

docents A. Janeks.

NEORGANISKĀ ĶĪMIJA
(pēc manām lekcijām Latvijas Universitatē)

otrais izdevums, pārstrādāts un papildināts.
RĪGĀ, 1921/22 g.

■ La chimie crée son objet. Cette faculté créatrice semblable à celle de l'art lui même, la distingue essentiellement des sciences naturelles et historiques."

Marcelin B e r t h e l o t.

.E E V A D S.

1. ĪPAŠĪBAS.

Ir parasts ķīmiju definēt ka zinātni kas pūta veelu. Lai saprastu šādu definējumu ir vajadzīgs tuvāk raksturot jēdzeenu "veela" un noskaidrot starpību, kas pastāv starp šo jēdzeenu un tādeem jēdzeeneem ka "ķermenis" un "materiāls".

Visa dažādība, ko atrodam dabā, ir mums pazīstama pateicoties tam, ko mēs esam parādusī saukt vispārīgi par "Īpašībam". Visu dabu mēs redzam ka izplātītu telpā un ilgstošu laikā, un šīnī telpā mēs dažādās veetās atrodam sevišķus īpašību sakopojumus - īpašību kompleksus - kuri ir ļoti dažādi. Šādus dažādāku īpašību sakopojumus kādā veetā ekš telpas medz nosaukt vispārīgi par ķermeneem. Piem., cukura gabals, - mēs atrodam veenā un tanī pašā veetā ekš telpas sakopotas sekošas īpašības: balta krāsa, noteikta forma, noteikts tilpums, ceetums, svars, noteikta smeķa, šķīstamība un c. Šis īpašību komplekss tad arī ir tas, ko mēs apzīmejam ar vārdeem "cukura gabals".

Mūsu runā gan ir eesakņojees papemeens sacit, ka ķermenim (jeb veelai) ir īpašības. Mēs itka peņemtam, ka ķermenis būtu kāds zināmu īpašību neesejs. Tas nav pareizi. Taisni otrādi - veenīgi zināmu īpašību sakopojums telpā dod to, ko mēs apzīmejam ar vārdu ķermenis. Tikai pateicoties tam, ka mēs atrodam telpā kādā veetā pēc sevišķeem likumeem sakopotas dažādas īpašības, ka forma, krāsa, svars un t.t., mēs zinām par ķermeņa eksistenci. Ja eedomasimees tanī veetā, kur atrodas mūsu preekša piem., cukura gabals, ka neesošas: balto krāsu, formu, saldumu un t.t., kas tad paliks pāri? Nekas. Ķermenis (un veela) tadēļ ir uzskatami ka "telpisks īpašību komplekss" veenīgi.

2. Īpašību klasificējums.

Pēc ķermeņa mēs varam leelakā vaj mazākā mērā novērot īpašību divi galvenas grupas:

A. Neraksturīgo īpašību grupa.

Se peeder tādas īpašības, no kurām mēs katru īpašību atsevišķi, pēc ikveena ķermeņa varam veidot zināmās robežas pēc mūsu vēlesanas. Dažas no viņām mēs varam arī pilnīgi "atņemt" no ķermeņa.

Piem. ķermeņa forma, tilpums, svara daudzums, smalkums, virsmas leelums, temperatūra, elektr. lādīņš u.c.

B. Individuēlo jeb raksturīgo īpašību grupa.

Šis īpašības mēs nespējam katru atsevišķi veidot pēc mūsu patīksanas. Se peeder:

a) ķermeņu individuēla krāsa, smeķe smaka, sevišķas elektriskas un optiskas īpa-

šības, noteikta šķīstamība, specifiskais svars, spec. siltums u.c.
b) kimijā sevišķi svarīga "īpašība kimiski sastāvēt no kaut ka."

Individuelo īpašību sakopojums ķermenī ir pilnīgi noteikts noteiktos nosacījumos.

3. Ķermenis, veela, materiāls.

Gadījumos, kad mēs veenā un tanī pašā laikā eevērojam īpašības, peederošas pee grupas A un B, jeb arī sevišķu svaru peegreežam kādai (-am) no īpašībām A - mēs runājam par "ķermeni". Tupreti, ja īpašības A mums ir veenaldzīgas, bet veenīgi eevērojam īpašību grupu B, tad runājam par "veelu".

Peem. "ogle". Mēs varam eedomatees īpašības A pee ogles dažādi veidotas (ogļi sasmalcinādami sakarsedami viņu bezgaisa telpā u.c.). Jēdzeens ogle paliks tikpat raksturošs. Ta tad viņš nedibinas uz īpašībām A un tadēļ šis jēdzeens apzīme veelu. (Tapat arī jēdzeens "udens", "sērs" "cukurs", bet ne "cukura gabals").

Pretejo mēs novērojam pee tādeem jēdzeeneem ka "ledus", "kristāls". Ja veidosim šinī gadījumā kādu īpašību A (peem. smalkumu), tad šee jēdzeeni vairs neapzīmes dabūto ("ledus" pārees "sneegā", "kristāls" - "pulverī"), ta tad augsmineteem jēdzeeneem par pamatu bij īpašības A un tadēļ šee jēdzeeni apzīme ķermenis.

Īkkatrs jēdzeens, kas apzīme ķermeni, pamatojas uz veenu jeb vairakam no īpašībām A un ar atteecīgas īpašības veidošanu zaude savu nozīmi. Peem. peevestee jēdzeeni "ledus" - uz smalkuma stāvokli un temperatūru, "kristāls" - uz smalkuma stāv. un formu, tālak "šķidrums" - uz siltuma stāv. u.c.

Materiāls ir vispārīgs nosaukums preekš visa ta, kas eeņem telpu.

4. Īpašība kimiski sastāvēt no kaut ka.

Kas visparīgi ir sastāvēt? Ka atrodam "sastāvu"? Ņemsim peem. mālu duļķojumu udenī. Mēs sakam, ka šāds duļķojums sastāv no udens un mālu daļiņām. Kapēc? Tapēc ka peem. caur filtrēšanu mēs varam sadalīt šādu duļķojumu sastāvdaļās: māli paliks uz filtra, bet caur filtru būs gājis cauri tīrs udens. Sadalīšana (-ās) ta tad būtu

1) ķermenis "vairošana", pee kuras dalamais ķermenis pārvēršas vairakos citos ķermeņos ar jaunām īpašībām, kuri peedeļee tālak vairs nav sadalāmi (duļķojums-udeni + māls), bet

2) zem nosacījuma, ka caur sadalīšanu dabūto ķermeni kopsvars (mālu daļiņas +

udens) līdzinas eepreekšeja nedalita ķermena (duļķojuma) svaram. (jeb - tas ķermena daļas svaram, kas tika sadalīta). Tas tādos gadījumos, kad esam dalījuši nevis visu ķermeni bet tikai kādu ķermena daļu.

Sakarā ar šo ir jāeevēro vispārīgais ķermeņu eedaliņums veenveidīgos (homogenos) ķermeņos. kuros ikkatrā punktā ir atrodamas veenas un tas pašas Ipašības (peem., udens, ledus, dzīvsudrabs, māls) un neveenveidīgos jeb heterogēnos, kuri sastāv no vairakām veenveidīgām daļām, kas veena no otras ir atdalītas caur robežvirsmam (ногепрхность раздѣла) - (peem., duļķojums). Pee pedejeem tad arī tikai var būt runa par sadalīšanu (veenveidīgās) sastāvdaļās caur filtrēšanu, centrifugešanu jeb citeem fizika- leem līdzekļeem.

Bet nu izrādas-preekš ķīmijas tik svarīgs fakts, ka ir zinamas veenveidīgas veelas no kurās katras arī rodas divi jeb trīs veelas ar jaunām individuelām Ipašībām, ja tādu veelu, peem., karset, jeb eedarbotees uz viņu ar elektrisko energiju, pee kam arī augsminetee divi sadalīšanas nosacījumi teek izpilditi.

Ir jaatzīst tadēļ, ka arī te noteek sadalīšana (-nās), neskatotees uz to, ka sadalīšanas metodes ir citadas, ka duļķojumā gadījumā, un pate sākveela bij veenveidīga un nevis neveenveidīga. Šādu sadalīšanos tad arī nosauc par ķīmisku sadalīšanos sastāvdaļās, un veelas Ipašību šādu sadalīšanos uzrādīt var nosaukt par "Ipašību ķīmiski sastāvet no kaut ka".

Peem., ja karsesim pee 400° sarkanu veelu, kas ir pazīstama zem nosaukuma "dzīvsudraba oksīds", tad viņa veetā parādisees 2 jaunas veelas ar pilnīgi citām individuelām Ipašībām--dzīvsudrabs un gāze skābeklis. Šo divu ķermeņu daudzumi pakāpeniski peeaug processam turpinotees, pee kam dzīvsudraba oksīda svāra mazīnašanās, pa processa laiku, līdzinas jauno ķermeņu kopsvāra peeaugšanai. Ja megināsim dabūtas veelas -dzīvsudrabu un skābekli- ar līdzīgām metodēm sadalīt tālak, tad redzesim ka tas mums neizdodas, mums ta tad ir jakonstate, ka dzīvsudraba oksīds ķīmiski sastāv no, pee šādas sadalīšanas jaundabutam veelam - dzīvsudraba un skābekļa.

No pedeļām dzīvsudraba oksīds ir atpakaļ dabunams caur šo sastāvdaļu teešu ķīmisku savee- nošanos pee 350°

Saņemot visu sacīto kopā varam teikt, ka ar ķīmisku sadalīšanos mums darišana ir tad, ja veenveidīga veela zem dažādu energiju eespaida (siltums, elektrība u.c.) pārveršās veelās ar jaunām individuelām Ipašībām, peekam izpildīts teek minetais svāra nosacījums.

Ja tādā ceļā dabūtas veelas līdzīgos ceļos

tālak nav sadalāmas, tad varam sacīt ka eepreek-
šeja veela ķimiski sastāv no dabūtām veelām.

Turpretim ja viņas ir arī tālak sadalāmas,
tad jaatrod ir viņu nesadalāmās daļas.

5. Ķimijas definejums.

Eevērojot to, ka pētišana dabas zinātnēs
var būt divejāda-

1) mēs varam pētīt īpašības, kas ka tādas
noteiktos nosacījumos pastāv nemainīdamas-
tādā gadījumā mēs pētām stāvokli;

2) mēs varam pētīt īpašību mainīšanos -
tāda gadījumā mēs pētām procesu -

ķimija ir definejama ka mācība par ķermeņu
individuēlām īpašībām, kurā tiek konstatēts
1) kādas individuēlas īpašības vispārīgi ir
atrodamas sakopotas (t.i. kādas veelas vispā-
rīgi ir atrodamas) un 2) ka šee individuēlo
īpašību kompleksi (veelas) mainas zem dažādeem
nosacījumeem (ķim. sadalīšanas, saveenošanas
un citi apakša apskatāmi procesi).

6. "Īpašību kombināciju aprobežotamības likums"

Ja peeturesimees pee uzskata, ka veela ir
īpašību sakopojums telpā (tikai!), tad ceļas
tuvākais jautājums - kādi īpašību kompleksi
ir reali esošee? Vaj ir reali eespējamas vis-
dažādaķīpašību telpiskas kombinācijas un vaj
ir eespējams pee ķermeņa kādu īpašību aizveet-
not caur kādu citu (veenalga kādu)?

Ķimijas vēsturē ir atzīmejams sevišķs laik-
mets ((Afrikā un Eiropā no IV g.s. pēc Kr. līdz
XVI g.s.), kurā ķimīķi, pamatodamees uz grieķa
filosofa A r i s t o t e l a eeskateem, šādu
aizveetņošanu tureja par eespējamu. Šis laik-
mets ir t.s. alkīmijas periods.

Tolaiku ķimīķi uzskatīja, ka kādam veelai-
nam "nesejam", kurš tika domāts bez kādam īpa-
šībām, var pēc velešanas peeveenot īpašības,
ka ķimiski procesi pastāv eekā atsevišķu īpa-
šību aizveetņošanas ar zināmu manipulāciju
palīdzību. Caur tādu aizveetņošanu tad būtu
beidzot panākama veena ķermeņa pārvērsšana citā,
resp. necelmetaļu pārvērsšana zeltā. Taisni
pedeja procesa realizēšana bij galvenais alķi-
mīķu centeens un šīnī savā centeenā viņi pama-
tojas uz teorijām, kurās ķermeņu īpašības tika
uzskatītas ka veelu elementi.

Ja alķīmīķu uzskats šīnī izejpunktā arī ne-
bij pilnīgi nepareizs, tad tomēr viņu taļakee
slēdzeeni bij kļūdaini, jo alķīmīķi vēl nezi-
nāja likumu KĀDAS īpašības un KĀ viņas ir sa-

veenotas telpiskajos kompleksos.

Šo likumu atrada angļu ķīmiķis Roberts Boyle's (1661), kurš tadē ir uzskatams ka modernas ķīmijas pirm dibinātājs. Boyle's eevēda moderno "elementa" jēdzeenu. Pēc Boyle'a elements ir veela. Kas ķīmiskā ceļā nav tālak sadalama citās veelās un kura ķīmiskā ceļā arī nav dabunama caur citu veelu saveenošanās. Elementi veens otrā nepārvērsas.

Ja izsauksim caur karsešanu dzīvsudraba oksidā sadalīšanos dzīvsudrabā un skābeklī un mēģinasim dzīvsudrabu un skābeklī, katru atsevišķi, ķīmiski sadalīt tālak, tad tas mums neizdoses. Ta tad zināmi telpiski Ipašību kompleksi (dzīvsudrabs un skābeklis p. peem) nevar tikt tālak pārvērsti jaunos Ipašību kompleksos tā, ka šo Ipašību kompleksu kopsvars līdzinānas eepreekšeja Ipašību kompleksa svaram. Šo Ipašību kombināciju aprobežotamības likumu jeb ķīmisko elementu likumu mēs varam formulēt tā:

1. Starp dažādam Ipašību kombinācijām tel-

pā ir notēikti individuēlo Ipašību pamatkompleksi -elementi, kuros atteecīgas Ipašības ir saistītas tā, ka šos kompleksus (elementus) mēs patvalīgi nespējam ne fizikalā ne ķīmiskā ceļā pārvērst veenu otrā jeb vairākos citos Ipašību kompleksos (sadalīšana).

Par peem., Ipašību pamatkompleksi A, B, C... n nav pārvērsāmi veens otrā, jeb kādos citos pēc formulas:

Ip. pamatkompl. B → Ip. kompl. M + Ip. kompl. N

pee kam būtu izpildīts augšā minētais svāra nosacījums (skat. 4.).

Še ir jāpeebilst 1) ka sevišķas elementu grupas locēklī t. S. "radioaktīvie elementi" pāši pārvērsās veens otrā, kaut arī mēs šādu pārvērsānos vēl nespējam eespaidot no savas puses. 2) Peējos gados eevērojāmam angļu radiologam B u t h e r f o r d' a m ir izdevees dažus elementus sadalīt sastāvdaļās -citos elementos. Tomēr līdzeklī ar kureem tas teek pānāxts nav peeskaitāmi ne pee parasteem fizikalēem, neķīmiskēem. Tadē, augšā peevestais likums ir paturāms ka indirektū eetveross sevi arī tīko peevestos divi faktus.

1. Elements.

Ar šādiem elementiem ir zem svāra pastāvības minētā nosacījumā veenīgi panākami:

1) mekaniskas sasmalcināšanas procesi:

īpašību pamatkl. A → īpaš. pam. k. A' + īp. p. k. A'...

kur n ir noteikts skaitlis un A' tā pati veela A, tikai sasmalcinātā stāvoklī.

2) Stāvokļu formas (agregātu veida) maiņšana.

īp. p. kompl. A → īp. p. kompl. A

p. peem. ceets → šķidr

3) Procesī, kuri ir pazīstami zem nosaukuma allotropiskās pārvērsšanās. Šinīs gadījumos veena un ta pati elementāra veela var p. peem. ceetā stāvoklī būt dažos kermeniskos veidos, neskatoties uz to, ka šiem kermeniskiem veidoem peē tam peemit veena un ta pati īpašība "ķīmiski sastāvēt no veena un ta pašā elementa". (tapat ka gadījumos 1 un 2).

Visi citi procesi peē elementiem, kuros (procesos) novērojama lēceeniska īpašību maiņšanas, noteek ar jaundabūtas veelas svāra peeaugšānu.

īp. pam. kompl. A → īp. kompl. S
peē kam S svārs > A svārs.

8. Daži fakti iz jēdzeena "elements" vēstures.

ķīmiskie elementi ta tad ir visu veelu veelaineē pamati. Bet augša tika parādīts ka ķermenī un veelas mums veenīgi ir pazīstami pateicotees īpašībam un te nu var celtees jautajums, vaj tomēr nebūtu īpašības uzskatamas par visu veelu pamateem - elementiem.

Šitads uzskats nav nedibināts, bet viņš ir papildināms (likums I). Pirmāis, kas uzskatīja īpašības par elementiem bij A r i s t o t e l s (384-322 pr. Kr.). Viņš bij eedoma- jees atradis sekosas četras veelu pamatīpašības ka elementus:

siltums, aukstums, sausums, mitrums,

no kureem viņš mākslīgi atsavināja viņa preekšteča E m p e d o k l a uzstādītus 4 elementus:

zeme, ūdens, gais, uguns.

Pedejeem līdzīgus elementus mēs atrodam arī senajā Indijā. Peem., seno indeešu filosofiskajos apcerejumos - Ūpanišādas - teek mineti

sekoši 5 elementi: eteris, vējš, uguns, ūdens un zeme.

A r i s t o t e l a mācība par elementem - īpašībām valdīja kimijā līdz XVII g.s. Pa daļai un viņas pamata tolaiku ķimikļi nodarbojās ar fantastiskām problemām (alkīmija). Šis alkīmijas periods sakrīt ar tumšo šolastikas laikmetu un daži no alkīmikiem bij to laiku eevērojami teologi-prātneeki, ka peem., Albertus M a g n u s , kas līdz ar Thomasu A q u i n a s radīja tik"eevērojamu"teologisku sistemu, ka viņa teek uzskatīta par šolastikas visaugstako prātneecisko sasneegumu. Un tikai tad, kad XVI.g.s. šolastikas periods beidzas līdz ar A r i s t o t e l a eespaida zušanu, kad drusku vēlāk B o y l e's definē elementu ka veelu -alkīmija sāk pamazam nīkt un rodas nosacījumi preekš zinatniskās ķimijas attīstīšanas.

B o y l e elementa definejums vareja ka tās nostāvēt līdz 1896.gadam. Sākot ar šo gadu H. B e c q u e r e l s , C u r i e u.c.atrod dažu elementu patvaļīgo radioaktīvo pārvēršanos. Šī parādība līdz ar pedejeem R u t h e r f o r d' a mēģinājumeem speež sašaurinat B o y l e'a definejumu: Daži elementi pārvēršas citos, un var mākslīgi tikt sadalīti citos elementos, bet - tomēr ne ar parasteem fizikaleem un kimiskeem līdzekleem.

Pedejais apstaklis tad arī ir tas kas pa daļai glabj B o y l e definejumu.

Tagad ir pazīstami ap 140 elementu.

9. Kimijas veeta citu zinātņu starpā. Zinātņu klasificejums.

Visu pirms-kas ir zinātne?

Varetu definēt, ka zinātne ir noteiktu pārbaudītu faktū jeb parādību sakopojums, savests zināmā sistēmā uz noteikteem vispārīgeem pamateem

Peem. kimijā - parādības kas ir saistītas ar veelam, sistematizetas uz dažādu veelu kopīgām īpašībām (ķim. saveenojumi, elementi, u.c.). Tādēļ arī zinātnes dažreiz mēdz nosaukt par zinātniskām disciplīnām.

Sāds definejums ir saprotams, bet nepeeteekošs, jo viņā neetilpst tas visraksturīgākais, kas ir zinātne un kam ir jābūt ikveenā zinātnē.

Zinātne nav nedzīva faktū shema, bet zināmā zinā - dzīvības spējīgs organisms. Tapat ka organisms spēj asimilēt ārveelas, spēj augt caur to, katra daļa viņā ir tanī pašā laikā pašā mērkis un līdzeklis, tapat arī zinātnē atsevišķee fakti sakopjās veenotā veselā, kurš slēpj sevī spēku talakai attīstīšanai; katrs zinātnes sasneegums ir pašmērkis un līdzeklis tanī pašā laikā.

Šini ziņā ir raksturīgi franču ķimika M. Berthelot vārdi:

- "Ķimija pati rada savu preekšmetu. Šī radi-
- "Ķinas spēja, kas ir līdzīga mākslas radīša-
- "nas spējai, jo sevišķi atšķir ķimiju no da-
- "bas zinātnēm un no vēsturiskām zinātnēm."

Kā izskaidrojas šī savada zinātnes īpašība būt pašai par eemeslu savai attīstīšanai?

Tas būs saprotams ja apskatīsim Isumā zinātņu strādāšanas metodi. Bet preekš ta ir vajadzīgs visu zinātņu dažādību veenkāršīnat, t.i. klasificēt. Lai klasificētu kaut ko, vajaga sākumā uzstādīt klasifikācijas principus. Zinātņu klasifikācijas gadījumā ir vairaki likti preekšā. Še es peeturēšos pee diveem:

- 1) Ņemsim dabu tādu, kāda viņa mums ir teeši dota un sarakstīsim vertikālā rindā atteecīgos dabas objektus (=preekšmetus) eesākdamī ar veenkāršēem un pāreedamī uz komplicētākeem. Mēs dabusim vispārīgi sekošu rindu:

Neorganiskā valsts.

Organiskā valsts.

- a) dzīvneeki bez apziņas =stādi
- b) " " "ar prātu (разумокъ)=kustoni
- c) " " "saprātu(разумъ)=cilvēks.

- 2) No katra šīs rindas locekļa atsavināsim abstrakcijas ceļā kopīgākus jēdzeenus, no šēem vēl kopīgākus un t.t.

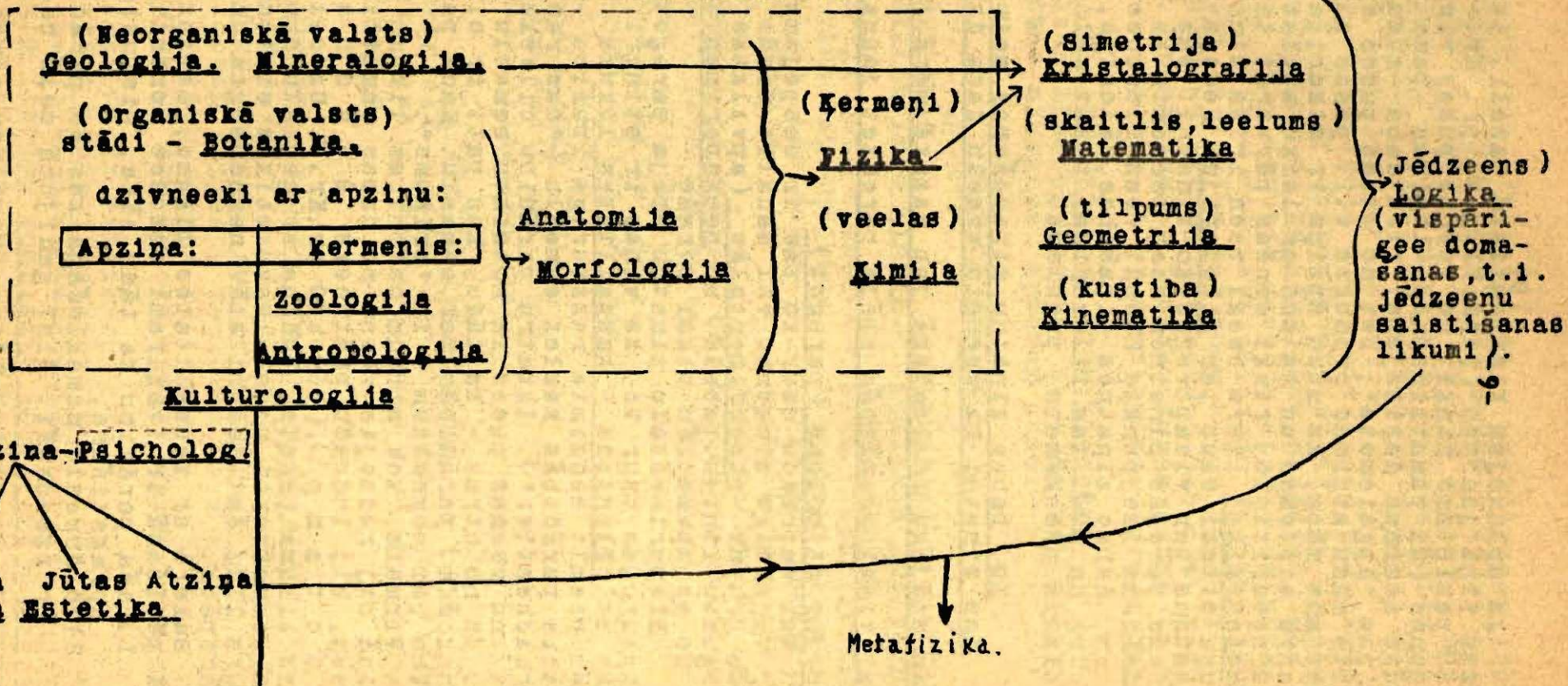
Kopīgais organiskā valstī ir organisms un viņa daļas.

Vēl kopīgāks (ka neorg.un organ. valstī) ir ķermenis ar veelu.

Abstrahejot no ķermeņu jeb veelu savstarpējas atteecību valsts vēl plašākus un abstraktākus jēdzeenus mēs dabunam tādus. ka -"skaitlis", "leelums" , "tilpums", "kustība" un t.t. beidzot ar visabstraktāko - "jēdzeens" vispārīgi.

Ja rakstīsim abstrakcijas ceļā dabūtos jēdzeenus pa labi no augšējas vertikālas rindas, pee kam jo abstraktākus, jo tālāk pa labi un ja peerakstīsim atteecīgam jēdzeenam klāt atteecīgas zinātnes nosaukumu, kurai šee jēdzeeni ir neapstridami izej -fakti, tad dabusim klatpeelikto tabeli.

Binatņu klasificējums.



Ja aplūkojam klāstpeelikto tabeli, tad redzam viņā jau sen (peem.VI.g.s. pr. Kr.-Indijā) pazīstamo rinki: no veenas puses visas zinātnes (uz pamatzinātnes -logikas -pamata) ir mūsu atzinās darīnājums, visa daba -mūsu apzīnas "apgaismots", bet no otras puses šis pats mūsu atzinās produkts t.i. pašas zinātnes mūs māca, ka mūsu apzīna ir atkarīga no nervu sistēmas un tā tad ar laiku attīstījušās. Šo (metafizisko) rinki cenšas pārvaret tā sauc. "metafizika", kura beeži veen ir tā zinātnē, kuru citādi sauc par filozofiju. Pedeja ir uzskatāma par visaptverēšako zinātni: tas kas visās parejās zinātnēs teek peenemts ka neapstrīdāms izejpunkts (beeži veen klusuceešot; peem. dabas zinātnēs -lpašības, cēlonība, laiks, telpa un ē.). tas filozofijai tikai vēl ir pētišānas preekšmets, problema.

10. Dabas zinātnu strādāšanas metode.
Kas zinātni ka veenotu veselu dara dzīvī-

das spēilgu ir leelakā jeb mazākā mērā ikkat-
rai viņai peemltoša spēja paredzet jaunas pa-
reizas attecības (paregot) .

Lai saprastu caur ko tas ir eespejams, mums ir vajadzīgs zinātnes vēl sadalit divās plāšās grupās -eksperimentālās (apvilktas ar pārtrauktu līniju tabeļē) un neeksperimentālās . Še es apskatišu tikai pirmās.

Eksperimentālo zinātnu spēja paregot izskaidrojas caur to, ka viņas ir stingri būvetas uz cēlonības - kauzalitātes likuma. Cilvēkam peemlt eedzīmta raksturīga īpašība -visās dabas parādībās meklet eemeslu ("das rastlose Ursachentier"). Ikkatru parādību cilvēks uzskata no veenas puses ka noteiktu eemeslu izsauktu un no otras - ka tādu, kas pati ir citām (nakošām) parādībām par eemeslu. Kāda parādība bez eemesleem - ir "brīnums".

Pirmais, kas atrada cēlonības likumu un viņā bij redzejis veenu no dabas pamatlikumeem, bij indeešu prātneeks B u d d h a (G o t a m o) (560-480 pr.Kr.). Uz cēlonības likuma pamata, Buddha ar genialu drošību un konsekvenci uzcela savu etikas sistēmu, kura līdz šai deenai stāv nesasneegta un nepārspēta.

Sakarā ar kauzalitātes likumu, dabaszinātniskā pētišanā ir izšķīrami sekošee momenti:

- 1) Pašu parādību ka tādu sīka, vispusīga aprakstišana.
- 2) To eemeslu uzmeklešana kas šo parādību ir izsaukuši. šīnī gadījumā ceļš beeži

 tapat arī kāda parādība, kura nav eemesla kādai citai.

eet caur t.s. "hipotezem" - varbūtejeem izskaidrojumeem, "kuru pareizība nevar tikt ne peerādita ne atspēkota" (J.R. M a y e r's) - un "teorijam" - kuru pareizība ir peerādita (kaun ari ne katru reizi ir peerādita veenīgi atteecīgās teorijas pareizība).

Ja pētam šādas divos virzeenos, pēc eespējas vispusīgi, ar eksperimenta palīdzību (kauzalitātes likums ka pamats!) kādu parādību, mēs agri vaj vēlu dabunam eespēju atrast vairākas parādības viņas noteikti saistošu "dabās likumā", ar kura palīdzību tad mums rodas eespēja

- 3) vest sakarā atteecīgo, jeb citu kādu parādību ar jaunām, kurām pirma ir par eemeslu, t.i. mums rodas eespēja paregot.

II. Kimisko zinātņu klasificejums.

Plašā kimiska zinātne sadalās vairākās atsevišķās zinātnēs. apmēram šādi:

I. Tīrā kimija

Speciāla

1) Neorganiskā kimija.

Vispārīgi pēta elementus, viņu saveenojumus, reakcijas. (Šo saveenojumu skaits - ap 34000)

2) Organiskā kimija.

Speciāli pēta tos saveenojumus, kuru sastāvā atrodas ogleklis. (Šo saveenojumu skaits ir leelaks ka 150000).

3) Analitiskā kimija.

Konstatē veelu kvalitatīvo un kvantitatīvo sastāvu.

Visparīgā (teoretiskā)

Fizikālā jeb teoretiskā kimija.

pēta vispārīgi kvantitatīvos likumus, uz kureem pamatojas kimiskie procesi vispār; petīšanai leeto fizikalas metodes (mērišana).

II. Peeleetotā kimija.

Techniskā kimija, Agrikulturkimija, Fiziologiskā kimija, Farmaceutiskā kimija, Teesas kimija un c.

I2. Kimisko procesu vispārīgs raksturojums.

Ja nosauksim par "sistemu" - kādu veelu jeb veelas sakopojumu, kas ir pētīšanas preekšmets, tad procesu pētīšana pastāves eeks tādas sistēmas īpašību maiņas pētīšanas - eeks šāda maiņa pastāv un zem kādeem nosacijumeem viņa noteek.

Visupirms ir raksturīgi, ka

- a) kimiski procesi raksturojas vispār caur to, ka zem zināmeem nosacijumeem vesels individuals īpašību kompleks lēceniski pārvērsas jaunus kompleksos, t.i. veelā A "parversas"

jaunās veelās B, C un c., peekam šo veelu B, C Ipašības nebij eepreeks konstatejamas pēe veelas A. (Peemērs ar dzīvsudraba oksīdu, no kura rodas 2 jaunās veelas: metāls dzīvsudrabs un gāze skābeklis). Ja apskatīsim tagad

b) Zem kādeem nosacījumeem ķīmiski procesi vispār noteek, tad izrādisees ka viņi var norisinātees, peem., zem siltuma, elektrības (elektr. strāva elektr. dzirkstele, augsts spraigums) gaismas, mekaniskas (sarīvešana, grūdeens) energijas eespaida, jeb veenkarši - ja eedarbojamees uz veenu veelu ar kādu noteiktu citu veelu. Veelam tādos gadījumos ir jābūt šķīdināta stāvoklī. Bet tas nav nepeeecešami, viņas var būt arī ceetā stāvoklī, tikai tādos gadījumos viņas ir ceeshi jāsaveed kopā caur sarīvešanu, jeb saspešanu. (Peem., dzelzs saspeesta ar sēru pēe 6000 atmosf. dod jaunu veelu ar pilnīgi citām Ipašībām - ķīmisku saveenojumu sērdzelzs). Šādos gadījumos ķīmiskus procesus dažureiz var paatrināt, ja darīt uz divu veelu maisījumu eespaidu ar veenu jeb vairakeem no augšā minētām energijām. Peemēri viseem šeeem gadījumeem būs atrodami zemāk - specialā daļā.

c) Ķīmisko procesu pamattipi . Ja nemsim, peem., dzīvsudraba oksīdu un caur karsešanu sadalīsim to dzīvsudrabā un skābeklī, tad, ja mēs gribetum izsacīt tikai to ko novērojam . mums būtu jāraksta šis process šādi:

Dzīvsudraba oksīds → Dzīvsudrabs + Skābeklis

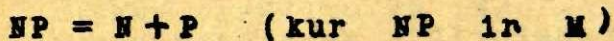


jo M, N, P ir dažādas veelas.

Bet izrādas ka dzīvsudrabs un skābeklis spēj pēe 350° atpakaļ pārvērstees dzīvsudraba oksīdā,



Neskatotees uz to, ka dzīvsudraba oksīdā ne ar kādeem līdzekļeeem teeshi nav eespējams at- rast dzīvsudrabu un skābekli, tomēr tādos ga- dijumos jau sen tika domāts, ka, peem., šīnī gadījumā dzīvsudraba oksīds sastāv no dzīv- sudraba un skābekļa un M veetā tā tad būtu jāraksta NP. Mūsu līdzinājums tad būtu



Vēl nesen ta bij tikai hipoteze, bet tagad, uz "atomu teorijas" rezultātu pamata, tādām je- dzeenam "sastāv" ir teoretisks pamats. Dzīvsud-

raba oksīds sastāv no dzīvsudraba un skābekļa ārkārtīgi smalkam dalīnam - atomeem, kuri ne ar kādeem līdzekļiem nav sadalāmi vēl smalkākās kvalitatīvi tadās pat daļiņās. Peem. dzīvsudraba atoma rādijs ir 0,00000014 mm.

Ķīmiski procesi tagad teek pēc slavenā franču ķīmiķa A.L.L a v o i s i e r (1743-1794) preekšlikuma izsaciti līdzinajumos uz augšminētās hipotezes (-agrak, teorijas tagad) pamata. Peetam var izšķirt sekošus 4 pamattipus, ja rakstīt līdzinajumu kreisā pusē zudošas un labā -jaunrodošas veelas

1) Ķīmiskā sadalīšanās:

$$AB = A + B$$

2) Ķīmiskā saveenošanās:

$$A + B = AB$$

Peem., samaisisim 7 svara daļas dzelzs pulvera ar 4 svara daļam sēra pulvera un sakarsesim kādā veetā šo maisījumu. Mēs redzesim, ka pats no sevis sāks kvēlot viss maisījums, pēc kam maisījuma veetā atradisim jaunu veelu ar pilnīgi citām visām individuelām īpašībām. Kad būsimsasmalcinājuši šo jauno veelu, mēs nespēsims ar mikroskopa palīdzību viņā redzet sēra un dzelzs daļiņas, nespēsims ar magneta palīdzību viņā atdalit dzelzs daļiņas no sēra, jeb ar dažu šķīdrumu palīdzību, kas šķīdina sēru (alkohols, benzols) atdalit sēru, kas viss gan ir eespējams pee pirmēja maisījuma. Jaunas veelas īpašības nelīdzinas sēra un dzelzs īpašību sumai. Maisījums pārvērtās "ķīmiskā saveenojumā".

Mes vēlāk eepazīsimees ar proceseem, kuros divi veelas zud un rodas divi jaunhas: $M + N = P + Q$. Šadi procesi ir domajami ka

3) Ķīmiska apveenošana (izspeešana):

$$AB + C = AC + B \quad \text{jeb ka}$$

4) Savstarpu apmaiņa:

$$AB + CD = AC + BD.$$

Vispāreja nosaukuma "ķīmisks process" veetā leetc speciēlu nosaukumu "ķīmiska reakcija".

13. Ķīmiskee simboli un formulas.

Lai būtu eespējams līdzinajuma formā uzrakstīt ķīmisku reakciju arī katru atsevišķu veelu gadījumā, teek leetoti sevišķi "ķīmiski simboli" preekš elementeem, kurus simbolus ķīmisk-

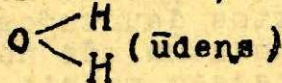
das citas veelas atomeem. Lai apzīmētu šito īpašību - valenci jeb vērtību - leeto zināmus simbolus. Ja elementa (A) atoms, kas teek pēņemts par šīs īpašības veenību, saveenojas ar kāda cita elementa (B) veenu atomu, tad šo A veelas atomu īpašību apzīmē ar veenu strīpiņu pee A (A-), ja kādas veelas C atoms saveenojas ar diveem A atomeem, tad šo īpašību apzīmē ar 2 strīpiņam pee C (C=) u.t.t. Paši saveenojumi tad būtu rakstami



Preekš saveenojumu eksistences ir nepeecešami, ka kāda elementa visas strīpiņas būtu atsvērtas no pretejo elementu strīpiņam, t.i.



Tā tad pēveenojums tipa $C \begin{cases} \text{A} \\ \text{A} \end{cases}$ neeksistē. Pēpreekšējie divi saveenojumu tipi būtu veenkarsās formulās rakstami AB un CA₂. Valence veens ir p. peem. gāzveidīgai veelai - ūdeņradim, kuras ķimiskais simbols ir "H". Eevērojot, ka skābeklis ir divvērtīgs O=, viņa saveenojums ar ūdeņradi ir tadēļ rakstams

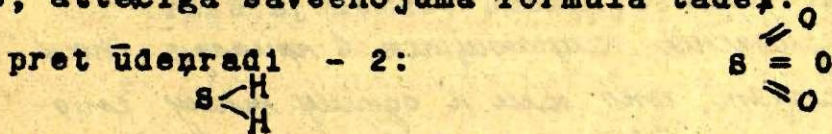


Dzīvsudrabs (Hg) dažos savos saveenojumos ir arī divvērtīgs; viņa saveenojums ar skābekli ir

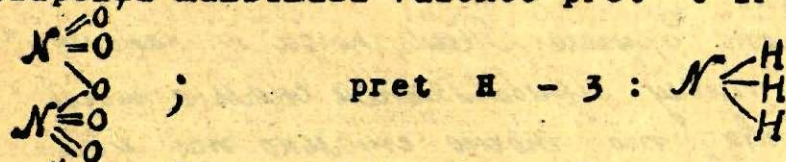


Vērtība pee veena un ta paša elementa ir dažāda, atkarībā no nosacijumeem un tām veelam, ar kurām atteecīgais elements saveenojas, bet ne skatotees uz to, katram elementam ir noteikta un viņu raksturojoša "maksimāla valence", jo dažādeem elementeem ar veenadu maksimālo valenci ir daudz kopīgu īpašību.

Sēra raksturīgā maksimālā valence pret O ir 6; atteecīgā saveenojuma formula tadēļ:



Slāpekļa maksimāla valence pret O ir 5. ta tad



Šāda tipa formulas (ar valences strīpiņam) teek sauktas par "strukturformulam" (pēc Бутлеров'a).

Mēs jau tagad redzam, ka ķīmiskās formulas izsaka netikveem saveenojumu kvalitatīvo sastāvu (no kādām veelām saveenojums sastāv), bet arī kvantitatīvo (cik atteecīga elementa atomu ir molekulā), bet šis slēdzeens vares tikt vēlāk vēl papildinats.

15. Vispārīgas svāra atteecības ķīmiskos procesos.

Izejot no B o y l e elementa definejuma ir atvasināms sēkošs svarīgs ķīmijas pamatlikums:

II. Ja slēgtā sistemā kādi elementi pāreēt dažādos saveenojumos, tad tee paši elementi atkal var tikt dabūti atpakaļ eepreekšējos svāra daudzumos.

Ja izoletā telpā atrodas dažādi ķīmiski saveenojumi, kuri pastāv no noteiktēem elementēem, noteiktos daudzumos, tad šo elementu kvalitatī un daudzumu mēs nevaram ne ar kādeem ķīmiskēem procesēem mainīt.

Šis likums ir citādā formulējumā pazīstāms zem nosāukuma L a v o i s i e r svāra pastāvešanās likums (1789), neskatotēes uz to, ka Ломоносов's jau daudz āgrak - 1748.g. šo likumu formulēja ka pirmais.

IIa. Slēgtās sistemas svārs, kura satur sevī dažādas veelas, nemainas, veenalga kādi procesi tādā sistemā norisinas.

Materija tikai veidojas, bet nekas nezud un nevāirojas.

Ломоносов's šo likumu formulēja šādi:

"всѣ измѣненія, случаются въ природѣ, или происходятъ, или к одному тѣлу что-нибудь прибавится, то столько же отнимется отъ другого. Или, когда к какому-нибудь тѣлу прибавляется сколько-нибудь вещества, то точно столько же убавляется отъ другого."

Ja aplūkosim ķīmiska saveenojuma (AB) attecību pret šo saveenojumu sastādošo atsevišķo veelu (A un B) maisījumeem (ta saucameem mekaniškeem maisījumeem), tad atradīsim bez tam, ka ķīmiskam saveenojumam AB ir pilnīgi savādas īpašības, neka A un B maisījumeem, - vēl sekošu savadību: mekaniškos maisījumos mēs atsevišķo veelu daudzumus varam pēc mūsu gribas pakāpeniski mainīt, turpretī ķīmiskos saveenojumus dod pilnīgi noteikti atsevišķo veelu daudzumi, p. peem. 7 g. Fe un 4g. S dod ķīmisku saveenojumu (II g.) FeS; 39,34 g. Satrija metala un 60,66 g. Chlorā dod ķīm. sav. - varam salī u.c. Ja ņemsim peem. 4,1 g. S un 7 g. Fe, dabūsim tepat 11 g. FeS, bet pee viņa būs peemaisits 0,1 g. S ka tās. Ši ir vispārīga parādība pee ķīmiskeem saveenojumeem un ir formulējama ka likums:

III. Ja dažādi veelu svāra daudzumi A, B,

C..... ir vajadzīgi, lai caur savstarpīgu darbību dotu ķīmisku saveenojumu daudzumus P, Q,

R..... tad visi šītee svāra daudzumi atrodas

noteiktās nemainamās attecības veens pret otru

(Joseph Proust, 1799).

Ja $A + B = P$, tad $A : B : P = m : n : o$ kur

m, n, o ir veseli skaitļi.

Mēs atceresimees, ka lai vispārīgi dabūtu noteiktus aizrādījumus par ķīmisko procesu (peem. sadalīšanas, skat. 4.) būtību ir nepeceesami svarīgi, un L a v o i s i e r bij pirmais ķīmiķis, kas viņus šim nolūkam leetoja un ta tos eveda ķīmijā.

16. Ķīmiska teeksme un ķīmiska enerģija.

Vis līdz šim sacītais stāveja galvenā kārtā sakarā ar to, ko es augša apzīmeju ka ikveenas zinātnes pirmo jautājumu (skat. 10) ar citeem vārdeem, mēs centamees visparīgi raksturot ķīmiskas reakcijas. Tagad var peegrest vēribu otram jautajumam - jautajumam par ķīmisko reakciju eemeslu. Pēc visa augša (10.) sacīta ir ja sagaida, ka mēs pētidami šos eemeslus atradīsim kādu vispārīgu likumu, kas mums dos eespēju paregot ķīmisko procesu eespējamību. Tas arī izrādisees.

Par ķīmisko procesu eemeslu tika jau sen (XIII. g.s.) zināma ķīmiska "radneecība", jeb pareizak "ķīmiska teeksme". Jautajums par ķīmiskas teeksmes dabu, kura ir saistīts ar eespēju paregot, kādi ķīmiski procesi zināmos nosacījū-

mos ir vispārīgi reālizējami, peeder pee visgalvenakam un visinteresantakam ķīmiskam problemam un tika daudz maz apmeerinoši izšķirts tikai XIX g.s. otrajā pusē. Leelu pakalpojumu šinī jautajumā darija enerģijas jēdzeens, un ar šo jēdzeenu saistīta "enerģiska procesu iztulkošanas metoda", jeb "Enerģetika". Par enerģiju teek saukts - pēc veena no enerģikas galvenajeem dibinatajeem - Vilhelma Ostvalda definejuma, "darbs un viss tas, kas var tikt dabūts no darba un pārvērsts darbā".

Ir zinams, ka gadījumos, kuros noteek mekanišķs darbs, parādas līdz ar to zinams siltuma daudzums (p.peem. kādas mašinas rīvejošās daļās). Ceļas jautajums, kāds sakars ir starp šo siltumu un mekanišķo darbu. Un te ir vācu ārsta J u l i u s ' a R o b e r t ' a M a y e r ' a leelais nopelns, ka viņš aizrādīja (1842) g., ka zinams daudzums mekanišķa darba pārvēršas siltumā tā, ka ja izsacīsim skaitļos mekanišķa darba daudzumu un siltuma daudzumu, tad pastāves noteikta atteecība starp šeem daudzumeem, ta sauc. ekvivalence. Mekanīšķa darba daudzumu mēs varam izsacīt ka vaircjamu no ceļa (cm) un ķermeņa svāra (g.) - cm. g.; siltuma daudzums teek izsacīts sevišķās veenībās - kalorijās (cal.). 1 cal. ir vispārīgi tas siltuma daudzums, kurš ir vajadzīgs, lai 1 gr. ūdens temperatūru paceltu uz 1°C. Izrādījas, ka še pastāv sekošs noteikts kvantitatīvs sakars:

$42690 \text{ cm/g.} = 1 \text{ cal.}$ (ta sauc. "mekanišķais siltuma ekvivalents").

Ta ka mekanišķs darbs var pārvērstees siltumā un otrādi - siltums mekanišķā darbā, tad siltums ir enerģija un, eevērojot mineto noteikto ekvivalenci, ir izsakams sekošs enerģikas pirmais pamatlikums:

Ja kādā veetā parādas zinams enerģijas daudzums, tad kādā citā veetā kādas citas enerģijas ekvivalents daudzums ir zudis.

Nav eespējams radīt jaunas enerģijas daudzumu, ja kāda cita pee tam nepazud.

Pēc visa šita mēs varam ikveenā gadījumā, kurā kāds process teek karakterizēts no dažām kvalitatīvi neveenadam parādībām (ka p.peem. mekanišķs darbs un siltums), runāt par zinamam enerģijam, ja pee šāda procesa atteecīgas parādības izpilda mineto ekvivalences nosacījumu un var tikt pārvērstas jeb dabūtas no darba.

P.peem. siltuma mašinas siltuma enerģija pārvēršas mekanišķā darbā; elektrišķos kurīnās aparatos elektrišķā enerģija pārvēršas silt-

tuma energijā; thermoelementos siltuma energija pārvēršas elektriskā energija u. t. t.

Šāds domu gājeens ved mūs arī pie kādas jaunas enerģijas atziņas. Mums ir pamats uzskatīt ka esošu arī ķīmisko enerģiju. Ņemsim veenkāršu piemēru - degšanu. Degšana ir ķīmisks process un pie šī ķīmiskā procesa parādās siltums. Izleetojot noteiktu daudzumu dedzināmas veelas mēs dabūsim noteiktu daudzumu siltuma (kalorijas).

Ceļas jautājums no kureenes šē rodas šis enerģijas veids - siltums. Atbilde - siltums te rodas ka kādas citas enerģijas pārvēršanas rezultāts; šī enerģija ir ķīmiskā enerģija. Pie degšanas ķīmiskā enerģija pārvēršas siltumā. Tvaika mašīnās kurināmā materiāla ķīmiskā enerģija pārvēršas beidzot mehāniskā darbā. Tomēr nav pareizi domāt, ka ķīmiskā enerģija var teesi pārvērstes veenīgi siltumā. Mēs

redzesim tālak, ka pie veeneem procesēm pa procesa norisināšanas laiku siltums parādās, sistēmas temperatūra ceļas (ta sauc. ekzotermiski procesi), pie citām reakcijām siltums tiek uzņemts - sistēmas temperatūra pa procesa laiku krīt (ta sauc. endotermiski procesi).

No šita tad varetu arī slēgt, ka siltuma daudzums, kas parādās pie ķīmiskas reakcijas, ir ķīmiskas teeksmes mērogs. To arī darija 2 ķimiki J u l i u s T h o m s e n's un vēlāk M. B e r t n e l o t. Pedejs pie tam uzstādīja tēzi, ka starp visām varbutejām reakcijām ees tā, pie kuras attīstītees visleelākais siltuma daudzums. Šitee slēdzeeni izrādījas tomēr par nepareizeem. Pareizu slēdzeenu mēs dabūsim tikai tad, ja eevērosim enerģētikas otro pamatlikumu.

Izrādas, ka mehāniskais darbs var gan pilnīgi pāreēt siltumā, bet otrādi, siltuma enerģija nekad nevar pāreēt pilnīgi mehāniskā darbā; tikai veena siltuma enerģijas daļa pāreēt mehāniskā darbā - šī ir ta sauc. "brīva enerģija", turpreti pāreja daļa parādās ka siltums atteecīgās mašīnas dzesinātajā. Pie kam tikai pirmee procesi eet dabā "paši no sevis." Enerģētikas otrais pamatlikums tad arī saka, ka

nav eespējams realizēt procesu, kura veenīgais rezultāts būtu siltuma pilnīga pāreesāna mehāniskā darbā.

Dabā patvaļīgi norisinas tikai tādi procesi, kas ir saistīti ar brīvas enerģijas mazināanos. Veelas eekšķīgā enerģija ta tad ir uzskatāma ka sastāvoša no 2 daļām:

organisms satur apm. 70% ūdens, bet dažī zema-
 kee organismi -pat līdz 96% ūdens un dažos
 kimiskos saveenojumos -p.p. kristaliniskās sā-
 līs ka "kristalizācijas ūdens". Ūdens, kādu mēs
 atrodam dabā, nav kimiski tīrs; sevišķi tas ir
 sakams par akas un avotu ūdeni, kuri satur se-
 vi kalķu saveenojumus, ogļskābi, gaisu u.c.
 Jūras ūdens satur sevi apm. 3,5% dažādu sāļu.
 No daudzām ūdenim klātpeejauktām veelam viņu
 var atsvabinat caur destilāciju, pārvēršot ne-
 tīro ūdeni tvaikā un kondensejot šo tvaiku.
 Daudzas veelas tādā gadījumā nepārvērsas tvaikā
 un ūdens teek atsvabinats no viņam. Tādēl
 arī leetus ūdens ir relatīvi tīrs, ka caurtais-
 sijis dabisku destilāciju. Ja ūdenim ir peemai-
 sitas klāt veelas, kas iztvaiko līdz ar ūdeni
 (ta sauc. "gaistošās veelas"), tad destilācija
 neved pee mērķa un ūdens var tikt tīrits caur
 parcielo sasaldēšanu, pee kuras izdalās tīrs
 ledus, bet netirumi paleek nesasalūša šķidrū-
 mā. Duļķains ūdens ir tīrāms ar filtrēšanas pa-
 iīdzību.

18. Vispārīgās īpašības.

Kimiski tīrs ūdens ir beezās kārtās (p.peem.
 26 met.) tumši zils.

Ūdens specifiskais svars mainas ar tempera-
 tūru, ka tas redzams no zemak peevesteeem skait-
 leem. Pee 4°C ūdens specifiskais svars sa-
 sneedz maximum'u un šis svars tad teek peenemts
 ka veeniba

| t | spec.svars | t | spec.svars. |
|------|------------|----------|-------------|
| 40°- | 0,992241 | 3,98°- | 1,000000 |
| 20°- | 0,998230 | 3° - | 0,999992 |
| 10°- | 0,999727 | 2° - | 0,999968 |
| 7°- | 0,999929 | 1° - | 0,999927 |
| 5°- | 0,999992 | 0° ūdens | 0,999868 |
| | | 0° ledus | 0,9167 |

Šai intresantai, preekš ūdens karakteristis
 kai parādībai, ir leela nozīme dabā: ja tempe-
 ratūra krit, sākot ar 10°, tad līdz 4° auksta-
 kāš ūdena kārtās, ka specifiski smagakās atra-
 disees zemiltakām kārtām, bet pēc 4° novērosim
 pretejo: še aukstakās daļās atradisees virs sil-
 takām, ka specifiski veeglakās; pee 0° tad pār-
 vērsās ledū ūdens virskārta un nevis viss ūdens
 daudzums.

Ūdens specifiskais siltums - tas siltuma
 daudzums, kas ir vajadzīgs lai 1 g. ūdens tem-
 peratūru paceltu uz 1°C. arī atkarajas no tem-
 peratūras. Ka veeniba teek peenemts tas siltu-
 ma daudzums, kurš paceļ 1g. ūdens temperatūru
 no 14,5° uz 15,5°C. Ta sauc. "istabas tempera-
 tūras kalorija", jeb 15° kalorija (cal.). Ter-
 mokimijā teek leetota arī 18° kalorija (ar tem-
 peratūras intervalu no 18° - 19°). Ja peenem-
 sim ka veenību 15° cal., tad ūdens specifiskais

Pareizak starp 3,68° un 4,08°

siltums preekš temperatūras intervāla no 0°-1°C līdzināties 1,0060 cal.

Ūdenim ir leela nozīme kvantitatīvos pētījumos, jo ar viņu ir saistīts dažādu fizikālu veenību definējums, kā p. peem., specifiska svara un siltuma veenību, C e l s i u s ' a termometra skalas pamatpunkti 0° (ūdeņa sasalsšanas temp.) un 100° (vārīšanās temp.) u. c.

Ūdens ir pazīstams trijās stāvokļu formās (agregatū stāvokļos) kā tvaiks (gāze), šķidrums un ledus. Pēdējā gadījumā ūdens kristalizējas heksagonālā sistēmā. Ir iespējams ledu dabūt arī "amorfā" - koloidā stāvoklī, ja šķidru ūdeni ļoti ātri dzesināsim, peem. eeleedami to šķidrā gaisā.

Peē ūdens saceetešanas 1 kg. ūdens atsvabina 79670 cal.; peē 1 kg. ūdens pārvēršanas tvaikā peē 100° ir vajadzīgas 539000 cal. Tādā gadījumā ūdens paleelina savu tilpumu 1650 kārtīgi.

Virs 370° ūdens tvaiks ne ar kādu speedeenu nav pārvēršams šķidrums. Šī ir ūdens "kritiskā temperatūra". "Kritiskais speedeens" ir 200 atm.

19. Līdzsvars ūdens ↔ ūdens tvaiks.

Kad šķidrums ūdens atrodas slēgtā telpā, tad tā pildas ar tvaiku līdz zinamai ūdens tvaika koncentrācijai. Preekš šīs koncentrācijas ir karakteristisks zinams ūdens "tvaika speedeens" (p), kura atkarajas no temperatūras:

| Temperatūra | 0° | 0,007° | 10° | 30° | 50° | 100° | 200° |
|--|-------|--------|-------|--------|-------|--------|-------|
| Tvaika speedeens dzīvsudraba staba milimetros. | 4,579 | 4,583 | 9,910 | 31,834 | 98,54 | 760,00 | 11647 |

Ja no sistēmas, kurā atrodas tvaiks ar noteiktu speedeenu peē noteiktas temperatūras, mēs atņemsim zinamu tvaika daudzumu, tad tvaika speedeens paleek mazaks, bet tad eestājas ūdens izgarošanas process, caur ko tvaika speedeens sasneedz atkal savu eepreekšejo vērtību. Otradi, ja peevēdisim sistēmai ar eestājušos noteiktu tvaika speedeenu zinamu tvaika daudzumu, un tapat turesim sistēmas temperatūru pastāvīgu, tad paleelināts speedeens mazināties līdz eepreekšējam speedeenam, patelcotees tvaika pārakuma kondensācijai. Mēs ta tad zinam, ka ir zinams peē pastāvīgas temperatūras pastāvīgs speedeens, - noteikts sistēmas videjs stāvoklis, k u r š i r s a s n e e d z a m s n o d i v a m p r e t e j a m p u s e m . Tāds noteikts stāvoklis teek saukts par "līdzsvara stāvokli", un procesu sakopojums, ar kuru palīdzību šāds līdzsvara stāvoklis ir sasneedzams

no abām pretejam pusēm un kuri līdz ar to ir karakteristiski preekš līdzsvara stāvokļa, teek vispārīgi rakstīti sekošā veidā:

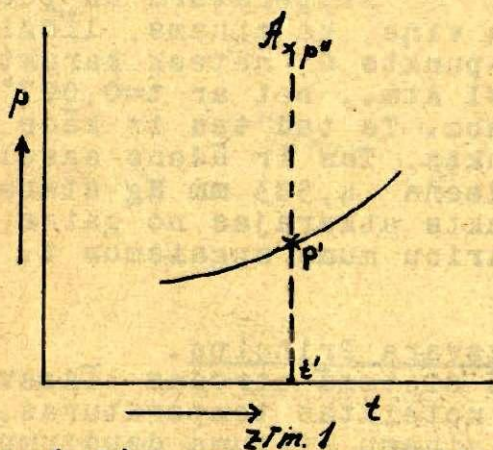
$A \rightleftharpoons B$, jeb mūsu gadījumā

šķidrš ūdens \rightleftharpoons ūdeņa tvaiks.

Līdzsvara stāvoklis pēdejā gadījumā ir izskaidrojams caur to, ka veenā un tanī pašā laikā sprīdī tāds pat ūdens daudzums pāreet tvaikā, kāds tvaika daudzums tanī pašā laikā kondensejas. Ja nosauksim par iztvaikošanas ātrumu to ūdens svāra daudzumu, kurš laika veenībā pāreet tvaikā, un par kondensācijas ātrumu to tvaika svāra daudzumu, kurš laika veenībā kondensejas par ūdeni, tad līdzsvarā šee divi ātrumi ir veenadi. Līdzsvars, kas ir divu preteju procesu veenadu ātrumu izsaukts, teek saukts par "dinānisku līdzsvaru".

No tabeles mēs redzam, ka pee 100° ūdens tvaika speedeens līdzinas 760,00 mm.Hg staba. Pee šīs temperatūras, ka zināms, ūdeņa vāras, ja āreja gaisa speedeens ir veena atmosfera. Ta tad, kāda šķidrūma vārišanas punkts ("v.t.") ir tas temperatūras punkts, pee kura šķidrūma tvaika speedeens līdzinas āreajā gaisa speedeenam. P. peem., ja kāda sistēma gaisa speedeens ir 9,210 mm.Hg staba, tad ūdens vārisēs pee 10° (skat. tabelī).

Ja uz abscisu asis atzīmesim temperatūras (t) un uz ordinātu asis atzīmesim (pēc tabeles) atteecigos speedeenus (p), tad dabūsim sekošu līniju (zīm. I)



Uz līnijas atrodas tee temperatūras un speedeena nosacījumi, pee kureem ūdens ir līdzsvarā ar savu tvaiku. Noteiktam atbild noteikta temperatūra. Virs šīs līnijas, p. peem., punkta A, ūdens atrodas šķidrā veidā (p. peem., pee temperatūras t' tvaika speedeens p'' ir leelaks par to speedeenu

nu (p'), pee kura veenīgi ir iespējams līdzsvars ar tvaiku). Tapāt zem šīs līnijas ūdens atrodas tvaika veidā.

20. Līdzsvars ledus \rightleftharpoons ūdens tvaiks.

Arī ūdenim ceetā veidā ir zināms (māz) tvaika speedeens (t. sauc. sublimācijas speedeens), ka to rāda sekoši skaitļi:

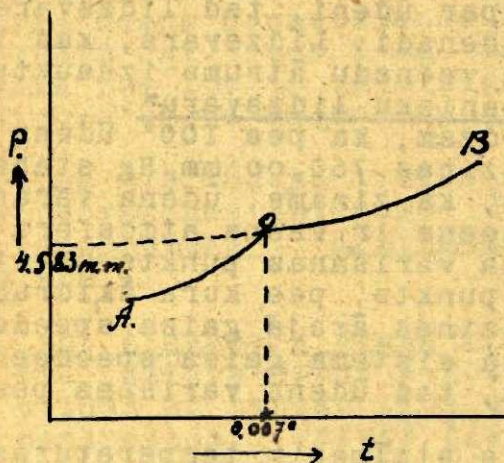
| t | 0° | -3° | -6° | -10° |
|-------------|-------|-------|-------|-------|
| speedeens | 4,579 | 3,566 | 2,762 | 1,947 |
| mm.Hg staba | | | | |

Ja izsacīsim arī skaitļus grafiski un pēveenosim dabuto līniju pē skaidra ūdens un tvaika līdzsvara līnijas (zīm. I) tad dabusim zīm. 2.

Zīmējuma 2 līnija AO karakterizē līdzsvaru starp ledu un tvaiku, līnija OB - līdzsvaru starp šķidru ūdeni un tvaiku.

21. Līdzsvara ledus ↔ Šķidrš ūdens.

Mēs redzam, ka līnija AO greež līniju OB O punktā. Šis punkts teek karakterizēts ar $t=0,007^{\circ}$ un $p=4,583$ mm. Hg staba un viņā ūdenim un ledum ir veenadi tvaika speedeeni. Ta ka līnija AO apzīme nosacījumus kuros atrodas līdzsvarā ledu ar tvaiku un līnija OB - nosacījums, kuros atrodas līdzsvarā šķidrš ūdens ar tvaiku, tad pē O mums atradisees līdzsvarā: tvaiks, šķidrš ūdens un ledu Temperatura, pē kuras atrodas līdzsvarā šķidra ūdens ar ledu ir ūdens sasalsānas temperatura un pē I



Zīm. 2.

atm. gaisa speedeena viņā, ka zinams, līdzinas 0° . Mūsu gadījumā -punkts O neteek karakterizēts ar $t=0^{\circ}$ un $p=1$ Atm., bet ar $t=0,007^{\circ}$ un $p=4,583$ mm Hg staba. Ta tad tas ir kāds cits ūdens sasalsānas punkts. Tas ir ūdens sasalsānas punkts pē speedeena 4,583 mm Hg staba. Ūdena sasalsānas punkts atkarajas no gaisa speedeena un šo atkarību mums apgalismos t. saucamais

22. Dinamiskā Līdzsvara Princips.

Eedomasimees, ka kādā sistemā atrodas līdzsvarā ūdens un tvaiks pē noteiktas temperaturas, Ja pēvedisim sistemai zinamu siltuma daudzumu, tad notiks zinama ūdens daudzuma iztvaikošana līdz turpmakam līdzsvara stāvoklim. Eevērojot to, ka iztvaikošana ir process, kas ir saistīts ar siltuma uzņemšanu, mēs varam šo parādību formulēt vispārīgākā veidā: ja kādai līdzsvara zistemai pēvedisim siltumu, tad eestāsees tādi processī, kas ir saistīti ar siltuma uzņemšanu, Jeb vēl plašaki: Ja kādu līdzsvara sistemunostādisim tādos nosacījumos, kuri līdzsvaru izjauc, tad sistemā norisinas processī.

kuri šo līdzsvaru izjaucšanas eesmeslu anulē.

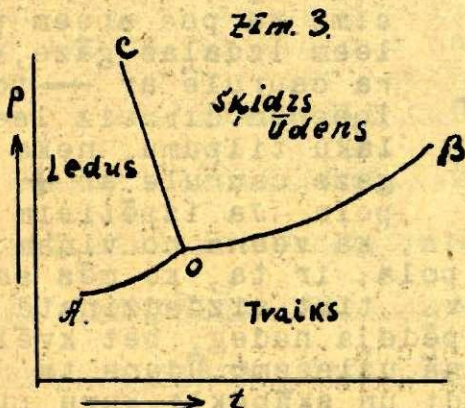
Sis likums ir pazīstams ka van't H o f f - L e C h a t e l i e r likums un ar viņa palīdzību mēs mūsu gadījumā varam paregot, kādā attiecība pastāves starp speedeenu un ūdens sa- salšanas temperatūru:

Ledus ir specifiski veeglaks par ūdeni, viņa specifiskais tilpums ($\frac{I}{\text{spec. svars}}$) ta tad

leelaks par ūdeni, sakarā ar to tad šķidrš ūdens pāriet ledū ar tilpuma paleelināšanos. Ja stādīsim sev preekšā sistemu, kurā atrodas līdzsvarā ledus ar ūdeni pee noteikta speedeena un paleelināsim šo speedeenu, tad pēc pee vestā likuma sistemā vajag norisinātees proce- seem, kas ir saistīti ar speedeena pārakuma anulešanu, t.i. notiks process, kas ir saistīts ar tilpuma mazinašanos, ta tad - ledus kušana; un lai pee šāda paleelināta speedeena tomēr pastāvetu līdzsvars starp ūdeni un ledu, vajag temperatūru pazemināt. Ar augošo speedeenu ūdens sasalšanas temperatūra krit. skaitļi apstiprina šito slēdzeenu:

| Atmosf. | I | 615 | 1155 | 2042 |
|--------------------------|----|------|-------|-------|
| Sasalšanas temperatū- ra | 0° | - 5° | - 10° | - 20° |

Ja peeveenosim pee zīm.2. līniju, kura ap- zīmes šo sakaru starp speedeenu un sasalšanas temp., tad dabusim līniju OC (zīm.3)



Pa labi no līni- jas OC ūdens atrodas šķidrā veidā, pa kreisi - ceetā veidā un zem līnijas AOB - tvaika veidā.

Līnija OC, AO un OB apzīme "p.t" no- sacījumus, kuros ve- nīgi ir eespējams līdzsvars starp: le- du un ūdeni (OC), le- du un tvaiku (AO) un ūdeni un tvaiku

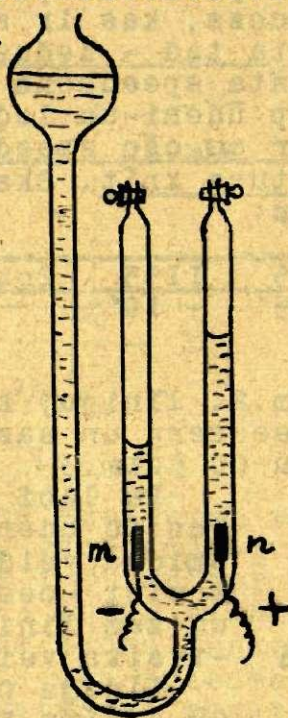
(OB) O punktā ir eespējams līdzsvars starp le- du, ūdeni un tvaiku. Šis sevišks punkts ($t = 0,007^\circ$, $p = 4,583$ mm.) teek saukts par "trīskār- tīgo punktu".

Sini apskatā eegūteem jēdzeeneem "līdzsvars", "procesa ātrums" un van't H o f f 'a - L e C h a t e l i e r likumam bus leela nozīme tālak apskatameem ķimiskeem proceseem. Tagad aplūkosim ūdens individuēlo īpašību - "ķīmiski sastāvet no kaut ka".

23. Ūdens ķīmiskais sastāvs.

Augšā tika aizrādīts, ka kādu ķīmisku saveenojumu ir iespējams sadalīt sastāvdaļās, p. peem., ar siltuma enerģijas un elektriskas enerģijas palīdzību.

Lai ar elektrību panākt kāda saveenojuma sadalīšanu, vajag zem zināmeem nosacījumiem caur attecīgo veelu laist elektrisko strāvu; tad veena no sastāvdaļām izdalās pē + pola, otra - pē - pola. Veelas, kas uzrāda īpašību vadīt strāvu un pē tam sadalītes sastāvdaļās, sauc par "elektrolītiem" un pašu sadalīšanās procesu tādos gadījumos par "elektrolīzi". Tirs ūdens praktiski nevada elektr. strāvu, bet ja pēleesim pē ūdens, p. peem., drusku sērskābes, tad var tikt realizēta elektrolīze. Attecīgais aparāts ir redzams zīm. 4. A



Zīm. 4.

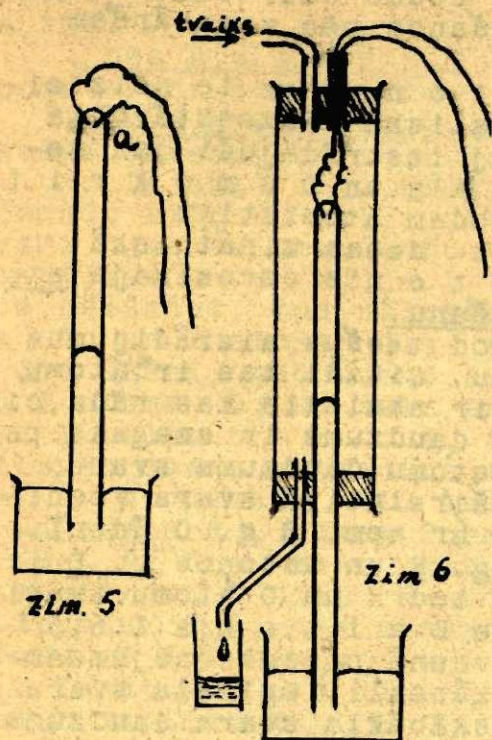
U - veidīgās stikla caurules galos atrodas pēgriezņi, apakšā caurule ir eelodētas platina drātis, kuras izbeidzas platina plātes (elektrodi) m, n. Ja caurules pildisim pē atvērteem pēgriezņiem caur A ar ūdeni, aiztaisīsim pēgriezņus un saveenosim elektrodus ar galvanisko bateriju, tad novērosim, ka pē abem poleem izdalās gāze, kura caurulē ar - polu eņem divreiz leelaku tilpumu, neka gāze caurule ar + polu. Ja izpētīsim

šīs gāzes tad atradīsim, ka veena no viņam, kura izdalījas pē - pola, ir ta, ko mēs saucam par ūdeņradi. Viņa va tikt aizdedzināta bet otra - skābeklis; pēdeja nedeg, bet kvēlojošs sērskābes gāze viņā uzleesmo. Ūdens ta tad ir sadalāms ūdeņradi un skābekli, kuru tilpumi atteecas ka 2:1.

Caur tādu sadalīšanu (analīzi) eegūtais rezultāts ir pārbaudāms ar pretejo procesu - sintēzi, mūsu gadījumā - ar ūdens atpakaļdabūšanu caur ūdens sastāvdaļu saveenošanos. Ja sakrāsīsim šīs divas gāzes minētās tilpuma attecībās veenas caurules galā (zīm. 5) un izsauksim tanī veetā, kur šīs gāzes ir sakratas, elektrisku dzirksteli (a), tad novērosim uzleesmošanu un pēpežu tilpuma mazinašanos. Izpētot pē tam caurules saturu, mēs atradīsim, ka H un O veetā tur atrodas ūdens pilsen.

Ja nostādīsim šo mēģinājumu tā, ka process notiek pēc pastāvīgas temperatūras = 100°C

Jeb augstāk, lai ūdens pēc gāzu saveenošanās atrodas tvaika veidā - šito var panākt, ja cauruli ar gāzu maisījumu evertosim plašākā, caur kuru cirkulē ūdenstvaiks jeb amilalkohola (vāras pēc 135°) tvaiks. (skt. zīm. 6) - tad novērosim ka tilpums pēc gāzu saveenošanas ir mazinājies par 1/3, t.i. no 2 tilpumiem H un I tilpuma O rodas 2 tilpumi ūdens tvaika.



veelu sevišķam svāra daudzuma atteecībam dod mums iespēju dziļāk ieskatīties ķīmisko procesu būtņē.

24. Dalton's likums.

Īsi pēc tam, kad P r o u s t's atrada savu likumu (III), angļu ķīmiķis J o h n D a l t o n's bij izdarījis zināmus novērojumus (1802-1803), kuri ir formulējami sekoša likuma veidā:

IV. Ja kāda veena elementa noteikts svāra

daudzums dod ar kāda cita elementa daļādeem

svāra daudzumeem dažādus saveenojumus, tad pa-

stāv veenkārša skaitļu atteecība starp teem

elementa svāra daudzumeem, kuri saveenojas ar

veenu un to pasu otra elementa daudzumeem.

Peem., peeceem saveenojumeem starp skābekli un slāpekli ir sekošs kvantitatīvs sastāvs:

| | | | | | |
|-------------|---|-----|--------|---|-------|
| uz 14,01 g. | N | nāk | 8,0 g. | O | 1 X 8 |
| " | " | " | 16,0 | " | 2 X 8 |
| " | " | " | 24,0 | " | 3 X 8 |
| " | " | " | 32,0 | " | 4 X 8 |
| " | " | " | 40,0 | " | 5 X 8 |

D a l t o n's šito izskaidroja no atomistiskā redzes stāvokļa, dibinādamees uz sekošiem diviem pamateem:

1. Katrs elements sastāv no veendabīgiem atomiem, nemainīga svāra.
2. Ķīmiskā saveenojums rodas caur dažādu elementu atomu saveenošanās pēc veenkāršām skaitļu attiecībām.

Filozofiskā ziņā D a l t o n s ar to neizteica neko jaunu, jo atomistiskā redzesstāvokļa filozofiskos pamatus bij izstrādājuši jau senie grieķi - L e i k i p p ' s un D e m o k r i t s; arī senā Indijā mēs atrodam atomistiku (Valčeshik mācipā); bet dabas zinātniskā kvantitatīvā ziņā D a l t o n ' s eerosināja atomu relatīva svāra meklēšanu.

Ķīmiski procesi nedod teākus aizrādījumus uz atomu absolūto svāru. Citādi tas ir atomu relatīvo svāru; pēdejs ir skaitlis kas rāda, cik reiz kādas veelas atomu daudzums ir smagāks par tādu pašu citas veelas atomu daudzuma svāru, kurš tiek pieņemts par 5/relatīva svāra veenību. I g. H saveenojas ar apm. 8 g. O ūdenī. Ja pieņemsim, ka veenā g. H un astoņos g. O ir veenāds daudzums atomu, tad H un O atomu svāri atteekses ka 1 : 8 (pee D a l t o n ' a 1:6,5). Tālak, oglekļa oksidā (veenā no saveenojumeem starp oglekli "C" un skābekli) oglekļa svāra daudzums atteecas pret skābekļa svāra daudzumu ka 1:4/3, ta tad C un O atomu svāri atteecas ka 1:4/3. Ja skābekļa atomu svārs būtu 8, tad oglekļa atomu svārs būtu 6 (pee D a l t o n ' a 5,4) pēc veenkārša rēķina zem nosacījuma, ka saveenojums sastāv no veenāda skaita C un O atomu.

Nemot citu elementu veenāda ^{atomu} daudzumu saveenojumus un rēķinot tādā kārtā, mēs dabusim skaitļu sistemu, kura būtu uzskatāma ka atomu svāra sistema un kura būtu pareiza, ja būtu pareizs pieņēmeens ka 1 g. H un 8 g. O satur veenādu atomu daudzumu.

Tas izrādījās par nepareizu.

25. G a y L u s s a c ' a likums.

Peevestās tilpumu attiecības pee reakcijas starp H un O (23), ka arī dažus citus līdzīgus gadījumus G a y - L u s s a c ' s apveenoja sakosā likumā:

V. a. Ja gāzveidīgas veelas ķīmiski saveenojas, tad šo veelu tilpumi stāv veenkāršās racionalās attiecībās.

b. Ja pee tādās saveenošanās ka produkts rodas gāzveidīga veela, tad vīnas tilpums stāv arī veenkāršās racionalās attiecībās ar eepreekšejo gāzu tilpumeem.

P. peem. 2 tilp. H+I tilp. O = 2 tilp. H₂O
 I tilp. H+I tilp. chlora (Cl) = 2 tilp. sālskābes (HCl).

Ta tad:

pēc Dalton'a - veelas saveenojas atomu svāra atteecībās;

pēc Gay-Lussac'a -gāzveidīgas veelas saveenojas veenkāršu tilpumu atteecībās.

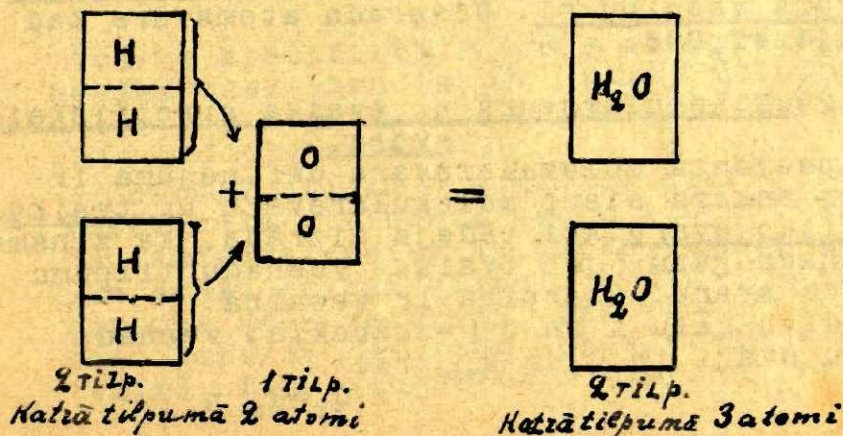
No tā būtu slēdzams, ka gāzveidīgu veelu veenadu tilpumu svāri atteecas ka veelu atomu svāri (jeb šo atomsvāru vairojumi uz veseleem skaitļeem). Ta tad, ja I tilp. H+I tilp. Cl dod sālskābi, tad sālskābei jasastāv no I atoma H un I atoma Cl; ja 2 tilp. H+I tilp. O dod ūdeni, tad ūdens sastāv no 2 atomeem H un I atoma O; un reiz pastāv atteecība: 2 tilp. H : I tilp. O = I : 8, tad šo gāzu veenadu tilpumu svāra atteecība ir 1/2 : 8 jeb 1 : 16. Ja H atomsvārg = 1, tad O atomsvārs = 16 (un nevis 8). Ūdens formula tad ir H₂O.

Bet še bij veens grūtums, kuru vēl nevarēja izskaidrot: 2 tilp. H un I tilp. O dod divi tilpumus H₂O; -tas nozīme, ka 2 atomi H ar I atomu O dod nevis veenu daļiņu H₂O, bet divi. Tapat arī ar HCl: I atoms H ar I at. Cl dod 2 daļiņas HCl.

Šis beidzamais grūtums teek pārvārets ar

26. Avogadro likumu.

Reiz no 2 tilp. H un I tilp. O rodas 2 tilp. H₂O, tad veens tilpums H₂O rodas no I tilp. H un 1/2 tilp. O. Ta tad ikkatra daļiņa H₂O, rodas no I daļiņas H un 1/2 daļiņas O, jeb, lai izvairītos no 1/2 daļiņam, - no 2 daļiņam H un I daļiņas O. Ta tad Dalton'a "atoms" vēl nav elementarais atoms, viņš ir uzskatams ka sastāvošs no daļam (īstee atomi), kuras caur savu saveenošanos rada jaunu daļiņu tīpu - molekulu; ūdeprada un skābekļa molekulas, ta tad sastāv no 2 atomeem katra. Eevērojot šito, mums top saprotamas tilpumu un daļiņu skaitu atteecības ūdens reakcija.



Līdz ar to tad veenados tilpumos atrodas nevis veenads atomu skaits, bet

VI." Pee veenada speedeena un veenadas temperaturas atrodas veenads skaits molekulu veenados tilpumos" (A v o g a d r o 1811).

27. Molekularsvars.

No šī likuma ir taisams sekošs svarīgs slēdzēns: Dažādu gāzu veenadu tilpumu svāra atteeciba (pee veenada speedeena un temperaturas) ir šo gāzu molekularsvaru atteeciba.

Ka molekularsvara veeniba teek peenemts skābekļa molekularsvars =32. Ja elementa gadījumā zināsim, cik atomu atrodās molekulā, tad, caur molekularsvara dalīšanu uz atomu skaitu molekulā, mēs dabūnam atomsvaru. Atomsvāra veeniba ir skābeklis =16.

Ka atomsvārs, tā arī molekularsvars ir relatīvs skaitlis, kurš rāda cik reiz kādas veelas atomu (resp. molekulu) skaita svārs ir lielāks par kādas citas veelas tāda paša atomu, (resp. molekulu) daudzuma svāru, kurai vēlāi ir vismazākais atom- (resp. molekular) svārs. (Ūdenradim atomsvārs = 1,008, molekularsvars = 2,016).

28. Atomsvāra veeniba.

Kad tika izdarīti pirmee atomsvāra pētījumi, pastāveja domas, ka atomsvāru atteeciba starp H un O ir 1: 16. Tad bij veena alga, vaj peenemt ka veenibu H atomsvāru=1, jeb O atomsvāru = 16. Vēlāk, kad eksperimentālās metodes deva eespēju šo atteecibu izpētīt noteiktāki, izrādījās, ka atteeciba nav taisni 1 :16, bet, ja H=1, tad O =15,88, jeb ja O=16, tad H =1,00762.

Pēc šītā vajadzēja veenotees, ko skaitīt par atomsvāra veenibu. Tā ka daudzums atomsvāru bij jau aprēķināti atteecībā pret skābekli =16, tad 1898 g. starptautiskās veenosšanās ceļā tika nolemts par atomsvāra veenibu ņemt O =16, jeb ar citeem vārdeem: skābekļa atomsvāra sešpadsmito daļu ņemt ka atomsvāra veenibu =1. Ūdenrada atomsvārs tad ir apaļi =1,008.

29. Molekularsvars un tvaika specifiskais svārs.

No peevestā molekularsvāra definejuma ir redzams sakārs starp molekularsvāru un tvaika specifisko svāru. Arī pēdejs aizrāda, ka zināms uz dažādu gāzu (jeb tvaiku) veenadu tilpumu relatīvo svāru. Starpiba ir veenībā.

Ja divu gāzu X un O (=skābekļa) veenadu tilpumu svāri ir Q_x un Q_o , tad

$$Q_x = M_x \cdot n$$

$Q_0 = M_0 \cdot n$, kur M_0 un M_0 ir gāzes X un O

molekularsvars un n - molekulu skaits

atteecigos veenados tilpumos ($n=n$ - pēc A v o g a d r o likuma).

Ja dalisim veenu līdzinājumu uz otru un eevērosim, ka $\frac{Q_1}{Q_0}$ ir gāzes X specifiskais svars D salīdzināts ar skābekli (Q_0) ka veenību, dabūsim

$$\frac{Q_1}{Q_0} = D_0 = \frac{M_x \cdot n}{M_0 \cdot n} \text{ jeb } M_x = M_0 \cdot D_0 \text{ (n saīsinās)}$$

Ta tad gāzes X molekularsvars līdzinās skābekļa molekularsvara ($M_0 = 32$) vairojumam uz gāzes X specifisko svaru atteecībā pret skābekli (D_0).

$$M_x = 32 D_0 \dots \dots \dots (I)$$

Ja aprēķināsim gāzes X specifisko svaru pret ūdenradi (H) ka veenību, tad koeficienta 32 veetā ir jaleek 2,016 t.i. ūdenrada molekularsvars, ka tas veegli saprotams, jo tad mums ir līdzinājums

$$\frac{Q_x}{Q_H} = D_H = \frac{M_x}{M_H}; \text{ no kura } M_x = M_H \cdot D_H = 2,016 D_H$$

Tādā kārtā mums ir dots veenkarš līdzeklis atrast gāzes molekularsvaru - atrodot viņas specifisko svaru atteecībā pret O (jeb H) un vairojot dabuto skaitli uz 32 (resp. 2,016)

Gāzes jeb tvaika specifisko svaru ir eksperimentāli eespējams atrast divejadā ceļā;

I. Mēs varam meklet gāzes jeb tvaika noteikta tilpuma svaru (kādā stikla balonā ar pazistamu tilpumu), jeb

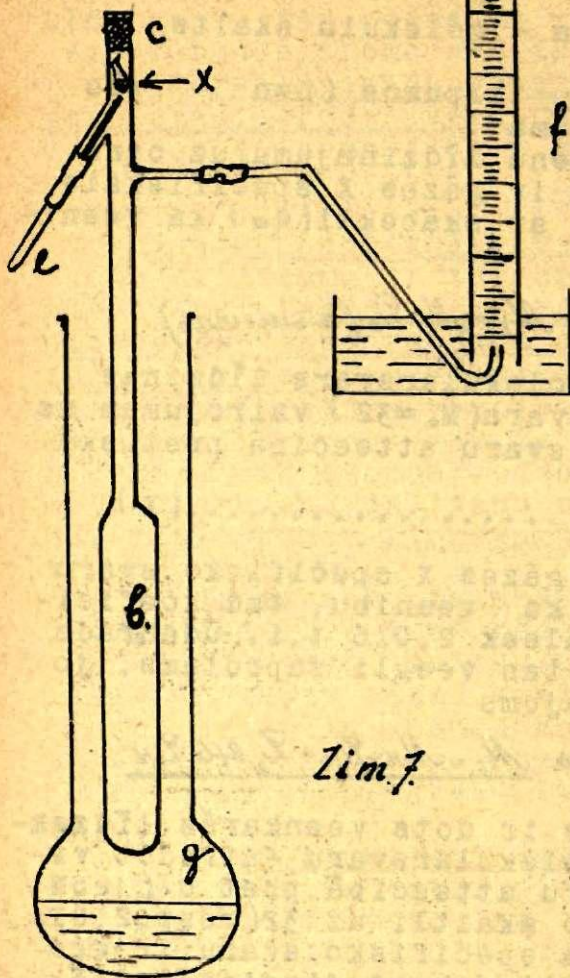
II. Mēs varam izeet no noteikta ceetas, jeb šķidrās veelas svāra daudzuma un pārvērsot šo veelu tvaikā, izmeklet, kādu tilpumu atteecīgās veelas svāra daudzums tad eeņem.

Abos gadījumos mēs dabūnam divi mums vajadzīgus skaitļus: 1) gāzes tilpums un 2) šīs gāzveidīgās veelas tilpuma svaru.



Tvaika specifiskais svārs eksperimentāli beežak teek atrasts pēc otrās metoas ar V i c t o r'a M e y e r'a konstrueta aparata palīdzību (zīm.7)

Stikla traukā b augšdaļā caur c teek eevests mazā aizlodetā caurulītē noteikts svāra daudzums veelas X, kuras tvaika specifisko svaru gribam atrast. Leelā traukā g atrodas kāds šķidrums, kas vāras pee augstākās temperatūras, pee kuras veela X pāreēt tvaikā. Kad paaugstinata temperatūra ir



Zīm. 7.

eestajusees pastāvīga un leekais gaiss ir izgājis no b. tad trauku b saveeno ar mērcilindri f pildītu ar ūdeni, meetiņš e teek atvilktis, ta ka caurulite ar veelu eekrit traukā b, saplist un veela pāreet tvaikā, kura tilpums izspeer tādu pašu tilpuma gaisa no trauka b mērcilindri f.

Dabutais tilpums un svars vēl nav peeteekōšs, jo gāzu tilpums atkarajas no speedeena (p) un temperatūras (t). Tadēļ ir peenemts salīdzinat gāzu tilpumus peevenadeem temperatūras un speedeena nosacijumeem, peeta saucameem "normaleem nosacijumeem": t = 0° Cels. un p = 760mm.

Hg staba. Eksperimentali novērojamo tilpumu ir veegli pārvērst "normalo nosacijumu" tilpumā ar pazīstamo gāzu formulu palīdzību.

Pēc Boyle'a likuma gāzes tilpums ir otrādi proporcionāls speedeenam peepastāvīgas temperatūras.

$$\frac{V}{V_0} = \frac{p_0}{p} \quad Vp = V_0 p_0 = \text{const} \dots \dots \dots (2)$$

Pēc Charlesa-Lussac'a likuma peepastāvīga speedeena tilpums ir teeši proporcionāls abzolutai temperatūrai un peepastāvīga tilpuma speedeens ir teeši/proporcionāls abzolutai temperatūrai.

No pazīstamas formulas: $V_t = V_0 (1 + \alpha t)$ kur V_t - gāzes tilpums peet (p. peem, laboratorijas temperatūra), V_0 - gāzes tilpums peet 0° C. α - preeks visām gāzēm veenads "izplešanas koeficients" = $\frac{1}{273}$ = 0,00367 caur viņas veidošanu

dabunam
$$V_t = V_0 \left(1 + \frac{1}{273} t\right) = \frac{V_0}{273} (273 + t)$$

273 + t ir tašauc. "abzoluta temperatūra" T ar viņas 0° = -273° Cels. (abzolutais nullis). 0° Cels.

tad ir 273° abs. (273° A).
Ta tad

$$v = \frac{v_0}{273} T \quad \text{jeb} \quad \frac{v_t}{v_0} = \frac{T}{273}$$

Tadā pašā celā mēs dabūsim, izejot no līdzī-
najuma $p_t = p_0 (1 + \alpha t)$, kur p_0 ir speedeens
760 mm.Hg un p_t ir speedeens pee temperatūras
 t

$$\frac{p_t}{p_0} = \frac{T}{273}$$

Boyle un Gay-Lussac'a liku-
mi var tikt saveenoti veenā formulā

(3) $v_t p_t = v_0 p_0 (1 + \alpha t)$, no kuras tad

$$(4) \dots\dots\dots v_0 = \frac{v_t p_t}{p_0 (1 + \alpha t)} = \frac{v_t p_t}{760 (1 + 0,00367t)}$$

Ja mēs pee laboratorijas temperatūras t un
atmosferas speedeena p_t (mēginājuma deenā) - at-
rodam gāzes tilpumu v_t , tad eelektot šīs trīs
vērtības (t, p_t, v_t) formulā (4) mēs varam at-
rast tilpumu v_0 pē "normaleem nosacijumeem"
($p = 760$ mm Hg, $t = 0^\circ$ Cels).

Ja pē V i c t o r'a M e y e r'a meto-
das un pē formulas (4) izleetošanas atradam, ka
a g. veelas X eepem tvaikveidīgā stāvoklī m
kub. cm. (pee normaleem nosacijumeem), tad I
kub. cm. svers

$$\frac{a}{m} = c$$

I kub. cm. skābekļa sver 0,001429 g. Ta tad
gāzveidīgās veelas X specifiskais svars (D_0)
attecībā pret skābekli ir

$$\frac{c}{0,001429} = D_0 \quad \text{un veelas X molekularsvar}$$

gāzveidīgā stāvoklī pē formulas (1)

$$M_x = 32 \frac{c}{0,001429}$$

30. Saveenots likums.

Formulu (3) mēs varam veidot tāļak

$$v_t p_t = v_0 p_0 (1 + \alpha t)$$

$$v_t p_t = v_0 p_0 \left(1 + \frac{1}{273} t\right)$$

$$v_t p_t = \frac{v_0 p_0}{273} (t + 273)$$

(t + 273) ir temperatūra t, izsacīta absolūtā skalā = T. 273 ir 0° Cels., absolūtā skalā = T₀.
 Evedot šos apzīmejumus mēs dabūjam

$$v_t p_t = \frac{v_0 p_0}{T_0} T \text{ ieb}$$

$$\frac{v_t p_t}{T} = \frac{v_0 p_0}{T_0} = \text{const.} = R \dots \dots \dots (5)$$

Tas nozīmē: Vairojums no gāzes tilpuma uz at-
teecīgo spiedienu dalīts uz attecīgo abzolu-
to temperatūru ir pastāvīgs leelums un neatka-
rajas no gāzes dabas.

Cetas tikai jautājums, kādus gāzes svāra daudzumus ir jāņem, lai šis likums tiktu izpildīts. Atbildi uz šīto mums dod A v o g a dro likums - tādus gāzu svāra daudzumus, kuriem
pee veenada t un p ir veenads tilpums v. Tādus veenados tilpumos ir tad arī veenads skaits molekulu, bet šo veenadu tilpumu svāra attecība ir atteecīgo veelu molekularsvāra attecība.

Ta tad, ja

- 1). Veenados tilpumos pee veenada p un t ir veenads molekulu skaits, un
- 2). Veenada molekulu skaita svāra attecība ir molekularsvāra attecība,

tad no tā seko -3) Gāzu svāra daudzumi, kuri attecās ka šo gāzu molekularsvāri, eepem pee veenada p un t veenadus tilpumus.

| | |
|---|---------|
| P. peem., skābekļa molekularsvārs ir 32 | |
| ūdenrāda | " 2,016 |
| slāpekļa(N) | " 28,02 |

pēc peevestā slēdzeena tad 32g.0, 2,016g. H un 28,02 g. N eepems pee veenada p un t veenadus tilpumus v.

Ši tilpuma leelums pee "normaleem nosacījumeem" (p=760mm Hg, t=0° Cels.) ir
 22,412 l i t r i

Dažādu veelu daudzumi, izsacīti gramos, ku-
ri (daudzumi) gāzveidīgā stāvoklī pie norma-
leem nosacījumeem eņem šo tilpumu (22,412 lit)
teek saukti par "gramm-molekulu" - jeb pēc
 v i l h e l m a o s t v a l d a preekšliku-
 ma - par "molu".

1 m. o l s vispārīgi ir atteecīgās veelas
molekularsvars, izsacīts gramos.

1 mols skābekļa ir 32 grammi, - slāpekļa 28,02 g., - ūdeņrada 2,016 g. u.t.t.

Otrādi, ja kāda gāze pie normaleem nosacījumeem eņem tilpumu 22,412 lit., tad viņas svars līdzinas veenam molam.

Un beidzot.

ja 1) Veenados tilpumos pie veenadeem nosacījumeem ir veenads skaits molekulu

un 2) 1 mols dažādu gāzveidīgu veelu eņem veenadus tilpumus,

tad 3) 1 molā ir veenads skaits molekulu.

Pēc visa šitā mēs varam aprēķinat konstantas "R" (formula (5)) leelumū

$$R = \frac{pv}{T}$$

Ja p = 1 Atmosfera, T = 273 (= 0° Cels), tad

$$v = 22,412 \text{ litri}$$

Beleekot šos skaitļus formulā (5), dabunam:

$$R = \frac{1 \cdot 22,412}{273} = 0,0821 \text{ lit./atm. (6)}$$

preekš visām gāzēm zem izskaidroteem nosacījumeem!

31. Stechiometriski rēķini.

Pēc visa šitā mēs varam tagad papildinat agrak sacīto par kim. līdzinajumu nozīmi. Peem.

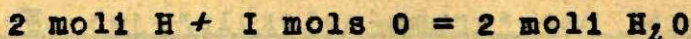


ka 2 molekulas H saveenojas ar 1 molekulu O divās molekulas H₂O, bet arī ka

2xn molekulas H ar n molekul.O dod 2xn molekul.H₂O,

kur n ir veena alga kāds skaitlis. No šīta mēs varam pāreēt uz svāra daudzumeem.

Mēs zinām, ka veenadu daudzumu (n) molekulu svāri ir moli jeb molu daļas. Ta tad peevestā formula ari nozīmē, ka



$$\begin{aligned} \text{bet } 2 \text{ moli H} &= 2 \times 2, 016 \text{ g.} = 4, 032 \text{ g.} \\ 1 \text{ mols O} &= 32 \text{ g.} \\ 2 \text{ moli H}_2\text{O} &= 2(2, 016 + 16) \text{ g.} = 36, 032 \text{ g.} \end{aligned}$$

Ta tad

$$4, 032 \text{ g. H} + 32 \text{ g. O} = 36, 032 \text{ g. H}_2\text{O}$$

Kimiskas formulas mums dod teešus aizrādījums ari par reagejošo veelu svāra daudzumeem

Bez tam ja reakcija noteek starp gāzveidīgām veelām, tad koeficienti formulās apzīmē ne tik veen molu daudzumus, bet ari gāzu tilpumus, jo molu skaitam ir teeši proporcionāls tilpums (pēc Avogadro likuma).

P. peem, $2 \text{ H}_2 + \text{O}_2 = 2 \text{ H}_2\text{O}$ nozīmē ari, ka 2 tilp. H ar 1 tilp. O dod 2 tilp. H₂O tvaika.

Visam tam ir leela praktiska nozīme, ka tas ir redzams peem. no sekošēem uzdevumeem.

I. Uzdevums. Cik litru skābekļa (pee 0° un 760mm speedeena) var dabūt caur 1 kilogr. dzīvsudrabā oksīda karsešanu?

Atteecīgā formula ir



Dzīvsudrabā oksīda molekularsvars ir 216,6 (Hg = 200,6; O = 16) Ta tad

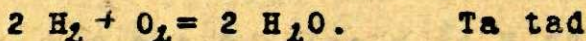
$$\underbrace{2 \times 216,6 \text{ g. HgO}}_{433,2} = \underbrace{2 \times 200,6 \text{ g. Hg}}_{401,2} + \underbrace{2 \times 16 \text{ g. O}}_{32}$$

Tadēt, ja eevērosim ka 32 g. O eepem 22,4 lit. pee normaleem nosacijumeem, varam rakstīt

| | | |
|--------------|-----|-------------|
| 433,2 g. HgO | dod | 22,4 lit. O |
| 1000 g. HgO | " | " " O |

$$\frac{x}{22,4} = \frac{1000}{433,2}; \quad x = \frac{22400}{433,2} = 51,7 \text{ lit. skābekļa}$$

2. Uzdevums. Cik grammu ūdens var dabūt caur 51,7 lit. O saveenošanos ar atteecīgo daudzumu ūderada?



ELEMENTU SIMBOLI UN ATOMSVARI.

| | | |
|----|----------------|--------|
| Ac | ...Aktinijs | 226,0 |
| Ag | ...Sudrabs | 107,88 |
| Al | ...Aluminijs | 27,1 |
| A | ...Argons | 39,88 |
| As | ...Arzens | 74,96 |
| Au | ...Zelts | 197,2 |
| B | ...Bors | 11,0 |
| Ba | ...Barijs | 137,37 |
| Be | ...Berillijs | 9,1 |
| Bi | ...Bismuts | 208,0 |
| Br | ...Broms | 79,92 |
| Bv | ...Brevijs | 234,1 |
| C | ...Ogleklis | 12,005 |
| Ca | ...Kalcijš | 40,07 |
| Cd | ...Kadmijs | 112,40 |
| Ce | ...Cerijs | 140,25 |
| Cl | ...Chlors | 35,46 |
| Co | ...Kobalts | 58,97 |
| Cr | ...Chroms | 52,0 |
| Cs | ...Cēzijs | 132,81 |
| Cu | ...Vass | 63,57 |
| Dy | ...Disprozijs | 162,5 |
| Er | ...Erbijs | 167,7 |
| Eu | ...Eiropijs | 152,0 |
| F | ...Fluors | 19,0 |
| Fe | ...Dzelzs | 55,84 |
| Ga | ...Gallijs | 69,9 |
| Gd | ...Gadolinijs | 157,3 |
| Ge | ...Cermanijs | 72,5 |
| H | ...Ūdeņradis | 1,008 |
| He | ...Helijš | 4,00 |
| Hg | ...Dzīvsudrabs | 200,6 |
| Ho | ...Holmijs | 163,5 |
| In | ...Indijs | 114,8 |
| Ir | ...Iridijs | 193,1 |
| I | ...Iods | 126,92 |
| K | ...Kalijs | 39,10 |
| Kr | ...Kriptons | 82,92 |
| La | ...Lantans | 139,0 |
| Li | ...Litijs | 6,94 |
| Lu | ...Lutecijs | 175,0 |
| Mg | ...Magnijs | 24,32 |
| Mn | ...Mangans | 54,93 |
| Mo | ...Molibdens | 96,0 |
| N | ...Slāpekliš | 14,01 |
| Na | ...Natrijs | 23,00 |
| Nb | ...Niobijs | 93,5 |
| Nd | ...Neodims | 144,3 |
| Ne | ...Neons | 20,2 |
| Ni | ...Nikēliš | 58,68 |
| Nt | ...Nitons | 222,0 |
| O | ...Skābekliš | 16,00 |
| Os | ...Osmijs | 190,9 |
| P | ...Fosfors | 31,04 |

| | | |
|----|--------------------|---------------------|
| Pb | ...Svins..... | 207,20(206,0;208,0) |
| Pd | ...Paladijs..... | 106,7 |
| Po | ...Polonijs..... | 210,0 |
| Pr | ...Prazeodims..... | 140,9 |
| Pt | ...Platina..... | 195,2 |
| Ra | ...Radijs..... | 226,0 |
| Rb | ...Rubidijs..... | 85,45 |
| Rh | ...Rodijs..... | 102,9 |
| Ru | ...Rutenijs..... | 101,7 |
| S | ...Sērs..... | 32,06 |
| Sb | ...Antimons..... | 120,2 |
| Sc | ...Skandijs..... | 44,1 |
| Se | ...Selens..... | 79,2 |
| Si | ...Silicijs..... | 28,3 |
| Sm | ...Samarijs..... | 150,4 |
| Sn | ...Alva..... | 118,7 |
| Sr | ...Stroncijs..... | 87,63 |
| Ta | ...Tantals..... | 181,5 |
| Tb | ...Terbijs..... | 159,2 |
| Te | ...Tellurs..... | 127,5 |
| Th | ...Torijs..... | 232,4 |
| Ti | ...Titans..... | 48,1 |
| Tl | ...Tallijs..... | 204,0 |
| Tu | ...Tulijs..... | 168,5 |
| U | ...Urans..... | 238,2 |
| V | ...Vanadijs..... | 51,0 |
| W | ...Volframs..... | 184,0 |
| X | ...Ksenons..... | 130,2 |
| Y | ...Ittrijs..... | 88,7 |
| Yb | ...Iterbijs..... | 173,5 |
| Zn | ...Cinks..... | 65,37 |
| Zr | ...Cirkonijs..... | 90,6 |

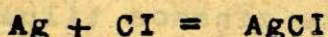
$$(32 \text{ g. O} =) \frac{22,4 \text{ lit. O}}{51,7} \text{ dod } \frac{2 \times 18,016 \text{ g. H}_2\text{O}}{X}$$

$$\frac{X}{36,032} = \frac{51,7}{22,4}; \quad X = \frac{36,032 \times 51,7}{22,4} = \underline{\underline{83,2 \text{ g. H}_2\text{O}}}$$

Tamlīdzīgi rēķini, kuri pamatojas uz ķīmiskos līdzinājumus izsacītām veelu svāra un tilpuma daudzumu likumīgām attiecībām, tiek saukti - pēc vācu ķīmika J e r e m i a s R i c h - t e r ' a (1793) preekslīkuma - par "stehiometriskeem" rēķineem.

32. Atomsvaru un molekularsvaru uzmeķlēšana.

Ar stehiometrisko rēķinu palīdzību mēs varam atrast tādu veelu molekular - jeb atomsvārus, kuras ir grūti pārverst tvaikā. P. peem, sudrabs (kim. zimb. Ag) pee karsēšanas saveenojas ar gāzi chloru (Cl) chlorsudrabā (AgCl):



Izrādijās, ka 101,519 g. Ag pee karsēšanas deva 134,861 g. AgCl. Pēdejā molekularsvārs bij eepreekš zināms = 143,37, bet nebij pazi-stāms Cl un Ag atomsvārs. No šēem skaitlēem ir veegli atrodāms, p. peem, Ag atomsvārs.

$$\begin{array}{l} 134,861 \text{ g. AgCl} \quad \text{satur} \quad 101,519 \text{ Ag (veen.at.)} \\ 143,37 \quad \quad \quad \text{(molekularsv.)} \quad \quad X \quad \quad \quad \end{array}$$

$$\frac{X}{101,519} = \frac{143,37}{134,861}, \quad X = \frac{143,37 \times 101,519}{134,861} = 107,93$$

Ta tad sudraba atomsvārs ir 107,93.

Šo reakciju leetoja B e r z e l i u s' un Belgijas slavenājs analitīkīs S t a s' preekš Ag atomsvāra atrašanas.

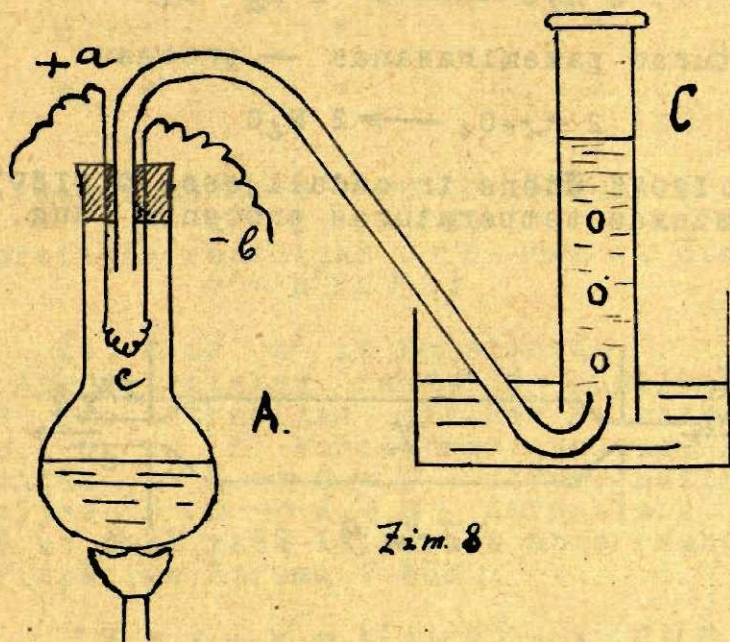
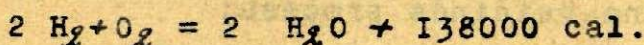
Gadījumos, kad mēs zināms, ka kāds saveenojums sastāv no atsevišķu elementu veeneem atomeem, atomsvārs tādā ceļā ir veegli atrodāms (p. peem. AgCl). Bet ja veelas X atomu skaitu saveenojumā mēs nezīnāms, tad ir jāatrod kvantitatīvs sastāvs (grammos) no pēc eespējas leelaka skaita dažādu šīs veelas X saveenojumu, ņemot šos saveenojumus veena mola daudzums. Vismazākāis veelas X daudzums (grammos) tad ari būs veelas X atomsvārs.

Ūdens molekulas diametrs = $0,113 \mu u$

stērķeļu " " " $5 \mu u$

34. Ūdens sadalīšana ar siltuma palīdzību.

Pēc šī garākā molekularteorijas apskata, mēs varam turpināt augša eesākto ūdens īpašību aprakstu. Ūdens sadalīšanu sastāvdaļās ir iespējams realizēt arī ar siltuma palīdzību. Ja sildīsim kolbā A (zīm. 8) ūdeni līdz vārīšanai un laidīsim caur acb stipru elektrisku strāvu tā ka platīnas drāte c sāk kvēlot, tad mērcilindrī C krājas ūdens ķīmiskās sadalīšanās produktu maisījums - skābeklis un ūdeņradis. Šis maisījums tiek saukts par "sprāgstošo gāzi", dēļ savas īpašības veegli eksplodēt. Eksplozija notiek pie apm. 600° . Ūdeņradis un skābeklis tad saveenojas ūdenī, pie kam tiek izdalīts leelis siltuma daudzums: ja saveenojas divi moli H ar veenu molu O divos molos H_2O , tad parādas 138000 cal. To mēdz rakstīt šādi:



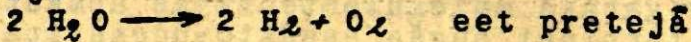
Zīm. 8

Pie 500° un zemāk reakcija eēt lēni, bez eksplozijas. Bet viņa var tikt paātrināta tados gadījumos ar tā sauc. "katalizatoreem" x)

Par katalizatoru vispārīgi sauc veelu, kura processa sākumā un processa beigās paleek pēc savām ķīmiskām īpašībām tāda pat, bet ar savu klātbutni paātrina (pozitīvs katalizators) kādu procesu, jeb palēnina (negatīvs katalizators) to. Par katalizatoru (pozitīvu) mūsu gadījumā var būt platīna, sevišķi - sasmalcinātā pilnīgi sausa sprāgstošā gāze neeksplodē arī pie uzsildīšanas līdz sarkankvēles temperatūrai.

stāvoklī. Ja evedisim šādu platīnu traukā, kur atrodas sprāgstošā gāze tad novērosim gāzes tilpuma mazināšanos, platīna sāks kvēlot un notiks eksplozija.

Ūdens sadalīšanās reakcija peeder pee līdzsvara reakcijam, jo izrādas, ka līdz ar reakciju



Ja slēgtā sistēmā veenā un tanī pašā laikā tāds pat ūdens daudzums sadalas sastāvdaļās kāds rodas atpakaļ no sastāvdaļām, tad eestājas līdzsvara stāvoklis - reakcija itkā nenotiktu



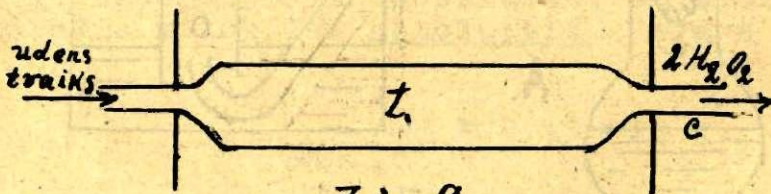
Ta ka ūdens rašanās noteek ar siltuma izdalīšanos, tad ūdens sadalīšanās noteek ar siltuma uzņemšanu un līdzsvara stāvoklis tad atkarājas no temperatūras: Pēc v a n't H o f f - L e C h a t e l i e r principa temperatūras paaugstinašana veicinās procesu:



temperatūras pazemināšanas — procesu:



Peē 1207° ūdens ir sadalījees 0,0189% peē augstakas temperatūras procentis aug.



Ja laidisim ūdens tvaiku caur cauruli t, (zīm9), kurā ir sakarseta līdz 3000° un dosim pēc tam iespēju pamazām atdzist, tad sprāgstošu gāzi mēs tādā gadījumā nedabūsim, jo gāzei dzeestot viņas sastāvdaļas atkal saveenojas ūdenī. Tikai tad, kad dzesināšana būs peepeša - ta notiks ātrak par sastāvdaļu saveenošanos - varesim dabūt peē e ūdena sadalīšanās produktus noteiktos daudzumos.

Reakcijas, kuras var eet, ātkarībā no nosacījumiem, pretejos virzeenos, sauc par

"apgrēzeniskām reakcijām" un sadalīšanās reakciju tādos gadījumos - sauc par "dissociāciju".

35. Reakcijas ātrums un līdzsvars matemātiskā apstrādājumā.

Dzīfaku skatu līdzsvara procesos dabusim, ja izsacisim reakcijas ātrumu matemātiski. Nemsimvispārīgu reakcijas tīpu:



Pamatodamees uz daudzem mēģinājumeem Gu l d b e r g's un W a a g e (1867) formuleja sekošu sakaru starp reakcijas ātrumu un reagejošo veelu daudzumu

I. Reakcijas ātrums ikkatrā momentā ir proporcionāls veelumolekulu jeb molu daudzummeem, kuri reagejās sistēmas tilpuma veenībā (1 lit.) pārvērsas citās molekulās.

| | | | | |
|--------------|----------------------|-----------------|---|-----|
| Ja apzīmesim | | | | |
| veelas A | molaro koncentrāciju | ikkatrā momentā | | |
| " | B | " | " | (A) |
| " | C | " | " | (B) |
| " | D | " | " | (C) |
| | | | " | (D) |

tad reakcijas $A + B \rightarrow C + D$ ātrums v būs $v = k \cdot (A)(B)$

un pretejs reakcijas $C + D \rightarrow A + B$ ātrums $v' = k' (C)(D)$.

Ķe k un k' ir konstantas.

Apgrēzeniskas reakcijas gadījumā A un B koncentrācijas mazinas pa reakcijas laiku, C un D koncentrācijas aug. Ta tad reakcijas $A + B \rightarrow C + D$ ātrums mazinas, bet reakcijas $C + D \rightarrow A + B$ ātrums aug. Ta ka veenā un tanī pašā laikā eet abas reakcijas, tad vispārīgs ātrums V būs

$$V = v - v' = k(A)(B) - k'(C)(D)$$

Kad abu pretejo reakciju ātrumi ir veenadi, eestājas līdzsvars, jo $v = v'$; $V = 0$. Pee noteiktas pastāvīgas temperatūras šo līdzsvaru karakterizē noteiktas pastāvīgas koncentrācijas. Apzīmesim šīs seviskas (līdzsvara) koncentrācijas ar stūrainam eekavam: [A], [B], [C], Molu daudzums tilpuma veenībā (1 lit) šinī gadījumā teek saukts par "darbojošo masu".

[D] tad līdzsvarā $v = v'$ un $k[A][B] = k'[C][D]$

Jeb
$$\frac{[A][B]}{[C][D]} = \frac{k'}{k} = K = \text{konst.}$$

II. Līdzsvara gadījumā ķīmiskā līdzsvara kreisās puses veelu molāro koncentrāciju dalījums uz veelu molārām koncentrācijām līdzsvara labajā pusē ir pastāvīgs pē pastāvīgas temperatūras

Konstantas k (jeb k') leelums ātrumu līdzinājumos ir veegli apvekinams

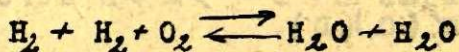
$v = k(A)(B)$. Ja $(A)=1$ un $(B)=1$, tad $v = k$

ta tad konstanta k ātrumu līdzinājumos ir ātrums, ar kuru eetu reakcija $A + B \rightarrow C + D$ ja reagejošo veelu koncentrācija (A) un (B) visu laiku līdzinātos 1 molām ($(A)=1$, $(B)=1$) tilpuma veenībā (1 lit.).

36. Sistema $2 H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2 H_2O$ no līdzsvara

redzes stāvokļa.

Līdzinājumu $2 H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2 H_2O$ varam uzrakstīt arī šādi:



Ja apzīmesim/atteecīgās mainosās molarās koncentrācijas ar apaļām eekavam un molaras koncentrācijas līdzsvara gadījumā - ar stūrainām eekavam, dabusim

$$v = k(H_2)(H_2)(O_2) = k(H_2)^2(O_2)$$

$$v' = k'(H_2O)(H_2O) = k'(H_2O)^2$$

Līdzsvara gadījumā $v = v'$

$$k[H_2]^2[O_2] = k'[H_2O]^2 \quad \text{jeb}$$

$$\frac{[H_2]^2[O_2]}{[H_2O]^2} = K$$

Ikkatrai temperatūrai atbild noteikts K ar noteiktām H_2 , O_2 , H_2O koncentrācijām.

a) Veelas daudzuma eespaida uz līdzsvaru. Ievēdisim slēgtā sistēmā, kurā ir eestājees šāds līdzsvars, pee pastāvīgas temperatūras kādu daudzumu ūdenrāda H . Ar to koncentrācija $[H_2]^k$ paleek oita:

$$[H_2]_1^k \text{ pee kam } [H_2]_2^k > [H_2]^k. \text{ Konstanta } K$$

ari paleelinās. Bet pēc likuma II. Šai konstantai ir pee pastāvīgas temperatūras līdzsvara gadījumā noteikta vērtība, tadēi sistēmā norisināsees procesi lai var eestātees eepreekšejs līdzsvara stāvoklis.

Tas ir veenīgi eespējams, ja skaititajs mazināsees un saucejs paleelināsees: ta tad H pārakums saveenosees ar 0 ūdenī; caur šito tad ari eestājas jaunu koncentrāciju atteecība, kura līdzinas eepreekšejam K . Apzīmesim jauno koncentrāciju atteecību ar mazeem burteem $[h_2]^k$, $[o_2]$, $[h_2o]^k$

Tad eepreekšejā līdzsvara gadījumā:
$$\frac{[H_2]^k [O_2]}{[H_2O]^k} = K$$

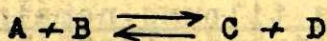
pēc tam, kad eevedām vēl H_2 līdz koncentrācijai $[H_2]_1^k$ līdzsvars tika izjaukts:

$$\frac{[H_2]_1^k [O_2]}{[H_2O]^k} = M; \quad M > K.$$

Un "jaunā" līdzsvara eestāšanās atkal pastāv eepreekšejā atteecībā:

$$\frac{[h_2]^k [o_2]}{[h_2o]^k} = K. \quad K = K$$

Vispārīgi, ja līdzsvara sistēmā



eevedisim pārakumu A (jeb B), tad norisināsees process $A + B \rightarrow C + D$ līdz koncentrāciju atteecībai, kura līdzināsees eepreekšejai līdzsvara konstantai. Un tāpat, ja eevedisim pārakumu C (jeb D), tad eestāsees process $C + D \rightarrow A + B$.

Ir veegli redzams, ka šis slēdzeens ir v a n't H o f f'a L e C h a t e l i e r likuma specials gadījums. Sevišķi - ja mēs eegūto slēdzeenu formulesim šādi:

III. Ja eevedisim kādā līdzsvara

sistemā veelu, kas nem dalību pee līdzsvara procesa (p. peem., H eekš $2 H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2 H_2O$) tad automātiski eestāsees process, kas ir saistīts ar eevestā veelas pārakumu iznīcināšanu.

b) Speedeena eespalds uz līdzsvaru.
 Paleelinasin n - kārtīgi speedeenu uz gāzveidīgu līdzsvara sistemu:

$$\frac{[H_2]^2 \cdot [O_2]}{[H_2O]^2} = K \quad \text{Tad}$$

koncentracijas peeaugs, jo tilpums mazinasees

$$\frac{n^2 [H_2]^2 \cdot n [O_2]}{n^2 \cdot [H_2O]^2} = \frac{[H_2]^2 \cdot n [O_2]}{[H_2O]^2} = K$$

Pēc safsināšanas izrādas ka skaititajs ir leelaks nekā tas ir vajadzīgs līdzsvara nosacījumu izpildīšanai. Ta tad lai atteeciba līdzinatos konstantai, skaititajam jamazinas, saņcejam japaleelinasin, tas tiks izpildīts, ja ees reakcija $2 H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$. Ši reakcija ir saistīta ar tilpuma mazināšanos (2tilp. H un 1 tilp. O dod 2tilp. H_2O), ta tad arī šinī gadījumā slēdzeens sakrīt ar van't-Hoff'a- Le Chatelier likumu:

IV. Ja paleelinasin speedeenu uz kādas gāzveidīgas līdzsvara sistemas, tad eestājas process, kas ir saistīts ar sistemas tilpuma mazināšanos.

Ir saprotams, ka gadījumos, kad pee reakcijas tilpums nemainas, speedeens nedara eespaidu uz līdzsvara.

P. peem.:

I tilp. gāzes A + I tilp. gāzes B = 2 tilp. gāzes C.

Līdzsvara gadījumā: $\frac{[A] \cdot [B]}{[C]^2} = K$ Pēc n-kārtīgas speedeena paleelināšanas:

$$\frac{\cancel{n} [A] \cdot \cancel{n} [B]}{\cancel{n} [C]^2} = \frac{[A] [B]}{[C]^2} = K$$

Konstanta ta tad nemainas un līdz ar to arī līdzsvars neteek izjaukts caur speedeena mainīšanu.

c) Temperatūras ceļšpāids uz līdzsvaru.

Ja līdzsvara sistēmā atsevišķas koncentrācijas turesim pastāvīgas un mainīsim temperatūru, tad jāsaprot, ka līdzsvars mainīsies tadā virzēnā, kādu pagēv a n't H o f f - L e C h a t e l i e r likums:

Temperatūras pacelšana izsauks procesu ar siltuma uzņemšanu. Temperatūras pazemināšana izsauks procesu ar siltuma atdošanu.

Ta ka ūdenradis un skābeklis saveenojas ar siltuma atdošanu (skat. augstak), tad temperatūras pacelšana mainīs līdzsvara stāvokli leelaku ūdenrada un skābekļa koncentrāciju virzēnā. Ar citeem vārdeem:

$$K = \left(\frac{[H_2]^2 \cdot [O_2]}{[H_2O]^2} \right)$$

paleelināsees. Teešam skaitļi apstiprinās šito.

| Absolutā temperat | K | Dissociējušo ūdeņa Molekulu procentis |
|-------------------|------------------------|---------------------------------------|
| 1000° | $2,245 \cdot 10^{-20}$ | 0,00003% |
| 1400° | $3,763 \cdot 10^{-13}$ | 0 00861% |
| 1900° | $1,937 \cdot 10^{-8}$ | 0,354 % |
| 2500° | $2,225 \cdot 10^{-6}$ | 3,98 % |

Ta tad novērojama ūdeņa dissociācija notēek tikai pee ļoti augstām temperatūrām. Visos šajos gadījumos mēs reszejām, ka ar Van't - Le Chatelier likumu ir iespējams paregot procesu virzēnu.

37. Gadijumi, kuros reakcija eet "līdz galam"

Ja slēgtā sistēmā veena reakcija teek apspeeta caur preteajā virzēnā ejošo reakciju, tad pirmā reakcija nenoees "līdz galam", t.i. līdz atteecigo sākveelu pilnigai zušanai. Līdzsvara gadījumā mums sistēmā atradisees sākveelas un reakcijas produkti kopā. Bet ja dosim reakcijas produktēem iespēju izeet no slēgtās sistēmas, tad līdz ar to preteajā reakcija neņrauces pirmo un, pēdeajā tad eet līdz galam. Šis gadījums teek izpildits.

1) kad parādas gāzveidīga veela ka reakcijas produkts neizoleatā sistēmā.

2) kad parādas ceeta veela ka reakcijas produkts šķidrā jeb tvaikveidīgā sistēmā.

Abos sājos gadījumos tāda (gāzveidīga jeb ceeta) veela "izstājas" no reakcijas dalībneku starpas un dod iespēju reakcijai eēt līdz galam.

Izskaidrotas atteecibas pirmo reiz savos pamatos izsaciija franču ķimikis B e r t h o l l e t sākot ar 1798g. un formuleja sekošus likumus:

1. Ja no dažādām veelām pee reakcijas

VAR rastees nešķīstošs saveenojums, tad

viņš ikreiz ari parādas.

2. Ja no dažādām veelām pee reakcijas

VAR rastees gaistošs saveenojums, tad

viņš ikreiz ari parādas.

38. Peezīme par ūdens molekulas sastāvu.

Kaut ari formula H_2O pareizi izsaka ūdens sastāvdaļu kvantitatīvo atteecību molekulā, tomēr izrādas, ka mazākais tuvu pee 0° ūdenī pa leelakai daļai atrodas molekulas $(H_2O)_2$, varbūt ari $(H_2O)_4$. Ar augošu temperatūru viņas sadalas veenkārsās - H_2O .

Ū d e n r a d i s. H

Atomsvars = 1,008

39. Vispārīgi. Ūdenradis ir uzskatams

ka visvairak izplatīts elements. Ar spektrālanalizes palīdzību viņš ir konstatējams gandrīz uz viseem pasaules ķermeņem.

Atmosferā brīvā veidā viņš atrodas mazos daudzumos (0,01-0003 tilpuma procenti) jo saveenojš ar skābekli ka degoša veela.

Augstajos atmosferas slāņos (150 Km.) turpretī atrodas ūdenrada 99,5%

Ūdenradis eekļūst atmosferā pateicotees

1) celulozas un oļhaltuma pūšanas proceseem

2) Vulkanu darbībai. Gāzēs, kas izdalās no

vulkaneeem tika atrasti 22,3 proc. H.

Visleelākais ūdenrada daudzums dabā ir atrodams ūdenī - ka ķīmiski saistīts ar skābekli

(11,2 svara proc. H un 88,8 % proc O). Bez tam daudzos citos ķīmiskos saveenojumos stādu un dzīvneeku valstī.

Pšdejee saveenojums sastāv galvenā kārtā no oglekļa, skābekļa

ūdenrada un slāpekļa un teek saukti par "

"Organiskeeem saveenojumeem"

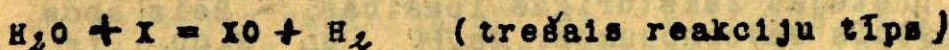
Ūdenrada molekula sastāv no 2 atomeem.

Viņa valence = 1.

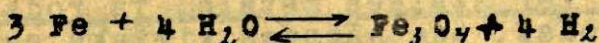
40. Pagatavošana.

Lai pagatavotu ūdenradi brīvā veidā, ir jāiziet no veelas, kas viņu daudz satur. Tāda veela būtu

1) Ūdens. Še skābeklis ir kaut kādā ceļā jānēgina saistīt ar kādu citu veelu (X) tā, ka ūdenradis top brīvs:



Par tādu veelu var būt daži necēļie metāli, piem., dzelzs. Ja laist ūdens tvaiku caur cauruli, kas ir sakarsēta līdz sarkankvēlei un kurā atrodas Fe gabaliņi, dzelzs saveenojas ar ūdens skābekli un ūdenradis top brīvs. Saveenošanas ar skābekli teek saukta par "oksidāciju" un atteecīgais produkts (skābekļa saveenojums) teek vispārīgi saukts par: "oksīdu" (jēn "skābli"):



Ar šīs reakcijas palīdzību L a v o i s i e r 1871 gadā atrada ūdens sastāvu. Vēlāk St. C l a i r e D e v i l l e atrada, ka viņa ir apgriezeniska un tā tad līdzsvara reakcijā ūdens tvaiks reage ar dzelzi ar manamu ātrumu jau pē 150° - līdzīgi darbojas cinks (Zn)

Citi metāli, ka "Kalijs" ("K") un "Natrijs" ("Na"), - ta sauc. "Alkali metāli" reage ar ūdeni pē istabas temperatūras.



ar ūdeni $Na_2O + H_2O = 2 NaOH$ un dod - "kodi-go natriju" NaOH. Šrveels peeder pē sevišķas veelu grupas. kurām ķinijā ir ļoti leela nozīme un kuras teek sauktas par "bazem".

Bazēgs vispārīgi ir sevišķi saveenojumi, kas sastāv no metāla, skābekļa un ūdenrada.

Ari sakarsēta ogle sadala ūdens tvaiku. Pē 600° reakcija eet šādi:



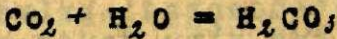
produkts sastāv veenīgi no ūdenrada un oglekļa dioksīda (CO₂)

Pē 1000° atrodas reakcijas produkts oglekļa oksīds (CO):



Maisījums no CO un H₂ ir pazīstams zem no-saukuma "ūdens gāze", kura teek pagatavota fab-rikās ta sauc "generatoros" un teek leetota kurinašanai.

Ari šinī gadījumā oglekļa oksīds CO_2 tapat ka augšā Na_2O spēj saveenoties ar ūdeni:



Bet šis saveenojums nepeeder peebāzem, bet pee citas veelu saveenojumu plašas grupas - skābem H_2CO_3 nosauc par ogļskābi. Vēlāk būs redzams, ka bāzem un skābem ir pilnīgi pretejas raksturīgas īpašības. - Reiz abos šinīs saveenojumos: $NaOH$ un H_2CO_3 , ir kopīgi elementi H, O , bet dažādi - Na un C un reiz šiem diviem saveenojumiem esot pretejas īpašības, tad jadamā ka to izsauce neveenadee elementi Na un C . Tas arī atbild pateesībai: Tee elementi, kuru skābekļa saveenojumi ar ūdeni (teeši jeb neteeši) dod bāzes ir "metāli" (Na peem.) turpretim elementi, kuru skābekļa saveenojumi ar ūdeni dod skābes ir "metaloīdi" (Peem. C, S u.c.)

Skābem ir raksturīga īpašība ka viņi ūdenrādā veetā var stāties metāls. Ta rodas veelas peederošas, pee nākošas ķīmisku saveenojuma grupas - "Sālis". Peem., no H_2CO_3 ta rodas, ja ūdenrādi aizveetnos natrijs, - Na_2CO_3 , ta ir pazīstama sāls - zoda.

Sakarā ar šito, skābes ir definejamas, pēc vācu slavenā ķīmika J. Liebiga -

ka ūdenrāda saveenojumi (bez metāla), kuros ūdenrādis var tikt dīnīti jeb da daļai aizveetnots caur kādu metālu: peekam rodas sālis.

Šee divi savādi ūdenrāda saveenojumi, ka ļoti izplatīti, var tikt izleetoti preeks ūdenrāda pagatavošanas ;

2) ūdenrāda pagatavošana no skābem. Daži metāli izspee ūdenrādi no dažām skābem ļoti intensīvi.

Ja apleesim, par peem. $c i n k u$ (Zn) ar atšķaidītu sālskābi (20%) (HCl), tad cinks šķīdīs sālskābē un izdalīšees ūdenrādā pūslīši:



(Netīrs cinks satur fosforu (P), sēru (S) oglekli (C) un arzeniku (As), caur ko pee ūdenrāda ir peemaisīti atteecīgie šo veelu ūdenrāda saveenojumi, kuri peedod ūdenrādin nepatīkamu smaku. Ar ķīmiski tīru Zn atšķaidītas skābes reage ļoti lēni; reakciju var pastrīnat, ja peepīlīnat skābei drusku klāt kādu vara sāli ($CuSO_4$ p. peem.)

Šī metoda tēek leetota laboratorijās,

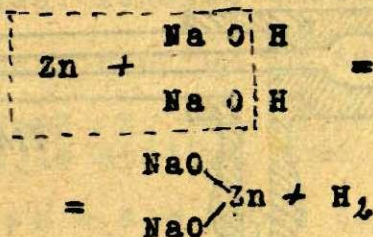
peekam patē gāze tiek pagatavota tā sauc. K i p p'a aparatā (zīm.10). Cinka gabaliņi atrodas aparāta B daļā atskaidītā sālskābe atrodas eekš C un A. Ja attaisit peegreznī d, tad skābe zem spēdona eeset eekš B un eestājas reakcijā ar Zn, attīstas H. ja aiztaisit d, tad attīstošais H izspeež skābi no B eekš A un līdz ar to reakcija tiek pārtraukta.

Aparāts tadēl ir leetojams kurā katrē laikā. Lai ūdenradis būtu sauss, viņu laiš caur koncentretu sērskābi,



Zīm. 10

3. No dažem. Daži metāli, ka Zn, Al (Aluminijs) spēj stātees dažu bažu ūdenrada veetā un izdalīt ūdenradi.



41. Fizikālas īpašības.

Ūdenradis ir gāze bez krāsas, smakas smeķes. Ūdenradis ir visveeg-lakē gāze. 1 lit. ūdenrada sver pee normal. nosacijumeem 0,08995 g. (gaiss tanīs pašos nosacijumos sver 1,293 g., ta tad 14,4 reiz smagāks). Ūdenī viņš šķīst ļoti maz (1 lit. H₂O pee 15° - 19 cm³ H). Siltumu ūdenradis vada 7 reiz labāk ka gaiss.

Ūdenrada kritiskā temp. = - 241°, kri tiskais spēdeens = 20 atm. Kušanas temp. = - 259° Vārišanas temp. = - 252,6°

42. Ķīmiskas īpašības.

Ūdenradis pee veenkaršas temperatūras saveenojas ar nedaudzām veelam. Veenīgi ar fluoru (F) noteek saveenošanas pat tumsā vēl pee ļoti zemam temperatūram: - 252° C. Ar dažēem metāleem dod ūdenradis hidrīdus peem. natrija un kalciņa hidrīdus.



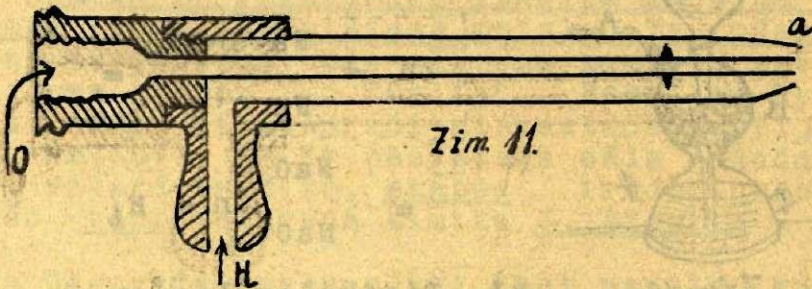
Ēvērojama ir ūdenrada spēja degt gaisā ("lumen philosophicum"). Lai to panāktu, ūdenradi vajaga sakarset līdz aizdegšanas temperatūrai 590° - 600° t.i. - aizdedzināt. Ka degšanas produkts rodas ūdens.



Šāda leesma ir ļoti karsta (līdz 2000°) jo peē peevestas reakcijas izdalās leelis siltuma daudzums (skat.34). Vāji zilganās leesmas gandrīz nespīd.

Peē ūdenrada aizdedzinašanas mēģinājumeem ir jāuzmanās, ka visam gaisam vajaga būt izgājušam iz atteecīgā aparātā, jo citādi teek aizdedzināta "sprāgstošā gāze", kura stipri eksplodē pašā aparātā.

Kad ūdenradis deg gaisā, kur skābeklis atrodas atskaidītā stāvoklī, tad attīstījees siltums eet pa daļai arī uz gaisa slāpekļa sildīšanu, tadēļ ja dedzināt ūdenradi tīrā skābeklī, viņa leesmas temperatūra būs vēl augstaka. Šim nolūkam teek leetots tehnikā sevišķs krāns (D a n i e l l'a krāns) (zīm.II.)



Pa eekšējo cauruli eet H, pa arejo - 0 peē a maisījums teek aizdedzināts (sprāgstošās gāzes leesma). Šinī leesmā var kausēt peem. alumīnija oksīdu (k.t.2010°). Leesmas temperatūra = 3000°.

Tas apstākļis, ka ūdenradis nesaveenojas veenkāršos apstākļos ar daudzām veelam, nenozīmē ikreizes ka viņam ir maza teeksme pret šīm veelam, bet nozīmē, ka reakcijas ātrums tādos gadījumos ir mazs. Ir jāeevēro, ka

reakcijas ātrums nav ķīmiskas teeksmes mērogs.

Reakcijas ātrums var tikt paleelināts ar trīs līdzekļu palīdzību:

- A). Ar "katalizatoreem" (pulverveidīgais platīns, jeb vēl labāk palādijs).
- B). Ar temperatūras pacelšanu.

Empiriski tika atrasts, ka reakcijas ātrums

veenveidīgā sistemā paleelinās apm. 2 reiz. ja

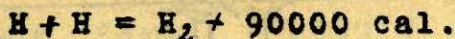
temperatūra teek pacelta pa 10°. Ja peem., peē 0°Cels. reakcija eet veenu gadu, tad peē 200° viņa ees apm. 35 sekundes.

- C). Leetojot zināmas veelas, ta sauc. "in statu nascendi" (rāšanas stāvoklī).

Šito var panākt tā, ka atteecīgo elementāro veelu, piem. ūdeņradi, ar kuru grib izsaukt kādu reakciju ar kādu citu veelu, pagatavo tajā pašā sistēmā, kurā atrodas šī otra veela. Ūdeņradis tad tiko radees iz saveenojuma tūlīt stājas tālakā reakcijā. Ūdeņradi tādos gadījumos var pagatavot, ja darīt eespaidu ar ūdeni uz Na, Mg (magnija) jeb Al šķīdumeem dzīvsudrabi (ta sauc. "amalgamam"), jeb darot eespaidu ar atšķaidītām skābēm uz Zn, Fe jeb Sn (alva) - pulveri. Šinīs sistēmās ir tanī pašā laikā jaatrodas arī atteecīgai veelai, kurai ir jareagē ar tādu ūdeņradi "in statu nascendi". Starpība starp šādu ūdeņradi "in statu nascendi" un parasto pastāv eekš tam, ka pēdeajā atomi ir jau saveenojušees molekulā H_2 , turpretī ūdeņradis "in statu nascendi" sastāv no atsevišķeem atomeem H veen. Pēdejee tadēļ ir aktīvaki.

Piem., reakcija starp H_2O un Na sākumā eet šādi:

$Na + H_2O = NaOH + H$. Šee atsevišķee H atomi ir ļoti reakcijas spējīgi. Pēc viņi saveenojas molekulā



43. Sprāgstošās gāzes katalize.

Sprāgstošās gāzes eksplozijas veidīgā saveenošanas zem platīnas jeb siltuma eespaida izskaidrojas caur to, ka tādos gadījumos rodas neleels daudzums brīvu atomu no molekulam, caur ko arī paleelinas reakcijas ātrums. Neleela daļa atomu tūlīt saveenojas par ūdeni, top brīvs siltums, pēdejs vēl vairak paātrina reakciju un ta viņa norisinas eksplozijas veidīgi.

Var celtees sekoš jautajums: sprāgstošās gāzes reakcija eet ar siltuma atdošanu; pēc Van't Hoff - Le Chatelier likuma tādai reakcijai ir jaeet pee zemām temperatūram un nevis pee augstām, bet sprāgstošā gāze taisni otradi - neeksplozē pee zemām bet gan pee augstām temperatūram. Te tomēr nav pretrunas, jo ir stingri jaatšķir reakcijas ātrumu no kimiskas teeksmes: sprāgstošai gāzei pee zemām temperatūram ir leela teeksme saveenotees bet ārkārtīgi mazs saveenošanas ātrums, tadēļ reakcija praktiski neeet. Lai izsauktu reakciju ir japaleelina ātrums ar Pt- katalizatora palīdzību, jeb ar uzsildīšanu, līdz 600° . Ja sprāgstošā gāze atradisees pee daudz augstākām temperatūram, tad viņai jau nebūs vairs teeksmes saveenotees (pēc Van't Hoff - Le Chatelier likuma) kaut arī reakcijas ātrums šinī gadījumā būtu leelis. Pee ļoti augstas temperatūras sprāgstošā gāze

Vairs neeksplodē; viņa taču ka tāda arī rodas
 pee ļoti augstām temperatūram.

Viss šis sacītais būs vēlāk beeži jāeevēro
 lai dabūt maizrādījumus, kādos nosacijumos ir
 veenīgi eespējams pagatavot zinamās veelas

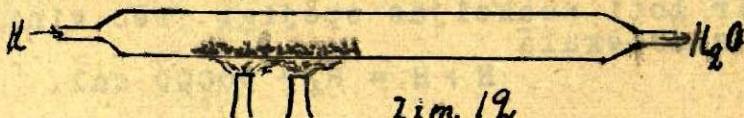
44. Ūdenradis ka reducetais.

Ūdenradis spēj atņemt skābekli no dažēem
 saveenojumeem; viņš ir "reducetais"



Pašu procesu sauc par "redukciju"

Ja kādā horizontalā caurulē karsesim melnu
 veelu varaoksidu (CuO) un laidisim, caur
 cauruli ūdenradi, tad pēdejs saveenosees ar
 vara oksida skābekli par ūdeni un pāri paliks
 sarkans metāls - vars. (zīm.12)



Vara oksids reducejas jau pee 135 - 140°,
 dzelzsoksids līdz metālam-pee 600°. Jo cēlāki
 metāli, jo zemāka temperatūra ir vajadzīga
 viņu oksidu reducešanai.

45 Okluzija. Ūdenradis šķīst dažos me-
 talos. Sevišķi paladijā, platinā, varā, dzel-
 zī. Tadēl šie metālu plates laiž cauri ūdenra-
 di. Pee neaugstām temperatūram šķīstamība un
 caurlaišanas ātrums ir relatīvi mazi, pee
 kvēlkarstuma-leelji.

Peem., pee veenkāršās temperatūras
 Itilp. paladija uzņem 850 - 870 tilp. H
 I " platinas " 110 " "

Veenā minūtē 1 cm² paladija plates 1mm
 beezumā laiž cauri ūdenradi

| | | | |
|----------|---|------|---------|
| pee 265° | — | 327 | kub.cm. |
| " 1062° | — | 3992 | " " |

S k ā b e k l i s . (O)

A t o m s v . a r s = 16

46. Vispārīgi. Skābeklis peeder
 pee vissvarigakeem elementeem dabā. Nepeecee-
 šams elpošanai un DAUDZ veelu "degšanai" bet
 nav nepeeceešams degšanai vispārīgi, jo veelas

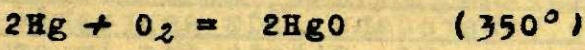
var ardegt bez skābekļa - citās veelās -
gazēs) Skābeklis ka tāds atrodas gaisā (21,00
tilpuma procenti) bez tam no viņa sastāv
leels/daudzums ļoti izplatītu saveenojumu-mi-
nerālu.

Skābeklis tika atrasts ap 1771. g. no
diviem ķīmiķiem (neatkarīgi veenam no otra)
- zveedra S c h e e l e un angļa P r i e s t -
l e y. Skābekļa atrašana/bij seviski leela
nozīme preekš teorētiskas ķīmijas atīstīšanas
Ēi atrašana deva 1) eespēju L a v o i s t e r
uzstādīt pareizo degšanas teoriju, no kuras
- ka slēdzeens - sekoja L a v o i s i e r
svara pastāvības likums un 2) veicināja veelu
atomsvara atrašanu, kuru darbu ar apbrīnojamu
konsekvenci ka pirmais izdarīja zveedris
B e r z e l i u s IIX. g. s. sākumā (B e r z e -
l i u sam peeder vārdi "Der Sauerstoff ist
sozusagen der Mittelpunkt um den sich die gan-
ze Chemie dreht.")

Skābekļa molekula sastāv no diviem atomeem.

47. Pagatavošana.

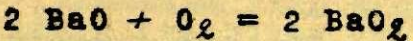
a) No gaisa 1) Pee 350° dzīvsudrabs saista
gaisa skābekli, dodot ar viņu saveenojumu, pee
400° saveenojums sadalas sastāvdaļās; top
brīvs skābeklis:



Šo reakciju leetoja jau P r i e s t -
l e y un L a v o i s i e r un viņai tadēļ
ir vēsturiska nozīme. Viņai līdzīga reakcija
vēl nesen leetota tehnikā: 2) Metals "barijs"
(Ba) dod divus saveenojumus ar skābekli:

Barija oksīdu BaO un Barija dioksīdu BaO₂

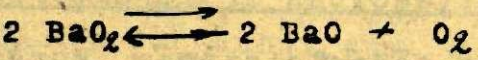
Pee 500° eet gaisa skābekļa saistīšanas reak-
cija



pee 750° - Barija dioksīda dissociācija



Parādījees BaO var atkal saistīt jaunus
daudzumus skābekļa. Ta ka abas reakcijas ir
pretejas tad



BaO₂ un BaO ir ceetas veelas, O₂ - gāze
Bet mēs varam domāt, ka nīsa reakcija norisi-
nas starp gāzveidīgām veelām, jo ka pee BaO₂

ta arī pee BaO ir zināms (māz) sublimācijas speedeens (skat. lap. p. 12) tadē, abu pretējo reakciju ātrumu būs proporcionāli atteecīgo gāzu (BaO₂, BaO, O₂) koncentrācijai jeb speedeenam.

| | | | | |
|----|------------------|------------------|------|-------------------------|
| Ja | BaO ₂ | tvaiku speedeens | = P | } līdzsvara gadījumā |
| | BaO | " | = P' | |
| | O ₂ | gāzes | = p | |

tad dissociācijas ātrums (\rightarrow) $v = kP$ un saveenošanas ātrums (\leftarrow) $v' = k'P'p$; līdzsvarā: $v = v'$; $kP = k'P'p$

jeb $\frac{P}{P'p} = \frac{k'}{k} = \text{Const.}$

Še ir jāevēro, ka P un P' ir pastāvīgi leelumi; viņi pa procesa laiku nemainas. Jo P un P' ir atteecīgo CBETU veelu tvaika speedeeni un tadē, ikkatra P jeb P' maziņašana tiks atkal papildināta no sistēmā atrodošam ceefām veelām BaO₂ un BaO caur šo veelo izgarošanu līdz eepreekšejam speedeenam P un P'. Citādi tas ir ar skābekļa speedeena p; skābekļa speedeena maziņašana var tikt atkal papildināta veenīgi caur BaO₂ tālako dissociāciju. Ta tad līdzsvara stāvokli slēgtā sistēmā še noteiks veenīgi skābekļa speedeens.

Pārceļot līdzinajumā $\frac{P}{P'p} = K$ pastāvīgos leelumus

(P, P') uz labo pusi, dabusim:

$\frac{1}{p} = K' \cdot \frac{P'}{P}$ jeb $p = K' = \text{const.}$

Tas nozīmē, ka mūsu līdzsvara gadījumā sistēmas līdzsvaru (K') karakterizē veenīgi skābekļa gāzes speedeens p. Šis līdzsvaru karakterizejošais veenīgais speedeens, kad sistēmā atrodas līdz ar gāzveidīgu veelu vēl ceetās reagejošās veelās, teek saukts par "Dissociācijas speedeenu".

Šis atteecības ir karakteristiskas preek

līdzsvara tādās sistēmās, kurās sastāv no Dažādām ķermeniskām telpiskām daļām, t. sauc. neveenvēidīgās sistēmas (heterogenas sistēmas)

p. peem., ceets ķermenis + tvaiks, ceets ķermenis + šķīdums. Turpretim, ūdens disociācijas gadījumā pēvestee līdzsvara likumi (28.II) ir rakteristiski preekš veenveldīgām sistemām (homogēnas sistemas). p. peem., gāzes veen, šķīdums veen.

T a s i r j a e e v ē r o.!

Viss še sacitais mums dod nepeceesāmus aizrādījumus, ka praktikā vest procesu:

Peē 750° skābekļa speedeens līdzsvara gadījumā ir 340 mm Hg, bet skābekļa speedeens atmosferā tikai ap 160 mm. Ta tad, ja turesim atklātā traukā BaO₂ peē atmosferas speedeena, tad līdzsvars nebūs un procesam jāeet atmosferas skābekļa speedeena paaugstinašanas virzeenā: notiks disociācija
 $2 BaO_2 \rightarrow 2 BaO + O_2$

Peē 550° skābekļa speedeens līdzsvara sistemā ir 25 mm Hg, ta tad mazaks par skābekļa speedeenu atmosferā, tadēl ees pretejs process



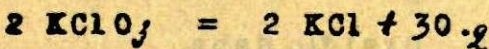
Šos procesus mēs varam arī citādā ceļā izsaukt: pēc tam kad peē 550° BaO ir pārgājis BaO₂ mēs turam temperatūru tādu pašu un atpūņējam skābekli; caur to p mazīnas, BaO₂ disociā un atdod mums savu no gaisa uzņemto skābekli.

2) Skābekļa pagatavošana caur skābekli saturošu saveenojumu sadalīšanu.

Ta sauc, "Berthollet sāls" (KClO₃) sadalas peē 395° un dod skābekli. Dažadi oksidr (Mangandioksid, MnO₂, dzelža jeb vara oksidr) paātrina šo procesu k a t a l i t i s k i.

P. peem., ja karsesim maisījumu KClO₃ ar MnO₂ (1/10 svara KClO₃ apm.), tad reakcija ar praktiski peeteekošu ātrumu eet jau peē 200° - 225° un izdaldas O. Ar Fe₂O₃ jau peē 110° - 120°

No 10g. KClO₃ var dabūt apm. 2,8 lit. skābekļa. Reakcija šinī gadījumā ir:



Bez katilizatora reakcija ir komplīcē taka. Šādā ceļā mēdz skābekli pagatavot laboratorijās.

48. Fizikālas īpašības.

Gāze bez krāsas, smekes, smakas. Pee I atm. speedeena un 0° I tilp. H₂O šķīdina 0,04 tilp. O. Pee atmosf. speedeena skābeklis vāras pee - 182,8° kūst pee - 227° Kritiskā temp, - 118°, kritiskais speedeens 50 atm.

49. Kimiskās īpašības.

Saveenojas gandrīz ar visam veelam oksidos. Iznēmumi: f l u o r s un tā sauc c ē l ā s g ā z e s (skat. zemak).

Sakarā ar skābekļa atomu skaitli oksidā, izšķir:

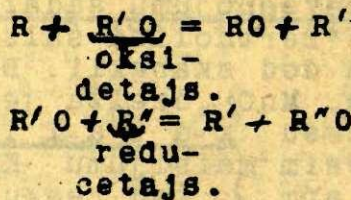
| | |
|-----------------------|-------------------------------|
| Monoksidus, p. peem., | 00 |
| Dioksidus " | 00 ₂ |
| Trioksidus " | 00 ₃ |
| Tetroksidus " | 00 ₄ |
| Pentoksidus " | P ₂ O ₅ |

u-c

Jeb, peenemot kādu skābekļa saveenojumu par normalo "oksidu", nosauc tā paša elementa skābekļa saveenojumu ar mazaku skābekļa atomu skaitli par "oksidulu" jeb "suboksidu" un ar leelaku skābekļa atomu skaitli par "peroksidu" jeb "superoksidu" .P. peem.,

- MnO - Manganoksiduls
- Mn₂O₃ - Manganoksidis
- MnO₂ - Mangansuperoksidis

Veelas saveenošanai ar skābekli (oksidacijai) ir pretejs process - redukcija (skābekļa atņemšana no oksida); veelas, kas satur skābekli un var atdot to kādai citai veelai, kura nesatur skābekli, sauc par oksidetajiem Otradi, - veelas, kas atņem skābekli skābekļa saveenojumeem, sauc par reducetajiem, ka jau to redzejam pee H .



Veegli redzams, ka oksidetajs pee tam reducejas un reducetajs oksidejas.

Par "redukcijas" un "oksidācijas" jēdzeenu paplašināšanu - vēlāk.

50. Oksidu daba.

Intensivitate, ar kuru ir saveenots skābeklis ar kādu veelu, atkarajas I) no veelas dabas. P. peem., pee tās tempera-

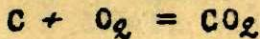
turas, pee kuras HgO dissociē, Zn jeb Fe saveenojas ar skābekli.

2) pee veenas un tās pašas veelas- no vienas oksīda skābekļa satura.P. peem., MnO₂ sadalas pee 400°, bet MnO pee šīs temperatūras ir pastāvīgs.

3) no mēģinājuma nosacījumeem. Peemēri ar ap greezeniskām reakcijām pee HgO un BaO₂ Temperatūras, pee kurām dažādu metālu - oksīdu disociācijas speedeens ir veenads, ir jo augstakas, jo necēlaks atteecīgais metāls ir un jo mazak skābekļa atteecīgais oksīds satur.

51. Atsevišķas reakcijas ar skābekli.

Pats skābeklis nedeg, bet kvēlojoša kokogle sadeg skābekli ar gaisū leesmu - oglekļa dioksīdā:

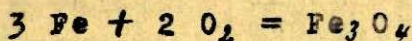


Aizdedzināts sērs sadeg skābeklī ar intensīvu zilū leesmu sērdioksīdā (gāze ar asu smaku)



Fosfors ar baltū leesmu sadeg pentoksīdā (P₂O₅ - baltas, ceetas daļiņas)

Dzelzs drāte, sakarseta veenā galā līdz kvēlei, skābeklī, sadeg ar dzirkstelem.



Magnijs pee degšanas skābeklī attīsta visgaišako leesmu, kādu vispār ķīmiskā ceļā var dabūt.



Lai vispār kāda veela degtu ar leesmu ir vajadzīgs lai kāds no reakcijas produkteeem ir gāze un lai pee reakcijas attīstas peeteekošs siltuma daudzums; degšanu peetam beezi ir jāizsauc ar veelas uzsildīšanu līdz aizdegšanās temperatūrai. Šī temperatūra ir dažāda: pee fosfora 60°, sēra 250°, ogles 350°-550°

Siltuma daudzums, kas attīsta pee dažādu veelu degšanas ir arī dažāds. Peem.

Ig. fosfora pee pilnīgas sadegšanas attīsta

| | | | |
|------------|---|---|-----------|
| | | | 6000 cal. |
| I" sēra | " | " | " |
| I" ogles | " | " | 2200 cal. |
| I" magnija | " | " | 8000 cal. |
| I" dzelzs | " | " | 6000 cal. |
| | | | 1200 cal. |

1. Sarkankvēles sākums....525° C
2. Tumšsarkankvēle.....700° n
3. Gaīšsarkankvēle.....950° "
4. Dzeltenkvēle1100° "
5. Baltkvēles sākums.....1300° "
6. Pilnīga baltkvēle.....1500° "

O Z O N S O

53. Vispārīgi.

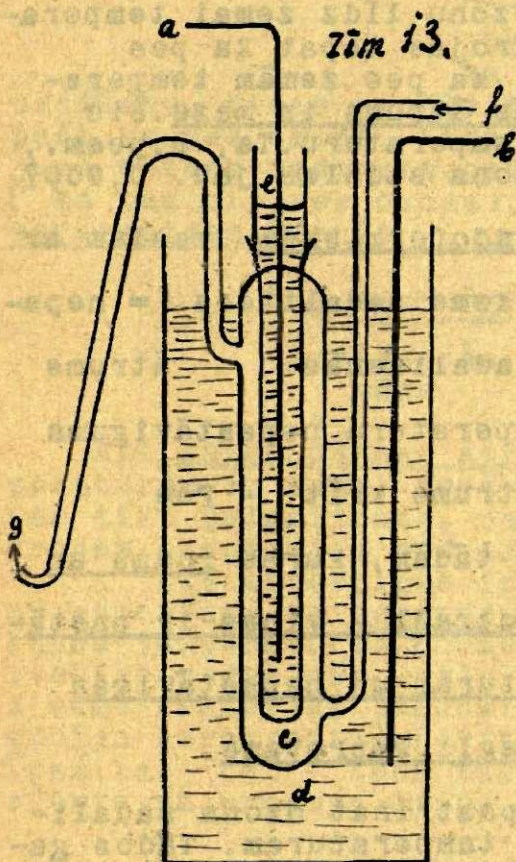
Ozona molekulas ķīmiskais sastāvs ir tāds pats ka skābeklim un tomēr viņam ir savadas īpašības. Šādos gadījumos ķīmija runā par "alotropiju" ja sacītais tiek novērots pēc elementiem, un "polimorfiju"; ja redzam tādā savādību pēc ķīmiskiem saveenojumiem.

Pretejs gadījums - veenadas īpašības, bet dažāds ķīmiskais sastāvs - nav novērojams un nav arī iespējams.

Ozona īpašību atšķirība no skābekļa, īpašībām ir izsaukta caur to, ka ozona molekula sastāv no trim skābekļa atomiem.

54. Ozona rašanās un pagatavošana.

1) Ja tiek laists gaiss jeb skābeklis caur veetām, kurās ir leels elektrisks spraugums. Šis princips tiek lietots preekš ozona pagatavošanas. Veens no tādeem aparateem - zīm.13.



Caurulē c atrodas leelākā traukā d. Bez tam caurulē c atrodas koncentriski mazāka caurule e. Eekš d un e ir eeleeta atšķaidīta sērskābe, (kura vada elektr.strāvu); sērskābe ir ar drātem a un b saveenota ar indukcijas aparatu. Kad pēdejaais strādā, tad telpā c ir elektrisks spraugums un cirkulejošais no f caur c uz g skābeklis jeb gaiss pārvēršas ozonā.

Visš skābeklis nevar tikt pārvērsts ozonā; maximum's ir 13% ozona.

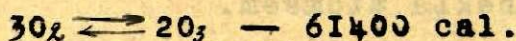
Ja grib dabūt tīru ozonu tad ir vajadzīgs šķīdināt ozonsaturošo skābekli un pēdejo pamazam

iztvaikot. Pāri paleek pee - 118° vārošais šķidrums ka tumši zils šķidrums.-

2) Citādi ozons rodas pee lēnas oksidācijas (mitrs fosfors gaisā), elektriskai dzirkstelei parādotees gaisā; radija tuvumā gaiss ozonejas u.c.

55. Īpašības. Plānās kārtās - gāze bez krāsas. Savada smaka (p. peem. smaka darbojas elektriskās mašinas tuvumā ir ozona izsaukta). Giftīga. Nonāvē mikroorganismus, tadēļ - dezinfecējošs līdzeklis. Ūdenī šķīst maz.

Ozons rodas ar siltuma uzņemšanu. Veelas kuras rodas ar siltuma uzņemšanu, teek sauktas par "endotermiskām".



Ozons ta tad sadalās ar siltuma atdošanu



Pēc v a n't H o f f'a L e C h a t e l i e r likuma tādai veelai vajag būt nepastāvīgai pee zemām temperatūram un pastāvīgai pee augstām temperatūram (jo zemas temperatūras veļ cina procesu, kas ir saistīts ar siltuma atdošanu - mūsu gadījumā ta tad - ozona sadalīšanās, un otrādi). Ja neskatotees uz to mēs tomēr varam uzglabāt ozonu līdz zēmai temperatūrai, tad tas izskaidrojas tapat ka pee sprāgst. gāzes, ar to, ka pee zemām temperatūram ozona sadalīšanās ātrums ir mazs. Šis ātrums aug ar augošu temperatūru. Ta, p. peem., pee 1000° - 999/1000 ozona sadalās jau. 0.0007 sekundēs!

Vispārtīgi: Pee endotermiskām veelam ar augošu temperatūru teekame sadalītees (= nepastāvīgums) krīt, bet sadalīšanās ātrums aug, un ar krītošu temperatūru nepastāvīgums aug, bet sadalīšanās ātrums krīt. - Pee ekzotermiskām veelam (-tādām, kuras rodas ar siltuma uzņemšanu) ir otrādi - viņas ir pastāvīgas pee zemām temperatūram un nepastāvīgas pee augstām. ka tas veegli saprotams.

Katalizatori var paatrināt ozona sadalīšanās ātrumu pee zemām temperatūram. Tādos gadījumos sadalīšanās eet eksplozijas veidīgi.

No visa sacītā mēs varam paredzēt veenu oītu ozona pagatavošanas metodu: ja ļoti stipri sakarsesim skābekli, tad viņš pārees ozonā, ja šo ozonu tagad dzesinasim lēni, tad viņš pārees atpakaļ skābekli (jo pat pee 1000° vēl ozona sadalīšanās ātrums ir leels), bet ja dzesinasim ātrak par ozona sadalīšanās ātrumu, tad būs eespējams dabuto ozonu pārvest arī līdz zemām temperaturam ka tādu, - Teešam, ja sakarsēt skābekli līdz 2000° un tad peepeži dzisinat to, tad rodas 0,13 proc. ozona.

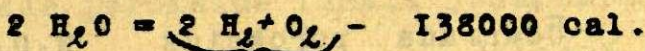
Augsta temperatūra pārceļ līdzsvaru
 $3 O_2 \rightleftharpoons 2 O_3 - 61400 \text{ cal.}$

ozona daudzums vairošanās virzeenā:

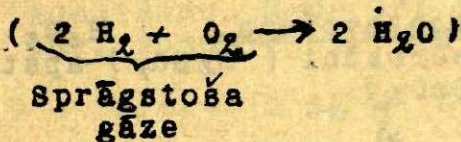


bet peepeža dzesinašana "fiksē" radušos ozonu, jo pee zemas temperatūras sadalīšanās ātrums ir mazs.

Arī sprāgstošā gāze ir endotermiska sistema, ka tas bij redzams no līdzinājuma:



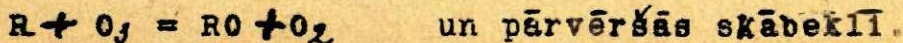
uzpūšanu. Viņas pastāvības nosacījumi bij tādi paši ka pee ozona, tikai nepastāvība šīnī gadījumā neteek izsaukta caur teeksmi sadalītees. (ka tas bij pee ozona), bet caur teeksmi saveenotees ūdenī:



Arī saveenošanas ātrums te pee zemākām temperaturam ir mazs, kurš gan ar katalizatoreem var tikt paleelinats, caur ko tad arī izskaidrojās eksplozija pee istabas temperatūras.

Šis atteecības ir no leela svāra un viņu saprašana ir nepsecešama preekš zinašanas, kādos temperatūras nocacījumos ir jānotāda atteecīgo reagejošo veelu sistema, lai dabutu zinamu reakcijas produktu. Ir jāeevēro, ka reakciju karakterizē netik veen atsevišķu veelu īpašības, bet - tādā pašā mērā arī siltuma efekts pa procesa laiku.

Ozonš ir vissaprakais oksidētājs, jo ļot veegli atdod I atomu skābekļa:



Fosfors teek oksidets fosforskābēs, sērs - sērskābē, ammoniaks - slāpekļskābē. Oksidejās arī sudrabs un dzīvsudrabs.

Jodkaliļa šķīdumā ozons izdala jodu (J):



Jodkaliļa šķīdums ir bezkrāsains; kad izdala jods, šķīdums paleek brūns jeb, ja peeleesim pēdejā gadījumā pee šķīduma stērķeļu šķīdumu, tad parādas intensīva tumši-zila krāsa no brīvā joda. Šī reakcija teek leetota preekā ozona atrašanas.

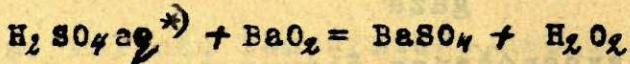
Ozonā oksidē arī organiskās veelas, kadēž ozonaparātā nedrīkst būt, p. peem, kaučuka daļas, kuras ozonu teeši uzņem.

Līdzinājums $3\text{O}_2 = 2\text{O}_3$ rāda, ka pee ozona rašanās trīs tilpumā skābekļa pārvēršas divos tilpumos ozona. Ta tad ozona specifiskais svars ir 1,5 reiz leelaks par skābekļa specif. svaru un tadēž viņa formula ir O_3 .

Ūdenrada peroksids H_2O_2

56. Vīspāriģi. Ja salīdzināsim ūdenrada peroksida sastāvu ar ūdens satāvu, tad izrādas ka uz veenu un to pašu daudzumu ūdenrada, ūdenrada peroksidā ir divreiz vairak skābekļa ka ūdenī; tadēž ūdenrada peroksida formula ir H_2O_2

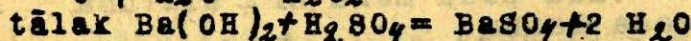
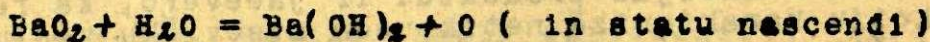
57. Pagatavošana. H_2O_2 rodas ja ar atšķaidītu sērskābi (H_2SO_4) apstrādat Barija peroksīdu (BaO_2).



H_2O_2 atrodās šķīdumā. Reakcija ir javed pee zemas temperatūras.

Citādi H_2O_2 rodas kad ūdenradis "in statu nascendi" saveenojas ar skābekli

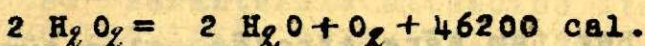
H_2O (aqua) apzīmē, ka sērskābe ir atšķaidīta ar ūdeni. Reakcija ir komplicetaka:





56. Īpašības. H_2O_2 ir sirupveidīgs šķīdums ar slapekļskābei līdzīgu smaku; bez krāsas, saceetē pie -2°C . Ar ūdeni, alkoholu ēteri ir samaisāms ikkatrā proporcijā. Pārdošanā visbiežāk ir 3% šķīdums. E.M. e r c k'a preparāts "Perhydrol's" satur apm. 30% H_2O_2 .

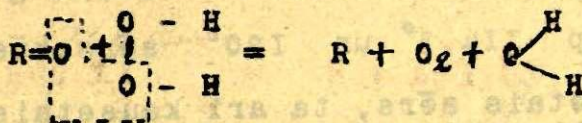
H_2O_2 ir endotermiska veela, tādēļ veegli eksplodē koncentretos šķīdumos, ja tādās atrodas stipri sasmalcinātas veelas, ka putekļi, pulverveidīgs sudrabs, platīna u.c. šīs veelas izsauc sadalīšanos:



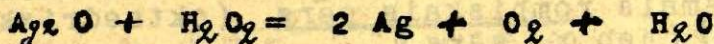
Nelīdzenas virsmas (mat-stikls, villa) un sildīšana arī izsauc sadalīšanos, kura koncentretos preparātos norisinās ar uzliesmošanu.

H_2O_2 ir stiprs oksidētājs. KJ - šķīduma ūdenī rada peroksīds izdala jodu (tapat ka ozons)

Otrādi, H_2O_2 var arī reducēt dažus oksīdus. Redukcešana eestpēc formulas



par piem., sudraba oksīds pāriet sudrabā ar skābekļa izdalīšanu. H_2O_2 arī izdala skābekli un paleek pāri ūdens:



Brūnais svina dioksīds (PbO_2) reducējās dzeltenā svina oksīdā (PbO):



Karakteristiska reakcija preekš H_2O_2 :

Titandioksīds (TiO_2), šķīdums koncentretā gērskābē paleek dzeltenī - sarkans no H_2O_2 . Šī reakcija ir ļoti jūtīga: I daļa H_2O_2 ir tādā ceļā atklājama 1800000 daļās ūdenī.

S ē r s. S

Atomsvars = 32,06

59. Vispārīgi. Sērs atrodās dabā brīvā veidā leelos daudzumos uz Sicīlijas salas un Ziemeļ-Amerikā - Luisianā. Bez tam atrodas saveenojumos:

- 1) ar daudzām metālēm (PbS, ZnS, Ag₂S, FeS₂ u.c.)
- 2) sērskābās sāļš-minerātos (

(gipsis CaSO₄·2H₂O un anhidrits CaSO₄ u.c.)

Bez tam sērs atrodās olbaltumvielās.

60. Īpašības. S ē r s p e e i s t a b a s temperatūras ir ceeta dzeltēna veela. Ūdenī viņa praktiski nešķīst, bet šķīst alkoholā, benzolā un sevišķi s e r o g l e k l ī (CS₂). 100 grammu CS₂ šķīdina p e e

| | | |
|-------|-------|-----------------|
| 0° | 15° | 55° C |
| 23,99 | 37,15 | 181,34 g. sēra. |

Starp 114,5° un 120° sērs kūst.

Ka ceetais sērs, ta arī kausētais var būt dažādās allotropiskās modifikācijās:

I. Ceetais sērs. Ja kristalizēt sēru no CS₂ šķīduma p e e i s t a b a s t e m p e r a t ū r a s, tad kristalizējas ta saucamais rombiskais sērs (oktaedriski kristāli) (jeb α-sērs)

Ja kristalizēt sēru p e e a p m. 100° no kāda kausējuma, tad kristalizējas sēra otrā modifikācija - monoklinais sērs; jeb β sērs (prizmatiski, adatveidīgi kristāli)

Tas izskaidrojās caur to, ka abām sēra modifikācijām ir noteikti temperatūras intervāli, kuros viņas pastāv:

Rombiskais sērs pastāv no zemam temperatūram līdz apm. 95,6° C. P e e a u g s t a k ā s t e m p e r a t ū r a s viņš pārvēršas monoklinā.

Monoklinais sērs pastāv sākot ar 95,6° un beidzot ar viņa kušanas temperatūru.

Zem 95,6° viņš ir nepastāvīgs, jo pārvēršas rombiskā.

Abas modifikācijas ir pēc savām īpašībām stingri individualizētas. Viņām ir dažādi spec. svāri (romb. 2,07 un monoklin. 1,96), dažādas kušanas temperatūras u.c. Tāpat ka ūdenī mēs

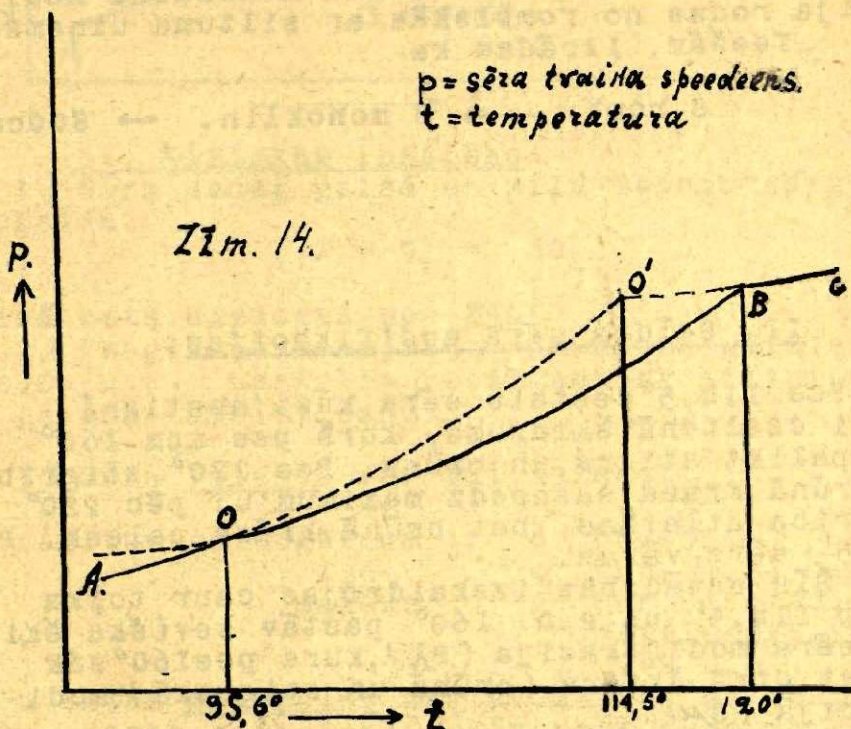
varam dzēsinat zem 0° un neizsaukt sasalšanu ("pārdzēsīnāts ūdens"), tāpat arī abas sēra modifikācijas mēs varam dabūt pēe temperatūram, pēe kurām viņas ir nepastāvīgas: ja ziģli sildīt rombisku sēru, tad rombisks sērs pastāves arī virs $95,6^\circ$ (ka nepastāvīga forma) un uzrādīs savu īpatneju kušanas temperatūru $114,5^\circ$. Turpretīm, ja sildīsīm rombisku sēru lēni un ta dosīm viņam eespēju virs $95,6^\circ$ pārvērstees monoklinā sērā, tad novērosīm monoklina sēra kušanas temperatūru = 120° .

Šīnīs parādībās mēs novērojam dažā zīnā tādas pat atteecības, ka ceetā, šķidrā un tvaikveidīgā ūdens gadījumā, rombiskam, monoklinam un šķīdram sērām ir tapat noteikts tvaika speedeens, kurš mainas ar temperatūru.

Zīmejumā 14 šīs atteecības ir izsacītas grāfīski (tāpat ka ūdens gadījumā agrāk).

Līnija AO karakterizē atteecību starp temperatūru un rombiskā sēra tvaika speedeenu līdzsvara gadījumā.

Līnija OB to pašu atteecību pēe monoklinā sēra un BC - pēe šķīdram sērā.



Punktā B monoklīns sērs atrodas līdzsvarā ar šķīdru sēru un ar sēra tvaiku; tas ir ta tad sevišķs monoklinā sēra kušanas punkts = 120° ("trīskārtīgs punkts"). Punktā O atrodas līdzsvarā rombisks sērs ar monoklinu sēru un sēra tvaiku. Šis līdzsvara punkts - kurā atrodas līdzsvarā vispārīgi dažādas modifikācijas un viņu tvaiks - ir ta sauc.

"pārvēršanas punkts" (mūsu gadījumā $95,6^\circ$).
 Un beidzot, ta kā līnija $00'$ ir rombiskā sēra p, t - līnija virs rombiskā sēra pārvēršanās temperatūras monoklinā sērā (šīnī gadījumā ta tad rombisks sērs jau ir nepastāvīgs) tad punkts $0'$ ir rombiskā sēra kušanas temperatūras = $114,5^\circ$

Ta kā šķidrā sērs pāriet monoklinā un rombiskā ar tilpumu mazināšanos un tāpat arī monoklins rombiskā (rombiskā sēra spec. sv.

$2,077$ par monoklinā sēra spec. svaru $1,96$), tad temperatūras punkti $0,0'$, B aug ar augošu speedeenu (pēvēdēns otrādi), ka to prasa v a n't H o f f - L e - C h a t e l i e r likums (zīm. 15)

Šīs attiecības dod mums arī aizrādījumus uz siltuma efektu sēra modifikāciju pārvēršanās. Reiz siltuma pēvešana izsauc procesu.

S romb. \longrightarrow S monoklin.

un pēc v a n't H o f f - L e - C h a t e l i e r likuma siltuma pēvešana izsauc procesu ar siltuma uzņemšanu, tad monoklinā modifikācija rodas no rombiskās ar siltuma uzņemšanu. Tēšām, izrādās ka

S romb. \longrightarrow S monoklin. \longrightarrow 800cal.

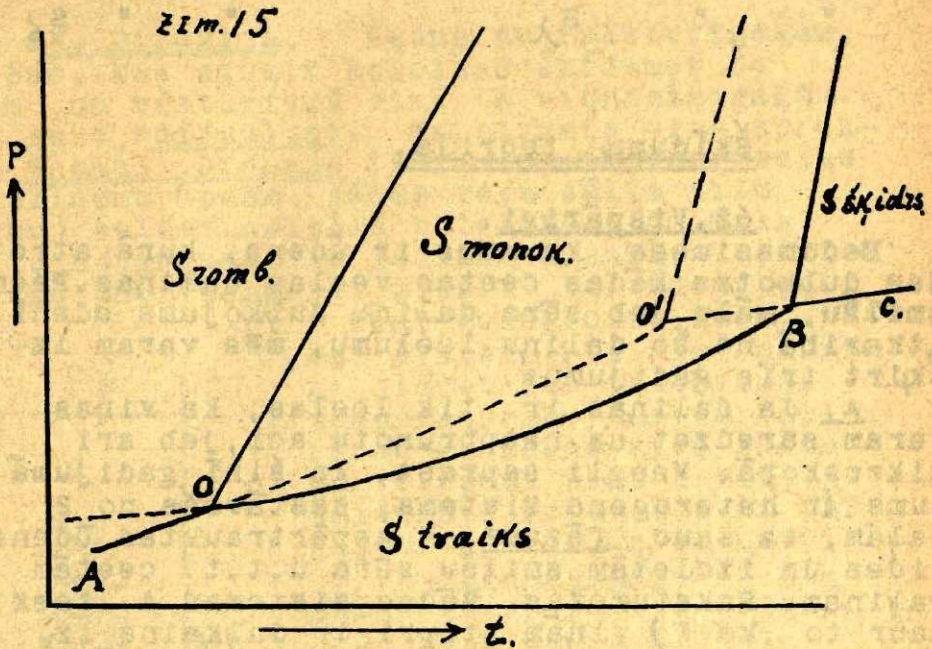
II. Šķidrā sēra modifikācijas.

Pēc $114,5^\circ$ ceetais sērs kūst nestigrā gaiši dzeltenā šķidrumā, kurš pēc apm. 160° sāk palikt stigrs un brūns. Pēc 220° stigrība un brūnā krāsa sasneedz maximum'u; pēc 220° stigrība atlaižas, bet brūnā krāsa paleek. Pēc $444,5^\circ$ sērs vāras.

Šīs savādības izskaidrojās caur to, ka starp $114,5^\circ$ un apm. 160° pastāv sevīška šķidrā sēra modifikācija (S_{λ}), kura pēc 160° sāk pāriet otrā šķidrā (brūnā un stigrakā) modifikācijā (S_{μ}).

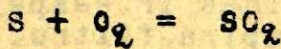
x) Veenkāršā kušanas punktā ir līdzsvars starp šķidru un ceetu veelu tikai.

Ja pēpeži dzesinat modifikaciju S_{μ} , caur stipri sakarsēta sēra eelešanu aukstā ūdenī, tad dabunam jaunu ceeta sēra modifikaciju, ta sauc. "plastisko sēru", kurš galvenā kārtā pastāv no S_{μ} un nešķīst sērogleklī (γ -sērs).



61. Kīmiskas īpašības.

1) Sērs sadeg gaisā ar zilu leesmu sēra dioksidā:



Gaisā pats aizdegas pē 250°

2) Veegli saveenojas ar daudzēem metaleem (Fe, Cu u.c.) Reakcija beeži eet ar siltuma un gaismas attīstīšanu.

3) sēra valence var būt dažāda:

| | | | | |
|------------|----------|----|---|--|
| raksturīgā | augstākā | ir | 6 | (SO_3) |
| | tad | | 4 | (SO_2) |
| | mazāka | | 2 | (ar ūdenradi un metaleem: H_2S, CuS, FeS u.c.) |

4) sēra molekulas sastāvs mainas ar temperatūru. Ceeta, sērogleklī šķīdināta sēra molekulas sastāvs ir S_8 . Pēe temperatūram, augstākām par sēra vārišanās temperatūru, sēra molekula dissociē. Ap 500° sēra tvaikā atrodas molekulas, kas sastāv no sešēem atomeem (S_6) un sākot ar 860° sēra molekula sastāv no S_2 .



Pēe apm. 2000° S_2 molekulas pa daļai sadalī atomos $S_2 \rightleftharpoons S + S$.

Rombiskais un Monoklinais sērs sastāv no S_8
 sērogleklī nešķīstošais sērs (β) " " S_8
 Kausetais sērs S_{16} " " S_8
 " " S_8 " " S_6

Šķīdumu teorija.

62. Vispārīgi.

Bedomasimees, ka mums ir ūdens, kurā atrodas dūļņotas kādas ceetas veelas daļiņas. Peem, smilšu, mālu, jeb sēra daļiņu dūļņojums ūdenī. Atkarībā no šo daļiņu leelumu, mēs varam izskirt trīs gadījumus.

A. Ja daļiņas ir tik leelas, ka viņas varam saredzet ar neapbruņotu aci, jeb arī mikroskopā. Veegli saprast, ka šinī gadījumā mums ir heterogena sistema, sastāvosa no 2 daļām, ta sauc. "fāzām" - nepārtrauktas ūdens vides un izoletām smilšu, sēra u.t.t. ceetām daļiņām. Raksturotas šādas sistēmas A teek caur to, ka 1) viņām stipri ir dūļņains izskats, 2) daļiņas pēc zināma laika sakrājas trauka dibenā (ja viņas ir specif. smagakas par ūdeni), jeb uz šķīduma virsmas (ja specif. veeglakas) 3) daļiņas ir eespējams nofiltrēt caur veenkārsu papīra filtru. Ja daļiņas ir ceetas, tad šādos gadījumos runā par "suspensijām" - Otro gadījumu

B. mēs dabusim, ja eedomasimees, ka dūļņotās daļiņas kādā vidē top tik mazas, ka viņas vairs nav saredzamas mikroskopā. Tas noteek ja viņu caurmērs top 0,1 μ leels un mazaks. Tādos gadījumos viņas vēl var tikt saredzetas sevīškā aparatā - "ultramikroskopā". Šādeem dūļņojumiem jau ir savādakas īpašības: daļiņas nenosēstās trauka dibenā, viņas nav eespējams parastā ceļā nofiltrēt, un šādeem dūļņojumiem var arī nebūt vairs dūļņains izskats. Šādos gadījumos runā par "koloidēem šķīdumiem"

C. Daļiņas var palikt vēl mazakas. Mēs varam eedomatees kādā vidē "dūļņotas" kādas veelas vismazakās daļiņas - molekulas un atomus. Viņas mēs vairs nevaram saredzet ultramikroskopā un šādām sistēmam, ka vēlāk būs redzams ir citadas īpašības ka A un B gadījumā. Šinī gadījumā mums ir, ta sauc. "Istee šķīdumi". Peem, varamās sāls šķīdums ūdenī, sēra šķīdums sērogleklī u.d.c.

Par istēem šķīdumiem varam runat tad, ja daļiņu leelums ir 1 μ un mazak.

Visos trijos gadījumos sistēmām kopigs ir tas, ka nepārtrauktā šķīdrā vidē ir dūļņotas

dažada leeluma daļiņas. Tādas sistemās vispārīgi teek sauktas par "Dispersām sistemām", vīdi, kurā atrodas izoletās daļiņas sauc par "Dispersijas vīdi", bet izoletās daļiņas kopumu par "Disperso daļu". Atsevišķo daļiņu leelumu raksturo, ta sauc, "dispersitātes grāds" (samalcinašanas grāds)

63. Difuzija. Veena no raksturīgākām īpašībām, kas atšķir koloidas šķīdumus no šķīdumiem, un vēsturiskā ziņā ta visnozīmīgākā ir ta sauc, "difuzija". Ka pirmais viņu aprakstīja Thomas Graham (1861): Ja kādas veelas īstu šķīdumu (peem. kādas vara sālis zīlu šķīdumu) eeleet neleelā butelītē līdz malai (zīm. 16, a), gremdet to leelākā traukā b, kuru tad ļoti uzmanīgi pildit ar ūdeni, un



Zīm 16.

likt veenu otru deenu tādai sistemai pilnīgi meerīgi stāvet pee pastāvīgas temperatūras, tad var novērot ka ūdens vīrs šķīduma virsmas paleek zīls, jo šķīdinatā vara sālis ir pārgājusi no trauka a ūdenī - ir difundejusi. Pēc ilgāka laika paleek traukā b viss ūdens zīls.

64. Koloidais un kristaloidais stāvoklis. Pētīdams difuziju G r a h a m'a bij atradis ļoti nozīmīgu parādību, ka dažādam veelām ir dažāds difuzijas ātrums: Vāramā sāls difundeja ļoti ātri, cukurs - trīs reizes lēnak, olbaltums - 21 reiz lēnak un dažas citas veelas - praktiski, nemaz; pee tam izrādījās, ka veelas šķīdinātas ātri difundē, peem., daudzums dažādu sāļu, bāžu un skābju, var veegli tik dabutas leelos kristalos, turpretī šķīdinatā stāvoklī ārkārtīgi lēni difundejošas veelas (peem., stērķeles, olbaltums, galdneeku līms, sveķi, gelatine, kaučuks) nav parasti atrodamas leelos kristalos. Pirmā gadījumā (pēc G r a h a m'a) runā par veelu kristaloido stāvokli, otrā - par koloido stāvokli.

G r a h a m's bij domājis ka šee divi stāvokļi ir saistīti ar pilnīgi noteiktām veelām, aizrādīdams, ka koloidā stāvoklī esošām veelām ir leelas molekulas, bet kristaloidā stāvoklī esošām veelām ir mazas. Tāds uzskats turejās zinātnē līdz 1906. gadam. Ap šo laiku divi pētneeki - kreevu ķimikis P. P. von W e i m a r n'a un W o l f g a n g'a

O s t w a l d's neatkarīgi veens no otra, parādīja, ka Koloidā stāvoklī ir vispārīga veelu stāvoklī. Ikkatru veelu var pēc patikšanas pagatavot koloidā jeb kristaloidā stāvoklī. Šee stāvoklī ir atkarīgi no veelas pagatavošanas nosacījumeem, kuri vairak jeb mazak veegli ir realizejami preekā katras atsevišķas veelas. Peem. Vāramasāls - tīpisks kristaloids var tikt pagatavota arī galertes veidīgā stāvoklī (koloidā)

Drusku vēlāk P. P. v. W e i m a r n's parādīja, ka veelas kas atrodas koloidā stāvoklī sastāv no ārkārtīgi smalkiem, neredzameem kristališiem, no ka tad bij slēdzams, kā, ta sauc. Koloidāis stāvoklī ir ārkārtīgi smalki - kristalinisks stāvoklī, un kristaliniskais stāvoklī ir veenīgā materiālas eekā-kiģā ipašiba.

Koloidāis stāvoklī izrādijās dabā par ļoti izplatitu. Zinatni, kas nodarbojas ar šī stāvokļa pētīšanu sauc par " Dispersiologiju."

65. Koloidēe šķīdumi.

Izrādās, ka ja veelām šķīdinatā stāvoklī ir ārkārtīgi mazs difūzijas ātrums, tad tādeem šķīdumeem peemīt leelakā vaj mazakā mērā tās īpašības, kas augšā bij minetas zem B.

Bet veela šinī gadījumā atrodas Koloidā stāvoklī (jo viņas difūzijas ātrums praktiski = 0), ta tad kāda veela mums būs koloidā

stāvoklī tad, ja kādā šo veelu nešķīdinošā vidē atradisees šīs veelas daļinās ar diamete-

ru $0, 1\mu - 1\mu\mu$.

Peemērs. Pagatavosim sēra šķīdumu alkoholā pe vārīšanās temperatūras un eelesim no tāda šķīduma dažus pileenus leelā daudzumā auksta ūdens. Tā kā ūdenī sērs nešķīst, tad zinams sēra daudzums izdalisees no šķīduma ka tāds. Tā kā izdalīšanas ātrums ir ļoti leels, tad izdalijušās sēra daļinas būs ļoti mazas un leelā daudzumā. Mēs dabūsim vāji dukainu eezilganu šķīdumu no kura sēru nevar nofiltrēt - sēra koloidā šķīdumu, jo sēra daļiņu leelumī eetilpst starp $0, 1\mu$ un $1\mu\mu$.

Koloids šķīdums mums vispārīgi ir tad, ja daļiņu daudzums kādā viņus nešķīdinošā vidē ir samērā mazs; ja daļiņu skaits ir leels viņas būs ceesak veena pee otras un mēs dabūsim to, ko sauc par "galerti".

66. Īstee šķīdumi. Lai no koloidēem šķīdumeem pāreetuuz īstajiem, mums ir jāeedomajas, ka atteecīgajā vidē dukotām daļinām vajag būt vēl mazakām, t. i. šķīdrā vidē mums

ir "jadulko" veelas molekulās jeb atomus.

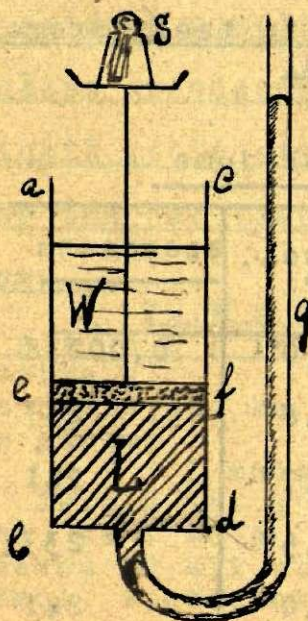
Ceļas jautājums, vaj ir iespējams me-
chaniski veelu sasmalcināt līdz molekulām, vaj
ir iespējams "pulveri, sastāvošu no veelas
atsevišķām molekulām"? Izrādās ka ne. Jo vairak
teek kāda veela smalcinata, jo vairak cenšas
sasmalcinatās daļiņas saveenotees atpakal lee-
lakās. Bet reiz ta, tad nav saprotami, kadēl
pastāv īstee šķīdumi, jo viņos veela ir sada-
lita molekulās un atomos, kuri necenšas savee-
notees. Izrādās, ka īstajos šķīdumos šai šķī-
dinātās veelas molekulu teeksmē darbojas pretī
cits spēks - šķīdinātās veelas ķīmiskā teeksme
pret šķīdinātāju. Kāda veela šķīst, peem., ūdenī

tapēc, ka starp viņas molekulām un ūdenī pastāv
ļoti vāja teeksme, caur ko teek dota veelas mo-
lekulām iespēja atdalitees un katrai atsevišķi
pastāvet šķīdumā.

Šitos saveenojumās ir ne katru reizi ee-
spējams dabūt. Ja šķīdināsīm, peem., vāramo sāli
(NaCl) ūdenī un kristalizesīm, tad dabusīm at-
pakal vāramo sāli, bet nevis kādu ķīmisku sa-
veenojumu starp sāli un ūdeni, kādam tomēr ir
japastāv šķīdumā. Bet izrādās, ka pee zemām
temperaturam ir tomēr iespējams dabūt, ta sauc,
"Kristalohidrātu" $\text{NaCl} \times 10 \text{H}_2\text{O}$. Tāpat arī tas
ir pee daudzām citām veelām.

57. Osmotiskais speedeens.

Eedomasimees, ka cilindrs a b c d ir pil-
dīts ar kādu īstu šķīdumu (L), peem., cukura šķī-
dumu (zīm.17). Caurulē g eepseekš bij eelēets
dzīvsudrabs. ef būtu kāda plate, kas caur se-
vi laiž cauri ūdeni, bet nevis cukura molekulas

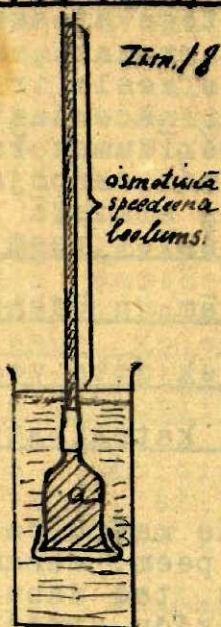


Zīm 17.

(ta sauc, puscaurlai-
doša membrana); vi-
na būtu veegli pār-
veetojama vertikālā
virzeena cilindri
un atrastos virs cu-
kura šķīduma. Ja uz-
leesim uz šo platē
tīru šķīdinātāju
(W), tad būs novē-
rojams, ka
zem cukura moleku-
las bombardēšanas
eespaida plate pār-
veetosees uz augšu.
Ja ar kādu svaru S
vīnu turet līdzsva-
rā tad otradi, ūdens
eescaur platē un

dzīvsudrabs caurulē g celsees līdz noteiktam augstumam. Šis dzīvsudraba staba augstums raksturo noteiktu speedeenu, kuru izsauc u. cilindra seenām cukura molekulu sīteeni.

Tas ir, ta sauc, "osmotiskais speedeens."



Parasti mēginājumu izdara veenkāršāk (zīm. 18). Piltuve ā teek apvilktā ar puscaurlaidošu membrānu; Viņā teek eelets šķīdums; augšdaļā teek saveenota ar garaku cauruli un piltuve teek gremdeta šķīdinātajā.

68. Osmotiskā speedeena likumi.

I) Osmotiskais speedeens (p) ir teeši proporcionalis šķīduma koncentrācijai (c).

$$\frac{p}{p'} = \frac{c}{c'} \text{ , jeb tā kā } \frac{c}{c'} = \frac{v'}{v} \text{ kur } v = \text{šķīduma tilpums}$$

$$\text{tad } \frac{p}{p'} = \frac{v'}{v} \text{ ; } pv = p'v' = \text{const.}$$

Šis likums mums atgādina Boyle gāžu likumu

II. Osmotiskais speedeens ir teeši proporcionalis absolūtai temperatūrai.

Peem,

I Cukura skīdums

| t° Cels | osm. speed. | absol. T° | speedeens |
|---------|-------------|-----------|-----------|
| | | | =const |
| 0° | 0,649atm. | 273,0° | 0,00238 |
| 6,8° | 0,664 " | 279,8° | 237 |
| 13,7° | 0,691 " | 286,7° | 241 |
| 15,5° | 0,684 " | 288,5° | 237 |
| 36,0° | 0,746 " | 309,0° | 241 |

Ari Pedejs likums mums atgādina līdzīgu likumu pē gāzem (Gay-Lussac's likumu)

69. Van't Hoff's likums.

Reiz šķīduma osmotiskā spiedeena likumi ir līdzīgi gāzu spiedeena likumiem, tad jāsaprot, ka arī saveenotais likums $P_v = R T$ tiek izpildīts pē šķīdumiem, t.i. no osmotiskā spiedeena dāteem aprēķinātai konstantai R jālīdzinās agrak aprēķinātai gāzu konstantei R . Tas arī teesām izrādas

Preekš šķīdumiem R var aprēķināt šādi: Ir zināms, ka 1% cukura šķīd. osm. spiedeens pē $0^\circ = 0,649$ atm. (skat. tabeli). Ka zināms konstanta formula ir aprēķināma preekš molu daudzumiem. Cukura molekularsvars = 342. Ja šķīduma tilpums = 1 lit. (v) un viņā atrodas 1 mols cukura, tad koncentrācija ir 34,2%, osm. spiedeens tādā gadījumā pē likuma I būs $0,649 \times 34,2 = 22,19$ atm. = p. Ta tad

$$R = \frac{p v}{T} = \frac{22,19(\text{atm}) \cdot 1(\text{lit.})}{273} = 0,0812 \text{ lit./atm}$$

bet preekš gāzem bij $R = 0,0821 \text{ lit./atm.}$

ta tad tas, kas gāžu gadījumā ir gāzu spiedeens, tas šķīduma gadījumā ir osmotiskais spiedeens. Šito Van't Hoff's formulēja kā likumu (1887):

Kāda šķīduma osmotiskais spiedeens līdzinās tam gāzes spedeenam, kas būtu novērojama, ja šķīdinātā veela atstātos gāzveidīgā stāvoklī un pē tās pat temperatūras elementu līdzīgu tilpumu.

70. Van't Hoff's likumu nozīme.

Van't Hoff's likumā ir ārkārtīgi leia nozīme

Mēs redzejam, ka Pē gāzem:

1 mols pē 1 atm. un 0° eņem tilpumu 22,412 lit.; no ta seko pē Boyle likuma, ka 1 mols 1 litrā pē 0° attīsta spedeenu 22,412 atm. un, reiz gāzes spedeens = osmot. spedeens pē šķīdumiem

tad šķīdumos:

I mols, kas šķīdinātā stāvoklī

ņem I lit. pie 0° attīstīs osmotisku

speed. = 22,412 atm. (kas kļūdu robežās arī
ir novērojams).

Tālāk, mums bij preekš gāzem:

I. Veenada molekulu daudzuma svāra atteeciba
ir molekularsvāra atteeciba

II. Veenadā tilpumā pie veenada speedeena
atrodas veenads molekulu skaits (A v o g adro)

ta tad 3) Veenadu tilpumu (pie veenada
speedeena) svāra atteecībā ir atteecigo ve-
ļu molekularsvāra atteeciba no šitā slēdzeena
preekš gāzem mēs vāram pāreēt uz šķīdumeem.

Šķīdumus ar veenadu osmotisku speedeenu
sauc par "izotoniskeem". Ta tad

Izotonisks šķīdumos, kuri eēnem veenadus til-
pusus atrodas veenads skaits molekulu.

Un dažādu veelu šķīdumu koncentrācijā atte-
ciba, gadījumā kad šēem šķīdumeem ir veenads
osmotisks speedeens ir skīdināto veelu mole-
kularsvāra atteeciba.

Mēs ta tad dabusim aizrādījumus, kā
atrast kādas šķīdinātās veelas molekularsvāru

71. Šķīdinātās veelas molekularsvāra atrāšana

Praktikā tomēr neteek aprēķināts molekular
svārs pēc osmotiskā speedeena, bet pēc divām
citām šķīdumu īpašībām, kas mainās proporci-
onēli osmotiskam speedeenam un kas ir eksperī-

mentēli novērojamas, ka osmotiskais speedeens
šīs divi īpašības ir šķīduma sasalša-
nas temperatūra un vārišanās temperatūra.

I) Ja šķīdinām kādā šķīdrumā kādu veelu,

tad šķīduma sasalšanas punkts t' ir zemāks

par šķīdinātāja sasalšanas punktu t: peekam

sasalšanas temperatūras pazeminašana $t - t' = \Delta t$

ir teeši proporcionāla šķīduma moleku-
larai koncentrācijai.

Turpreti 2) šķīduma vārišanās punkts T'

ir augstāks par šķīdinātāja vārišanās punktu T . Pēc tam vārišanās punkta paaugstināšana $T' - T = \Delta T$ ir tāpat tieši proporcionāla molekularai koncentrācijai.

3) Izotoniskiem šķīdumiem, veenā un tānī pašā šķīdinātājā ir veenada sasaldēšanas temperatūra un veenada vārišanās temperatūra.

Šīs divi temperatūras mums ta tad dod iespēju konstatēt, vai šķīdumiem ir veenads osmotisks spēdeens jeb ne. Eksperimentelā celā ir veegli atrast kādas veelas šķīduma sasaldēšanas temperatūras pazeminašanu, jeb vārišanās temperatūra paaugstinašanu (pirmā ir, ta sauc, "krioskopiskā metoda" otrā - "ebulioskopiskā metoda".

Molekularsvars tad ir aprēķinams pēc sekošas formulas:

Ja esam a g, veelas ar nezinamo molekularsvaru M šķīdinājuši 100g. šķīdinātajā ($a\%$), tad molekularā koncentrācija ir $\frac{a}{M}$ un pēc augšējā likuma (1) varam rakstīt

$$\Delta t = K \frac{a}{M} \quad \text{no kureenas}$$

$$M = K \frac{a}{\Delta t} \quad \text{kur } K \text{ ir konstanta.}$$

Konstanta K ir veegli aprēķinama no formulas $\Delta t = K \frac{a}{M}$; ja 100g. šķīdinātajā esam šķīdinājuši veenu molu, tad $a = M$ un $\Delta t = K \frac{M}{M}$ Ta tad, konstanta K ir visos gadījumos veenada sasaldēšanas temperatūras pazeminašana, ja veenā un tānī pašā šķīdinātajā 100 gramos ir šķīdināts dažādu veelu

1 mols. Preekš ūdens šīnī gadījumā $\Delta t (=K)$ ir 18,5°

Reemērs: 3,3 g ūdenrada peroksida šķīduma (ūdenī) sasaldšanas temp. pazeminašana (Δt) ir 2,03° Beleekot šos leelumus formu- lā

$M = K \frac{a}{\Delta t}$ dabusim H_2O_2 molekular- svaru.

$M = 18,5 \frac{3,3}{2,03} = 30,07.$

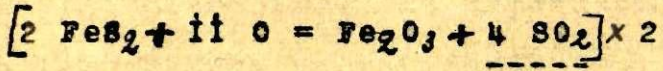
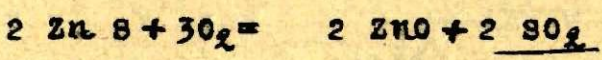
Neskatoties uz to, ka ūdenrada peroksīdā elementu kvantitatīvā attiecība būtu izsaka- ma caur formulu HO (molek. svars = 17,008), tomēr dabutais skaitlis preekš mole- kularsvara = 30,07 rāda, ka formula ir jadu- bulto H_2O_2 ($M = 34,016$)

No augsejās formulas ir bez tam redzams, ka dažādu veelu Δt veenadi procentigos šķīdumos ir jo mazaks, jo leelaks šķīdinātās veelas molekularsvars (tāpat arī ΔT un osmo- tisks speedeens).

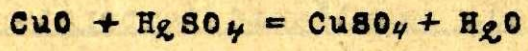
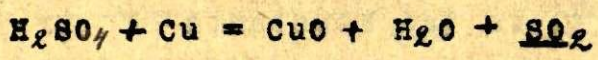
S ē r a d i o k s i d a s. SO_2

72. Pagatavošana.

a) Technikā. Caur dažādu sēra minerālu, ka ZnS (cinka māns) FeS_2 (pirīts) karsešanu "Pirita krāsniš"



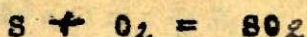
b) Laboratorijā. Caur sērskābes reducešanu ar dažām veelam. Ja kolbā apleet vara gabali- nus ar koncentretu sērskābi un sildit (līdz 200°), tad izdalas SO_2 :



Citadi SO_2 parādas pee H_2SO_4 reducešanas ar ogli:



Pēc sēra degšanas:

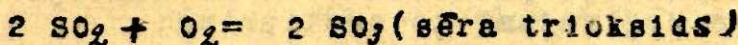


73. Īpašības. Gāze bez krāsas, ar asu nepatīkamu smaku (degoša sēra smaka); bīstama preekš elpošanas organeem. Leelā daudzumā šķīst ūdenī. Veens tilpums ūdens šķīdina pee

0°.....70 tilp. SO₂
+20°.....40 " SO₂

Varas pee -8°, kūst pee -73°. Šķidrā SO₂ ir labs dažādu neorgan. un organ. veelu šķīdinātajs.

SO₂ nedeg ne gaisā, ne skābeklī, tomēr ar katalizatoru palīdzību (p.p. platīnas pulveris) var tikt izsaukta skābekļa pēveenošanās reakcija pee SO₂



SO₂ ar ūdeni dod sērpaskābi:



s ē r a t r i o k s ī d s SO₃

74. Pagatavošana.

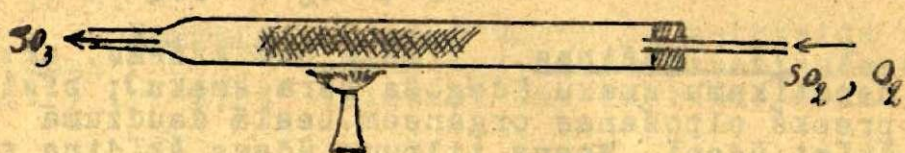
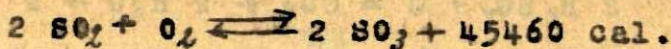
1) Caur Fe₂(SO₄)₃ karsēšanu



2) Caur ūdens atņemšanu no sērskābes ar fosfora pentoksīda palīdzību:

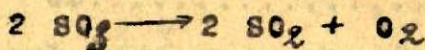


3) Jaunākā metode: caur SO₂ oksidēšanu. Pee veenkāršas temperatūras oksidācija eēt ļoti gausi (SO₂ nedeg), bet caur temperatūras paaugstināšanu un katalizatoru klātbūtnē reakcija teek paātrināta. Caur caurulī, kurē atrodas platīnēts asbests jeb dzelzs trioksīds (Fe₂O₃) ka katalizators, teek laists maisījums no SO₂ un skābekļa (zim.19). Temperatūrai vajag būt starp 400° un 500°C. Reakcija ir apgriezeniska un eēt ar slītuma atdāšanu:



Zīm. 19.

Ta tad augsta temperatūra veicinās pretejo reakciju:



Līdzsvara konstanta:

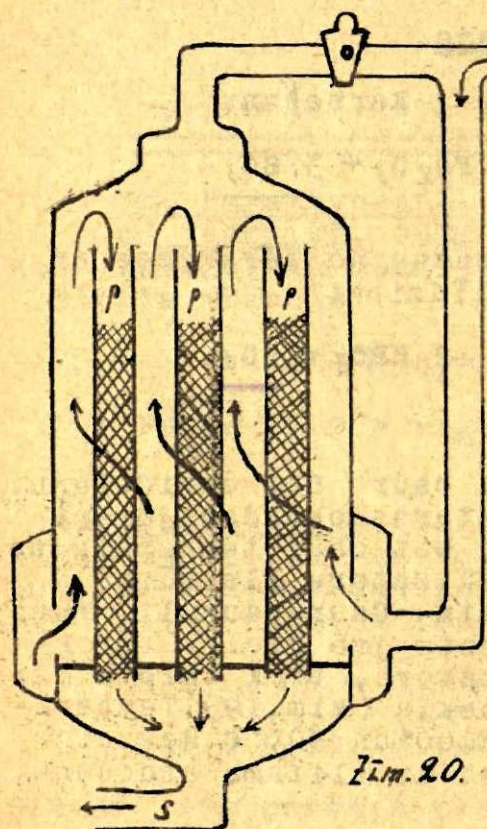
$$K = \frac{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2} \quad \text{tādā gadījumā augs,}$$

jo skaitītājs paleelināsēs un saucējs mazināsēs. Mēģinājumi to apstiprina:

| | | |
|-----------------|-------------|---------------------------|
| $t = 528^\circ$ | 680° | 897° Cels. |
|-----------------|-------------|---------------------------|

| | | |
|-----------------|-----------|----------|
| $K = 0,0000155$ | $0,00112$ | $0,0816$ |
|-----------------|-----------|----------|

Lai izdalījies siltums nekarsē platinu pāri par 500° , pēc kuras temperatūras SO_3 jau sāk sadalīties, tad platinu pa reakcijas



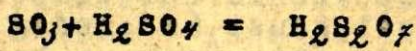
Zīm. 20.

laiku vajag dzesināt. Teknikā (zīm.20) to panāk leetojot, ta sauc. „pretstrāvas principu”. Caurulēs

p atrodas katalizators, kurš tiek dzesināts no augstām gāzēm SO_2 un O_2 , kuras eienāk pa A. Pa S izeet SO_3

Dabutais SO_3 tiek vadīts koncentrētā sērskābē ar kur tas dod

p i r o s ē r s k ā b i:



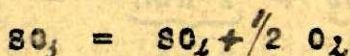
75. Īpašības.
 SO_3 ir ceeta veela. Parādas divās modifikācijās:
 1) Prizmatiskā ar kušanas temperatūru $= 14,8^\circ$

2) Asbestveidīgā ar kušanas temperatūru
 $= +50^\circ$. Pēdējās sasiāvs ir $S_2 O_6$
 Abas modifikācijas vārās pee $+46,2^\circ$.

$$Tā kā S + O_2 = SO_2 + 69260 \text{ cal}$$

un $SO_2 + O = SO_3 + 22730 \text{ cal.}$, tad eekš SO_2
 katrs skābekļa atoms ir peeveenots ar
 $\frac{69260}{2} = 34630 \text{ cal.}$

atdošanu, bet trešais skābekļa atoms - eekš
 SO_3 - ar 22730 cal. atdošanu. Tā kā pēdejā ga-
 dijumā ir atdots mazaks siltuma daudzums, tad
 mazaks siltuma daudzums arī ir vajadzīgs lai
 atdalīt šo skābekļa atomu, ta tad SO_2 veeg-
 lak atdos veenu skābekļa atomu, ka S_2 . Ar to
 izskaidrojas arī SO_3 oksidēšanas spēja.



SO_3 intensīvi saveenojas ar ūdeni un dod
sērskābi.



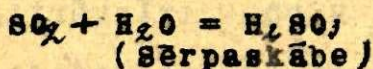
B ā z e s , s k ā b e s u n s ā l i s .

76. Vispārīgi. Visi elementi, at-
 karībā no viņu skābekļa saveenojumu dabas
 ir dalāmi divās grupās: metaloidos un metalos.

Metaloīdi ar skābekli
 dod sevišķus oksidus,
 kuri teešā jeb netee-
 šā ceļā var peeveenot
 ūdens veenu jeb vai-
 rak molekulas un ta
 dot skābes. Minetos
 oksidus tadēļ sauc
 par "skābiu anhidri-
 deem"



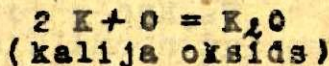
(sērskābes anhidrīds)



Metali ar skābekli
 dod "bāziskus oksti-
 dus".

Bāzisks oksīds ar
 veenu jeb vairak
 ūdens molekulam dod
bāzes (cits nosau-
 kums: sārmains)

P. peem.,



(bāze: kodīgais
 kalijs).

Skābes un bāzes karakteristiskās īpašības
 parādās šķīdinātā stāvoklī. Šīs īpašības ir:
 I) Atteecība pret, ta sauc, " i n d i k a t o r e e m ". Pēdejee ir sevišķas veelas,

kuru krāsa teek peepeži mainīta vaj nu no skābem jeb bāzem, jeb no abām atsevišķi. Tādi indikatori ir sekošo veelu šķīdumi:

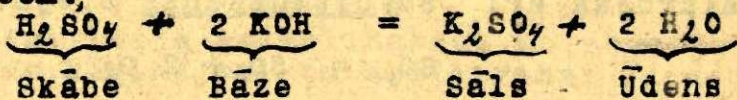
Lakmus' {skābes šķīdumā: sarkans ("skābā reakc:");
bāzes šķīdumā: zils ("baziskā jeb alkaliskā reakcija")}

Methylorange {skābes šķīdumā: sarkans
bāzes šķīdumā: dzeltens}

Phenolphthalein's {skābes šķīdumā: bezkrāsains
bāzes šķīdumā: sarkans}

2) S k e b e a r / b ā z i dod sāli un ūdeni.

Par peem.



sāls tādēļ vispārīgi ir uzskatāms ka saveenojums, kurš ir atvasināts no skābes caur skābes ūdenrada aizveetošanu no metala.

Ši aizveetošana var būt: 1) pilnīga jeb daļaina.

Par peem., sālis, atvasināms no sērskābes

(H_2SO_4) var būt:

K_2SO_4 normāla sāls.
un $KHSO_4$ skāba sāls.

Gadījumos, kad skābe ir vairāk nekā divi ūdenrada atomi, p. peem fosforskābe (H_3PO_4), skābās sālis var būt dažādas:

NaH_2PO_4 - pirmajā jeb dihidro - sāls

Na_2HPO_4 - otrējā jeb monohidro - sāls

Vēnīgā normalā sāls ir Na_3PO_4 (trešējā sāls) Atkarībā no tā, cik ūdenrada atomu skābē var tikt aizveetoši no metala, runā par skābju vērtību. HCl - vēenvērtīga, H_3PO_4 - trīsvērtīga.

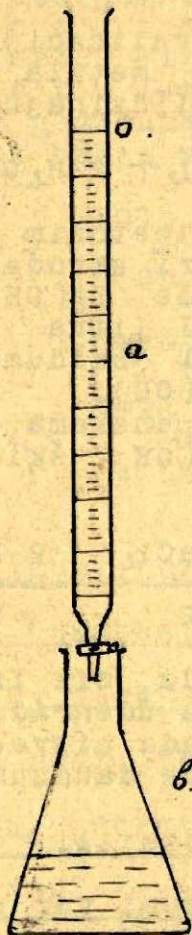
2) Ūdenrada atomus skābe aizveetno dažādi metali p. peem. ja ogļskābē (H_2CO_3) veens ūdenrada atoms ir aizveetošs no kalija, otrs - no nātrija, tad rodas

$KNaCO_3$. Tādas sālis sauc par "divsālim".

77. Neitralizācija. Līdzinājums:



sāls rodas pēc noteikta daudzuma skābes sa veenošanās ar noteiktu daudzumu bāzes. Tā kā pēc tādas saveenošanās attecīgā šķīdumā skābe un bāze ir zuduši, tad ir sagaidāms, ka ja pēc zināma daudzuma kādas skābes, kura no dažiem pīleeneem lakmusa būs krāsota sarkanā krāsā, lēnām peelesim kādu bāzi, tad, pēc tam kad būsims daudzumu bāzes peelējusī, novērosim peepežu krāsas maiņu no sarkanas zilā. Še pee uzmanīgas strādāšanas ir uzkerams sevišks "pārejas punkts", kurā šķīdums ir neitralis ("neitralā reakcija"): noteikts daudzums bāzes tad ir pārvērtis visu skābi sāli. Turpmākā bāzes peelesšana izsauc bazisko reakciju šķīdumā (zilā krāsā).



Zīm. 21.

šādā ceļā ir iespējams at- rast kādas skābes vaj bā- zes koncentrāciju kādā šķī- dumā. Ja caur mēģinājumu dabunam zināt, kāds svara daudzums bāzes (resp. skābes) bij vajadzīgs preekš zina- ma tilpuma skābes (resp. bāzes) šķīdumā (ar nepazī- stamu koncentrāciju) neitra- lizācijas, tad ar stehic- metrisku rēķinu palīdzību ir veegli atrodams skābes (resp. bāzes) svara daudzums šķīduma tilpumā veenībā. Šī metoda teek vispārīgi saukta par "t i t r e š a n u". Speciēli skābes koncentra- cijas uzmeķlēšanas gadiju- mā runā par "acidimetriju", bāzes koncentrācijas uz- meķlēšanas gadījumā - par "alkalimetriju". Bāzes (jeb skābes) šķīdums ar p a - z ī s t a m u k o n c e n - t r a c i j u (ta sauc., titrēšanas šķīdums) teek no seviškas mērcaurules- biretes (zīm. 21) - pilinats kolbā (b) kurā atrodas no- teikts tilpums indikatora krasots nepazīstamās kon- centrācijas skābes (jeb bāzes) šķīdums.

Ņemot bāzes jeb skābes šķīdumus ar pazīsta- mu koncentrāciju (grāmm veelas I litri šķī- dumā. ne šķīdinātāja!).

78. Kimiskais ekvivalents.

Bez jau aprakstītās "molu" svara daudzuma veenības, kimijā teek leetota vēl otra veelu svara daudzumu veeniba, kurai par pamatu ir jēdzeena "kimiskais ekvivalents".

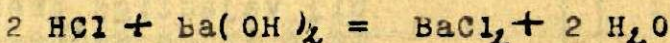
Šis veenības teoretisks pamatojums un praktiskā nozīme ir redzams no sekošiem peemēreem.

Ja gribam realizet sālskābes neitralizaciju ar kodigo natriju:



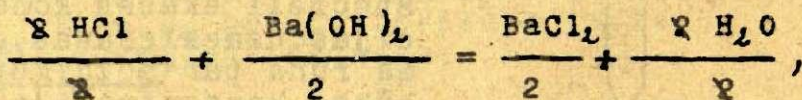
salejot kopā veenadus tilpumus HCl un NaOH, tad HCl un NaOH svara daudzumeem šādos veenados tilpumos jaateecās ka HCl un NaOH molekularsvareem (36,468:40,008). P.peem, ilitrs HCl šķīduma, kurā ir šķīdinati 36,468g. HCl tiks neitralizets no 1 litra kodīgā natrija šķīduma, kurā atrodas 40,008g. NaOH.

Ja nemsim tagad sālskābes neitralizācijas gadījumu ar, p.peem, divvērtīga metala bāzi - kodigo bariju - $\text{Ba}(\text{OH})_2$, tad līdzinajums ir:



Šinī gadījumā ta tad, ja leetosim 2 šķīdumus, kuros (ikkatrā) ilitri atrodas atseviski 1 mols HCl un 1 mols $\text{Ba}(\text{OH})_2$, neitralizacija notiks, ja pee 1 litra $\text{Ba}(\text{OH})_2$ šķīduma peelesim 2 litrus HCl šķīduma, jeb pee 1 litr. HCl 0,5 litr. $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Lai neitralizacija būtu panākama caur veenadu tilpumu saleesānu, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ šķīdumam ir jāsatu $\frac{1}{2}$ Mola litri:



je $\frac{1}{2}$ molā $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ir Ba tik daūz, cik ir nepeceesāms preeks 1 gramm-atoma ūdenrada aizveetošanas sālskābē (jeb ūdenrada aizveetošanas veenā molā sālskābes). Šitee daudzumi ir ekvivalenti.

Daūzadu veelu ekvivalenti ir skaitli, kuri rāda, kādi šo veelu svara daudzumi var stātees ūdenrada svara veenības veetā.

Izsakot ekvivalentus grammos mēs dabunam "gramm-ekvivalentus". Šee ir ta tad da $\frac{1}{2}$ a d u v e e l u n o t e i k t i s v a r a d a u d z u m i grammos, kuri var ^{veikt} jeb neteesā celā s t a t e e s v e e n a g r a m m - a t o m a ū d e n r a d a (=1,008g.H) v e e t ā.

Veegli redzams ka preekš e l e m e n t e e m veelas atomsvars

$$\text{Ekvivalents} = \frac{\text{veelas atomsvars}}{\text{veelas valence}}$$

| Veela | H | O | Cl | Ba |
|-------------|-------|--------------------|---------------------------|----------------------------|
| Valence | 1 | 2 | 1 (pret H) | 2 |
| Atomsvars | 1,008 | 16 | 35,46 | 137,37 |
| Ekvivalents | 1,008 | $\frac{16}{2} = 8$ | $\frac{35,46}{1} = 35,46$ | $\frac{137,37}{2} = 68,69$ |

Gadījumos, kad gribam dabūt dažādu s a v e e n o j u m u ekvivalentus, P. peem., skābju bāžu, sāļu, -ir jāņem attiecīgā saveenojuma m o l e k u l a r s v a r s un to jādala - skābju gadījumā uz skābes vērtību, bāzes gadījuma uz bāzes metala vērtību, P. peem.,

- HCl.....36,468
- H₂SO₄..... $\frac{98,076}{2} = 49,038$
- H₃PO₄..... $\frac{98,064}{3} = 32,688$
- NaOH.....40,008
- Ca(OH)₂..... $\frac{74,086}{2} = 37,043$

Šķīdumi, kuru veens litrs satur attiecīgās veelas (skābes, bāzes, sāļi) veenu gramm-ekvivalentu, teek saukti par normaleem šķīdumeem.

Še beeži teek leetoti sekoši apzīmejumi:

$\frac{1}{I} N$ (normals šķīdums), $\frac{2}{I} N$ (I litr. šķīduma satur 2g.-ekviv.veelas), $\frac{0,5}{I} N$ u.t.t.

Neitralizacija tādos gadījumos ir panākama caur veenadu tilpumu veenadi normalu skābes un bāzes- šķīdumu saleesānu.

79. Elektrolītiskā disociācija.

Skābju un bāžu ūdenaino šķīdumu savādās īpašības izskaidrojas caur to, ka šīs veelas, un līdz ar viņām arī sāļi, ja viņas atrodas šķīdinātā stāvoklī, peem. ūdenī, sadalās "jonos" elektriski lādētās daļās. Šo sadalīšanos sauc par "elektrolītisko disociāciju". Tādos gadījumos bāzes, skābes un sāļi, leelākā jeb mazākā mērā, disociē divās elektriski preteji lādētās daļās: "kationos" ar pozitīvo lādiņu (ūdenradis - skābju gadījumā, metāls - bāžu un sāļu gadījumā) un "anionos" - ar negatīvo (metālcīdi, skābju atlikums - sāļu un skābju gadījumā un "hidroksīls" OH - bāžu gadījumā) peem.

| | | | | | |
|------------------|------|---------|-----------------|----|-----------------|
| sālskābe | HCl | disociē | H ⁺ | un | Cl ⁻ |
| Kodīgais nātrijs | NaOH | " | Na ⁺ | " | OH ⁻ |
| Varama sāls | NaCl | " | Na ⁺ | " | Cl ⁻ |

Ir atzīmejami sekošee vēsturiskee fakti, ka pirmee un galvenakee, kas speeda šādu teoriju uzstādīt:

1) Kad tika aprēķinats dažādu sāļu, bāžu un skābju molekularsvars pēc viņu ūdenaino šķīdumu sasaldēšanas jeb vārīšanās temperatūras, tad izrādījās, ka aprēķinatais molekularsvars bij mazaks ka tas, kas būtu jāsaģaida pēc šo veelu molekulu satāva (pēc formulas) Izrādījās arī, ka jo atšķaidītaks šķīdums tika ņemts, jo vairak aprēķinatais molekularsvars tuvojās skaitlim, kas bij noteikti vai nu divi jeb trīs un t. t. reiz mazaks ka vajadzīgais. Reiz molekularsvars ir mazaks ka vajadzīgais, tad sasaldēšanas temperatūras pazeminašana ir leelaka ka vajadzīgā un eevērojot formulu

$$\Delta t = r \frac{a}{M}$$

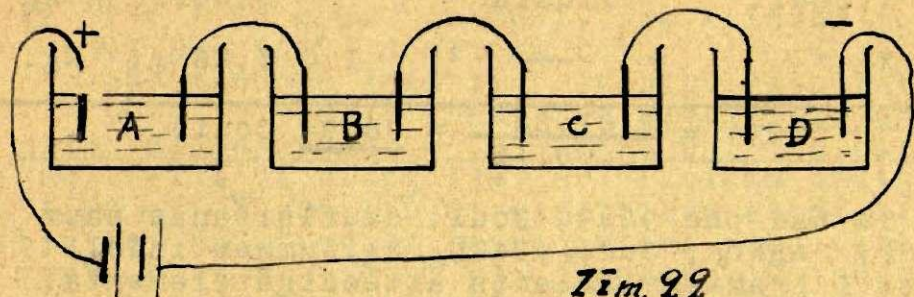
jāslēdz, ka šķīduma molekularā koncentrācija

$\frac{a}{M}$ ir leelaka ka domata, t.i. šķīdumā atrodas vairak daļiņu. Zveedru fiziko-kimikis S. v a n t e A r r h e n i u s peenēma, ka tādos gadījumos šķīdinātā veela ir sadalījušees seviskāš sastāvdaļēs - jonos: pee stipras atšķaidīšanas visas šķīdinātās veelas, peem, HCl, molekulas ir disociējušas 2 jonos; jonu kopskaits tad ir divi reiz leelaks, ka molekulu kopskaits, sasaldēšanas temp. pazeminašana top tad divi reiz leelaka un molekularsvars divi reiz mazaks, ka jau redzejam.

Ar to S. A r r h e n i u s ^{radijs} bijvelektrolītiskās disociācijas teoriju.

2). Jonu dabas noskaidrošanai turpmak palīdzēja sekošiekperimentēli fakti:

Veelas, kas vada elektrisko strāvu teek sadalītas divās grupās: pirmās klases vadītājos - tādi kas nesadalās peetam (metali) un otrās klases vadītājos jeb "elektrolītos"; kas peet tam sadalās. Peet elektrolīteem peeder bāžu, skābju un sāļu ūdenīneē šķīdumi, ta tad tās veelas, kas šādos šķīdumos rada pārak mazu molekularsvaru.



Zīm. 22.

Eedomasimees, ka traukā A (zīm.22) atrodas sālskābes šķīdums, traukā B kādas sudraba sāls (peet $AgNO_3$), C - vāpa sāls ($CuSO_4$) D - dzelzs sāls ($FeCl_2$) šķīdums, un caur viņeem teek laista cauri elektriskā strāva ta, kā redzams zīmejumā. Peet - pola (katods) izdali-sees tad ūdenīradis, resp. metali, peet + pola (anods) - atlikums, peekam 1 ampers sekundē, t.i. veens Coulomb's, izdala peet atteecīgām elektrodām 0,3674 mg. chlora;

0,01044 mg. H; 1,1181 mg. Ag, 0,3281 mg. Cu

0,1931 mg. Fe un t.t. Divi, trīs un t.t.

Coulomb'i izdala divi, trīs un t.t. reiz vairak veelas.

Peet vestee skaitļi rāda, ka izdali-tee veelas daudzumi atteecās ka šo veelu ekvi-valentee svāri, jo ja dalīsim dabutos daudzumus uz ekvivalenteem svāreem, tad dabusim veenadus skaitļus:

| | | | | | |
|----|---------|---|--------|---|--------|
| Cl | 0,3674 | : | 35,46 | = | 0,0104 |
| H | 0,01044 | : | 1,008 | = | 0,0104 |
| Ag | 1,1181 | : | 107,88 | = | 0,0104 |
| Cu | 0,3281 | : | 31,78 | = | 0,0103 |
| Fe | 0,1931 | : | 18,61 | = | 0,0104 |

Šīto eevērojamo faktu atrada M., F. a - r a d a y's un izsacīja ka likumu.

Pee elektrodām izdalīies veelas daudzums ir proporcionāls caurīgājušam elektrības daudzumam un joru ekvivalentam svaram.

Aprēķinasim cik Coulomb'u elektrības ir vajadzīgs, lai no elektrolīta pee elektroda izdalīt kāda elementa veenu gram-ekvivalentu:

| | | |
|---------|--------|-----------------|
| I Coul. | izdala | 0,00118 g. Ag |
| X " | — | I 0 7,88 g. Ag. |

$$X = \frac{107,88}{0,00118} = \underline{96494} \text{ Coul.}$$

Ta tad pee 96494 Coul. caurlaišanas caur HCl, AgNO₃, CuSO₄, FeCl₂ šķīdumeem izdalīies I gram-ekvivalents attiecīgā elementā.

Elektrības caurešanu caur elektrolītu ir jāstāda sev preekstātā, ka tiklīdz tiek eeslēgta strāva tad šķīdumā pastāvošee kationi ceļo pee negatīvā pola un te atdod pozitīvo lādīņu, bet anioni- pee pozitīvā pola un atdod viņam savu negatīvo lādīņu, peekam katrs gram-ekvivalents pārnes 96494 Coul. pozitīvās resp. negatīvas elektrības.

No pēdeajā apstākļa ir jātaisa sekošais svarīgais slēdzeens.

I - 2 - 3 - vērtīgo veelu gram-atomi nesīs caur elektrolītu I x 96494, 2 x 96494,

3 x 96494 Coul. elektrības, jo atomsvars = valence x ekvival. svars.

| | | | |
|------------------|----|-------------|-------------|
| I g-atoms | H | (1,008g.) - | 96494 Coul. |
| I " | Cl | (35,46g.) - | 96494 " |
| I " divvērtīgā | Cu | (63,57g) - | 2x96494 " |
| I " trīsvērtīgās | Fe | (55,84g) - | 3x96494 " |

u. t. t.

pēc visa šītā ir iespējams aprēķinat cik leels elektrības lādīņš ir saistīts ar katru atsevišķu vēehvērtīgu, divvērtīgu, trīsvērtīgu u. t. t. joru.

Ir zinams, ka veenā gram-molekulā, piem., 2,016g. H atrodas $60,9 \times 10^{23}$ molekulas.

Tā ka ūdeņrada molekula sastāv no 2 atomeem, tad 1,008 gramos ūdeņrada tik pat daudz - $60,9 \times 10^{22}$ atomu.

$60,9 \times 10^{22}$ atomeem H ir koplādiņš 96494 Coul. ta tad veenam atomam

$$\frac{96494}{60,9 \times 10^{22}} = 1,58 \times 10^{-19} \text{ Coul.}$$

Šis lādiņš ir veenam veenvērtīga elementa atsevišķām jonam. Pee divvērtīga šis lādiņš ir $2 \times 1,58 \times 10^{-19}$ Coul., pee trīsvērtīga $3 \times 1,58 \times 10^{-19}$ Coul. un t.t.

Mēs dabunam ārkārtīgi svarīgu rezultātu: Mums ir pamats runāt par elektrības enerģijas atomeem (uz ko H. von Helmholtz's jau 1881. gadā aizrādīja) ar noteiktu lādiņu $1,58 \times 10^{-19}$ Coul. Šādi elektrības atomi tika izoleti brīvā veidā katodu stari, radioaktīvo veelu β stari); viņi nes negatīvo lādiņu un teek saukti par "elektroneem".

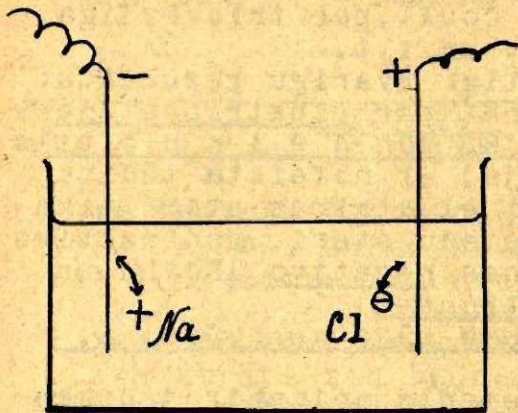
Pēc visa šitā mums kāda veenvērtīga,

divvērtīga un t.t. elementa anions ir jauzskata ka šo elementu atomu saveenojums ar veenu, diveem u.t.t. elektroneem.

Bet ka sev stādīt preekšā pozitīvos Kationus? Ari pee viņeem ir atrodama augšminētā lādiņu skaitliskā atteeciba, bet elektrības atoms ar pozitīvo lādiņu $1,58 \times 10^{-19}$ Coul. nav atrasts:

Pēc Rutherforda un Bonra teorijas ikkatrs veelas atoms ir zinamā ziņā uzskatams ka maža planētu sistema, kurā centrā atrodas elektriski pozitīvā daļa - "kodols" - ar noteiktu elektriskā lādiņa leelumu, apkuru riņķos jeb elipsēs cirkulē leelā ātrumā (1000 - 2000 kilometri sekundē) noteikts daudzums negatīvo elektronu. Neitralā atoma elektronu skaits, kas riņķo ap kodolu, ir tik leels, ka viņu koplādiņš ($n \times 1,58 \times 10^{-19}$ Coul.) līdzinas kodola lādiņam. Dažādu veelu atomi spēj uzņemt veenu, divi u.t.t. leekus elektronus un ta rodas veenvērtīgie, divvērtīgie u.t.t. anioni, citos gadījumos veelas atomi var zaudēt veenu, divi u.t.t. elektronus un ta rodas atomi ar pozitīvo lādiņu $1 \times 1,58 \times 10^{-19}$, $2 \times 1,58 \times 10^{-19}$ Coul. t.i. - veenvērtīgie jeb divvērtīgie un t.t. pozitīvie kationi. Ir saprotams ka veena un ta paša elementa elektriski lādeteem atomeem - kationeem jeb anioneem - nav jābūt.

tādas pat īpašības, ka neitrāleem atomeem, tādēļ arī, piem., NaCl ūdenaina šķīdumā, kurā NaCl disociē Na^+ un Cl^- mes neatrodam ne ar ūdeni intensīvi reaģējošo elementāro nātriju, ne dzeltenī-zaļo, asi ožošo gāzi chloru. Šīs elementāras veelas gan parādas chlornātrija šķīduma gadījumos, ja kations Na^+ un anions Cl^- zaudē savu lādiņu. Tas notiek pēc elektrolīzes. Ja ievietosim traukā (zīm. 23), kurā atrodas NaCl ūdenains šķīdums divus elektrodus un saveenosim tos ar akkumulatoreem, tad



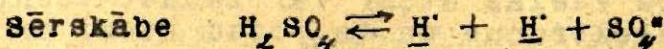
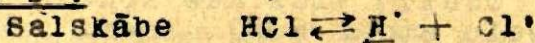
Zīm. 23.

šķīduma negatīvie Cl^- "ceļos" pēc pozitīva elektroda, pozitīvie Na^+ pēc negatīva elektroda. Pēc elektrolīzes pretejie lādiņi neitralizēsees, pēc ka pēc pozitīva elektroda parādisees elementārais chlorš, kurs ka tāds šķīdis ūdenī, bet pēc negatīva - elementārais nātrija. Pedejs, ka zinams, pēc veenkāršās temperatūras intensīvi reaģē ar

ūdeni. $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$, kadēļ tad arī pēc negatīva pola izdalisees reakcijas produkti: elementārais ūdeņradis pūslisoss un kodīgais nātrijs, kurs būdams šķīdinatā stāvoklī, dos šķīdumam negatīvā elektroda tuvumā bazisko reakciju. Viss tas praktikā arī ir konstatējams.

Apzīmejojot pēc vispārīgi pieņemta parēmeena pozitīvos lādiņus ar punktu (·), negatīvos ar komatu (') na labi augšā pēc simbola, mēs dabunam sekosus jonu līdzinajumus preekš skābēm, bāzēm un sālim, ka to mēginajumi spēež slēgt:

S K ā b e s :

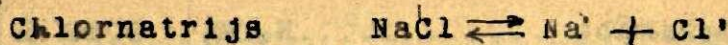


B a z e s :

Nātrija hidroksids



Sālis:



Elektrolītiskā disociācija izskaidro dažādu skābju un dažādu bāžu veenādas karakteristiskās īpašības, jo ka ir redzams, tad dažādām skābēm šķīdumā ir kopīgs ūdenrada ions

H⁺ un dažādām bāzēm ir kopīgs "hidroksila" (OH⁻) ions OH⁻, kuri ir skābju un bāžu karakteristisko īpašību veenīgais eemēsls.

Atkarībā no hidroksila ionu skaita, kuru

spēj dot bāzes molekula, izšķir veen=div=u.t.t. vērtīgas bāzes. Tapat ari izšķir skābes vērtību - pēc eespējameem H-joņeem.

Disociejošo veelu, - ta sauc, "elektrolītu" disociācija nav veenmēr pilnīga. Disociācijas pilnīgumu noteic, ta sauc, "disociācijas grāds" kas izsaka, kāda daļa no visām šķīdumā esošām molekulām ir disociejušas jonos. Parasti disociācijas grādu izsaka procentos. Atkarībā no skābes, bāzes un sālis dabas disociācijas rāds ir dažāds veenadi normalos šķīdumos:

Dissociācijas grāda tabele.

| Ieaveenojums | Dissociācijas grāds procentos | |
|---|-------------------------------|-------------------|
| | 0, Inormalā šķīdumā | 2 normalā šķīdumā |
| <u>Skābes.</u> | | |
| Rodanūdenrādskahe. HCNS | 93 % | |
| Sālskābe..... HCl | 90 % | 66 % |
| Sērskābe..... H ₂ SO ₄ | 60 % | 50 % |
| Slāpekyskābe.... HNO ₃ | 90 % | 68 % |
| Sērpaskahe..... H ₂ SO ₃ | 20 % | -- |
| Fosforskābe..... H ₃ PO ₄ | 13 % | -- |
| Etikyskābe.... CH ₃ COOH | 1,3 % | 0,2 % |

| | | | |
|---|-----------|--------|-------|
| Ogļskābe | H_2CO_3 | 0,12 ₣ | -- |
| Sērūdeņradskābe..... | H_2S | 0,05 ₣ | -- |
| Bāzes: | | | |
| KOH, NaOH..... | | 86 ₣ | 63 ₣ |
| Ba(OH) ₂ | | 75 ₣ | -- |
| NH ₄ OH..... | | 1,5 ₣ | 0,2 ₣ |
| Sāļis: | | | |
| KNO ₃ | | 86 ₣ | |
| Ba(NO ₃) ₂ | | 72 ₣ | |
| K ₂ SO ₄ | | 72 ₣ | |

Disociācijas grāds notiek skābes un bāzes "stiprumu". Jo vairāk jonu H^+ resp. OH^- šķīduma tilpuma veenībā, jo stiprāka skābe, resp. bāze. Dažādu skābju (jeb bāžu) veenads stiprums izskaidrojams caur veenādu daudzumu jonu H^+ (jeb OH^-). Piem., ja apleesim cinka gabaliņus ar koncentrētu H_2SO_4 reakcija tikpat kā nebūs novērojama, bet ja leetosim H_2SO_4 ar ūdeni atšķaidītu, tad reakcija ees intensīvi un izdalīsies ūdeņradis. Atšķaidīta H_2SO_4 tā tad ir šinī gadījumā stiprāka par koncentrētu skābi, jo viņa, ka to zemāk redzesim, ir vairāk disociējusi jonos un no teem šī reakcija atkarajas.

Atkarībā no disociācijas grāda, skābes un bāzes tiek eedalītas stiprās (HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , KOH , $NaOH$, $Ba(OH)_2$) videjās (fosforskābe, etiķskābe, amoniaks) un vājās (ogļskābe, alumīnija hidroksīds $Al(OH)_3$ u.c.). Sāļis vispār disociē labi. No peevestā piemēra mēs redzejam, ka sērskābi caur atšķaidīšanu var pataisit "stiprāku" zināmā ziņā. Ta ir vispārīga parādība:

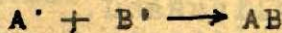
Veena un ta pati disociācijas spējiga veela koncentrētos šķīdumos ir mazāk disociējusi, ka atšķaidītos. Caur šķīduma koncentrēšanu jeb atšķaidīšanu ir iespējams disociācijas grādu pamazināt resp. palielināt.

80. Elektrolīziskās disociācijas līdzsvars.

Elektrolītiskā disociācija tā tad ir ap-
griezēnisk process (tādēļ, līdzinājumos leeto
bultiņas \rightleftharpoons); pēe atšķaidīšanas viņi eēt di-
sociācijas virzeenā



pēe šķīduma koncentrēšanas eēt preteajā virzee
nā



Noteikts stāvoklis, pastāvīgs pēe pastāvi-
geem nosacījumeem ir līdzsvara stāvoklis.
Viņu karakterizē konstanta

$$K = \frac{[A'] \cdot [B']}{[A B]}$$

Pēdeajā formula starp citu rāda, ka ja līdz-
svara sistemā, kurā atrodas līdzsvarā ionī
A' un B' ar nedissociētu daļu AB, eevest
kādu citu veelu, kura dod ionus A' (jeb B')^{*)}
tad - ta ka konstanta nedrīkst mainītees - A'
(jeb B') pārakums saveenosees un pārees ne-
dissociētā stāvoklī - AB. Caur tādu skaititāja
mazinašanos un sauceja pēeaugšanu K paturēs
savu eepreekšejo vērtību. Bet AB koncentra-
cija tikai tad var pēeaugt, ja šķīdums nav
peesātinats. Peesātinatā šķīdumā turpretī pēe
AB koncentrācijas pēeaugšanas izdalīsees
veela AB ka tāda. Ta ka pēdeajā gadījumā AB
koncentrācija paleek tāda pat, bet ionu A'
un B' koncentrācija mazinas, tad eevērojot to
ka

veelas šķīstamība = $\left\{ \begin{array}{l} \text{nedissociētās} \\ \text{daļas} \\ \text{(koncentrācija)} \end{array} \right\} + \left\{ \begin{array}{l} \text{dissociētās} \\ \text{daļas} \\ \text{(koncentrācija)} \end{array} \right\}$

ir slēdzams

ka kādas dissociējošas veelas šķīs-

tamība teek mazinata, ja atteecīgā šķīdinatā

atrodas kāds ar veenu no šķīdinatās veelas

ionēem kopīgs ions.

Eevērojot tālak to, ka peesātinatos šķī-
dumos koncentrācija [AB] nevar pēe noteiktas
pastāvīgas temperatūras pārkāpt zinamu robež-
vērtību, varam rakstīt

$$\frac{[K] \times [B']}{[A]} = K [A \cdot B] = \text{const.}$$

*) p. pēem veelu AC, kura dissociē ionos
A' un C' jeb DB, kura dissociē ionos
D' un B'

$[A] \times [B]$ ir sevišķs maksimāls jonu koncentrācijas vairojums, pee kura pārkāpšanas izdalās šķīdināta veela ka tāda (kristalizējas). Šis vairojums ir ta sauc. "šķīstamības vairojums"

P. peem, 1) Ja pee chlornatrija šķīduma peelesim koncentretu sālskābi, tad izkritīs chlornatrija kristali, jo šķīstamības vairojuma $[Na] \times [Cl]$ robeža teek pārkāpta caur Cl^- koncentrācijas paleelināšanu.

2) Ja pee peesātināta B e r t n o l let sāls šķīduma ($KClO_3$) peeleet kalija chlōrida šķīdumu (KCl) tad izkrit $KClO_3$ gulsnes. Šinī gadījumā teek K^+ koncentrācija paleelināta šķīstamības vairojumā: $[K] \times [ClO_3]$

81. Ionu līdzinājumi. Reakcijas, kuras norisinās šķīdumos, var beeži uzskatīt ka reakcijas starp atteecīgām joneem.
P. peem, 1) Skābes ūdeņrada aizveetnošana no metaleem:



H_2SO_4 šķīdums ir dissociets $2 H^+$ un SO_4^{2-}
 $ZnSO_4$ " " " Zn^{2+} un SO_4^{2-}

tadēļ

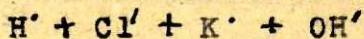


nostrīpojot abas puses SO_4^{2-} dabunam:



tas rāda, ka ja dažādas blakus reakcijas ir izslēgtas, tad reakciju starp Zn un skābi noteic veenīgi skābes ūdeņrada ions, kurš savu pozitīvo lādiņu atdod cinkam (šis tādā ceļā pārvēršas kationā) un pats pārvēršas elementārā ūdeņradī. Skābes anions tikai noteic H^+ koncentrāciju un atteecīgās sālis dissociācijas līdzsvaru.

2) Neutralizācija: P. peem. $HCl + KOH = KCl + H_2O$; HCl un KOH šķīdumā atrodas ionī:

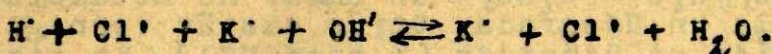


Šinī sistemā līdzsvars nevar pastāvet, jo ūdens ir ļoti mazā mērā dissociets ionos H^+ un OH^- (10 miljonos litros ūdens atrodas

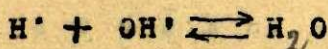
dissociētā stāvoklī tikai 1 mols ūdens, t. t. 10 miljonus kilogrammos - 18,016g.), bet ta ka HCl ka stipra skābe, un KOH, ka stipra bāze, dod daudz ionus H^+ un OH^- vairāk, ka to pa- ger ļoti mazā ūdens dissociācijas konstanta

$$K = \frac{[H^+] \times [OH^-]}{[H_2O]} = 0,63 \times 10^{-14} \text{ (pie } 16^\circ \text{ Cels)}$$

tad praktiski gandrīz visi ionī H^+ saveeno- sees par ūdeni:



Nostrīpojot abām pusēm kopīgus K^+ un Cl^- , dabusim:



Neitralizācija ta tad pastāv eekš skābes ūdenrāda iona saveenošanās ar bāzes hidroksila ionu (praktiski) nedissociētā ūdenī. Peetam H^+ ionus dod skābe un OH^- ionus dod bāze.

Sito slēdzeenu ari pāstiprina citadi nesaprotamā parādība, ka siltums, kas izdalās, kad stiprā skābe neitralizejās ar stipru bāzi un rodas stipri dissociēta sāls un nedissoci- ets ūdens - līdzinas veenmēr apmēram 13700 cal. un neatkarajas no skābes aniona un bāzes kati- ona. P. peem.

| | | | | |
|------|----|---------------------|-----|------------|
| NaOH | ar | HCl | dod | 13700 cal. |
| " | " | HJ | " | 13800 " |
| " | " | HNO ₃ | " | 13700 " |
| " | " | HJO ₃ | " | 13810 " |
| HCl | " | LiOH | " | 13700 " |
| " | " | NaOH | " | 13700 " |
| " | " | Ba(OH) ₂ | " | 13800 " |
| " | " | Ca(OH) ₂ | " | 13900 " |

Visos šajos gadījumos reakcija pastāv eekš ūdens ionu saveenošanas par ūdeni, un 13700 cal. ir šīs reakcijas siltuma efekts



Citads siltuma efekts parādas tikai gadījumos, kad leetojam videjās jeb vājās skābes un bāzes, kuras ta tad ir maz dissocietas. Tad šādas skābes vaj bāzes dissociācija pa neitralizācijas laiku ir saistīta ar savu siltuma efektu, kurš var būt ka pozitīvs, ta negatīvs un sumejas ar 13700 cal.

82. Sēra skābes. Skābes var vispārīgi būt divejādas: skābekļa skābes un ūdeņrada skābes. Pirmās ir uzskatamas ka radušās caur metaloīda skābekļa saveenošanos ar ūdeni (p. peem. $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$) un sastāv no metaloīda, skābekļa un ūdeņrada. Otrās sastāv veenīgi no metaloīda un ūdeņrada (p. peem. HCl). Ka pirmās ta otras dod ūdenainos šķīdumos jonus H^+ .

sēra s k ā b e k ļ a s k ā b e s ir sekošas:

| | | | |
|---------------------|-------------|-------------|----------------|
| | H_2SO_4 | - | sērskābe |
| | H_2SO_3 | - | sēra paskābe |
| | $H_2S_2O_3$ | - | Tiosērskābe |
| | $H_2S_2O_4$ | - | Hidrosērskābe |
| | $H_2S_2O_5$ | - | Pirosērskābe |
| Polition= skābes | $H_2S_2O_6$ | - | Ditionskābe |
| | $H_2S_3O_6$ | - | Tritionskābe |
| | $H_2S_4O_6$ | - | Tetrationskābe |
| | $H_2S_5O_6$ | - | Pentationskābe |
| | | $H_2S_2O_7$ | - |
| | $H_2S_2O_8$ | - | Sērpārskābe |

sēra ūdeņrada s k ā b e s. Galvenā no viņām: H_2S - sērūdeņradis.

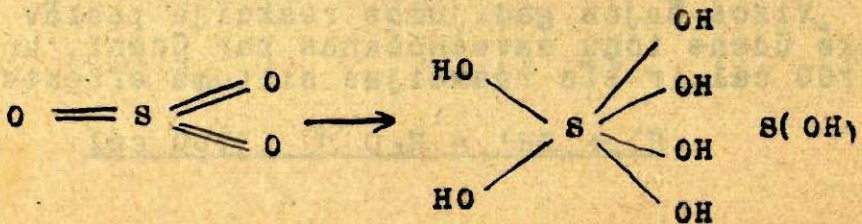
sēra s k ā b e H_2SO_4

83. Īpašības. Tīra sērskābe, dabuta caur sērskābes šķīduma saldešanu, ir ceeta veela ar kušanas temperatūru $+10,5^\circ$. Pee 30° viņa dissociē. Pārdošanā ir šķīdra sērskābe, kuras sastāv ir 98,3 procenti H_2SO_4 un 1,7 procenti ūdens. Šis ir stigrs, bezkrāsains, smags (spec. svars = 1,84) šķīdums, kurš vārās pee 338° , pee kam sadalās: $H_2SO_4 = H_2O + SO_3$

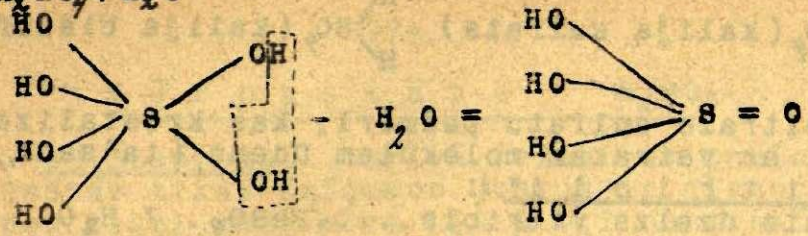
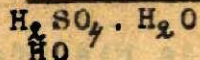
sērskābe dod dažādus hidratus:

I) Dihidrāts $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$ (kušanas temp. $+79^\circ$).

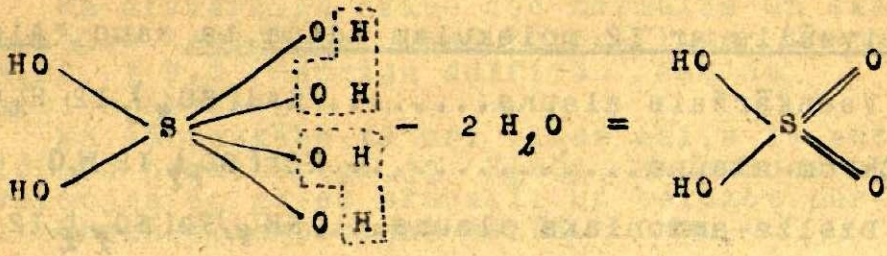
Šis hidrāts ir atvāsināms no SO_3 šādi:



2) Monohidrāts. (kusanas temp. = -38,9°)



Ja eedomasimees atņemtus divi H_2O no $S(OH)_6$ dabunam H_2SO_4 .



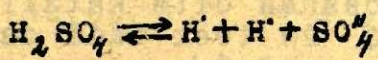
Sērskābe intensīvi saveenojas ar ūdeni, pee kam top brīvs leels siltuma daudzums.

1 mols $H_2SO_4 + 1600$ moli $H_2O = H_2SO_4 \text{ aq} + 17850 \text{ cal}$. Tādēļ, pee sērskābes samaišīšanās ar ūdeni jālej sērskābi (ka specifiski smagako) lēnam ūdenī un ne otrādi, lai izvairītos no vārišanās pee šķīduma virsmas.

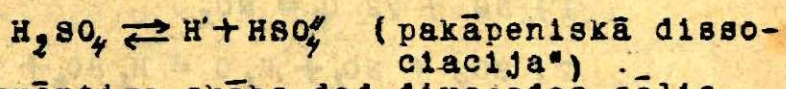
Sērskābes leelā teeksme pret ūdeni teek leetota preekš ar sērskābi nereagejošo gāzu sausinašanas, laižot šīs gāzes caur seviškā traukā esošo sērskābi. Organiskas veelas, kas satur H un O teek "saogļotas" no sērskābes. P.peem., cukurs:



Līdzīgā kārtā teek saogļots papīrs un koks no H_2SO_4 . Sērskābe ir stipra skābe (viņas dissociācijas grāds 0,1 norm. šķīdumā ir 60%). Dissociācija notiek 0,001 normaļā šķīdumā:

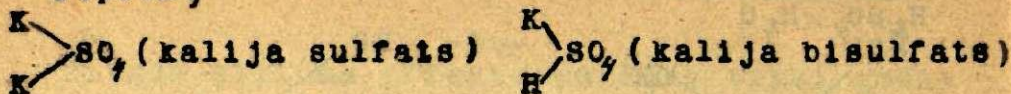


koncentretos šķīdumos:

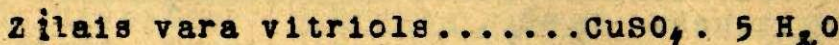
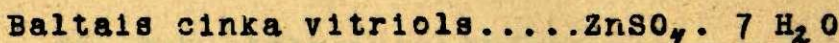
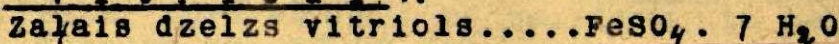


Ka divvērtīga skābe dod divejadas sālis ("sulfatus") normalas un skābas. Pirmās teek sauktas par sulfateem un otrās - bisulfateem.

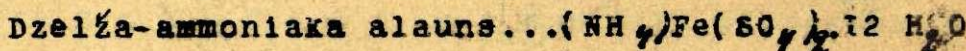
P. peem,



Neitrālo sulfātu peemēri, kas kristalizējas bieži ar vairākām molekulām ūdens (ta sauc, "vitrioli"):



Divsālis ar 12 molekulām ūdena, ta sauc, "Alauni"



Atšķaidīta sērskābe (disociēta) reagē ar metāleem ka Zn, Fe šādi:



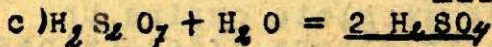
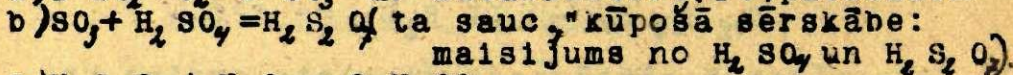
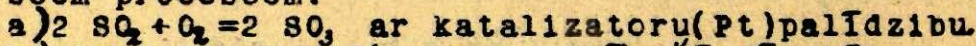
H_2 "in statu nascendi" var reducēt H_2SO_4 , kura nē stīprs oksidētājs:



84. Sērskābes tehniskā pagatavošana.

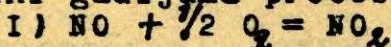
Sērskābei ir leela nozīme teknikā. Viņa tiek leetota preek HCl un HNO₃ pagatavošanas u. c. Ikgadus sērskābes kopproducešana ir vērtējama uz apm. 5 miljoneem tonnu. Pagatavošana notiek pēc veenas no sekošām metodām:

1) Kontakta metoda. Pamatojas uz sekošiem procesiem:



2) Svina kameru metoda. Atšķiras no eepreekšējās metodes caur to, ka 1) tiek leetots preek SO_2 un O saveenošanas cits katalizators - slāpekļa oksīds NO 2) tiek tādā ceļā dabuta atšķaidīta skābe (apm. 78%)

Sinī gadījumā procesu pamat princips ir:



Atpakaļ dabutais NO var atkal izpildīt katalizatora lomu. Praktiskā process ir daudz komplicētaks.

S ē r p a s k ā b e H_2SO_3

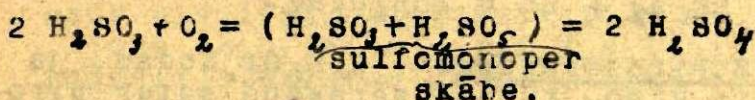
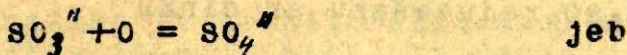
85. Īpašības. Brīvā veidā nav pazīstama pastāv tikai šķīdumos, kurus ir dissociēti jonus tikai mazā mērā ($20 \frac{1}{2}$ O, I norm. šķīdumā) galvenā kārtā pēc sekoša līdzinājuma:



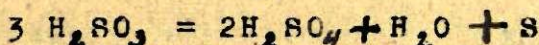
Ka divvērtīga skābe dod normalas un skābas sāļus "sulfītus, resp. "bisulfītus" peem.

$Na_2SO_3 \cdot 7 H_2O$ (natrija sulfīts) $NaHSO_3$ (natrija bisulfīts).

Ka sērskābe tā arī viņas sāļus ir pat šķīdumos nepastāvīgi, jo H_2SO_3 , ka reducētais, saveenojas ar gaisa skābekli un beidzot pārēet sērskābē, resp. viņas sāļus



Ari noslēgtā telpā pēc paaugstinātas temperatūras H_2SO_3 sadalās:



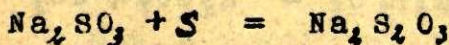
caur redukciju izskaidrojas arī reakcija ar chloru, bromu un jodu. Peem.,

$H_2SO_3 + H_2O + J_2 = H_2SO_4 + 2 HJ$
brūnais joda šķīdums top bezkrāsains sērskābes šķīdumā.

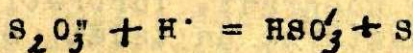
H_2SO_3 tiek lietota balināšanai jo viņa un sevišķi bisulfīti saveenojas ar dabīgām krāsveelam un tā dod bezkrāsainus saveenojumus.

86. Tiosērskābe. $H_2S_2O_3$

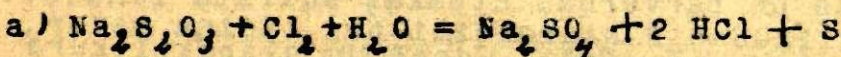
Pazīstama veenīgi viņas sāļus - tiosulfātos, no kurām galvenā ir $Na_2S_2O_3 \cdot 5 H_2O$, pagatavojama caur sēra šķīdināšanu natrija sulfīta šķīdumā

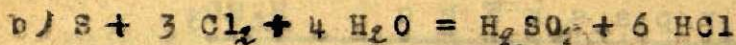


Ja paskābināt $Na_2S_2O_3$ šķīdumu, tad neparādas vis $H_2S_2O_3$, bet H_2SO_3 un sērs: $Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + (H_2S_2O_3) = H_2SO_3 + S$ jeb jonus

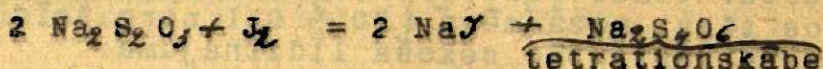
$$2Na^+ + S_2O_3^{2-} + 2H^+ + SO_3^{2-} = 2Na^+ + SO_3^{2-} + H^+ + HSO_3^- + S$$


Chlors, broms, jods oksidē tiosulfātos. Chlors un broms reagē šādi:





Iods ka vājaks oksidetajs reagē citādi:



Tiosulfāti veegļi šķīdina sudraba bromīdu (AgBr), kadēy viņi tiek leetoti fotografijā ka "fiksešanas sālis" ("fiksešanasnātrijs").

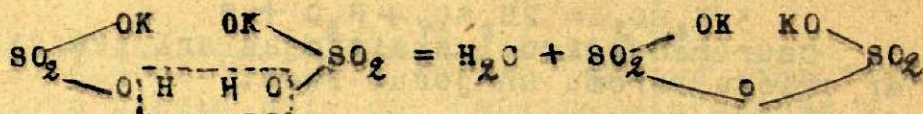
87. Hidrosērskābe. $H_2S_2O_4$. Pazīstama veenīgi sālis ("hidrosulfiti"). Galvenā sāls ir $Na_2S_2O_4$. Hidrosulfiti ir stipri reducetāji:



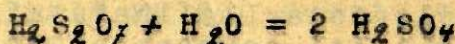
Hidrosulfiti (ka cinka sāls) ir pagatavojāmi caur H_2SO_3 reducešanu ar cinku



88. Pirosērskābe. $H_2S_2O_5$. Rodas, ja SO_3 eevadit H_2SO_4 . Kūposā sērskābē satur pirosērskābi. Sālis ("pirosulfāti") ir dabunamas caur bisulfātu karsešanu pee 300°



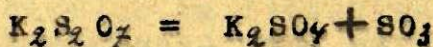
Pirosērskābe ir ceeta veela (kušanas temp. = 35°). Ūdenī viņa pāreet sērskābē:



Tapat ari pirosulfāti pāreet ūdenaince šķīdumos bisulfātos:



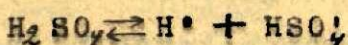
pee sarkankvēles karstuma pirosulfāti izdala SO_3



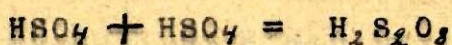
89. Sērpārskābe $H_2S_2O_7$. Ja laist elektrisku strāvu caur atšķaiditu sērskābes šķīdumu, kurā atrodas ioni H^+ un SO_4 , tad ioni H^+ eet pee negativā elektroda, ioni SO_4 pee pozitīvā. H^+ zaudē savu lādiņu te, un pārvēršas elementarā ūdenradī. Turpretī SO_4 bez lādiņa nevar pastāvet un tadēy SO_4 , tiklīdz zaudējis savu lādiņu, reagē ar ūdens dissociācijas produktu OH^- ($H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$): no diveem hidroksila ioneem SO_4 atņem divus negativus lādiņus un pārvēršas atpakaļ sulfāta ionā, bet pārpalikušee 2 hidroksili bez lādiņa nevar pastāvet un pārvēršas ūdenī un skābeklī, kurš tad izdalās pee pozitīvā elektroda.



Turpreti ja laidisim strāvu caur 50 % sērskābes šķīdumu, kurā disociācija notiek veenīgi pēc formulas



tad pēc pozitīvā elektroda celo^o HSO₄' ioni, kuri pēc lādina neitralizēšanas saveeņojas savā starpā un dod sērpārskābes molekulu.



Sērpārskābe ir veenīgi šķīdumos pazīstama Viņas sālis ("Persulfāti") ir pagatavojami caur bisulfātu elektrolīzi

Jons S₂O₈ ir oksidētājs, p. peem., lodkalija šķīdumā (K'+J') viņš izdala elementāro lodu.



No jonu mācības redzētāvokla pēc kādas veelas oksidēšanas notiek viņas negatīvā lādina (!) mazinašanās jeb pozitīvā lādina paaugšana. Peevestā līdzinajumā J' zaudē negatīvo lādīņu un pāriet elementārā jodā J. Pee redukcijas mēs vēlāk redzesim pretejo (91).

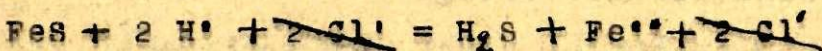
S ē r ū d e n r a d i s H₂S

90. Pagatavošana un rašanās.

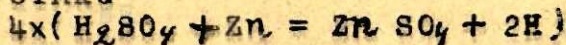
Laboratorijās teek pagatavots caur sērmetalu (FeS, retak Na₂S.9 H₂O) sadalīšanu ar atšķaidītu sāl-, jeb sērskābi



jeb pēc jonu līdzinajuma

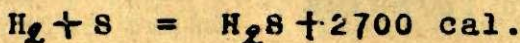


Citādi H₂S rodas p. peem. pēc koncentrētas sērskābes reducešanas ar ūdenrādi "in atātatu nascendi" eedarbojotees uz KONCENTR H₂SO₄ ar cinku



Dabā rodas pēe organisku sērsaturošu veelu pušanas.

91. Īpašības. Gāze, bez krāsas, giftīga, ar nepatīkamu smaku (sapuvušas olas ož pēc H_2S , jo izdala to), Veena tilpuma daļa ūdens šķīdina pēe 10° 3,6 tilpumus H_2S .
1) Ta ka 1 mols H_2S rodas ar tikai 2700cal. atdošanu,



tad laižot H_2S caur sakarsetu cauruli, to var sadalīt sastāvdaļās: sērs kondensejas caurules aukstās daļās un ūdenradis aizeet .

2) H_2S var tikt aizdedzinats . Maz gaisā degšana eet pēe formulas:



Daudz gaisā:

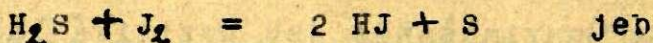


3) H_2S ir reducetajs. Veegli atdod savu ūdenradi:

Ar SO_2 izdala sēru ūdens klātbutnē



Jods teek pārvērsts jodūdenradī; broms-brom-ūdenradī, chlors -chlorūdenradī.



jonos:



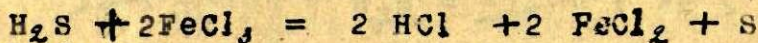
Pēc jonu mācības pēe kādas veelas reducešanas noteek vienas pozitīvā lādina mazinašanās
jeb negatīvā lādina pēeaugšana.

No augšējā līdzinājuma pēe $2H'$ nostrīpošanas dabunam

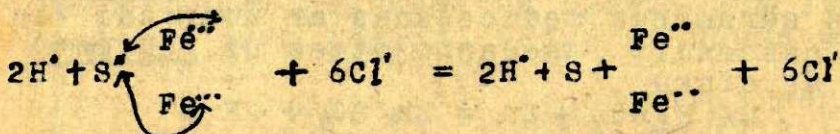


Jods ir reducejees ($J \rightarrow J'$) turpreti sērs pēe agrakā definejuma oksidejees ($S'' \rightarrow S$)

Cits peemērs ir trīsvērtīgas dzelzs kationa reducešana par divvērtīgo



jeb jonos:



pēc veenadu jonu nostrīpošanas



92. Sērūdenradis kā skābe. H_2S ir ļoti vāja skābe. 0,1 norm. šķīdumā tikai 0,05% H_2S ir disociējusi jonos. Disociācija eē galvenā kārtā pēc līdzinājuma:



mērā pēc līdzinājuma:



Sālis - "s u l f i d i" var būt normali un skābi, p. peem. K_2S un KHS . Viņi tikt pagatavoti ja laist H_2S caur atteecīgā metala sālis šķīdumu. P. peem., $H_2S + 2 KOH = K_2S + 2 H_2O$. Pee H_2S pārakuma: $K_2S + H_2S = 2 KHS$ ja pee tādā ceļā dabutā KHS šķīduma peeleet eepreekšejo daudzumu KOH (t.i. 2 KOH) tad:



Citas reakcijas: $CuSO_4 + H_2S = H_2SO_4 + CuS$ (tumši bruņš)
 $CdCl_2 + H_2S = 2 HCl + CdS$ (dzeltens)

Smago metalu sulfideem ir ļoti intensīvas un raksturīgas krāsas. Viņi ir eedalami trīs grupās.

1) sulfidi, kas nešķīst ūdenī un atšķaidītās skābēs (H_2S , PbS , Ag_2S , Bi_2S_3 , CdS , CuS , SnS , SnS_2 , Sb_2S_3 , Sb_2S_5 , As_2S_3 , As_2S_5).

2) sulfidi, kas nešķīst ūdenī, bet šķīst atšķaidītās skābēs (FeS , ZnS , MnS u.c.)

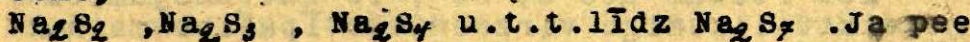
3) sulfidi, kas šķīst ūdenī (sārmmetalumu un sārmzemju metalumu sulfidi)

Šādu sulfidu īpašība teek izleetota analitiskā ķīmijā preekš dažādu metalumu atdalīšanas viņu šķīdumos.

Sērūdenradis ūdenī ir ļoti nepastāvīgs, jo zem gaisa skābekļa eespaida oksidējas un izdala sēru. Zinamos gadījumos H_2S zem gaisa skābekļa eespaida var oksidēties pat līdz H_2SO_4 .

93. Polissulfidi un polisērūdenradis.

Ir pazīstami metal-sērasaveenojumi (polissulfidi), kuru molekulā eēet vairak sēra atomu, peem.,



Šādu polissulfidu šķīdumeem ūdenī peeleet skābi, tad izdalās sērs kolcidā stāvoklī. Turpreti ja otradi leet polissulfida šķīdumu 20 - 25 %

sālskābes šķīduma pārakumā, tad rodas eļļas veidīgs šķīdums, no kura tika izolets hidro-
sulfīds H_2S_2 un hidrotrisulfīds H_2S_3 .
Viņi veegli sadalās H_2S un sērā.

Selens Se un Telurs Te.

94. Selens (atomsvars = 79,2) un telurs (atomsvars = 127,5) ir divi elementi, kureem ar sēru ir līdzīgas valces (maksimālā ir 6) un kuri arī pēc vairākām citām savām īpašībām ir daudz maz līdzīgi, jeb atkarīgi no sēra. -Arī pēc selena ir novērojamas vairākas alotropiskas modifikācijas (peem. peleki -melnais metaliskais selens - pe kura ir raksturīga viņa strāvas vadišanas spējas paaugšana pēc apgaismošanas, - sarkanais selens u.c.) Telurs ir melna veela ar metalisku raksturu.

Pēc selena sadezinašanas skābekļa vietā rodas viņa dioksīds SeO_2 - balti pēc 300° sublimejoši adatveidīgi kristāli. SeO_2 ir skābes anhidrīds, atteecīgā skābe ir H_2SeO_3 (selenpaskābe). Viņa nav reducētājs (kā sēr-
skābe), bet oksidētājs, jo viņa pati veegli
reducējas. Tapat arī SeO_2 stipri oksidētāji oksidē H_2SeO_3 par selenskābi H_2SeO_4 , viņas sālis ir līdzīgas sulfāteem, bet pati ir stipraks oksidētājs, kā sērskābe.

Arī telurs tādos pat nosacījumos, ka Se dod TeO_2 , bet tā ka Te ir vairak metaliska ka Se, tad atteecīgai telurpaskābei H_2TeO_3 ir mazak izsacitas skābju īpašības, ka selenpaskābei; ar stiprām skābēm telurpaskābe pat dod sālis; ta tad telurpaskābe šinī gadījumā
reagē ka bāze, un dioksīds TeO_2 šinī gadījumā
ir bāzisks oksīds.

Stipri oksidētāji oksidē H_2TeO_3 par H_2TeO_4 . Pēdejai jau nav līdzības ar sēr- un selenskābi, jo viņa grūti šķīst ūdenī, un viņai ir vājas skābes īpašības, var tikt dabuta arī $Te(OH)_6$, kura pēc 160° dod TeO_3 , dzeltenu veelu, kurai nav skābes anhidrīda rakstura, jo viņa ir indiferenta pret ūdeni.

Selena un telura saveenojumi ar H ir H_2Se un H_2Te ; abas ir giftīgas gāzes; ar metāleem dod sālis: "selenīdus" un "telurīdus".

Mēs redzam pēc S, Se, Te saveenojumeem noteiktu likumīgu virzeenisku īpašību mainu:
Atomsvars aug no S uz Te

S
at.svars: 32,06.

Se
79,2

Te
127,5

un līdz ar to top noteiktakās metaliskās īpa-
šības, t.i. oksīdu skābes īpašības mazinas,
bāziskās aug.

Ta ir svarīga vispārīga parādība un vēlāk ar to tuvāk iepazīsimees.

Halogeni (Fluors, Chlors, Broms, Jods).

95. Halogeni.

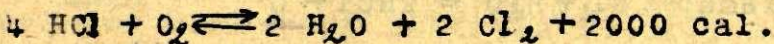
Četri elementi - fluors, chlors, broms, jods - tāpat ka, peem, sērs, selens un telurs tiek apveenoti veenā grupā - halogenu grupā - jo dažas īpašības šiem četreem elementeem ir kopīgas, citas atkal likumīgi mainas noteiktā virzeenā, ar ūdenradi viņi dod stipras skābes (izņemums fluors), ar metaleem - sāļis (Halogeni = sāļraži). Halogenu vērtība pret ūdenradi ir veens. Peeder pee aktivakeem elementeem. Aktivitate krīt ar augošu atomsvaru. Molekula sastāv no diveem atomeem.

96. Chlors. Cl (atomsvars=35,46.)

Uz zemes virsmas chlors atrodas ap 0,15 proc., bet nekur nav brīvā veidā, tikai saveenojumā ar ūdenradi (vulkaniskās gāzēs) un ar metaleem (NaCl, MgCl₂ u.c.)

Pagatavošana. Lai pagatavotu chloru, būtu jāizveest no kāda izplatīta chlora saveenojuma, peem, -sāļskābes HCl. Lai dabutu noši saveenojuma brīvu Cl, ir H jāsaista, peem, ar skābekli, tā ka chlors top brīvs, t.i. HCl ir jāoksidē. Sāļskābi var oksidēt

1) ar gaisa skābekli:

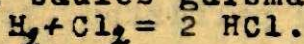


Lai zināt kādos nosacījumos procesu veest, ir jāeevēro, ka pee reakcijas izdalās siltums. Ta tad reakciju jāveed pee neaugstām temperatūram. Bet pee neaugstām temperatūram reakcijas ātrums ir mazs. Tadēļ ir jāleeto katilizetors. Par tādu tiek leetotas porainas veelas, kas ir saslapinātas ar vara chlorīda (Cu Cl₂) šķīdumu. Caur sakarsetu (450°-460°) cauruli, kurā atrodas minētais katalizators, tiek laists cauri sāļskābes maisījums ar gaisu.

Ši ir, ta sauc., "Deacon'a metoda". Ar viņas palīdzību var dabūt tikai atšķaidītu chloru (8 - 10 % Cl) viņa tika agrāk leetota tehnikā.

2) sāļskābi var oksidēt arī ar kādu citu oksidētāju, -ar kādu veelu, kas veegli atdod

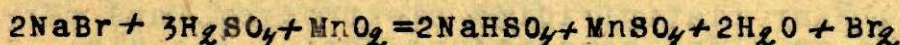
untumsā nesaveenojas; vājā deenas gaismā-
lēni, saules gaismā saveenojas ar eksploziju:



97. Broms. Br. (Atomsvars = 79,92)

Dabā: Daudzās sāļis kā hlora saveenojumu
pavadoņi. Galvenā kārtā bromnātijā jūras ūde-
nī (0,015 %) un Stassfurt'as sāļu slāņos, kā
"bromkarnalīts": MgBr_2 . KBr . $6\text{H}_2\text{O}$.

Pagatavošana: Var izeet no broms sāļis, to
pārvēršot bromūdeņradī un pēdejo oksidejot ar
 MnO_2 .



Īpašības: Sarkanbrūns šķidrums ar asu smaku
giftīgs, vairākas stundas eelpots 10000 kārt-
īgā atskaidījumā izsauc nāvīgu bronhu saēdi-
našanu. Uz ādas izsauc rētas (saēdinašana no-
turama ar petrolēju). Spec.svars = 3,14. Vārās
pē 59°. Zem -7,3° saceetē tumšisarkanos, meta-
liski spīdošos kristalos. Ūdenī šķīst maz (3,1 %))
(bromūdens), vairak alkoholā un eterī. Zem +15°
pastāv hidrats $\text{Br}_2 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Ķīmiskā ziņā līdzīgs
chloram, tikai mazak enerģisks. Ar ūdeņradi sa-
veenojas saulē pē 200°. Uz P, As, Sb eedarbojas
ar leesmu; ar K eksplodē, bet ar Na ne. Broms
ūdens klātbutnē, ir oksidētājs :



98. Jods. (Atomsvars = 126,92)

Dabā: Jūras ūdenī, 0,001 %) Algēs (no kuru
pelneem viņš teek izstrādāts). Čili zālpeterī
kā Na_2O_2 . Ari korāļos.

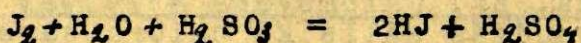
Pagatavošana: 1) No jodnātrija, (MnO_2) un H_2SO_4
2) laižot hlora caur jodnātrija šķīdumu:



Īpašības: Peleki-melni rombiski kristāli
ar metalisku spīdumu un chloram līdzīgu smaku.
Iztvaiko jau pē veenkāršas temperatūras. Kūst
pē 113°; pē 184,4 izdala violetus tvaikus.
Ūdenī šķīst ļoti mazā mērā. Vairak šķīst alko-
holā un KJ šķīdumā (ar brūnu krāsu), chloro
formā un sēroglekli (ar violetu krāsu). - Spec
svars = 4,94.

Ķīmiskā ziņā mazak aktīvs, ka eepreekše-
jee halogēni. Teesi saveenojas ar dzīvsudrabu

pee sarīvešanas ar pēdejo (HgJ_2 un HgJ). Ar ūdenradi joda tvaiks saveenojas ar katalizatora (sakarseta platina) palīdzību. Jods ir vājš oksidetajs:



99. Fluors. F (Atomsvars = 19.0)

No viseem halogēnem fluors ir tas visenerģiskais. Tādēļ arī viņu nevar pagatavot caur viņa ūdenrada saveenojuma oksidēšanu. Neveens oksidetajs to nespēj oksidet. Arī caur fluor-saveenojumu elektrolīzi ūdenainā šķīdumā nav iespējams fluoru dabūt, jo dabutais fluors tūlīt sadala ūdenī, peekam rodas HF un ozonsaturōšs skābeklis. Tikai 1886 gadā M o i s s a n ' s atrada veenigo pagatavošanas metodu: caur skābās sālis KHF_2 šķīduma šķidrā fluor-ūdenradī elektrolīzi pee -23° U-veidīgā vara caurulē ar platiniridija elektrodeem. Varš pārvelkas ar plānu saveenojuma kārtu, kas aizsargā viņu no fluora tālako eedarbošanās.

Īpašības: gaiši dzelten-zaļa gāze ar asu smaku. Pee - 187° šķidrinas. Ķīmiskā ziņā visenerģiskākais elements, jo saveenojas:

1) ar viseem metaleem pee istabas temperatūras (ar zeltu, paladiju, iridiju un platinu pee sarkankvēlas).

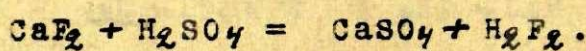
2) ar viseem metaloideem, izņemot O, Cl, slāpekli un cēlās gāzes (helijs, neons, argons, kriptions, ksenons).

3) ar ūdenradi - pat tumsā pee -252° .

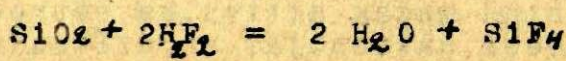
H a l o g e n u saveenojumi ar ūdenradi.

100. Fluorūdenradis. H_2F_2 .

Pagatavošana: Caur kalcija fluorida destilēšanu ar koncentrēto H_2SO_4 svina jeb platīna traukos:



Īpašības: giftīga, kodīga veela, vārās pee $+19,4^\circ$, ta tad šķidra pee istabas temp.; pee - $102,5^\circ$ saceetē. Labi šķīst ūdenī un tā dod skābi. Pēdejā šķīdina metālus (izņemot zeltu, platinu un svīnu) ar ūdenrada izdališanu. Šķīdina stiklu, saveenodamees ar stikla kramadioksīda (SiO_2) silīciju:



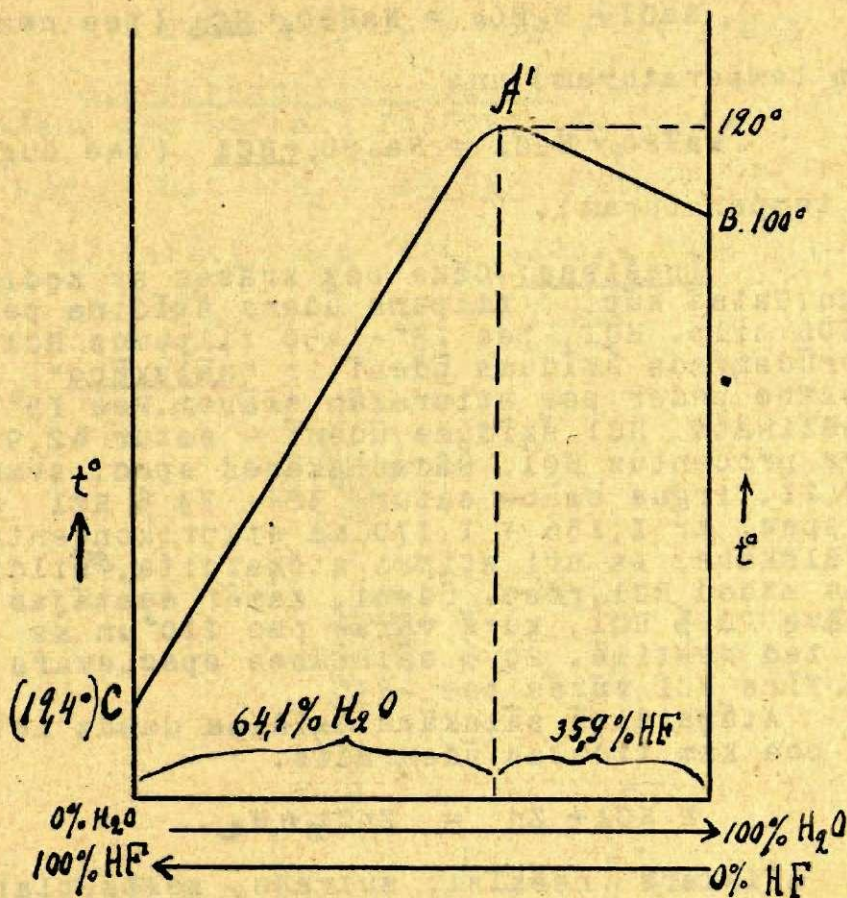
Tadēļ fluorūdenradskābe teek uzglabata svina un kaučuka traukos, jeb parafina pārvilktoš stikla traukos un teek arī leetota preekš stikla "saēdinašanas".

HF ir vāja skābe (disociācijas grāds 0,1 norm. šķīd. 13 %). Atšķaidītos šķīdumos atrodas galvenā kārtā molekulas HF, koncentretākos - galvenā kārtā molekulas H_2F_2 .

Pee 80° molekulas H_2F_2 sadalas veenkāršās.

Ja sildit stipri koncentrētu H_2F_2 šķīdumu, tad sākumā izdaldas HF, līdz šķīdums sasneedz koncentrāciju 35,9 % HF - pee kuras koncentrācijas sasneegšanas viņš sāk vāritees pee noteiktas temperatūras: 120° otradi, ja izeet no šķīdumeem, vājakeem par 35,9 % HF un tos sildit, tad sākumā iztvaiko ūdens, līdz HF koncentrācija peeaug līdz 35,9 %, kurš šķīdums tad atkal vāras pee 120°. Ta tad koncentrācija: 35,9 % HF ir caur pakāpenisku sildišanu sasneedzama, izejot vaj nu no koncentretakeem šķīdumeem, jeb atšķaiditakeem. Grafiski šis attēci bas ir izsacitas zīmejumā 24.

Fig. 24.

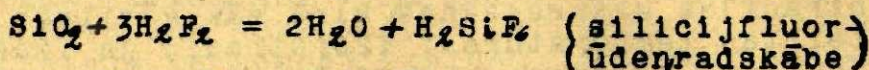


Punkts A atbild koncentrācijai 35,9 % HF, 64,1 % H₂O. Šī sastāva vārišanās punkts A = 120°, B ir ūdens vārišanās punkts, C-tīra HF₂ vārišanās punkts (19,4°). —

Fluorūdeņrada sāļi tiek saukti par "Fluorīdeem"

Fluorūdeņradis, preteji pārējiem halogēniem, spēj dot arī skābes sāļi - "hidrofluorīdus" piem., KHF₂, NaHF₂ u.c.

Ar dažiem metāloksīdiem un ļoti daudzām metaloīdu oksīdiem fluorūdeņradis dod skābes, kurās skābekļa veetā stāv F. Piem.,



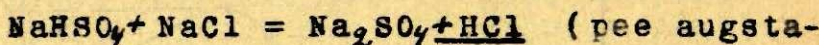
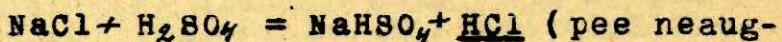
tad borfluorūdeņradskābe HBF₄ u.c.

Līdzīgi atvasināmas arī ir sevišķas skābes un normālas sāļi, ka Na₂AlF₆, Na₂FeF₆ u.c.

101. Chlorūdeņradis. HCl.

Rašanās un pagatavošana: a) caur/teešu saveenošanos H ar Cl - lēni deenas gaismā, ar eksploziju - saules gaismā. Jeb pēc ūdeņrada, resp. chlora, degšanas chlorā, resp. ūdeņradī.

b) laboratorijas metoda: caur NaCl sildīšanu koncentrētu H₂SO₄:



Īpašības: Gāze bez krāsas ar kodīgu smaku. Gaisā kūp. I tilpums ūdens šķīdina pēc 0° ap 500 tilp. HCl, pēc 15° - 450 tilpumus HCl. Chlorūdeņrada šķīdums ūdenī ir "sālskābe". Sālskābe peder pēc stiprākām skābēm. Pēc 15° peesātināts HCl šķīdums ūdenī - satur 42,9 svara procentus HCl. Šādas skābes spec. svārs ir 1,21. Tīrgus skābe satur 32 - 33 % HCl un tās spec. ir 1,156 - 1,170. Ka stipri koncentrēta sālskābe, tā arī stipri atšķaidīta, sildīšanas atdod HCl, resp. ūdeni, kamēr eestājas sastāvs 20 % HCl, kurš vārās pēc 110° un ka tāds tad destilē. 20 % sālskābes spec. svārs ir 1,10. Tīrs HCl vārās pēc -83°.

Atšķaidītā sālskābe šķīdina daudz metālus, pēc kam izdalās ūdeņradis.

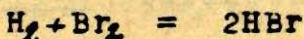


Sālskābē nešķīst: sudrabs, zelts, platīns dzīvsudrabs u.c.

Sālskābes sālis ir "chloridi".
 Netīrā tehniskā skābe satur FeCl_3 , AsCl_3
 un bieži H_2SeO_3 .

102. Bromūdenradis HBr.

Pagatavošana: a) teesī no elementeem -saulē
 pee 200°. Jeb laižot H_2 un Br_2 caur sakarsetu
 cauruli:



b) Pee NaBr sildišanas ar H_2SO_4 izda-
 las HBr:

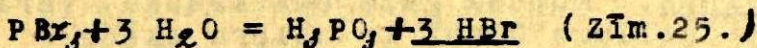


Tīrs HBr var tādā ceļā tikt dabuts tikai
 tad, ja leetot maisījumu no 3 tilp. daļam
 H_2SO_4 un 1 tilp. daļam H_2O (vēl klāt 1-2 % sar-
 kanā fosfora), turpretī, ja leetot koncentrētu
sērskābi, tad tādā gadījumā daļa no HBr teek

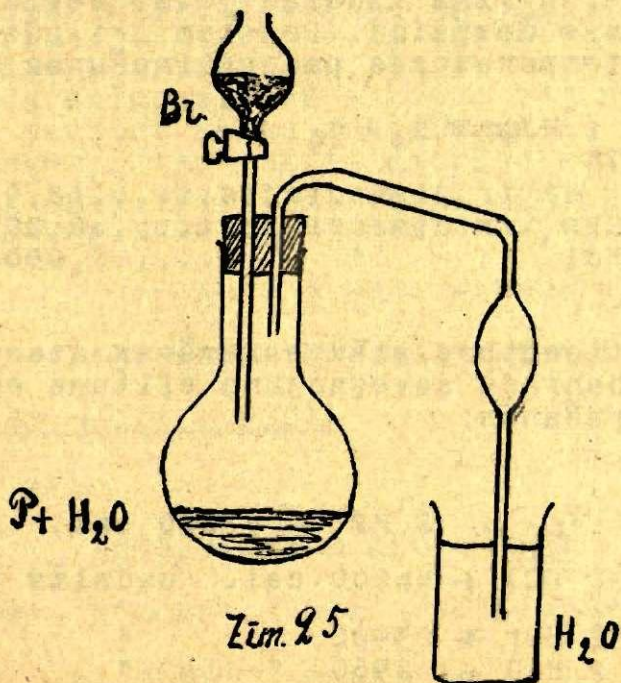
caur H_2SO_4 oksideta līdz bromam:



c. Laboratorijas metoda: Caur Br pee-
 leešanu pee sarkanā fosfora zem ūdens



d) laižot H_2S caur ūdeni, kurā atrodas
 Br:



Ipašības: Gāze? Vār. temp. -68° bez krāsas ar asu smaku. Gaisā kūp. I tilpums H₂O šķīdina pee 15° 550 tilp. HBr, ta rodas "bromūdenradskābe" pēdeajā gadījumā spec. sv. = 1,49 (82% HBr).

Pee pastāvīgas temperatūras vārošs maisījums satur 47,8 % HBr. Viņa v. temp. = 126°

Bromūdenradskābe pēc savām ķīmiskām īpašībām ir līdzīga HCl. Bet mazāk pastāvīga, jo pee stāvēšanas pamazam izdala Br un paleek ee-sarkana. Ar metaleem dod sāļis: "b r o m i d u s"

103. Jodūdenradis HJ.

Pagatavošana: No jodīdem ar H₂SO₄ nevar

tikt pagatavota, jo pat atšķaidīta sērskābe

oksidē HJ līdz J; pati peestam reducejas

līdz H₂S.



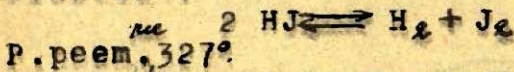
tadē, jaizeet no sarkanā fosfora, joda un ūdens



(pee mitra joda kolbā peepilina pamazam šķīdru maisījumu no sarkanā fosfora un ūdeni)

Ipašības. Kūpoša gāze bez krāsas. Vāriļ. temp. -35° šķīdums ūdenī ir stipra skābe - "jodūdenradskābe". I tilpums ūdens šķīdina pee 15° 400 tilpumus HJ.

Pee 127° destilē pastāvīga sastāva skābe 57 %. Jodūdenradskābe ir stipra skābe, bet ir mazāk pastāvīga ka bromūdenradskābe; pee stāvēšanas gaisā viņā izdalās jods, sevišķi vēl zem gaismas eespalda. Bez tam arī gāzveidīgs HJ pee temperatūras paaugstināšanas veegli dissociē:



| | | | | |
|--------|-----|---------------------|-------------|------|
| pretim | HJ | ir dissociējis..... | 18,9 % | tur- |
| | HBr | ir dissociējis..... | 0,0035 % | |
| | HCl | " " | 0,0000015 % | |

Šis atteecības stāv sakarā ar atsevišķu halogen-ūdenrada saveenojumu siltuma efektu pee viņu rašanās:

| | | | | | | |
|----------------|---|-----------------|---|-------|---|---------------------------------|
| H ₂ | + | F ₂ | = | 2 HF | + | 77000 cal. |
| H ₂ | + | Cl ₂ | = | 2 HCl | + | 44000 cal. sadalās pee 1300° |
| H ₂ | + | Br ₂ | = | 2 HBr | + | 23900 " " " 800° |
| H ₂ | + | J ₂ | = | 2 HJ | + | 2960 " " " 200° |

Jo mazaks siltuma daudzums top brīvs pē saveenošanās tāda pašā mērā- jo mazaks siltuma daudzums ir vajadzīgs preekš atteecīgā saveenojuma sadalīšanās.

HJ ir stiprs r e d u c e t e i s.

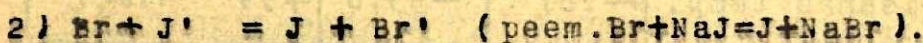
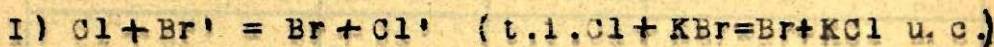


Iodūdenrada skābe šķīdina metālus, pē kam izdalās ūdenradis un rodas sālis- "iodidi".

104. Halogenu Īpašību atteecības.

Ja pēleēt pē kāda šķīdinātā jodida bromūdenī, tad izdalās elementarais jods. Ja pēpreekš pē šķīduma tika pēleēts sērogleklis ta ka zem ūdens atrodas neleēls slānis sēroglekļa, tad pē skalosānas jods pāreēt sēroglekļa slāni proporcionēli joda šķīstāmībai sēroglekli un pēēdod pēdejam violetu krāsu.

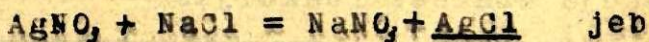
Ari chlors izdala no šķīdinātā bromīda bromu (saprotais, ari jodu no jodīda). Eevērojot ka bromīdos un jodīdos jonī: Br' resp. J' varam rakstīt



Ta tad broms "izspeekš" jodu no viņa saveenojumeem, chlors "izspeekš" bromu (un jodu) no viņu saveenojumeem.

No līdzinājumeem ir ari redzams ka Cl oksidē Br' un J' bet broms oksidē J' (skat. oksidācijas definejumu 89.)

Preekš Cl, Br, J ir karakteritiski viņu saveenojumi ar sudrabu, kuri ir dabunami, ja pē kāda šķīduma, kurā atrodas vaj nu Cl', Br' jeb J' pēleēt kādas sudraba sālis šķīdumu, p. pēm, $AgNO_3$, tad izkrīt amorfas gulsnes ($AgCl$ baltas, $AgBr$ vāji dzeltenas, AgJ gaiši dzeltenas), kuras praktiski nešķīst ūdenī.



tapat ari



līdzīgā arī pee jodida:



No jonu līdzinājumeem ir redzams, ka šķīdumā ir iesateekas veenīgi joneem Ag' ar joneem Cl', Br', jeb J', lai rastos nešķīstosās gulsnes AgCl, AgBr jeb AgJ, gluži veenalga kāds anions ir atšķēlees no Ag un kāds natiions- no atteecīgā hologena, (NO₃, K, Na u.c.)

Ar sudraba sālis šķīdumu, kurā atrodas jons Ag', ta tad ir konstatējama jonu Cl', Br' un J' klātbūtne. Turpretī F' tādu reakciju nedod, jo AgF labi šķīst ūdenī.

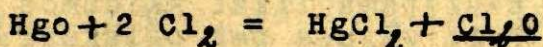
Klātpeeliktā tābele rāda hologenu īpašību virzeenisku maiņu atkarībā no viņu atomsvāra.

| | F | Cl | Br | J |
|--|--------|--------|-------|---------|
| Atomsvars: | 19.0 | 35.46 | 79,12 | 126.92 |
| Vārišanās temp. pee I atm: | -187° | -33,6° | +59° | +184,4° |
| Kušanas temp: | -233° | -102° | -7,3 | +113° |
| Teeksme pret ūdenradi krīt: | —————→ | | | |
| Ūdenradsaveenojumu pastāvība krīt: | —————→ | | | |
| Oksidācijas spēja krīt: | —————→ | | | |
| Molekulu (F, Cl ₂ , Br ₂ , J ₂) pastāvība pee augst. temp. krīt: | —————→ | | | |
| Spēja stātees reakcijās krīt: | —————→ | | | |

Halogenu oksīdi un skābekļa skābes

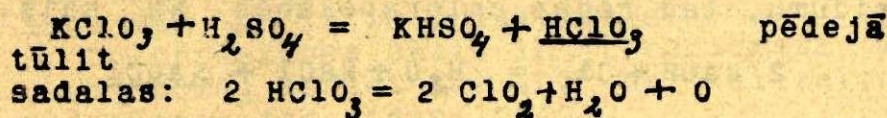
105. Oksīdi. Skābekļa saveenojumos dažī halogēni var sasniegt vērtību = $7(\text{Cl}_2 \text{O}_7)$. Galvenā kārtā oksīdi ir atrodamī pee Cl un J.

1) Chlormonosīds. Cl_2O . Rodas, ja laist Cl pār HgO:



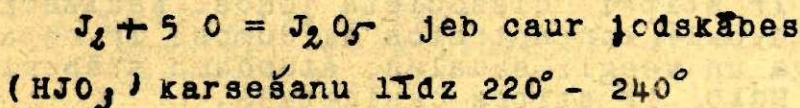
Pee zemākām temperatūram - šķidrums, kas vārās pee $+5^\circ\text{C}$. un pāriet eedzeltenā giftīgā veegli eksplodejošā gāzē.

2) Chlordioksīds ClO_2 . Rodas pee KClO_3 sadalīšanas ar konc. H_2SO_4 :

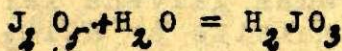


Pee zemākām temperatūram sarkans šķidrums, kas vārās pee $+10^\circ\text{C}$ un pāriet sarkan dzeltenā asi ožošā gāzē. ClO_2 tāpat ka Cl_2O ir oksidētājs un veegli eksplodē (p. peem, sasildīts pāri par 30°) tā sadalīdamees. Ūdenī šķīst ar dzeltenu krāsu.

3) Jodpentoksīds J_2O_5 . Rodas pee joda oksidācijas ar kādu stipru oksidētāju:

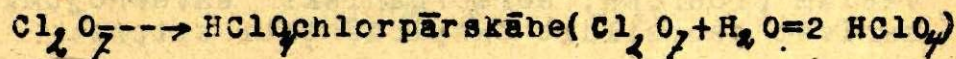
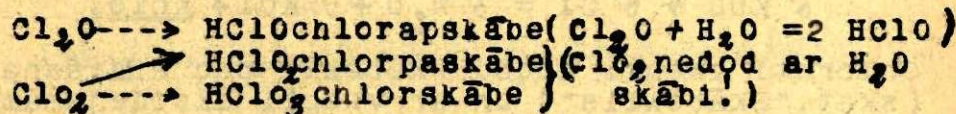


J_2O_5 ir balts pulvers, kas šķīst ūdenī:

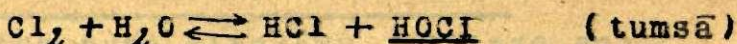


106. Halogenu skābekļa skābes.

Halogenu oksīdi ir pa leelākai daļai skābju anhidrīdi. No chlora oksīdeem ir atvasināmas sekscās skābes:



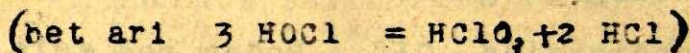
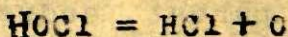
1) Chlorapस्कābe HClO rodas a) chlorūdenī:



b) Pee chlormonoksida šķīdinašanas ūdenī:



HClO ir pazīstama tikai šķīdumos kā vāja skābe, (10 reiz vājāka par ogļskābi), bet stiprs oksidētājs. Veegli sadalās pee sildīšanas un saules gaismas:

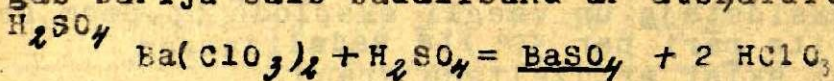


Ja laist Cl caur aukstu un atšķaidītu NaOH šķīdumu, tad rodas chlorapस्कābes Na sāls.



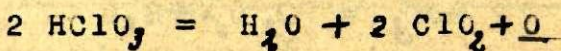
Chlorapस्कābes sālis ir "Hipochloriti"

2) Chlorस्कābe HClO_3 dabunam caur atteecīgās barija sāls sadalīšanu ar atšķaidītu



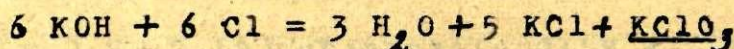
BaSO_4 ļoti maz šķīst ūdenī, tadēļ, ja šķīdumu filtrēt, tad HClO_3 atradīsies filtratā.

HClO_3 ir pazīstama tikai šķīdumos (līdz 40%). Ir stipri dissociēta jonus. Nedissociētā stāvoklī (koncentretos šķīdumos) ir nepastāvīga un veegli sadalās, atdodama skābekli. Tadēļ HClO_3 ir stiprs oksidētājs.



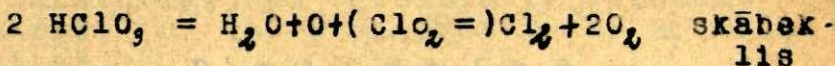
Turpretī atšķaidītā šķīdumā ir pastāvīga, jo tādā šķīdumā atrodās galvenā kārtā H^+ un ClO_3^- . Cukurs, samaisīts ar KClO_3 aizdegas, ja peelet pee šāda maisījuma veenu pileenu koncentretas H_2SO_4 .

Chlorस्कābes sālis "Chlorati" ir dabunami ja caur karstu un koncentretu atteecīgās bāzes šķīdumu laist cauri Cl



Chlorati veegli atdod skābekli pee sildīšanas (skat. "skābeklis") un ar veegli oksidejamām veelām (fosfors, sērs, organiski saveenojumi) sarīvet jeb sildit eksplodē ļoti stipri.

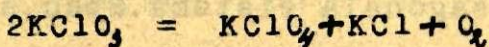
3) Chlorpāस्कābe HClO_4 . Ir vispastāvīgākā no visām chlora skābekļa skābēm. Rodas pee HClO_3 sildīšanas:



HClO_4 ir pazīstama brīva veidā ka stigrs bezkrāsains, kūpošs, nepastāvīgs šķidrums. Ka tāda viņa ir stiprs oksidētājs un veegli eksplodē, sevišķi ar degošām vielām, ka papīrs, koks u.c.

Atšķaidītā šķīdumā viņa ir stipri sadalījusees jons (H^+ , ClO_4^-); viņa ir no visām skābēm ta visstiprākā. Atšķaidītā stāvoklī viņai ir pilnīgi citas īpašības ka koncentrētā: viņa tad, nav oksidētājs, pat ir grūti reducējama, un ir ļoti pastāvīga.

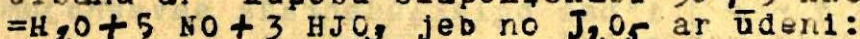
Chlorpaskābes sālis ir "perchlorati". Ja peem KClO_3 karset pee 400° bez kalizatora klātbūtnes, tad rodas KClO_4



Pee stipras karsešanas



4 Jodskābe HJO_3 . Dabunama caur joda sildīšanu ar kūpošu slāpekļskābi $3\text{J} + 5 \text{HNO}_3 =$



Rombiski, neeksplodejoši kristali.

Sālis ir "jodati"

107. Halogenu saveenojumi ar sēru.

Sekoši saveenojumi ir noteikti pazīstami:

SF_6 (ļoti vāji reagejoša bēzkrāsaina gāze);

tris chlora saveenojumi: S_2Cl_2 (sēra monochlorids) SCL_2 (sēra dichlorids), SCL_4 (sēra tetrachlorids) un monobromids S_2Br_2 . Praktiskā nozīmīgs ir S_2Cl_2 ka ļoti labs sēra šķīdinātājs. Ir pagatavojāms caur S un Cl teešu saveenošanos.

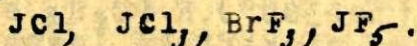
Oranžu-dzeltens šķidrums; vāras starp 137° - 138° ar ūdeni sadalās (hidrolizejas).



108. Halogenu saveenojumi savā starpā.

Halogeni saveenojas savā starpā, izņemot

F ar Cl:



O g l e k l i s C

(A t o m s v a r s = 12,00).

109. Vispārīgi. Dabā brīvā veidā ka diaman-
tants, grafits un "ogle" (dažādu oglekli ba-
gatīgi saturošu veelu maisījums). Tālak atro-
das daudzās organiskās saveenojumos (minera-
ļu-(petroleja)-dzīvneeku un stādu valstī).
Beidzot ogļskābos minerāļos (marmors, dolomits
u.c.). Ogleklis pazīstams trijās modifikaci-
jās:

a) Diamants. Krist. regulārā sistemā. Vis-
ceetākā veela, ar stipru staru laušanas spē-
ju. Spec. sv. 3,0-3,55. Skābeklī sadeg par oglek-
ladioksīdu.

b) Grafits. Peleki-melna mīksta massa.
Kristaliz. heksagonālā sistemā. Spec. svars 2,1-
-2,3.

c) "Amorfa ogle" Rodas pēe organisku vee-
lu parogļošanas. Ir pēerādīts, ka viņa sastāv
no ārkārtīgi sīkeem kristališēem. Pazīstama
dažādos veidos, atkarībā no izejveelam un vi-
ņas pagatavošanas:

"S o d r e j i" pēe oglekļūdenrāda saveenojumu
degšanas maz-gaisā.

"K o k o g l e". Stipri poraina veela. Stipri
adsorbē gāzes (NH_3 līdz 90 tilp.)

"K a u l u o g l e". Satur kalcija fosfatu
un saistītu CO_2 .

"D z ī v n e e k u o g l e". Rodas pēe asins sa-
ogļošanas.

"K o k s s". Pēe akmenogles dedzinašanas bez-
skābekļa telpā.

"R e t o r t u o g l e"- rodas ka ceeta garoze
uz gāzretortu eekšējām seenam.

110. Īpašības. Ķīmiskā zinā pēe zemām
temperaturam ļoti inerts. Tikāi ar F savee-
nojas. Pēe paaugstinātām temperaturam savee-
nojas ar O, S (pēe 300°), H (C_2H_2 , elektriskā
leesmā), N (C_2N_2 , elektriskā leesmā). Reiz stā-
jees saveenojumos, C spēj dot leelu daudzumu
dažādu saveenojumu (vairak ka 150000) kurus
apskata "Organiskā ķīmija". Ar daudzēem meta-
leem C pēe augstas temperatūras dod "karbi-
dus".

C šķīst veenīgi kausētos metālos, sevišķi

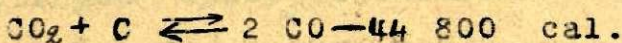
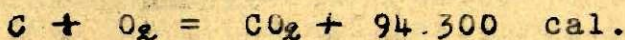
kausetā dzelzī, kurš šķīdinā tad apm. 10 % C.

C kausēt, ir ka leekas, izdevees tikai pēdejā laikā elektriskā leesmā pie 4000° ^{augstākā}

Ir raksturīgi, ka ogleklim ir veenada vērtība pret O un H = 4, pret O var arī būt divvērtīgs.

Oglekļa skābekļa saveenojumi.

III. Oglekļa oksīds C=O a) Rašanās un pagatavošana. Pie ogles degšanas pie augstākām temperatūram nepeeteekošā gaisa daudzumā. Sākumā radees CO₂ tiek no ogles reducēts līdz CO



Pirmā reakcija ekzotermiska, otrā - endotermiska. Līdzsvara konstanta:

$$K = \frac{[C] \cdot [CO_2]}{[CO]^2}$$

Tā kā sistema ir heterogēna un C ir cietā fāzē, tad eevērojot, ka [C] = const., varam rakstīt

$$K' = \frac{[CO_2]}{[CO]^2} \quad \text{t.i. līdzsvars tiks}$$

karakterizēts caur

koncentrāciju attiecību CO₂ : CO.

Augstāka temperatūra veicinās reakciju →

Zemāka temperatūra veicinās reakciju ←

| t = | 850° | 900° | 1000° | 1100° | 1200°C. |
|-------------------------------------|-------|-------|-------|-------|---------|
| % reducēto CO ₂ molekulu | 93,77 | 97,78 | 99,41 | 99,85 | 99,99% |

Spēdeens = 1 Atm.

Ja laist gaisu caur kvēlojošu koksu, tad rodas tā saucamā "generator-gāze". Viņas terētiskais sastāvs ir

34,7 tilp. % CO un 65,3 tilp. % N₂

Ari ūdens teek pee augstām temperaturam reducets no C.

Pee 900°:



Pee 600°:



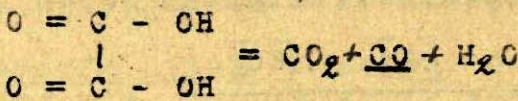
Dabutais pirmā gadījumā maisījums CO un H₂ ir ta saucamā "ūdens gāze", kura arī teek leetota technikā.

Daži metali reducē CO₂ līdz CO, p.peem. cinks:



(Magnijs un aluminijs reducē CO₂ līdz C).

Laboratorijās CO teek pagatavots caur oksalskābes (C₂O₄H₂) sīdīšanu:



Rodošais līdz ar CO oglekļa dioksids var tikt atdalīts, ja gāzveidīgus produktus laist caur KOH šķīdumu

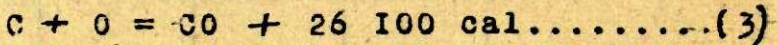


Īpašības. Gāze bez krāsas, bez smakas. Loti gļīftīga, jo saveenojās ar asins hemoglobīnu "oglekļa-oksīd-hemoglobīnā" un ta atņem asinim spēju saveenotees ar skābekli.

Tā kā



tad atņemot (2)no (1) dabunam



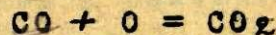
t.i.

pirmais skābekļa atoms peeveenojas pee C ar 26 100 cal.atdošanu

bet otrais skābekļa atoms peeveenojas pee CO ar 68 200 cal. atdošanu (2).

Tadēļ CO enerģiskak saveenojas ar O, nekā C ar O:

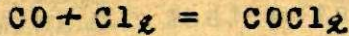
CO deg ar zilu leesmu



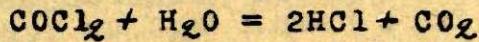
Ir stiprs reducetajs; vara oksīds teek reducets līdz Cu



CO saules gaismā saveenojas ar Cl₂ un dod "fosģenu" COCl₂



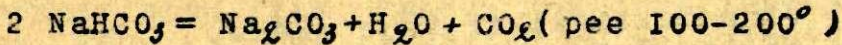
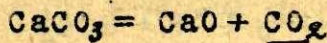
COCl₂ ir bezkrāsas šķidrums ar vār.temp. +8° giftīgs. Ūdens viņu sadala



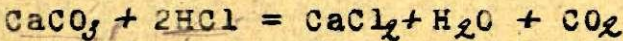
II2. Oglekļa dioksīds CO₂

Vispārīgi. Atrodas brīvā veidā mazos daudzumos gaisā (0,03 tilp. %). Tāļak gāzes, kuras izdala vulkāni un minerāļavoti. Rodas pee pilnīgas organisku saveenojumu sadegšanas, pee elpošanas, pee pūšanas.

Pagatavošana. Caur CaCO₃ jeb MgCO₃ karsēšanu. Alkalimetaļu gadījumos ir jāņem skābas sāļis (NaHCO₃):



Laboratorijās teek beeļak pagatavots no ogļskābes sāļim, peem., marmora CaCO₃, caur viņa sadalīšanu ar atšķaidītu skābi, vislabak K i p p'a aparatā:



Īpašības. Gāze bez krāsas, bez smakas. I litrs CO₂ sver 2g. Krit.temp. +31°,9, krit. speed.=77 atm. Šķidrš CO₂ teek "bombāss" pārdots; pee peepeļas izģarošanas zem pazeminata speedeena CO₂ saceetē.

Tā kā CO + O = CO₂ + 68 200 cal., tad pee augstām temperaturam CO₂ dissociē:

| | | | | | |
|-----------------|--------|-------|-------|-------|-------|
| Absol.T= | 1300° | 1498° | 2640° | 2900° | 3116° |
| Dissoc. koefic. | 0,0041 | 0,047 | 21,6 | 49,2 | 76,1% |

CO₂ šķīstamība ūdenī pee p= 1 Atm.ir:

| | | | | | |
|--------------------------------|-------|-------|-------|-------|--------|
| t = | 0° | 10° | 20° | 40° | 60° C. |
| 100 g. H ₂ O satur: | 0,335 | 0,232 | 0,169 | 0,097 | 0,058 |

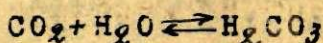
CO₂ neuztur degšanas un elpošanas; pat tad ne, kad ir samaisīts ar 4-kārtīgu gaisa til-

pumu. Ši īpašība tiek izmantota ugunsdzēsšanas aparatos, ka "Minimax", "Total" u.c.

Neskatoties uz to, ka C stipri saista skābekli oglekļa dioksīdā, tomēr K un Mg pee 500° un augstāk eedarbojas uz CO₂, peekam rodas K₂CO₃, resp.. MgO, un izdalās melna ogie:

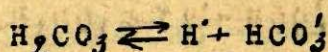


CO₂ ūdenains šķīdums ir, ogļskābē.



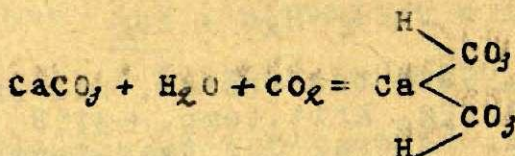
Izrādas, ka no visa šķīdumā esoša CO₂ vairak ka 99% CO₂ tur atrodas ka tāds un tikai

pārejā daļa ka H₂CO₃, kas disociē jonos:



Tadēļ viņa faktiski ir vāja skābe.

Viņas sāļis ir "karbonāti". Alkalimetaļu karbonāti, ka Na₂CO₃ (zoda), K₂CO₃ (potaša) un "bikarbonāti" - NaHCO₃ šķīst ūdenī. Dažu citu metālu karbonāti, ka Fe CO₃, CaCO₃ nešķīst tīrā ūdenī, bet šķīst CO₂ saturošā ūdenī:



Stiprakas skābes sadala karbonātus, peekam stipri izdalās CO₂ pūsliši.



Ja ar indinatoru palīdzību izmeklet K₂CO₃ ūdenainā šķīduma reakciju, tad izrādas, ka viņa ir bāziska; tas izskaidrojās caur to, ka šķīdumā notiek starp K₂CO₃ joneem (2K⁺ un CO₃²⁻) un ūdens joneem (H⁺ un OH⁻) sekoša reakcija:



savēnojas, jo

H₂CO₃ disociē

H⁺ + HCO₃⁻; ta tad H⁺ un

CO₃²⁻ līdzsvarā nevar būt.

Šķīdumā ta tad zūd H⁺, bet paleek pārukumā OH⁻, kurš arī ir bāziskās reakcijas eemesls. Ši parādība ir vispārīga; arī šīnī (jonu) gadījumā viņu sauc par

113. H i d r o l i z i

Viņā ir novērojama, ta tad I, kad ūdenainā šķīdumā notiek reakcija starp ūdens joneem un sāļi, kas sastāv no stipri bāziska metala (Na⁺) un vājas skābes aniona (CO₃²⁻). Šķīdums tadā gadījumā reaģē bāziski.

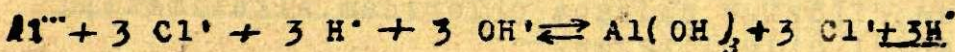
Cits piemērs būtu Na₂SO₃, kuras ūdeņains šķīdums arī krāso lakmusu zilā krāsā, jo Na dod stipri disociējušu bāzi vispār, bet SO₃ vāju, kas disociē jonus H⁺ un HSO₃⁻. Natrija sulfīta sāļi anjons SO₃²⁻ nebūs līdzsvarā ar ūdens H⁺ un OH⁻ joneem: SO₃²⁻ saveenosees ar H⁺ par HSO₃⁻ un pārākumā būs jons OH⁻, kas ir bāziskās reakcijas eemesls:



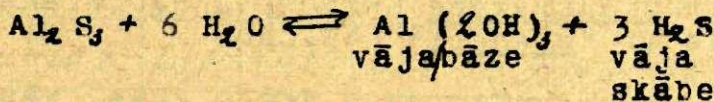
Turpreti bisulfīts NaHSO₃ nehidrolizees, jo jons HSO₃⁻ var būt līdzsvarā ar ūdens joneem:



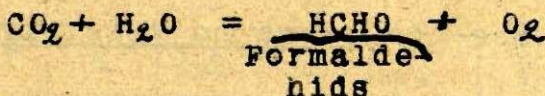
2) Kad notiek reakcija starp ūdeni un sāli, kas sastāv no vāji bāziska metala un stipras skābes aniona. Šķīdums tad reaģē skābi. Piem., aluminijs dod ļoti vāju bāzi. Viņa sāļi ar kādu stipru skābi, piem. HCl, - aluminijs chlorīds ūdenī hidrolizejas, peekam ir konstatējama skāba reakcija.



3) Kad notiek reakcija starp ūdeni un sāli, kas sastāv no vāji bāziska metala un vājas skābes aniona. Piem., aluminijs sulfīds ūdenī:



CO₂ ir leela nozīme dabā. Zaļee stādi uzņem to no gaisa un pārved viņu ar saules enerģijas palīdzību un chlorofila starpniecību sākumā formaldehidā ar skābekļa izdalīšanu.



No Formaldehīda tālāk rodas cukurs un turpmākie sintezes produkti stādos.

114. Sērogleklis CS₂. Rodas, ja laist sēra tvaiku par kvēlojošām oglem. Bezkrāsas šķīdums ar charakteristisku smaku (netīrs CS₂ ož

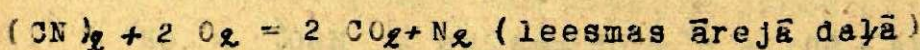
nepatīkami). Vāras pēc 47°. Deģošs. Tvaiki paši aizdegas pēc 150°. Nozīmīgs caur savu spēju šķīdināt: fosforu, sēru, jodu, kaučuku, taukus, sveķus.

115. Ciansaveenojumi. Saveenojumi ir karakteristiski caur veenvērtīgo t.s. "ciana grupu" CN-

1) Diciāns (CN)₂ strukturformula $\text{N}\equiv\text{C}-\text{C}\equiv\text{N}$
Rodas pēc augstām temperatūram teeši no elementiem



Gāze bez krāsas, giftīga, ar rūktām mandeļiem līdzīgu smaku. Eksplozīva. Deg.



2) Zilskābe HCN. Strukturformula C=N-H

Ir pagatavojama no "cianīdeem" (zilskābes sālim) ar skābes palīdzību, p. piem.,

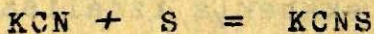


Ārkārtīgi giftīgs bezkrāsains šķīdums. Vāras pēc 26,5°. Zilskābe ir ļoti vāja skābe. No sālim minēmas: KCN - ciankalījs, NaCN - natrija cianīds, $\text{K}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$ - kalija ferrocianīds, $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ - kalija ferricianīds, AgCN - sudraba cianīds, līdzīgs sudraba chlorīdam. Alkalimetaļu cianīdi hidrolīzejas:



3) Cianskābe HCNO. Nepastāvīga. Veegli pāriet ciamelīdā (HCNO)₂. Trimolekulāra cianskābe ir cianurskābe (HCNO)₃. 2 H₂O. Cianskābes sālis ir "cianāti" (NH₄CNO)

4) Rodanūdeņģrada skābe HCNS. Nepastāvīga bezkrāsaina, asi ožoša gāze. Viņas sālis - "rodanīdi", "rodanāti" jeb "sulfocianāti". Kalija rodanīds rodas pēc ciankalija kausešanas ar sēru.



Rodanūdeņģrada skābe ir veena no visstiprākām skābēm. //

Elementu periodiskais likums.

II6. Vispārīgi.

D. Mendeleev's

un L o t n a r ' s M e y e r ' s, neatkarīgi veens no otra, ap 1869 gadu atrada likumu, kas ir uzskatāms par ķīmijas pamatlikumu, jo viņš zīmejas uz pašiem elementiem kā tādiem, noteikdams likumīgās attiecības pēe viņu un viņu saveenojumu īpašībām.

Ja eesākt ar neliļu un rakstīt visus elementus pēc kārtas pēc viņu augoša atomsvāra, un apskatīt kā mainās tādā rindā viņu īpašības, piem., maksimālā vērtība pret skābekli, jeb ūdeņradi, tad var novērot, ka sākumā katrā deviņā elementa īpašības līdzinas (leelākā jeb mazākā mērā) attiecīgā pirmā elementa īpašībām, vēlāk katrā deviņpadsmitā elementa īpašības.

| Elements | He | Li | Be | B | C | N |
|-----------------------|-------|-------------------|-----|-------------------------------|-----------------|-------------------------------|
| Atomsvārs | 4 | 6,94 | 9,1 | 11,0 | 12,0 | 14,01 |
| Maksimāl. saņem. ar O | nedod | Li ₂ O | BeO | B ₂ O ₃ | CO ₂ | N ₂ O ₅ |
| Maksimāl. saņem. ar H | nedod | LiH | | BH ₃ | CH ₄ | NH ₃ |

| O | F | Ne | Na | Mg | Al | Si | P | S |
|-------------------|------|-------|-------------------|-------|--------------------------------|------------------|-------------------------------|-----------------|
| 16,00 | 19,0 | 20,2 | 23,00 | 24,32 | 27,1 | 28,3 | 31,04 | 32,06 |
| (O ₂) | — | nedod | Na ₂ O | MgO | Al ₂ O ₃ | SiO ₂ | P ₂ O ₅ | SO ₃ |
| OH ₂ | FH | nedod | NaH | | | SiH ₄ | PH ₃ | SH ₂ |

| Cl | A | K | Ca | Sc | Ti | V | u.t.t., u.t.t. |
|--------------------------------|-------|------------------|------------------|--------------------------------|------------------|-------------------------------|----------------|
| 35,46 | 39,88 | 39,10 | 40,07 | 45,1 | 48,1 | 51,0 | |
| Cl ₂ O ₇ | nedod | H ₂ O | CaO | Sc ₂ O ₃ | TiO ₂ | V ₂ O ₅ | |
| Cl ₂ H | nedod | KH | CaH ₂ | | TiH ₄ | | |

Ir redzams, ka katram devītam elementam, skaitot no He, jeb Li, jeb B ut.t., ir veenāda ar atteecīgo pirmo elementu maksimālā valence pret O, jeb H ($\text{Li}_2\text{O} - \text{Na}_2\text{O}$, $\text{BeO} - \text{MgO}$, $\text{CO}_2 - \text{SiO}_2$ u.t.t.) Tas ir atteecinams zināmā ziņā arī uz citām īpašībām, ka to vēlāk redzēsim. Periodiskais likums tad arī izsaka, ka

Elementu īpašības ir atomsvāra periodiskā

funkcija. Ja rakstīsim visus elementus pēc kureem īpašības atkārtojas, veenu apakš otra, mēs dabūsim tā saukto "periodisko sistēmu" (skat. tabeli)

Viņa sastāv no 8 vertikālam "grupām" un no 6 horizontālam "periodeem", kuri savukārt sastāv vaj nu no veenas "rindas" (divi pirmie un sestais periods, tā sauc. "īsie periodi"), jeb no divi un vairāk rindām (trešais, ceturtais un peektais "garie periodi")

Elementi, kas atrodas grupās, ir tālāk vēl sadalāmi apakš-grupās a un b. Grupas a elementeem ir savādaka īpašību atteecība, ka grupas b elementeem. Šīs apakšgrupas dod III, IV un V garie periodi.

Sākgrupā tiek tagad apveenotas divi grupas, kas agrāk bij atsevišķas - cēlo gažu grupa (tā sauc., 0 grupa) un bijuša VIII grupa. Derētu šo apveenoto grupu nosaukt par "0 grupu", peekam viņas apakšgrupā a atrastos vecās 0 grupas elementi, bet apakšgrupā b - astotās grupas elementi.

III. Likumugās atteecības periodiskā sistēmā.

I) 0 Grupā, apakšgrupā a atrodas elementi, kas nesaveenojas ne savā starpā ne ar citu grupu elementeem. Viņu valence tā tad=0 ("cēlas gāzes") Apakšgrupā b (bij VIII grupā) dažeem metaleem maksimālā valence pret skābexli var būt 8, citeem mazaka.

I Grupās elementēm maksimālā valence pret skābekli ir I, II grupās - 2, u.t.t. līdz VII gr. - 7

| VIII. | I | II | III | IV | V | VI | VII |
|-------|---------|-------|-----------|---------|-----------|---------|-----------|
| | Li_2O | BeO | B_2O_3 | CO_2 | N_2O_5 | (O_2) | - |
| | Na_2O | MgO | Al_2O_3 | SiO_2 | P_2O_5 | SO_3 | Cl_2O_7 |
| | K_2O | CaO | Sc_2O_3 | TiO_2 | V_2O_5 | CrO_3 | Mn_2O_7 |
| | Rb_2O | SrO | Y_2O_3 | ZrO_2 | Nb_2O_5 | MOO_3 | - |

RuO_4
 OsO_4 u.t.t.

Pret ūdenradi/maksimālā valence, sākot ar I grupu (valence = I; RH) aug līdz IV grupai (RH_4) un tad pa veenam krit līdz VII grupai (RH).

| I | II | III | IV | V | VI | VII |
|-------|----|--------|---------|--------|--------|-------|
| LiH | - | BH_3 | CH_4 | NH_3 | OH_2 | FH |
| NaH | | | SiH_4 | PH_3 | SH_2 | ClH |

u.t.t.

Pret halogēniem vērtība pēc elementiem aug sākot ar I grupu un pēc dažeem elementiem sasniedz vērtību = 6 sestajā grupā, un = 8 astotajā grupā:

| I | II | III | IV | V | VI | VII |
|---------|----------|----------|----------|---------|---------|--------|
| $LiCl$ | $BeCl_2$ | BCl_3 | CCl_4 | NCl_3 | OCl_2 | F_2 |
| $NaCl$ | $MgCl_2$ | $AlCl_3$ | $SiCl_4$ | PCl_5 | SCl_2 | Cl_2 |
| OsF_8 | | | | | WCl_6 | |

u.c.

2) Augšā sacītais zīmejas uz valenci. Pēc citām īpašībām atrodam sekošo.

Īpašību maiņa periodos vispārīgi noteek tā ka ja eet no I grupas uz VII gr., tad elementu metaliskās īpašības paleek vajakas, bet metaloidā paleek stiprak izsacītas. Peetam ir jāeevēro, ka (ja neeeverot 0 grupu)

a) pirmee divi īsee periodi eesākas ar metalēm kas dod stipras hāzes un beidzas ar metaloideem kas dod stipras skābes

Li-----N----(F)
Na-----S---Cl

b) Katra garā perioda pirmā rindā eesākas ar metaleem, kas dod stipras bāzes un beidzas ar elementeem kas dod ka skābes, ta arī bāziskus oksidus.

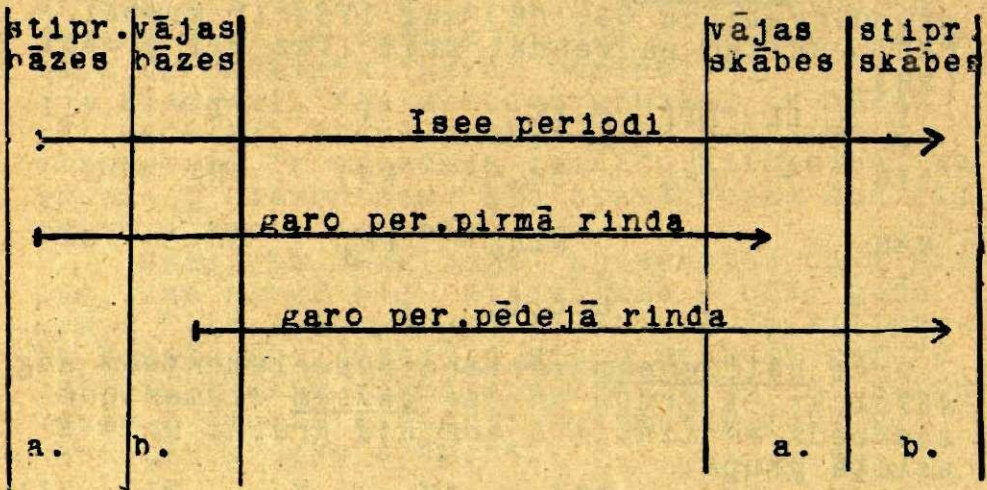
Šo rindu elementi eetilpst apakšgrupās a.

K - - - - - Mn
Rb - - - - -
Cs - - - - -

c) Katra garā perioda pēdejā rinda eesākas ar metaleem, kas dod bāzes un beidzas ar metaloīdeem, kas dod stipras skābes.

Cu - - - - - Br
Ag - - - - - J
Au - - - - -

Shematiski sacito var attēlot šādi:



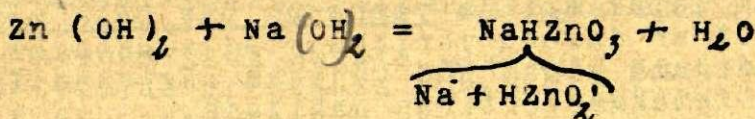
Apakšgrupu a elementi ta tad vispār būtu vairak bāziski, turpreti apakšgrupu b elementi vairak skābi.

Peē augšmineta tika galvenā kārtā eevērota elementu oksidu daba (bāziski jeb skābi). Ja aplūkosim tagad elementu ūdenrasaveenojumu dabu, tad redzesim, ka pirmo grupu elementi var ar H dot hidridus, kuri, pec pedejeem meginajumeem spreežot, laikam ir uzskatami ka ūdenradskābes H' H', sālis, kurās metals ir kations un ūdenradis anions (peem., LiH, Li' un H') (W. N e r n s t); turpreti pēdejo grupu apakšgrupas b elementiem ar ūdenradi dod skāpes (vāje H₂S un stiprās HCl, HBr, HJ)

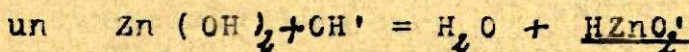
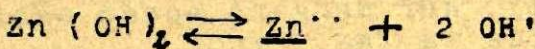
Interesanti ir arī saveenojumi ar haloge- neem. Pirmo grupu elementi dod sālis (NaCl, KCl, CaCl₂ u. t. t.) pēdejo grupu elementi, (apakšgr. b) dod seviškus halogensaveenojumus, kuru

molekula stipri hidrolizejas. (peem. S_2Cl_2) Elektrolitiskās disociācijas ziņā, elementi pa kreisi ka tādi dod kationos (sevišķi apakšgrupās a), elementi pa labi dod anionus ka tādi. Jeb saveenodāmes ar dažiem cīteem elementeem, peem, ar O: SO_4^{2-} , ClO_3^- , MnO_4^- , NO_2^- u.c.

Visos gadījumos īpašību maiņa no I grupas uz VII grupu notiek pakāpeniski un pēdējiem elementeem (pirmajā grupā apakšgrupā b, pēdējās - sevišķi apakšgrupā a) - veenā un tānī pašā laikā var tikt novēroti divi preteji raksturi. Peem. Zn var dot sālis ($ZnCl_2$, $ZnSO_4$ u.c.) un bāzi $Zn(OH)_2$, kuros viņš ir kations (metals), bet no otras puses cinka hidroksids ar natriju hidroksidu reagē kā skābe, jo pēdējās reakcijas rodas sāls, kuras anionā eeset cinks, (ta tad ka metaloids).



Tas izskaidrojas caur to, ka $Zn(OH)_2$ var disociēt ka bāze, jeb ka skābe:



Tados gadījumos runa par elementu amfotero raksturu.

3) Ja apskatīsim ka mainas īpašības pēdējiem elementeem, ja parejam, paleekol veenā un tānī pašā grupā, no augšas uz apakšu (t.i. ar augošu atomsvāru), tad redzam, ka (izņemot apakšgrupā b elementus O, I un II grupā) metaloidas īpašības paleek vajakas, jeb metaliskas stiprakas.

Peem, rindās $S \rightarrow Se \rightarrow Te$, ka jau redzejam, tapat arī $N \rightarrow P \rightarrow As \rightarrow Sb \rightarrow Bi$, ka to vēlāk redzesim, šo elementu skābes paleek, vajakas un pašu elementu īpašības tuvojas metalu īpašībām; pēdējie locekļi sinīs rindās spēj aizveetnot skābju ūdenradi un tā dot sālis ($Te(SO_4)_2$, $SbCl_3$, $BiCl_3$ u.c.)

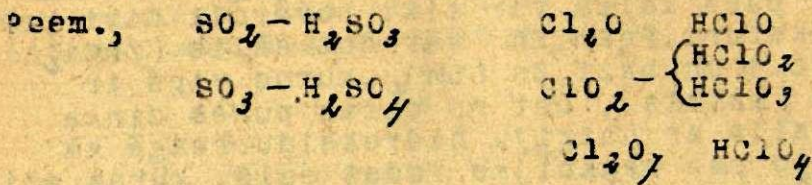
Pretejo likumību mēs atrodam pēdējiem elementeem, kas atrodas apakšgrupās b, O, I un II grupā. Rindās $Cu \rightarrow Ag \rightarrow Au$, jeb $Zn \rightarrow Cd \rightarrow Hg$ metaloidais raksturs pēeaug.

Sakarā ar sacito, visbāziskais metals ir meklejams I grupā, apakšgrupā a, apakša (Cs) un visstiprākais metaloids VII grupā, apakšgrupā b, augšā (F, Cl).

4) Ja kombinesim 2) ar 3), tad dabunam slēdzeenu, ka caur visu sistemu ir velkama diagonale apm. no B uz J_1 , kas atdala metaloidus no metaleem: apakšējā daudzstūrī pa kreisi

būs metali, ar "visstiprako" - apakšā Cs; augšējā daudzstūrī pa labi - metalcidi ar "visstiprakeem" augšā F, Cl. Jo tuvāk kāds elements stāv šai līnijai, jo vairāk viņam ir "amfoters" raksturs.

5. Eevērojot to, ka ar augošu valenci aug elementu skabais raksturs, varam slēgt, ka ja veens un tas pats metaloids uzrāda pret skābekli dažādu valenci, tad atteecīgā skābe, kas ir atvasināta no augstakvērtīga oksīda būs stipraka par to, kas ir atvasināta no zemakvērtīga oksīda:

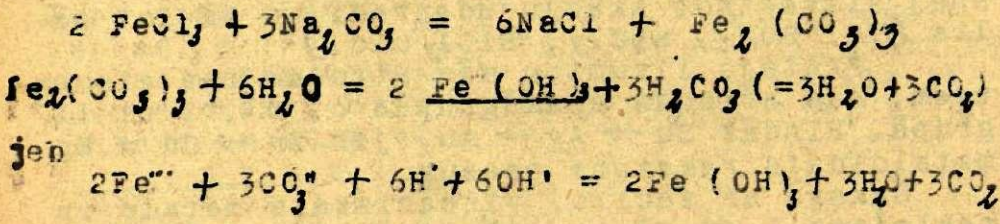


H_2SO_4 resp. $HClO_4$ ir stiprakas par eepreekšējām. Tapat arī ja veens un tas pats metāls var būt ar dažādu vērtību, tad augstakas vērtības gadījumā viņam būs vājākas bāziskas īpašības, ka zemākas vērtības gadījumā.

peem., Mangans divvērtīgais dod bāzisku hidroksīdu $Mn(OH)_2$ un sālis $MnCl_2$, $MnSO_4$ u. c. Turpreti no 7-vērtīgā ir atvasināmas sālis "permanganāti", kur mangans eeeet sālis anionā, ka metaloids ta tad, MnO_4^-

Tālak chromoksīds, Cr_2O_3 ir bāziska rakstura, viņš dod hidroksīdu $Cr(OH)_3$ un sālis, peem., $CrCl_3$, $Cr_2(SO_4)_3$, kurās Cr ir kations. Turpreti chroma trioksīdam CrO_3 ir skābes anhidrida raksturs un chroms eeeet šīs chromskābes anionā CrO_4^{2-} .

Sacītāls dod mums aizrādījumus arī uz to, ka izturesees dažādas sālis ar veenadu kationu, bet dažādam valencem, pret hidrolizi. peem., divvērtīgās un trīsvērtīgās dzelzs karbonāts: $FeCO_3$ un $Fe_2(CO_3)_3$. Pēdejā saveenojušā dzelzs ir trīsvērtīga, tadēļ viņas bāziskas īpašības būs vēl vājākas ka pirmā sāļ. Tadēļ ja pirmā sālis ir daudz maz pastāvīga, tad otrā tiklīdz raduses udepainā šķīdumā, tūlit hidrolizejas un pāriet $Fe(OH)_3$.



118. Periodiskās sistēmas nozīme.

Periodiskā sistēmā ir dažas tukšas veetas, kurās jāatrodas ir elementeem, kas vēl nav atrasti. Pēc atteecīgas veetas mēs varam paredzēt jaun atrodama elementa īpašības un, atomsvāru. Kad *Mendelēev's* publicēja savu tabeļi, viņā bij vairak tukšu veetu, ka tagad; nebij pēmeram pazīstami elementi Sc, Ga, Ge. *Mendelēev's* pamatodamees uz periodisko likumu noteica kādas īpašības šēem, toreiz vēl nepazīstameem, elementeem ir jābut. Kad vēlāk šee elementi tika atrasti, *Mendelēev'a* paredzejumi izrādījās par pareizeem.

Bez tam periodiskā sistēma dod pēeturaspunktus pēe atomsvāra atrašanās un dod eespēju atomsvārus zināmās robežās pārbaudit.

119. Nenoteiktības periodiskā sistēmā.

1) Tā valence, kas noteic elementa pēederību pēe noteiktas grupas ne katru reizi ir atteecīgā elementa faktiskā maksimālā vērtība. Pēem., Cu, Ag, Au stav pirmajā grupā, viņu (maksimālā) vērtībai ir jābut = 1, bet pāteesībā augstakas vērtības oksīdi pēe šēem elementeem ir CuO , Ag_2O , Au^{OH}

Ka jau zināms elementeem ir pēeži pret veenu un to pašu otru veelu vairakas vērtības periodiskā sistēma no visām viņām izceļ tikai veenu raksturīgu augstako (kaut arī nekatru reizi) vērtību, par pārejām vērtībām nēko nesacīdama.

2) Periodiskā tabeļē ir grūtība ar, ta sauc, "retu zemju" eevētošanu; ir pazīstami 13 elementi (veens vēl nav pazīstams), kuru oksīdu formula ir R_2O_3 un kureem vīseem ir jāstāv veenā veetā III grupā, bet kuru atomsvāri eetiļpst plašajās robežās sākt ar 140,9 un beidzot ar 175,0 un ir leelaki par nakoša elementa atomsvāru, kas stāv ceturtnā grupā (Ce = 140,25).

3) Trijos gadījumos elementi neseko vīss veens otram pēc augošā viņu atomsvāra, bet pēc kritoša atomsvāra:

| 1) <u>Ogr.</u> | <u>Igr</u> | 2) <u>Ogr.</u> | 3) VI | VIIgr. | |
|----------------|------------|----------------|-------|--------|--------|
| A | K | Co | Ni | Te | J |
| 39,88 | 39,10 | 58,97 | 58,68 | 127,5 | 126,92 |

Īpašību atteecības leekšos elementus eevē-
tot tādā kārtībā, neskatoties uz to, ka atom-
svaru kārtība ir preteja.

4) Līdz šim mēs peeturejamees pee principa,
ka katram elementam atomsvars noteic viņa
veetu sistemā un ta tad ari viņa īpašības. To-
mēr izrādas ka ir vairaki likumīgi noteikti
gadījumi, kuros dažādeem elementeem ir veena-
das kvalitatīvi-analitiskas-kimiskas īpašības
bet dažāds atomsvars. Šādeem elementeem ir ja-
stāv veenā veetā periodiskā sistemā. Viņi
teek saukti par "izotopeem." Peem, tanī veetā
kur stāv svins, ir jastāv 7 elementeem (izoto-
peem):

| | | | | |
|----|------|------------|-----------|---------|
| 1) | RaG. | Radijs G | atomsvars | 206,0 |
| 2) | Pb. | Svins | " | 207,2 |
| 3) | ThD. | Torijs D | " | 208,0 |
| 4) | RaD. | Radijs D | " | 210 |
| 5) | AcB. | Aktinijs B | " | (210 ?) |
| 6) | ThB | Torijs B | " | 212 |
| 7) | RaB | Radijs B | " | 214 |

Tādu gadījumu ir vairak.

120. "Kārtības skaitlis" un atomu būve.

Reiz periodiskā sistemā ir gadījumi, kuros
1) elementeem ir jastāv citās grupās (uz ele-
menta īpašību pamata), neka to pagēr viņu
atomsvari, un 2) izotopeem elementeem ir
veenādas kimiskas īpašības, bet dažādi atom-
svari, tad princips, ka elementu īpašību no-
telcejs ir veenīgi atomsvars, ne veenmēr ir
pareizs. Pēdejos gados tad ari izdevās atrast
īpašību, kas noteikti raksturo elementu īpa-
šības un labak noteic elementu veetu perio-
diskā sistemā. Šī īpašība slēpjas pašos ele-
menta atomos un ir atoma pozitīvā kodola
elektriskais lādins.

Ka jau agrak tika aizrādīts, pēc
R u t h e r f o r d'a un B o h r'a teori-
jas elementa atoma centrā atrodas "kodols" ar
noteiktu pozitīvās elektrības lādiņu, ap ku-
ru pa rinkeem (pēc Bohr'a) jeb elipsem (pēc
Sommerfeld'a) cirkulē veens jeb vairaki ne-
gativee elektroni. Peem, zim 26 rāda ūdeņrada
atoma modeli. Ap pozitīvo kodolu, kura rādijs
ir apm. 1840 reiz mazaks, ka negativa elek-
trona rādijs, cirkulē $0,55 \times 10^{-8}$ cm. attalu-
mā veens elektrons, un apeet veenā sekundē
kodolu $6,2 \times 10^8$ reiz. Lai labak sev sos le-
lumus stādīt preekšā, eedomasimees ka esam
atomu paleelinājuši tik reiz, ka viņa kodola
leelums līdzinas smilšu graudiņa leelumamar
rādiju = 0,1 mm., tad negativa elektrona



Elektrona rādijs $= 1,9 \times 10^{-13}$ cm.

Kodola rādijs apm. 1840 reiz mazaks

Elektrona attālums no kodola apm. 30000 reiz leelaks ka elektrona rādijs.

7im. 26

leelums līdzinasees apm. kājbumbas leelumam, kas cirkulē ap šo smilšu graudiņu apm. 5 kilometru attālumā! Neitralā atomā, kodola pozitīvam lādiņam jābūt ir tādā pat, ka elektrona lādiņam. Ja šāds H atoms savu elektronu zaudē, tad mēs dabūjam ūdeņrada kationu.

Rutherford's eksperimentelā ceļā aprēķināja kodola pozitīvo lādiņu. Peetam izrādījās, ka ja ūdeņrada kodola lādiņu peem $= 1$, tad pārejo elementu kodola lādiņš (Z) līdzinas apm. šo elementu atomsvaram, dalīteem uz divi ($Z = \frac{A}{2}$).

Peem., pee H = 1, He = $\frac{4}{2} = 2$, C = $\frac{12}{2} = 6$,

O = $\frac{16}{2} = 8$ u.c. Un tālāk, ja sakārtot

visus elementus pēc augošā viņu atomsvara un numuret tādu rindu:

| | | | | | | | |
|---|----|----|----|----|----|---------------|---|
| H | He | Li | Be | B | C | N | O |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 |
| F | Ne | Na | Mg | Al | Si | u.t.t. u.t.t. | |
| 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | | |

tad dabutee skaitļi līdzinas apm. Atomsvars
2

ta tad - līdzinas kodollādiņam.

Šos skaitļus sauc par "kārtības skaitļem".

Kārtības skaitlis = kodollādiņskaitlis.

Reiz ta tad kārtības skaitlim ir nevis formāls saturs, bet fizikāls saturs, tad rodas iespēja agrākā ~~bet~~ principa veetā uzstādīt citu:

Elementu īpašības ir viņu kārtības skaitļa (= kodollādiņskaitļa) periodiskā funkcija.

Kodollādiņskaitlis peetam nav periodisks. Vismazākais ir pee ūdenrada=1, visleelākais pee urana=92. Izotopeem ir veenads kodollādiņskaitlis. Viņeem ta tad ir jastāv periodiskā sistēmā veenā veetā.

121. Izotopi.

Lai izskaidrotu izotopu savado īpašību-ka viņeem ir veenadas ķimiskas īpašības, bet dažādi atomsvari, -ir jāpeenem, ka Daugstako kārtības skaitļu elementu kodols sastāv no vairakeem veenkāršeem kodoleem (helija, jeb ūdenrada(?) kodoleem), kuri 2) turas kopā pateicotēes tam, ka starp viņeem atrodas arī negativee elektroni, ta sauc., "kodolelektroni", jo bez pēdejeem pozitīvee veenkārše kodoli atgrūstos veens no otra. Bet ta ka katrs negatīvs elektrons pazemina kodola kopīgo lādiņu (kārtības skaitli) pa veenu veenību, tad lai būtu sasneegts vajadzīgais kārtības skaitlis pee atoma, viņa komplicitetā kodolā ir jāeeet vēl dažeem veenkāršeem kodoleem. Izrādas ka atomu masu (atomsvaru) noteic galvenā kārtā pozitīvo kodolu masa, bet atomu ķimiskās īpašības-ka jau zināms-noteic kodollādiņš (=kārtības skaitlis). Bet no augšā sacitā mēs redzam, ka caur noteikta daudzuma elektronu un veenkāršo kodolu eesešanu komplicitetā kodolā, peeaug atoma masa; bet kodollādiņš var palikt tas pats, no ta tad top saprotams, ka elementu atomsvars var būt dažāds, bet ķimiskās īpašības paliks tās pašas. To arī mēs atrodam pee izotopeem.

Peem., eedomasimees, ka kāda elementa atoma komplicitetais kodols sastāv no helija kodoleem. Katra helijakodola lādiņš ir 2 veenības (kārtības skaitlis=2). Eedomasimees tālak, ka šāda atoma kodols zaudē veenu helija kodolu, caur to jauna atoma kodollādiņš un līdz ar to arī viņa kārtības skaitlis mēzinas pa divi. Mums ir jauna veela, ja šī atoma kodols tālak zaudē veenu negatīvo elektronu, tad atoma kodolā pozitīvais lādiņš (un kārtības skaitlis) peeaug pa veenu veenību, un ja viņš zaudē vēl veenu elektronu, tad kārtības skaitlis šim atomam būs tāds pat, ka sākumā, arī ķimiskās īpašības būs agrākās, turpreti atomsvars (un līdz ar to arī tās īpašības, kas stāv sakarā ar atomsvaru (masu) ka peem., specif. svats (skat. tabeli) u.c. būs cits.

| | | | |
|--------------------------|---------|--------|--------|
| Svina izotopu atomsvars: | 206,085 | 206,34 | 207,20 |
| Specif. svars: | 11,273 | 11,268 | 11,337 |

No augšā sacitā seko, ka caur veenkāršo kodolu un elektronu zaudēšanu (faktiski izstaro-

šanu) var notikt elementu pārvēršanās citos elementos un izotopu rašanās. Taisni tādi procesi arī norisinās pēc radioaktīvās pārvēršanās, ka to vēlāk redzēsim.

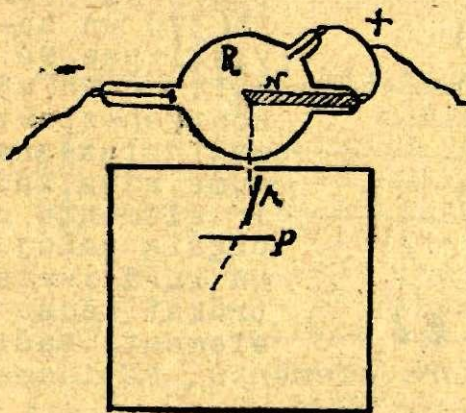
Ap komplicēto kodolu cirkulē notektos atbāļumos pa vairakeem riņķeem (elipsem) āreiee negativee elektroņi, kuru skaits neitrālā atomā līdzinas atoma kodollādiņskaitlim.

122. Röntgen-staru spektri

Kārtības skaitlis dabuja savu fizikālu pamatojumu vēl citā zinātnes laukā. Pēc tam, kad M.v. L a u e (1912g.) pēerādija Röntgen-staru viļņadabu (viļņagarums šeeem stareem ir $0,03-0,1^{\mu}$, kurpreti sarkano staru viļņagarums ir $0,760^{\mu}$, violeto- $0,380^{\mu}$ un ultravioleto- $0,1^{\mu}$), atradams metodu, ar kuras palīdzību ir eespējams izsaukt Röntgen-staru interferenci, W.H.unW.L. B r a g g'i un drusku vēlāk M o s e l e y's dabuja arī dažādu elementu Röntgen-spektrus.

Röntgen-staru interferenci un spektrus var dabūt, ja likt neparaleleem stareem, kas nāk no Röntgen-caurules (R zīm.27) un sastāv no viļņeem dažāda garuma, krist uz kādu kristal plāti (A). Kristālplāte reflektē dažāda viļņagaruma starus dažādos virzeenos, ta sadalidama tos spektrā (līdzīgi tam, ka prizma sadala balto gaismu krāsainā spektrā)

Tāds spektrs teek uzķerts uz fotografisku plati (P). Izrādas, ka viņš sastāv no daudzām līnijām, starp kurām arī izceļas sevišķas noteiktas līnijas, kas atkarajās no Röntgen-caurules antikatoda (N) veelas. Šīs līnijas nosauc par veelas "karakteristisko izstarojumu". Ja pagatavot antikatodu no dažādeem elementeem, un salīdzinat dabutos Röntgen-spektrus, tad izrādas, ka preteji parasteem krāsaineem spektreem, viņi ir loti veenkārši un preekš viseem elementeem pēc savas uzbūves veenadi. Spektra līnijas ir eespējams apveenot



Zīm. 27

vairakās "sērijās", peekam pastāv veenkārša atkarība starp spektreem un kārtības skaitli.

1) No $\text{Ca}(11)$ līdz $\text{Zn}(30)$ spektrs sastāv no 5

līnijām, tā sauc, "K-serija", veen.

2) Ar Zn Pee K spektra pēveenojas klāt jaunā "L sērija", sastāvošā no 10-14 līnijām. Viņa paleek līdz urānam (92).

3) Pee Nd (60) beidzas "K sērija".

4) Ar Au (79) pee L sērijas pēveenojas "M sērija" no 7 līnijām. Viņa arī paleek līdz urānam.

Vēlāk tika vēl citas sērijas atrastas ja sākartot tagad visu elementu Röntgen-

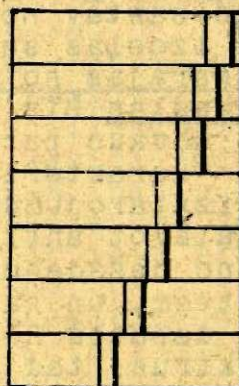
spektrus veenu zem otra pēc elementu augoša

kārtības skaitļa, tad visu sēriju līnijas pār-

veetojas pamazam pret spektra malu ar tsakeer

vilņiem. Ta ir veenigā starpība starp dažādu

elementu Röntgen-spektrēm ar veenadām sērijām (skat. zīm. 28, kurā dažū elementu spektri (K sērija) ir salikti veens zem otra)



As (kārt. skaitlis 33)

Se (34)

Br (35)

Rb (37)

Sr (38)

Nb (41)

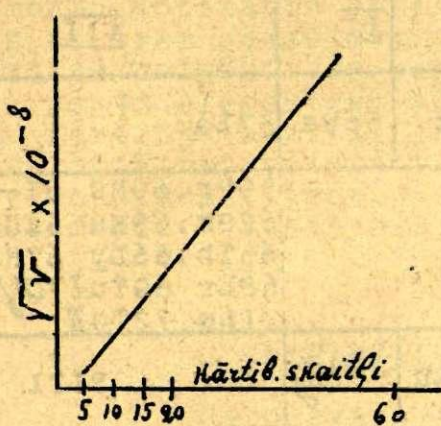
Rh (45)

← viļņu garumi
nm.

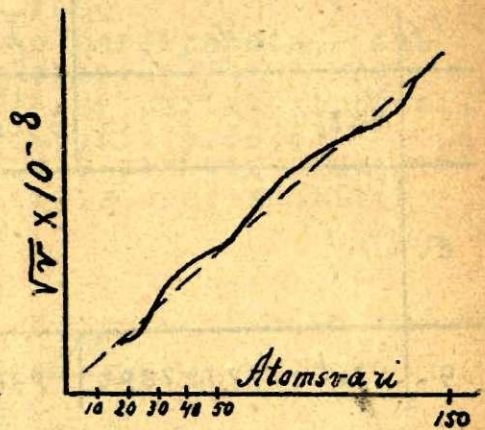
Zīm. 28

No zīmejuma ir redzams, ka tur, kur kāds elements ir izlaists, tur arī spektra līnijas rāda lēceenu (peem., līnijas pee Br (35) un Rb (37) un sevišķi pee Nb (41) un Rh (45)] Röntgen-spektru salīdzināšana mums rāda, kāds ir elementu dabīgais sekojums, un kurā veetā trūkst kāds elements. Paši

spektri peetam raksturo elementu. Pētidams Röntgen-spektrus, angļu fiziķis M o s e l e y's atrada nozīmīgu likumu, viļņu garumam ir otrādi proporcionāls "svārstišanās skaitlis" (ν) ("Schwingungszahl") t.i. svārstījumu skaits sekundē, un ja uz ordinātu asis apzīmēt kvadrātsaknes no svārstišanās skaitļa preekš dažādu elementu K resp. L.u.c. sēriju līnijām, bet uz abscisu asis veenā gadījumā kārtības skaitli, otrā-, atomsvarus (zīm. 29-30), tad pirmā gadījumā dabunam taisnu līniju, otrā ne.



Zīm. 29



Zīm. 30

Ta tad - Kvadratsaknes no svārstišanas skaitļiem preekš dažādu elementu veenas un tās pat/spektru sērijās (veenalka kādas) līnijām, atkaraias teeši un veenkārši no elementu kārtības skaitļiem un nevis no atomsvāriem.

(M o s e l e y'a likums)

Ke kārtības skaitļi, ta arī svārstišanās skaitļi nav periodiski. No ta teek slēgts ka elementu periodicitate neatkaraias no kodollādiņa, bet no ārejo elektronu grupējuma ap kodolu.

123. Kārtības skaitļa nozīme preekš elementu mācības.

1) Mums ir dota iespēja, neatkarīgi no atomsvāriem pētīšanas, - eksperimentālā ceļā atrast elementu kārtības skaitli, - ta tad noteikt veetu periodiskā sistēmā un līdz ar to noteikt ķīmiskās īpašības.

Mums jau ir zināms, ka, piem., Co atomsvārs ir lielāks par Ni atomsvāriem, un tomēr Co ir periodiskā sistēmā jāstāv preekš Ni. Izrādijās ka teešam Co kārtības skaitlis (27) ir mazāks par Ni (28). To pašu atrodam arī pee A un K, ka arī pee Te un J.

Pee retām zemem mēs atrodam sekošu: La ar kārt.sk. 57 stāv trešā grupā, Ce ar 58 - IV grupā (CeO2). Pēc Ce seko Pr (59), Nd (60) u.c. līdz Tu II (72), bet šee elementi ir trīsvertīgi (PrO2?). Veeta šeeem elementiem ta tad būtu III. grupā. Preekš cērija? Bet to neatļauj kārt.skait. sekojums. Tadēļ

viršējam būtu jāstāv III. grupā nakošā rindā
(skat. tabeli):

| | | | | |
|----|----------------|------|------|--|
| 7. | 0 | I | II | III |
| | 54X | 55Cs | 56Ba | 57La |
| 8. | | | | 59Pr. 60Nd 61- 62Sm. 63Eu 64Gd 65Tb. 66Dy 67Ho 68Er 69Tm <i>70Yb</i> 71Lu 72Uu |
| 9. | 76Os 77Ir 78Pt | 79Au | 80Hg | SIT1 |

| | | | | |
|--|------|------|------|-----|
| | IV | V | VI | VII |
| | 58Ce | | | |
| | | 73Ta | 74W | 75- |
| | 82Pb | 83Bi | 84Po | 85- |

u. t. t.

Peetam kārtības skaitļi mums rāda, ka starp Ce un Pr tukšās grupas: V, VI, VII, 0, I, II nav jābūt nekādeem elementeem. (šefirheno-teiktība period. sistēmā). Bāziskās īpašības pēretām zemem krīt šādā sekojumā

La, Ce (trīsvērtīgais), Pr, Nd, Sm

Y... Gd, Tb, Er, Yb... Sc

2) Kārtības skaitļi mums rāda, ka pavisam var būt 92 elementi. T. i. 92 pamatveelas ar dažādām ķīmiskām īpašībām. De l t o n'a uzskats, ka atomsvars noteikti raksturo atomu, un tā tad arī elementu (skat. 24. lap. 28). būtu jāatmet, jo 1) pē izotopeem ir dažādi atomsvari, bet veenadas ķīmiskās īpašības un 2) mēs vēlāk redzesim gadījumus, kuros elementeem ir dažādas ķīm. īpašības, bet veenādi atomsvari.

Ja uzskatīt tikai ķīmiskās īpašības veenīgi, ka tādas, kas noteic elementu, tad izotopu elementi nav uzskatāmi par dažādeem elemen-

teem, bet par veena un ta paša elementa dažā-
deem stāvokļiem.

Daži pētneeki tomēr skaita katru atsevišķu izotopu par sevišķu elementu. Tādā gadījumā elementu kopskaits ir ap 140.

Kāds no šiem eeskateem tas pareizākais, - tas grāmatas beigās tiks parādīts.

No 92 elementiem vēl nav pazīstami peeci. Viņu kārtības skaitļi ir 43, 61, 75, 85, 87.

(Peeliktā periodiskā tabelē pirmais skaitlis ir elementa kārtības skaitlis, bet skaitlis zem simbola - atomsvars).

slāpeklis.

(Atomsvars = 14,01)

124. Vispārīgi.

Atrodas gaisā, sevišķi brīvā veidā. Saveno-
jumos dabā atrodams amoniakā, slāpekļskābēs
sālīs, kā čili zālpeters (NaNO_2) u.c. Slāpek-
lis arī ir nepececešama olbaltuma sastāvdaļa.

125. Atmosferiskā gaisa sastāvs un "cēlās gāzes"

Atmosferiskā gaisa sastāvs ir šāds:

| | | |
|---------------------------|--------------|--|
| 78,06 tilpuma procenti... | N_2 | } Ilit. sausa tī- ra gaisa sver- zem norm.nosac. <u>1,293g.</u> |
| 21,00 " " " | O_2 | |
| 0,94 " " " | Cēlc gāžu | |

Cēlās gāzes, ka gaisa sastāvdaļa, tika atrās-
tas deviņdesmitajos gados. Atrastas viņas tika
pa daļai caur to, ka slāpeklis, kas tika da-
būts no gaisa, bij 0,5 % smagāks nekā tīrs
slāpeklis. Bij jādama, ka atmosferas slāpek-
lim ir klātpeemaisitas kādas speciifiski sma-
gākas veelas. Šīs veelas - gāzes - izrādijās
sekošas:

| | |
|---------------|------------------|
| He (helijs) | atomsvars = 4,00 |
| Ne (neons) | " = 20,2 |
| A (argons) | " = 39,88 |
| Kr (kriptons) | " = 82,92 |
| X (ksenons) | " = 130,2 |

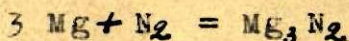
No 0,94 tilpuma procentiem cēlc gāzu gaisā

| | | | |
|------------|-----|---------|------------|
| uz argonu | nāk | 99,785 | tilp.proc. |
| " neonu | " | 0,16 | " " |
| " heliju | " | 0,055 | " " |
| " kriptonu | " | 0,0005 | " " |
| " ksenonu | " | 0,00006 | " " |

Lai dabutu cēlās gāzes no atmosfēras gaisa, pēdejo, peem, laiž pār sakarsetu varu, kas saista skābekli



Tāļak gāzes laiž par kvēlojošu magniju, kas saista slāpekli N



Gāzveidīgo atlikumu šķīdrīna un ar pakāpenīskās destīlacījas palīdzību atdala atsevišķās cēlās gāzes veenu pēc otras. Helīja vīšanās temperatūra ir ļoti zema: $-268,5^\circ$ (Ne- 243° ; A- $186,9^\circ$; Kr- 152° ; X- 109°) cēlās gāzes nesaveenojas ne ar veenu veelu un arī savāstarpā ne. Arī vīru atomi nespē dubultotēes, un tadēy cēlo gāzu molekula sastāv no 1 atoma. (Pee A var tomēr zem 85° absol. temp. novērot molekulas: A_2) Vēlakā laikā pee cēlām gāzem tīka peeveenota vēl "Radīa emanacīja" ("nitons") ar atomsvaru 222. Vīra var atrastees ļoti mazos daudzumos gaisā.

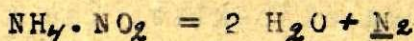
126. Slāpekļa pagatavošana un īpašības.

a) No gaisa caur skābekļa saīstīšanu ar fosforu jeb karsejamo varu, ogli u.c.

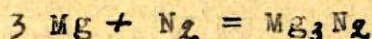


paleek pāri slāpekliis (ar cēlajām gāzem).

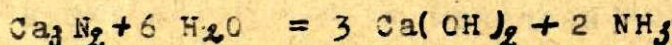
b) Laboratorījas metode caur amonīja nītrīta šķīduma sīldīšanu



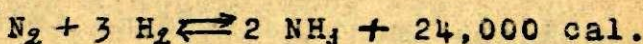
īpašības. Gāze bez krāsas, bez smakas bez smēķes. Ūdenī šķīst mazak, ka skābekliis. Neuztur degšanu un ēlpošanu. Nedeg. Vāji reagejoša gāze. Aukstumā saveenojas teeši tīkai ar lītīju (Li) Pee paaugstīnatas temperatūras saveenojas ar Mg (- Mg_3N_2), Ca (- Ca_3N_2), Boru (-BN) un dod "nītrīdus", p.peem,



Nītrīdī teek no ūdens sadalītī, peekam īzdalās A amonīaks.



Pee elektriskas leesmas temperatūras saveeno-
jas ar H_2



No 1 tilpuma slāpekļa un 3 tilp. ūdeņrada rodas 2 tilpumi amoniaka. Reiz stājees saveenojumos, N dod tomēr leelu daudzumu dažādu saveenoju-
mu, sevišķi organisku veelu, ka to peerāda dažādas olbaltumveelas, krāsveelas, eksplodejo-
šas veelas u.c.

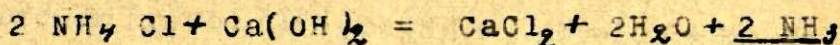
N molekula sastāv no diveem atom.
Valence 2, 3, 4 un 5. Šķidrslāpekklis, vārās
pee $-195,7^\circ$.

slāpekļ - ūdeņrada saveenojumi.

127. Amoniaks NH_3 .

Atrodas neleelos daudzumos gaisā; rodas
sevišķi pee organisko veelu pūšanas.

Laboratorijas pagatavošanas metoda pastāv
eekš amoniaka sāļu (amoniija sāļu) sildišanas
ar bāzem, p. peem., KOH jeb $Ca(OH)_2$

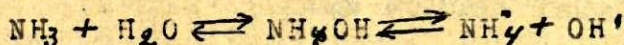


Teknikā teek pagatavots caur akmeņogles
sauso destilāciju (amoniaks te ka blakus pro-
dukts), jeb caur teešu saveenošanu N ar H
ar dažādu katalizatoru starpniecību (osmijs,
dzelzs) pee augsta speedeena un pazugstinātas
temperatūras (līdz 500°). (Haber'a process)
u.c.

Īpašības. Bezkrāsas gāze ar asu smaku. Ļo-
ti daudz šķīst ūdenī:

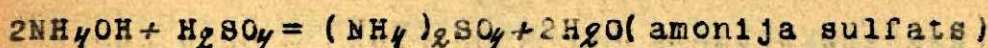
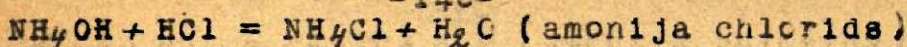
| | | | |
|---------------|----------------|---------|-------------------|
| pee 0° | 1 tilp. H_2O | šķīdina | 1148 tilp. NH_3 |
| " 16° | " | " | 764 " " |

Pee 15° peesatināts šķīdums satur 35% NH_3 ,
Ūdeņainam šķīdumam ir vājas bāzes rakstura,
jo viņā notiek sekoša reakcija:

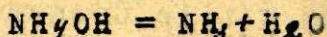


peekam NH_4OH ļoti mazā mērā ir disociejis
ionos (disoc. grāds = 0,4 1 norm. šķīd.)

No līdzinājuma ir redzams, ka kations ir
 NH_4^+ - tā sauc., amoniija grupa. Viņa ir veenvēr-
tiga. Brīvā veidā nav pazīstama. Tādēļ NH_4
zināmā zinā ir uzskatams ka metāls, kurš gan
tikai pastāv šķīdumos ka kations un ar skābju
anioneem dod sālis. Peem.,



Pee sildišanas amoniaka šķīdums izdala NH_3

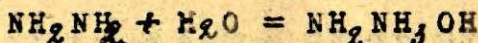


NH_3 ir vājš reducētājs:

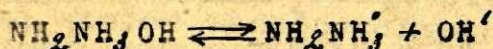


128. Hidrazins (Diamids) H_2N-NH_2 .

Bezkrāsains šķīdums ar vār. temp. $113,5^\circ$. Nepastāvīgs. Giftīgs. Ūdenī šķīst visos daudzumos, peekam rodas hidroksids - "hidrazinhidrāts" $NH_2NH_2 \cdot OH$.



Šis hidrāts, preteji amonija hidrātam, ir pazīstams brīvā veidā, ka bezkrāsas, pastāvīgs šķīdums ar vārišanās temper. $= 120^\circ$. Viņš saēd stiklu un tadēy teek uzglabāts parafinētos traukos. Ir hāze (dis. grāds mazāks ka NH_4OH):



Ar skābem dod sālis un ūdeni:

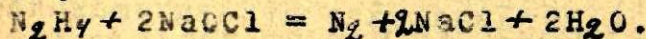


cits peemērs: $NH_2NH_2 \cdot SO_4$ (skābais hidrazinsulfāts) u.c.

Hidrazins ir enerģisks reducētājs:

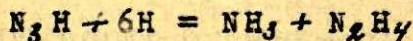


peem.



129. Slāpekļūdenradskābe N_3H .

Tīra bezūdensskābe ir bezkrāsas šķīdums ar asu smaku. Vāras pee $+ 37^\circ$. Viņas tvaiki pee aizdedzinašanas ļoti stipri eksplodē. Viņas ūdenīainam šķīdumam ir skāba reakcija. Pēc stipruma tuvojas etiķskābei. N_3H ūdenīains šķīdums šķīdina metālus, ka Zn, Fe, Mg, Al , peekam izdalās H_2 , kas pa daļai reducē N_3H :

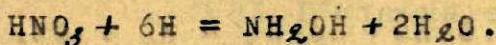


slāpekļūdenradskābes sālis sauc par "azideem". Peem., $AgN_3, HgN_3, Pb(N_3)_2$. Daži azīdi, ka peem., $AgN_3, Pb(N_3)_2$ pēc sava izskata un šķīstamības ūdenī līdzinas atteecigeem chlorīdeem. Interesants ir amonija azīds ar savu formulu $(NH_4)N_3$ t.i. N_4H_4 . Azīdi var eksplodēt. Slāpekļūdenradskābes strukturformula ir:

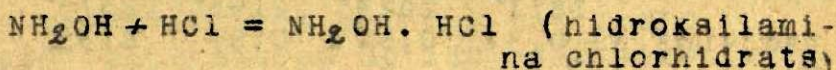


130. Hidroksilamins. NH₂OH.

Rodas, peem., pee slāpekļskābes reducešanas ar ūdenrādi "in statu nascendi" zem sevišķeem nosacījumeem.



Ģeeta veela ar kušanas temp. +33°. Pee 130° sadalas ar eksploziju. Ūdenī labi šķīst. Ir bāze. Vājaka par amoniaku. Spēj peeveenot skābes un tā dot sālis. peem.,



Hidroksilamins ir stiprs reducetais.

slāpekļa saveenojumi ar skābekli.

slāpekļis dod sekošus saveenojumus ar skābekli:

- N₂O - slāpekļa oksiduls NO₂ - slāpekļa dioksids
 - NO - slāpekļa oksids N₂O₄ - slāpekļa tetroksids
 - N₂O₃ - slāpekļa trioksids N₂O₅ - slāpekļa pentoksids
- (slāpekļa paskābes anhidrits) (slāp.skābes anidr.)

131. slāpekļa oksiduls N₂O.

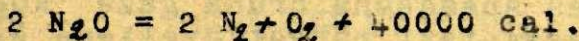
Pagatavošana laboratorijās. Parasti caur sausā amonija nitrata sildišanu ap 170°.



Reiz reakcija eet ar siltuma atdošanu, tad reiz eestājusees, viņa eet tālākbez sildišanas no āreenes. Leesmu var atņemt. Ja pārak stipri sildit tad var notikt eksplozija.

Īpašības. Gāze bez krāsas, ar patikamu smaku un pasaidu smeku. Pēc eelpošanas izsauc narkotisku stāvokli. Šķīst ūdenī (1 tilp. H₂O šķīdina pee 10° 0,92 tilp. N₂O). N₂O var veegli atdot savu skābekli, tadēļ uztur veelu degšanu (kvēlojoša ogle parasti uzleesmo slāpekļa oksidulā, sērs parasti nedeg, fosfors deg).

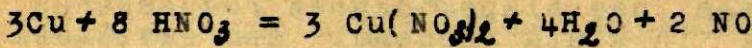
N₂O ir endotermisks saveenojums un sada las zem elektriskas dzirksteles eespaida.



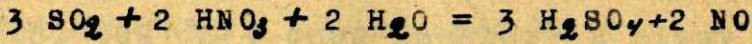
132. slāpekļa oksids. NO.

Pagatavošana I) Caur atšķaiditas slāpekļ-

skābes (specif. svāra 1,2) reducešanu ar varu



Jeb^{SO₂}, laižot viņu caur/siltu atšķaidītu HNO₃ (ar spec. svāru 1,15):



SO₂ tā tad oksidejas līdz H₂SO₄, bet slāpekļskābe reducejas līdz NO.

2) Ja sakarset atmosferisku gaisu līdz

| | 1811° | 2023° | 2195° | 2675° | abs.T. |
|--------------|-------|-------|-------|-------|----------------|
| tad viņš sa- | 0,37 | 0,64 | 0,97 | 2,35 | tilp. % |
| tur | | | | | NO līdz-svarā. |

Noteek apgriezeniska reakcija pee tam:

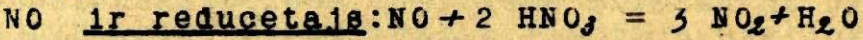
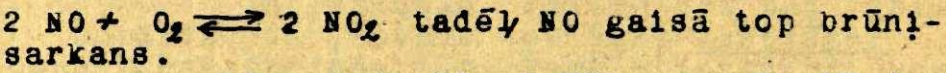


Tā ka NO šīnī gadījumā rodas ar siltuma uzņemšanu tad ja lēnam atdzisinat pee augstas temperatūras radušos NO maisījumu ar gaisu, - tad eet reakcija ←, viss NO atkal sadalās. Turpretī, ja peepeži dzesinat līdz temperatūram, pee kurām NO sadalīšanās ātrums ir mazs (apm. 700°C), tad NO var tikt dabuts.

Tas teek panākts caur elektriskas dzirksteles augstās temperatūras leetošanu preekš gaisa karsešanas ar sekojošu dzesinašanu.

Tādā ceļā teek saistīta gaisa slāpekļis technikā (Birkeland un Eyde metoda).

Ipašības. Gāze bez krāsas. Grūti šķidrīna. Ūdenī šķīst maz (pee 10° I litr. H₂O - 57cm³ gāzes). Endotermiska veela (kadēļ arī rodas pee augstām temperatūram un sadalās pee zemām, ja sadalīšanās ātrums nav pēdejā gadījumā pā-rak mazs). Uztur degšanu grūtāk ka N₂O (fosfors deg, bet ogle neuzleesmo), jo veegli saveenojas ar skābekli un dod slāpekļa dioksīdu ar brūni-sarkanu krāsu:



133. Slāpekļa dioksīds NO₂ un tetroksīds N₂O₄

Pagatavojams caur svina nitrāta karsešanu:



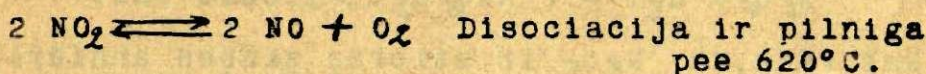
Pee atmosferas spēedeena brūnā gāze NO₂ apakš + 22° apgriezeniski pāreet dzeltenā šķīdumā, kas sastāv no N₂O₄:



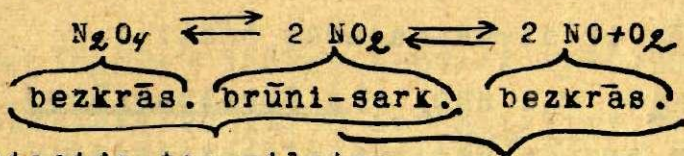
Pēdejā savukārt pē-12° saceetē bezkrāsai- nos kristalos. Tā ka reakcija \longrightarrow eet ar siltuma atdošanu un tilpuma mazinašanos, tad temperatūras pacelšana un speedeena mazinašana izsauc N_2O_4 disociāciju slāp. dioksidā. Līdzsvara konstanta šinī gadījumā ir

$$K = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

Augstas temperatūras (un mazs speedeens) izsauc skaititāja paleelinašanos. t. i. veicina N_2O_4 disociāciju slāpekļdioksidā. Šī disociācija top praktiski pilnīga pē 140°C. Bet pē temperatūram ap 180° sāk disociēt arī NO_2 :



Ar augošo temperatūru ir ta tad saistītas sekošas reakcijas:

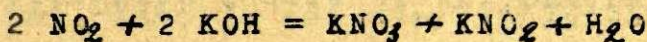


Disociācija top pilnīga pē 140°.

Disociācija eesās pē 180° un top pilnīga pē 620°

Šeem proceseem var veegli sekret, pateicotees krāsas maiņai.

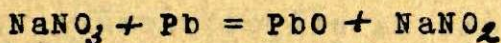
NO_2 ar alkalimetālu hidroksideem, ka KOH dod slāpekļskābes un slāpekļpaskābes kalija sālis



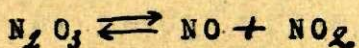
NO_2 ir stiprs oksidētājs. Ogle, sērs, fosfors viņā veegli sadeg.

134. Slāpekļa trioksids N_2O_3

Ja reducēt slāpekļskābes sālis, peem, kalija jeb natrija nitrātu ar svinu



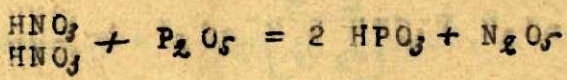
un apstrādat $NaNO_2$ ar skābi, tad zemām temperatūram rodas N_2O_3 , kas jau pē istabas temperatūras pa leelakai/daļai ir disociējis



bisociācija eesākas jau pee 0° un top pilnīga pee +50°. N₂O₃ ir apakš 0° zils šķidrums. N₂O₃ ir slāpekļpaskābes anhidrīds.

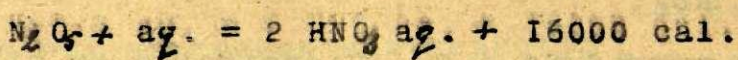
135. Slāpekļa pentoksīds N₂O₅.

Dabunāms no slāpekļskābes ar stipri ūdensatņemošu veelu palīdzību:



Jeb caur N₂O₄ oksidēšanu ar ozonu. Apakš + 8° bezkrāsas kristāli kas veegli sadalās: 2 N₂O₄ = 4NO₂ + O₂

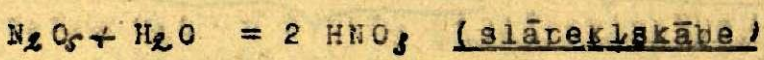
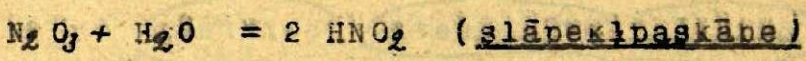
Pentoksīds ļoti enerģiski saveenojas ar ūdeni, pee kā atsvabinās daudz siltuma:



kas rāda, ka N₂O₅ ir stipras skābes anhidrīds.

Slāpekļa skābes.

Galvenās ir atvasinājamās šādi:

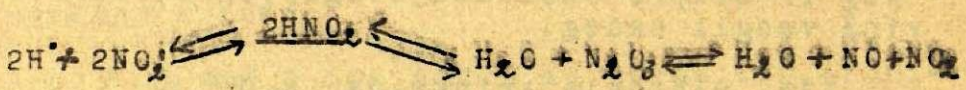


(N₂O₄ ar ūdeni var dot abas skābes:



136. Slāpekļpaskābe. HNO₂.

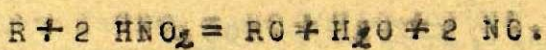
Brīva veidā nav pazīstama, jo sadalās; arī ūdenīnāms šķīdumos atrodas kā tāda tikai tad, kad tee ir stipri atšķaidīti un dzesināti.



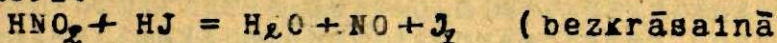
Disociācijas grāds viņai ir mazs (6% to norm.)

Ir eevērojami, ka slāpekļpaskābe var būt ka oksidētājs, ta reducētājs.

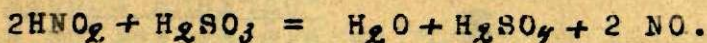
Oksidētājs ir patē molekula, kad viņa nav disociējuse jōnos (ta tad koncentrētos šķīdumos sevišķi).



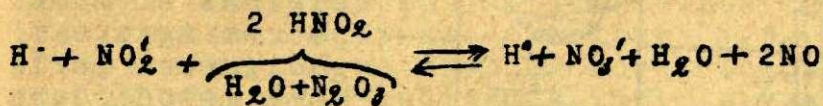
peemeri:



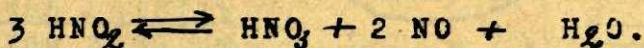
HJ šķīdumā izdalās jods).



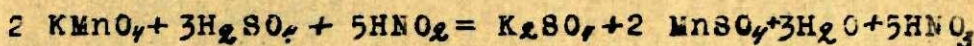
Turpreti, ja slāpekļpaskābe ir disociēju-
se jons (ta tad atšķaidītos šķīdumos), tad
jons NO_2' ir reducetais, un pāriet jonā NO_2
Šee joni NO_2' reducē pašā šķīdumā nedisoci-
etās molekulas HNO_2 :



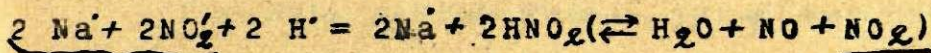
t. i.



Kalijpermanganats sērskābē šķīdumā oksidē
 HNO_2



Slāpekļskābes sāļi ir "nitriti". Alkali-
metalu nitriti rāda ūdenīnā šķīdumā bāzisku
reakciju (kapec ?). Ja paskābinat kāda nitri-
ta šķīdumu, tad izdalās brūnais NO_2 :



I 37. Slāpekļskābe, HNO_3 .

Pagatavošana. Parasti caur natrija resp. ka-
lija nitrāta sildīšanu ar konc. sērskābi retor-
tā. Slāpekļskābe pārdestilē tad dzesināmā trau-
kā. (zim. 31). Ja irņemts 1 mols NaNO_3 un 1
mols H_2SO_4 , tad reakcija eēt pee 130° šādi:



Tā ka peetam rodas bisulfats, tad ir sapro-
tams, ka veens sērskābes ūdenrādis ir palicis
neizleetots. Bisulfata ūdenrādi

var izleetot, bet tad ir jāpaceļ temperatu-
ru augstak; tad eēt reakcija:



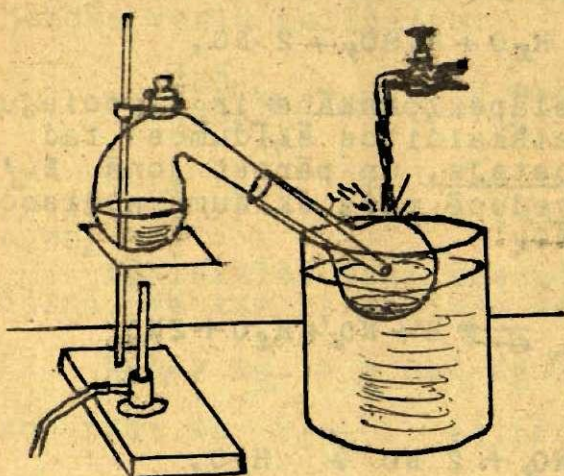
Jeb, ja saņemsim veenā līdzinajumā:



Tā tad uz 1 molu H_2SO_4 ir jāņem šinī gadiju-
mā 2 molus NaNO_3 .

pee šīs augstākās temperatūras HNO_3 pa daļai sadalās $2 \text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NO}_2 + \text{O}$ un NO_2 krāso pārdestīlējamo skābi sarkanbrūnā krāsā; tā rodas tā saucama

"sarkanā kūpošā slāpekļskābe" kurpretī pirmā gadījumā teek dabuta kūpošā bezkrāsaina skābe.



Zīm. 31.

Principis uz kura dibinas šī mums jau no agrakeem gadījumeem pazīstama metoda dabūt kādu gāzleb tvaikveidīgu saveenojumu caur savstarpu apmaiņas reakcijas realizēšanu pee paaugstinātās temperatūras.

pastāv eekš tam,

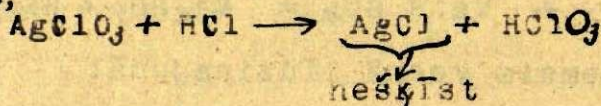
ka atteecīgais saveenojums ir gaistošs (HNO_3 , agrak HCl , u.c.) un ta izeet iz reakcijas vides un reakcija var eet līdz galam. Līdzsvaram neestājotees. (skat. § 37 lap. 45-46).



Gadījumos, kad skābe ļoti veegli sadalās pee skāšanās, tad viņu var pagatavot nevis izdzenot viņu iz reakcijas sferas ar sildīšanu, arī neizdzenot sāli MC , lai HA paliktu veena pāri (jo sālis pa leelakai daļai negaist), bet - ņemot tādas veelas, pee kurām rodas sāls MC , kas praktiski nešķīst vidē, ta tad izkrīt ka gulsnes, tā izeedama iz reakcijas sferas un ļaudama reakcijai eet līdz galam. Praktiski tīra skābe tad paleek šķīdumā.

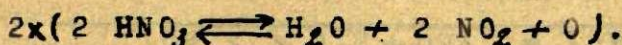


Tāds gadījums mums bij pee chlorskābes. Peem.,



Īpašības. Tīra slāpekļskābe ir bezkrāsas šķidrums, gaisā kūpošs. Spec. svars 1,53. Vārās pee 86° sadalīdamās peetam. No dažādi koncentrēteem šķīdumeem var tikt dabuts pee $120,5^\circ$ vārēšs šķīdums ar pastāvīgu sastāvu 68 % HNO_3

un spec. svaru 1,4 (skat. līdzīgus gadījumus pēc halogen-ūdeņrada skābēm). Slāpekļskābe zem gaismas un siltuma eespaida sadalās



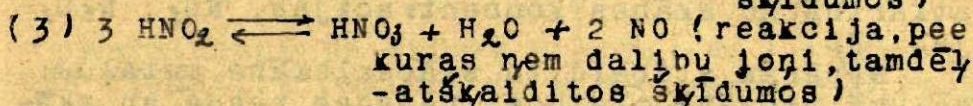
Ir stipra skābe: 0,1 norm. šķīdums disociē 90 % ; normala - 80 % : $\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ Veenvērtīga. Viņas sāļi ir "nitrāti".

HNO_3 šķīdina metālus, izņemot Au, Pt, Jr

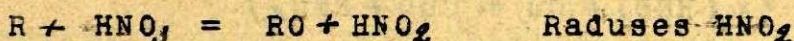
I38. HNO_3 kā oksidētājs.

Slāpekļskābe ir stiprs oksidētājs. Pēc oksidācijas procesiem pati slāpekļskābe reducējas līdz zemākiem slāpekļa oksīdiem ($\text{N}_2\text{O}_4, \text{NO}_2, \text{N}_2\text{O}_3, \text{NO}, \text{NO}$), atkarībā no skābju koncentrācijas.

Lai saprastu gadījumus, kuri tie var eestātees, ir jāeevēro pazīstamos trīs līdzinājumus:



I. Ja HNO_3 koncentrācija ir 60 % un vairāk, tad pirmā stādijā eet oksidācijas reakcija

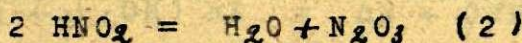
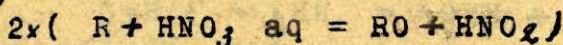


reagē ar HNO_3 : $\text{HNO}_2 + \text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (pēc līdz. (1))



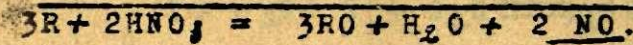
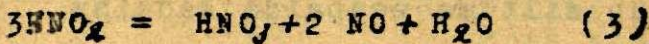
Ta tad 2 molekulas HNO_3 atdod veenu atomu skābekļa oksīdejamai veelai. Attīstas N_2O_4 .

II. Ja HNO_3 koncentrācija ir vidēja (50 %), tad tādā gadījumā ūdensklātbūtne dara apgriezisko reakciju (1) neespējamu. Tādēļ pēc R oksidācijas radusēs HNO_2 sadalās pēc līdzinājuma (2)



ta tad 2 molekulas HNO_3 atdod divi atomus skābekļa oksīdejamai veelai. Attīstas N_2O_3

III. Ja HNO_3 koncentrācija ir maza (30 % un mazāk), tad radusees HNO_2 disociē jomos un eet reakcija (3) (skat. I36).



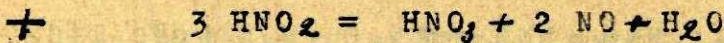
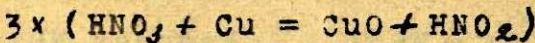
2 molekulas HNO_3 atdod 3 atomus skābekļa. Attīstās NO.

| | | | |
|---|------------------------|------------------|----------------------|
| Lai dabutu N_2O_4 vislabāk leetot | 70 | $\frac{4}{100}$ | HNO_3 |
| " | | (spec. sv. 1,42) | |
| " | N_2O_3 | " | 55 $\frac{4}{100}$ " |
| " | | (spec. sv. 1,35) | |
| " | NO | " | 32 $\frac{4}{100}$ " |
| | | (spec. sv. 1,2) | |

Vēl atšķaidītākas skābes dod N_2 , NH_3 , NH_2OH u.c. Reducētajam vajag būt tādām, kas reaģē ar atteicīgas koncentrācijas skābi. Ar ļoti atšķaidītām skābēm jau reaģē aktīvi metāli, ka Mg (dod H), Zn, Fe (dod NH_3). Mazāk aktīvi metāli, ka Sn dod NH_2OH . Metāli Cu, Hg, Ag dod atkarībā no skābes koncentrācijas, NO_2 , N_2O_3 jeb NO.

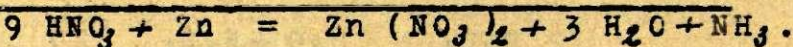
Neapārāk atšķaidīta slāpekļskābe metālus sākmā parvērš oksīdos; pēdejee reaģē ar skābes pārakumu un rodas nitrāti.

Peem. Cu ar 30 $\frac{4}{100}$ HNO_3 (Trešais gadījums)



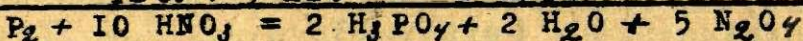
Ari metaloidus HNO_3 oksidē. Fosfors oksīdejas līdz fosforskābei

Turpreti, ja ir stipri atšķaidīta HNO_3 tad peem. ar Zn noteek šāda reakcija.



H in statu nascendi tūlin, reducē HNO_3 līdz NH_3

Ari metaloidus slāpekļskābe oksidē. Peem., fosfors oksīdejas līdz fosforskābei:

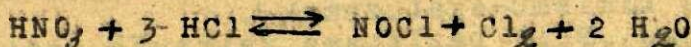


Ja gremdet degošu skalu konc. slāpekļskābē tad skals enerģiski viņā sadeg.

No saveenojumeem H_2S slāpekļskābe oksidē līdz S, halogēnūdeņradskābes līdz halogēna, SO_2 līdz sērskābes.

139. Slāpekļa saveenojumi ar halogēneem.

1) Nitrozilchlorids $NOCl$. Dzeltena gāze, kas pee dzesinašanas pāriet dzeltenī-sarkanā šķidrumā ar vār. temp. -5° . Viņa rodas, ta sauc., "karalūdenī", kas ir 1 tilp. daļas konc. HNO_3 , maisījums ar 3 tilp. daļām konc. HCl . Viņā slāpekļskābe oksidē sālskābi.



Ši reakcija arī ir apgriezeniska, jo



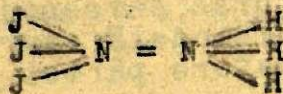
un $HNO_2 + Cl_2 + H_2O = HNO_3 + 2 HCl$.

Karalūdens ir stiprs oksidejošs un chlorojošs līdzeklis (chlors in statu nascendi). Viņš pārved visus metālus - to starpā arī Pt, Au, Pd - atteecīgajos chlorsaveenojumos. Needarbojas tikai uz tādeem metāleem, ka iridijs, rodījs un osmijs.

2) Chlorslāpekļs NCl_3 , tumši dzeltens eļļas veidīgs pee mazākās aiztikšanas eksplodējošs šķidrums.

3) Jodslāpekļs. Pee jodšķīdumā (jodkalija šķīdumā) apstrādašanas ar NH_4OH izdalās brūni-melnās gūsnas, kas sastāv vaj nu no NH_4I jeb ja ir amoniaka pārkums - no $N_2I_2 \cdot H_2$

t.i.



(ir arī N_3 , pagīstams).

pee mazākās peeskārsnās stipri eksplodē

4) Jodazīds N_3I gaiši dzeltens ārkārtīgi eksplozīva veela.

slāpekļs stāv V grupā pirmā rindā, tālākie elementi šīnī grupā, pee kureem ir novērojamas slāpekļim līdzīgas īpašības jeb noteiktā virzeeniska īpašību maiņa, ka to pagēr periodiskais likums, ir: Fosfors P, Arzēns (As), Antimons (Sb) un Bismuts Bi. Atomsvars aug šīnī virzeenā, ta tad jāagaida, ka tā kā visi šee elementi stāv veenā grupā tad viņu skābēs īpašības mazinasees, bāziskās

peeaugs.

Fosfors P (atomsv.=31.04). Arzens As (atom-
sv.=74.96). Antimons Sb (atomsv.=120.2).

140. Fosfors.

Dabā atrodas tikai saveenojumos; galvenā kārtā ka fosforskābais kalcijs (apatīts, fosforīts). Bez tam kaulos un dažās olbaltumvielās (lecitīns).

Pagatavošana. No fosforskābā kalcijs (eegūtā, p. peem., caur kaulu sauso destilāciju), apstrādājot to sākumā ar koncentrētu H_2SO_4 un reducējot pēc tam ar ogli pee sarkankvēles (reakcijas ķīmismu-skat. zemāk).

Īpašības. P ir pazīstams vairākās modifikācijās: galvenās no tām ir baltais un sarkanais fosfors.

Baltais fosfors ir dzeltenīgi-balta, vaskam līdzīgā mīksta veela. Kristalizējas regulārā sistēmā. Kūst pee $44,2^\circ$, vārās zem 1. Atm. spiedeena pee $287,3^\circ$. Viņa tvaiks apakš 800° satur P_4 molekulas. Sākot ar 800° notiek disociācija



Fosfors ūdenī praktiski nešķīst. Veegli šķīst eterī, terpentīnē, sēroglēklī, benzolā. Ārkārtīgi giftīgs, ļoti veegli saveenojas ar skābekli, tadēļ teek uzglabāts zem ūdens. Sasildīts gaisā līdz 60° aizdegas.



1Kg. fosfora attīsta 5800000 cal!

Pateicotees gausam oksidācijas procesam, pee istabas temperatūras gaisa klātbūtnē fosfors spīd (tīrā skābeklī fosfors nespīd). Pee istabas temperatūras saveenojas ar Cl, Br, J.

Sakarsets aizlodētā caurulē līdz $240^\circ - 300^\circ$. baltais fosfors pāriet sarkanā fosforā.

Pādejs nav giftīgs. Ķīmiski samērā indifferents: ne fosforēscē, neoksidejas tik veegli ka baltais P (aizdegas tikai pee $430-440^\circ$ ja tīrā, tad pee 260°), baltā fosfora šķīdinātajos nešķīst. Pee sildīšanas iztvaiko nekūsis (t. i. "vārās", būdams ceetā stāvokļa formā, jo pee atmosfēras spiedeena vārīšanās temperatūra ir zemāka par kūšanas temperatūru). Zem paleelināta spiedeena kūst pee 600° .

Šo divu modifikāciju principiēlo savstarpējo attiecību apgaismo līdzinājums



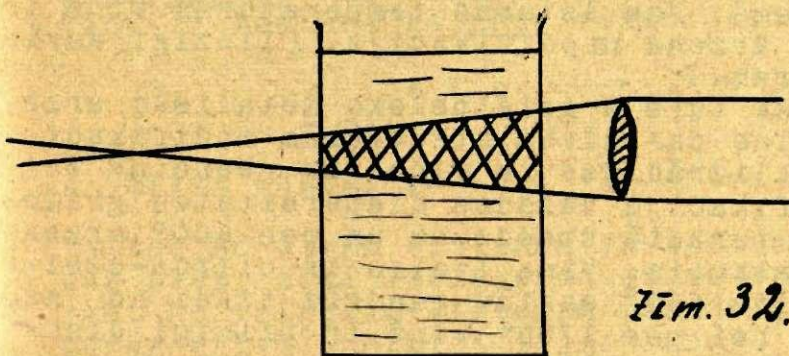
t.i. sarkanais P rodas no baltā ar siltuma atdošanu, ta tad sarkanais ir pastāvīga modifikācija pēe zemām temperatūram, bet baltais - pēe zemākām temperatūram nepastāvīga modifikācija, bet pastāvīga pēe augstām. Ja tomēr ari pēe neaugstām temperatūram mums ir baltais fosfors ka tāds, tad tas izskaidrojas atkal caur to, ka pēe šīm temperatūram viņa parvēšanās ātrums sarkanajā ir mazs. Ar augošu temperatūru nepastāvīgā baltā fosfora parvēšanās ātrums aug; pēe 400° parvēšanās eēt eksplozijasveidīgi. Joda klātbūtne un ari apgaismošana paātrina parvēšanos. Tadēļ ari balta fosfora gabaliņi, ūdenī zem gaismas staru eespaida pārklājas ar eesarkanu kārtinu.

141. Fosfors ka reducetais. Zelta koloidšķīdums.

Ja pagatavot kādas zelta sāls, peem, $AuCl_3$ stipri atšķaiditu ūdenainu šķīdumu ($\frac{1}{1000}$) un pēeleet pēe tāda neleelu daudzumu fosfora šķīdumu ēeterī, saskalot un uzsildit, tad beigās rodas intensivi rubinkrāsains šķīdums. Šis ir zelta koloidšķīdums. Fosfors ir reducējis $AuCl_3$, no kura metaliskais zelts izdalijās ļoti "augsti dispersā" (=augsti sasmalcinatā) stāvoklī. Zelta daļiņu leelums ir ap $1-6 \mu$. Viņu ārkārtīgi leelais daudzums peedod šķīdumam rubin-krāsu. Pirmo reiz tādā ceļā pagatavoja M. F a r a d a y's zelta koloidšķīdumu. Pēe tāda šķīduma var eepazītees ar dažām koloidšķīdumeem vispārīgi raksturīgām īpašibām.

142. "T v n d a l l'a fenomenis".

Šāds sarkans koloidšķīdums var būt pilnīgi skaidrs, pilnīgi bez duļķu zīmēm, bet ja caur viņu laist asu gaismas staru (peem. saveenojot saules starus ar lupu) un skatitees perpendikulari pret staru virzeenu, tad tanī veetā, kur caur šķīdumu eēt ēee stari ir redzami duļķi, (zīm.32)



Zīm. 32.

jo sīkās zelta daļiņas atleec dažus caurejošus starus sāniski, kuri ta trāpa acī.

Šo parādību sauc par "T y n d a l l'a fenomenu" un ar viņas palīdzību ir gandrīz ikreiz iespējams konstatēt, vai kāds šķidrums ir koloidšķidrums jeb ne, jo pilnīgi tīros šķidrumos un istajos šķidrumos tāds gaismas stars gandrīz pavisam nav redzams.

143. Koagulācija I.

Ja pieeļsim pie sarkanā zelta-koloidšķīduma neēlulū daudzumu kāda elektrolīta, piem., veenu pileenu sālskābes, tad sarkanā krāsa tuļit pāreēt violetā un beidzot zilā un pēc neilgs laika izkrīt zilās gulsnes viirs kurām tad atrodas bezkrāsains šķidrums. Šē nenoteek vis ķimiskā reakcija, ka to vāretu domāt, bet veenkārši - zem elektrolīta eespaīda mazās, augsti dispersās, zelta daļiņas saveenojas savē starpā, ta rodas leelaki irdeni sakopojumi, kuri tad sakrājas ka tādi uz trauka dibenu. Gulšņu un eepreekšejo daļiņu analītiskais sa-stāvs ir tas pats (=Au). Ari šī parādība ir vis-pārīga pie koloidšķīdumeem un viņu sauc par "koagulāciju", bet pašas gulsnes par "koagelu".

144. Arzens.

Dabā atrodas galvenā kārtā saveenojumos (ka realgars As_2S_2 , auripigments As_2S_3 , spēlskobalts $CoAs_2$, arzeniks As_2O_3 u.c.) un retak brīvā veīdā ka metaliskais arzens.

Pagatavojams caur metaliskā arzena sublimāciju, jeb caur As_2O_3 reducešanu ar ogļi u.c.



Īpašības. Arzens V grupā stāv zem fosfora un sakarā ar to pie viņa jau parādas vājas metaliskas īpašības. Līdzīgi fosforam viņš ir pazīstams divās modifikācijās 1) metaliskais - gaiši peleks, jeb arī melns spīdošs metāls, trausls, vadā elektrību, kristalīzejas heksagonālā sistemā. Pie istabas temperatūras viņš ir pastāvīga arzena modifikācija. (līdzīgi sarkanam fosforam.)

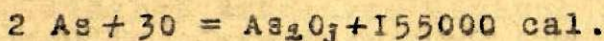
Agrak tureja gaišipeleko metalisko arzenu un melno par divām atsevišķām modifikācijām. Vēlak izrādījas ka viņas ir veena un ta pati modifikācija dažādos dispersitātes grādos.

Pie parastā speedeena un pie 400° arzens iztvaiko nekūsis. Viņa tvaiks ir citron-dzeltenš un līdz 860° sastāv gandrīz tikai no As_4 molekulām bet pie 1700° viņš ir pilnīgi disociējis As_2 molekulās



Ja ātri dzesinat (ar šķidru gaisu) As tvaiku tad var dabūt otru arzena modifikāciju 2) gaiši - dzelteno arzenu. Viņa ir nepastāvīgā modifikācija. Līdzīgi baltam fosforam šķīst serogleklī no kura kristalīzejas regulārā sistēmā. Ļoti veegli pāriet metaliskā modifikācijā; zem gaismas staru eespaudu-pat vēl pee-180° ar leelu ātrumu.

Līdz 200° sasildīts arzēns fosforescē, jo lēni oksidejas. Arzena tvaiks virs 400° sadeg ar zilgan-baltu leesmu un rodas As_2O_3 ; pee degšanas manama ķīplokveidīga smaka. (raksturīgi).



Saveenojas ar chloru ($AsCl_3$). Koncentretā HNO_3 jeb karalūdens oksidē arzenu līdz arzen-skābei H_3AsO_4

145. Antimons.

Dabā sevišķi ka Sb_2S_3 (antimonspīdums), bet arī brīvā veidā.

Pagatavojams, peem., caur Sb_2S_3 karsēšanu gaisā. Rodas Sb_2O_3 , kuru reducē ar ogli.

Īpašības. Ari Sb ir pazīstams divās modifikācijās.

1) metaliskais; zilgani-balts ar pilnīgu metalisku spīdumu kristalīzejas romboedros; trausls. Kūst pee 630°, vāras pee 1440°.

2) dzeltenais. Ļoti nepastāvīgs un tadēy grūti dabunams. Šķīst serogleklī.

pee 700° Sb tvaiks sadeg par Sb_2O_3 . Saveenojas teeši ar Cl. Slāpekļskābe oksidē līdz $H SbO_2$ (antimonpaskābe) un $H SbO_3$ (metaantimon-skābe).

146. Modifikāciju brīvā enerģija.

Grāmātas sākumā (16.lap.17-20) bij izskaidrots, ka tādos gadījumos, kad sistēmā patvaļīgi norisinās kāds ķīmiskis process, mazinās sistēmas brīvā enerģija; sistēmas brīvā enerģija preekš ķīmiskās reakcijas norisinašanas viņā ir leelaka, ka pēc reakcijas:

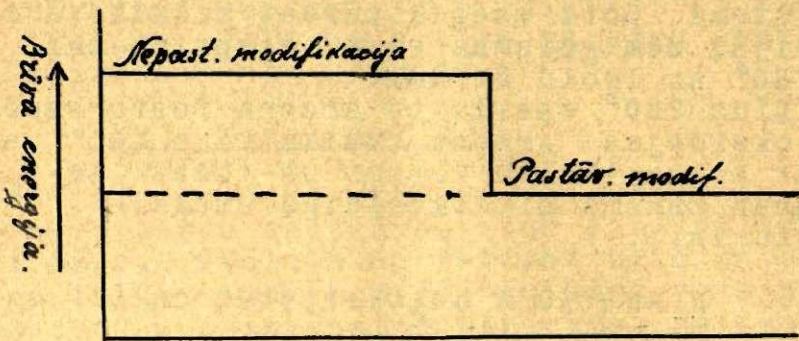


tad
Brīvā energ. (A+B) > Brīvā energ.(C+D)

Ta tad no divam sistemam ta būs nepastāvīgaka, kas slēpj sevi leelako daudzumu brīvās enerģijas. No vairakām sistemam pastāvīgākāka būs ta, kuras brīvā enerģija ir minimums.

Tas pats ir peeleetojams arī pee kādas veelas nepastāvīgas un pastāvīgas modifikācijas.

Nepastāvīgai modifikācijai ir leelaka brīvā enerģija, ka pastāvīgai (zīm.33).



Zīm. 33.

Un sakarā ar to-nepastāvīgākām modifikācijām ir leelaka ķīmiska aktivitāte, leelaka šķīstamība, ka pastāvīgam modifikācijām. Bez tam viņām bieži vien arī ir mazāks specifiskais svars un zemāka kušanas temperatūra. (Skat. tabeli).

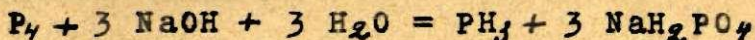
| Modifikācija | specif. svars | Kušanas temp. | Šķīstamība |
|----------------|---------------|---------------|----------------------------|
| P baltais | 1,83 | 44,2° | Šķīst CS ₂ u.c. |
| P sarkanais | 2,34 | gaistošs | nešķīst |
| As dzeltenais | 2,03 ✓ | | Šķīst CS ₂ u.c. |
| As metaliskais | 5,72 | gaistošs | nešķīst |
| Sb dzeltenais | 5,78 ✓ | | Šķīst CS ₂ |
| Sb metalisk. | 6,518 | 630° | nešķīst |
| Se sarkanais | 4,27 | 144° | Šķīst CS ₂ |
| Se metalisk. | 4,80 | 219° | nešķīst. |

Saveenojumi ar ūdenradi.

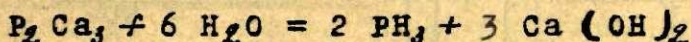
147. Fosforūdenraži.

Gāzveidīgais PH₃, šķidrāis P₂H₄, ceetāis P₁₂H₆ un P₉H₂.

PH_3 - "fosfins" - pagatavojams caur balta fosfora vārišanu ar NaOH šķīdumu:

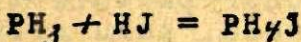


Jeb no fosforkalcija un ūdens



Bezkrāsas gāze ar nepatīkamu smaku. Giftīga. Pēc pagatavošanas viņai beeži ir peemaisits šķidrāis P_2H_4 , kas ir eemeslis tam ka gāze gaisa klātbūtnē pate aizdegas. Tīrs PH_3 pēc istabas temperatūras neaizdegas, bet aizdegas pēc 150° un ar gaisū leesmu sadeg par fosforskābi.

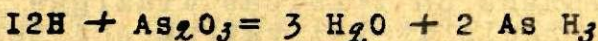
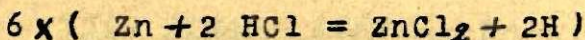
PH_3 līdzīgi amoniakam saveenojas ar skābēm un dod sālis - "fosfonija sālis".



Grupa PH_4 ir "fosfonijs".

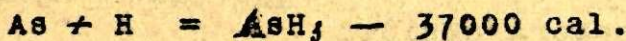
148. Arzenūdenradis AsH_3 .

Rodas ja ūdenradis in statu nascendi eedarbojas uz arzena skābekļa saveenojumeem. Tādu arzensaveenojumu kolbā aplej ar atšķaiditu HCl cinka klātbūtnē:

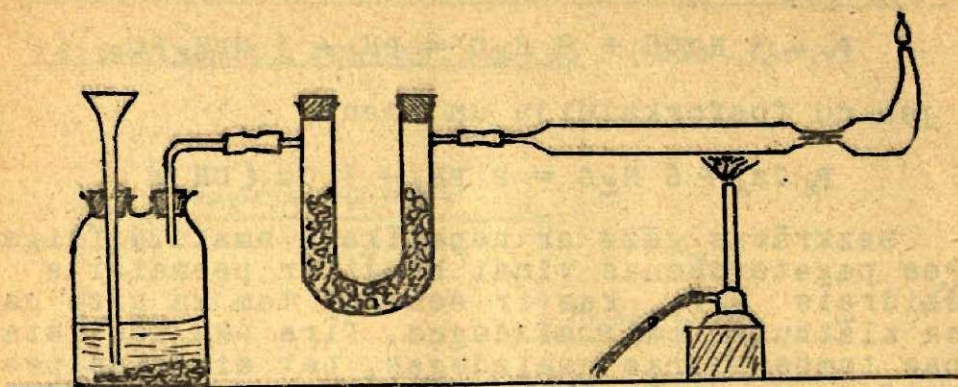


Tādā gadījumā pēc AsH_3 ir peemaisits arī H_2 Gandrīz pilnīgi brīvs no ūdenraža AsH_3 ir dabunams caur cinkarzenida Zn_3As_2 aplešanu ar atšķ. H_2SO_4 .

As_2H_3 ir bezkrāsas gāze ar nepatīkamu smaku. Ārkārtīgi giftīgs. AsH_3 ir endotermisks saveenojums:



tadēļ sadalas jau pēc neaugstām temperatūram; Pēc istabas temperatūras sadalīšanās ātrums ir ļoti mazs, bet pēc $300^\circ - 400^\circ$ leels. Tadēļ, ja laist H_2 kas satur AsH_3 caur cauruļi no grūti kūstoša stikla, kas kādā veetā ir sakarseta, tad AsH_3 šinī veetā sadalās, peetam As nosēstas ka tumši-brūns spidošs spogulis uz stikla seenām blakus sakarsetai veetai (Arzena spogulis). (skat.zīm.34).



Zīm. 34

Butelē atrodas 20-30g. kim.tīra Zn un 20 % kim.tīras H_2SO_4 ; caur piltuvi tiek butelē evesta attiecīga veela, kuru grib izmeklet uz Arzenu. U - veidīgā caurulē atrodas chlorkalcijs preekš gāzes sausināšanas, Ja evestā veela satur arzenu, tad pee caurules a uzsildīšanas parādas šaurajā daļā "arzena spogulis". (M a r s n'a mēģinājums preekš As atklāšanas). Tagad ir citas veenkāršākas meto- das preekšaliktas.

AsH_3 deg.

149. Antimonūdenradis SbH_3 .

Pagatavošana un īpašības līdzīgas AsH_3 . Antimonūdenradis ir vēl vairak endoterms ka AsH_3 , tadēy sadalas jau pee istabas temperatu- ras arī gaisa skābeklis viņu oksidē pat pee 90° vēl. Arī Sb dod spoguļi, bet pēdejs ir melns, grūtāk gaistošs un preteji As, nešķīst natrijhipochlorita šķīdumā.

Saveenojumi ar skābekli.

150. Fosfora oksīdi.

Fosfora trioksīds P_2O_3 . Fosfora tetrokīds P_2O_4 , fosfora pentoksīds P_2O_5 (pateesībā P_4O_{10})

1) Fosforatrioksīds P_2O_3 . Rodas pee fos- fora oksīdēšanas nedaudz skābekļa klātbūtnē. Balta mīksta kristaliniska masa. Gandrīz tik pat giftīga ka baltais fosfors. Kūst pee $22,5^\circ$ sakarseta vakuumā līdz 210° sadalas



Gaisē pee 70° P_2O_3 sadeg un rodas P_2O_5 . Ar karstu ūdeni reagē intensīvi; rodas P , PH_3 un H_3PO_4 . Uz P_4O_6 rāšanās dibinas fosfora fosforescēšana.

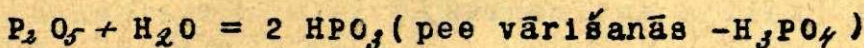
2) Fosfortetoksīds P_2O_4 . Bezkrāsas kristaliniska masa, Ar ūdeni dod fosforskābi

un fosforpaskābi.



3) Fosforpentoksīds (P_2O_5)₂. Galvenais fosfora oksīds. Ta sauc. "fosforskābes anhidrīds".

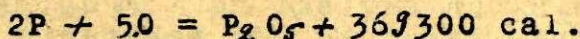
Rodas pee fosfora degšanas daudz-gaisā. P_2O_5 ir balts, sneegveidīgs pulvers, kas pee augstākām temperatūram parvēršas stiklveidīgā modifikācijā. P_2O_5 karakteristiska īpašība ir leela teeksme saveenotees ar ūdeni kadēļ teek leetots ka sausinatajs.



Daudzeem saveenojumeem atņem H un O ūdensveidā:



Peē fosfora saveenošanās ar O top brīvs ļoti leels siltuma daudzums.



151. Arzena oksīdi.

Trioksīds As_2O_3 un pentoksīds As_2O_5

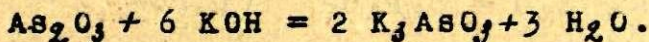
1) As_2O_3 (galvenais arzena oksīds), ta sauc, arzenpaskābes anhidrīds jeb "arzenīks". Rodas pee As degšanas gaisā pee As rudu karsešanas. Sublimeja ma veela. Ļoti giftīga. Pazīstama divās modifikācijās

a) ka balts pulvers (oktaedrīski kristāli) pastāvīga pee zemākām temperatūram.

b) ka stiklveidīga masa, pastāvīga pee augstākām temperatūram. Pirmā maz šķīst ūdenī (1 : 80), otra vairak (1 : 25), ka tas arī ir sagaidams (skat. 146.)



Arzentrioksīdam ir divēlads raksturs ~~ķīmiskis~~ un skābs. Pirmāis parādas eekš tam, ka As_2O_3 ar skābem dod sālis (ar HCl - arzenchlorīdu un ar H_2SO_4 - arzensulfātu), kurās sālis arzens ir kations, turpreti skābais raksturs parādas eekš As_2O_3 īpašības reaģēt ar bāzi (KOH):



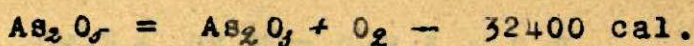
Rodas arzenpaskābes kalija sālis.

Ogle reducē As_2O_3 līdz As.

2) As_2O_5 . Nevar tikt dabuts pee arzena degšanas. Rodas no arzenskābes caur atūdeņošanu pee karsešanas.



stiklveidīga veela. Pee sildišanas sadalas



Ar ūdeni dod arzenskābi H_3AsO_4

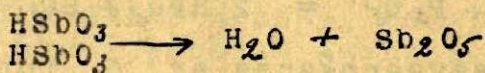
152. Antimona oksīdi.

I) Sb_4O_6 . Rodas, peem, pee Sb degšanas. Sakarsets ar ogli veegli reducejas līdz metalam.

Trioksidam ir arī amfoters raksturs. Jo no veenas puses ar sērskābi, peem, dod sāli $\text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3$, bet no otras - ar konc. KOH šķīdumu - kalija sāli (kalija antimonīts)



2) Sb_2O_5 . Pentoksīds ir dabunams caur ūdensmolekulas atņemšanu no H SbO_3 caur karsēšanu



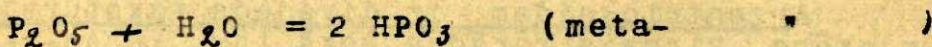
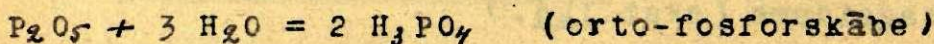
Ar ūdeni nereaģē. Caur to jau stipri atšķiras no As_2O_5 un sevišķi no P_2O_5 . Pentoksīdam ir skābs raksturs, jo sakarsets ar stiprām bāzēm, dod antimoniskābes sālis.

Fosfora skābes.

153. Dažādas fosforskābes

(tāpat leelākā vaj mazākā mērā arī arzen- un antimoniskābes) ir atvasinamas no oksīdeem sekoša formalā kārtā:

I. Fosforskābes (no P_2O_5)



II. Fosforpaskābes (no P_2O_3)



Orto-skābe ir tā, kas rodas pee visleelākā iespējamā ūdens molekulu skaita pēveenošanas pee veenas oksīda molekulas.

Meta-skābe rodas no orto-skābes caur veenas ūdens molekulas atņemšanu no veenas orto-skābes molekulas:



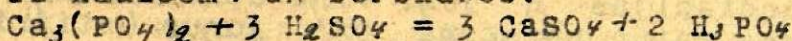
Piro-skābe rodas no orto-skābes caur veenas ūdens molekulas atņemšanu no divi orto-skābes molekulām:



(salīdz. piro-sērskābi: $2 H_2SO_4 - H_2O = H_2S_2O_7$)

154. Ortofosforskābe.

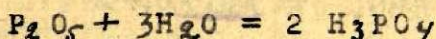
Tehnikā tiek pagatavota no kalcija fosfāta (iz kauleem) un sērskābes:



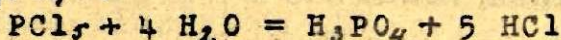
Ari caur fosfora oksidēšanu ar atšķ. HNO_3 ir pagatavojama fosforskābe



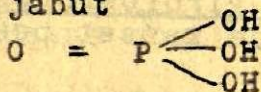
Ja oksidēt ar koncentretu HNO_3 , tad var notikt eksplozija. Ari caur P_2O_5 vārišanu un iztvaikošanu ar ūdeni pie 190° var dabūt tīru fosforskābi



Beidzot, ja apstrādāt PCl_5 ar ūdeni, arī rodas H_3PO_4 ..



Pēdejee līdzinājumi rāda, ka fosforskābe ir atvasināma no pēcvērtīgā fosfora, tadēļ viņas strukturformulai jābūt

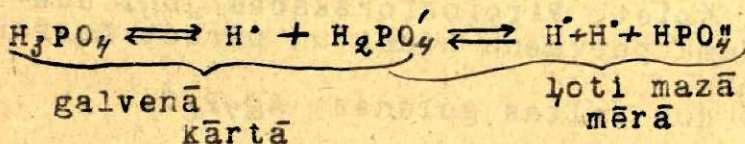


trīs ūdenraži var tikt apgriezēniski aizvērtoti caur metaleem (trīsvērtīgā skābe); šee trīs ūdenraži arī jonizejas ūdenainā šķīdumā.

Īpašības. Tīra fosforskābe ir ceeta veela kristalīzejas rombiskos kristālos, kas kūst pie $38,6^\circ$. Ūdens zīmes stipri pazemina kušanas punktu: kadēļ arī fosforskābe, kas satur ūdenszīmes, ir jau šķīdā pie istabas temperatūras. Ar ūdeni viņa ir samaisāma visos daudzumos. Fosforskābe ir trīsvērtīga skābe un dod trīs sāļu tīpus. P. peem.:

Na_3PO_4 (trinatrija fosfāts), Na_2HPO_4 .
 NaH_2PO_4 (dinatrija fosfāts) un NaH_2PO_4 (mononatrija fosfāts), jeb: anhidrosāls, monohidrosāls, dihidrosāls.

Fosforskābes disociācija notiek galvenā kārtā šādi

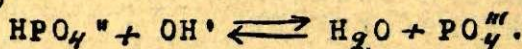


Jo vairak šķīdumā teek eevesti H⁺ joni (paskābinat), jo vairak disociācijas līdzsvars teek pārstumts par labu kreisām pusēm, ka to pagēr masas darbības likums, jo konstanta

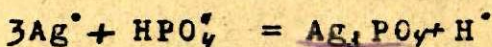
$$K = \frac{[H^+]^2 \times [HPO_4^-]}{[H^+] \times [H_2PO_4^-]}$$

nedrīkst mainīties.

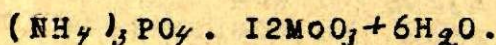
Jons HPO₄⁻ varetu tālak disociēt jonos H⁺ un PO₄⁻, bet šī disociācija ir tik vāja, ka ūdensdisociācijas H⁺ joni viņu aprobežo. Šķīdumos, kas satur pārakumā OH⁻ jonus (stipri alkaliski šķīdumi), tomēr šī disociācija var notikt, jo



Pate fosforskābe ir videja stipruma skābe [0,1 norm. šķīdumā viņa ir disociējusi 13 %]. Raksturīgas reakcijas preekš HPO₄⁻ ir /ar sudraba nitrātu dzeltenas gulsnes Ag₃PO₄

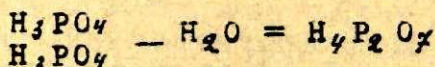


2) Ar amonija molibdata (NH₄)₂MoO₄ pārakumu, slāpekļskābā vidē, dzeltenas gulsnes

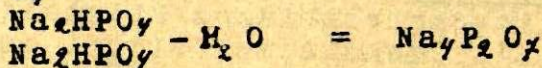


155. Pirofosforskābe.

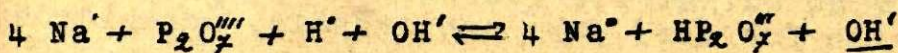
Rodas, ja karset pee 215° cirtoskābi ilgaku laiku



Ari viņas sālis "pirofosfati" ir dabunamas, ja kvēlinat atteecigo monohidrofosfatu, p. peem., Na₂HPO₄:



Skābe ir četrvērtīga, tcmēr pazīstami ir tikai "Anhidropirofosfati" - , peem., Na₄P₂O₇ un "Dihidropirofosfati" - Na₂H₂P₂O₇ . 6 aq, pirmee dēļ hidrolizes dod alkaliski reagejošus šķīdumus:

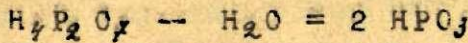


Otree dod skābi reagejošus šķīdumus: Pirofosforskābe ir ceeta kristaliniska veela. Ūdenī labi šķīst. Pirofosforskābes joni ūdenainā šķīdumā peeveeno ūdeni un pāreet fosforskābes jonus.

Ar AgNO₃ dod baltas gulsnes Ag₄P₂O₇.

156. Metafosforskābe.

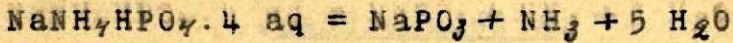
Rodas pēe piro-skābes tālakas karsešanas virs 300°.



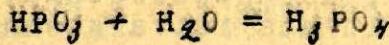
Sālis rodas pēe dihidrofosfatu jeb dihidro pirofosfatu karsešanas:



tāpat arī pēe atteecigo ammonija fosfatu karsešanas:

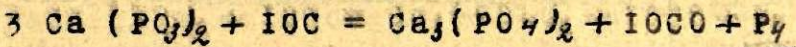


stiklveidiga masa. Veegli šķīst ūdenī. Aukstā pāreēt lēni, karstā ātri - fosforskābē:



Metafosforskābe ir stipra skābe: Pēe stipras karsešanas nedod anhidrida, bet iztvaiko.

Metafosforskābes kalciija sālij ir nozīme pēe fosfora tehniskas pagatavošanas. Kalciija fosfāts, caur apstrādašanu ar H_2SO_4 pāreēt $Ca(H_2PO_4)_2$, pēdejo caur karsešanu pārved metarofatā $Ca(PO_3)_2$ kurš pēe karsešanas ar ogli reducejas līdz P.



Bāzes pārvērš metafosfatus ortofosfatos:



Ši reakcija ir vispārīga: Ikveens nepilnigs anhidrids, apstrādāts ar bāzi dod ortoskābes normale sāli.

157. Fosforoskābe.

Rodas no PCl_3 un ūdens



Bezkrāsas kristaliniska masa; veegli šķīst ūdenī. Ir divvērtīga tikai: tadēļ viņas strukturformula tiek pēņemta:



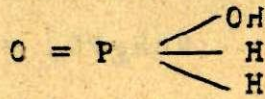
Ūdenražī hidroksīdus jonizejas un var tikt aizveetoti no metaleem. Pārejēe ne. Sālis ir "fosfīti". Brīvā skābe ūdenīnā šķīdumā ir stiprs reducētajs.

158. Fosforapskābe H_3PO_2 .

Bezkrāsas kristaliniska veela, veenvērtīga. Tādēļ strukturformula

Ļoti stiprs reducētajs.

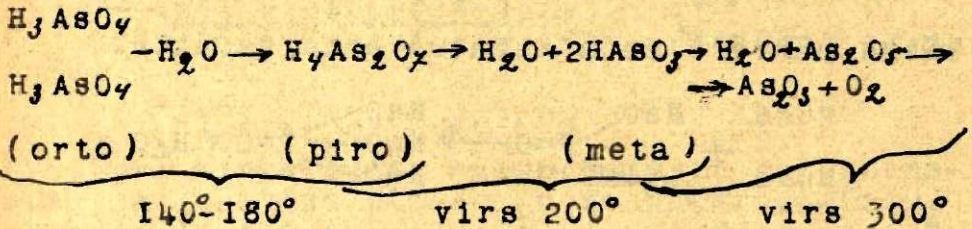
Sālis - "hipofosfīti".



Arzena skābes.

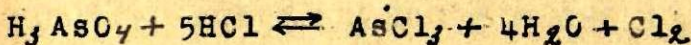
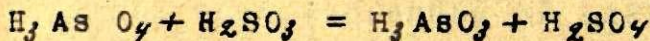
159. Arzenskābe H_3AsO_4 .

Pagatavojama caur As_2O_3 iztvaikošanu ar koncentr. HNO_3 , ūdenspeelešanu, filtrēšanu un otreizīgu filtrata iztvaikošanu. Rodas kristāli $2H_3AsO_4 \cdot H_2O$. Viņi veegli šķīst ūdenī. Šķīdumā ir skābe reakcija. Viņš šķīdina Fe jeb Zn ar H_2 izdalīšanu. H_3AsO_4 ir drusku vājaka par fosforskābi. Trīsvērtīga. Sālis "arzenāti" līdzīgi fosfāteem. Piem., KH_2AsO_4 un $NH_4H_2AsO_4$ kristalīzejas tetragonālā sistēmā, tāpat ka KH_2PO_4 resp. $NH_4H_2PO_4$. Šādu īpašību sauc par "izomorfismu". Pirmo reizi viņu novēroja Mitscherlich's 1820g. Caur karšēšanu ir realizējamas sekošas reakcijas:



Pee fosforskābes turpretī reakcija negāja tālāk par HPO_3 !!

Arzenskābe ir vājš oksidētājs:



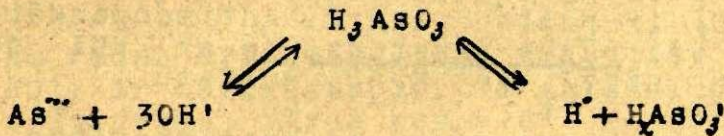
Arzenskābe ar $AgNO_3$ dod brūnas gulsnes Ag_3AsO_4

160. Arzenpaskābe.

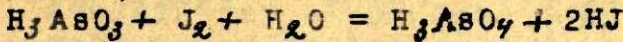
H_3AsO_3 pazīstama tikai šķīdumā. Pee šķīduma koncentrēšanas pāriet As_2O_3 . Trīsvērtīga. Sālis - "arsenīti". Ar $AgNO_3$ dod dzeltenu

Ag_3AsO_3 . skābe ir vāja.

Viņas ūdenīnā šķīdumā atrodas joni As^{III} un AsO_3^{III} jo arsenam ir amofoters rakstus un disociācija var eēt divos virzeenos (mazā mērā):

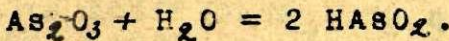


Arzenpaskābe ir vājš reducetajs:

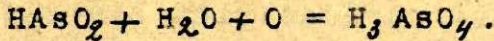


161. Meta-arzenpaskābe.

Rodas pee As_2O_3 šķīdinašanas ūdenī.



Vājš reducetajs

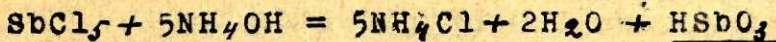


Antimona skābes.

162. Antimonskābes.

Eevērojot atteecīgās sālis var atvasinat sekošas skābes: H_3SbO_4 (orto=) $H_4Sb_2O_7$ (piro=) $HSbO_3$ (meta-antimonskābe). Brīvas skābes droši pazīstamas nav. Spreežot pēc viru sāļu īpašībām viņas ir ļoti vājas.

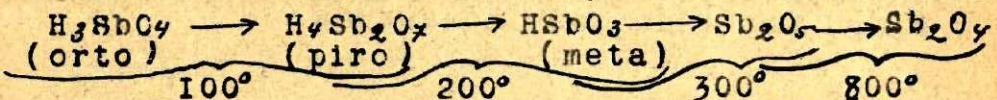
$HSbO_3$ rodas pee antimona oksidešanas ar HNO_3 ; arī pee 5 vērtīgā Sb sāļu gulsnešanas ar bāzem.



$HSbO_3$ šķīst alkalimetaļu bāzes šķīdumos (ne amoniakā) un rodas antimonāts ($KSbO_3$ peem.)

No ortoantimonātu šķīdumeem (peem., K_3SbO_4) skābes izdala H_3SbO_4 .

Skābe ir balts pulveris, kas nešķīst ūdenī un HNO_3 . Pee karsešanas noteek sekošas reakcijas ar ūdens atdošanu



No piro-skābes sālim ir eevērojams kalija dihidro-piro-antimonāts $K_2H_2Sb_2O_7$ ka reagentce uz Na jonu, jo $Na_2H_2Sb_2O_7$ nešķīst ūdenī.

163. Antimonpaskābes.

Sb_4O_6 šķīdināts alkalinhidroksidos dod attecigas antimonpaskābes-sāļi (antimonitus):



Pate H_3SbO_3 ir balts pulveris. Antimonpaskābei ir bez tam vēl bāzes raksturs, jo ar HCl dod trichlorīdu $SbCl_3$, ar H_2SO_4 sulfātu $Sb_2(SO_4)_3$ u.c.

Caur ūdens atņemšanu no orto-paskābes H_3SbO_3 var dabūt meta-paskābi $HSbO_2$.

Veenvērtīga grupa SbO^- - "Antimonils", kas atrodas paskābē (SbO^- OH - var stāties skābju ūdenrada veetā un dod sāļi, p. peem, ta sauc antimonil-sulfats (SbO^-) $_2SO_4$, antimonil-chlorīds (SbO^-)Cl.

Vispārīgi, Sb_2O_5 un no viņa atvasināmas antimonpaskābes, ka arī Sb_4O_6 līdz ar antimonpaskābēm, nešķīst ūdenī un HNO_3 , bet šķīst alkali-bāzēs - dod antimonatus, resp. antimonitus (še parādas viņu skābais raksturs), HCl - dod $SbCl_3$, un H_2SO_4 - dod $Sb_2(SO_4)_3$. Šķīstamība skābēs aizrāda uz attecīgo oksīdu bāzisko raksturu (sevišķi pee Sb_4O_6).

164. Peezīme par nomenklaturu.

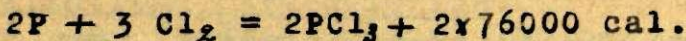
Ja elementi dod dažādus saveenojumus dažādas vērtības, peem, P_4O_{10} (vērtība 5), P_4O_6 (vērtība 3), $SbCl_3$, $SbCl_5$ u.c. tad pēc A. S t o c k'a preekšlikumu šādus saveenojumus var veenkāršak un noteiktak apzīmet rakstot pēc elementa nosaukuma skaitli, kas apzīmē elementa vērtību attecīgajā saveenojumā. Peem, "Fosfor(5)-oksīds", "fosfor(3)-oksīds", "antimon(3)-chlorīds" u.t.t. Pee saveenojuma nosaukšanas nav jāleeto tad skaitļa greeku nosaukums t.i. fosforpentoksīds, fosfortrioksīds u.t.t. bet veenkārši latviski "fosforpeeci-oksīds" antimontris-chlorīds, antimonpeeci-chlorīds, slāpekļtris-jodīds u.d.c.

Šāda nomenklatura, veenkārša un noteikta, būtu leetojama visos gadījumos. Sevišķi oksīdu gadījumos, kur valda nenoteiktība. Peem, astonvērtīgais OsO_4 būtu osmijaston-oksīds, bet nevis osmijtetroksīds - tāpat ka "slāpekļtetroksīds" (?) ar citu vērtību (N_2O_4) bet tādu pašu nosaukumu.

Saveenojumi ar halogēnem.

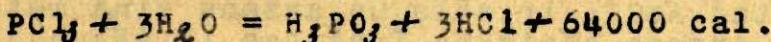
165. Fosfor (3)-chlorīds PCl_3 .

Rodas, ja laist chloru pār uzsildītu fosforu.

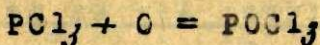


Peetam rodas arī PCl_5 .

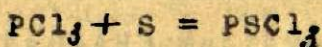
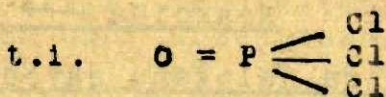
PCl_3 ir bezkrāsas, mitrā gaisā kūpcšs, asi ožošs šķidrums. Vāras pee $+78^\circ$. Ka metaloīda halogensaveenojumā hidrolizejas:



Ar skābekli lēni, ātri ar ozonu, dod "fosfor-oksichlorīdu".

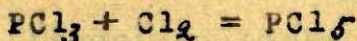


Ar sēru dod "fosforsulfochlorīdu"

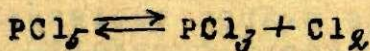


166. Fosfor (5)-chlorīds.

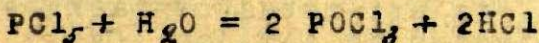
PCl_3 pēveeno Cl_2 .



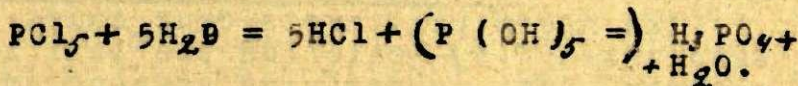
Balta kristaliniska veela. Pee 140° sublimē nekususi. Pee paaugstināta spēedeena kūst pee 148° . Tvaiks pee paaugstinātas temperatūras disociē



PCl_5 ar 1 molu H_2O dod $POCl_3$

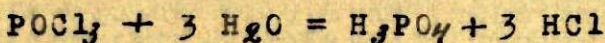


Ar vairak ūdens pāreēt fosforskābē:



167. Fosforoksichlorīds $POCl_3$.

Zem atmosfēras spēedeena pee $107,2^\circ$ vārošs šķidrums. Ūdens viņu sadala:

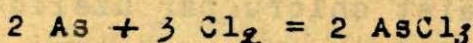


168. Saveenojumi ar cīteem halogēnem.

Ir šķidrāis PBr_3 , dzeltēnāis krist. PBr_5 , sarkanāis krist. P_2J_4 , tumši-sarkanāis

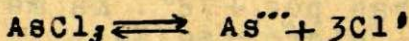
krist. PJ_3 u.c.169. Arzen (3) - chlorīds.

Teesī no elementeem:

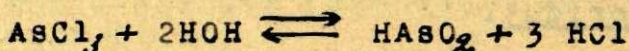


AsCl_3 ir šķidrums ar vāriš. temp. $130,2^\circ$ un kušņas temp. -18°

Ūdenainā šķīdumā ir atrodami joni As^{3+} un Cl^-



ta tad AsCl_3 ir sāls un arzens viņā metāls. To mēr arzena bāziskās īpašības ir vājas, jo šķīdumā notiek hidrolīze un eestājas līdzsvars:



Reakcija \rightarrow raksturo As ka metaloīdu

(kura halogenu saveenojumi vispārīgi teek no ūdens sadalīti).

Turpreti, reakcija \leftarrow raksturo As

ka metalu, kura hidroksīdam (HAsO_2) ir bāziska

karakters, jo viņš var reaget ar skābi un ta

dot sāli (AsCl_3) un ūdens.

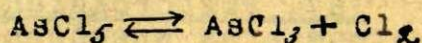
Ja rakstisim reakciju jonus:



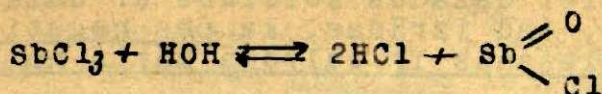
tad redzam, ka H^+ koncentrācijas paleelinašana (caur kādas skābes peelešanu) pārveetnos līdzsvaru \leftarrow virzeenā, turpreti H_2O daudzuma paleelinašana (atšķaidīšana) pārveetnos līdzsvaru \rightarrow virzeenā, t.i. veicinas hidrolīzi. Ka AsCl_3 , ta arī metaarzenpaskābes ūdenainā šķīdumā atrodas ta tad joni As^{3+} un AsO_2^+ .

170. Arzen (5) - chlorīds.

Tika nesen pagatavots caur sausa Cl_2 eelaišanu arzen (3)-chlorīdā pee ļoti zemām temperaturam. ļoti nepastāvīgs saveenojums, jo sa dalas jau pee -28°

171. Antimon (3) - chlorīds.

Dabunams caur Sb_2S_3 (jeb Sb_2O_3) apstrādašanu ar konc. HCl . Bezkrāsas kristaliniska masa kūst pee $73,2^\circ$. ar nedaudz ūdens rodas šķaidrs šķīdums, bet pee tāļakas atšķaidīšanas izdalās hidrolīzes produkts SbOCl (antimonoksihlorīds) ka baltas gulsnes.



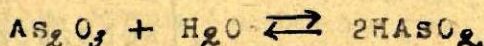
172. Antimon (5) - chlorīds.

Rodas pēc Sb degšanas chlorā jeb pēc SbCl_3 peesatīnāšanas ar chloru. Bezkrāsas (beeži ee-dzeltens) šķidrums. Vāras pēc 140° , saceetē pēc -6° . Pēc vārisānas sāk sadalīties ($\text{SbCl}_3 + \text{Cl}_2$).

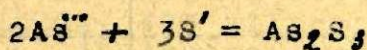
Saveenojumi ar sēru.

173. Arzen (3) - sulfīds.

Dabā ka „auripigments”. As_2S_3 ir dzeltena ceeta veela. Pagatavojama caur arzenpaskābes jeb As''' sāļu gulsnešanas ar H_2S . Še ir eevērojams, ka ja pagatavot As_2O_3 šķīdumu ūdenī



un caur viņu laist cauri H_2S , tad As_2S_3 neizdalās viss ka dzeltenas gulsnes



bet rodas dukains dzeltens As_2S_3 koloidšķīdums, no kura izdalās dzeltenas gulsnes tad, ja pēc viņa peelet (tagad, jeb preekš H_2S caurlaišanas) kādu elektrolītu, peem, skābi, jo tādā gadījumā noteek koagulācija.

174. Koagulācija II.

Lai koloidšķīdumi vispārīgi varetu ilgaku laiku pastāvet ka tādi, nekoaguledami, ir dažos gadījumos nepeecešami, ka dukotām daļiņām būtu elektrības lādiņš. Dažeem koloidšķīdumeem visas daļiņas ir pozitīvi lādetas [peem, $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, $\text{Al}(\text{OH})_3$ -koloidšķīdumi u.c.] citeem negatīvas (sulfīdu koloidšķīdumi, cēlmetālu koloidšķīdumi, sēra koloidšķīdums u.c.). Ja kautkāda ceļā daļiņu lādiņš top neitralizets, tad daļiņas ka tādās šķīdumā vairs nevar pastāvet, viņas saveenojas irdenos agregatos un izdalās ka gulsnes uz trauka dibena, t.i. noteek Koagulācija. Virs viņam tad atrodas dispersijas vide veen.

Caur elektrolītu peeleešanu pēc koloidšķīduma tad arī noteek koloido daļiņu lādiņa neitralizēšana. Peem., As_2S_3 negatīvās koloiddaļiņas neitralizējās no peeletā elektrolīta kationa sevīskā kārtā saveenodamees ar to. Ka tas tā, to pa daļai rāda šekošais likums.

Ja koagulet dažādas koloidus ar dažādiem elektrolītiem, tad izrādās, ka pee negatīvo koloidu koagulēšanas ir galvenā kārtā noteicošs peeletā elektrolīta kations, turpretī pozitīvo koloidšķīdumu koagulācija atkarīgas galvenā kārtā tikai no peeletā elektrolīta aniona. Peetam, lai koagulācija notiktu vispār elektrolītam ir jāsasneez noteiktu minimalu "robežkoncentrāciju" koagulejamā koloidšķīdumā.

Peestās tabeles ilustrē sacito.

I. Negatīvais As_2S_3 koloidšķīdums.

| Koagulejošais elektrolīts | Robežkoncentrācija Milimolos / lit. |
|---------------------------|--|
| K- acetats | 110 |
| K Cl | 49,5 |
| K NO_3 | 50,0 |
| Li Cl | 58,4 |
| NaCl | 51,0 |
| HCl | 30,8 |
| MgCl ₂ | 0,717 |
| MgSO ₄ | 0,810 |
| Ca Cl ₂ | 0,649 |
| Ba(NO_3) ₂ | 0,687 |
| Zn Cl ₂ | 0,685 |
| AlCl ₃ | 0,093 |
| Al(NO_3) ₃ | 0,095 |
| Y Cl ₃ | 0,073 |

II. Pozitīvais $Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$ koloidšķīdums.

| | |
|--|--------------|
| Preekš NaCl robežkoncentrācija ir 300 milimoli | |
| " Na- formiata " | " 56 " |
| " Na- salicilata " | " 20 " |
| " Na_2SO_4 " | " 0,8 " lit. |

No tabeles bez tam ir redzams vēl eevēro
jams fakts, ka negatīvo koloidu gadījumā - jo
augstaka kationa valence, jo mazaka viņa kon-
centracija ir peeteekoša preekš koloida koagu-
lēšanas; pozitīvo koloidu gadījumā - ta pati
atteeciba tikai pee anioneem.

Ta tad, jo augstaka koagulejoša jona /katio-
na pee negativeem koloidem, aniona - pee pozi-
tiveem koloidem /valence, jo mazakās koncentra-
cijās viņš atteecīgo koloidu koagulē.

Starp veenvērtīgieem kationeem sevišķi
stipri koagulē (negatīvos koloidus zinams) - H^+ ,
 Ag^+ un organiskee kationi.

Starp veenvērtīgieem anioneem sevišķi
stipri koagulē pozitīvos koloidus - OH^- un orga-
niskee anioni.

Tomēr ir jāeevēro, ka arī atteecīgam ne-
koagulejošam jonam (anionam pee negativā koloi-
da, kationam pee pozitīvā), kas šķīdumā atro-
das kopā ar koagulejošo jonu, ir zinams ee-
spāids uz koagulaciju. Viņš var "aizsargāt"
koloidu no koagulācijas. Peetam izrādās, ka

tee kationi, kas stipri koagulē negatīvos
koloidus (t.i. daudzvērtīgiee kationi, H^+ , Ag^+ , u.
c.) - tee stipri aizsarga pozitīvos koloidus no
koagulācijas ar atteecīgās sālis anionu; un
tee anioni, kas stipri koagulē pozitīvos koloi-
dus (t.i. OH^- u.c.) - stipri aizsarga negatīvos
koloidus no koagulācijas ar atteecīgās sālis
kationu.

Peem.,

$BaCl_2$ koagulē zelta koloidšķīdumu - 0,004

norm. $BaCl_2$

$Ba(OH)_2$ " " "

- 0,1

norm. $Ba(OH)_2$

Zelta daļiņas ir negatīvi lādetas, koagu-
letajs ta tad ir Ba^{++} . Otrā gadījumā ir leelaka
koncentracija vajadzīga ka pirmā, tadēļ, ke OH^-
vairak aizsargā zeltu no koagulācijas caur Ba^{++} ,
ka Cl^- . - Cits peemērs:

K_2SO_4 koagulē $Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$ koloidšķīd. - 0,0006 norm.

H_2SO_4 " " " 0,002 norm.

Še koaguletajs ir anions SO_4^{--} (dzelzshidr-
oksīds ir pozitīvs), bet aizsargatajs H^+ ir
stipraks, ka K^+ .

Ja eedziļinasimees sacitā, tad varesim
orientetees jautajumā, kāda kationa un aniona
sāļi ir jāņem preekš kāda koloida koagulēšanas:

Sālis koagulejošam jonam (kations-pee nega-
liveem koloideem, anions - pee pozitiveem) ir
vislabāk jābūt daudzvērtīgam, bet līdzesošam
nekoagulejošam jonam ir jābūt tādām, kas neiz-
šargā koloida no koagulācijas, t.i. šim jonam
ir jābūt veenvērtīgam, neorganiskam un arī ne

OH⁻ resp. N³⁺.

Peeveteem likumeem ir nozīme pee tādu koloidšķīdumu koagulešanas, ka sulfīdu, cēlmetālu, hidroksīdu u.c. (ta sauc, "nepastāvēģee" dispersoidi").

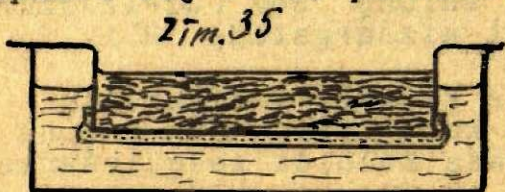
Bez šeeem ir vēl veena cita koloidšķīdumu klase. Viņā eetilpst tādi koloidšķīdumi, ka gelatīnes, olbaltumu kol-šķīdumi u.c. (ta sauc, "pastāvēģee dispersoidi"). Pee viņeeem koagulācijas likumi ir citi.

175. Dialize.

Pee H_2S caurlaišanas caur As_2O_3 ūdenaino šķīdumu pagatavotais As_2S_3 -koloidšķīdums nav pilnīgi tīrs, no līdzinajumeem ir redzams, ka viņš satur sevī HCl . Lai atsvabinātākādu koloidšķīdumu no viņā esošeeem elektroliteem, dispersoidologijā teek leetota, ta sauc, "dialize".

G r a h a m's bij atradis, ka ne parak augstiprocētīgas (2-3 %) gelatīnas, agar-agar u.c. galertes ļoti mazā mērā kavē elektrolītu difusiju caur viņām; tāpat arī dažās brēdušās dzīvneeku plēves (lopu un zivju pūšļi) pergamenta papīrs u.c. tadēļ, ja eeleesim kādā lopu pūšlī maisījumu, sastāvošu no koloida un elektrolīta šķīduma, p.peem, mūsu gadījumā As_2S_3 un HCl , pūšlī tad gremdesim kādā leelākā traukā ar tīru šķīdinātāju - ūdeni, tad HCl netrauceti difundes caur pūšļa seenam ārjā ūdenī, bet As_2S_3 , ka koloids, praktiski ne. Ja ārējā traukā beeži mainisim ūdeni, tad pēc zinama laika, pūšlī atliksees praktiski tīrs no sālskābes As_2S_3 -koloidšķīdums.

So parādību G r a h a m's nosauc par "dializi". Atteecīgais aparats - "dializators" pastāveja pee G r a h a m'a no cilindra- jeb zvana veidīga plata traukā bez dibena, kas apakšā bij ceeši pārvilkts ar lopu plēvi jeb



27m.35

pergamenta papīru un atradas leelākā traukā (zīm.35.) Pirmā (mazākā) traukā tika eeleets dializejamais šķīdums, otrā-tīrs

Šķīdinātājs, kuru bieži jāmaina.

G r a n a m'a dializators ir vēlākā laikā dažādi modificēts, bet arī savā pirmatnējā veidā viņš bieži ir leetojams.

176. Kādos nosacījumos veela parādās koloidā stāvoklī?

Ja eevērosim arī visu augšā sacīto, tad tomēr var rasties jautājums, kāpēc pēc As_2S_3 rašanās, savstarpu apmaiņas reakcijā, arzena trīsulfīds parādās kā ļoti smalkas, veena no otras caur dispersijas vidi izoletas, daļiņas, tā dodamas koloidšķīdumu, bet neparādās kā labi attīstītu ar neapbruņotu aci saredzamu kristālu sakopojums? Šis jautājums ir principiāls. Šis ir jautājums par eemesleem- kāpēc vāda veela parādās koloidā stāvoklī vispārīgi?

P.P. von W e i m a r n'a parādīja, ka veelas koloidā stāvoklī sastāv no ārkārtīgi smalkiem ($0,1\mu - 1\mu$) neattīstītiem kristāliem. Ta tad, ja mēs gribam kādu ceetu veelu pagatā not koloidā stāvoklī, mums ir jārealizē vide tādi nosacījumi, pēc kureem 1) atteecīgā veelā irodas ārkārtīgi smalkos kristālos un pēc kureem 2) šee sīkie kristāliši nevar pēaugt līdz leelakeem kristāleem. T.i. mums ir jāfiksē viņu augsti dispersais stāvoklis.

Kādas veelas rašanās ceetā stāvoklī kādā vidē - ir kristalizācija. Gluži veenalga, vaj šī veela rodas caur pēesātināta šķīduma pērsātināšanu ar dzesināšanu, jeb viņa parādās šķīdrā vidē ka ceets savstarpu apmaiņas reakcijas produkts (pēem., mūsu gadījumā As_2S_3), visos šajos gadījumos veela kristalizējas. No ta ir redzams, ka koloidā stāvokļa eemesls ir meklejamā kristalizācijas procesā. Un vispārīgā atbilde te ir ļoti veenkārša: Ir vispārīgi pazīstams fakts, ka pēc lēnas kristalizēšanas iz pērsātināteem šķīdumeem veela parādās leelakos kristālos, ka pēc ātras kristalizēšanas. Ta tad ja mēs gribam dabūt sevišķi mazus kristālišus - koloidas daļinas- mums kristalizācijā ir jāved sevišķi ātri.

Pēc W e i m a r n'a, kristalizācijas ātrums (W) pirmā kristalizācijas momentā ir teeši atkarīgs no šķīduma pērsātinājuma (P) un otrādi atkarīgs no kristalizējošās veelas šķīstamības (L) dispersijas vidē:

$$W = K \frac{P}{L} \quad (K \text{ konstanta}).$$

a) Pēc leela pērsātinājuma (pēem., leelas reagejošo veelu koncentrācijas) un ārkārtīgi mazas veelas šķīstamības (zem 10^{-4} g/100kub.

cm. H_2O) kristalizācijas ātrums W ir leels; dispersijas vidē rodas ārkārtīgi leels daudzums ārkārtīgi sīku kristaliņu (koloidas daļiņas), kuri katrs atsevišķi nevar pēaugt līdz saredzamam kristalam, jo šķīdumā nepēteek vajadzīgā preekē ta "barojošā materiala".

Tāds nosacījumos mēs tad arī dabunam pēe relatīvi neleelām koncentrācijām - koloid-šķīdumus, pēe leelākām "amorfās gulsnes", jēb pat - "galertes".

Loti maza šķīstamība pēetam fiksē uz ilga-ku laiku dabīnu augsti-disperso stāvokli.

b) Ja realizēsīm šķīdumā tāds nosacījumus, pēe kureem ātrums W ir mazaks, [pēem. paleelinādami šķīstamību L pēe agrākā pārsātinājuma, jēb pamazinādami P pēe agrākā L], tad šķīdumā rodas mazaks kristalu skaits, un tadēļ īstī-šķīdinatā stāvoklī esošāis "barojošāis materials" ir pēeteekošs lai pēeaudzināt mazos kristaliņus līdz leelakeem, kuri tad izkrīt ka kristaliniskas gulsnes.

Nō formulas ir slēdzams, ka jo mazaka ir kādas kristalīzejošas veelas šķīstamība, jo pēe mazaka pārsātinājuma viņa parādas koloidā stāvoklī [pēem. $Al(OH)_3$ parastī izkrīt ka galerte; viņa šķīstamība ir apm. 10^{-4} / 100 cm³ H_2O], un tāpat - jo leelaka šķīstamība (līdz zināmī robežai, saprotams), jo augstaks pārsātinājums ir vajadzīgs, lai dabutu atteeci-go veelu koloidā stāvoklī, [pēem. BaSO₄ šķīstamība ir leelaka (0.0002 / 100 cm³ H_2O) par $Al(OH)_3$ šķīstamību, tadēļ BaSO₄ pēe ta pārsātinājuma, pēe kura $Al(OH)_3$ ir koloidā stāvoklī, izkrīt sīkīkristalinīskis, un tikai pēe ļoti augsteem pārsātinājumeem (W leels) BaSO₄ rodas ka galerte].

Vispārīgi, paleelinādami kristalizācijas ātrumu, mēs varam "kristalinīsku veelu" dabūt

koloidā stāvoklī un otrādī, pamazinādami kristalizācijas (leelo) ātrumu, mēs varam koloidu dabūt skaidrī kristalinīskā stāvoklī.

Pēc šīs kristalizācijas procesa vispārīgas analīzes, mēs saprotam ka pēc As_2S_3 rodas koloidā stāvoklī. Viņa šķīstamība ir ļoti maza un As_2O_3 , ka arī H_2S koncentrācija ir pēeteekoša lai radīt tādu As_2S_3 daudzumu, ka As_2S_3 pārsātinājums P pirmā kristalizācijas momentā ir pēeteekošs lai būtu leels W , pēe kura rodas koloidas daļiņas.

Netik veen caur kristalizešanu, bet arī caur kristalu šķīdināšanu ir iespējams dabūt veelu koloidā stāvoklī. Jo ir saprotams, ka pēc kristalu šķīšanas mazīnās viņū leelumī; zināmā momentā viņi būs sasneeguši koloido daļiņu leelumus un tūlin pēc ta pilnīgi izšķīdis. Lai labutu koloido šķīdumu ir tikai vajadzīgs šo augsti disperso stādiju fikset, t.i. traucet kristališēem tālak šķīst un ta pazust.

Sakarā ar sacito šē un agrak (skat. lap. 68-70) ir iespējams formulēt atbildi uz jautajumu

176a. "kas ir koloids?"

Šē vispirms ir jāeevēro, ka jautajums tais ni ta formulejams nav, jo tagad nevar vairs runat par koloidām un nekoloidām veelam, bet veenīgi par pee ikkatras veelas iespējamo koloido stāvokli (līdzīgi ceetam, šķīdram un gāzveidīgam stāvoklim). Šāda jautajuma veetā tad ir jāleek cits - "kas ir koloidais stāvoklis?" Uz to tad būtu atbildams, ka

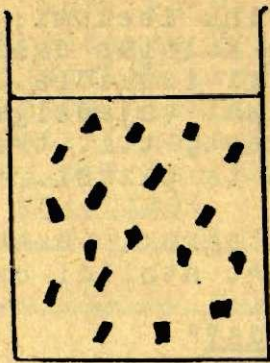
Koloidais stāvoklis raksturojas caur to, ka veela koloidā stāvoklī ir ārkārtīgi sīku nepilnīgi attīstītu kristališu, (ta sauc. "dispersā daļā") ar diametru 0.1 μ - 1 $\mu\mu$ neorientets, maza-kā jeb leelakā mērā cees (koncentrets) sakopojums kādā kristališus praktiski nešķīdinošā vidē (ta sauc. "dispersijas vidē").

Peetam

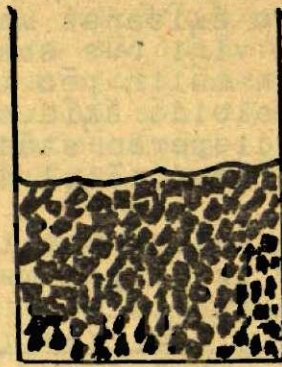
a) ka dispersā daļa, tā arī dispersijas vide var būt ceeta, šķīdra jeb gāzveidīga. Peem., ja šķīdrā vidē ir duļķotas ceetas koloidas daļiņas, tad mums ir parastee koloidšķīdumi kurus citadi "pēc Weimara n'a sauc par "suspensoidēm". Ja šķīdrā vidē atrodas šķīdras sīkas daļiņas - tad mums ir, ta sauc., "emulsoidi"

b) atkarībā no daļiņu ceesuma jeb koncentrācijas dispersijas vidē, - mums var būt koloides šķīdumi (pee mazas koncentrācijas) un "amorfī agregāti" un galertes (pee leelas koncentrācijas) (zim. 36).

Galertes peemēri ir breeduši gelatine, kramskābes galerte, kura sastāv no ceetu sīku SiO₂ koloidu daļiņu ceesā sakopojuma, starp kureem atrodas eesūkts ūdens.



suspensoids shematiski

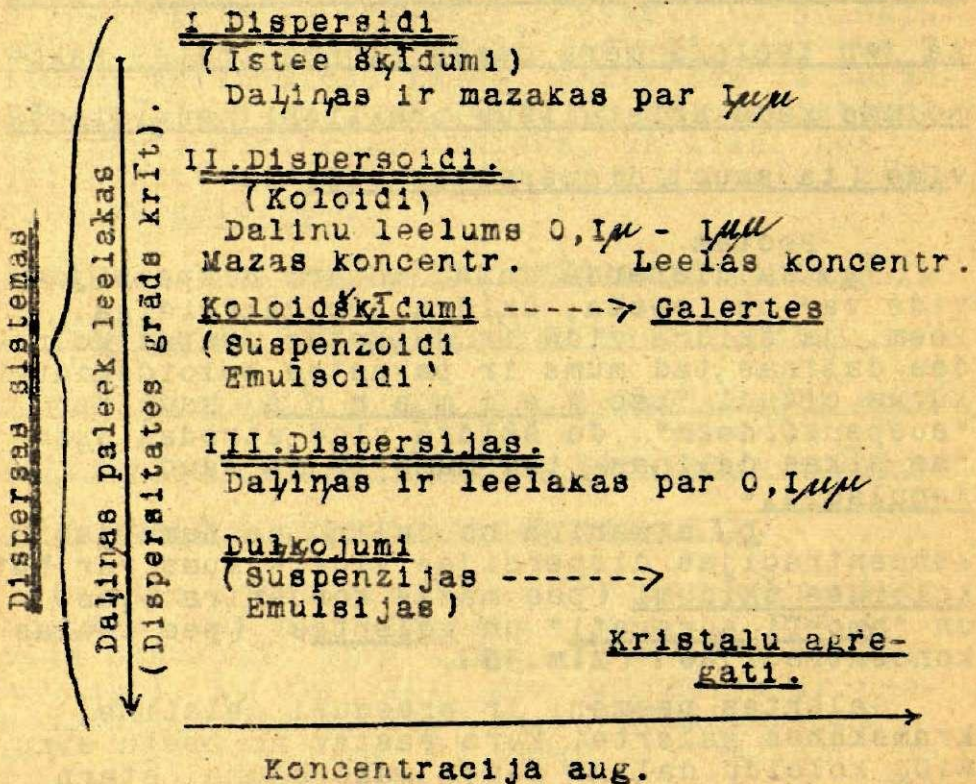


galerte shematiski.

17m. 36

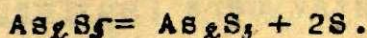
c) daļiņu leelums ("dispersitātes grāds") var mainīties pēc koloīdeem starp $0,1\mu$ - 1μ . Apmēram šis robežs vienas tikai ultramikroskopā ir saredzamas. Ja vienas top leelākas par $0,1\mu$ tad, piem., koloīdšķīduma veetā mums ir rupji duļķi (suspensijas jeb emulsijas) bet galertes veetā rodas kristālu agregāts. Ja daļiņas top mazākas par 1μ , tad mums ir ists šķīdums. Sistēmas ar $0,1\mu$ - 1μ leelām daļiņām vispārīgi sauc par "dispersoīdeem". Sistēmas ar leelākām daļiņām - par "dispersijām", ar mazākām - par "dispersoīdeem".

Tabelē tas ir uzzīmēts shematiski.

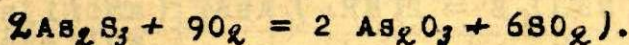


177. Arzena (5)- sulfīds.

Var tikt pagatavots caur As un sēra sa-
kausešanu (apakš 500°) formulai atbildošos dau-
dzumos. Dzeltena ceeta veela (gaisāka ka As₂S₃)
Augstāk par 500° disociē



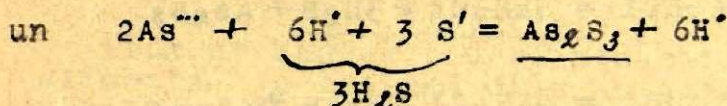
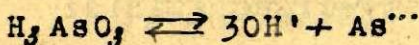
(As₂S₃ pee karsešanas gaisā:



Pee arzenatu gulsnešanas ar H₂S noteek
komplicēts process: H₂S reage ar H₃As O₃ un
dod monotioarzenskābi H₃As SO₃, (pēc W. Foste
r'a), kura atskaidītu skābju klātbūtnē lēni,
bet stipru skābju klātbūtnē jau pee 0° samērā
ātri sadalās



Radusēs H₃As O₃ tad reagē ar H₂S un dod
As₂S₃ jo H₃AsO₃ var disociēt arī pēc līdzi-
najuma.



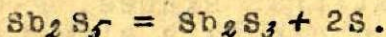
Tadēļ, pee lēnas peesātinašanas ar H₂S,
stipri skālā vidē, izkrīt As₂S₃ un S, bet
pee ātras peesātinašanas (vāji skābā vidē) mono-
tioarzenskābe nepaspēj sadalīties un rodas
As₂S₅.

178. Antimon(3) -sulfīds Sb₂S₃ un antimon
(5)-sulfīds Sb₂S₅.

Sb₂S₃ izkrīt no trīsvērtīga antimona sāļu
šķīdumeem, Sb₂S₅ no antimonatu šķīdumeem pee
H₂S caurlaišanas paskābinatā šķīdumā (koagula-
cija).

Sb₂S₃ izkrīt ka orange-dzeltena veela,
kas/pee žāvēšanas paleek tumšāka un pee kause-
šanas pāriet kristaliniskā peleki-melnā Sb₂S₃

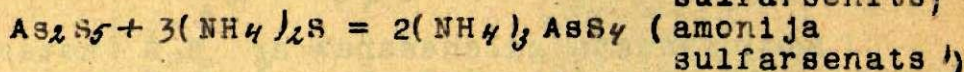
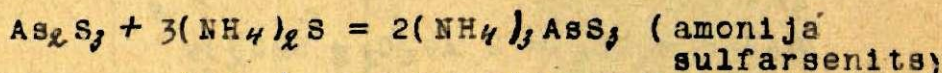
Sb₂S₅ ir līdzīga Sb₂S₃ pēc krāsas, tikai
tumšāka. Pee sildišanas ar ūdeni līdz 98° sada-
las



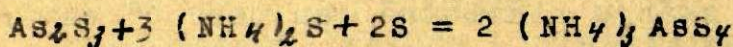
179. Arzena un antimona sulfosālis (tiosālis)

Arzena un antimona sulfīdi šķīst alkalisulfīdū, (peem. K_2S) un amonij sulfīdū $[(NH_4)_2S, (NH_4)_2S_2]$ šķīdumos un ta dod sevīskas arzena- resp. antimon-skābju sālis, kurās skābekļa veetā stāv sērs (sulfosālis, jeb tiosālis)

Peem. ar veensērains amoniju $(NH_4)_2S$



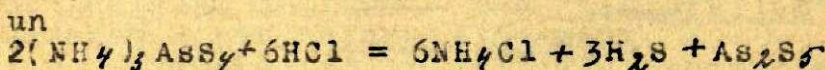
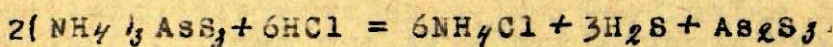
Ar daudzsērains amoniju $(NH_4)_2S_n$



To pašu sāli dod arī As_2S_5 .

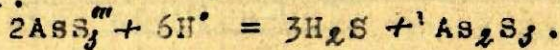
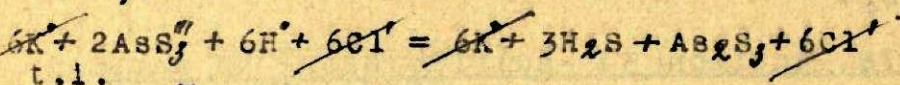
Līdzīgi reagē arī antimon sulfīdi; rodas $(NH_4)_3SbS_3$ (amonija sulfantimonits) un $(NH_4)_3SbS_4$ (amonija sulfantimonats).

Ja peeleet pee sulfosāļu šķīdumeem skābi tad izdalās attecigee sulfīdi



jo brīvas skābes H_3AsS_3 un H_3AsS_4 nepastāv un sadalās sulfīdā un sērūdenradī.

Jonos procesi izsakami šādi



Līdzīgi arī pee antimona.

180. Ja apskatām tagad P, As, Sb. Ipašības un ipašību maiņu, tad redzam, ka šee elementi ir ar slāpekli apveenojami veenā saimē.

No N uz Sb atomsvars aug un līdz ar to attecigo elementu skābekļa saveenojumu skābais raksturs paleek vājaks, bet bāziskais stipraks (N dod stipras skābes, P-vājakas, As un Sb-amfoteri, un nākošais elements pēc Sb-bismuts Bi ir noteikti peeskaitams pee metaleem).

Saveenojumi ar ūdenradi paleek arveenu vājaki bāziski: NH_3 dod ar visām skābēm sālis PH_3 tikai ar HBr un HJ (fosfenija sālis), bet bez tam ar Cu, Ag u.c. dod sālis

"fosfidus", kurcs parādas PH_3 skābais raksturs. AsH_3 un SbH_3 nav bāziska rakstura. Tabele dod citu īpašību pārskatu.

| | Atomsvars | Kūša nokas temperatūra | Pārsīšanas temperatūra | Ūdenraža sareņojumi XH_3 | | Stabilitā sareņojumu XH_3O rašanās siltums |
|----|-----------|------------------------|------------------------|-----------------------------------|-----------------|--|
| | | | | Vārīšan. temp. | Rašanas siltums | |
| N | 14,01 | -210° | -195,7° | -33,5° | +12200 cal. | + 11900 |
| P | 31,04 | 44,2° | 207,3° | -86° | -11600 " | + 369900 |
| As | 74,96 | | | -55° | -36700 " | + 219400 |
| Sb | 120,9 | 630° | 1440° | -17° | -86800 " | |

Silīcijs Si.
(Atomsvars=28,3)

181. Vispārīgi.

Līdz ar skābekli dabā visvairāk izplatīts elements, jo lielākā daļa no zemes garozas sastāv no Si saveenojumiem. No viņiem veenkāršākais ir SiO_2 -kramainis (kvarcs). Citi saveenojumi ir uzskatāmi ka SiO_2 aq jeb dažādu kramskābju sāļi.

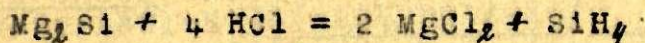
Tīrs Si ir pagatavojams caur SiO_2 reducēšanu ar alumīniju jeb magniju



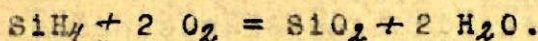
Melni oktaedriski kristāli. silīcijs ir detrvērtīgs. Stāv IV. grupā zem oglekļa.

182. Silīcijūdenradis SiH_4 .

Rodas no magnija silīcida Mg_2Si (kas ir pagatavojams no SiO_2 un Mg pē augstas temperatūras) ja to apstrādat ar atšķaidītu HCl. Vispārīgais līdzinājums ir



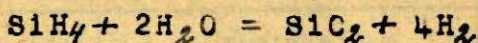
SiH_4 ir gāze kas beeži pate aizdegas.



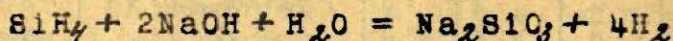
Silīcijūdenražu ir daudz: bez SiH_4 (monosilāns) ir Si_2H_6 (disilāns), Si_3H_8 (trisilāns),

Si_4H_8 (tetrasilans) u.c. Virī rodas līdz ar SiH_4 no Mg_2Si un HCl .

Ūdens sadala SiH_4

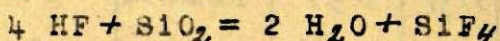
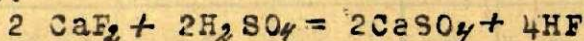


ar bāzem:



183. Silīcija fluorīds SiF_4 .

Rodas ja eedarbotes ar konc. H_2SO_4 uz pulverveidīgu maisījumu SiO_2 ar CaF_2 pee silīšanās:



Ar ūdeni SiF_4 dod "kramfluorūdenradskābi" (H_2SiF_6) un SiO_2 aq.

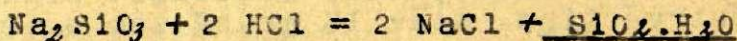


H_2SiF_6 ir pazīstama tikai ūdenainos šķīdumos (kuros ir stipra skābe) un sāļš.

184. Kramskābes.

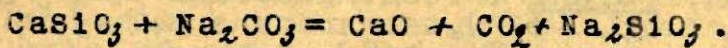
Silīcijdioksīds SiO_2 [viņa istā formula ir (SiO_2/n)] dod ar bāziskeem oksīdeem daudz saveenojumus, ta sauc., "Silikatus", kuros SiO_2 eeset ka skābes anhidrīds. Silikāti ir ļoti dažādi; virī ir zemes garozes galvenā sastāv daļa - "laukšpats" KAlSi_3O_8 , Na $\text{Al Si}_3\text{O}_8$, "vizla" $(\text{K,H})_2(\text{Mg,Fe})_2(\text{Al,Fe})_2(\text{SiO}_2)_8$ u.c.

Leelākais daudzums silikātu ūdenī nešķīst, izņemot kalija, natrija u.t.l. metālu silikatus, kuri dod, atkarībā no koncentrācijas, vairak vaj mazak stigrus hidrolitiski skaldītus, šķīdumus "wasserglaslösungen"). No šiem šķīdumeem stipras skābes izdala, ta sauc., "kramskābi"



"Kramskābe" peetam izdala ka galerte (jeb "gels", ka virī Grahams nosauca), viņa nav sevišks noteikts ķīmisks saveenojums (H_2SiO_3 u.c.), bet sastāv no ārkārtīgi smalku SiO_2 kristaliņu (koloidu daļiņu) irdenū sakopojumu, peekam starp daļinām atrodas ūdens kas nav ķīmiski saistīts ar SiO_2 kristališiem, zin.36. Tādu "kramskābes" galertes dabu peerādija holandeešu dispersoidologs van B e m m e l e n's u.c.

Lai pārvest ūdenī un skābēs nešķīstošus silikatus šķīdinātā stāvoklī viņus kausē ar $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3$ maisījumu



185. Silīdīdi.

Ir dažu veelu saveenojumi ar Si, ka, p. peem, karborunds CSi. Pagatavojams no SiO₂ un C pe apm. 2000° (elektriskā krāsnī)



Bors B.

Atomsvars = 11,0.

186. Vispārīgi.

Dabā atrodas ka borskābe (H₃BO₃) un viņas sālis: borakss Na₂B₄O₇ + 10H₂O u.c.

Bors var būt "amorfs" un rupji kristalīnīks. Bora kristali ceetuma ziņā tuvojas diamantam, bet ir veegli skaldami.

Bors saveenojams ar N pe karsešanas (BN) un rodas ceeta balta veela. Turpreti ar gaisa skābekli nesaveenojas pat pe 2000°. Bors stāv trešā grupā.

187. Borskābes, viņu sālis un anhidrīds.

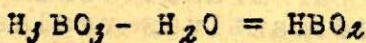
Borskābe H₃BO₃ ir raksturīgos kristalos. Šķīst ūdenī, pe 0° - 1,95 g. - 100gramos H₂O
 ' 20° - 4,0 " - " " "
 , 102° - 29 " - " " "

Ūdenī šķīdums krāso lakmusu sarkanā krāsā. Borskābe ir ļoti vāja skābe.

Disociē laikam pēc līdzinājuma



Borskābe pe karsešanas atdod ūdeni: Pe 107° rodas metaborskābe.



Pe 140° rodas piroborskābe H₂B₄O₇. No viņas teek atvasinātas sālis "borāti", ka peem. borakss Na₂B₄O₇ + 10 H₂O.

Pe tāļakas karsešanas rodas anhidrīds:



B₂O₃ ir stiklveidīga masa. Ūdenī šķīst ar siltuma atdošanu un pāriet borskābē.

188. Bora saveenojumi ar ūdenradi
ir, ta sauc., "borani". Peem., diborans B_2H_6 (gāzē ar vār. temp. -88°), tetraborans B_4H_{10} (šķīdums ar vār. temp. $+16^\circ - +17^\circ$). Dabunami viņi ir no magniborida.

Borāņš bors ir četrivalentīgs. Pēc dažām savām īpašībām borāni ir līdzīgi silīciem.

Elementu radioaktīva pārvēršanas.

189. Radioaktivitāte.

H e n r y B e c q u e r e l's 1896 gadā atrada, ka urāns (U) un tāpat viņa sālis

1) eedarbojas uz aizsegtu fotografisku plati, to pataisidams melnu.

2) izsauc dažu veelu fluorescenci. Peem., ta sauc., "Sidot-māns" (t.i. cinka sulfīds, kas satur vara zīmes 1:10000) spīd ar zaļgan-ozeltenu gaismu, ja urāna preparāts viņam teek tuvots.

3) ionizē gāzes. T.i. gāze urāna preparāta tuvumā dabun īpašību vadīt elektrību; šī īpašība parādas, peem., eekš ta, ka kāds elektriski lādets ķermenis zaudē savu lādinu, ja ķermenim teek tuvots kāds urāna preparāts.

Šīs savādās īpašības, kas raksturo, ta sauc., "radioaktivitāti", izskaidrojas caur to, ka atteecīgās "radioaktīvās veelas" izstare sevišķus starus. Bet ta ka šī īpašība ir novērojama pee viseem urāna saveenojumeem, tad viņai ir jābūt paša urāna atomu īpašībai.

Drīz pēc tam M a r y a C u r i e - S k l o d o w s k a novēroja, ka urāna minerals, ta sauc., "Joachimsthaler Pechblende" (UO_2)₂(U, Pb)₂, ir 3 līdz 4 reiz radioaktīvaks, ka pats metaliskais urāns. No ta viņa slēdza, ka šis minerals satur kādu veelu kas ir daudz radioaktīvaka par pašu urānu. 1898 gadā M. C u r i e, kopā ar savu vīru, frakcionētās kristalizācijas ceļā izoleja no "Pechblende's" starp citu jauna elementa - rādijs - sāli, kas bij vairak ka miljon reiz radioaktīvaka par urānu. Vēlak tika izoletas vēl citas raddioaktīvas veelas.

1910 gadā caur $Ra Cl_2$ elektrolīzi izdevas eegūt pašu elementu rādijsu ka metalu. Rādijsa atomsvars ir 225,97; pēc savām īpašībām viņš ir radneecisks barijam, un periodiskā sistēmā viņam arī ir brīva veeta īi grupā zem Ba.

Rādijs ir izolejams tikai mazos daudzumos jo 7000 kg. Pechblende's (apm. 420 pudī) ir dabunams tikai apm. 1g. rādijsa.

Bez augšā minētām 3 īpašībām, pee rādijsa

un viņa preparāteem ir novērojamas vēl citas: viņš izstaro daudz enerģijas; I. g. Ra veenā stundā 132, 26 cal., viņš izposta organiskas veelas, papīru, peem., u.c. Zem viņa eespaida baltais fosfors pāriet sarkanā, gaiss oznejas, no ūdens rodas sprāgstoša gāze.

190. Radioaktīvo veelu stari.

Ka jau sacīts, radioaktīvo veelu savādās īpašības izskaidrojas caur sevišķiem stariem, kurus šīs veelas patvaļīgi izstaro. Šie stari ir trejādi

1) γ - stari. Tie ir Röntgen-stari, ar viļņu garumu apm. 10^7 cm. Viņi eet cauri pat caur vairak cm. beezu svina plati un, pa daļai, caur 30 cm. beezu dzelzs plati.

2). β - stari. Ir tie paši, kas citādi ir pazīstami ka "katodu stari", ta tad negatīvo elektronu plūdumi. Viņu ātrums ir no apm. 100000 km./sek līdz 99 % gaismas staru ātruma. Alumīnija lapīņa, kas ir beezaka par 10^{-4} - 10^{-2} cm. var viņus jau aizturet.

3) α - stari. Ir pozitīvo lādeto materiēlo daļiņu plūdumi. Viņu ātrums ir tikai $15000 - 20000 \text{ km./sek}$. Viņus aiztur pat papīra lapa, jeb 2,5- 8,6 cm. beeza gaisa kārtā.

Sevišķi eevērojami ir, ka α -staru atsevišķas daļiņas pozitīvais lādiņš tika eksperimentelā ceļā atrasts = $2e$ (kur e ir negatīva elektrona elementarlādiņš =

= $1,58 \times 10^{-19}$ Coul.; skat. lap. 87), viņi ta tad nes tādu pašu lādiņu, ka kāda metala divvērtīgais kations. Šo daļiņu masa (atomsvars) līdzinas 4, ja $H = 1$. Atomsvars 4 ir helijam, ta tad

α daļiņas ir helija atomi ar diveem pozitīveem elementarlādiņeem.

Ari tīri eksperimentelā ceļā Rutherford's un T. Royd's peerādīja, ka α -daļiņas ir helija daļiņas: Rādijs tika eelodets stikla caurulītē ar tik plānām seenam (apakš // 100 mm.), ka α daļiņas vareja caur tām tikt cauri, šī caurulīte atradās leelakā stikla traukā, no kura bij gaiss pilnīgi evakuets; pēc dažām deenam šīnī āreajā traukā vareja spektroskopiskā ceļā tikt konstatets helijs.

Rādija preparata visa izstarotā enerģija sadalas pēc stariem šādi:

| | | | |
|----|---------------|----|-------------------|
| 94 | $\frac{3}{4}$ | uz | α -stareem |
| 2 | $\frac{3}{4}$ | " | β - " |
| 4 | $\frac{3}{4}$ | " | γ - " |

Ta ka α -starus aiztur pat plāna gaisa

kārta, tad ir saprotams, kā rādija eespaids leelā mērā mazinas ar attālumu.

191. Radioaktīvā pārvēršanās.

Reiz radioaktīvie elementi izstaro α -daļiņas, t.i. helija daļiņas, tad jau no tā veen ir redzams, ka pee radioaktīvieem proceseem noteek elementa sadalīšanās.

1902 gadā tad arī E. Rutherford's un F. Soddy izsacīja domu, ka pee radioaktīvieem proceseem noteek elementu pārvēršanās.

Ši pārvēršanās ir ļoti tālejoša un, peem, pee rādija viņa norīšanas šādi.

Tika jau minets, ka rādījs, izstarodams α -starus, ta rada heliju. Bet bez helija, tika rādija preparātu tuvumā konstateta mazos daudzumos veena jauna gāze. Viņas vārišanās temp. bij -65° , kušanas temp. -71° un viņas atomsvars tika atrasts $=222,4$. Ķīmiskā ziņā viņa bij pilnīgi indiferenta, ta tad radneeciska cēlām gāzem. Teešam, periodiskā sistemā preekš viņas arī radās brīva veeta 0 grupā, apakšgrupā a 10^{tes} rindā. Šo gāzi sauc par rādija emanaciju "Ra Em" (no vārda "emanare"-iztecēt, rastees), jeb arī "nitonu" Nt. Ari viņa ir radioaktīva.

Ja eevērosim, ka rādija atomsvars ir apaļi $= 226$, helija $= 4$, emanācijas $= 222$, tad pēc visa sacītā varam slēgt, ka rādija atoms sadalās divu cēlo gāžu atomos:

$$\begin{array}{l} \text{Ra} = \text{Em} + \text{He} \\ \text{Atomsv:} \quad 226 = 222 + 4 \end{array}$$

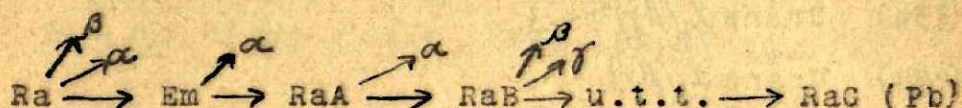
Bet ar to rādija pārvēršanās neapstājas. Izrādījas, ka kāds noteikts emanācijas daudzums ar laiku mazinas: pēc 3,85 deenam kāds emanācijas daudzums ir mazinajees uz pusi. Bet līdz ar emanācijas mazinašanos rodas peeaugošs helija daudzums un kāda jauna ceeta veela, kas nosēstas plānā kārtījā uz trauka seenam, kurā atrodas emanacija. Ši ceetā veela teek saukta par "Rādiju A"; viņa rodas no rādija emanācijas, kad pēdeejā izstaro α -daļiņas (heliju). Ta tad

$$\begin{array}{l} \text{Em} = \text{RaA} + \text{He} \\ \text{Atomsv.:} \quad 222 = 218 + 4 \end{array}$$

Ari Rādījs A ir radioaktīvs. Caur viņa rašanos no emanācijas (un pēdejas - no rādija) izskaidrojas tas, ka visi ķermeņi, kas atrodas kādu laiku rādija tuvumā, paši paleek uz kādu laiku radioaktīvi; viņi pārklājas ar Ra A kārtīju.

Rādijs A izstaro α -starus un rodas jauns elements Rādijs B u.t.t. līdz parādas beidzamais radioaktīvās pārvēršanās produkts - svinam līdzīgs elements RaG, kas ta tad nav radioaktīvs.

Mēs ta tad dabunam rindu:



(līdz ar α -stareem Ra izstaro vēl β -starus) Izrādījās, ka šai rindai nav jaesākas ar Ra, bet ar uranu, jo pēdejs caur dažādām radioaktīvām starpveelam pārvēršas rādijā un pēdejs tad tālāk.

192. Radiokonstantas.

Ta ka pee radioaktīvas pārvēršanās ir ja-apmeerinas ļoti beeži ar ārkārtīgi mazeem veelu daudzumeem, tad radušās veelas nav ikreiz eespējams izpētīt uz viņu kušanas temp., vārišanās temp. u.c. Iai raksturot šo veelu individualitāti, pētņeeiki peeturas pee seviškām, ta sauc., "radiokonstantam". Galvenās no tām ir

1) "Pusvērtībaslaiks" ("Halbwertszeit")

Tas ir preekš katras radioaktīvas veelas raksturīgs laiks, kurā puse no kādas radioaktīvas veelas daudzuma pārvēršas citā veelā.

Pee urana šis laiks ir 5 miljardi gadu
 pee rādija - 1600 gadi
 pee emanācijas - 3,85 deenas
 pee rādija A - 3 minutes; u.t.t.

2) Staru veids, kurus izstaro veela. Peem, rādijs izstaro α un β starus, emanācija - α starus, rādijs B- β un γ starus u.t.t.

3) α -staru "sneegšanas tālums". Tas ir tālums (centimetros pee 15° un 760 mm. speed.) pec kura α stari vairs nav konstatejami. Šis tālums preekš dažādu radioelementu α -stareem ir noteikts. Ka jau sacīts viņš eetilpst robežās starp 2,5-8,6 cm.

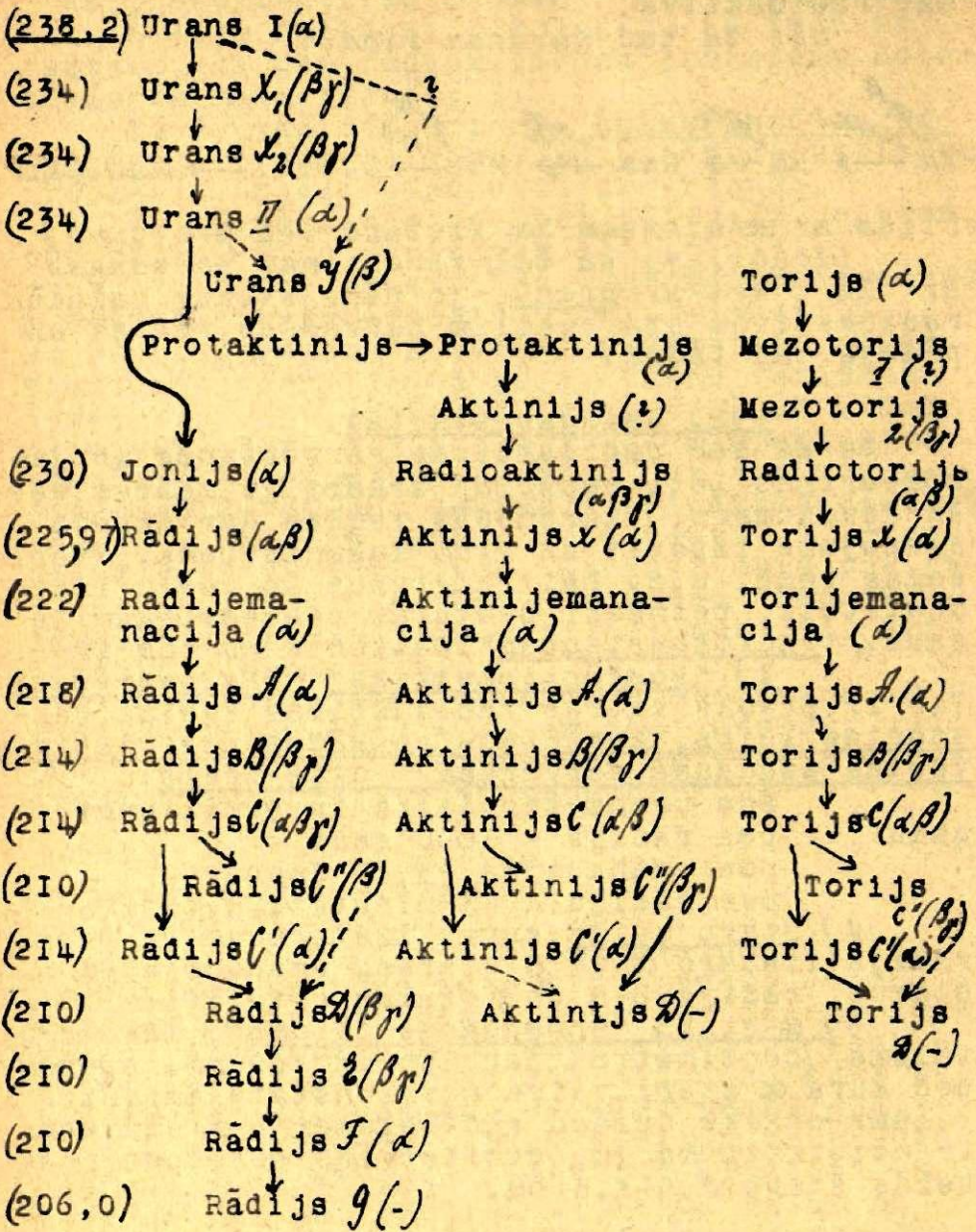
Tagad ir pazīstami ne mazak ka 39 radioaktīvi elementi; bez šiteem vēl kalījs un rubīdijs. Pēdejee divi elementi un viņu saveenojumi izstaro β -starus. Kalija saveenojumu radioaktivitate ir $\frac{1}{1000}$ no uransaveenojumu radioaktivitates.

Visi šee elementi, izņemot K un Rb, teek saveenoti trijās genetiskās "familijās" ("Umwandlungsreihen") Klātpeeliktā tabelē šīs trīs familijas ir peevēstas. Viņā bez tuva-keem paskaidrojumeem ir redzams katra radioelementa genetiskais sakars un dažas konstantas. Šīs trīs familijas eesākās ar trim no

Urana familija

Protaktinija
familija

Torija
familija



Elementa nosaukumam pa labi eekavās ir doti izstarotie stari. Urana familijas locekļem pa kreisi eekavās ir doti atoma svāri.

teem elementeem, kureem ir tee visleelakee atomsvari:

Uranu (U) (Atomsv. 238,2) VI grupā 10 rindā

Protaktiniju (Pa) (" 230) V " 10 "

Toriju (Th) (" 232,15) IV " 10 "

193. Radioaktīvās pārvēršanās īpatnība.

Neskatoties uz to, ka mums radioaktīvā pārvēršanās ir sadalīšanās process, tomēr viņa nav peeskaitama ne pee fizikaleem, ne ķīmiskeem sadalīšanās proceseem

Fizikalā dalīšana idealā gadījumā apstatos pee molekulam.

Ķīmiskā dalīšana apstājas pee atomeem. Radioaktīvos procesos sadalas atomu kodoli.

Preekš fizika zināmā zinā nedalams "elements" ir tas, ko ķīmiķis sauc par saveenojumu un to sadala savos elementos. Pēdejus tālak sadalit ķīmiķis nespēj ar saveem līdzekļeem. Bet radioaktīvos procesos šee elementi sadalās paši.

Pašos pēdejos gados Rutherfordam izdevas sadalit mākslīgi dažus elementus citos, peem, slāpekli sadalit -ūdenradī un (laikam) helija izotopā, caur slāpekļa molekulu bombardēšanu ar α -daļiņām; tomēr šee paņēmeeni nav peeskaitami ne pee fizikaleem ne ķīmiskeem, bet pee radiologiskeem, jo viņi pamatojas uz radioaktīveem proceseem.

Bet ari citadā zinā radioaktīvee procesi atšķirās no ķīmiskeem.

1) Viņi nav ne fizikali ne ķīmiski eespaldojami no āreenaspeem., temperatūras maiņa no -250° līdz pari par +1000° neatstāj uz vi viņeem eespaidu.

2) Ārkārtīgi leelais enerģijas daudzums, kas pee šeem proceseem attīstas. Peem, ja veens gramatoms rādija (226g.) pilnīgi pārvērstos emanacijā, tad tiktu atbrīvotas simti tūkstoši miljoni cal. Kurpretī veenā no tām ķīmiskām reakcijām, pee kurām attīstas visleelakais siltuma daudzums, ir fosfora sadegšana par P_4O_{10} . Bet peetam divi gramatomi fosfora attīsta tikai 369300 cal.

194. Radioelementu eevētošana periodiskā sistēmā.

Ceļās jautajums, kur eevētot radioelementu leelo skaitu periodiskā sistēmā? Lai stātees pee pašas eevētošanas ir

A) ļazin radioelementu īpašības. Atomsvars būtu veegli atrodams, ja eevērot, ka pee vee-

nas α -dalīnas (He dalīnas) izstarošanas, jaunradušā elementa atomsvārs ir par 4 veenībām mazāks, kā eepreekšējā elementa, bet β dalīnas izstarošana praktiski nemaina atomsvāru, jo β dalīnas masa ir tikai apm. // 1830 udeņrāda atomu masas. Bet kā noteikt ķīmiskās īpašības kas taču raksturo elementu, ja atteecīga veelu daudzumi ir ārkārtīgi mazi? Še palīdz, ta sauc, "pārveetošanās likums", kuru konstateja Soddy un Fajans 1913):

1) Ja atoms zaudē veenu α -dalīnu (kuras lādīns ir $+2e$), tad atoma kodola lādīns maziņas pa 2 veenībām; bet kodola lādīns = kārtības skaitlim, tā tad pēc α dalīnu zaudēšanas, jauna elementa kārtības skaitlis ir pa 2 mazāks un līdz ar to šī jaunā elementa veeta būs divi grupas atpakaļ. Peem., ja kāds radioelements stāv VI grupā un viņa kārtības skaitlis ir 92, tad pēc α dalīnu izstarošanas jaunā elementa kārtības skaitlis būs 90 un viņa veeta būs ta tad IV grupā.

2). Ja atoms izstaro veenu β dalīnu, tad viņa pozitīvais lādīns peeaug pa 1 veenību, ta tad kārtības skaitlis pee jaunā elementa būs pa 1 leelāks - ta tad šim jaunam elementam ir periodiskā sistemā jastāv veenu grupu tālak uz preekšu. (Peem., no IV uz V grupu, no VII uz 0 grupu u.c.)

Saņemot kopa - :

α -dalīnas atdošana pārceļ jauno elementu divi grupas atpakaļ, β dalīnas atdošana - veenu grupu uz preekšu. Peem., U_1 ar kārtīb. skaitli 92 un atomsvāru 238 stāv VI grupā. Viņa atoms izstaro α -dalīnu un rodas U_X , ar kārt. sk. 90, atomsv. 234; šim ir jastāv IV grupā. U_X , atoms izstaro β dalīnu un tā rodas U_X , ar to pašu atomsvāru, bet kārt. skaitli 91. Viņam ta tad jastāv ir V grupā. u. t. t. Tabele rāda šo pārveetošanos preekš visas urāna familijas. Beidzamais elements ir RaG, ķīmiski līdzīgs svinam; viņš arī stāv IV grupā 9-a rindā.

| Atomsvars | | III | IV | V | VI | VII | 0 | I | II | III | IV | V | VI |
|--------------|-----|-----|-----|------|-------|------|----|----|----|----------------|-----------------|------------------|----------------|
| 9 rindā | 206 | | RaG | | | | | | | | | | |
| | 210 | RaC | RaD | RaE | RaF | | | | | | | | |
| | 214 | | RaB | RaC' | RaC'' | | | | | | | | |
| | 218 | | | RaA | | | | | | | | | |
| 10 rindā | 222 | | | | | RaEm | | | | | | | |
| | 226 | | | | | | Ra | | | | | | |
| | 230 | | | | | | | | Jo | | | | |
| | 234 | | | | | | | | | U _I | U _{II} | U _{III} | |
| | 238 | | | | | | | | | | | | U _I |
| Kārt.skaitl: | 81 | 82 | 83 | 84 | 85 | 86 | 87 | 88 | 89 | 90 | 91 | 92 | |

Bultiņu nozīme:

α - pārveršanās
 β - pārveršanās

B). Pēc tam kad esam dabūjuši aizrādījumus kurā veetā periodiskā sistēmā ir jastāv radioelementeem ir jāeevēro vaj teešam atteecīgās veetas sistēmā ir brīvas. Tas beeži veen ta nav. Dažreiz vajadzīgā veetā jau stāv kāds (neradioaktīvs) elements; citreiz uz veenu un to pašu veetu ir vairak kandidatu. Peem, no pedejas tabeles ir redzams, ka 9 rindā IV grupā ir jastāv trim elementeem ar dažadeem atomsvareem un veenadeem kārtības skaitleem (82): RaB (214), RaD (210), RaG (206), ta tad arī ar veenadām ķimiskām īpašībām. Bet tanī pašā veetā ka zināms stāv vēl svins Pb (207.20) (bez viņa vēl 3 elementi), kuram arī ir tas pats kārtības skaitlis (82). Ta mēs dabunam jau mums pazīstamos - "izotopus" (pēc Soddy) - t.i. elementus, kureem ir veenadas ķimiskas īpašības bet dažads atomsvars. Tādu elementu sauc arī par "plejadu" (pēc Fajans'a).

x) ķimikis, analizēdams ar savām metodam izotopu, peem, RaB, RaD, RaG, maisījumu, atrastu, ka sis maisījums ir veens elements-svins.

Izotopeem, bez jau minētām veenadām ķīmiskām īpašībām ir veenadi: kušanas temperatūra, molara šķīstamība, gandrīz veenadi ir arī optiski spēktri. Turpreti, radioaktīvas īpašības un īpašības, kas stāv sakarā ar atomu masas ir dažādas; peem, specifiskais svars absolutā šķīstamība (gram/lit.) u.c. Veenadās īpašības teek sauktas par "Typus-eigenschaften", neveenadas-par "Arteigenschaften" (pēc Fajans'a) ķīmiskā ceļā ta tad izotopu maisījums sastāvdaļās sadalams nav, bet gan fizikalā ceļā.- Vaj turet kādas plejadas atsevišķus locekļus par atsevišķeem elementeem, kas visi peeder pee veena un ta paša "ķīmiska tipa", ar veenadu kārtības skaitli un veenadām ķīmiskām īpašībām (Fajans') jeb turet viņus par veena un ta paša elementa dažādeem veideem, - lai apgaismot šo jautajumu mums beidzamo reiz vēl ir jaatgriezās pee jēdzeena "ķīmiskais elements."

195. Kas ir ķīmiskais elements ?

Divi fakti ta tad speež revidet elementa jēdzeenu:

1) Elementu radioaktīvā sadališanas citos elementos. 2) Fakts, ka zinameem elementeem ir dažāds atomsvars un veenadas ķīmiskas īpašības, bet citeem - veenads atomsvars un dažādas īpašības. D a l t o n'a princips, ka atomsvars raksturo elementu, ta tad vairs nav pareizs.

Sakarā ar pirmo no šeem fakteem bij jau aizrādīts, ka radioaktīvā pārvēršanās nav ne ķīmisks, ne fizikals process. Ka fizikai, ta ķīmiķim un radiologim ir katrai savas "pētīšanas-veenības": Ta mazaka materialā daļiņa, kas preekš fiziķim ir nesadalama-ir molekula. Preekš ķīmiķim tāda nesadalama "veenība" ir atoms un ķīmiski procesi ir molekulu sadališanas procesi un atomu saveenošanas procesi. Bet radiologim ķīmiķim "veenības" ir sadalamas tālakās - elektronos u.c. un šee sadališanas procesi ir skaitami par radiologiskeem. Sakarā ar to tad definejuma daļa, ka "elements ir veela, kas fizikali un ķīmiski nav sadalama citās", var palikt. Peelikt "fizikali" ir nepececešami, jo pretejš gadījumā cēlo gažu maisījums arī būtu veens elements, jo tads maisījums ķīmiskā ceļā nav sadalams sastāvdaļās (cēlās gāzes ir ķīmiski inertas), bet tikai fizikalā ceļā. Līdzīgi arī pee izotopeem, kuri gan nav ķīmiski inertti, bet kureem ķīmiskās īpašības ir veenadas. Bet izotopi stāv sakarā ar mūsu otro fakti.

Tas apstākļis, ka pastāv domu starpības

par to, vaj plejadas atsevišķee locekļi ir dažādi elementi, jeb ne, izskaidrojas caur to, ka pee elementa definešanas teek (pa daļai) eevēroti tikai divi momenti, bet neteek eevērots ļoti svarigs trešais.

Peem. Fajans' leek preekšā definejumu "ķīmiskis elements ir veela, kas ne ar kādeem līdzekļeem nav sadalama veenkāršākās sastāvdaļās un nav atzīta ka citu veelu maisijums." Bet 1) slāpekļis u.c. ir sadaliti citos elementos un 2) -kas raksturo elementus ka dažādus?

Mineteē trīs momenti ir sekoši:

a) pirmais: Elementu nesadalāmība (fizikalā un ķīmiskā). Ja preekš veelas C varam uzrakstit līdzinajumu

$C \rightleftharpoons A+B$, bet preekš veelas A un veelas B atsevišķi tāds līdzinajums nav realizejams, t.i.

$A \rightleftharpoons K+M$

$B \rightleftharpoons L+O$

tad A un B vispār ir elementi.

Sakarā ar to ir saprotams elementu definejums pee W. O s t w a l d'a - elementi ir veelas, kuras pee kādeem ķīmiskeem proceseem neparādas ar pamazinātu svaru, bet parādas ar nemainījušos svaru, jeb ka smagaki produkti (skat, arī 7.)

b) otrais moments: Elementu savstarpīgā nepārvēršamība.

$A \rightleftharpoons B \rightleftharpoons C$ u.t.t.

Stingri ņemot elementi veens otrā arī radioaktīvi nepārvēršas pēc līdzinajuma $A=B=C$ u.t.t., jo pee radioaktīvas pārvēršanās teek peetam atdoti vaj nu elektroni jeb α -daļiņas; ta tad radioaktīvee procesi eet pēc līdzinajuma

$A \rightarrow B + \ominus$ jeb $C \rightarrow D + \ominus$

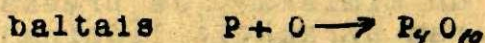
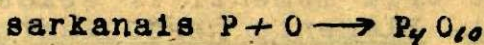
Peetam viri nav apgriezeniski!! Peem, rādijs pāreēt emanacijā ar α -daļiņas atdošanu, bet emanacija nepāreēt rādiajā caur α daļiņas peeveenosanu u.t.t. Radioaktīvo elementu ģenētiskai rindai ta tad ir noteikts virzeens: no elementeem ar leelakeem atomsvareem uz elementeem ar mazakeem atomsvareem. -Ir rādioaktīvā sadališanās, bet nav pazīstama kāda "radioaktīvā saveenošanās".

Bet šee divi momenti vēl ir nepeeteekoši preekš elementa definešanas. Eedomasimees sarkana un balta fosfora maisijumu. Fizikalā jeb ķīmiskā ceļā virš ir sadalams sastāvdaļās, ta tad šis maisijums nebūs elements; bet kāpēc

sarkanais un baltais fosfors teek tureti par veenu un to pašu elementu? No veenas puses sarkanais fosfors pārvēršas baltā un otrādi (preteji otra momenta prasībai), bet no otras puses te sevišķi krīt svarā

c) trešais moments.

Baltais un sarkanais fosfors ir veens elements tapēc, ka abi atsevišķi, saveenodamees ar veenadu citu veelu, peem, skābekli, dod veenadas veelas ar veenādām ķīmiskām īpašībām:



ta tad "sarkanā fosfora elements" = "baltā fosfora elements"

Ta tad vispārīgi

ja $A + Q = C$
un $B + Q = C$

tad A elements = B elements

un tāpat:

ja $A + Q = C$
un $K + Q = D$

tad A un K ir dažādi elementi:

Šim slēdzeenam ir leela nozīme.

Leetodami viņu kā kriteriju plejadas locekļu gadījumā, mēs dabunam rezultatu, ka ja tas, ko mēs saucam par "elementu alotropiskām modifikācijām" ir veens un tas pats elements tikai dažādās formās, tad arī plejadas locekli (izotopi) ir veens un tas pats elements, tikai dažādās formās - dažādās, varetu teikt, "masas-formās".

Peevestee trīs momenti dod mums eespēju formulēt elementu jaunu definejumu:

Kādas veelas ir skaitamas par dažādeem

ķīmiskeem elementeem tad, ja viņas fizikalā

un ķīmiskā celā nav sadalamas citās, ja viņas

nepārvēršas veena otrā un ja viņas ar veenu

un to pašu citu elementu dod saveenojumus, no

kureem katram ir citadas ķīmiskas īpašības.

Peem., I) Cēlo gāžu maisījums nav elements, jo viņš ir fizikāli sadalams. Sadalīšanās produkti nepārvēršās veens otrā un tālak fizikāli nav sadalāmi; tā ka viņi ir ķīmiski

inerti, tad trešais moments atkrīt, un atsevišķas cēlās gāzes ir elementi.

2) Plejada. Ir fizikāli sadalāma tālāk nesa-
dalāmos produktos-izotopos. Bet šie produkti
nav dažādi elementi, jo ar veenu un to pašu
citu elementu viņi dod saveenojumus ar vee-
nadām ķīmiskām īpašībām (Peem., RaD-peroksīds
(RaD.O₂) ir ķīmiski līdzīgs svina peroksīdam
PbO₂). Grāmatas sākumā dotais "ķīmisko ele-
mentu likums" (lap.5) tagad būtu papildī-
nams ar šo sacīto.

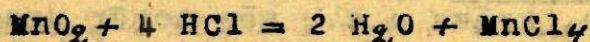
Še peevestais ir personīgs uzskats.

Peezīmes.

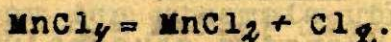
Peē §24(lap.28). Ja salīdzināsim D a l t o-
n'a atomteoriju un moderno atomteoriju
ar D e m o k r i t a atomteoriju, tad
atrodam eevērojamas principiēlas starpi-
bas. Pēc D e m o k r i t a vīseem ato-
meem ir veenada kvalitāte bet dažādas
ir forma un leelums. Velu dažādas īpaši-
bas izskaidrojas caur atteecīgo atomu
dažādu formu un leelumu un caur atomu
grupejumu. Tampreti pēc modernas atomis-
ti-kas, elementu atšķirošās īpašības iz-
skaidrojas ka caur atomu grupējumu, ta
ari, galvenā kārtā, caur pašu atomu īpa-
šībām; atomu forma peetam visos gadiju-
mos ir daudz maz veenada.

Modernai atomteorijai ir daudz vairak
līdzības ar seno Indeešu atomteoriju, ku-
ru atrodam, ta sauc., "Valčeshika-siste-
mā". Indeešu atomeem, pretēji D e m o-
k r i t a atomeem, ir veenada forma
(ložveidīga), bet dažādas īpašības, ku-
ras tad ari ir velu dažādo īpašību
eemesls.

Peē §96 (lap.104). Chlora rašanās reakcija
no MnO₂ un HCl eet ari šādi:



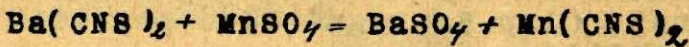
MnCl₄ peē sildišanas sadalās:



Peē §176 (lap.172). Kristalizācijas procesa
peevestā analīze izskaidro pastāvīgi no-
vērojamo parādību, ka ja realizēt kādā
šķidrā vidē kādas ne pārak maz šķīstošas
ceetas veelas rašanās reakciju, tad ja

saleet ne pārak koncentretus reagejošus šķīdumus - izkrīt kristaliniskas gulsnes, bet ja leetot koncetretakus šķīdumus, tad rodas galertveidīgas gulsnes (koloids).

Peem., ja realizet ūdenī maz šķīstoša $BaSO_4$ rašanās reakciju caur $Ba(CNS)_2$ šķīduma salešanu ar $MnSO_4$ šķīdumu



[var leetot arī citu labi šķīstošu Ba -sāli un citu sulfātu, jo reakcija ir $Ba^{++} + SO_4^{--} = BaSO_4$], tad ja reagejošo šķīdumu koncentrācijas ir $\frac{N}{600}$ līdz $\frac{0.75N}{I}$ tad parādas rup-

ji dispersas kristaliniskas gulsnes; ja koncentrācijas paleek leelakas, tad gulšņu dispersitates grāds aug un ja koncentrācijas ir ap $\frac{7N}{I}$

tad $BaSO_4$ daļiņu dispersitates grāds ir tik augsts ka rodas galerte.

Ir saprotams, ka ar augošām reagejošo šķīdumu koncentrācijām, aug $BaSO_4$ pārsātinājums P , caur ko kristalizācijas ātrums

$$w = k \frac{P}{L}$$

aug un ta tad kristalizejošo $BaSO_4$ daļiņu leelums mazinas.

Ta tad, ar reagejošo šķīdumu koncentrācijas paaugšanu aug gulšņu dispersitates grāds, t.i. skaidri - kristalinisku gulšņu veetā rodas galertveidīgas.

Ta ir vispārīga parādība.

Peē §195 (lap. 188). Sacītais šē dod mums eespēju precīzēt grāmatas sākumā doto pārskatu par Īpašībām vispār (2). Evērodami veelu varbūtejo alotropiju resp. polimorfiju, dabunam slēdzeenu, ka "veelu" raksturo Īpašība "ķīmiski" sastāvet no kaut ka" (Individuelo Īpašību apakšgrupā p. Sk. 2 lap.2). Neskatotees uz to, ka mums dažos gadījumos elements, peem., fosfors, selens u.c., parādas dažādos veidos A, B ar dažādām individuelām Īpašībām, ka specif. svars šķīstamība, krāsa u.c., mēs tomēr uzskatām šos veidus ka veenu un to pašu elementu, jo Īpašība "ķīmiski sastāvet" ir šēem veideem veenada, tādēl ka - ar veenu un to pašu citu kādu elementu abi veidi A un B dod ķīmiski veenadus saveenojumus.

$$A + Q = C$$

$$B + Q = C$$

$C = C$, ta tad A veela = B veela.

Šīm kriterijām ir leela nozīme veelas noteikšanas gadījumā. Sakarā ar to tad Īpašību tabele galīgā veidā būtu:

| | | |
|---|---|--------------------------------|
| Neraksturīgas īpašības (Forma, tilpums, svara daudzums, smalkums u. c.) | | Raksturo |
| Individu- elas īpa- šības: | a) krāsa, sme- ķe, smaka, šķīstamība, specifisk. svars u.c. | veelu ķermeniskos veidus |
| | b) Īpašība "ķīmiski sastāvēt no kaut ka" | Raksturo veelu. |

Leetojamee saīsinājumi.

- gramsg.
 - kilograms.....kg.
 - decigrams.....dg.
 - centigrams.....cg.
 - miligrams.....mg.
 - meters.....m.
 - kilometrs.....km.
 - centimetrs.....cm.
 - milimetrs.....mm.
 - mikrons (0,001mm)..... μ
 - mikromikrons (0,001~~mm~~)..... $\mu\mu$
 - liters.....l.
 - kvadrācentimetrs u.c.....cm² u.c.
 - kubikmilimetrs u.c.....mm³ u.c.
 - kalorija (mazā).....cal.
 - kalorija leela (=1000 cal.).....kcal.
 - stunda.....h
 - minute.....m
 - sekunde.....s
- (Peem., 4^h 20^m 32^s).

Satura rādītājs.

(skaitļi apzīmē lapas puses).

Eevads.....1-20
Īpašības I.-Īpašību klasificējums 2.-Ķermenis,
veela, materijs 2.-Īpašība "ķīmiski sagatāvēt
no kaut ka" 2.-Ķīmijas definejums 4.-"Īpaši-
bu kombināciju aprobežotamības likums" 4.-
Elements 6.-Daži fakti iz jēdzeena "elements"
vēstures 6.-Ķīmijas veeta citu zinātņu starpā.
Zinātņu klasificējums 7.-Dabaszinātņu strāda-
šanas metoda 10.-Ķīmisko zinātņu klasifice-
jums 11.-Ķīmisko procesu vispārīgais rakstu-
rojums 11.-Ķīmiskie simboli un formulas 13.-
Valence 14.-Vispārīgās svāra atteecības ķi-
miskos procesos 16.-Ķīmiskā teeksme un ķīmiskā
enerģija 17.-

Ūdens un viņa elementi.....20-46.
Vispārīgi 20.-Vispārīgās īpašības 21.-Līdz-
svārs ūdens ↔ tvaiks 22.-Līdzsvārs ledus ↔
tvaiks 23.-Līdzsvārs ledus ↔ ūdens 24.-Dinā-
miskā līdzsvāra princips 25.-Ūdens ķīm.sā-
stāvs 26.-

Molekularteorija.....27-39.
Dalton'a likums 27.-Gay Lussac'a likums 28.-
Avogadro likums 29.-Molekulārsvārs 30.-Atom-
svāra veeniba 30.-Molekulārsvārs un tvaika
specifiskais svārs 30.-Saveenots likums 33.-
Stechiometriski rēķini 35.-Atomsvāru un mole-
kulārsvāru ūzmeklēšana 37.-Molekulu absolutee
leelumi 38.-
Ūdens sadalīšana ar siltuma palīdzību 39.-
Reakcijas ātrums un līdzsvārs 41.-Sistema
 $2 H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2 H_2O$ no līdzsvāra redzesstāvokļa
42.-Gādījumā kuros reakcija eet līdz galam
45.-Ūdens molekulas sastāvs 46.-

Ūdenradis.....46-52
Vispārīgi 46.-Pagatavošana 47.-Fizikalās īpa-
šības 49.-Ķīmiskās īpašības 49.-Sprāgstošās
gāzes katalīze 51.-Ūdenradis ka reducetājs
52.-Okluzija 52.-

Skābeklis.....52-58.
Vispārīgi 52.-Pagatavošana 53.-Fizikalās īpa-
šības 56.-Ķīmiskās īpašības 56.-Oksidu daba
56.-Reakcijas ar skābekli 57.-Kvēļu tempera-
tūras tabele 58.-

Ozons.....59-62

Ūdenrada peroksids.....62-63

Sērs.....64-102
Vispārīgi 64.-Īpašības 64.-Ķīmiskās īpašības
67.-

Skīduma teorija... 68-76

Vispārīgi 68.-Difūzija 69.-Koloidais un kristaloidais stāvoklis 69.-Koloīdees skīdumi 70.-Istee skīdumi 70.-Osmotiskais spiedeens 71.-Osmotiskā spiedeena likumi 72.-van't Hoff'a likums 73.-Viņa nozīme 73.-Skīdinātās veelas molekularsvara atrašana 74.-

Sērđioksīds.....76-77

Sērtrioksīds.....77-79.

Bāzes, skābes un sāļi79-83

Vispārīgi 79.-Neitralizācija 81.-Ķīmiskais ekvivalents 82.-

Elektrolītiskā disociācija.....84-94.

Elektrol. disociācijas līdzsvars 91.-Jonu līdzinājumi 92.-

Sērskābes.....94-101

Sērskābe 94.-Sērpaskābe 97.-Tiosērskābe 97.-Hidrosērpaskābe 98.-Pirosērskābe 98.-Sērpārskābe 98.-

Sērūdeņradis 99.-

Polisulfīdi un polisērūdeņradis 101.-

Selens un telurs 102-103.

Halogēni.....103-115.

Chlors 103.-Broms 105.-Jods 105.-Fluors 106.-Fluorūdeņradis 106.-Chlcrūdeņradis 108.-Bromūdeņradis 109.-Jodūdeņradis 110.-

Halogēnu īpašību atteecības III.-

Halogēnu oksīdi un skābekļa skābes II3.-

Halogēnu saveenojumi ar sēru II5.-

Halogēnu saveenojumi savā starpā II5.-

Ogleklis.....II6-122.

Vispārīgi II6.-Īpašības II6.-Oglekļa oksīds II7.-Oglekļa dioksīds II9.+

Hidrolīze 121.-

Sērogleklis 121.-Ciānsaveenojumi 122.-

Elementu periodiskais likums... 123-130.

Vispārīgi 123.-Likumīgās atteecības periodiskā sistēmā 124.-Sistēmas nozīme 129.-Nenoteiktības sistēma 129.-

Kārtības skaitlis un atomu būve... 130-137.

Izotopi 132.-Röntgenstaru spektri 133.-Kārtības skaitļu nozīme preekā elementu mācības 135.-

Slāpekļis.....137-149.

Vispārīgi 137.-Gaisa sastāvs un cēlās gāzes 137.-Slāpekļa pagatavošana un īpašības 138.-

Slāpekļūdeņradsaveenojumi.

Amoniaks 139.-Hidrazīns 140.-Slāpekļūdeņradskābe 140.-Hidroksilamīns 141.-

Slāpekļ-skābekļa saveenojumi

Slāpekļa oksiduls I41.-Slāpekļoksids I41.-
Slāpekļa dīksids un tetroksids I42.-Slāpekļa
tricksids I43.-Slāpekļa pentoksids I44.-

Slāpekļa skābes.

Slāpekļpaskābe I44.-Slāpekļskābe I45.- HNO_3 ka
oksidetajs I47.-

Slāpekļa saveenojumi ar halogēneem.

Nitrozilchlorids I49.-Chloroslāpekļis I49.-
Jodslāpekļis I49.-Jodazids I49.-

Fosfors, Arzens, Antimons.....I50.-

Forfors I50.-

Zelta koloidšķīdums I51.-Tyndall'a fenomēns
I51.-Koagulācija I I52.-

Arzens I52.-

Antimons I53.-

Modifikāciju brīvā enerģija I53.-

Saveenojumi ar ūdeņradi

Fosforūdeņraži I54.-Arzenūdeņradis I55.-

Antimonūdeņradis I56.-

Saveenojumi ar skābekli.

Fosfora oksīdi I56.- Arzena oksīdi I57.-Anti-
mona oksīdi I58.-

Fosfora skābes.

Vispārīgi I58.-Ortofosforskābe I59.-Pirofos-
forskābe I60.-Metafosforskābe I61.-Fosforpa-
skābe I61.-Fosforpaskābe I62.-

Arzena skābes.

Arzenskābe I62.-Arzenpaskābe I62.-Metaarzen-
paskābe I63.-

Antimona skābes.

Antimonskābes I63.-Antimonpaskābes I64.-

Peezīme par nomenklaturu I64.-

Saveenojumi ar halogēneem.

Fosfor (3)-chlorīds I65.-Fosfor (5)-chlorīds
I65.-Fosforoksklorīds I65.-Fosfora saveeno-
jumi ar parejeem halogēneem I65.-

Arzen (3)-chlorīds I66.-Arzen (5)-chlorīds I66.-

Antimon (3)-chlorīds I66.-Antimon (5)-chlorīds I67.-

Saveenojumi ar sēru.

Arzen (3)-sulfīds I67.-

Koagulācija II I67.-

Dialīze I70.-

Kādos nosacījumos veela parādas koloidā stā-
vokļi I71.-

Kas ir koloids? I73.-

Arzen (5)-sulfīds I75.-

Antimon (3)-sulfīds I75.-Antimon (5)-sulfīds
I75.-Arzena un antimona sulfosāļis I76.-

Pārskats par grupu I76.-

Silīcijs.....I77-I79

Vispārīgi I77.-Silīni I77.-Silīcijfluorīds
I78.-Kramskābes I78.-Silīcīdi I79.-

Bors.....179-180.
Vispārīgi 179.-Borskābe, sāļis, anhidrīds 179.-Borāni 180.-

Elementu radioaktīvā pārvēršanās..180-188.-
Radioaktivitāte 180.-Radioaktīvo veļu stāfi 181.-Radioaktīvā pārvēršanās 182.-Radiokonstantas 183.-Radioaktīvo procesu īpatnība 185.-Radioelementu eevētošana periodiskā sistēmā 185.-

Kas ir ķīmiskais elements? 188-191.

Peezīmes.....191-193.

Saīsinājumu tabele.....193.

Satura rādītājs.....194-197.

Izlabojumi.....198.

-o-o-o-o-o-o-o-o-o-

Izlabojumi.

Espeests:

Jabūt:

Lap. rinda

| | | | | |
|----|----|----|--|--|
| 3 | 3 | no | aug: sadalīta). | sadalīta. |
| 3 | 5 | " | " daļu. | daļu). |
| 10 | 17 | " | ap: "brīnums" | "brīnums") |
| 13 | 11 | " | " apveenošana | aizveetnošana |
| 14 | 30 | " | aug: ūdens. | ūdens H ₂ O. |
| 15 | 16 | " | " pēveenojums | savēenojums |
| 17 | 5 | " | ap: sen | sen uzskatīta |
| 18 | 6 | " | aug: enerģiska | enerģētiskā |
| 21 | 2 | " | " ūdens | ūdens) |
| 23 | 17 | " | " dinānisku | dināmisku |
| 23 | 20 | " | ap: Noteiktam | Noteiktam p |
| 24 | 2 | " | aug: skaidra | šķīdra |
| 27 | 11 | " | ap; <u>veenu un to</u> | <u>veeneem un teem</u> |
| | | | <u>pašu</u> | <u>pašēem</u> |
| 28 | 19 | " | ap: veenadu atomu | veenada atomu |
| | | | daudzumu | daudzuma |
| 31 | 9 | " | aug: M, D ₀ | M ₀ D ₀ |
| 32 | 8 | " | ap: $V_t = V_0(I + at)$ | $V_t = V_0(I + at)$ |
| 34 | 6 | " | aug: <u>V₀ D₀</u> | <u>V₀ D₀</u> |
| 43 | 17 | " | ap: $\frac{[H_2]^T [O_2]}{[H_2O]^2} = M$ | $\frac{[H_2]^{T_2} [O_2]}{[H_2O]^2} = M$ |
| 44 | 11 | " | aug: saucejā abos | jabūt: $[H_2O]^2$ |
| | | | gadījumos | |
| | | | stav: $[H_2O]$ | |
| 45 | 2 | " | ap: <u>ceeta</u> | <u>nešķīstoša</u> |
| 56 | 13 | " | aug: CO | CO |
| 56 | 14 | " | " CO ₂ | CO ₂ |
| 58 | | | augšā: ---- | <u>52. Kvēles tem-</u> |
| | | | | <u>peratūras.</u> |
| 60 | 6 | " | ap: <u>uzņemšanu</u> | <u>atdošanu</u> |
| 69 | 4 | " | aug: izoletas da- | izoleto daļiņu |
| | | | ļiņas | |
| 69 | 18 | " | ap: veelas | veelas, kas |
| 71 | 4 | " | aug: eespējams | eespējams paga- |
| | | | | tavot |
| 74 | 9 | " | ap: novērojamas | veeļak novēro- |
| | | | | jamas |
| 78 | 17 | " | ap: augstam | aukstam |
| 83 | 12 | " | aug: $\frac{16}{2} = 2$ | $\frac{16}{2} = 8$ |
| | | | | 2 |
| 84 | 5 | " | ap: kopskaits | kopskaits |
| | | | | ēēpreekš |
| 87 | 33 | " | ap: katodu stari, | kā katodu stari |
| | | | | un |
| 93 | 12 | " | aug: $H^+ + OH^- \rightleftharpoons HO$ | $H^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O$ |
| 94 | 11 | " | " skābekļa | skābekļa savēe- |
| | | | | nojuma |
| 94 | 16 | " | ap: H ₂ S ₂ O ₃ | H ₂ S ₂ O ₃ |
| 94 | 3 | " | " +7° | -38,9° |
| 95 | 1 | " | aug: -38,9° | +7° |

Lap. rin.

| | | | | | |
|-----|--------|----|------|--|----------------------------------|
| 96 | 15 | no | aug: | $Zn + 2H^+ + SO_4^{2-}$ | $Zn + 2H^+ + SO_4^{2-}$ |
| 96 | 9 | " | ap: | SO_2 | SO_2 |
| 97 | 9 | " | aug: | $Na_2SO_4 \cdot 7H_2O$ | $Na_2SO_4 \cdot 7H_2O$ |
| 97 | 5 | " | ap: | $2Na_2S_2O_3 + 2H^+ + SO_4^{2-} =$ | $2Na_2S_2O_3 + 2H^+ + SO_4^{2-}$ |
| 98 | 1 | " | aug: | $= H_2SO_2$ | $= H_2SO_4$ |
| 99 | 4 | " | ap: | eedarbojo= | , ja eedarbotees |
| | | | | tees | |
| I01 | 25 | " | ap: | .Viņi | . Sulfidi |
| I04 | 5 | " | ap: | $SbCl_3$ | $SbCl_3$, $SbCl_5$ |
| III | 19 | " | aug: | jodidos joni | jodidos ir joni |
| II2 | | | | tabelē apakšā jabūt ari: | → |
| II4 | 14 | " | ap: | ClO' | ClO_3 |
| I21 | 30 | " | aug: | $Al(2OH)_3$ | $2Al(OH)_3$ |
| I21 | I un 2 | no | ap: | šķidrums | šķidrums |
| I22 | 20 | no | ap: | šķidrums | šķidrums |
| I22 | 19 | " | ap: | $20,5^\circ$ | $26,5^\circ$ |
| I22 | II | " | " | $(HCNO)_4$ | $(HCNO)_x$ |
| I23 | Tabele | | | He Li Be u.t.t. | He Li Be u.t.t. |
| I25 | 16 | no | ap: | BCl_2 | BCl_3 |
| I26 | 3 | " | aug: | skabes | skabus |
| I26 | 10 | " | aug: | dod bāzes | dod vājas bāzes |
| I27 | 19 | " | " | $NaOH_2 = NaHZnO_3$ | $NaOH = NaHZnO_2$ |
| I27 | 28 | " | ap: | kamfotero | amfotero |
| I36 | 3 | " | aug: | Tabelē sākumā nav jastāv "7", bet "7" ir jastāv veenu rindu zemak. | |
| I38 | 16 | no | ap: | $Cu + N_2O$ | $Cu + (N_2, O)$ |
| I48 | 8 | " | " | $+Zn = Zn(NO_3)_2$ | $+4Zn = 4Zn(NO_3)_2 +$ |
| I58 | 12 | " | aug: | $\rightleftharpoons HK_3, SbO_3$ | $\rightleftharpoons 4K_3, SbO_3$ |
| I60 | 8 | " | aug: | PO_4^{3-} | PO_4^{3-} |
| I64 | 23 | " | ap: | Sb_4O_5 | Sb_4O_6 |
| I67 | 16 | " | aug: | $+38'$ | $+38''$ |
| I72 | 26 | " | aug: | $IO_3^- g/100 cm^3 H_2O$ | $IO_3^- g/100 cm^3 H_2O$ |
| I74 | 7 | " | ap: | $0,1 \mu\mu$ | $0,1 \mu$ |
| I75 | 20 | " | ap: | $+38' =$ | $+38'' =$ |

Elementu periodiskā sistēma (ar kārtības skaitļiem)

| Grupās: | | 0 grupa | | I grupa | | II grupa | | III grupa | | IV grupa | | V grupa | | VI grupa | | VII grupa | | |
|----------------------|-------|--|-----------------|-----------------------|------------------|-----------------|----------------|-------------------------------|-----------------|-----------------|----------------|-------------------------------|------------------|-----------------|----------------|-------------------------------|----------------|--|
| Apmērup.: a | | b (VIII) | | a b | | a b | | a b | | a b | | a b | | a b | | a b | | |
| Max. vērtība pret O: | | — (RO ₄) | | R ₂ O | | RO | | R ₂ O ₃ | | RO ₂ | | R ₂ O ₅ | | RO ₃ | | R ₂ O ₇ | | |
| Max. vērtība pret H: | | — | | RH | | RH ₂ | | R·H ₃ | | RH ₄ | | RH ₃ | | RH ₂ | | RH | | |
| Periods | Rinda | | | 1 \frac{H} 1,008 | | | | | | | | | | | | | | |
| I | 1 | 2 He 4,00 | 3 Li 6,94 | | 4 Be 9,1 | | 5 B 11,0 | | 6 C 12,00 | | 7 N 14,01 | | 8 O 16,00 | | 9 F 19,0 | | | |
| II | 2 | 10 Ne 20,2 | 11 Na 23,00 | | 12 Mg 24,32 | | 13 Al 27,1 | | 14 Si 28,3 | | 15 P 31,04 | | 16 S 32,06 | | 17 Cl 35,46 | | | |
| III | 3 | 18 Ar 39,88 | 19 K 39,10 | | 20 Ca 40,07 | | 21 Sc 45,1 | | 22 Ti 48,1 | | 23 V 51,0 | | 24 Cr 52,0 | | 25 Mn 54,93 | | | |
| | 4 | 26 Fe 27 Co 28 Ni 55,84 58,97 58,68 | | 29 Cu 63,57 | | 30 Zn 65,37 | | 31 Ga 69,9 | | 32 Ge 72,5 | | 33 As 74,96 | | 34 Se 79,2 | | 35 Br 79,92 | | |
| IV | 5 | 36 Kr 82,92 | 37 Rb 85,45 | | 38 Sr 87,63 | | 39 Y 88,7 | | 40 Zr 90,6 | | 41 Nb 93,5 | | 42 Mo 96,0 | | 43 — | | | |
| | 6 | 44 Ru 45 Rh 46 Pd 101,7 102,9 106,7 | | 47 Ag 107,88 | | 48 Cd 112,4 | | 49 In 114,8 | | 50 Sn 118,7 | | 51 Sb 120,2 | | 52 Te 127,5 | | 53 J 126,92 | | |
| V | 7 | 54 X 130,2 | 55 Cs 132,81 | | 56 Ba 137,37 | | 57 La 139,0 | | 58 Ce 140,25 | | 59 Pr 140,9 | | 60 Nd 144,3 | | 61 — | | 62 Sm 150,4 | |
| | 8 | 64 Gd 65 Tb 66 Dy 157,3 159,2 162,5 | 67 Ho 163,5 | 68 Er 167,7 | 69 Tm I 168,5 | 70 Yb 173,5 | 71 Lu 175,0 | 72 Tm II | | 73 Ta 181,5 | | 74 W 184,0 | | 75 — | | | | |
| | 9 | 76 Os 77 Ir 78 Pt 190,9 193,1 195,2 | 79 Au 197,2 | | 80 Hg 200,6 | | 81 Tl 204,0 | | 82 Pb 207,20 | | 83 Bi 209,0 | | 84 Po (210,0) | | 85 — | | | |
| VI | 10 | 86 Em (222,0) | 87 — | | 88 Ra 226,0 | | 89 Ac (227) | | 90 Th 232,15 | | 91 Pa (230) | | 92 U 238,2 | | | | | |