiem, un novērojamās novēršanās no tās izskaidrot ar izotopu piemaisījumiem.

Kanalu stari. Ja šo hipotezi vēl neilgi atpakaļ pieņēma ar zinamu atturību un skepticismu, tad pēdējā laikā ta ieguvusi stingru eksperimentālu atbalstu jaunajos Astona pētījumos par kanalu stariem. Šādi fizikā apzīmē sevišķus starus, kuri rodas katoda stobriņā (sal. 144 zimejumā 229 lp. p.). No parastiem katoda stariem „kanalu“ stari atšķiras ar to, ka tos izstaro katoda otra puse (t. i. ta, kas nav pagriezta pret anodu). 222 zimejumā redzams

šāds stobriņš, kurā šie stari novērojami (un kurus pirmais atrada Goldšteins). Stipri retinātā caurulē iekausets katods K, kurā atrodas mazi caurumiņi („kanali“). Ja katodu un anodu (— un +) savienojam ar indukcijas spoles poliēm, caurules apakšdaļā rodas katoda stari (elektronu straume, sal. 230 lp. p.), bet no katoda K uz augšu krit brūnu staru kūlis: tie ir kanalu stari. Kondensatora negatīvi pielādeta platīte šos starus pievelk. Tas pierāda, ka tie pielādēti ar pozitīvo elektrību (preteji negatīviem katoda stariem). Noteicot kanalu staru noliekšanos elektrostatiskā un magneta laukumā, atrasts, ka šo staru elektriskā lādiņa attiecība pret viņu masu, t. i. $\frac{e}{m_k}$ vienmēr mazāka par 96540 kuloniem uz 1 gr. masas: tā tad mazāka, nekā $\frac{e}{m_h}$ priekš ūdeņraža joniem (230 lp. p.). Tā kā elementārā lādiņa e lielums visos gadījumos vienāds, tad kanalu staru pozitīvais lādiņš saistīts ar materialām daļiņām, kuru masa nav mazāka par viena ūdeņraža atoma masu. Attīstot tālāk $\frac{e}{m_k}$ noteikšanas metodi, Astons atrada, ka šādā



Zīm. № 222. Goldšteina stobriņš kanalu staru demonstrācijai.

ceļā noteicama jona masa tai gāzei, kura (nelielos daudzumos) atrodas kanalu stobriņā. Jo priekš ūdeņraža:

$$\begin{aligned} \frac{e}{m_h} &= 96540 \frac{\text{kuloni}}{\text{grams}} \\ \text{Tā tad:} \quad e &= 96540 \cdot m_h, \end{aligned}$$

vaj arī pieņemot, ka ūdeņraža atoma masa = 1 ($m_h = 1$), mēs dabonam tieši pētāmās gāzes atomsvaru m_k :

$$m_k = \frac{96540}{\left(\frac{e}{m_k}\right)}$$

Astons šādā ceļā noteicā atomsvarus veselai elementu rindai. Un kas iznāca? Izrādījās, ka pilnīgi saskaņā ar augstāk pievešiem uzskatiem par elementu izotopisko dabu, šis zinātnieks atrada, ka daudzi elementi ir 2, 3 un vairāku izotopu maisījumi. Tā, piemēram, chlors sastāv no diviem izotopiem ar atomsvariem 35 un 37 (sal. 315 lp. p.), neons no diviem izotopiem ar atomsvariem 20 un 22. Tāļak, no diviem izotopiem vēl sastāv bors, silīcijs, argons, broms, litījs, kalijs un rubidijs. Ksenons jau

Astona pētījumi.

sastāv no vairāk kā pieciem izotopiskiem komponentiem, bet kriptons un dzīvsudrabs no sešiem. Kā „tīri elementi“, pēc Astona pētījumiem, uzlūkojami: ūdeņradis, helijs, ogleklis, slāpeklis, skābeklis, fluors, fosfors, sērs un arsēns, t. i. elementi, kuru atomsvāri izteiktīj gandrīz pilnīgi veselos skaitos (sal. tabeļi 63, 386 lp. p. un tab. 64).

Tabele 64.

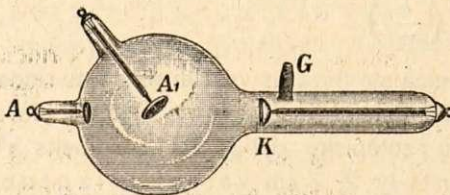
Izotopiski elementi.

0	I	II	III	IV	V	VI	VII
He	Li		B	C	N	O	F
4,0	6. 7		10.11	12	14	16	19
Ne	Na			Si	P	S	Cl
20.22	23			28.29.30	31	32	35.37
A	K				—		—
40.36	39.41						
—	—				As		Br
Kr.	Rb				75		78.81
84.86.82	85.87						
83.80.73							
—	—						I
X	Cs						127
129.131	133						
132.134							
135							
—	—						
—	—	Hg		Pb			
		199.202		206.210			
		204		214			

Tādā kartā Astona pētījumi radija jaunu atbalstu Prouta hipotezei un izskaidroja periodiskā likuma trūkumus.

Periodiskā likuma eksperimentāls apstiprinājums.

Rentģena stari.



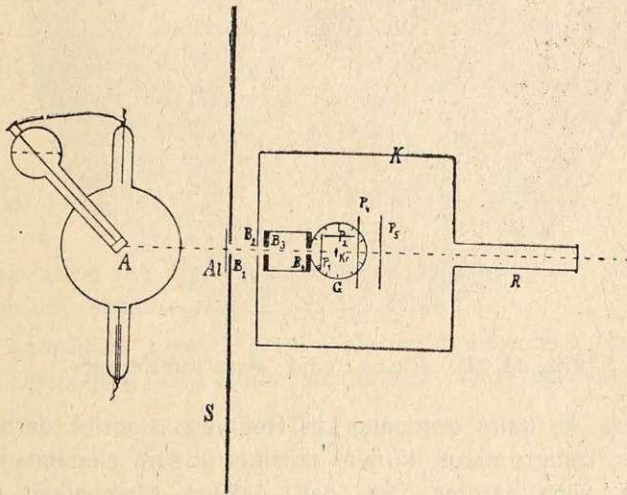
Zīm. № 223. Rentģena stobriņš
K—katods, A—anods, A₁—antikatoms.

Ja katoda stari, kurus tukšā caurulē izstaro katods K (zim. 223), krit uz kādu cietu virsmu, piemēram platīti A₁ („antikatomu“), pēdeļā izstaro stipru staru kūli, kas iet cauri dažādiem necaurspīdīgiem

ķermeņiem, piem., kokam, ādai u. c. Tie ir pazīstamie Rentģena

stari, kuri jaunākā laikā ieguvuši tik lielu nozīmi ārstniecībā. Rentgena stari neatspoguojas no spoguļa virsmas un ieļ cauri prizmai nesadalīdamies. Tapēc dažī fiziķī domaja, ka arī šie stari sastāv no materijas daļiņām, līdzīgi katoda un kanalu stariem. Tomēr Laue (von Laue), kā arī V. G. Brags (sen) un V. L. Brags (jun) eksperimentālā ceļā pierādīja, ka Rentgena stari pēc savas dabas identiski ar parastiem gaismas stariem un no pēdejiem atšķiras tikai ar to, ka viņu viļņu garums ārkārtīgi mazs, un proti, 1000 reiz isaks, nekā redzamo staru vilnis. Aiz ša iemesla visgludākā spoguļa virsma priekš tiem ir grubulaina un staru atspoguļošanas vietā rodas staru saistišana. Bet ja staru kūlī, kas plūst no Rentgena stobriņa A (zim. 224), laižām uz kristala

Rentgena
staru
spektri.



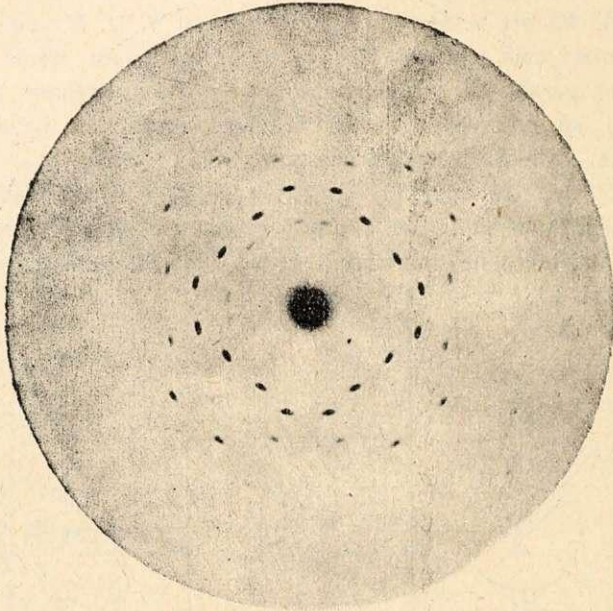
Zim. № 224 Fridriča un Knippinga aparats Rentgena staru viļņa garuma noteikšanai.

platīti Kr, kas ievietota noslēgtā kastē, tad šie stari, atspogodami no atsevišķām kristala molekulām, kuru iekārtojums atgādina sietiņu, rada interferenci (līdzīgi parastiem gaismas stariem, kad tie iet caur smalku sietiņu). Rentgena staru interferencei pateicoties, mēs dabonam uz fotografiskām plātēm $P_1, P_2 \dots$ bez centrālā plankuma, kuru rada kristalam tieši cauri ejošs stars, vēl plankumus, kuri pa aplocem sagrupeti ap centrālo plankumu (zim. 225). Šos plankumus rada interferejoši stari. Izmērojot aploču radiusus un saskaitot plankumus, izdevās smalki noteikt Rentgena staru viļņu garumu ($0,03 - 0,15 \mu\mu$).

Šajos pētījumos tika pierādīts, ka Rentgena stari, līdzīgi „baltai” gaismai, ir dažāda viļņu garuma staru kūlis. Ar aprakstīto metodi iespējams šo kūlī sašķelt vienādas dabas staros, t. i. iegūt „Rentgena staru spektru”. Ģenialais jaunais angļu fiziķis

Kārtības
skaiti.

Mozli (Moseley), kas par nožēlošanu krita pie Galipoles pasau-
les karām par upuru, izpētījis viļņu garumu dažādiem stariem,
kurus izstaro no dažādām vielām pagatavoti antikatodi. Pie tam



Zīm. № 225. Rentģena staru interference.

viņš atrada, ka katrs elements, kas Rentģena stobriņā darbojas kā
antikatoms, izstaro starus, kuriem noteikts un šam elementam rak-
sturīgs viļņa garums. Šie dati dažiem elementiem pievesti
sekojošā tabelē 56.

No elementārās fizikas kursa zināms, ka ja vienādas dabas
(homogēns) gaismas stars 1 sekundē izdara ν svārstības un viņa
viļņa garums $= \lambda$, tad vienā sekundē tas noskrien ceļu v , kas
vienāds ar viļņa garuma un svārstību skaita reizinājumu:

$$v = \lambda \cdot \nu.$$

Lielumu v sauc gaismas ātrumu, kas aprēķināts 300000 kilo-
metri sekundē:

$$v = 300000 \frac{\text{kilom}}{\text{sek}} = 30000000000 \frac{\text{cm.}}{\text{sek.}}$$

Zinot viļņa garumu λ , varam aprēķināt svārstību skaitu ν pēc
formulas:

$$\nu = \frac{v}{\lambda} = \frac{3 \times 10^{10}}{\lambda}$$

Dažādi elementu svārstību skaiti uzrādīti 56. tabeles 4. stabiņā.

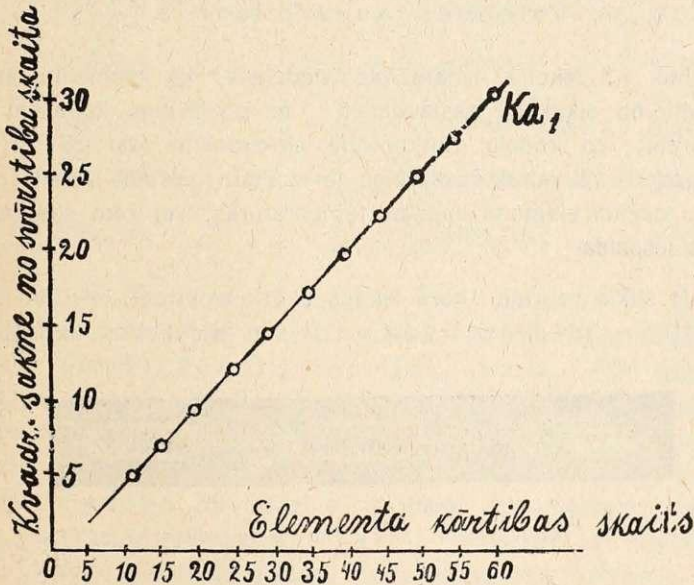
Tabele 56.

Dažādu elementu izstaroto Rentgena staru $K\alpha$ svārstību skaiti un elementu „kārtības skaiti“.

Elements	Atom- svars.	Viļņa garums λ	Svārstību skaitis ν	$\sqrt{\nu}$	Kārtības skaitis.
Natrijs . .	23,00	$11,951 \times 10^{-8} \text{cm}$	$0,2510 \times 10^{18}$	$5,010 \times 10^8$	11
Fosfors . .	31,04	6,168	0,4863	6,973	15
Kalcijs . .	40,07	3,355	0,8942	9,456	20
Mangans	54,93	2,093	1,433	11,97	25
Cinks . .	65,37	1,437	2,088	14,44	30
Broms . .	79,92	1,035	2,898	17,03	35
Cirkonijs	90,6	0,788	3,808	19,51	40
Rodijs . .	102,9	0,615	4,878	22,08	45
Alva . . .	118,7	0,487	6,160	24,82	50
Cezijs . .	132,81	0,398	7,537	27,45	55
Neodims	144,3	0,330	9,090	30,15	60

Šajā tabelē redzam, ka palielinoties atomsvaram, Rentgena staru svārstību skaits pieaug.

Ja koordinātu sistēmā (zim. 226) uz abscisu ases atzīmejam ķīmiskos elementus, viņu atomsvāru kārtībā, vienu no otra vie-



Zim. № 226 Sakars starp elementu kārtības skaitiem un svārstību skaitu kvadratsakni (Mozli likums).

Mozli likums.

nadā attālumā, bet uz ordinātu ases šiem elementiem attiecīgas kvadratsaknes no viņu svārstību skaita, tad, savienojot visus punktus, rodas taisna līnija, kas iet caur koordinātu sistēmas sākuma punktu. No tā izvedams sekošs likums: „kvadratsakne no dotā elementa Rentģena stara svārstību skaita tieši-proporcionala šā elementa kārtības skaitam periodiskā sistēmā (Mozli likums).

Ja ar N apzīmējam vietu, kuru ieņem elements periodiskā sistēmā (t. i. ūdeņradim $N = 1$, helijam $N = 2$, litijam $N = 3$ u. t. t.), tad Mozli likums izteicams šādā nolīdzinājumā:

$$\sqrt{\nu} = c(N - a),$$

Vispārīgs elementu skaits.

pie kam c un a apzīmē konstantus lielumus, kas raksturīgi dotam staram. No šās formulas smalki aprēķināms jebkura elementa kārtības skaits jeb viņa vieta periodiskā sistēmā. Tādā kārtā iegūtos kārtības skaitus ievietojot periodiskā sistēmā (tabele 60), nākam pie pārlicības, ka mūsu periodiskā sistēma, neraugoties uz dažiem viņas trūkumiem, sastādīta pareizi. Mēs redzam, ka no ūdeņraža līdz urānam teorija paredz 92 elementus, no kuriem 87 ir atrasti un izpētīti.

Valences jaunākā teorija.

Ūdeņraža spektrs.

Jau 17 lekcijā nācam pie slēdziena, ka elementu atomi uzbūvēti no sīkākām sastāvdaļām: no pozitīviem kodoliem un negatīviem, ap kodolu riņķojošiem elektroniem (sal. 231 l.p.). Šāds uzskats vēl vairāk apstiprinās, ja izpētām gaismas spektrus, ko dod dažādi elementi augstās temperatūrās, vaj zem elektriskās izlādes iespaida.

Ja stikla caurulē, kurā iekausēti divi elektrodi, ielaižam zem apm. $10^m/m$ spiediena ūdeņradi un elektroodus savienojam



Zīm. № 227. Geisslera stobriņš.

ar induktora poliēm, caurulē izlādes laikā novērojama sarkana gaisma (zīm. 227). Laižot to spektroskopā caur stikla prizmu, viņu

varam sadalīt piecās līnijās (zīm. 228), kurām pakāpeniski šādi viļņu garumi: 656,3 μμ, 486,1 μμ, 434,1 μμ, 410,2 μμ un 397,0 μμ.

	H_α	H_β	H_γ	H_δ	H_ε

Zīm. № 228. Ūdeņraža spektrs.

Balmer atrada, ka šie skaiti ar „astronomisku noteiktību“ Balmera sērijā aprēķināmi no šāda vienkārša nolīdzinājuma:

$$\text{Svārstību skaits: } \nu = \frac{3 \times 10^{10}}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right),$$

pie kam n un m — vienkārši veseli skaiti, piem., $n = 2$, bet $m = 3, 4, 5, 6, 7, \dots$ Tādā gadījumā R ir konstants lielums. $R = 3,291 \times 10^{15}$ (Ridberga konstante).

Tabele № 66

Ūdeņraža spektra līniju viļņu garumi.

Ūdeņraža līnija	Novērotais viļņa garums	Aprēķinātais viļņa garums	Starpība
H_{α}	$656,496 \times 10^{-9} \text{ cm}$	$\lambda = \frac{1}{R} \cdot \frac{3^2}{3^2 - 2^2} = 656,497 \times 10^{-9} \text{ cm}$	0,001
H_{β}	486,293 " "	$= \frac{1}{R} \cdot \frac{4^2}{4^2 - 2^2} = 486,293$ " "	0,000
H_{γ}	434,190 " "	$= \frac{1}{R} \cdot \frac{5^2}{5^2 - 2^2} = 434,200$ " "	0,010
H_{δ}	410,310 " "	$= \frac{1}{R} \cdot \frac{6^2}{6^2 - 2^2} = 410,311$ " "	0,001
H_{ϵ}	379,140 " "	$= \frac{1}{R} \cdot \frac{7^2}{7^2 - 2^2} = 397,140$ " "	0,000

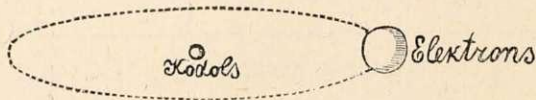
Bors (Bohr) šo smalki noteikto likumu izskaidroja no Planka (Planck) kvantu teorijas viedokļa. Šās teorijas pamata ideja pastāv tamā, ka atoma enerģija nespēj mainīties nepārtraukti, bet ša maiņa vienmēr notiek lēcieniem, t. i. atsevišķa atoma enerģija, palielinādamās, vaj pamazinādamās, nekad nevar būt mazāka par zināmu minimālo („elementāro“) daudzumu, kuru saucam enerģijas kvantu. Attiecībā uz elektrisko enerģiju šāda elektrības kvanta pastāvēšana tika pierādīta pie elektroniem (par kuriem runajām 230 l.p.p.), t. i. elektriskā lādīņa elementāriem daudzumiem. Bet Planks šo uzskatu attie-

„Kvantu“ teorija.

cināja uz visiem enerģijas veidiem, kurus aplūkojām 20 lekcijā. Tā tad „kvanti“ ir elementari un nedalāmi enerģijas daudzumi, kā atomi — materijas elementaras daļiņas.

Ūdeņraža
atoma mo-
dels pēc
B o r a.

Palūkosimies tālāk, pie kādiem slēdzieniem noved kvantu teorija attiecībā uz ūdeņraža spektru. Šam nolūkam iedomasimies ūdeņraža atoma modeli (zim. 229). Pēc Bora, ūdeņraža atoms



sastāv no vidus ko-
dola, ap kuru
riņķo viens elek-
trons. Tā kā atoms

Zim. № 229. Ūdeņraža atoma models pēc B o r a. savā visumā ir elektriski neitrals,

tad vidus kodolam jābūt pozitīvi pielādetam, pie kam šam lādiņam jābūt vienādam ar elektrona negatīvo lādiņu, t. i. ar elementāro elektrības kvantu: e (sal. 226 lp. p.). Ja elektrons stāvētu mierā, tam būtu zem elektriskā pievilkšanas spēka jānokrīt uz kodolu un ar to jāsavienojas. Tapēc mums jāpieņem, ka elektrons riņķo ap kodolu, kā zeme ap sauli: tādejādi elektriskās pievilkšanas spēks tiek līdzsvarots ar elektrona riņķošanas centri-
fugālo spēku.

Ūdeņraža
izstarpjums
kā elektronu
svārstību
sekas.

Kamēr elektrons riņķo vienā orbitā ar pastāvīgu ātrumu, sistema atrodas līdzsvarā. Tikko zem ārienes spēku (elektriskās izlādes) iespaida elektrons pārlec uz citu orbitu t. i. attālinas no kodola, šis līdzsvars tiek traucēts. Šāds traucējums ir saistīts ar gaismas izstarpjumu (Geislera stobriņš). Elektronam no kodola attālinoties top patērēts darbs, pie kam sistemā vairojās „potencialā enerģija“. Mēs zinām no kvantu teorijas, ka enerģijas maiņa nenorisinas nepārtraukti, bet notiek lēcieniem. Tapēc arī elektrons nevis pamazām attālinas no iepriekšējās orbitas, bet uzreiz pārlec uz otru orbitu.

Balmera
likuma
izvedums.

Bors uz kvantu teorijas pamata izveda šādu formulu svārstību skaitam stariem, kurus izstaro elektrons, „pārlecot“ no vienas orbitas uz otru.

$$\text{Svārstību skaits: } \nu = \frac{2\pi^2\mu e^4}{h^3} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right),$$

pie kam n un m — vienkārši veseli skaiti (1, 2, 3...). Pirms iekavām šajā nolīdzinājumā stāv konstantu lielumu reizinājums. Ar šām konstantem mēs jau pazistami no 17 lekcijas (226 un 230 lp. p.), un proti:

$$\pi = 3,1416$$

$$\mu = \text{elektrona masa} = 0,87 \times 10^{-27} \text{ gr. (230 lp. p.)}$$

$$e = \text{elektrona elementārais lādiņš} = 4,7 \times 10^{-10} \text{ elektrost. vienības (226. lp. p.)}$$

$$h = \text{pastāvīgs lielums („Planka konstante“) = } 6,5 \times 10^{-27}.$$

Ievietojot π , μ , e un h nolidzinājumā priekš v , Bors dabuja:

Ridberga konstante.

$$v = \frac{2 \times (3,1416)^2 \times 0,87 \times 10^{-27} \times (4,7 \times 10^{-10})^4}{(6,5 \times 10^{-27})^3} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

jeb

$$v = 3,1 \times 10^{15} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right).$$

Pēdējā formula pilnīgi sakrīt ar to, kuru Balmeris atrada priekš ūdeņraža spektra linijām. (sal. 393 l.p. p.) un konstante $3,1 \times 10^{15}$ eksperimenta kļūdu apmēros saskan ar Ridberga konstanti R Balmera formulā.

Bora teorijas saskaņā ar Balmera novērojumiem šai teorijai piešķir sevišķu nozīmi un nostiprina mūsu uzskatus par atomu iekšējo uzbūvi. Bors uz šās teorijas pamata aprēķināja elektrona orbitas radiusu un viņa riņķošanas ātrumu. Viņš atrada, ka:

Elektrona ātrums un viņa orbitas radiuss.

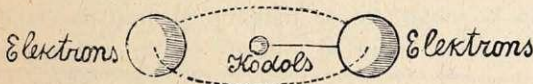
elektrona riņķošanas orbitas radiuss = $0,55 \times 10^{-18}$ cm (saskaņā ar ūdeņraža atoma lielumu, sal. 224 l.p. p.),

elektrona riņķošanas ātrums = $2,17 \times 10^8 \frac{\text{cm.}}{\text{sek.}}$ (apm. $\frac{1}{150}$ no gaismas ātruma),

elektrona riņķojumu skaits ap kodolu = $6,2 \times 10^{15}$ vienā sekundē.

Tāļak Bors šo teoriju izlietoja arī citu elementu atomu uzbūves noskaidrošanai. Tā, helija atoma models dabon veidu, kas redzams 230 zīmējumā: ap kodolu, kas pielādets ar divkāršu

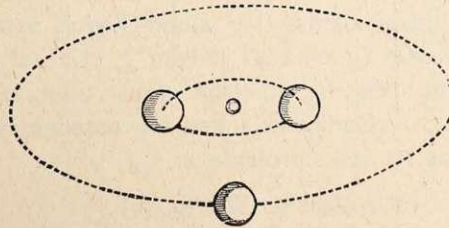
Citu atomu modeļi.



Zīm. № 230. Helija atoma models.

pozitīvu lādiņu, pa kopeju orbitu riņķo divi elektroni. Litija atoms sastāv no centrālā kodola un trim elektroniem

(zīm. 231): divi iekšējie elektroni riņķo pa kopeju orbitu, bet viens elektrons—pa ārejo orbitu. Bet smagākiem atomiem ir daudz sarežģītāki modeļi, kuriem šimbrīžam vēl nevaram piekļūt ar matematiskiem aprēķiniem. Tomēr arī šajos sarežģītajos gadījumos, zinot kopejo elektronu skaitu atomā, izdodas uzstādīt vispāreju elektronu konfigurāciju.



Zīm. № 231. Litija atoma models.

Ša skaita noteikšanas metodi izstrādāja Rezerfords.

Pētot radija pozitīvo staru (t. s. α -staru) noliekšanos, kad tie iet caur dažādām vielām, šis

Kodola pozitīvais lādiņš.

zinatnieks pierādīja, ka šo staru noliekšanās proporcionāla kodola pozitīvā lādiņa kvadrātam. Dažādu elementu kodolu lādiņu aprēķini noveda pie slēdziena, ka pozitīvā lādiņa lielums pieaug līdz ar atomsvāru. Tā, piemēram, pieņemot ūdeņraža kodola lādiņu = 1, dabonam :

helijam 2, ogleklim 6, skābeklim 8, sēram 16 u. t. t. Šos skaitus salīdzinot ar periodiskās sistēmas tabeli (377 lp. p.), novērojam, ka :

Viņa sakars ar kārtības skaitu. „kodola pozitīvais lādiņš pēc sava lieluma vienāds ar elementa kārtības skaitu periodiskā sistēmā“.

Elektronu skaits vienāds ar kārtības skaitu. Bet kodola pozitīvam lādiņam jakompensejas ar visu elektronu negatīvo lādiņu kopzumu, jo atoms visumā elektriski neitrāls. Pieņemot ūdeņraža kodola lādiņu kā vienādu ar viena elektrona lādiņu, varam taisīt slēdzienu, ka elektronu skaitam jābūt vienādam ar dotā elementa kodola pozitīvā lādiņa lielumu. Bet tā kā pēdejs, saskaņā ar augstāk sacīto, sakrīt ar kārtības skaitu, tad :

„elektronu skaitu atomā noteic elementa kārtības skaits periodiskā sistēmā“.

Kodolu īpašības. Tādā kārtā rodas šāda atomu iekšējās uzbūves šēma. Katrs atoms sastāv no iekšējā kodola, kas pielādēts ar pozitīvo elektrību. Kodolā atrodas visa atoma masa, uz to attiecas arī atomsvārs. Ap kodolu riņķo ar noteiktu ātrumu pa vienu, vaj vairākām orbitām negatīvie elektroni, kuru skaitu noteic elementa kārtības skaits.

Elektronu īpašības. Elektronu skaits un ātrumi noteic elementa ķīmisko raksturu, viņa lomu ķīmiskās reakcijās. Aiz ša iemesla dažādi izotopi, kas sastāv no vienāda elektronu skaita, uzrāda vienādas ķīmiskās īpašības. Bet viņu kodolu masa un sastāvs ir dažāds.

Kodolu uzbūve. Domājams, ka atoma kodols sastāv no pozitīviem ūdeņraža kodoliem (ūdeņraža „joniem“). Uz to norāda tas apstāklis, ka atoma masas attiecība pret ūdeņraža masu izteicas vienkāršos skaitos. Gadījumos, kad no veselīem skaitiem novērojama novēršanās, ta izskaidrojama ar

- 1) izotopiem (382 lp. p.)
- 2) elektronu masas iespaidu (kurš ļoti niecīgs, jo arī elektrona masa ir niecīga), un
- 3) elektronu kustības ātruma iespaidu uz viņu masu (saskaņā ar relativitātes principu : sal. 48 lp. p.).

Uz to norāda arī tas apstāklis, ka viegliem elementiem sabrūkot zem radija staru iespaida, atdalās ūdeņraža atomi, piemēram, sabrūkot slāpeklim (198 l. p.), kā arī boram un alumīnijam (Rezerforda pētījumi).

Tādā kārtā, pēc tagadejiem ķīmiķu uzskatiem, visu elementu pirmavoti jeb „protoelementi“ ir ūdeņradis un elektrons. Aiz ša iemesla tie ieņem sevišķu stāvokli ārpus periodiskās sistēmas, kā redzams tabelē 60, 337 l. p. Kaut gan ūdeņradis kā valences, tā arī ķīmisko īpašību ziņā līdzīgs pirmās grupas elementiem, tomēr ar savām fizikalām īpašībām tik lielā mērā no tiem atšķiras (71 l. p.), ka tas jaatdala no pirmās grupas un janostāda ārpus periodiskās sistēmas.

Par smagāku elementu elektronu stāvokli orbitās pagaidām trūkst noteiktu zinašanu. Tomēr dažus datus varam smelties jaunajā valences hipotēzē, kuru liek priekšā Kossels (Kossel). Pēc šās hipotēzes atoma ķīmisko raksturu noteic tikai tie elektroni, kuri riņķo ārejā orbitā. Un tiešām, mēs litija piemērā (zīm. 231, 395 l. p.) redzejam, ka ārejā orbitā riņķo viens elektrons. Kad šis elektrons atšķējas, paliek vienvērtīga atlieka, kas pielādeta ar vienu pozitīvās elektrības lādiņu (litija pozitīvais jons). Atomsvaram palielinoties, pieaug elektronu daudzums ārejā orbitā un līdz ar to palielinās valence pret skābekli un negatīviem elementiem, kā redzams sekojošā tabelē:

Tabele № 67.

Grupa	I	II	III	IV	V	VI	VII	0
Elements	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Kārtības skaits .	3	4	5	6	7	8	9	10
Elektronu skaits ārejā orbitā .	1	2	3	4	5	6	7	8
Valence pret skābekli . . .	1	2	3	4	5	6	7	0
Valence pret ūdeņradi . . .	—	—	—	4	3	2	1	0

Pievestajā tabelē redzams, ka elementu valence attiecībā uz skābekli un elektronegatīviem elementiem sakrīt ar elektronu skaitu, kuri riņķo ārejā orbitā. Halogenos valence sasniedz augstāko pakāpi, bet pie neona tā piepeži krit līdz nullei. Otrā periodā (Ne,

Sistēmu izcelšanās no astoņiem elektroniem.

Na, Mg....) novērojama ta pati parādība. Ta atkārtojas arī pārejos periodos. Pirmās grupas elementi, kuri ārejā orbitā satur tikai vienu elektronu, šo elektronu viegli zaudē un pārvēršas vienvērtīgos pozitīvos jonus (sal. ar jonu teoriju). Otrās grupas elementi, zaudējot divus elektronus, kuri riņķo ārejā sferā, rada divvērtīgos pozitīvos jonus (piem. Mg, Ca, Sr u. t. t.). Trešās grupas elementi satur ārejā čaulā trīs elektronus: tos zaudējot, viņi rada trīsvērtīgos katjonus (piem., alumīnijs). Ceturtās grupas elementos, kuriem ārejā orbitā riņķo četri elektroni, četrvērtīgu pozitīvu jonu rašanās process sasniedz savu robežu. Vispārīgi varam novērot, ka, jo lielāks kāda elementa atomsvars, un tā tad, arī lielāks jonu skaits atomā — jo vieglāk attīstas pozitīvie joni jeb citiem vārdiem: jo krasāki parādas elementā pozitīvais raksturs. Tas izskaidrojams ar to, ka pie lielāka orbitu skaita ārejie elektroni vairāk attālināti no iekšējā kodola un viņu pievilksanas spēks uz pozitīvo kodolu aizsā imesla kļūst mazāks. Tā, piemēram, bors — elements ar tikai divam orbitam nerada pozitīvos jonus, bet alumīnijs ar trim orbitam tos rada viegli. Ceturtā grupā ogleklis (ar divam sferam) un silīcijs (ar trim riņķošanas sferam) nerada pozitīvos jonus; katjoni rodas tikai sākot ar titanu, bet piektajā grupā — sākot ar antimonu, t. i. ar sesto periodu.

Elementu valences izskaidrojums attiecībā uz ūdeņradi.

Bet ceturtā grupā sākam novērot preteju parādību: atomi vis nezaudē savus četrus elektronus, bet vēl pievieno četrus elektronus un tādejādi rada no jauna ārejo čaulu ar astoņiem elektroniem. Tas notiek savienojoties ar 4 ūdeņraža atomiem, vaj vispārīgi, savienojoties ar pozitīviem elementiem. Tā, piemēram, ogleklis rada savienojumu CH_4 , bet silīcijs SiH_4 . Šajā gadījumā četri ūdeņraža atomi atdod oglekļa atomam četrus elektronus. Piektās grupas elementi ārejā orbitā satur piecus elektronus. Lai radītu orbitu ar astoņiem locekļiem, tiem vajadzīgi vēl trīs elektroni. Un tiešām, mēs pazīstam savienojumus: NH_3 , PH_3 , AsH_3 u. t. t. Sestās grupas elementi satur sešus ārejus elektronus; pievienojot vēl divus, tie rada savienojumus pēc ūdens tipa: H_2O , H_2S ... Bet septītās grupas elementi (haloģeni) pievieno vēl tikai vienu elektronu, radīdami haloģenūdeņražu skābes: HF, HCl, HBr, HI.

Nulles grupas elementi.

Nulles (kā arī astotās) grupas elementi ārejā orbitā satur astoņus elektronus. Šāda, no astoņiem locekļiem sastāvoša sfera, kā redzējam, ir piesātināta. Tajā nav vietas jaunu elektronu uzņemšanai. Bet no otras puses, ta ir tik stabila, ka no tās neatšķeļas elektroni. Tas saskan ar to faktu, ka astotās un nulles grupas elementi, nezaudēdami un arī nepievienodami elek-

tronus, nerada jonus un nesavienojas ar citiem elementiem: tie ir inerti. Piemēri: cēlās gāzes, platīnas metali.

Tādā kārtā elementu valenci Kosselja teorija izskaidro kā atomu tieksmi radīt orbitas (jeb sfēras) no astoņiem elektroniem. Šāds process var norisināties trijados ceļos:

Elektronu
reakciju
sēma.

1) atdodot vienu, vaj vairākus elektronus, pie kam paliek pozitīvie joni (vienvērtīgs nātrijs, divvērtīgs kalcijs, trisvērtīgs alumīnijs, četrvērtīga alva, piecvērtīgs antimons), vaj

2) pievienojot vienu, vaj vairākus elektronus, pie kam rodas negatīvi joni; tā, piem., neitrals hlora atoms, pievienodams saviem septiņiem elektroniem vienu brīvu elektronu, rada negatīvu vienvērtīgu hlora jonu; sēra atoms pievieno saviem sešiem elektroniem vēl divus brīvus elektronus un rada divvērtīgu negatīvu sēra jonu; vaj arī

3) diviem neitrāliem atomiem savienojoties un savstarpēji papildinot ārejo elektronu skaitu līdz 8, pie kam rodas ķīmisku savienojumu neitrālas molekulas; piem., NaCl (viens nātrija elektrons + 7 hlora elektroni), vaj AlBr₃ (tris alumīnija elektroni + 21 bromā elektroni) vaj H₂O (divi ūdeņraža elektroni + 6 skābekļa elektroni). Šeit vēl pieskaitāma molekulu rašanās no viena elementa vairākiem atomiem, piem., O₂, vaj N₂.

Visumā jāsaka, ka jaunā valences teorija devusi daudzus datus ķīmisku parādību izskaidrošanai, sevišķi neorganiskā ķīmijā, kaut gan ša teorija šimbrīžam vēl nepietiekoši attīstīta, lai aptvertu visu ķīmiju un apvienotu vienā stingri konzekventā un noteiktā sistēmā. Varbūt būtu vietā, ša pirmā sējuma beigās pievest viena no visievērojamākiem mūsu laiku atomistikas cinitājiem, Zommerfelda (Sommerfeldt), domas:

Gala vārds.

„Cerams, ka vistuvākā nākotnē pilnīgi atrisinās atoma iekšējās uzbūves jautājumu un radīs no ta matemātisko ķīmiju; tas nozīmē: smalki noteiks elektronu iekārtojumu atoma čaulā, kuriem pateicoties, atomi spēj viens ar otru savienoties molekulās un radīt vielas. Matemātiskā fizika pastāv jau vairākus simtus gadus. Matemātiskā ķīmija, šeit minētā vārda nozīmē, šis drošais ierocis vēl neskaidrā valences jēdziena noskaidrošanai un tipisko reakciju pareģošanai — šimbrīžam atrodas tikai savas attīstības sākumā“.

Zommerfelda
domas.

PIRMĀ SĒJUMA BEIGAS.

Pirmā sējuma saturs.

(Skaitļi apzīmē lap. puses).

Pirmā lekcija 7—17.

ĶĪMIJAS MĒRĶI un METODEDES VIŅU VĒSTURISKĀ ATTĪSTĪBĀ.

Ķīmijas nozīme kultūras vēsturē 7. Ramseja uzskati 7. Koppa uzskati 7. Ķīmijas iesākums 8. Metalurģija — ķīmijas māte 8. Ķīmija — Eģiptes zinātne 8. Grieķu filozofi 9. Aristotels 9. Aristoteļa elementi 9. Filozofu akmens 10. Alķīmijas izcelšanās 10. Arabijas alķīmiķi 10. Gebers 11. Alķīmiķu personības raksturojums 11. Alķīmiķu vajašana 11. Alķīmiķu māņi 12. Alķīmijas pozitīvie rezultāti 12. Vielu ķīmiskā attīrīšana 12. Pār-
tvaice 12. Sublimācija 13. Nogulsnešana jeb „precipitācija“ 13. Filtrešana 14. Kristalizācija 14. Jaunu vielu atrašana 14. Alķīmiķu elementi 15. Jatroķīmiķi 15. Paracelzs 15. Van-Helmonts 16. Jauns „elementa“ definējums 16. Gāzu atrašana 17.

Otrā lekcija 17—27.

DEĢŠANA. FLOGISTONS.

Materialisms ķīmijā 17. Zinatņu atbrīvošana 18. Ķīmisko parādību izpētīšana 18. Flogistons 18. Degšanas reakcijas flogistiskais nolīdzinājums 18. Reducēšanas procesi 20. Degšanas gāzejadi produkti 20. Gaisa līdzdalība degšanā 20. Skābekļa iegūšana 21. Viela degot top smagāka 22. Flogistona teorijas pretrunas 23. Lavuazje 24. Vielai degot svārs nemainas 25. Degšana — dedzināmo vielu savienošanās ar skābekli 25. Elementa definējums 26. Lavuazjes nāve 26.

Trešā lekcija 27—40.

SKĀBEKLIS. OZONS.

Atrašanās 27. Skābekļa pagatavošana tehnikā 27. Gaisa šķīdri-
našana 28. Djuara trauki 29. Gaisa sastāvs 29. Skābekļa uz-
glabašana 30. Skābekļa pagatavošana laboratorijā 30. Gāzu uz-
glabašana laboratorijā 31. Skābekļa fizikalās īpašības 31. Deg-
šanas produkti 32. Slēdzieni 33. Lēna degšana 33. Lumini-
scencija 34. Aizdeģšanās 34. Temperatūras iespaids uz ķīmisko
reakciju ātrumu 35. Vielu koncentrācijas iespaids uz reakcijas
ātrumu 35. Neizskaidrots izņēmums 36. Reakcijas aizture-
šana 36. Skābekļa fizioloģiskā darbība 36. Trūdešana un pūšana 38.
Skābekļa izlietošana 38. Ozona atrašana 38. Ozona fizikalās īpašības 39.
Fizioloģiskā darbība 39. Ozona izlietošana 40. Alotropija 40.

Ceturtais lekcija 40—45.

ĶĪMIJAS SISTEMATIKAS PAMATI.

Pazīstamo elementu skaits 40. Elementu atrašanās dabā 40. Zemes kodola sastāvs 41. Planētu sastāvs 41. Ķīmiskie simboli 41. Metāli 42. Nemetāli (metaloīdi) 42. Nemetālu oksīdi 42. Skābes 43. Skābju anhidrīdi 43. Metālu oksīdi 43. Bāzes 43. Sāļi 43. Neitralizācija 44. Neorganisko savienojumu vispārīga šēma 45. Amfoterie elementi 45.

Piektā lekcija 45—52.

ĶĪMIJAS PAMATLIKUMI.

Ķīmisko parādību kvantitatīvie pētījumi 45. Masas pastāvības likums 46. Materijas pastāvības likums — eksperimenta rezultāts 47. Novēršanās no masas pastāvības likuma 47. Ķīmiskie nolidzinājumi 48. Konstanto attiecību likums 48. Ķīmiska savienojuma definejums 49. Vienkāršu skaitu likums 50.

Sestā lekcija 52—61.

ĶĪMIJAS PAMATLIKUMI (turpinājums).

Ķīmisko ekvivalentu likums 52. Sāļu neitralitātes likums pie divkāršas apmaiņas 53. Analogija ar metālu cenam 55. Ekvivalentsvars un atomsvars 54. Atomsvara lieluma izvēle 55. Valence (vērtība) 55. Atomsvaru aprēķināšana 56. Dīlonga un Ptilikums 56. Atomsvaru tabele 57. Atomsvaru praktiskā nozīme 58. Ķīmisko simbolu kvantitatīvā nozīme 59. Ķīmiskās formulas 59. Formulas svārs 59. Ķīmisko nolidzinājumu sastādīšana 59. Vienkāršu tilpumu likums 60. Ķīmijas pamatlikumu kopsavilkums 61.

Septītā lekcija 62—80.

ŪDEŅRADIS.

Ūdeņraža atrašana 62. Atrašanās 62. Ūdeņraža iegūšana, ūdeni elektrizējot 62. Tehniskā ūdens elektrolīze 63. Ūdens sadalīšana ar metāliem 64. Ūdeņraža pagatavošana tehniskā 66. Ogles jēdarbība uz ūdeni 66. Ūdens sadalīšana elektriskā lokā 66. Ūdens gāze 67. Slēdzieni 68. Ūdeņraža iegūšana no skābēm 68. Ūdeņraža pagatavošana laboratorijā 69. Indukcijas periods un cinka pasīvitate 70. Citu metālu katalītiskais iespaids uz cinka šķīšanas ātrumu 70. Ūdeņraža loma skābēs 71. Ūdeņraža iegūšana no sārmjiem 71. Ūdeņraža fizikalās īpašības 71. Ūdeņraža normālsvars 73. Ūdeņ-

raža difūzijas ātrums 73. Ūdeņraža siltumvadišana 74. Ūdeņraža šķīšana paladijā 75. Ūdeņraža ķīmiskās īpašības 75. Ūdeņradim degot attīstas ūdens 75. Gāzu sausešana 75. Apgriezta liesma 76. Sprāgstošā gāze 76. Sprāgstošās gāzes un ūdens tvaika tilpumu attiecība 76. Lēna savienošanās, degšana, sprādziens 77. Platīnas katalītiskais iespaids 78. Katalizatoru nonāvēšana 78. Ūdeņraža izlietošana: 1) gaiskuģniecībā 79., 2) sildīšanai 79., 3) apgaismošanai 79, 4) ķīmiskās rūpniecībās 80.

Astotā lekcija 81—87.

ĶĪMISKAIS LĪDZSVARS.

Reducešanas reakcijas 81. Apgriezeniskā reakcija 81. Ķīmiskais līdzsvars 82. Ūdens gāzes līdzsvars 83. Skaitu dati 83. Temperatūras iespaids 84. Dzelzs oksīda reducešana 85. Līdzsvara pārvietošana 85. Sāļu reducešana 87. Ķīmisko procesu apgriežamības principa apvienošana 87. Šķietamie izņēmumi 87.

Devītā lekcija 88—108.

ŪDENS un ŪDEŅRAŽA PEROKSIDS.

Lietus ūdens 88. Minerālūdeņi 88. Akas ūdens 89. Ciets ūdens 89. Pārejošs cietums 89. Ūdens tīrīšana 89. Dzeramais ūdens 89. Ūdens pārbaudīšana 90. Upes ūdens 90. Jūras ūdens 90. Zemes vecums 90. Cēlie metāli jūras ūdenī 91. Ķīmiski tīrs ūdens 91. Ūdens fizikalās īpašības 91. Ūdens iztvaikošana 91. Tvaika spiediena likne 93. Vārišanās temperatūra 93. Ūdens sasaldēšana 94. Reželācija 95. Bridžmena eksperimenti 95. Tilpuma maiņa sasaldēšanā 95. Dinamiskā līdzsvara princips 96. Ledus izgarošana 96. Līdzsvara liknes 96. Trīskārtīgais punkts 97. Ūdens ķīmiskās īpašības 98. Ūdens tvaika disociācija 98. Spiediena iespaids 99. Temperatūras iespaids 99. Ūdens savienošanās ar nemetālu oksīdiem 100. Ūdens savienošanās ar metālu oksīdiem 100. Sāļu hidratu rašanās 100. Hidratu disociācija 101. Sāļu trusešana 102. Izplūstošie sāļi 102. Hidratu kušana 103. Hidratu pārvēršanās 103. Ūdeņraža peroksīds 103. Pagatavošana 104. Fizikalās īpašības 105. Ķīmiskās īpašības 105. Ūdeņraža peroksīda rašanās augstā temperatūrā 105. Ekzotermiski un endotermiski savienojumi 105. Ūdeņraža peroksīda sadalīšanās katalīze 106. Katalizatoru nonāvēšana 106. Neorganiskie fermenti 107. Ūdeņraža peroksīda konservešana 107. Ūdeņraža peroksīda oksidejošās īpašības 107. Ūdeņraža peroksīds kā reducētājs 107. Ūdeņraža peroksīds kā skābe 108. Fizioloģiskā darbība 108. Līdzība ar ozonu 108.

Desmitā lekcija 109—123.

ŪDENS KĀ ŠĶĪDINATAJS.

Šķīstamība 109. Gāzu šķīšana 109. Spiediena iespaids uz gāzu šķīšanu 110. Gāzu šķīšanas likums 110. Temperaturas iespaids 111. Šķīdumu šķīšana 111. Spiediena un temperaturas iespaids 111. Kritiskās parādības šķīdumu šķīšanā 112. Cietu vielu šķīšana 114. Pārkristalizešana 114. Pārsātināti šķīdumi 115. Atšķaidītu šķīdumu teorija 115. Osmotiskais spiediens 115. Skaitu dati 117. Osmotiskā spiediena nozīme fizioloģijā 117. Vant-Hofa teorija 118. Tvaika spiediena pazeminašanās 119. Vārišanās temperatūras paaugstinašanās 120. Rauja likumi 120. Izotoniskie šķīdumi 121.

Vienpadsmitā lekcija 123—131.

ŪDENS KĀ ŠĶĪDINATAJS (turpinājums).

Koncentretu šķīdumu īpašības 123. Šķīdumu kušanas un sasalšanas diagrama 123. Sasalšanas iesākuma un beigu temperatūra 123. Kriohidrāts 124. Dzesejoši maisījumi 125. Augstas koncentrācijas šķīdumi 125. Sacietēšanas likne un šķīšanas likne 126. Triskārtīgais punkts 127. Fāžu likums 127. Piemēri 128. Ķīmiskie līdzsvāri 128. Koloīdšķīdumi 129. Koloīdu pagatavošana 129. Dialīze 130. Koloīdšķīdumu īpašības 130. Ultramikroskops 130. Recešana 131.

Divpadsmitā lekcija 131—141.

GAISS. SLĀPEKLIS.

Slāpekļa atrašanās dabā 131. Gaisa slāpeklis 131. Slāpekļa ķīmiska pagatavošana no gaisa 132. Slāpekļa attiecība pret skābekli gaisā 132. Gaisa mitrums 133. Gaisa relatīvais mitrums 133. Gaisa saušana 133. Gaisa ogļskābe 133. Ventilācija 133. Ogļskābās gāzes izcelšanās 134. Ogļskābās gāzes satura maiņa ģeoloģisko laikmetu sprižos 134. Citas gaisa mainīgās sastāvdaļas 135. Trešās zīmes triumfs 135. Argona iegūšana 135. Helijs 136. Citas cēlās gāzes 136. Putekļi 137. Putekļu bakterijas 137. Kosmiskie putekļi 137. Gaismas spiediens 137. Slāpeklis augsnē (zemes virskārtā) 138. Zālpetris 138. Slāpeklis dzīvās būtnēs 138. Stādu barošanās 138. Dzīvnieku barošanās 139. Mākslīga augsnes mēslošana 139. Slāpekļa pagatavošana un īpašības 139. Slāpekļa pagatavošana no viņa savienojumiem 139. Slāpekļa pagatavošana no amonjaka 140. Slāpekļa fizikālās īpašības 140. Slāpekļa ķīmiskās īpašības 141. Nitridi 140. Aktīvais slāpeklis 140.

Trispadsmītā lekcija 142—164.

SLĀPEKĻA SAVIENOJUMI ar ŪDENRADI.

A m o n j a k s 142. Amonjaka sinteze no elementiem 142. Šās reakcijas izlietošana teknikā 142. Amonjaka sintezes līdzsvara teorija 143. Spiediena iespaids uz amonjaka iznākumu 143. Temperaturas iespaids amonjaka sintezes līdzsvarā 144. Skaitu dati 144. Katalizatora nonāvēšana 145. Amonjaka rašanās no akmeņogļiem 146. Amonjaka attīstīšanās sildot organiskas vielas 146. Gāzes ūdens 147. Serpeka metode 147. Kaļķu slāpekļis 147. Amonjaka pagatavošana laboratorijā 148. Amonjaka fizikalās īpašības 148. Šķīdrišana 148. Šķīstamība ūdenī 149. Amonjaks kā šķīdinātais 149. Ķīmiskās īpašības 150. Degšanas spēja 150. Iedarbība uz chloru 151. Amonjaka sadalīšanās zem elektrisko dzirksteļu iespaids 152. Amonjaka elektrolīze 153. Amonjaka iedarbība uz skābēm 153. Amonjaks kā skābe 154. Amonjaka izlietošana 155. Saldejamās mašīnās 155. Amonijs 156. Radikāla jēdziens 156. Amonijs 157. Amonija hidroksīds 157. Hidroksila radikāls 157. Amonija sāļu reakcijas 158. Amonija sāļu izgaišana 159. Disociācija 159. Disociācijas spiediens 159. Molekularsvars 159. Ūdens katalītiskais iespaids 160. Hidrazīns 160. Hidrazīna sāļu pagatavošana 160. Hidrazīna pagatavošana 160. Fizikalās īpašības 161. Ķīmiskās īpašības 160. Reducējošās reakcijas 161. Izlietošana 162. Slāpekļūdeņradis 162. Pagatavošana 162. Īpašības 162. Azīdi 162. Strukturformulas 163. Kopsavilkums 163.

Četrpadsmītā lekcija 164—179.

SLĀPEKĻA OKSIDI.

Slāpekļa savienojumi ar skābekli 164. Vispārīgs pārskats 164. Slāpekļa oksīduls (paskāblis), N_2O , (uzjautriņošā gāze) 165. Pagatavošana 165. Fizikalās īpašības 166. Ķīmiskās īpašības 166. Slāpekļa oksīds: NO 167. Pagatavošana no elementiem 167. Gaisa degšana 168. Gaisa degšanas reakcijas līdzsvars 169. Spiediena iespaids 169. Temperaturas iespaids 170. Skaitu dati 170. Slāpekļa oksīda pagatavošana laboratorijā 170. Fizikalās īpašības 171. Ķīmiskās īpašības 171. Slāpekļa oksīda reducēšana 171. Oksidēšanas reakcijas 172. Pievienošanas reakcijas 172. Slāpekļa trioksīds: N_2O_3 173. Pagatavošana 173. Fizikalās īpašības 174. Ķīmiskās īpašības 174. Slāpekļa dioksīds: NO_2 un N_2O_4 174. Pagatavošana 174. Slāpekļa dioksīda polimerizācija 175. Disociācija 176. Hidratācija 177.

Slāpekļa pentoksīds (slāpekļa anhidrīds), N_2O_5 177. Pagatavošana 177. Īpašības 177. Kopsavilkums 177.

Piecpadsmītā lekcija 179—199.

SLĀPEKĻA SAVIENOJUMI ar SKĀBEKLI un ŪDENRADI.

Hidroksilamīns: NH_2OH 180. Pagatavošana: a) reducējot slāpekļskābi ar metāliem 180, b) elektrolīzējot slāpekļskābi 181. Brīva hidroksilamīna pagatavošana 181. Īpašības 182. Ķīmiskās īpašības: a) bāziskais raksturs 182, b) reducējošās un oksidējošās īpašības 182. Slāpekļa apskābe: $H_2N_2O_2$ 183. Pagatavošana 183. Īpašības 183. Slāpekļpaskābe: HNO_2 183. Nitritu pagatavošana 183. Īpašības 184. Nogulsnešanas reakcijas 184. Oksidēšanas reakcijas 185. Sadalīšanas reakcijas 185. Slāpekļskābe: HNO_3 186. a) Pagatavošana no čilizalpetra 186. Slāpekļskābes pagatavošana fabrikās 186. b) Pagatavošana no amonjaka pēc Ostvalda metodes 187. c) Slāpekļskābes pagatavošana no gaisa 187. Nitrogāzu tālāka pārstrādašana 189. Koncentrētā slāpekļskābe 190. Kūpošā slāpekļskābe 190. Īpašības 190. Slāpekļskābes hidrāti 192. Slāpekļskābe kā skābe 193. Oksidējošā darbība 193. Degšana slāpekļskābē 194. Spridzināmās vielas 195. Slāpekļpārskābe: HNO_4 196. Slāpekļa nozīme 196. Barošanās 196. Slāpekļa aktīvešana 196. Slāpekļa sadalīšana 198.

Sešpadsmītā lekcija 200—216.

ATOMU PASAULE.

Pamata jautājums 200. Heterogēnas sistēmas 200. Homogēnas sistēmas 202. Koloidi 202. Atomi 203. Vaj atomi nedalāmi? 203. Atomhipotēzes mērķis 204. Izplēšanās izskaidrojums 204. Šķīšanas parādības 204. Ķīmisko parādību mehānisms 204. Atomu īpašības 205. Atomu svārs 205. Masas pastāvības likums 205. Konstanto attiecību likums 205. Vienkāršu skaitu likums 205. Ķīmisko ekvivalentu likums 206. Avogadro hipotēze 207. Gāzejadu elementu molekulas 207. Molekularsvārs un atomsvārs 209. Gāzu molekularsvārs un blīvums 209. Molekularsvārs un normālsvārs 209. Gaistošu vielu molekularsvāru aprēķināšana 210. Viktora Meijera metode 210. Molekularsvāru nozīme ķīmijā 211. Atomsvāru lielumu izvēle 212. Ķīmisko formulu izvēle 212, Disociācija 212. Asociācija 212. Molekularsvāru nozīme fizikā 213. Osmotiskais spiediens 213. Šķīdumu tvaika spiediens, vārišanās un sasaldēšanas temperatūras 213. Molekularsvāru aprēķināšana šķīdumos 214. Izņēmumi 215. Molekulu uzbūve 215. Stereokīmija 216.

Septiņpadsmītā lekcija 217—232.

ATOMU ABSOLUTAIS LIELUMS un UZBŪVE.

Materijas dalāmība 217. Pamatproblema 217. Mēru vienības 217. Materijas dališana: 1) mehāniskā ceļā 218, 2) materiņu atšķaidot 218, 3) mikroskopiskā metode 219, 4) ultramikroskopiskā metode 219, 5) koloidālīņu audzešana 219. Kinetiskā hipotēze 219. Gāžu kinētiskā hipotēze 219. Salīdzinājums 220. Boija likuma izvedums 220. Gei-Lisaka likums 220. Siltums kā kustība 221. Absolūtās nulles punkts 221. Mechanikas izlietojums 221. Avogadro hipotēze 222. Molekulu absolūtais ātrums 222. Videjs ceļa garums 223. Lošmidta skaits 224. Atomu esamības „eksperimentāli” pierādījumi 224. 1) Brauna kustība 224. 2) Cukura šķīdumu difūzija 225. 3) Minimalā elektriskā lādiņa aprēķins 225. 4) Elementu radioaktīva sabrukšana 226. Atomu uzbūve 229. Elektroni 229. Katoda stari 229. Elektrona lādiņš 230. Elektrona masa un rādiuss 230. Atoma struktūra 231. Atomu modeļi 231. Slēdzieni 231.

Astoņpadsmītā lekcija 233—247.

OGLEKLIS un VIŅA SAVIENOJUMI.

Ogleklis 233. Atrašanās 233. Organiskie savienojumi — oglekļa savienojumi 233. Ogle 234. Ogļu sastāvs 234. Nafta 234. Grafīts 234. Dimants 235. Dabīgie karbonāti 235. Oglekļa iegūšana 235. Kokss un retortu ogles 235. Kaula ogle 236. Kvēpi 236. Cukura ogle 236. Alotropiskie veidi 236. Mākslīgu dimantu pagatavošana 237. Oglekļa molekularsvars 238. Ķīmiskās īpašības 239. Vienkāršākie ogļūdeņraži 239. Metāns 239. Pagatavošana: 1) no elementiem, 2) reducējot oksidus, 3) sadalot alumīnija karbīdu ar ūdeni, 4) sadalot etiķskābes sāļus 240. Metāna īpašības 240. Devi aizsarga lampa 240. Deggāze 242. Bunzena deglis 242. Eksplozīvās īpašības 243. Degšana deggāzē 243. Etāns 244. Etilēns 244. Acetilēns 244. Karbīds 244. Acetilēna īpašības 245. Izlietošana 246. Strukturformulas 246.

Deviņpadsmītā lekcija 248—270.

OGLEKLIS un VIŅA SAVIENOJUMI (turpinājums).

Oglekļa oksīdi 248. Oglekļa ieskāblis: C_3O_2 248. Oglekļa oksīds: Co 248. Pagatavošana: 1) reducējot CO_2 248, 2) atūdeņojot organiskās skābes 250. Īpašības 250. Ķīmiskās īpašības 251. Savienošanās reakcijas 252. Fizioloģiskā darbība 252.

Oglekļa dioksīds (oglekļa anhidrīds): CO_2 253. Pagatavošana: 1) no elementiem, 2) sadalot karbonātus, 3) iedarbojoties skābēm uz karbonātiem 253. Īpašības 253. Eksperimenti ar šķīdru oglekļa dioksīdu 255. Izlietošana praksē 257. Fizioloģiskā darbība 257. Oglekļa dioksīda ķīmiskās īpašības 257. Reducēšanas reakcijas 258. Oglekļa anhidrīda asimilācija augu zaļajās daļās 259. Ogļskābe H_2CO_3 260. Karbonātu rašanās 260. Ogļskābes īpašības 61. Neitralie un skābie sāļi 261. Karbonātu īpašības 261. Hidrolīze 262. Disociācija 262. Bikarbonātu īpašības 262. Sērogleklis: CS_2 263. Pagatavošana 263. Īpašības 263. Tio-ogļskābe 264. Cians un viņa vienkāršākie atvasinājumi 265. Ciana pagatavošana 265. Ciana īpašības 266. Cianūdeņradis 266. Cianūdeņražā īpašības 266. Cianūdeņradis kā skābe 267. Sāļi 267. Cianīdu kompleksi 267. Cianūdeņradis kā šķīdinātājs 268. Cianskābe 268. Rodānskābe 268. Strukturformulas 269.

Divdesmitā lekcija 271—286.

ĶĪMISKĀ ENERĢIJA.

Atklāts jautājums 271. Flogistona teorijas atbilde 271. Materialistiskie uzskati 271. Masa kā materijas pazīme 271. Enerģijas neiznīcības likums 271. Ķīmiskā enerģija 272. Termoķīmiski apzīmējumi 272. Enerģētiskie nolīdzinājumi 273. Ekzotermiskas un endotermiskas reakcijas 273. Ķīmisko un siltuma procesu apvienība 273. Enerģētisko nolīdzinājumu lietošana 274. Elementu ķīmiskā enerģija 274. Absolūtais un relatīvais enerģijas daudzums 275. Rašanās siltumi 275. Ekzotermiski un endotermiski savienojumi 275. Reakciju siltumu aprēķins no savienojumu rašanās siltumiem 276. Degšanas siltumi 277. Kalorimetriskā bumba 277. Dažādu kurināmo materiālu siltumspēja 278. Mechanoķīmija 279. Ekzomechaniskās reakcijas 280. Endomechaniskās reakcijas 281. Maksimālais darbs 281. Elektroķīmija 281. Daniēļa elements 281. Enerģijas neiznīcības likuma pārbaudījums 282. Elektrolīze 283. Akumulatori 283. Magnetoķīmija 283. Fotoķīmija 283. Chemoluminiscenci 283. Gaisma kā katalizators 284. Fotoķīmiskās reakcijas 284. Ogļskābes asimilācija 284. Fosforescence 285. Ķīmiskā enerģētika 285.

Divdesmit pirmā lekcija 286—292.

ĶĪMISKĀ TIEKSME.

Definējums 286. Skābju izvietošana 286. Metālu savstarpēja izvietošana 287. Ķīmisko tieksmju tabeles 288. Izņēmumi 288. Aktīvo masu darbība 289. Ķīmiskās tieksmes lieluma noteikšana 290.

Divdesmit otrā lekcija 292—323.

HALOGENI. FLUORS un CHLORS.

Fluors 293. Atrašanās 293. Fluora pagatavošana 293. Fluora fizikalās īpašības 294. Fluora ķīmiskās īpašības 294. Fluorūdeņradis (fluorskābe): H_2F_2 294. Pagatavošana 294. Fizikalās īpašības 295. Ķīmiskās īpašības 295. Fluorskābes reakcijas 296. Chlors 297. Chlora atrašanās 297. Chlora nozīme fizioloģijā 297. Chlora pagatavošana: 1) elektrolīzējot sāļsskābi 298, 2) elektrolīzējot sārnu metālu chlorīdus 298: pēc a) diafragmas metodes 299, b) zvana metodes 300, c) dzivsudraba metodes 300; 3) ķīmiskā ceļā: a) ar gaisu oksidējot sāļsskābi (Dikona metode) 302. Dikona reakcijas līdzsvars 303. b) oksidējot sāļsskābi ar mangana peroksīdu 305. Chlora pagatavošana laboratorijā 305. Mangana peroksīda reģenerācija: Veldona metode 306. c) chlorūdeņraža oksidēšana ar citiem oksidētajiem 307. Chlora fizikalās īpašības 307. Chlora ķīmiskās īpašības: 1) savienošanās reakcijas 308; 2) skābekļa izvietošana ar chloru 310; 3) Oksidēšanas reakcijas 312; 4) balināšana ar chloru 313. Chlorhidrāts 313. Chlora izlietošana 314. Fizioloģiskā darbība 314. Chlora komplektā daba 315. Chlorūdeņradis (sāļsskābe): HCl 315. Sāļsskābes pagatavošana: a) Leblana metode 315; b) Hargrīva metode 317, c) hidrolīzējot chlorīdus 317. Chlorūdeņraža fizikalās īpašības 317. Chlorūdeņraža sastāvs 318. Iedarbība uz metāliem 319. Iedarbība uz metālu oksīdiem 320. Sāļsskābes īpašības 320. Sāļsskābes un viņas sāļu īpašības 321. Chlorīdu hidrolīze 322. Fizioloģiskā darbība 322. Izlietošana 323.

Divdesmit tresā lekcija 323—338.

HALOGENI (turpinājums).

CHLORA SAVIENOJUMI ar SKĀBEKLI.

Chlora oksīdi 323. Chlora oksīds: Cl_2O 324. Chlora dioksīds: ClO_2 324. Chlora heptoksīds: Cl_2O_7 325. Chlora skābes 325. Chlorapaskābe: $HClO$ 326. Chlorapaskābes pagatavošana 326. Hipochlorītu pagatavošana: 1) ķīmiskā ceļā 326, 2) elektrolītiskā ceļā 327. Balinamais kaļķis 326. Chlorapaskābes un viņas sāļu īpašības 328. Audumu balināšana 329. Chlorpaskābe: $HClO_2$ 329. Chlorpaskābes sāļu (chlorītu) pagatavošana un īpašības 329. Chlorskābe: $HClO_3$ 330. Chlorātu pagatavošana: 1) ķīmiskā ceļā 330. Libicha metode 331. 2) elektriskā ceļā 331. Chlorskābes pagatavošana 332. Chlorskābes un chlorātu īpašības 332. Bengaliskās ugunis 333.

Oksidešanas reakcijas 333. Izlietošana 334. Chlorpārskābe: HClO_4 335. Perchloratu pagatavošana: a) ķīmiskā metode 335, b) elektrolīze 335. Chlorpārskābes pagatavošana 335. Chlorpārskābes īpašības 335. Vispārīgas piezīmes 335. Ostvalda reakcijas pakāpes noteikums 336. Alkalijchlorīdu elektrolīzes šēma 236. Chlorā savienojumu strukturformulas 337.

Divdesmit ceturtā lekcija 338—346.

ELEKTROLĪZE.

Kādas vielas strāva sadala? 338. Apzīmējumi 339. Elektrolīzes pamatlikumi 339. Faradeja likuma pārbaudījums 340. Elektroķīmiskie ekvivalenti 340. Strāvas iznākums 341. Elektrolīzes primārie un sekundārie procesi 341. Polarizācija 343. Mazākās pretestības princips 343. Jonu pārvietošana 343. Jonu absolūtie ātrumi 345.

Divdesmit piektā lekcija 346—372.

HALOGENI (turpinājums). BROMS un JODS.

Broms un viņa savienojumi 346. Atrašanās 146. Bromā pagatavošana: a) oksidējot bromūdeņradi 346, b) izvietojot ar chloru 346, c) elektrolīzējot 347. Bromā tīrīšana 347. Fizikalās īpašības 347. Ķīmiskās īpašības 349. Bromūdens īpašības 349. Bromā izlietošana 350. Bromūdeņraža pagatavošana: a) sintezējot no elementiem 350, b) no bromkalija un sērskābes 351, c) fosforam uz ūdeni iedarbojoties 351. Bromūdeņraža fizikalās īpašības 352. Bromūdeņraža ķīmiskās īpašības 352. Bromūdeņraža skābes un bromīdu reakcijas 352. Fizioloģiskā darbība 353. Bromā oksīdi 353. Bromāpskābe: HBrO 353. Bromskābes (HBrO_3) sāļu (bromātu) pagatavošana 354. Bromīdu elektrolīze 354. Bromskābes (HBrO_3) pagatavošana un īpašības 354. Bromskābes un bromātu reakcijas 354. Jods un viņa savienojumi 355. Joda atrašanās 355. Joda loma organismā 356. Joda pagatavošana 356. Joda tīrīšana 356. Joda fizikalās īpašības 357. Joda disociācija 357. Joda ķīmiskās īpašības 358. Joda iedarbība uz stērķeļem 359. Jodūdeņraža pagatavošana 359. Jodūdeņraža fizikalās īpašības 360. Jodūdeņraža rašanās un disociācija 360. Jodūdeņraža skābes īpašības 362. Jodūdeņraža skābes un jodīdu reakcijas 362. Polijodīdi 363. Jodīdu fizioloģiskā darbība 363. Joda oksīdi: I_2O_5 364. Jodāpskābe: HIO 364. Jodskābe: HIO_3 364. Jodskābes un jodātu reakcijas 365. Jodpārskābe: HIO_4 366. Halogenu savienojumi ar slāpekli 366. Chlorslāpekļis: NCl_3 un jodslāpekļis NI_3 366. Chlornitrozils: NOCl 367.

Halogenu savienojumi ar oglekli 367. Oglekļa tetrachlorids: CCl_4 367. Halogenu savstarpeji savienojumi 368. Chlorjods: ICI 368. Joda trichlorids: ICl_3 368. Joda pentafluorids: IF_5 368.

Divdesmit sestā lekcija 373—399.

PERIODISKĀ ELEMENTU SISTEMA.

Elementu īpašību atkarība no viņu atomsvariem 373. Triadu likums 373. Oktavu likums 374. Mendelejeva sistema 374. Fizikālo īpašību periodiskā maiņa 375. Elementu valences periodiska maiņa 375. Elementu ķīmiskā rakstura periodiskā maiņa 376. Periodi un grupas 376. Atsevišķu grupu salīdzinājums 376. Mendelejeva periodiskā elementu sistema ar kārtības skaitiem 377. Retzemju grupa 378. Periodiskās sistēmas vispārīgie likumi 379. Mnemotehnika 381. Periodiskā sistēmā vadītāja zinātniskos pētījumos 331. Atomsvāru izvēle 381. Ķīmiskā sistematika 381. Periodiskās sistēmas problēmas 381 Mendelejeva pareģojumi 382. Sablīvējumi 382. Svina izotopi 382. Elementu plejades 382. Fajansa teorija 383. Atomsvāru diferences 384. Izņēmumi no elementu konsekvences likuma 385. Prouta hipotēze 385. Iebildumi pret šo hipotēzi 385. Elementi ar veseliem atomsvāru skaitiem 386. Kanālu stari 386. Astona pētījumi 387. Periodiskā likuma eksperimentāls apstiprinājums 388. Rentģena stari 388. Rentģena staru spektrs 389. Kārtības skaiti 389. Mozli likums 392. Vispārīgs elementu skaits 393. Ūdeņraža spektrs 392. Balmera sērija 392. „Kvantu” teorija 393. Ūdeņraža atoma modeļi pēc Bora 394. Ūdeņraža izstarojums kā elektronu svārstību sekas 394. Balmera likuma izvedums 394. Ridberga konstante 395. Elektronu ātrums un viņa orbitas rādiuss 395. Citu atomu modeļi 395. Kodola pozitīvais lādiņš 395. Viņa sakars ar kārtības skaitu 396. Elektronu skaits vienāds ar kārtības skaitu 396. Kodolu īpašības 396. Elektronu īpašības 396. Kodolu uzbūve 396. Kodolu sabrukšana 397. Ūdeņraža stāvoklis periodiskā sistēmā 397. Ārējās čaulas elektroni 397. Ārējās čaulas elektronu skaits vienāds ar valenci 397. Sistēmu izcelšanās no astoņiem elektroniem 397. Elementu valences izskaidrojums attiecībā uz ūdeņradi 398. Nulles grupas elementi 398. Elektronu reakciju shēma 399. Gala vārds 399. Zommerfelda domas 399.

Ievērotās iespieduma kļūdas.

Lp. p.	R i n d a		Iespiests	Jabūt
	no augšas	no apakšas		
3	9		atbild	atbildi
4		9	1930	1830
7		18	betr	bet
14		16	palielināja	papildināja
16	14		dziedniekem	dziedniekiem
16	16		jaunievedumi	jaunievedumu
16	20		dziedniecības	dziedniecības
18	11		Académie de Sciences	Académie des Sciences
33	1		Udens	Ūdens
35	18		ātmēro	atmēro
36	1		skabekli	skābekli
36	6		spiedens	spiediens
48		18	kresajā	kreisajā
49	2		Prust	Proust
50		15	isgūstam	iegūstam
53		14	redzejam	redzējam
59	1		$\frac{x}{a-x}$	$\frac{x}{a-x}$
62		4	akumolatoru	akumulatoru
63		5	pamazimatu	pamazinātu
70	13		ka ari	kā ari
70		19	at	ar
71		4	redzejam	redzējam
87		16	Šķietamie	Šķietamie
87		11	šķietame	šķietamie
88	1		Minerālūdeņi	Mineralūdeņi
88	11		rašanās	rašanās
88	18		Fizioloģiskā	Fizioloģiskā
91		11	kaliiu	kaliju
97	21		milka	mikla
101	12		hidrat	hidrati
103		8	sērskābā	sērskābā
103		15	81 ⁰	31 ⁰
104		4	Ūdeņraža	Ūdeņraža
104	zem zimejuma		pārtvaicešanā	pārtvaicešana
105	zimejums iespiests otrādī.			
109	15		cetam	cietam

Lp. p.	R i n d a		Iespiests	Jabūt
	no augšas	no apakšas		
109		8	šķīstamību	šķīstamība
110	1		spidiena	spiediena
114		11	temēr	tomēr
116	3		1774	1874
118		11	tilpum	tilpumu
119	3		palieinas	palielinas
120		13	kibikcentimetrus	kubikcentimetrus
123	13		Triskārttgais pūnkts	Triskārtīgais punkts
125	15		masījumi	maisījumi
129	8		tās	tas
131	7		hidrožels	hidrogels
131		7	ἄητος	ἄξωτος
134		5	Arrenius	Arrhenius
135	16		sevienojumiem	savienojumiem
135		4	arvienu	ar vienu
136	13		ἦλος	ἦλιος
137	13		baktetijas	bakterijas
138	8		aprāķi-	aprēķi-
138	18		raducē	reducē
138	21		Zalpertis	Zalpetris
143	6		aizbidtis	aizbidits
143		11	tilpum	tilpumi
145		14	(zim. 93,	(zim. 93),
160		16	Cloramids	Chloramids
165		11	apraktā	aprakstā
173	12		kabalta	kobalta
175	2		nadaudz	nedaudz
177	2		desociacija	disociacija
181	8		Sn(OH ₄)	Sn(OH) ₄
184	15		HNO ₂ = KOH	HNO ₂ + KOH
200		9	laukakmens	laukšpats
200		3	laukakmeņa	laukšpata
203		10	ἄτομος	ἄτομος
204	3		1000	2000
205		8	nevir	nevar
210		1	Wictor	Victor
213		6	hipotozi	hipotezi
217		3	10 ⁻¹²	10 ⁻¹²
217		8	10 ⁻⁸	10 ⁻⁸
226		17	virmas	virsmas
228	tabelē		Ke vins	Kelvins

Lp. p.	R i n d a		Iespiests	Jabūt
	no augšas	no apakšas		
229	8		kradriljonus	kvadriljonus
231	3		idz	lidz
231		20	apmēirm	apmēram
244	12		koncetretu	koncentretu
273		10	pērvēršanās	pārvēršanās
290		11	jo	jo
293	5		kriotitā	kriolitā
302		15	magnitita	magnetita
324		16	notidzinajuma	nolidzinajuma
327	1		Zavelas	Žavelas
329		17	izbaĶoja	izbaloja
337	14		Vispārig	Vispārigi
338	5		velence	valence
345	6		curules	caurules
350		8	aparaia	aparata
353		14	norkotisku	narkotisku
353		12	pa daļai chlornatriju	pa daļai izvieto chlornatriju
356		6	3NaHSO ₃	3NaHSO ₄
381	11		Panaet	Paneth

L. Universitātes Stud. Pad. Grāmatnīcas Izdevumā:

Doc. A. Loebera — Lekcijas par ievadu tiesību zinātnē I. daļa	Rbļ. 45.—
Doc. A. Loebera — Lekcijas par ievadu tiesību zinātnē II. daļa	" 30.—
Prof. Fišera redakcijā — Logaritmi un antilogaritmi. Atomsvarī un elementu periodiskā sistēma	" 20.—
Prof. Gribovska — valsts tiesību lekcijas I. daļa	" 80.—
" " " " " " II. "	" 90.—
1903. g. Sodu likumi ar visiem papildinājumiem līdz 1. febr. 1922. g.	" 80.—
Doc. Kalniņa — Tēlojošās ģeometrijas kurss ar 9 zīmējumiem tekstā un atlasu ar 424 rasejumiem	" 275.—
Doc. Gulbja — Fizika. (Divās daļās). I. d. ar 360 zīmējumiem tekstā	" 200.—
Prof. Lautenbacha — Angļu literatūras vēsture XVI. g. s.	" 50.—
" " — Latviešu literatūras vēsture I. d.	" 40.—
Doc. Viņola — Hidrostatika	" 30.—
Prof. Centnerszver'a un asist. Krustiņsona — Neorganiskās ķīmijas kurss I. d. ar 231 zīmējumu tekstā	" 230.—
Universitātes kalendārs 1922./23. a. g. sast. K. Upesleja	" 120.—
Prof. Bīmans — Ūdensvadi I. (Lekciju konspekts) (Iespējamā)	
Doc. K. Strauberga — Romiešu literatūra — Lekcijas lasītas L. U. 1921./22. m. g.	
Prof. Berga — Īpatneja augkopība, III. metiens (Iespējamā).	

SAGATAVO IESPĒJAMĀI:

Prof. Glazenapa — Rūgšanas tehnoloģija Tulkoj. doc. Delleš red.	
Doc. Gulbja — Fizika II. daļa	
Prof. Lautenbacha — Latviešu literatūras vēsture II. daļa	
Prof. Centnerszver'a un asist. Krustiņsona — Neorganiskās ķīmijas kurss II. daļa	
Doc. M. Priņģa — Siltuma un ūdens tehnoloģija	
Prof. Fišera — Atomu teorija	
Prof. Blachera — Ķīmiskās rūpniecības tehniskie pamati	
Agr. Starca — Sabiedriskā agronomija	
Doc. Nomaja — Purvi un kūdras izmantošana	
Doc. J. Priņģa — Cilveka anatomija	
Doc. Diela — Latīņu valodas chrestomatija.	
Doc. Viņola — Mechanika.	