

A. Kešans

# Kvalitatīvās ķīmiskās analizes gaita

Tabulas un reakcijas ar īsu teoretisku ievadu



Trešais paplašinātais izdevums

RĪGĀ, 1930. gadā

Akc.-Sab. Golts un Jurjans, Rīgā, Mārstaļu ielā Nr. 5.



# Ievads.

## Pozitīvās un negatīvās vērtības.

Vielas sastāv no molekulām. Molekula ir tāda vielas vismazākā daļiņa, kurai piemīt vēl visas dotās vielas raksturīgās ķīmiskās īpašības. Molekulas savukārt sastāv no atomiem, kas visās ķīmiskās reakcijās darbojas kā veselas nedalāmas vienības.

Molekulā atomi turas kopā ar pievilksnās spēku, ko sauc par ķīmisko tieksmi. Šim pievilksnās spēkam piemīt elektrisks raksturs: ja piem. HCl molekulā H atoms saistīts ar kādu zinamu daudzumu pozitīvās elektrības, bet Cl atoms ar tikpat lielu daudzumu negatīvās elektrības, tad abi šie atomi var turēties kopā. Pati molekula tad ir elektriski neitrāla, jo vienādi pēc lieluma un pretēji pēc dabas elektrības daudzumi, ja tie atrodas tuvu viens pie otra, paralizē viens otra darbību.

Elektrības daudzums, kas ķīmiski var saistīties ar kādu elementu, ir pilnīgi noteikts lielums. Tā ar 1 gramatomu ūdeņraža (1,008 gr) var saistīties viens farads jeb 96540 kuloni pozitīvās elektrības, ar 1 gramatomu hlora (35,46 gr) viens farads negatīvās elektrības, ar 1 gramatomu skābekļa (16,00 gr) divi faradi negatīvās elektrības. Dažām pamatvielām gan piemīt īpašība, atkarībā no dažādiem apstākļiem, ķīmiski saistīties ar dažādiem elektrības daudzumiem; bet arī tad katrā gadījumā 1 gramatoms saistās tikai ar veseliem faradiem. Tā 1 gramatoms dzelzs (55,84 gr) var saistīties gan ar diviem, gan arī ar trim faradiem, bet ne ar mazākām šās elektrības vienības daļām.

No tā noskārstam, ka arī ikkatrs atsevišķs atoms var saistīties tik ar stingri noteiktu elektrības daudzumu. Ja 1 faradu jeb 96540 kulonus izdalīsim uz to atomu skaitu, kas atrodas 1,008 gr ūdeņraža, tad dabūsim to elektrības daudzumu, kas saistās ar vienu ūdeņraža atomu. Nosauksim šo ļoti mazo elektrības daudzumiņu par vienu lādiņu. Tā kā ūdeņradis parasti savienojas ar pozitīvo elektrību, tad ūdeņraža atomiem savienojumos katram ir viens pozitīvs lādiņš; tāpat hlora atomiem savienojumos pa lielākai daļai katram ir viens negatīvs lādiņš, skābeklim — divi negatīvie lādiņi. Ir arī tādi elementi, kuru atomi var saistīties gan ar pozitīviem, gan arī ar negatīviem lādiņiem. Tā slāpekļa atomiem slāpekļa oksidā NO ir divi pozitīvi lādiņi, jo šīnī savienojumā slāpekļa atoms saista pie sevis skābekļa atomu ar divi negatīviem lādiņiem; turpretī amonjakā NH<sub>3</sub> slāpekļa atomam ir trīs negatīvie lādiņi, jo tas saista trīs ūdeņraža atomus ar pozitīviem lādiņiem.



Atomu lādiņus, kas atomus saista vielu molekulās, parasti sauc par vērtībām jeb valencēm. Atkarībā no lādiņu dabas izšķir pozitīvās un negatīvās vērtības jeb valences. Sērs sērūdeņradī  $H_2S$  ir negatīvi divvērtīgs, jo tas saistās ar diviem pozitīvi lādētiem H atomiem; sēra dioksidā  $SO_2$  tas ir pozitīvi četrvērtīgs, jo te tas saistās ar diviem negatīvi divvērtīgiem skābekļa atomiem. Ikvienas vielas molekulā ir atomi gan ar pozitīvām, gan arī ar negatīvām vērtībām: negatīvo vērtību (lādiņu) skaits pie tam ir līdzīgs pozitīvo vērtību skaitam, jo uz ārieni molekula ir elektriski neitrāla.

### **Kā var notekēt elementu vērtību savienojumos.**

Visos parastajos savienojumos ūdeņradis ir pozitīvi vienvērtīgs, bet skābeklis negatīvi divvērtīgs. Lielākā daļa vielu ir vai nu tieši savienojumi ar skābekli un ūdeņradi, vai arī tādas vielas, kas cēlušās no citām vielām ar ūdeņraža vai skābekļa apmaiņu pret citiem atomiem vai atomu grupām. Ūdeņraža vietā, protams, var stāties tikai atomi ar pozitīvām vērtībām, pie kam pozitīvi divvērtīgs elements var apmainīt divus ūdeņraža atomus, trīsvērtīgs trīs u. t. t.; tāpat skābekļa vietā var stāties tikai atomi vai atomu grupas ar negatīvām vērtībām un proti — viena skābekļa atoma vietā divi negatīvi vienvērtīgi atomi vai viens negatīvi divvērtīgs atoms. NaCl molekulā Na ir pozitīvi vienvērtīgs, jo tas aizņem viena ūdeņraža atoma vietu; savienojumā HClO hlors ir pozitīvi vienvērtīgs, jo te molekulā atrodas negatīvi divvērtīgs skābekļa atoms, kuŗa viena vērtība saistīta ar ūdeņradi, bet otra ar chloru; šā savienojuma strukturas formula tā tad ir H-O-Cl. Tāpat var izrēķināt, ka  $KClO_3$  molekulā hlors ir pozitīvi piecvērtīgs, jo trim skābekļa atomiem kopā ir sešas negatīvās vērtības, vienu no tām saista pozitīvi vienvērtīgais kalcijs, bet pārējās piecas pozitīvi piecvērtīgais hlors.

Kompleksos savienojumos šāds vērtību noskaidrošanas paņēmiens neder, jo tur darbojas vēl t. s. blakus vērtības.

### **Elektrolītiskā disociācija.**

Daudzām vielām ūdens šķīdumos, piem., skābēm, bāzēm un sālim, piemīt spēja vadīt elektrisko strāvu. Šādas vielas sauc par elektrolītiem. Šo vielu elektrības vadišanas spēju izskaidro ar elektrolītisku disociāciju.

Kad kāda viela šķīst ūdenī, tad ūdens molekulas var darboties uz šķīstošās vielas molekulām gan fiziski, gan ķīmiski. Fiziskā iedarbība pastāv iekš tam, ka ūdens un izšķīdušās vielas molekulas savā molekulārā kustībā sasītas kopā kā divi ķermeņi, pie kam no tāda sitiena dažas molekulas var iet bojā, t. i. sašķelties atsevišķos atomos vai atomu grupās. Kā veselas molekulas, tā arī viņu daļas var arī ķīmiski darboties sava starpā un arī ar ūdens molekulām; pēdējā gadījumā var rasties jaunas vielas.



Ja HCl molekula zem ūdens molekulu iespaida sašķeļas divās daļās, tad šās daļas var būt tikai H un Cl atomi. Kad abi šie atomi vēl nav šķirti viens no otra, tad viņu elektriskie lādiņi, viens otru pievilkdami, paralizē viens otra darbību uz ārieni; bet tiklīdz ka HCl molekula sašķeļas un starp atšķirtiem atomiem iespiežas ūdens, kas elektrību nevada, tad H un Cl atomu lādiņi elektrostatiski darbojas ne tikai savā starpā, bet arī uz citiem ar elektrību lādētiem atomiem vai atomu grupām un elektrizētiem ķermeņiem, kas atrodas viņu tuvumā, tos pievilkdami vai atgrūzdami, atkaiņā no viņu elektrisko lādiņu dabas. Tā kā visas ūdens molekulas un arī elektrizētie H un Cl atomi atrodas pastāvīgā kustībā, tad šķirtie atomi var atkal savienoties, ja tie nonāk viens otra tuvumā. Patiesībā ūdens šķīdumā notiek pastāvīga HCl molekulu saskaldīšanās jeb disociācija un disociēto daļu atkalsavienošānās. Šie abi procesi — saskaldīšanās un atkalsavienošānās — drīz vien pēc vielas izšķīdināšanas ūdenī, nostājas līdzsvarā: cik molekulu 1 sekundē saskaldās, tik pat daudz atkal rodas no disociēto daļu atkalsavienošānās, tā kā šķīdumā vienmēr atrodas noteikts daudzums disociētu un nedisociētu molekulu.

Ja HCl gāzi izšķīdina ūdenī un šādā šķīdumā ieliek elektriska akumulatora polus, tad disociēto chlora un ūdeņraža atomu lādiņi elektrostatiski tiek iespaidoti: pozitīvais pols, kam no baterijas pieplūst pozitīvā elektrība, pievelk chlora atomu negatīvos lādiņus un atgrūž ūdeņraža atomu pozitīvos lādiņus; līdzīgā kārtā negatīvais pols, kam pieplūst negatīvā elektrība, pievelk ūdeņraža pozitīvos lādiņus un atgrūž chlora negatīvos lādiņus. Tā kā atomu lādiņi ķīmiski saistīti ar pašiem atomiem, tad pēdējie tiek pamazām virzīti — ūdeņradis uz negatīvā, chlors uz pozitīvā pola pusi. Visu laiku, kamēr vien darbojas elektriskā strāva, šādi elektrizēti atomi vai atomu grupas, kas rodas no molekulu saskaldīšanās ūdens šķīdumā, kustas noteiktā virzienā, un tādēļ tos sauc par «ceļotājiem» jeb joniem. Tos, kas virzas uz negatīvo polu jeb katodi, sauc par katjoniem; tos, kas ceļo pretējā virzienā — uz pozitīvo polu jeb anodi — par anjoniem. Uz nedisociētām molekulām elektriskā strāva nedarbojas, jo atomi viņās atrodas tuvu viens pie otra un viņu elektriskie lādiņi, viens otru pievilkdami, paralizējas.

Kad joni pieskaņas pie elektrodēm, tad tie zaudē savus lādiņus, neitralizēdami uz elektrodes līdzīgu daudzumu pretējās elektrības. Ūdeņraža joni pie tam pārvēršas par ūdeņraža, chlorjoni par chlora molekulām, kas kā gāze atdalās no šķīduma. Tādā kārtā joni kā mazi kuģiši pārnes elektrisko strāvu; elektrolīts pie tam sadalās, rodas jaunas ķīmiskas vielas. Visu to kopā sauc par elektrolīzi.

Rakstībā jonus, lai tos varētu atšķirt no parastiem atomiem, apzīmē ar sevišķām zīmēm: pa labi augšā pie jona simbola katjoniem liek tikdaudz krustiņu (plusu) vai punktu, cik tiem lādiņu,



bet anjoniem stripiņu (minusu) vai komatu, piem.  $K^+$  jeb  $K'$  kalija jons,  $Ca^{++}$  jeb  $Ca''$  kalcija jons,  $Fe^{+++}$  jeb  $Fe'''$  ferrijons,  $Cl^-$  jeb  $Cl'$  chlorjons,  $SO_4^{--}$  jeb  $SO_4''$  sulfatjons,  $PO_4^{---}$  jeb  $PO_4'''$  fosfatjons. Jonizēšanās reakcijas tad var rakstīt tā:  $HCl \rightleftharpoons H' + Cl'$ ;  $H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H' + SO_4''$ ;  $FeCl_3 \rightleftharpoons Fe''' + 3Cl'$ .

Visas jonizēšanās reakcijas ir apgriezeniskas.

Ja kādu šķidumu elektrolizē, tad norisinās divi patstāvīgi elektroķīmiski procesi: katodes process un anodes process, un rodas vismaz divas jaunas vielas (dažreiz arī vairāk). HCl šķīduma elektrolīzi var uzrakstīt ar jonu simboliem šādā kārtā, pieņemot ka H un Cl in sta u nascendi ķīmiski nedarbojas ne uz elektrodēm, ne uz citu kādu vielu:



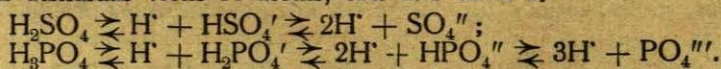
Komats un punkts iekavās apzīmē elektrības lādiņus, ko dod katode un anode jonu lādiņu neutralizēšanai. Ja divi pretēji elektrības lādiņi viens otru neutralizē, tad parasti rodas siltums. Šini gadījumā siltuma vietā rodas ķīmiskā enerģija, kas vajadzīga, lai ūdeņraža un chlora joni pārvērstos par brīviem elementiem.

### Skābes.

Ikvienas skābes molekulas sastāvā atrodas ūdeņradis. Ja skābi šķīdina ūdenī, tad ūdeņradis pa daļai atskaldās no molekulām un pāriet jonu stāvoklī. Šie ūdeņraža joni tad piešķir šķīdumam skābu garšu un krāso lakmusu sarkanu. Atskaldīto ūdeņraža atomu vietā skābes molekulā ar ķīmisku reakciju var ievest citus atomus vai atomu grupas ar pozitīviem elektrības lādiņiem: tad rodas sāļi.

Par skābēm sauc tādus ķīmiskus savienojumus, kuŗu sastāvā atrodas ūdeņradis, spējīgs ūdens šķīdumā atskaldīties jonu veidā. Visām skābēm raksturīgās kopējās reakcijas ir ūdeņraža jona reakcijas; tādēļ, jo lielākā mērā kāda skābe ūdens šķīdumā atskaldās jonus, jo stiprāka (skābāka) tā ir.

Ja skābes molekulā ir vairāki ūdeņraža atomi, kas var atskaldīties jonu veidā, tad disociācija norisinās pakāpeniski: pāpriekš atskaldās viens H atoms, tad otrs un t. t.



Pirmās pakāpes disociācija ir daudzreiz lielāka par otrās un trešās pakāpes disociāciju, jo ja viens H' jau atskaldījies, tad negatīvi lādētais skābes radikālis stiprāk pievelk atlikušos H atomus.

Jonizēšanās grāds, t. i. jonizētās daļas attiecība pret visu izšķīdinātās vielas daudzumu procentos, ir atkarīgs ne tikai no skābes, bāzes vai sāļš ķīmiskās dabas, bet arī no šķīduma koncentrācijas. Tādēļ salīdzināšanai ņem ekvīnormalus šķīdumus, kas satur 1 litrā šķ-



duma vienādu ekvivalentu skaitu izšķīdušās vielas. Par ekvivalentu jeb valū sauc tādu vielas daudzumu, kas nes 1 faradu jeb 96540 kulonus elektrības. Ja viens ekvivalents izšķīdināts litrā, tad tādu šķīdumu sauc par normalu (n), ja divi, tad par divnormālu (2n), ja 0,1 ekvivalenta, tad par decinormālu (0,1n). Skābju ekvivalentu parasti aprēķina pēc to ūdeņraža atomu skaita, kas no molekulas var atšķelties jonu veidā; ja skābes molekulā ir divi tādi ūdeņraža atomi, tad viena grammolekula ir līdzīga diviem ekvivalentiem, piem. 1 ekvival.  $H_2SO_4 = \frac{H_2SO_4}{2} = \frac{98}{2} = 49$  gr. Tādā pat

kārtā aprēķina bāzes ekvivalentu pēc hidroksilgrupu skaita, kas no molekulas var atšķelties OH<sup>-</sup> jonu veidā. Tā 1 grammolekula NaOH satur 1 ekvivalentu, 1 grammolekula Ca(OH)<sub>2</sub> satur divus ekvivalentus. Pie sālīm ekvivalentus aprēķina pēc katjonu (vai anjonu) lādņu skaita: cik katjoniem lādņu, tik ekvivalentu atrodas 1 grammolekulā sāļš, piem. NaCl — viens ekviv., Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CaCl<sub>2</sub> — divi, FeCl<sub>3</sub> — trīs.

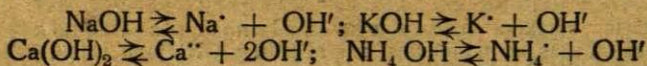
Skābes, pēc viņu disociācijas grada 0,1- normalā šķīdumā, iedala trijās grupās: stiprās (disociētas vairāk par 50<sup>0</sup>/o), vidējās (1—50<sup>0</sup>/o) un vājās (mazāk par 1<sup>0</sup>/o).

		Disoc. grads 0,1n šķīdumā.			Disoc. grads 0,1n šķīdumā
<b>Stipras skābes.</b>			<b>Vājās skābes.</b>		
HNO <sub>3</sub>	Slāpekļskābe . . .	90	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	Arsenpaskābe . . .	—
HCl	Chlorūdeņraža jeb sālsskābe . . .	90	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Ogļskābe . . .	C,12
HClO <sub>4</sub>	Chlorpārskābe . . .	90	HClO	Chlorapaskābe . . .	—
HClO <sub>3</sub>	Chlorskābe . . .	—	H <sub>2</sub> S	Sērūdeņraža sk. . .	0,01
HBr	Bromūdeņraža sk. . .	90	HCN	Cianūdeņraža sk. . .	0,007
HBrO <sub>3</sub>	Bromskābe . . .	—	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	Borskābe . . .	0,007
HJ	Jodūdeņraža skābe . . .	90	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Silīcija jeb kram- skābe . . .	—
HJO <sub>3</sub>	Jodskābe . . .	—	HSbO <sub>3</sub>	Antimonskābe . . .	—
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Serskābe . . .	60	H <sub>2</sub> SnO <sub>3</sub>	Alvasskābe . . .	—
HCNS	Rodanūdeņraža sk. . .	—	H <sub>2</sub> PbO <sub>3</sub>	Svina skābe . . .	—
HMnO <sub>4</sub>	Manganpārskābe . . .	—	H <sub>2</sub> MnO <sub>3</sub>	Manganpaskābe . . .	—
H <sub>5</sub> Fe(CN) <sub>6</sub>	Ferricianūdeņraža skābe . . .	—	Pie vājām skābēm pieskaitami arī amfoterie hidroksīdi		
H <sub>4</sub> Fe(CN) <sub>6</sub>	Ferrocianūdeņraža skābe . . .	—	Zn(OH) <sub>2</sub>	Cinka hidroksid . . .	—
H <sub>2</sub> SiF <sub>6</sub>	Fluorsilīcijūdeņ- raža skābe . . .	—	Al(OH) <sub>3</sub>	Alumīnija hidroksid s . . .	—
<b>Vidējas skābes.</b>			Sn(OH) <sub>2</sub>	Stannohidroksids . . .	—
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Serpaskābe . . .	39	Pb(OH) <sub>2</sub>	Svina hidroksids . . .	—
H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Skābepaskābe . . .	31	Sb(OH) <sub>3</sub>	Antimona hidroksid s . . .	—
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Fosforskābe . . .	12	Cr(OH) <sub>3</sub>	Chroma hidroksid s . . .	—
H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	Arsenskābe . . .	12			
H <sub>2</sub> F <sub>2</sub>	Fluorūdeņraža sk. . .	10			
H <sub>2</sub> C <sub>4</sub> H <sub>4</sub> O <sub>6</sub>	Vīnskābe . . .	—			
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	Chromskābe . . .	—			
[H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ]	Tioserskābe . . .	—			
HJO <sub>4</sub>	Jodpārskābe . . .	—			
HNO <sub>2</sub>	Slāpekļpaskābe . . .	—			
CH <sub>3</sub> COOH	Etiķskābe . . .	1,3			



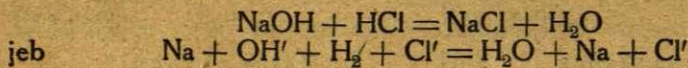
### Bāzes.

Par bāzēm sauc tādus savienojumus, kuŗu molekulā atrodas —OH grupa, kas ūdens šķīdumā var atšķelties hidroksiljona OH' veidā. Hidroksiljoni krāso lakmusu zilū. Visām bāzēm kopējās īpašības ir hidroksiljona īpašības. Bāzes galvenā kārtā ir pozitivo elementu (metalu) hidr-oksidi.



Ja bāzes molekulā ir vairākas OH grupas, kas var atšķelties OH' jonu veidā, tad disociācija notiek pakāpeniski, pie kam pirmā pakāpē disociācija ir daudz stiprāka nekā turpmākās.

Hidroksiljoni ļoti labprāt savienojas ar ūdeņraža joniem, no kam ceļas ūdens:  $\text{H}' + \text{OH}' = \text{H}_2\text{O}$ . Tā kā H' raksturo skābi un OH' — bāzi, tad līdzvērtīgi skābes un bāzes daudzumi viens otru neitralizē: pazūd H' un OH' joni, rodas ūdens un sāls, piem.



Arī bāzes, atkarībā no viņu disociācijas grada 0,1- normalā šķīdumā, iedala stiprās (disoc. vairāk par 50<sup>0</sup>/o), vidējās (1—50<sup>0</sup>/o) un vājās (mazāk par 1<sup>0</sup>/o).

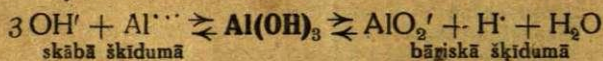
Pie stiprām bāzēm pieder alkaliju hidroksidi (sārmi): CsOH, RbOH, KOH, NaOH un LiOH; decinormalā šķīdumā tie disociē līdz 86<sup>0</sup>/o; tāpat sārmu zemes metalu hidroksidi: Ba(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub> un Ca(OH)<sub>2</sub>, kas disociē līdz 72<sup>0</sup>/o.

Pie vidējām bāzēm pieder sudraba oksids Ag<sub>2</sub>O un amonija hidroksids NH<sub>4</sub>OH. Sudraba oksids gan nešķīst ūdenī, bet par viņa bāziskumu var spriest pēc sudraba sāļu hidrolīzes. NH<sub>4</sub>OH decinormalā šķīdumā ir disociēts līdz 1,4<sup>0</sup>/o, divnormalā tik līdz 0,2<sup>0</sup>/o.

Pie vājām bāzēm pieskaitāmi visu citu metalu hidroksidi, pie kam trīsvērtīgie ir vājāki nekā divvērtīgie, un četrvērtīgie vājāki nekā divvērtīgie un trīsvērtīgie. Ja kādam elementam ir vairākas vērtību pakāpes, tad augstākās rada vājākas bāzes nekā zemākas.

### Amfoterle hidroksidi. √

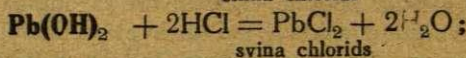
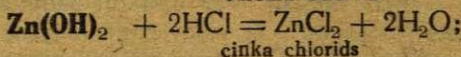
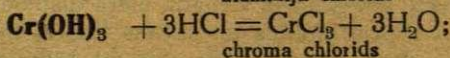
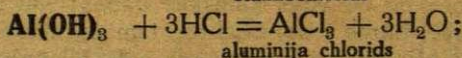
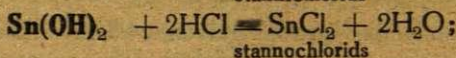
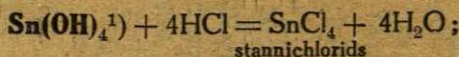
Tie ir tādi hidroksidi, kas ar stiprām skābēm darbojas kā bāzes, bet ar stiprām bāzēm (tikai NaOH un KOH!) kā skābes, t. i. mazā mērā tiem piemīt gan bāzes gan skābes īpašības. Viņu disociācija, atkarībā no apstākļiem; var norisināties divējādos virzienos:



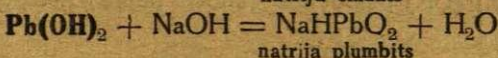
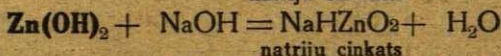
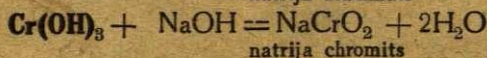
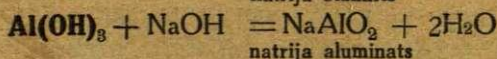
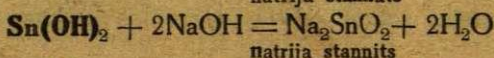
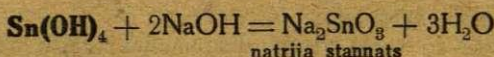


Tādā kārtā amfoterie hidroksidi var radīt divas sāļu rindas:

1) ar stiprām skābēm:



2) ar stiprām bāzēm:



Pirmā sāļu rindā (ar stiprām skābēm) amfotero hidroksidu metāls rada katjonu:  $\text{AlCl}_3 \rightleftharpoons \text{Al}^{+++} + 3\text{Cl}'$ ; otrā sāļu rindā (ar stiprām bāzēm) amfotero hidroksidu metāls elektrolitiskā disociācijā paliek kopā ar skābekli un kopā ar skābekli rada anjonu:  $\text{NaAlO}_2 \rightleftharpoons \text{Na}' + \text{AlO}_2'$ .

### Sāļi.

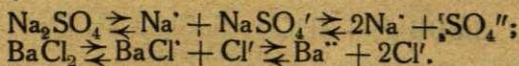
Sāļi var uzskatīt par skābēm, kuŗas ūdeņradis apmainīts pret kādu metālu vai kādu pozitīvu atomu grupu; tadēļ elektrolitiski sāļu molekulas disociējas tāpat kā skābju, tik ar to starpību, ka H joni vietā rodas metālu joni vai atomu grupas ar pozitīviem lādiņiem, piem.:



<sup>1)</sup> Ar trekniem burtiem iespējās formulas apzīmē cietu vielu vai nogulsnes.



Ja sāls sastāvā ir vairāki vienvērtīgi katjoni vai anjoni, tad viņas disociācija norisinās pakāpeniski: vispirms atšķēļas viens vienvērtīgs jons, tad otrs u. t. t.



Sāļu disociācijas grāds galvenā kārtā atkarījas no jonu vērtības, bet ne no viņu ķīmiskās dabas; vai sāls cēlusies no stipras vai vājas bāzes resp. skābes, tam šē maza nozīme. NaCl un  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  abi gandrīz vienādā mērā disociēti, lai gan pirmā sāls cēlusies no stipras skābes un stipras bāzes, bet otrā no vidējās skābes un vidējās bāzes. Var uzstādīt šādu sāļu disociācijas likumību: ja sāls sastāv no: 1) vienvērtīga katjona un vienvērtīga anjona, 2) divvērtīga katjona un vienvērtīga anjona, 3) vienvērtīga katjona un divvērtīga anjona, tad tā ir stipri disociēta; 4) no divvērtīga katjona un divvērtīga anjona, tad tā ir vidēji disociēta.

Sālis ar trīsvērtīgiem un četrvērtīgiem katjoniem disociējas vēl mazākā mērā nekā ceturta vietā minētās, bet tomēr vairāk par 1% decinormalā šķīdumā.

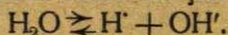
Šematiski šo četru grupu disociācijas grādu decinormalā šķīdumā var izteikt sekošā kārtā, apzīmējot katjonu ar K un anjonu ar A:

- |   |     |
|---|-----|
| 1) $K^+ + A^-$ kā $\text{KNO}_3, \text{NH}_4\text{Cl}, \text{NaCN}$                             | 86% |
| 2) $K^{++} + 2A^-$ kā $\text{CaCl}_2, \text{Zn}(\text{NO}_3)_2, \text{MgBr}_2$                  | 72% |
| 3) $2K^+ + A^{--}$ kā $(\text{NH}_4)_2\text{S}, \text{Na}_2\text{SO}_4, \text{K}_2\text{CrO}_4$ | 72% |
| 4) $K^{++} + A^{--}$ kā $\text{CuSO}_4, \text{ZnSO}_4, \text{MgSO}_4$                           | 45% |

Kā izņēmumi no šā likuma minami:  $\text{CdCl}_2$ —47%,  $\text{HgCl}_2$ —0,01% un  $\text{Hg}(\text{CN})_2$ ; pēdējais gandrīz nemaz nedisociējas.

### Ūdens disociācija.

Ari ķīmiski tīrs ūdens saskaldās jonus, tikai ļoti mazā mērā.



Ķīmiski tīra ūdens disociācija ir tik maza, ka 1 grammolekula (18 gr.) ūdens jonu veidā atrodama tikai 10 miljonus litru ūdens jeb 1 litrā  $10^{-7}$  molekulas. Tā kā ūdens disociācija dod  $\text{H}^+$  un  $\text{OH}^-$  jonus, t. i. skābi un bāzi vienādā daudzumā, tad ķīmiski tīra ūdens reakcija ir neitrāla: tas nepārvērš ne sarkana, ne zila lakmusa krāsu. Bet ja ūdeni ir izšķīdinātas sālis, tad dažos gadījumos arī šī niecīgā  $\text{H}^+$  un  $\text{OH}^-$  jonu koncentrācija atstāj uz tām stipri jūtamu iespaidu. Sk. hidrolīzi.

### Disociācijas atkarība no šķīduma koncentrācijas un temperatūras.

Tā kā ūdens iedarbība uz izšķīdināto vielu ir disociācijas cēlonis, tad pats par sevi saprotams, ka lielākā ūdens daudzumā viens un tas pats izšķīdinātais vielas daudzums ir stiprāk disociēts



nekā mazākā, jo atšķaidītākā šķīdumā joni atrodas viens no otra tālāk un tiem grūtāk sastapties un savienoties. Koncentrētos šķīdumos disociācijas grāds (t. i. izšķīdušās vielas jonizētā daļa procentos) ir mazāks nekā atšķaidītos; ja šķīdumu atšķaida ar ūdeni, tad disociācijas grāds pamazām pieaug. Ļoti atšķaidītos šķīdumos (ap 0,001-normālos) gandrīz visas skābes, bāzes un sāļi ir pilnīgi (100% disociētas).

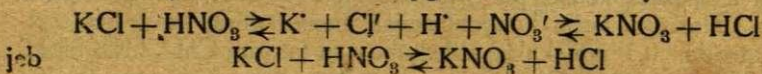
Lai gan disociācijas grāds ar šķīduma atšķaidīšanos pieņemas, tomēr jonu koncentrācija, t. i. jonu daudzums 1 litrā šķīduma, pamazinajas, jo disociācija nav proporcionāla atšķaidījumam. Divnormāla  $\text{HNO}_3$ -skābe, kuņas disociācijas grāds ir 68%, satur 1 litrā šķīduma  $2.1.0,68 = 1,36$  gr. H<sup>+</sup> jonu, bet decinormāla kuņas disociācijas grāds ir 90%, tikai  $0,1.1.0,90 = 0,09$  gr H<sup>+</sup> jonu. Protams, ļoti koncentrētās ūdeni nesaturošās skābēs H<sup>+</sup> jonu arī ir ļoti maz: konc. 98%-īgās  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -skābes disociācijas grāds ir 0,7%; metāliskais cinks uz šādu koncentrētu skābi iedarbojas lēnāk, nekā uz atšķaidītu skābi.

No šķīduma temperatūras disociācijas grāds atkarīgs diezgan mazā mērā. Pie sālim un dažām skābēm ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{CH}_2\text{ClCOOH}$ ,  $\text{H}_2\text{F}_2$ ) ar temperatūras celšanos novērojama disociācijas grāda pamazināšanās; pie citām skābēm ( $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) ar temperatūras celšanos pieaug arī disociācijas grāds. Kā izņēmums minams ūdens: ķīmiski tīrs ūdens disociācija ar temperatūras celšanos pieaug lielā mērā: pie 100° tā ir 22 reiz lielāka, nekā pie 0°, un 6 reiz lielāka, nekā pie istabas temperatūras (18°).

Lai gan disociācijas grāds ar temperatūras celšanos pie daudzām vielām krit, tomēr šo vielu ūdens šķīdumi karstumā reaģē daudz ātrāk un elektrību vada labāk nekā aukstumā. Tas ceļas no tam, ka karstos šķīdumos joni pārvietojas daudz ātrāk nekā aukstos.

### Darbīgo masu likums un ķīmiskais līdzsvars.

Ja kalija chlorīdu aplej ar slāpekļskābi, tad šķīdumā atrodas abas šīs vielas nedisociētā stāvoklī un arī viņu joni. No šo jonu sastapšanās un atkalsavienošanās rodas ne tikai ņemtās vielas KCl un  $\text{HNO}_3$ , bet arī  $\text{KNO}_3$  un HCl, jo visi šķīdumā esošie katjoni un anjoni var savienoties savā starpā par nedisociētām vielām visās iespējamās kombinācijās. Tādā kartā no KCl un  $\text{HNO}_3$  pa daļai rodas arī  $\text{KNO}_3$  un HCl. Gluži tas pats, iznāktu, ja  $\text{KNO}_3$  aplietu ar HCl, jo tad šķīdumā būtu tie paši joni un tās pašas vielas. Tādēļ var rakstīt šādu apgriezenisku reakciju:





Tā kā ikkatrai no šām četrām vielām šķīdumā ir stingri noteikts disociācijas grāds, tad viņas visas atrodas savstarpējā līdzsvarā. Matemātiski šo līdzsvaru var izteikt ar šādu nolīdzinājumu, kur a, b, c un d atbilstoši apzīmē vielu KCl, HNO<sub>3</sub>, KNO<sub>3</sub> un HCl koncentrāciju, piem., šo vielu ekvivalentu daudzumu 1 litrā šķīduma:

$$\frac{c \cdot d}{a \cdot b} = K,$$

kur K ir pastāvīgs skaitlis jeb konstanta, kas nav atkarīga no šo četru vielu relatīvā vai absolūtā daudzuma un šķīduma koncentrācijas, bet ir atkarīga no ārējiem apstākļiem (temperaturā un spiediena). Citādi koncentrācijas vēl apzīmē ar kantainām iekavām ap vielas vai jona simbolu, piem., [KCl]; šāds koncentrāciju apzīmējuma veids daudz uzskatāmāks, un augšā minētais nolīdzinājums tad būtu

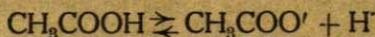
$$\frac{[\text{KNO}_3] \cdot [\text{HCl}]}{[\text{KCl}] \cdot [\text{HNO}_3]} = K,$$

kur [KCl] = a, [HNO<sub>3</sub>] = b u. t. t. No tā redzams, ka ja KCl grib pārvērst par KNO<sub>3</sub>, tad jāņem HNO<sub>3</sub> pārākums, jo tad saucēja reizinātājs [HNO<sub>3</sub>] palielināsies, un tā kā K nemainās, tad tai pašā laikā pamazināsies saucēja reizinātājs [KCl] un palielināsies skaitītāja reizinātāji [KNO<sub>3</sub>] un [HCl].

So darbīgo masu likuma formulā vārdiem var izteikt sekošā kārtā: apgriezeniskās reakcijās līdzsvara stāvoklī vienas puses vielu koncentrāciju reizinājums, dalīts ar otras puses vielu koncentrāciju reizinājumu, ir pastāvīgs lielums jeb konstanta. Vispār, ja  $m\text{A} + n\text{B} \rightleftharpoons p\text{C} + q\text{D}$ , tad  $\frac{[\text{A}]^m \cdot [\text{B}]^n}{[\text{C}]^p \cdot [\text{D}]^q} = K$ , kur A, B, C un D apzīmē darbīgās vielas šķīdumā, bet m, n, p un q šo vielu molekulu skaitu un K konstantu.

### Disociācijas konstanta.

Visas jonizēšanās reakcijas arī ir apgriezeniskas līdzsvara reakcijas: nedisociētā daļa atrodas līdzsvarā ar disociēto, piem.,



un līdzsvara konstantu  $K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}'] \cdot [\text{H}']}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$  var atrast, ja formulā ieliek skaitļus, kas apzīmē darbīgo masu koncentrāciju. Šos skaitļus var dabūt no etiķskābes disociācijas grāda: 0,1 n šķīdumā pie 18<sup>o</sup> tas ir mazliet lielāks par 1,3%. Nedisociētā daļa tā tad ir 98,7%. Darbīgo masu koncentrācijas, ņemot vērā, ka 1 litrā šķīduma atrodas 0,1 molekulas etiķskābes un kā joni CH<sub>3</sub>COO' un H' rodas vienādā mērā, ir šādas: disociētā daļa 1,3% = 0,013;



$[CH_3COO'] = [H'] = 0,1 \cdot 0,013 = 0,0013$ ; nedisociētā daļa  $98,7\% = 0,987$ ;  $[CH_3COOH] = 0,1 \cdot 0,987 = 0,0987$ ; Līdzsvara konstanta  $K = \frac{[CH_3COO'] \cdot [H']}{[CH_3COOH]} = \frac{0,0013 \cdot 0,0013}{0,0987} \approx 1,8 \cdot 10^{-5}$ . Līdzsvara konstantu jonizēšanās reakcijās sauc par disociācijas konstantu. Tai liela nozīme, jo viņa raksturo skābes un bāzes stiprumu.

Ja kāda viela ir disociēta ļoti maz, kā, piem.,  $H_2O$ , tad nolīdzinājumā  $\frac{[H'] \cdot [OH']}{[H_2O]} = K$  saucēju, kas apzīmē nedisociētās daļas koncentrāciju, var uzskatīt par nemainīgu lielumu un pie konstantas aprēķināšanas pavisam neievērot. Tā kā 1 litrā ūdens atrodas tikai  $10^{-7}$  ekvivalentu  $H'$  un  $OH'$  jonu, tad  $K = [H'] \cdot [OH'] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$  (pie  $23^\circ$ ).

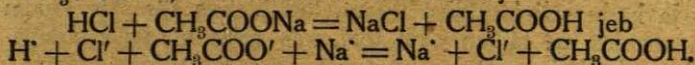
No šā pēdējā nolīdzinājuma redzams, ka  $H'$  un  $OH'$  joni ūdens šķīdumā kopā var atrasties tikai tādā daudzumā, ka viņu koncentrāciju reizinājums ir līdzīgs  $10^{-14}$ ; cik reiz viena jona koncentrācija pieaug, tik pat reiz otra jona koncentrācijai jāpamazinājas, tad tie atradīsies līdzsvarā.

Darbīgo masu likums jonizēšanās reakcijās ir pilnīgi pareizs tikai pie vidēji un vāji disociētiem elektrolītiem; pie stipri disociētiem (vairāk par  $50\%$ ) elektrolītiem viņa matemātiskā izteiksme dod tikai aptuvēm pareizus rezultātus.

### Kā var pamazināt $H'$ un $OH'$ jonu koncentrāciju.

Analitiskā praksē bieži jāpamazina šķīduma skābums vai bāziskums, neatšķaidot to pārāk daudz ar ūdeni un nepieliekot sārmu, resp., skābi.

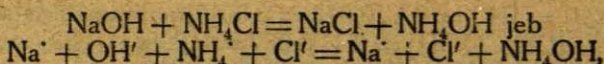
Ja šķīdums ir skābs no kādas stipri disociētas skābes klātbūtnes, tad  $H'$  jonu koncentrāciju var pamazināt pieliekot kādas vājas vai vidējas skābes sāli. Ja pie  $HCl$ -skābes šķīduma pieliek  $CH_3COONa$ , tad lielākā daļa  $H'$  jonu tūlīt savienojas ar  $CH_3COO'$  joniem, jo etiķskābe disociēta daudz mazākā mērā nekā  $HCl$ -skābe. Ja 2-normalai  $HCl$ -skābei pieliek ekvivalentu daudzumu sausa  $CH_3COONa$ , tad norisinās šāda reakcija:



Stipri disociētās  $HCl$ -skābes vietā stājas vāji disociētā etiķskābe, jo stipra skābe izspiež vāju no viņas sāls. Divnormalā šķīdumā  $HCl$ -skābes disociācija ir  $66\%$ , bet etiķskābes tikai  $0,2\%$ ; tādā kārtā  $H'$  jonu koncentrācija pamazinājas  $66:0,2 = 330$  reiz, no  $2 \cdot 0,66 = 1,32$  gr  $H'$  jonu litrā līdz  $2 \cdot 0,002 = 0,004$  gr  $H'$  jonu litrā.

Līdzīgā kārtā var pamazināt arī  $OH'$  jonu koncentrāciju, ja stipri disociētai bāzei, piem.,  $NaOH$  pieliek kādas vājas vai vidējas bāzes sāli, piem.:  $NH_4Cl$ ; tad rodas samērā maz disociēts  $NH_4OH$ :





jo stiprākā bāze izspiež vājako no viņas sāls.

Ja  $\text{H}'$  vai  $\text{OH}'$  jonu koncentrācija vēl vairāk jāpamazina, tad to izdara uz masu darbības likuma pamata, pieliekot vājai skābei kādu viņas stipri disociētu sāli un vājai bāzei atkal viņas sāli. Ja decinormalai etiķskābei (disoc. 1,3%) pieliek  $\text{CH}_3\text{COONa}$  (disoc. 86%), tad šķīdumā rodas daudz  $\text{CH}_3\text{COO}'$  jonu, un etiķskābes

līdzsvars 
$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}'] \cdot [\text{H}']}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K = 1,8 \cdot 10^{-5}$$
 tiek traucēts tai ziņā,

ka  $\text{H}'$  reizinātājs  $[\text{CH}_3\text{COO}']$  no Na-acetata pielikšanas palielinājas no 0,1.0,013 līdz 0,1.0,86. Ieliekat šos skaitļus nolīdzinājumā dabūsim

$$\frac{[0,1 \cdot 0,86] \cdot [\text{H}']}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K = 1,8 \cdot 10^{-5}.$$

Ja salīdzinām šo formulu ar formulu 13 l. p. no kuņas tika aprēķināta etiķskābes disociācijas konstanta, tad redzam, ka pirmais skaitītāja reizinātājs ir palielinājies 0,1.0,86:0,0013 = 66 reiz. Tik pat reiz, lai nemainītos konstanta  $K$ , jāpamazinājas otram skaitītāja reizinātājam  $[\text{H}']$ , jo saucējs  $[\text{CH}_3\text{COOH}]$  nevar daudz pieaugt, tādēļ ka jau sākumā, pirms  $\text{CH}_3\text{COONa}$  pielikšanas, tas bija 0,1.0,987 un etiķskābes disociācijai pamazinoties līdz 0% skaitlis 0,987 būs līdzīgs 1 jeb viss saucējs līdzīgs 0,1. Šāda samērā niecīga saucēja mainīšanās ir bez nozīmes. Tā tad, lai konstanta  $K$  nemainītos, otram skaitītāja reizinātājam  $[\text{H}']$  jāpamazinājas tik pat reiz, cik reiz palielinājas pirmais skaitītāja reizinātājs  $[\text{CH}_3\text{COO}']$ , t. i. 66 reiz.  $\text{H}'$  jonu koncentrācija tadā kārtā pamazinājas no 0,1.0,013 = 0,0013 gr  $\text{H}'$  jonu litrā pirms Na-acetata pielikšanas līdz 0,013:66 = 0,00002 gr  $\text{H}'$  jonu litrā pēc šās sāls pielikšanas.

Glūzi tāpat un tikpat lielā mērā var pamazināt  $\text{OH}'$  jonu koncentrāciju, ja pie  $\text{NH}_4\text{OH}$  šķīduma pieliek  $\text{NH}_4\text{Cl}$  vai kādu citu amonija sāli.

### Hidrolīze.

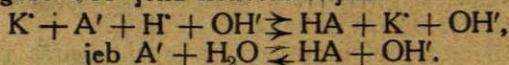
Ja kādu sāli izšķīdina ūdenī, tad blakus šās sāls joniem mazā mērā atrodas arī  $\text{H}'$  un  $\text{OH}'$  joni, kas ceļas no paša ūdens disociācijas. Pēdējie nostājas līdzsvarā arī ar izšķīdinātās vielas anjonu un katjonu. Apzīmējot sāls katjonu ar  $K'$  un anjonu ar  $A'$ , var uzrakstīt šādas četras līdzsvara reakcijas:



Tādā kārtā līdzsvarā piedalās pavisam četras vielas un četri joni. Cik no kuņas vielas atrodas nedisociētā, cik disociētā veidā, atkarājas no šo vielu un viņu jonu ķīmiskās dabas, koncentrācijas, pa daļai arī no ārējiem apstākļiem — spiediena un temperatūras.



Ja skābe HA ir mazāk disociēta nekā bāze KOH, tad viena daļa šķīdumā esošo H' jonu savienojas ar sāls anjonu; tas traucē līdzsvaru starp H' un OH' joniem ūdenī, tādēļ jaunas H<sub>2</sub>O molekulas saskaldās jonus, līdz kamēr iestājas līdzsvars starp zūdošo H' un pieaugošo OH' jonu koncentrācijām:

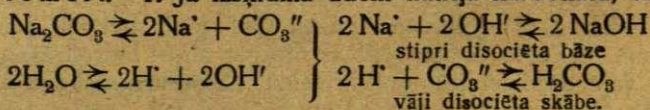


Tādā kārtā ūdens ar savu jonu starpniecību pa daļai sadala sāli: rodas mazā mērā vāja skābe un stipra bāze; tā kā OH' joni šķīdumā ir pārsvarā, tad reakcija ir bāziska.

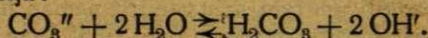
Ja sāls cēlusies no stipras skābes un vājas bāzes, tad tādā pašā kārtā no H' un OH' jonu iedarbības uz sāls katjonu un anjonu rodas stipri disociēta skābe un vāji disociēta bāze: šķīdumā rodas H' jonu pārkums un tas rāda skābu reakciju.

Šādu sāls sadalīšanos zem ūdens iespaids par brīvu bāzi un brīvu skābi sauc par hidrolīzi.

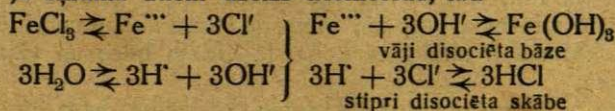
Piemēri. 1. Ja izšķīdina ūdenī nātrija karbonātu, tad



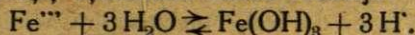
Sāļi Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> šķīstot ūdenī no šķīduma pazūd ūdens H' joni, jo tie savienojas ar CO<sub>3</sub>'' jonu par maz disociētu H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> skābi, tādēļ jaunas H<sub>2</sub>O molekulas saskaldās, lai nezustu līdzsvars starp H' un OH' joniem. Hidrolīzi tādā kārtā izsauc CO<sub>3</sub>'' jons, saistot H' un atstādams OH' jonus pārkumā, no kam rodas šķīdumā bāziska reakcija:



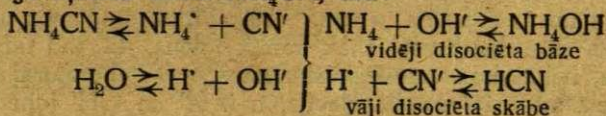
2. Ja šķīdina ūdenī dzelzs trichlorīdu, tad



Šai gadījumā Fe''' jons saista ūdens OH' jonus un tādā kārtā izsauc pastiprinātu H<sub>2</sub>O molekulu saskaldīšanos. Brīvi palikušie H' joni piešķir šķīdumam skābu reakciju:



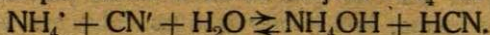
3. Ja šķīdina ūbenī NH<sub>4</sub>CN, tad:



Šini gadījumā no šķīduma pazūd abi ūdens joni: OH' saistās ar NH<sub>4</sub>' par maz disociētu bāzi NH<sub>4</sub>OH un H' ar CN' par vēl mazāk disociētu skābi HCN; šo abu vielu disociāciju uz masu



darbības likuma pamata spiež atpakaļ stipri disociētais  $\text{NH}_4\text{CN}$  ar saviem  $\text{NH}_4^+$  un  $\text{CN}^-$  joniem. Hidrolīze šini gadījumā ir sevišķi stipra, jo tai par cēloni ir tiklab katjons  $\text{NH}_4^+$  kā anjons  $\text{CN}^-$ :



Šķīdumā reakcija šai gadījumā ir bāziska, jo bāze  $\text{NH}_4\text{OH}$  ir nesamērojami stiprāk disociēta nekā skābe  $\text{HCN}$ .

Sālis, attiecībā pret hidrolīzi, var iedalīt četrās grupās:

1. Ja sāls cēlusies no stipras bāzes un stipras skābes, kā piem.  $\text{NaCl}$ , tad ne  $\text{H}^+$  ne  $\text{OH}^-$  joni no šķīduma nepazūd: tādēļ šādu sāļu hidrolīzes grāds ir niecīgs, tāds pat kā ūdens disociācijas grāds, un šķīduma reakcija ir neitrāla.

2. Ja sāls cēlusies no stipras bāzes un vājas skābes, kā piem.,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , tad no šķīduma pazūd  $\text{H}^+$  joni, bet  $\text{OH}^-$  jonu koncentrācija pieaug. Šādu sāļu hidrolīzes grāds nav liels, ap 1% 0,1 n šķīdumā, izņemot tos gadījumus, kad vājā skābe atdalās no šķīduma nogulšņu veidā ( $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ) vai gāzes veidā ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HCN}$ ), tad tas ir lielāks. Šķīduma reakcija sārmaina.

3. Ja sāls cēlusies no vājas bāzes un stipras skābes, kā piem.,  $\text{FeCl}_3$ , tad no šķīduma pazūd  $\text{OH}^-$  joni, bet  $\text{H}^+$  jonu koncentrācija pieaug. Šādas sāļi ir diezgan stipri hidrolizētas, sevišķi tad, ja vājā bāze izkrit nogulšņu veidā. Šķīduma reakcija skāba.

4. Ja sāls cēlušies no vājas bāzes un vājas skābes, kā piem.,  $\text{NH}_4\text{CN}$ , tad no šķīduma pazūd tiklab  $\text{H}^+$  kā  $\text{OH}^-$  joni. Šādas sāļi hidrolizējas lielā mērā arī tad, ja skābe un bāze paliek šķīdumā ( $\text{NH}_4\text{CN}$  0,1 n šķīd. ap 30%). Šķīduma reakcija šai gadījumā ir atkarīga no relatīvā skābes un bāzes stipruma.

Tā kā skābe un bāze teoretiski reti kādā sāli ir vienādā stiprumā, tad absolūti neitrālu sāļu gandrīz nemaz nav. Bet praktiski ar lakmusu starpību starp  $\text{H}^+$  un  $\text{OH}^-$  jonu koncentrācijām var atrast tik tad, ja bāze un skābe, kas sāli veidojušas, ņemtas no dažādām stipruma grupām, piem. ja stipra skābe un vidēja bāze, tad sāļi šķīdumā ir skāba reakcija, ja vidēja bāze un vāja skābe, tad bāziska.

Savā ziņā izņēmums ir  $\text{NH}_4\text{OH}$ : kā brīva bāze tā pieskaitāma pie vidējām; bet visas amonija sāļi ar visstiprāko skābju anjoniem ūdens šķīdumā ir gandrīz neitrālas. Tas izskaidrojams ar to, kā bāziskā šķīdumā lielākā daļa  $\text{NH}_3$  nav pārvērtusies par hidratu  $\text{NH}_4\text{OH}$  (Treadwell, Analytische Chemie I, 13, 1920).

Sāļu hidrolīzes grāds vēl ir atkarīgs no šķīduma koncentrācijas un temperatūras. Atšķaidītos šķīdumos uz viena un ta paša sāls daudzuma iznāk vairāk ūdens, tā tad arī  $\text{H}^+$  un  $\text{OH}^-$  jonu, nekā koncentrētos šķīdumos. Temperatūrai ceļoties pieaug lielā mērā ūdens disociācija, t. i.  $\text{H}^+$  un  $\text{OH}^-$  jonu koncentrācija. Tādēļ atšķaidītos šķīdumos hidrolīzes grāds ir lielāks nekā koncentrētos un karstos lielāks nekā aukstos.

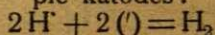


### Oksidēšana un reducēšana.

Daudziem elementiem piemīt īpašība, radīt savienojumus ar citiem elementiem ar dažādu vērtību skaitu. Tā sērs var būt negatīvi divvērtīgs sērūdeņradī  $H_2S$  un visos sulfidos, pozitīvi četrvērtīgs sēra dioksidā  $SO_2$  un visos sulfītos un pozitīvi sešvērtīgs sērskābē  $H_2SO_4$  un visos sulfatos. Ja ķīmiskā reakcijā kāda elementa vērtību skaits mainās, tad notiek šā elementa oksidēšana vai reducēšana.

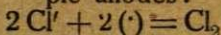
Par oksidēšanu sauc kāda elementa pozitīvo vērtību jeb lādiņu skaita pavairošanu, par reducēšanu pretējo procesu: pozitīvo vērtību skaita pamazināšanu vai negatīvo pavairošanu. Līdzekļus, ar kuriem šādas operācijas var izdarīt, sauc par oksidētājiem resp. reducētājiem. Arī elektriskā strāva var oksidēt un reducēt, jo tā var dot pozitīvos un negatīvos lādiņus: katode dod negatīvos lādiņus — reducē, anode pozitīvos — oksidē. Ja elektrolizē  $HCl$ -skābi, tad

pie katodes:



ūdeņraža joni dabū negatīvos jeb zaudē pozitīvos lādiņus: reducēšana

pie anodes:



chlorjoni dabū pozitīvos jeb zaudē negatīvos lādiņus: oksidēšana.

Elementi var iegūt pozitīvās vērtības, savienojoties ar skābekli, chloru, bromu, sēru vai citu kādu negatīvu elementu, piem.  $Cu + Cl_2 = CuCl_2$  ( $Cu'' + 2Cl'$ ). Tādēļ par oksidēšanu sauc arī skābekļa, chlora, sēra vai cita kāda negatīva elementa pievienošanu un par reducēšanu šo elementu atņemšanu no savienojuma. Ja kāds negatīvs elements oksidē, t. i. piešķir kādam citam (pozitīvam) elementam pozitīvos lādiņus, tad viņš pats šos lādiņus zaudē, t. i. reducējas. Tādēļ pozitīvu elementu pievienošana ir reducēšana, šo elementu atņemšana — oksidēšana.

Par pozitīviem elementiem sauc tādus, kam ir liela tieksme pievienot pozitīvos lādiņus, par negatīviem tādus, kam liela tieksme pievienot negatīvos lādiņus. Periodiskā sistēmā elementu pozitīvais raksturs pieaug no augšas uz leju un no labās puses uz kreiso. Vispozitīvākais elements ir I. grupas sārmu metālu apakšgrupā; tas ir cēzijs. Cēzijs spēj atņemt visiem citiem elementiem pozitīvos lādiņus un izspiest tos no viņu savienojumiem. Elementu negatīvais raksturs pieaug no apakšas uz augšu un no kreisās puses uz labo. Visnegatīvākais elements atrodas VII. grupas halogēnu apakšgrupā; tas ir fluors. Fluors spēj atņemt visiem citiem elementiem negatīvos lādiņus un izspiest tos no viņu savienojumiem.

Ikviena oksidēšanas reakcija tai pašā laikā ir ar reducēšanas reakcija; cik pozitīvo lādiņu oksidētājs zaudē, tik pat daudz reducētājs iegūst: oksidētājs reducējas, reducētājs oksidējas.

Oksidētāji ir visi negatīvie elementi brīvā veidā:  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $J_2$ , sērs, vai arī vielas, kas var atbrīvot negatīvos elementus in statu nascendi:  $O_3$ ,  $H_2O_2$ , visi pārskābļi jeb peroksīdi,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $KMnO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $HNO_2$  un visas citas vielas, kas var reducēties.



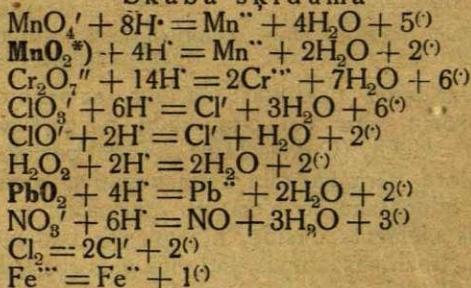
Reducētāji ir pozitīvie elementi brīvā veidā: ūdeņradis un visi necēlie metali, ūdeņradis in statu nascendi un vielas, kas pašas viegli oksidējas:  $H_2S$ , metālu sulfīdi,  $HJ$ ,  $SO_2$ , divvērtīgie alvas un dzelzs savienojumi u. c.

Daži oksidētāji var darboties arī kā reducētāji, ja tie nāk sakarā ar spēcīgāku oksidētāju, nekā tie [paši, piem.  $HNO_3$  un  $H_2O_2$  skābā šķīdumā spēj reducēt permanganātu:  $LiNO_2$  oksidējas par  $HNO_3$ , bet  $H_2O_2$  atskalda divus ūdeņraža atomus, kas tad darbojas kā reducētāji.

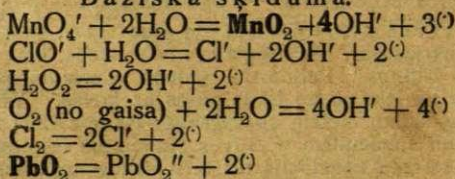
#### Kā darbojas oksidētāji un reducētāji.

$O_3$  un  $H_2O_2$  atbrīvo vienu  $O$  atomu in statu nascendi, kas tieši pievienojas oksidējamai vielai:  $SO_2 + O_3 = SO_3 + O_2$ ;  $H_2SO_3 + H_2O_2 = H_2SO_4 + H_2O$ . Arī brīvs  $O_2$  vai nu tieši pievienojas oksidējamai vielai, vai arī atņem tai ūdeņradi:  $S + O_2 = SO_2$ ;  $2H_2S + O_2 = 2H_2O + 2S$ . Tādu oksidētāju darbību, kas ūdens šķīdumā jonizējas, vislabāk var izteikt ar šematiskiem jonu nolīdzinājumiem, jo tad var redzēt, cik pozitīvo lādiņu kuŗš var atbrīvot.

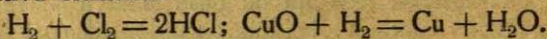
#### Skābā šķīdumā



#### Bāziskā šķīdumā.

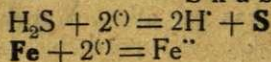


Kā reducētājs  $H_2$  un  $H$  (in statu nascendi) vai nu pievienojas reducējamai vielai, vai arī atņem tai skābekli vai citu kādu negatīvu elementu:



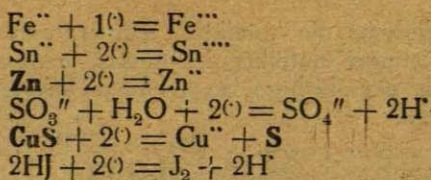
Reducētāju darbība šķīdumos.

#### Skābā.

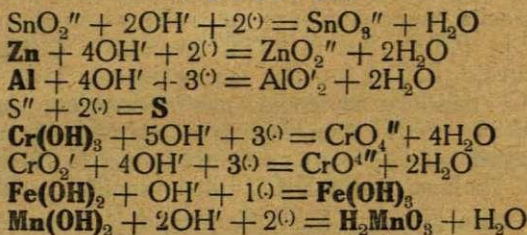


\*) Trekniem burtiem apzīmētas cietas vielas vai nogulsnes.

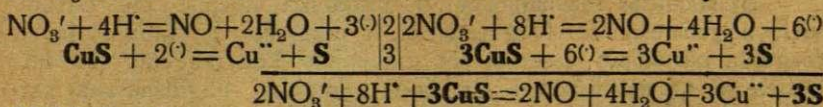




B ā z i s k ā.

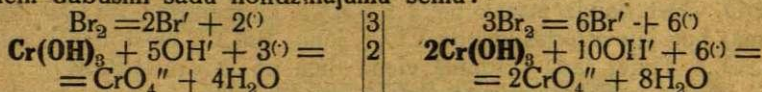


Ja jāsastāda kādu divu vielu oksidēšanas-reducēšanas nolīdzinājums, tad oksidētāja un reducētāja nolīdzinājumu šemas uzraksta vienu zem otras un pareizina katru ar tādu skaitli, lai tas lādiņu skaits, ko atbrīvo oksidētājs, būtu līdzīgs tam, ko saista reducētājs. Tad, pēc abu nolīdzinājumu saskaitīšanas, kopējā nolīdzinājumā brīvu lādiņu vairs nebūs. Šķīdinot CuS atšķaidītā HNO<sub>3</sub>-skābē notiek šāda oksidēšanas-reducēšanas reakcija:



Molekularais nolīdzinājums:  $8\text{HNO}_3 + 3\text{CuS} = 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 3\text{S}$

Oksidējot Cr(OH)<sub>3</sub> bāziskā šķīdumā par CrO<sub>4</sub><sup>··</sup> ar bromūdeni dabūsim šādu nolīdzinājumu šemu:



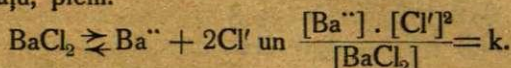
Molekularais nolīdzinājums:  $2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 10\text{NaOH} + 3\text{Br}_2 = 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 6\text{NaBr} + 8\text{H}_2\text{O}$

Šķīstamības reizinājums.

Ja pie koncentrēta barija chlorīda šķīduma pielej konc. HCl-skābi vai konc. KCl-šķīdumu, tad pa daļai izkrit šķīdumā esošais BaCl<sub>2</sub>. To pašu var novērot, ja šķīdumam pieliek kādu citu sāli, kas lielā daudzumā satur Ba<sup>··</sup> vai Cl<sup>'</sup> jonus. Vispār var teikt, ka ikvienas sāls šķīstamība pamazinājas, ja šķīdumā ievieš kādu citu vielu ar kopēju jonu. Šo parādību var izskaidrot sekošā kārtā.



Piesātinātā šķīdumā pie noteiktas temperatūras tilpuma vienībā var atrasties stingri noteikts izšķīdušas nedisociētas vielas daudzums; pēdējais pēc darbīgo masu likuma atrodas līdzsvarā ar disociēto daļu, piem.

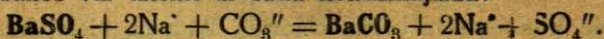


Ja nu no ārienes šķīdumā ievēd  $\text{Ba}''$  vai  $\text{Cl}'$  jonus, tad šo jonu koncentrācija šķīdumā pieaug un reizē ar to pieaug arī viss skaititājs  $[\text{Ba}''] \cdot [\text{Cl}']^2$ ; bet tā kā  $k$  nemainās, tad acīmredzot pieaug arī saucējs  $[\text{BaCl}_2]$ , un tas var notikt tik tādā kārtā, ka joni  $\text{Ba}''$  un  $\text{Cl}'$  pa daļai savienojas par nedisociētu  $\text{BaCl}_2$ . Bet tā kā šķīdums jau priekš tam bija piesātināts ar nedisociētu  $\text{BaCl}_2$ , tad tagad tas kļūst pārsātināts ar šo vielu un tādēļ viena daļa no šķīdumā esošā  $\text{BaCl}_2$  izkrit nogulsņu veidā.

Ja kāda viela ļoti maz šķīst ūdenī, tad visa izšķīdusē daļa ir pilnīgi disociēta un tādā gadījumā vielas šķīstamība ir tieši atkarīga no šķīdumā esošo šās vielas jonu koncentrāciju reizinājuma, piem.,  $\text{BaSO}_4$  šķīstamība ūdenī ir atkarīga no ūdenī jau esošo  $\text{Ba}''$  un  $\text{SO}_4''$  jonu daudzuma, t. i. no kāda pastāvīga skaitļa  $k = [\text{Ba}''] \cdot [\text{SO}_4'']$ , ko sauc par šķīstamības jeb jonu reizinājumu. Ja šķīdumā jau atrodas kāds no šiem joniem, tad  $\text{BaSO}_4$  šķīstamība viņā būs mazāka nekā tirā ūdenī.

Šķīstamības reizinājumam ir praktiska nozīme pie dažādu vielu nogulsnešanas. Nogulsnešana ir pilnīgāka, ja šķīdumā ievēd reaģenta pārākumu (izņemot tos gadījumus, kad reaģents var darboties arī uz nogulsnēm):  $\text{Ba}''$  jonu pilnīgākai nogulsnešanai šķīdumā jāievēd  $\text{SO}_4''$  jonu pārākums,  $\text{SO}_4''$  jonu nogulsnešanai  $\text{Ba}''$  jonu pārākums.

Uz šķīstamības reizinājuma pamata  $\text{BaSO}_4$  var pārvērst par  $\text{BaCO}_3$ , vārot to ar koncentrētu  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  šķīdumu. Tirā ūdenī  $\text{BaSO}_4$  šķīst daudz mazāk nekā  $\text{BaCO}_3$ ; koncentrētā  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  šķīdumā, kur jau atrodas daudz  $\text{CO}_3''$  jonu,  $\text{BaCO}_3$  šķīst mazāk nekā  $\text{BaSO}_4$ . Tādēļ šādā šķīdumā viena daļa no izšķīdušā  $\text{BaSO}_4$ , t. i.  $\text{Ba}''$  joniem pāriet nogulsnēs  $\text{BaCO}_3$  veidā. No tam šķīstamības reizinājumā  $[\text{Ba}''] \cdot [\text{SO}_4''] = k$  pirmais reizinātājs pamazinajas un šķīdums attiecībā pret  $\text{BaSO}_4$  nav vairs piesātināts; tādēļ viena daļa no vēl neizšķīdušā  $\text{BaSO}_4$  pāriet šķīdumā un atkal izkrit  $\text{BaCO}_3$  veidā. Abas šās reakcijas —  $\text{BaSO}_4$  šķīšanu un  $\text{BaCO}_3$  nogulsnešanos var izteikt ar šādū nolīdzinājumu:



Šis process notiek tik ilgi, līdz kamēr šķīdumā  $s$ : krājas tik daudz  $\text{SO}_4''$  jonu, ka abu vielu šķīstamības reizinājums  $[\text{Ba}''] \cdot [\text{SO}_4''] = k$  un  $[\text{Ba}''] \cdot [\text{CO}_3''] = k_1$  reizinātājs  $[\text{Ba}'']$  ir vienāds, jo tad  $\text{BaSO}_4$  un  $\text{BaCO}_3$  šķīstamība šini šķīdumā ir vienāda. Ja tagad no nogulsnēm nolej  $\text{SO}_4''$  jonus saturošo  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  šķīdumu un tā vietā ņem jaunu, tad, šo operāciju atkārtējot vairākas reizes, visu  $\text{BaSO}_4$  var pārvērst par  $\text{BaCO}_3$ .



# Kvalitatīvās ķīmiskās analīzes gaita.

Kvalitatīvā analīze sadalās sekošās daļās:

- 1) priekšmēģinājumos,
- 2) vielas sagatavošanā analīzei slapjā ceļā,
- 3) katjonu jeb elektropozitīvo sastāvdaļu uzmeklēšanā un
- 4) anjonu jeb elektronegatīvo sastāvdaļu uzmeklēšanā.

## I. PRIEKŠMĒĢINĀJUMI.

Priekšmēģinājumu nolūks — ātri un ar vienkāršiem līdzekļiem izzināt analizējamās vielas varbūtējo sastāvu un tādā kārtā paredzēt un novērst slapjās analīzes gaitā traucējumus un sarežģījumus. Priekšmēģinājumus izved galvenā kārtā ar sausu analizējamo vielu. Ja analīzē dots šķidrums, tad viena šķidruma daļa jāiztvaicē, un priekšmēģinājumi jāizved ar sauso atlikumu.

Ieteicami sekoši priekšmēģinājumi:

- 1) karsēšana karsējamā stobriņā,
- 2) reducēšana ar  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  uz ogle,
- 3) krāsainas boraka vai fosforsāls pārles pagatavošana,
- 4) izmēģinājums ar nespīdīgas liesmas nokrāsošanu,
- 5) uzšodrējums uz aukstas porcelāna bļodiņas dibena,
- 6) oksidējošs sakausējums,
- 7) apstrādāšana ar  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -skābi un
- 8) apstrādāšana ar  $\text{NaOH}$ -sārnu.

### 1. Karsēšana karsējamā stobriņā.

Sausu analizējamo vielu ievieto šaurā mēģināmā vai sevišķi pagatavotā karsējamā stobriņā, tā ka lai neaptašķītos stobriņa sienas. Vielu karsē uz pamazinātas liesmas, stobriņu turot horizontāli vai drusku ieslīpi, no sākuma pamazām, tad arvienu stiprāk, līdz sarkanai kvēlei. Ja analizējamā viela satur mitrumu, konstitūcijas vai kristalūdeni, tad stobriņa sienas drīz vien pārklājas ar sīkām ūdens piliņiem, kas traucē novērošanu. Ūdeni izslauka ar sarullētu filtrpapīra strēmelīti un karsēšanu turpina. Pa karsēšanas laiku var novērot sekošas pārmaiņas ar analizējamo vielu.

a) Karsējamā viela sublimē.

Ģaltu sublimātu dod:  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_4\text{Br}$ ,  $\text{NH}_4\text{I}$ ;  $\text{As}_2\text{O}_3$ ,  $\text{As}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ ;  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{HgHN}_2\text{Cl}$ .



**Pelēku:**  $\text{Hg}(\text{CN})_2$ , brīvā veidā  $\text{J}_2$ ,  $\text{As}_4$  un  $\text{Hg}$  (no  $\text{HgO}$  un  $\text{Hg}$ -savienojumiem, ja tiem piemaisa  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). Dzīvsudrabs sakrājas tik sikās pilitēs, ka tās labi var saskatīt tik caur lupu; pilites var pataisit lielākas, berzējot ar stikla irbuliti.

**Dzeltenu:**  $\text{As}_2\text{S}_3$ ,  $\text{As}_2\text{S}_5$ , brīvs  $\text{S}$  un sērs no dažādiem polisulfīdiem.

**Tumšbrūnu:**  $\text{HgS}$  un dažreiz arī brīvs  $\text{As}$ .

b) Karsējamā viela pilnīgi izgaist.

Pilnīgi izgaist: skābeņskābe, visas amonija sāļi, izņemot halogēnīdus (tie sublimē) un savienojumus ar ugunsstipriem anjoniem (borāti, chromāti, fosfāti u. c.).

c) Karsējamā viela atdala gāzes un garaiņus.

**$\text{O}_2$**  atdala visi pārskābļi (peroksīdi), chlorāti, bromāti, jodāti un  $\text{HgO}$ ; to var konstatēt ar skalgalīņu spīckas lielumā ar kvēlosu ogliti: stobriņā, skābekļa atmosfērā oglite uzliesmo.

**$\text{CO}_2$**  atdalās no karbonātiem un organiskām vielām; pēdējās pārorgļojas, pie kam sajūtama stipra gruzduma smaka.

**$\text{NO}_2$**  atdalās no nitrātiem un nitritiem kā sarkanbrūni garaiņi ar asu smaku; jodkalija-stērķeļu papīrīti tie krāso zilu.

## 2. Reducēšana uz ogles ar $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

Sausu analizējamo vielu saberž ar ogles pulveri un divkārtēju  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  daudzumu. Vienu naža galu no šāda maisījuma ievieto mazā bedritē uz cietas bērza vai liepas ogles un karsē, tam uzpūšot reducējošu liesmu ar lodējamo cauruli. Reducēšana neizdodas, ja ņem par daudz vielas, jo tad to nevar pietiekoši sakarsēt.

No reducējošām gāzēm un ogles, pie augstas temperatūras, dažu metālu savienojumi reducējas par brīva metāla graudu vai dod raksturīgu uzsodrējumu uz ogles. Dabūto graudu izšķīdina  $\text{HCl}$ -vai  $\text{HNO}_3$ -skābē un slapjā ceļā konstatē, kādi metāli ir klāt.

**Graudu** dod sekošu metālu savienojumi:

**Ag** Spīdošs, balts metāla grauds

**Cu** Sarkani smilšveidīgi sārņi, kas sastāv pa daļai no brīva metāla.

**Pb** Balts, spīdošs grauds kamēr to karsē; atdziestot pārklājas ar oksīdu kārtiņu un paliek blāvs. Uz ogles dzeltens uzsodrējums.

**Bi** Trausls, nespīdīgs grauds. Uz ogles dzeltens uzsodrējums.

**Sb** Balts, nespīdīgs, trausls grauds. Uz ogles ļoti liels balts uzsodrējums.

**Sn** Reducējas ārkārtīgi grūti; dod nespīdīgu, mikstu graudu un lielu baltu uzsodrējumu.



Dod tikai **uzsodrējumu**:

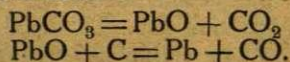
- Zn** Nereducējas: dod tikai lielu uzsodrējumu.  
Raksturīga pazīme: ZnO sakarsēts dzeltenā krāsā, atdzisis balta.
- Cd** Dod tikai brūnu uzsodrējumu.
- As** Tikai retumis dod niecīgu baltu uzsodrējumu.  
Raksturīga pazīme: pa karsēšanas laiku attīstās stipra ķiploku smaka.
- Fe-, Co-, Ni-** un **Mn**-savienojumi dod pelēkus vai melnus nekūstošus sārņus.

**Ca-, Sr-, Al-** un **Mg**-oksīdi sakarsēti stipri spīd.

Reakcijas. Pie augstas temperatūras metālu sāļi reaģē ar  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  apmaiņas reakcijā:



Nātrijs sāļi sakūst un daļai iesūcas oglē, daļai reducējas (sk. turpmāk). Metālu karbonāti karstumā sadalās un ar ogli reducējas par brīvu metālu:

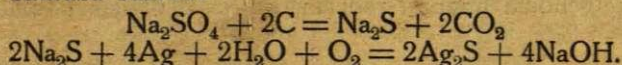


### Anjonu reducēšanās. Heparreakcija.

Ar skābekli bagātas vielas, kā nitrāti, nitriti, hlorāti, bromāti, jodāti, pārskābļi uz oglei sadeg ar šņākoņu, sevišķi tad, ja tos karsē bez  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  piemaisījuma.

Sulfāti un citas sēru saturošas vielas, karstumā uz oglei, dod sēru saturošus sārņus (t. s. hepar sulfūris, sēra aknas). Ja mazu sārņu gabaliņu uz spōdra sudraba naudas gabala sārberž un saslapina ar ūdeni, tad, gadijumā, ja analizē ir klāt sērs, vienalga kādā savienojumā, uz naudas gabala paliek melns plankums (heparreakcija).

Reakcijas. Sulfāti uz oglei reducējas par sulfīdiem; pēdējie ar ūdeni un gaisa skābekli iedarbojas uz sudrabu un dod melnu sudraba sulfīdu:



### 3. Krāsainas pērles pagatavošana.

Ja boraka ( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ) vai t. s. «fosforsāls» ( $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4$ ) graudiņu liesmā uz platīnas drātiņas stipri karsē, tad tie beidzot sakūst par bezkrāsainu stiklveidīgu pērlīti. Ja šādai pērlītei pievieno mazu daudzumiņu analizējamās vielas un vēl reiz izkarsē, tad dažu vielu klātbūtnē piešķir pērlītei raksturīgu nokrāsu. Dažos gadijumos šī nokrāsa ir atkarīga no tam, kādā liesmas daļā — oksidējošā vai reducējošā — pērlīti karsē.



	Oksidējošā liesmā:	Reducējošā liesmā:
<b>Ni</b>	brūna.	pelēka.
<b>Co</b>	zila.	zila.
<b>Cr</b>	zaļa.	zaļa.
<b>Fe</b>	karsta brūna, auksta dzeltena.	zaļa.
<b>Cu</b>	karsta zaļa, auksta zilgana.	sarkana, necaurspīdīga.
<b>Sn</b>	(ar mazu Cu bezkrāsaina vai piemaisījumu) zilgana.	rubinsarkana, caurspīdīga pēc ilgas karsēšanas.
<b>Mn</b>	violeta.	bezkrāsaina.

Silikati (ne visi!) fosforsāls pērlē dod t. s. skeletu, t. i. tie pilnīgi neizšķīst, paliek pāri labi saredzamas atsevišķu graudiņu konturas.

#### 4. Izmēģinājums ar nespīdīgas liesmas nokrāsošanu.

Analizējamo vielu uz platīnas drātiņas vai asbesta šķiedras ievēd tumšā Buzendegļa liesmā un karsē. Dažu vielu klātbūtne piešķir liesmai raksturīgu nokrāsu. To vislabāk var novērot tumšā vietā; vismaz liesmu vajaga aizklāt no tiešas dienas gaismas.

**Na** Spilgti dzeltena liesma, neredzama caur diviem kobaltstikliem. Liesmas apspīdēti  $K_2Cr_2O_7$ -kristali šķietas bāli un cilvēka miesa zilgana kā mironim.

**K** Violeta liesma. Natrija liesma to pilnīgi aizsedz. Caur diviem kobaltstikliem, kas natrija gaismu nelaiž cauri, kalcija liesma redzama sārtā krāsā.

<b>Ca</b>	Ķieģeļsarkana	} Liesmas nokrāsa nav saredzama caur diviem kobaltstikliem.
<b>Sr</b>	Karmīnsarkana	
<b>Ba</b>	Dzeltenzaļa	
<b>H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub></b>	Zaļa	

<b>As</b>	} Zilganbāla liesma, redzama arī caur diviem kobaltstikliem.
<b>Sb</b>	
<b>Pb</b>	

**Cu** Zilganzaļa.

Analizējamo vielu pirms izmēģināšanas ieteicams saslapināt ar konc. HCl-skābi.

Sulfatus (nešķīstošus) ieteicams iepriekš reducēt, karsējot reducējošā liesmas daļā, tad saslapināt ar konc. HCl-skābi un izmēģināt karstākajā liesmas daļā.

Silikatus vajaga iepriekš reducēt ar metalisku magnēziju ar Hemeļa paņēmienu (sk. 29. l. p.).



## 5. Uzsodrējumi uz porcelana bļodiņas dibena.

Analizējamo vielu uz asbesta šķiedras karsē pamazinātas liesmas reducējošā daļā (tumšā konusa virsgalā). Virs liesmas tur ar ūdeni pildītu porcelana bļodiņu ar glazētu dibenu. Ja bļodiņu tur dažus centimetrus virs liesmas, tad reducēto metālu garaiņi nāk sakarā ar gaisu, oksidējas, un tad uz bļodiņas dibena rodas oksīdu uzsodrējums. Bet ja bļodiņu tur zemāk, tā ka tā nāk liesmā iekšā, tad metālu garaiņi nepagūst oksidēties, un tad rodas metāla uzsodrējums.

Oksīdu uzsodrējums.

**As** Balts uzsodrējums; apgarts ar  $\text{NH}_3$ -tvaikiem, dod ar  $\text{AgNO}_3$  dzeltenu plankumu ( $\text{Ag}_3\text{AsO}_3$ ), kas pazūd, ja to stipri apgardo ar  $\text{NH}_3$ -tvaikiem.

**Sb** Balts uzsodrējums; apgarts ar  $\text{NH}_3$ -tvaikiem, dod ar  $\text{AgNO}_3$  melnu plankumu ( $\text{Ag}$ ), kas nepazūd no turpmākas apgardošanas ar  $\text{NH}_3$ -tvaikiem.

**Bi** Iedzeltens oksīdu uzsodrējums: dod melnu plankumu ( $\text{Bi}$ ), ja to apslapina ar  $\text{Sn}(\text{ONa})_2$ -šķīdumu.

**Cd** Brūns oksīda uzsodrējums; dod melnu plankumu ( $\text{Ag}$ ) ar  $\text{AgNO}_3$ , bez amonjaka.

Metāla uzsodrējums.

**As** Brūns vaimelns uzsodrējums; pazūd, ja to apslapina ar  $\text{NaOCl}$ .

**Sb** Melns uzsodrējums; nepazūd, ja to saslapina ar  $\text{NaOCl}$ .

## 6. Oksidējošs sakausējums.

(Priekšmēģinājums uz Cr un Mn.)

Ja Cr-un Mn-savienojumus sakausē ar  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{KNO}_3$ , tad chroms oksidējas par chromātiem ( $\text{CrO}_4^{''}$ ) dzeltenā krāsā un māngans par manganātiem ( $\text{MnO}_4^{''}$ ) zaļā krāsā. Kausējumu izvelk ar ūdeni un slapjā ceļā pārlicinājas par Cr un Mn klātbūtni. Reakcijas 50. un 53. l. p.

## 7. Apstrādāšana ar $\text{H}_2\text{SO}_4$ -skābi.

(Priekšmēģinājums uz anjoniem.)

a) Ar atšķaidītu  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -skābi attīstās:

Gāzes bez krāsas:

**CO<sub>2</sub>** no karbonātiem; bez smakas: sadulko  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ -šķīduma pilienu stikla irbuļa galā, ja to tur stobriņā.



- SO<sub>2</sub>** no sulfītiem un tiosulfātiem; gāze ar asu smaku, ož pēc degoša sēra; arī saduļķo Ba(OH)<sub>2</sub>-pilienu.
- HCN** no cianīdiem; ož pēc rūgtām mandelēm; arī saduļķo Ba(OH)<sub>2</sub>-pilienu. Ļoti indīga!
- H<sub>2</sub>S** no sulfīdiem; ož pēc sapuvušām olām. Krāso melnu Pb(OOCCH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>-šķīdumā samērcētu papīriti.
- O<sub>2</sub>** no pārskābļiem; bez smakas. Kvēlošs skalgalīņš uzliesmo, ja to iebāž stobriņā.
- CH<sub>3</sub>COOH** no acetātiem; ož pēc etiķa.

Krāsaini garaiņi:

- NO<sub>2</sub>** no nitritiem; sarkanbrūni garaiņi ar asu smaku. Jodkalija-stērķeļu papīriti krāso zilu.
- Cl<sub>2</sub>** no hipochlorītiem; zaļgandzeltēna gāze.

b) Ar koncentrētu H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>-skābi attīstās:

Bezkrāsainas gāzes:

- HF** un **SiF<sub>4</sub>** no fluorīdiem un fluorsilikātiem; gāze ar dzēlīgu smaku; saduļķo ūdens pilienu stikla irbuļa galā un saēd stiklu: stobriņa sienas paliek blāvas.
- HCl** no chlorīdiem; gāze ar asu smaku, gaisā kūp; saduļķo AgNO<sub>3</sub>-pilienu stikla irbuļa galā.
- CH<sub>3</sub>COOH** no acetātiem; ož pēc etiķa.
- SO<sub>2</sub>** no rodanīdiem. Ja analizē ir klāt reducējošas vielas (C, S, HgCN, Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> un brīvi metali), tad SO<sub>2</sub> var celties arī no klātpieliktās konc. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>-skābes.
- CO** no oksalātiem, tartrātiem un cianīdiem; deg ar zilu liesmu.
- O<sub>2</sub>** no chromātiem, permanganātiem un pārskābļiem.

Krāsainas gāzes un garaiņi:

- NO<sub>2</sub>** no nitrātiem; sarkanbrūni garaiņi.
- CrO<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>** no chlorīdiem, ja klāt ir arī bichromāti; brūni garaiņi.
- Br<sub>2</sub>** un **HBr** no bromīdiem; brūni garaiņi.
- J<sub>2</sub>** un **HJ** no jodīdiem; violeti garaiņi; krāso stērķeļu papīriti zilu.
- ClO<sub>2</sub>** no chorātiem; dzeltēna gāze; karstumā eksplodē!
- Vielā paliek melna:** klāt ir organiskas vielas (vīnskābe), kas karstumā ar konc. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>-skābi pārģojas.

Pie tās pašas reizes ieteicams izmēģināt ar atsevišķām analizējamās vielas porcijām uz borātu (borskābes) un acetātu klātbūtni.



**Borati un  $H_3BO_3$ :** porcelana tiģēli samaisa vienu naža galu no analizējamās vielas ar spirtu, pieliek 5—10 pilienus konc.  $H_2SO_4$ -skābes, labi samaisa, sasilda un tumšā vietā aizdedzina. Spirts deg ar zaļu liesmu.

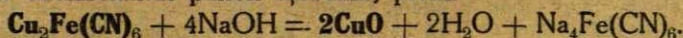
**Acetati:** Sausu analizējamo vielu samaisa ar spirtu un konc.  $H_2SO_4$ -skābi. Ja maisījumu silda, tad attīstās patīkama etilētiķestera smarža.

### 8. Apstrādāšana ar NaOH-sārmu.

(Priekšmēģinājums uz  $NH_3$  un dzelzscianidiem.)

Sausu vai arī šķidru analizējamo vielu vāra ar NaOH-sārmu. Ja analizē ir klāt **amonija** savienojumi, tad sajūtama stipra  $NH_3$ -smaka. Sarkans lakmusa papīritis garaiņos paliek zils;  $HgNO_3$ -papīritis paliek melns.

Ja klāt ir arī kompleksi dzelzscianidi, tad NaOH-sārms tos sadala: nogulsnē metālu hidroksidus, resp. oksidus; nātrija dzelzscianidi paliek šķīdumā; piem.



(**Triekniem** burtiem nolīdzinājumā apzīmēta **cieta** viela, resp. **nogulsnes**). Filtrē, filtrātu paskābina ar atšķ. HCl-skābi un daļa uz pusēm. Vienai pusei pielej  $FeCl_3$ ; tumšzilas nogulsnes — **Berlines zilums** — norāda uz ferrocianidu ( $Fe(CN)_6^{4-}$ -jona) klātbūtni. Otrai pusei pielej  $FeSO_4$ ; tumšzilas nogulsnes — **Turnbula zilums** — norāda uz ferricjanidu ( $Fe(CN)_6^{3-}$ -jona) klātbūtni.

## II. VIELAS SAGATAVOŠANA ANALIZĒŠANAI SLAPJĀ CEĻĀ.

Ja analizējamā viela ir šķidra, tad tā jau ir gatava analizēšanai slapjā ceļā; atliek tik pārliecināties, vai nav klāt vielas, kas traucē slapjās analīzes normālo gaitu. (Sk. 30, l. p.).

Sausas vielas jāizšķīdina, lietojot šķīdinātājus šādā kārtā: 1) ūdeni, 2) HCl-skābi, atšķaidītu un koncentrētu, 3)  $HNO_3$ -skābi, atšķaidītu un koncentrētu un 4) karajūdeni (1 daļa  $HNO_3$  + 3 daļas HCl). Ja ūdenī šķīdinot paliek pāri niecīgs vielas daudzums, tad vajaga mēģināt to izšķīdināt ar vārīšanu, pieliekot dažus pilienus skābes.

Ja vielu šķīdina  $HNO_3$ -skābē vai karajūdenī, tad jāņem vērā, ka no sulfīdiem paliek pāri sērs, kas šķīst tik pēc ilgās vārīšanas. Bet nav vajadzīgs to izšķīdināt: pietiek, ja pārliecinājas, ka tas ir sērs (deg ar zilganu liesmu, degoša sēra smaka, šķīst sērogleklī  $CS_2$ ).

Vielas, kas nešķīst nevienā no minētiem šķīdinātājiem, jāsadala un jāpārverš šķīstošā veidā. Ja analizējamā viela šķīst tik pa daļai, tad katrā daļā — šķīstošā un nešķīstošā, — jāanalizē atsevišķi.



## Nešķīstošu savienojumu sadalīšana.

Vielas nosaukums un uz-  
zināšanas veids.

Sadalīšanas paņēmieni.

1. Dabiska un stipri iz-  
karsēta  $\text{SiO}_2$  un daudzi  
silikāti.

$\text{SiO}_2$  atrod:

1) vielu karsē ar  $\text{CaF}_2$  +  
konc.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  platīnas vai  
svina tīģeli: atdalās  $\text{SiF}_4$ ,  
kas sadūļķo ūdens pi-  
lienu stikla irbuļa galā;

2) skelets (ne no vi-  
siem silikātiem!) fosforsāls  
perle.

2. Sulfāti  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  
 $\text{SrSO}_4$  un  $\text{CaSO}_4$ . Seru  
atrod ar hēparreak-  
ciju;  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  novāri-  
jumā atrod  $\text{SO}_4^{2-}$ -jonu.  
 $\text{Pb}$  atrod ar reducēšanu uz  
ogles;  $\text{Ba}$ ,  $\text{Sr}$  un  $\text{Ca}$  atrod  
ar liesmas nokrāsošanu.

3. Fluorīdi un fluorsī-  
likāti.

Fluoru atrod, analī-  
zējamo vielu karsējot ar  
konc.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -skābi un  $\text{SiO}_2$ :  
atdalās  $\text{SiF}_4$ , kas sadūļķo  
ūdens pilienu.

4. Sudraba halogenīdi  
 $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgBr}$  un  $\text{AgJ}$ .

Sudrabu atrod ar re-  
ducēšanu uz ogles.

Halogenus atrod:

analizējamo vielu sa-  
maisa ar Zn-putekļiem, ap-  
lej ar atšķ.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -skābi,  
pēc brītiņa filtrē un fil-  
tratā meklē  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$  un  
 $\text{HJ}$  (un arī citus anjonus).

5. Cianīdi vienkārti un  
kompleksi:  $\text{AgCN}$ , Berli-  
nes zilums un c.

$\text{HCN}$  atrod, karsējot ar  
atšķ.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -skābi;

rūgtu mandeļu smarža.  
Kompleksus cianīdus atrod  
vārot ar  $\text{NaOH}$ -sārmu (sk.  
27. l. p.).

Sakausē ar 4—6 kārtēju daudzumu sausa  
 $\text{NaKCO}_3$  ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3$ ) platīnas tīģeli 15—  
20 minūtes, kamēr sakausētā masa nepaliek  
mierīga. Kausejumu vāra ūdenī, pieliekot at-  
šķaidītu  $\text{HCl}$ -skābi, kamēr nepaliek sauss, tad  
aplej ar 2—3 kub. cm. konc.  $\text{HCl}$ -skābes un  
atkal iztvaicē sausu. Šo operāciju atkārtē 3  
reizes. Beidzot sauso atlikumu izvelk ar  $\text{HCl}$ -  
skābi, atšķaida ar ūdeni un filtrē. Paliek pāri  
 $\text{SiO}_2$ , kas nešķīst. Filtratā atrodas katjoni, to  
izmeklē parastā kārtā.

a) Vāra ar piesātinātu  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ -šķīdumu (apm.  
1 g. vielas uz 50 kub. cm.), pastāvīgi saskalojot,  
15—20 minūtes un karstu filtrē. Filtratu izmeklē  
uz anjoniem, nogulsnes izmazgā ar karstu  
ūdeni, izšķīdina atšķ.  $\text{HNO}_3$ -skābē un izmeklē  
uz katjoniem. Ja viss neizšķīst, tad vārišanu at-  
kārtē vēlreiz.

b) Sakausē ar 4—5 kārtēju daudzumu  $\text{NaKCO}_3$ ,  
kausejumu izvelk ar ūdeni un filtrē. Filtratu iz-  
meklē uz anjoniem. Nogulsnes izmazgā ar  
karstu ūdeni, izšķīdina atšķ.  $\text{HNO}_3$ -skābē un iz-  
meklē uz katjoniem.

Karsē ar konc.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , kamēr neizgaist viss fluo-  
rs kā  $\text{HF}$  un  $\text{SiF}_4$ ; lieko sērskābi iztvaicē un sauso  
atlikumu izšķīdina ūdenī. Ja pie tam rodas nešķi-  
stoši sulfāti, tad tos apstrādā, kā augšā aizrādīts.

a) Vāra 5—10 min. ar 2-norm.  $\text{KOH}$ -sārmu  
+25<sup>0</sup>/<sub>10</sub>-īgu  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -šķīdumu, piesātina ar  $\text{H}_2\text{S}$ ,  
pieliek  $\text{NH}_4\text{Cl}$  un tad filtrē. Nogulsnes izšķi-  
dina verdošā atšķ.  $\text{HNO}_3$ -skābē un izmeklē uz I.  
un II.A. grupas katjoniem. Filtratu paskābina; ja  
pie tam rodas nogulsnes, tad tās izmeklē uz  
II.B. grupas katjoniem.

b) Sakausē ar  $\text{NaKCO}_3$  porcelāna tīģeli,  
kausejumu izvelk ar karstu ūdeni. Filtratu iz-  
meklē uz anjoniem. Nogulsnes—metālisku  
sudraba graudu—izšķīdina  $\text{HNO}_3$ -skābē un iz-  
meklē uz katjoniem.

a) Vāra ar konc.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -skābi, kamēr nepa-  
liek sauss, atlikumu izšķīdina atšķ.  $\text{HNO}_3$ -skābē  
un izmeklē uz katjoniem.

b) Vāra ar  $\text{NaOH}$ -sārmu un filtrē. Filtratā  
visi anjoni (arī katjoni  $\text{Pb}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Sn}$ ,  $\text{Al}$ ). No-  
gulsnes izmazgā, izšķīdina atšķ.  $\text{HNO}_3$ -skābē un  
izmeklē uz katjoniem.

Udenī šķīstošu  $\text{H}_3(\text{CN})_2$  sadala ar  $\text{H}_2\text{S}$ .



Vielas nosaukums un uz- zināšanas veids.	Sadališanas paņēmieni.
<p>6. Stipri izkarsēti oksīdi un dabīgi minerāli: <math>Al_2O_3</math>, <math>Cr_2O_3</math> un chromati. Al atrod ar Tenara reakciju (sk. 1. p.) Cr atrod ar pērli. <math>SnO_2</math>; alvu atrod ar reducēšanu uz ogleš.</p>	<p>Sakausē ar 3—4 daļām <math>NaKCO_3</math> vai 6 daļām <math>K_2S_2O_7</math>; kausējumu izšķīdina atšķaidītā HCl-skābē un izmeklē parastā kārtā uz anjoniem un katjoniem Chroma klātbūtne ieteicams pielikt kausējumam <math>KNO_3</math>, lai chroms oksidētos par <math>CrO_4^{2-}</math>.  Sakausē ar KCN: <math>SnO_2 + 2KCN = Sn + 2KCNO</math>. Metala graudu izšķīdina HCl-skābē.</p>

**Piezīmes.** 1. Pirms sadališanas analizējamā viela jāsamalcina agata vai porcelana pietīņā tik smalka, ka ar pirkstiem nevar samanīt vielas graudņus.

2. Ja analizējamā vielā ir klāt Ag- Pb-, Sn-, Sb-, As- un P-savienojumi, tad sakausēšanai nevar lietoj platinas tīgeli.

3. Ja sakausēšanu izved porcelāna tīgelī, tad jāņem vērā, ka arī tīgela paša viela ( $Al_2O_3$ ,  $SiO_2$ ) piemaisās analīzei.

### Reducēšana ar Hempļa paņēmieni.

Sausu sasmalcinātu analizējamo vielu samaisa ar alumīnija vai magnēzija pulveri, maisījumu izbārsta plānā kārtā uz filtrpapīra, papīri vienreiz saloka un sarullē. Papīra rullīti aptin ar mikstu, smalku dzelzsdrātiņu, tā ka iznāk spirāle ar tuvu stāvošām vītēm. Turot aiz drāts gala, papīra rullīti aizdedzina pie gaišas Bunzenliesmas. Tūlīt iesākas reakcija, kas norisinās dažās sekundēs. Alumīnijs, resp. magnēzijs, reducē smagos metālus, arī  $SiO_2$  un  $B_2O_3$  par brīvu Si un B. Sulfāti pārvēršas par sulfīdiem, fosfāti par fosfīdiem. Pēc reakcijas spirāli, lai nenotiktu oksidēšanās, nogremdē Bunzendegļa iekšpusē un ļauj tur atdzist gāzes atmosfērā. Atdzisušo spirāli attaisa un vielu izšķīdina HCl-skābē. Sulfīdi attīsta  $H_2S$ , fosfāti  $PH_3$  ar ķiploku smaku. Reducētie Si un B, kā arī ogle no filtrpapīra nešķīst. Šis paņēmiens ieteicams tad, kad nešķīstoša analizējamā viela satur Na un K un kad sakausēšana ar  $NaKCO_3$  nav pielāzama.

### Metālu un viņu sakausējumu šķīdināšana.

Parastais metālu šķīdinātājs ir konc.  $HNO_3$ -skābē ar ūšeni uz pusēm ( $d = 1,2$ ). Bet ja metalā ir klāt Sb un Sn, tad palielk pāri balta nešķīstoša masa ( $Sb_2O_3$  un  $SnO_2$ ). Tādā gadījumā vāra ar  $HNO_3$ -skābi, kamēr nebeidz attīstīties brūni garaiņi, iztvaicē sausu un atlikumu vēl karsē dažas minūtes pie  $120^\circ$ , pēc tam sauso vielu saslapina ar konc. (1:1)  $HNO_3$ -skābi, izvelk ar



ūdeni un filtrē. Filtratā atrodas visi metali, izņemot Sb un Sn. Balto atlikumu nazgā un sakausē ar  $K_2CO_3 + S$  slēgtā porcelana tīģeli uz mazas liesmas: rodas sulfosālis  $K_3SbS_4$  un  $K_2SnS_3$ , kas viegli šķīst ūdeni. Šķīdumu apstrādā kā II.B. grupas šķīdumu sēramonijā.

Beigās vēl var palikt pāri Si,  $SiO_2$  un  $HNO_3$ -skābē nešķīstoši metali (Au, Pt un c.).

No negatīvām sastāvdaļām var būt klāt: Si, S, C un P: Og'eklis pa šķīdināšanas laiku aiziet kā  $CO_2$ : to konstatēt var tik ar speciāliem paņēmieniem. Sērs un fosfors pāriet šķīdumā kā skābes; Si paliek pāri kā  $SiO_2$ .

### Vielas, kas traucē slapjās analīzes gaitu.

1. Fluora savienojumi.
2. Fosforskābe un fosfāti.
3. Skābeņskābe un oksalāti.
4. Cianīdi, vienkārši un kompleksi.
4. Vīnskābe un tartrāti un citas organiskas vielas.

Fosforskābe un skābeņskābe un viņu sāļi netraucē I. un II. katjonu grupas analizēšanu; tādēļ viņu atdalīšanu vislabāk var izvest ar II. katjonu grupas filtrātu. Pārējās traucējošās vielas vajaga atdalīt, resp. sadalīt, pirms stājas pie analizēšanas slapjā ceļā.

Fluora savienojumus sadala, karsējot analizējamo vielu ar konc.  $H_2SO_4$ -skābi; reizē ar tiem sadalās arī visi cianīdi, rodanīdi, skābeņskābe, vīnskābe un c. organiskas vielas; pēdējās pie tam pārorgļojas. Ja pie tam rodas nešķīstoši sulfāti, tad tie sadalāmi, kā augšā aizrādīts.





## ANALIZE SLAPJĀ CEĻĀ.

Analizējamo vielu sadala trijās daļās: vienu daļu izlieto katjonu analīzei, otru daļu anjonu analīzei, trešo lielāko daļu atstāj specialām reakcijām un atkārtojumiem. Apstrādāšanai ieteicams ņemt tik daudz vielas, ka lai parastās operācijas varētu izvest mēģināmā stobriņā, t. i. 0, 2—0,5 g. sausas vielas 10—20 kub. cm. šķīdumā.

### III. KATJONU ANALIZE.

Katjonus iedala piecās analītiskās grupās.

I. Grupa:  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^+$  (vienvērtīgs!).

Šo triju katjonu chlorīdi nešķīst ne skābēs, ne ūdenī. Tikai  $\text{PbCl}_2$  mazā mērā šķīst aukstā ūdenī (ap 1%) un drusku vairāk karstā (ap 5%). Tādēļ  $\text{Pb}^{2+}$ -jons pa daļai pāriet II. grupā.

II. Grupa:  $\text{Hg}^{2+}$  (divvērtīgs!),  $\text{Pb}^{2+}$  (atliekas no I. grupas),  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{4+}$ ,  $\text{Sb}^{3+}$ ,  $\text{Sb}^{5+}$ ,  $\text{As}^{3+}$ ,  $\text{As}^{5+}$

Skābos šķīdumos šos katjonus nogulsnē sērūdeņradis kā sulfīdus.

III. Grupa:  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$

Sārmainos šķīdumos šos katjonus nogulsnē sērāmonijs, pirmos divus kā hidroksīdus, jo viņu sulfīdi ūdenī hidrolizējas, pārējos kā sulfīdus.

IV. Grupa:  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$

Šos katjonus sārmainos šķīdumos, chloramonijs kā kalcīnu, nogulsnē ogļskābais amonijs kā karbonātus.

V. Grupa:  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$

Iepriekšējo grupu reaģenti šos katjonus nenogulsnē.

#### I. Grupa.

Grupas reaģents: chlorūdeņraža jeb sālskābe ( $\text{Cl}^-$ -jons). Pie aukstas analīzes pa pilienam pielej ap 5 kub. cm. atšķ. HCl-skābes: ja ir klāt I. grupas katjoni, tad jau no pirmā piliena izkrit baltas nogulsnes. Labi saskalo un aukstu filtrē. Filtrātu uzglabā turpmāko grupu analīzei. Nogulsnes uz filtra izmazgā ar aukstu ūdeni un apstrādā pēc tabulas I.



### Tabula I.

Baltas nogulsnes **AgCl**, **PbCl<sub>2</sub>** un **HgCl** ieskalo stobriņā, vāra ūdenī dažas minutes: **PbCl<sub>2</sub>** pāriet šķīdumā, **AgCl** un **HgCl** nešķīst. Karstu filtrē.

Filtrats	Nogulsnes			
<p><b>PbCl<sub>2</sub></b> šķīdumā.</p> <p>Ar šo šķīdumu izved šādas pārliecinašanās reakcijas:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li><b>K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub></b> dod dzeltenu <b>PbCrO<sub>4</sub></b></li> <li><b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> dod baltu <b>PbSO<sub>4</sub></b></li> <li><b>KJ</b> dod dzeltenu <b>PbJ<sub>2</sub></b></li> <li><b>H<sub>2</sub>S</b> dod melnu <b>PbS</b></li> </ol> <p>Reakcijas sk. 42. l. p.</p> <p style="text-align: center;"><b>Pb</b></p>	<p style="text-align: center;"><b>AgCl, HgCl</b></p> <p>Vairāk reizes mazgā ar karstu ūdeni, tad aplej vairāk reizes ar vienu un to pašu porciju <b>NH<sub>4</sub>OH</b>, ko zem filtra uzķēf tirā stobriņā.</p> <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="width: 50%; vertical-align: top;"> <p>Nogulsnes no <b>NH<sub>4</sub>OH</b> paliek melnas:</p> <p style="text-align: center;"><b>HgNH<sub>2</sub>Cl + Hg</b></p> <p>Nogulsnes izšķīdina dažos pilienos karāļ-ūdens, atšķaida ar ūdeni un pieliek <b>SnCl<sub>2</sub></b>; izkrīt baltas vai pelekas nogulsnes.</p> <p>Reakcijas sk. 43. l. p.</p> <p style="text-align: center;"><b>Hg</b></p> </td> <td style="width: 50%; vertical-align: top;"> <p><b>AgCl</b> izšķīst amonjalkā kā komplekss sudraba-amonjaka chlorīds. Šķīdumam pielej atšķaidītu <b>HNO<sub>3</sub></b>-skābi līdz skābai reakcijai; izkrīt balts <b>AgCl</b>.</p> <p>Reakcijas sk. 42. l. p.</p> <p style="text-align: center;"><b>Ag</b></p> </td> </tr> </table>		<p>Nogulsnes no <b>NH<sub>4</sub>OH</b> paliek melnas:</p> <p style="text-align: center;"><b>HgNH<sub>2</sub>Cl + Hg</b></p> <p>Nogulsnes izšķīdina dažos pilienos karāļ-ūdens, atšķaida ar ūdeni un pieliek <b>SnCl<sub>2</sub></b>; izkrīt baltas vai pelekas nogulsnes.</p> <p>Reakcijas sk. 43. l. p.</p> <p style="text-align: center;"><b>Hg</b></p>	<p><b>AgCl</b> izšķīst amonjalkā kā komplekss sudraba-amonjaka chlorīds. Šķīdumam pielej atšķaidītu <b>HNO<sub>3</sub></b>-skābi līdz skābai reakcijai; izkrīt balts <b>AgCl</b>.</p> <p>Reakcijas sk. 42. l. p.</p> <p style="text-align: center;"><b>Ag</b></p>
<p>Nogulsnes no <b>NH<sub>4</sub>OH</b> paliek melnas:</p> <p style="text-align: center;"><b>HgNH<sub>2</sub>Cl + Hg</b></p> <p>Nogulsnes izšķīdina dažos pilienos karāļ-ūdens, atšķaida ar ūdeni un pieliek <b>SnCl<sub>2</sub></b>; izkrīt baltas vai pelekas nogulsnes.</p> <p>Reakcijas sk. 43. l. p.</p> <p style="text-align: center;"><b>Hg</b></p>	<p><b>AgCl</b> izšķīst amonjalkā kā komplekss sudraba-amonjaka chlorīds. Šķīdumam pielej atšķaidītu <b>HNO<sub>3</sub></b>-skābi līdz skābai reakcijai; izkrīt balts <b>AgCl</b>.</p> <p>Reakcijas sk. 42. l. p.</p> <p style="text-align: center;"><b>Ag</b></p>			

### Traucējumi un sarežģījumi I. grupā.

1. Ja analizē ir klāt daudz **Bi**- vai **Sb**-savienojumu, tad no atšķaidītas **HCl**-skābes (kas satur daudz ūdens) izceļas hidrolīze, pie kam izkrīt **BiOCl** un **SbOCl** kā baltas nogulsnes. Tādas pašas nogulsnes vēl lielākā mērā rodas, ja analīzei pielej ūdeni. **Konc. HCl**-skābē nogulsnes izšķīst.

2. Ja analizējamai vielai ir stipri **sārmaina** reakcija, tad, o paskābinot, var izkrīst:

- S** baltā krāsā: no daudzsērāīnā amonija; reizē ar to atdalās arī **H<sub>2</sub>S**; no tijsulfātiem, pie kam atdalās arī **SO<sub>2</sub>**.
- As**-, **Sb**-, un **Sn**-sulfīdi dzeltenā vai iesarkanā krāsā no sulfosālīm; pie tam atdalās arī **H<sub>2</sub>S**.
- H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>** kā baltas caurspīdīgas nogulsnes no ūdenī šķīstošiem silikātiem.

Krāsainas nogulsnes (**As**-, **Sb**- un **Sn**-sulfīdus) izšķīdina daudzsērāīnā amonijā un izmeklē pēc tabulas **II. B.** Baltas nogulsnes (**S** un **H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>**) atstāj neievērotas, jo I. grupas katjonu konstatēšanu tās netraucē.

### II. Grupa.

Grupas reaģents **sērūdenradis (S"-jons)** skābos šķīdumos nogulsnē šās grupas katjonus kā **krāsainus** sulfīdus.

Priekšmēģinājums. Mazai daļai no I. grupas filtrata (vai arī ar **HCl**-skābi paskābinātai pirmanalīzei, ja I. grupas nav klāt) pielej dažus kubikcentimetrus **H<sub>2</sub>S**-ūdens. Ja 10–15 min. laikā nerodas nogulsnes, tad tā ir zīme, ka II. grupas nav klāt.



un tad galveno filtrata daļu tūlīn izmeklē uz III. grupas katjoniem.

Bet ja no  $H_2S$  rodas nogulsnes vai mainās šķīduma nokrāsa, tad karstam filtratam pielej 10—20 kub. cm  $H_2S$ -ūdens un liek stāvēt 10—15 minūtes. Ja no priekšmēģinājumiem zināms, ka ir klāt **As**, tad liek stāvēt 2—3 stundas. Filtrē; filtratu uzglabā III. grupas analīzei.

**Nogulsnes:** **HgS**, **PbS**, **Bi<sub>2</sub>S<sub>3</sub>**, **CuS**, **CdS**;

melnas melnas tumšbrūnas melnas dzeltenas

**SnS**, **SnS<sub>2</sub>**, **Sb<sub>2</sub>S<sub>3</sub>** un **Sb<sub>2</sub>S<sub>5</sub>**, **As<sub>2</sub>S<sub>3</sub>** un **As<sub>2</sub>S<sub>5</sub>**  
tumsbrūnas dzeltenas oranžsarkanas gaišdzeltenas

**Baltas** nogulsnes var būt: **S** no  $H_2S$ , ja ir klāt oksidējošas vielas ( $Fe^{+++}$ ,  $CrO_4^{''}$ ,  $MnO_4^{'}$  u. c.) un **ZnS** (no III. gr.), kas izkrit **neviētā**, ja šķīdums nav pietiekoši skābs.

Pirmie pieci sulfīdi ( $HgS$ ,  $PbS$ ,  $Bi_2S_3$ ,  $CuS$  un  $CdS$ ) ar bāzisku raksturu, sastāda apakšgrupu **II. A**; tie nešķīst daudzsērāinā amonijā. Pēdējie seši ( $SnS$ ,  $SnS_2$ ,  $Sb_2S_3$ ,  $Sb_2S_5$ ,  $As_2S_3$  un  $As_2S_5$ ) ar skābu raksturu, sastāda apakšgrupu **II. B**; tie šķīst daudzsērāinā amonijā kā sulfosālis.

### Apakšgrupu II. A. un II. B. vienas no otras atdalīšana.

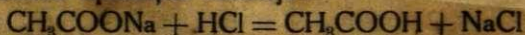
Ar  $H_2S$  dabūtās nogulsnes izmazgā ar ūdeni, ievieto stobriņā, aplej ar siltu  $(NH_4)_2S_x$  un ilgi skalo. Apakšgrupa **II. B.** pāriet šķīdumā (**SnS** šķīst ļoti lēni!). Filtrē.

Filtratu izmeklē pēc tabulas **II. B.**

Nogulsnes apstrādā pēc tabulas **II. A.**

### Traucējumi un sarežģījumi II. grupā.

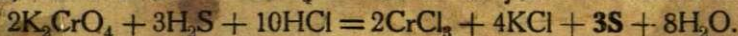
1. Ja analizē ir klāt daudz acetātu, tad, paskābinot ar  $HCl$ -skābi, notiek apmaiņas reakcija:



Stipras minerālskābes vietā stājas vāja etiķskābe. Tā ka ar to  $H^+$ -jonu koncentrācija pamazinājas apm. 100 reiz, tad šķīdums vairs nav pietiekoši skābs, lai aizkavētu  $Zn^{++}$ -jona nogulsēšanu II. grupā ar  $H_2S$ . Pieliekot vairāk  $HCl$ -skābes, baltās nogulsnes **ZnS** atkal var izšķīdināt.

2. Jāargājas pielikt arī par daudz  $HCl$ -skābes; no pārāk skābiem šķīdumiem **Sn** un **Cd** izkrit nepilnīgi.

3. Ja analizē ir klāt daudz hromskābu sāļu, tad ar  $H_2S$  iedarbošanos  $H^+$ -jonu koncentrācija stipri pamazinājas, jo anjons  $CrO_4^{''}$  reducējas par katjonu  $Cr^{+++}$ ; bez tam nāk brīvs arī tas katjons, kas ir saistīts ar  $CrO_4^{''}$ . Abi šie katjoni saista brīvu skābi:



Ja brīvas skābes nepietiek, tad šķīdums paliek sārmains, un sakarā ar to II. grupā izkrit III. grupas katjoni.



## Tabula II. A.

Sulfidus:  $\text{HgS}$ ,  $\text{PbS}$ ,  $\text{Bi}_2\text{S}_3$ ,  $\text{CuS}$  un  $\text{CdS}$ , pēc skalošanas ar  $(\text{NH}_4)_2\text{S}_x$ , labi izmazgā ar ūdeni un porcelāna bloidiņā vāra atšķ.  $\text{HNO}_3$ -skābe. Visi sulfidi, izņemot  $\text{HgS}$ , izšķīst, pie kam paliek pāri sērs kā netīri peleka masa. Filtrē.

<p style="text-align: center;"><b>Nogulsnes.</b> <b>HgS un sērs.</b></p> <p>Izšķīdina dažos pilienos karalūdens, iztvaicē gandrīz sausu, atšķaida ar ūdeni un pielej <math>\text{SnCl}_2</math>: izkrit balts nogulsnes, kas no <math>\text{SnCl}_2</math> pārākuma paliek pelekas un melnas. Reakcijas sk. 43. l. p.</p> <p style="text-align: center; margin-top: 20px;"><b>Hg</b></p>	<p style="text-align: center;"><b>Filtrats.</b></p> <p>Šķīdumā atrodas <math>\text{Pb}(\text{NO}_3)_2</math>, <math>\text{Bi}(\text{NO}_3)_3</math>, <math>\text{Cu}(\text{NO}_3)_2</math> un <math>\text{Cd}(\text{NO}_3)_2</math>. Lai atdalītu <math>\text{Pb}^{++}</math>, kuŗa parasti ir ļoti maz (atliekas no I. grupas!), šķīdumam pielej atšķ. <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>-skābi, labi saskalo un karsē, kamēr neparādās balti garaini; tad atšķaida ar 2—3 kub. cm ūdens un filtrē.</p>		
<p style="text-align: center;"><b>Nogulsnes.</b> <b>Balts PbSO<sub>4</sub></b></p> <p>Izmazgā un izšķīdina vīnskābā amonijā; šķīdumam pieļiek <math>\text{H}_2\text{S}</math>-ūdeni: melnas nogulsnes <b>PbS</b> vai tikai brūna nokrāsa, ja <b>Pb</b> ir maz. Reakcijas sk. 43. l. p.</p> <p style="text-align: center; margin-top: 20px;"><b>Pb</b></p>	<p style="text-align: center;"><b>Filtrats.</b></p> <p>Šķīdumā atrodas <math>\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3</math>, <math>\text{CuSO}_4</math> un <math>\text{CdSO}_4</math>. Pielej <math>\text{NH}_4\text{OH}</math>, kamēr stipri neož pēc <math>\text{NH}_3</math>. Izkrit balts, pārslains <b>Bi(OH)SO<sub>4</sub></b>; vaŗš un kad m i j s paliek šķīdumā kā <math>\text{Cu}(\text{NH}_3)_4 \text{SO}_4</math> un <math>\text{Cd}(\text{NH}_3)_4 \text{SO}_4</math>.</p>		
<p style="text-align: center;"><b>Nogulsnes.</b> <b>Bi(OH)SO<sub>4</sub></b></p> <p>Izmazgā un izšķīdina atšķ. <math>\text{HCl}</math>-skābe. Ar šķīdumu izved pārliecināšanās reakcijas.</p> <p>1. Dažus pilienus šķīduma pielej pie svaigi pagatavota <math>\text{Na}_2\text{SnO}_2</math> -nogulsnes <b>Bi</b></p> <p>2. Dažus pilienus šķīduma stipri atšķaida ar ūdeni: baltas dulķes <b>BiOCl</b></p> <p style="text-align: center;">Reakcijas sk. 43. l. p.</p> <p style="text-align: center; margin-top: 20px;"><b>Bi</b></p>	<p style="text-align: center;"><b>Filtrats.</b></p> <p>Ja šķīdums nav zilā krāsā, tad <b>Cu</b> nav klāt un tad <b>Cd</b> mekle, pieliekot <math>\text{H}_2\text{S}</math>-ūdeni. Ja šķīdums ir zilā krāsā, tad to daļa divās daļās.</p> <table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="width: 50%; border: none; vertical-align: top; padding: 5px;"> <p>Vienu daļu paskābina ar atšķ. <math>\text{HCl}</math>-skābi un pielej <math>\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6</math>: s a r k a n b r ū n a s n o g u l s n e s <b><math>\text{Cu}_2\text{Fe}(\text{CN})_6</math></b> Reakcijas sk. 44. l. p.</p> <p style="text-align: center; margin-top: 20px;"><b>Cu</b></p> </td> <td style="width: 50%; border: none; vertical-align: top; padding: 5px;"> <p>Otrai daļai pa pilienam pielej <b>KCN</b>, kamēr zilā nokrāsā nepazūd, un tad pieļiek <math>\text{H}_2\text{S}</math>-ūdeni: dzeltenas nogulsnes <b>CdS</b> Reakcijas sk. 45. l. p.</p> <p style="text-align: center; margin-top: 20px;"><b>Cd</b></p> </td> </tr> </table>	<p>Vienu daļu paskābina ar atšķ. <math>\text{HCl}</math>-skābi un pielej <math>\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6</math>: s a r k a n b r ū n a s n o g u l s n e s <b><math>\text{Cu}_2\text{Fe}(\text{CN})_6</math></b> Reakcijas sk. 44. l. p.</p> <p style="text-align: center; margin-top: 20px;"><b>Cu</b></p>	<p>Otrai daļai pa pilienam pielej <b>KCN</b>, kamēr zilā nokrāsā nepazūd, un tad pieļiek <math>\text{H}_2\text{S}</math>-ūdeni: dzeltenas nogulsnes <b>CdS</b> Reakcijas sk. 45. l. p.</p> <p style="text-align: center; margin-top: 20px;"><b>Cd</b></p>
<p>Vienu daļu paskābina ar atšķ. <math>\text{HCl}</math>-skābi un pielej <math>\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6</math>: s a r k a n b r ū n a s n o g u l s n e s <b><math>\text{Cu}_2\text{Fe}(\text{CN})_6</math></b> Reakcijas sk. 44. l. p.</p> <p style="text-align: center; margin-top: 20px;"><b>Cu</b></p>	<p>Otrai daļai pa pilienam pielej <b>KCN</b>, kamēr zilā nokrāsā nepazūd, un tad pieļiek <math>\text{H}_2\text{S}</math>-ūdeni: dzeltenas nogulsnes <b>CdS</b> Reakcijas sk. 45. l. p.</p> <p style="text-align: center; margin-top: 20px;"><b>Cd</b></p>		



Tab. la II. B.

Arsena, antimona un alvas sulfidus šķīdumam daudzserainā amonijā, kurā atrodas sulfosāļi  $(\text{NH}_4)_3\text{AsS}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_3\text{SbS}_4$  un  $(\text{NH}_4)_2\text{SnS}_3$ , pielej atšķ. HCl-skābi līdz skābai reakcijai. Ja šķīdums paliek balts kā piens, (pelēks no CuS zīmēm)! tad As, Sb un Sn nav klāt; pretējā gadījumā izkrit krāsainas nogulsnes  $\text{As}_2\text{S}_5$ ,  $\text{Sb}_2\text{S}_5$  un  $\text{SnS}_2$ . Labi saskalo, sasilda un filtrē. Filtrats nav vajadzīgs! Nogulsnes izmazgā, ievieto stobriņā, aplej ar puskoncentrētu (1 : 1) HCl-skābi un vāra, kamēr nebeidz atdalīties  $\text{H}_2\text{S}$  (pārlicināties ar  $\text{Pb}(\text{OOCCH}_3)_2$  papīrīti!); filtrē.

<p><b>Nogulsnes:</b> <math>\text{As}_2\text{S}_5</math> un sērs. Porcelana bļodiņā nogulsnes oksidē ar konc. <math>\text{HNO}_3</math>-skābi, kamēr nebeidz atdalīties brūni <math>\text{NO}_2</math>-garaiņi, tad iztvaicē gandrīz sausu, neitralizē ar <math>\text{NH}_4\text{OH}</math> un izved pārlicināšanās reakcijas:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. <math>\text{MgCl}_2</math> ar <math>\text{NH}_4\text{OH}</math> dod baltas nogulsnes <math>\text{MgNH}_4\text{AsO}_4</math>;</li> <li>2. <math>\text{AgNO}_3</math> dod sarkanbrūnas nogulsnes <math>\text{Ag}_3\text{AsO}_4</math>.</li> </ol> <p>Reakcijas skaties 45. l. p. <b>As</b></p>	<p><b>Filtrats.</b> Šķīdumā atrodas <math>\text{SbCl}_3</math> un <math>\text{SnCl}_4</math>. Iztvaicē lieko skābi un vienu pilienu šķīduma uzliek uz alvas papīriša: tumšs plankums (metālisk <b>Sb</b>) norāda uz <b>Sb</b> klātbūtni. Atlikumu vāra ar dzelzs putekļiem (notīrītu naglu, drāti) 10—15 minūtes. Dzelzs izspiež <b>Sb</b> no šķīduma (melns nogulsnes) un reducē <math>\text{SnCl}_4</math> par <math>\text{SnCl}_2</math>. Filtrē.</p>
	<p><b>Nogulsnes: Sb</b> Izšķīdina dažos pilienos karalūdens un pārlicinājas: 1) atšķaidot ar <math>\text{H}_2\text{O}</math> rodas baltas nogulsnes <math>\text{SbOCl}</math>; 2) ar <math>\text{H}_2\text{S}</math> rodas oranžsarkanās nogulsnes <math>\text{Sb}_2\text{S}_3</math>. Reakcijas 46. l. p. <b>Sb</b></p> <p>Filtratam <math>\text{SnCl}_2</math> pielej <math>\text{HgCl}_2</math>: baltas nogulsnes <math>\text{HgCl}</math> norāda uz <b>Sn</b> Reakcijas 47. l. p.</p>
<p><b>Otrs atdalīšanas paņēmieni:</b> kad ir klāt daudz As. Vēl us trīs sulfidus <math>\text{As}_2\text{S}_5</math>, <math>\text{Sb}_2\text{S}_5</math> un <math>\text{SnS}_2</math> ilgi skalo ar siltu <math>(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3</math> duļņu. <math>\text{As}_2\text{S}_5</math> pāriet šķīdumā kā <math>(\text{NH}_4)_3\text{AsS}_4</math> un <math>\text{AsS}(\text{ONH}_4)_3</math>. <math>\text{Sb}_2\text{S}_5</math> un <math>\text{SnS}_2</math> un sērs nešķīst. Filtrē.</p>	
<p>Filtratu paskābina ar atšķ. HCl-skābi: izkrit <math>\text{As}_2\text{S}_5</math>. To oksidē ar konc. <math>\text{HNO}_3</math>, kā augšā aizrādīts.</p>	<p><b>Nogulsnes <math>\text{Sb}_2\text{S}_5</math>, <math>\text{SnS}_2</math> un sērs.</b> Izšķīdina konc. HCl-skābē, pie kam atdalās <math>\text{H}_2\text{S}</math> un paliek pāri sērs, un apstrādā tālāk, kā augšā aizrādīts.</p>

### III. Grupa.

Grupas reaģents  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  ( $\text{S}''$ -jons) sārma oksalāti, mos,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  klātbūtnē, nogulsnē šās grupas katj. šķīšanu neva droksidus un sulfidus. ka pie II ainos

II. Grupas filtrata sagatavošana III. grupas katj. t. ni I vie katjonus

II. grupas filtratu, kas pie I. un II grupas k. c. stipri atšķaidījis, iztvaicē līdz 5—10 kub. cm lielam tūpātšķīršanai. pie tam rodas duļķes (s. no  $\text{H}_2\text{S}$  sadalīšanās), tad jānolīn tās satam ar mazu filtrata daļu izmēģina uz  $\text{PO}_4'''$  un  $\text{C}_2\text{Ck}$ . HCl-klātbūtni.



### Tabula III. A.

NH<sub>4</sub>Cl klābūtne ar (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S dabūtās nogulsnes izmazgā 2 reizes ar siltu (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S saturošu ūdeni un 3 reizes ar tīru ūdeni. Nogulsnes ievieto porcelāna bļodiņā, aplej ar 10 kub. cm. aukstas atšķaidītas etiskābes, maisa ar stikla īrbuli apm. 10 minūtes un filtrē.

Nogulsnes: CoS, NiS.		Filtrats: FeCl <sub>2</sub> , AlCl <sub>3</sub> , CrCl <sub>3</sub> , MnCl <sub>2</sub> , ZnCl <sub>2</sub> (un zīmes no Ni un Co).	
<p>Nogulsnes porcelāna bļodiņā aplej ar 2—3 kub. cm. karaļūdens un iztvaicē gandrīz sausu, atšķaida ar ūdeni un šķidumu daļa divās daļās.</p>		<p>Porcelāna bļodiņā šķidumu vāra, kamēr nepazūd H<sub>2</sub>S smaka, atdzesē, neitralizē ar NaOH un pēc tam pieliek vēl 20 kub. cm. NaOH pārākumu: izkrīt Fe(OH)<sub>3</sub>, Mn(OH)<sub>2</sub>; izšķīst Al, Cr (pa daļai) un Zn kā NaAlO<sub>2</sub>, NaCrO<sub>2</sub> un NaHZnO<sub>2</sub>. Maisījumu oksidē ar H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> vai Br<sub>2</sub>-ūdeni un silda, līdz kamēr zājais NaCrO<sub>2</sub> oksidejas par dzeltenu Na<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, un filtrē.</p>	
<p>Vienai daļai pielej Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, kamēr neparādās mazas nogulsnes, pēc tam daudz etiķskābes un konc. KNO<sub>3</sub>-šķīdumu: pamazām rodas dzeltenas nogulsnes, kas ātri paliek lielākas, ja pielej KCl-šķīdumu: K<sub>2</sub>Co(NO<sub>2</sub>)<sub>6</sub>. Liek stāvēt divas stundas, tad filtrē un filtrātā meklē nikelī.</p> <p style="text-align: center;"><b>Co</b></p>		<p>Nogulsnes: Fe(OH)<sub>3</sub> un MnO(OH)<sub>2</sub> daļa divās daļās.</p> <p>Vienu daļu izšķīdina atšķ. HCl-skābē un izmeģina uz Fe<sup>+++</sup></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. K<sub>4</sub>Fe(CN)<sub>6</sub> dod tumšzilu Fe<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]<sub>3</sub>.</li> <li>2. KCNS dod asinssarkanu šķīdumu.</li> </ol> <p>Reakcijas skat. 50. l. p.</p> <p style="text-align: center;"><b>Fe</b></p>	
<p>Ja Co nav klāt, tad otrā daļā tūlīt meklē Ni: preteļā gadījumā ņem filtrātu no K<sub>2</sub>Co(NO<sub>2</sub>)<sub>6</sub> un pieliek tam NaOH: ābolzaļas nogulsnes Ni(OH)<sub>2</sub>. Nogulsnes izšķīdina atšķ. HCl-skābē un izved pārliecināšanās reakcijas, kas 52. l. p. apzīmētas ar *.</p> <p style="text-align: center;"><b>Ni</b></p>		<p>Otru daļu izmeģina uz Mn:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1) vienu naža galu vāra ar konc. HNO<sub>3</sub>-skābi un PbO<sub>2</sub>; atšķaida ar ūdeni un ļauj PbO<sub>2</sub> pārākumam nogulsneties: sārts šķīdums HMnO<sub>4</sub>.</li> <li>2) atlikumu sakausē ar Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>+KNO<sub>3</sub>: zāja masa Na<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub>, kas no atšķ. etiķskābes uz īsu laiku paliek sārta.</li> </ol> <p>Reakcijas skat. 53. l. p.</p> <p style="text-align: center;"><b>Mn</b></p>	
<p>Otru atdalīšanas paņēmieni sk. 53. l. p.</p>		<p style="text-align: center;">Filtrats: Na<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, NaAlO<sub>2</sub> un NaHZnO<sub>2</sub>.</p> <p>Filtratam pielej etiķskābi, līdz kamēr izkrītušās nogulsnes atkal izšķīst, un tad pa pilniem BaCl<sub>2</sub>, labi saskalo un filtrē vairāk reizes caur vienu un to pašu filtru, līdz kamēr notekošais filtrats ir pilnīgi dzidrs.</p>	
<p style="text-align: center;"><b>Co</b></p>		<p style="text-align: center;">Nogulsnes: BaCrO<sub>4</sub></p> <p>izšķīdina HCl-skābē un izved pārliecināšanās reakcijas. Sk. 49. l. p.</p> <p style="text-align: center;"><b>Cr</b></p>	<p style="text-align: center;">Filtrats: Al(CH<sub>3</sub>COO)<sub>3</sub> un Zn(CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub></p> <p>Filtrātu daļa divās daļās.</p> <p>Vienai daļai pielej NH<sub>4</sub>OH, kamēr stipri neoz pēc NH<sub>3</sub>, labi saskalo, sasilda un filtrē: Al(OH)<sub>3</sub>, baltas, caurspīdīgas nogulsnes. Tās saplapina ar J<sub>2</sub> un atšķaida.</p> <p style="text-align: center;"><b>Co(NC) m kā Te Rea.</b></p>
<p style="text-align: center;"><b>Co</b></p>		<p>Otrai daļai pielej H<sub>2</sub>S-ūdeni: baltas nogulsnes ZnS. Nogulsnes izšķīdina HCl-skābē un šķīdumam pielej Fe(CN)<sub>6</sub>: ogulsnes (CN)<sub>6</sub>. l. p.</p> <p style="text-align: center;"><b>Co</b></p>	



**PO<sub>4</sub><sup>'''</sup>-jona (fosforskābes) uzmeklēšana.** Mazu daļu no II. grupas filtrata, no kura ar vārišanu izdziests H<sub>2</sub>S, paskābina ar konc. HNO<sub>3</sub>-skābi un sajauc ar vairākkārtēju (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>MoO<sub>4</sub>-šķīduma daudzumu: dzeltenas nogulsnes, kas rodas pamazām norāda uz PO<sub>4</sub><sup>'''</sup>-jona klātbūtni. Šo reakciju traucē dažu vielu klātbūtne. Sk. 61. l. p.

**C<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>''</sup>-jona (skābenskābes) uzmeklēšana.** Mazu filtrata daļu pa pilienam pieliek verdošam koncentrētā Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>-šķīdumam, vāra apm. 5 minūtes un filtrē. Filtratu paskābina ar etiķskābi un pieliek tam CaCl<sub>2</sub>: baltas, sikkristaliskas nogulsnes CaC<sub>2</sub>O<sub>4</sub> norāda uz C<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>''</sup>-jona klātbūtni. Tādu pašu reakciju dod arī F<sup>'</sup>-jons. Sk. 59. l. p.

Ja traucējošu vielu nav klāt, tad skābo filtratu neitralizē (apmēram!) ar NH<sub>4</sub>OH. No tam šķīdumā rodas amonija sāļi; liet vēl klāt NH<sub>4</sub>Cl tadā gadījuma nav vajadzīgs. No NH<sub>4</sub>OH pieliešanas NH<sub>4</sub>Cl klātbūtnē izkrit dzelzs šroma, alumīnija un pa daļai arī mangana hidroksīdi.

**Priekšmēģinājums.** No pienācīgi sagatavēta II. grupas filtrata ņem dažus pilienus, sajauc ar (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S un labi saskalo. Ja nogulsnes nērodas, tad tā ir zīme, ka III. grupas katjonu nav klāt, un tad galveno filtrata daļu tūlīt izmēģina uz IV. grupas klātbūtni.

Ja ar NH<sub>4</sub>OH vai (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S rodas nogulsnes, tad visu filtratu sasilda un, pastāvīgi saskalojot, pa pilienam pieliek (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S, kamēr vairs nerodas nogulsnes. Jāsargājas pieliet lielu sērāmonija pārākumu, jo tad nogulsnes grūti nofiltrēt.

Nogulsnes var būt:

hidroksīdi: Al(OH)<sub>3</sub> želatinveidīgs, caurspīdīgs; Cr(OH)<sub>3</sub>, zilganpelēks; dažreiz arī Mg(OH)<sub>2</sub>, ja šķīdumā ir par maz NH<sub>4</sub>-jonu.

sulfīdi: FeS, Fe<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, NiS, CoS, visi melni; ZnS, balts un MnS, miesas krāsā.

Nofiltrē. Nogulsnes apstrādā pēc tabulas IIIA. Filtratu uzglabā IV. grupas analīzei.

### Traucējumi III. grupā.

Ja analīzē ir klāt traucējošas vielas: fosfāti, oksalāti, fluorīdi un tartrāti, tad III. katjonu grupas atšķiršanu nevar izvest parastā kārtā. Traucējums pastāv iekš tam, ka pēc II. ainos pas filtrata neitralizēšanas PO<sub>4</sub><sup>'''</sup>-, C<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>''</sup>- un F<sup>'</sup>-joni rīdē katjonus gulsnē Ba<sup>..</sup>-, Sr<sup>..</sup>-, Ca<sup>..</sup>- un Mg<sup>..</sup>-jonus. Bez tam tādā oksalāti ar III. grupas katjoniem (Al<sup>'''</sup>, Cr<sup>'''</sup> un c.) šķīstošus kompleksus savienojumus, ko (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S<sup>'''</sup> un atšķiršanai. savienojumi tad pāriet IV. grupā.

**Oksalatus** sadala, II. grupas filtratu iztvaicējot ar atšķ. HCl-kumu, gaisam piekļūstot, karsējot līdz sarkanai



pie tam pārvēršas par karbonātiem (sk. 59. l. p.). Pēc izkarsēšanas vielu izšķīdina konc. HCl-skābē. Trisvērtīgie katjoni  $Al^{+++}$ ,  $Cr^{+++}$  un  $Fe^{+++}$  pie tam pārvēršas par nešķīstošiem oksīdiem.

Tabula III. B.

<p>Nogulsnes.  <math>FePO_4</math>, <math>Fe(OH)_2 \cdot 2OOCCH_3</math>,  <math>Al(OH)_3 \cdot 2OOCCH_3</math> un  <math>Cr(OH)_3 \cdot 2OOCCH_3</math>                  Izmazgā ar karstu ūdeni un                  daļa divās daļās.</p>	<p>Vienu daļu                  vāra ar NaOH-                  sārmu un un fil-                  trē. Filtrātā                  atrodas  <math>Al(OH)_3</math> un  <math>Na_2PO_4</math>; tam                  piešķir daudz  <math>NH_4Cl</math> un                  vāra, kamēr                  neizdūn <math>NH_3</math>                  smaka: izkrit                  balts  <math>AlPO_4</math>                  Al</p>	<p>Otrai daļai                  piemaisa  <math>PbO_2</math>, aplej                  ar NaOH-                  sārmu, ilgā                  skalo, tad uz-                  vāra un filtrē.                  Filtrātu pā-                  skābina ar                  etiķskābi: iz-                  krit dzelz-                  krit  <math>PbCrO_4</math>                  Reakcijas sk.                  49. l. p.                  Cr</p>	<p>Neutralizē ar <math>NH_4OH</math>, tad pa pilienam piešķir <math>(NH_4)_2S</math>,                  kamēr vairs nerodās nogulsnes, labi saskalo, sasilda un                  filtrē. Filtrātu uzglabā IV. grupas analīzei.</p>	<p><b>CO<sub>2</sub>, NiS, ZnS, MnS.</b> Labi izmazgā, tevieto stobriņā,                  aplej ar etiķskābi, labi saskalo un filtrē.</p>	<p><b>CO<sub>2</sub>, NiS, ZnS.</b> Aplej uz filtra vairāk                  reizes ar aukstu atšķ. HCl-skābi, ko uzķer                  stobriņā.</p>	<p><b>Nogulsnes.</b>                  Aplej uz filtra vairāk                  atšķ. HCl-skābi, ko uzķer                  stobriņā.</p>	<p><b>Filtrāts.</b>  <math>Mn(OOCCH_3)_2</math>.                  Izvalce                  sausu un sa-                  kausē ar                  KOH-grau-                  dipu vai  <math>Na_2CO_3</math>-                  + <math>KNO_3</math>,                  zala masa  <math>K_2MnO_4</math>                  Reakcijas sk.                  53. l. p.                  Mn</p>	<p><b>Atlikums.</b>  <math>CoS</math> un <math>NiS</math>.                  Tos atdala,                  kā atzādīs                  tabulā III. A.</p>	<p><b>Šķīdums.</b>  <math>ZnCl_2</math>. Vāra, kamēr neiz-                  dūn <math>H_2S</math>-smaka, pielej                  NaOH-sārmu, kamēr iz-                  kritušas nogulsnes gan-                  driz neizšķīsti un filtrē, lai                  atsvabinātos no duļķem.                  Filtrātu paskābina ar etiķ-                  skābi un ar <math>H_2S</math> nogulsne                  balnu <math>ZnS</math>.                  Reakcijas sk. 54. l. p.</p>	<p>atdala kā <math>BiPO_4</math> vai kā <math>FePO_4</math>. Vispirms iz-                  ir klāt dzelzs. Šim nolūkam dažus pilienus                  grupas filtrata sajauc ar <math>K_3Fe(CN)_6</math>, resp.                  m šzilās nogulsnes norāda uz dzelzs klāt-</p>
---	--	--	---	---	---	--	---	---	---	---

Reakcijas sk. 54. l. p.  
 (CN)<sub>6</sub>  
 oksīdus  
 53. l. p.



Fosforskābes atdalīšana  $\text{BiPO}_4$  veidā ar  $\text{BiONO}_3^*$ ).

II. grupas filtrātu iztvaicē gandrīz sausu, aplej ar konc.  $\text{HNO}_3$ -skābi un vēlreiz iztvaicē līdz mazam tilpumam, lai aizdzītu lielāko daļu  $\text{HCl}$ -skābes. Tad, ja analizē dzelzs nav klāt, pieliek 1—2 gr. sausa  $\text{BiONO}_3$ , karsē vēl dažas minūtes un pamazām atšķaida ar 20-kārtīgu daudzumu  $\text{H}_2\text{O}$ . Fosforskābe un tās daļai arī bismuta pārākums izkrit kā  $\text{BiPO}_4$  un  $\text{BiONO}_3$ . Analīzi kopā ar nogulsnēm pēc tam vāra 10—15 min. un pamazām vēl atšķaida ar līdzīgu tilpumu ūdens, liek atdzist un siltu filtrē.

Ja analizē ir klāt dzelzs, tad II. grupas filtrātu pēc iztvaicēšanas ar konc.  $\text{HNO}_3$ -skābi atšķaida ar 20-kārtīgu tilpuru  $\text{H}_2\text{S}$  ūdens, piesātina vēl ar  $\text{H}_2\text{S}$ -gāzi, lai  $\text{Fe}^{+++}$  reducētos par  $\text{Fe}^{++}$  (no trīsvērtīgas dzelzs fosforskābi nevar atdalīt!) un tad pieber 1—2 gr.  $\text{BiONO}_3$ , pie kam pa daļai rodas tumšbrūns  $\text{Bi}_2\text{S}_3$ . Tad analīzi ar nogulsnēm vāra 10—15 minūtes, pamazām atšķaidot ar līdzīgu tilpumu  $\text{H}_2\text{S}$  ūdens un raugoties, lai nogulsnes vienmēr būtu tumšas no  $\text{Bi}_2\text{S}_3$  klātbūtnes, jo tas sargā dzelzi no oksidēšanās, ļauj atdzist un siltu filtrē.

Ieteicams pa atdalīšanas laiku ņemt paraugus un pārlicināties par  $\text{H}_3\text{PO}_4$  nogulsnēšanas pilnīgumu ar amonija molibdatu (iepriekš jāaizdzien  $\text{H}_2\text{S}$  un  $\text{Fe}^{++}$  jāoksidē par  $\text{Fe}^{+++}$ ). Bismuta pārākumu pēc  $\text{BiPO}_4$  nofiltrēšanas nogulsnē ar  $\text{H}_2\text{S}$  un analīzi tālāk apstrādā pēc tabulas III. A.

Fosforskābes atdalīšana  $\text{FePO}_4$  veidā ar  $\text{FeCl}_3$ .  $\text{Fe}^{++}$  iepriekš oksidē par  $\text{Fe}^{+++}$  un tad II. grupas filtrātu neitralizē ar  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ , to pieliekot pa pilienam, kamēr neparādās mazas nogulsnes, kas pēc saskalošanas vairs neizšķīst; nogulsnes atkal izšķīdina, pieliekot dažus pilienus atšķ.  $\text{HCl}$ -skābes un labi saskalojot. Šo operāciju izved, lai neitralizētu lieko skābi. Tad pielej 5—10 kub. cm  $\text{FeCl}_3$ -šķīduma, arī tad, ja analizē dzelzs jau ir klāt, un daudz  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ -šķīduma. Lielākā daļa fosforskābes tūlīt izkrit kā bāli dzeltens  $\text{FePO}_4$ . Tagad analīzi stipri atšķaida ar ūdeni un vāra 5—10 minūtes: dzelzs, alumīnijs un chroms (! sk. 49. l. p.) izkrit kā **oksiacetāti**. Nogulsnēm vajaga būt sarkanbrūnā krāsā; pretējā gadījumā vēl jāpieliek  $\text{FeCl}_3$ . Analīzi karstu filtrē un tālāk apstrādā pēc tabulas III. B.

#### IV. Grupa.

Grupas reāģents  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  ( $\text{CO}_3^{--}$ ): galvenais atlikums šķīdumos, chloramonija klātbūtnē, nogulsnēs ir  $\text{Ba}^{++}$ ,  $\text{Sr}^{++}$  un  $\text{Ca}^{++}$  kā karbonāts.

#### III. grupas filtrāta sagatavošana IV. grupas katjonu atšķiršanai.

III. grupas filtrātā atrodas sēramonija atliekas. Lai tās sadalītu, filtrātu iztvaicē gandrīz sausu un paskābina ar atšķ.  $\text{HCl}$ -

\*) Sk. Latvijas Univers. raksti X 573. 1924.



skābi. Ja no iepriekšējām operacijām analizē sakrāties daudz amonija sāļu, kas pa daļai var aizkavēt IV. grupas katjonu atšķiršanu, tad filtrats jāiztvaicē sauss un ar karsēšanu jāizdzen amonija sāļis, kamēr vairs nekūp. Atlikumu izšķīdina atšķ. HCl-skābē un filtrē, lai atsvabinātos no duļķēm.

**Priekšmēģinājums.** Dažus pilienus no skāba filtrata sajauc ar **gīpsūdeni** (piesātinātu  $\text{CaSO}_4$ -šķīdumu): ja tūlīn rodas baltas duļķes, tad ir klāt  $\text{Ba}^{++}$ -jons un varbūt arī  $\text{Sr}^{++}$  un  $\text{Ca}^{++}$ -jons; ja duļķes parādās tik pēc britiņa, apm. 1 minūtes, tad  $\text{Ba}^{++}$ -jona nav klāt, bet ir  $\text{Sr}^{++}$ - un varbūt arī  $\text{Ca}^{++}$ -jons. Ja ar gīpsūdeni duļķes nerodas, tad nav klāt ne barija, ne stroncija. Uz  $\text{Ca}^{++}$ -jona klātbūtni izmēģina ar citu mazu filtrata daļiņu, bet tik tad, ja nav klāt ne  $\text{Ba}^{++}$ , ne  $\text{Sr}^{++}$ -jona. Dažus filtrata pilienus sajauc ar  $\text{NH}_4\text{OH}$  un  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ : baltas sikkristaliskas nogulsnes, kas nešķīst etiķskābē, norāda uz  $\text{Ca}^{++}$ -jona klātbūtni.

Ja gīpsūdens un amonija oksalats nedod nogulsnes, tad IV. grupas nav klāt; tādā gadījumā galvenā filtrata daļā tūlīn meklē magneziju.

Ja IV. grupa ir klāt, tad pienācīgi sagatavotam III. grupas filtratam pieliek  $\text{NH}_4\text{OH}$ , kamēr labi neož pēc  $\text{NH}_3$ ; ja pie tam rodas nogulsnes, tad pieliej  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , kamēr, pēc saskalošanas, nogulsnes neizšķīst. Analīzi sasilda līdz  $60$  vai  $70^\circ$  un pa pilienam pieliek  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ , kamēr vairs nerodas nogulsnes, tad vēl  $2-3$  kub. cm, labi saskalo un silda  $10-15$  minūtes, pēc tam filtrē. Filtratu uzglabā V. grupas analīzei. Nogulsnes apstrādā pēc tabulas IV.

**Tabula IV.**

$\text{NH}_4\text{Cl}$  klātbūtnē ar  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  dabūtās nogulsnes  $\text{BaCO}_3$ ,  $\text{SrCO}_3$  un  $\text{CaCO}_3$  labi izmazgā un uz filtra vairāk reizes aplej ar vienu un to pašu daudzumu siltas etiķskābes, kamēr nogulsnes neizšķīst. Šķīdumam pa pilienam pieliek  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  (ja klāt ir  $\text{Ba}^{++}$ ), kamēr vairs nerodas nogulsnes, un filtrē.

Nogulsnes.	Filtrats.
<p>Dzeltens <math>\text{BaCrO}_4</math>. Izmazgā, nofiltrē, izšķīdina atšķ. HCl-skābē un izved pārliecināšanās reakcijas.</p> <p>1. <math>\text{CaSO}_4</math>-ūdens dod baltas duļķes;</p> <p>2. <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>-skābē dod baltas no <math>\text{Ba}^{++}</math>.</p> <p>3. Liesmas dzeltenas un atšķ. Reakcijas sk. 55. l. p.</p> <p align="center"><b>Ba</b></p>	<p><math>\text{Sr}^{++}</math> un <math>\text{Ca}^{++}</math> no jauna nogulsnē ar <math>\text{NH}_4\text{OH}</math> un <math>(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3</math> un nogulsnes izšķīdina etiķskābē, kā augšā aizrādīts. Mazu šķīduma daļu sajauc ar <math>\text{CaSO}_4</math>-ūdeni un vāra: ja <math>\text{Sr}^{++}</math> ir klāt, tad pēc vienas minūtes parādās baltas duļķes. Tādā gadījumā visam šķīdumam pieliek atšķ. <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>-skābi, uzvāra un tura karstu <math>10-15</math> minūtes, pēc tam filtrē. Ja <math>\text{Sr}^{++}</math> nav klāt, tad šķīdumā tūlīn meklē <math>\text{Ca}^{++}</math>.</p>
<p><b>Nogulsnes.</b> Balts <math>\text{SrSO}_4</math>. Pārliecinājas ar liesmas reakciju: karmīnsarkana liesma. Reakcijas sk. 55. lapas pusē.</p> <p align="center"><b>Sr</b></p>	<p><b>Filtrats.</b> Pielej <math>\text{NH}_4\text{OH}</math>, kamēr stipri neož pēc <math>\text{NH}_3</math>, un reaģē ar <math>(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4</math>: baltas, kristaliskas nogulsnes <math>\text{CaC}_2\text{O}_4</math>, kas nešķīst etiķskābē.</p> <p>Pārliecinājas ar liesmas reakciju: karmīnsarkana liesma. Reakcijas sk. 55. lapas pusē.</p> <p align="center"><b>Ca</b></p>



## V. Grupa

Pie šās grupas pieder katjoni  $Mg^{2+}$ ,  $K^+$ ,  $Na^+$  un  $NH_4^+$ , kas nav nogulsnejami ar iepriekšējo grupu reaģentiem. Viena vieniem visiem kopēja grupas reaģenta nav.

### IV. grupas filtrata sagatavošana V. grupas analizei.

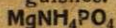
IV. grupas filtratā paliek zīmes no šās grupas katjoniem, ko V. grupā viegli var noturēt par magnēziju.

No  $Ba^{2+}$  un  $Sr^{2+}$  paliekām viegli var atsvabināties, ja pie filtrata pieliek dažus pilienus atšķ.  $H_2SO_4$ -skābes, uzvāra un liek 10—15 minūtes stāvēt. Ja klāt ir arī  $Ca^{2+}$ , tad filtratam pieliek, ja vajadzīgs,  $NH_4OH$  un  $(NH_4)_2C_2O_4$ , sasilda, liek stāvēt un abejas nogulsnes nofiltrē reizē. Tā sagatavotu filtratu apstrādā pēc tabulas V.

Tabula V.

Pienācīgi sagatavotu IV. grupas filtratu daļa divās daļās.

Vienai daļai pielej daudz  $NH_4OH$  (kamēr stipri neož pēc  $NH_3$ ) un  $Na_2HPO_4$ : baltas, kristaliskas nogulsnes.



Reakcijas sk. 55. l. p.

Mg

Otru daļu iztvaicē sausu un karsē, kamēr vairs nekūp, lai aizdzītu amonija sālis. Atlikumu uz platinas drātiņas vai grafita zīmūļa ar liesmas reakciju izmēģina uz kalija un natrija klātbūtni. Kaljijs dod violetu liesmu, kas caur diviem kobaltstikliem šķietas sārta.

Natrijs dod spilgti dzeltenu liesmu, kuņas gaismā  $K_2Cr_2O_7$ -kristali šķietas bāļi, cilvēka miesa zila kā mironim. Caur diviem kobaltstikliem natrija liesma nav redzama.

Ja kaliju un natriju grib meklēt ar nogulsnešanas reakcijām, tad, gadījumā, ja klāt ir arī  $Mg^{2+}$ , pēdējo, pēc amonija sāļu izkūpināšanas, nogulsnē ar  $Ca(OH)_2$ -šķīdumu, filtrē un filtratā nogulsnē  $Ba(OH)_2$ -pārākumu ar atšķ.  $H_2SO_4$ -skābi un velreiz iiltrē. Filtratā meklē kaliju un natriju ar nogulsnešanas reakcijām. Sk. 55. l. p.

Amoniju  $NH_4^+$  atrod no pirmanalizes, vārot ar  $NaOH$ -sārnu. Sk. 27. l. p. Reakcijas sk. 56. l. p.

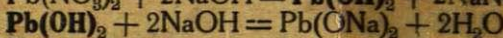
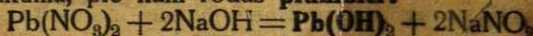
## KATJONU REAKCIJAS.

Nolidzinājumos ar **trekniem** burtiem apzīmēta **elektro** resp. **nogulsnes**.

Ar **zvaigznīti\*** atzīmētas sevišķi raksturīgas reakcija

### 1. Svins Pb. Svina jons $Pb^{2+}$

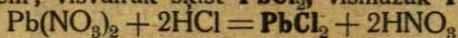
1. Alkaliju sārmi nogulsnē baltu hidroksīdu, kas šķīst sārnu pārākumā, pie kam rodas **plumbīti**:



2. Alkaliju karbonāti nogulsnē baltu bāzisku karbonātu.



3. **Halogeni (Cl', Br', J')** nogulsnē svina halogenidus, kas grūti šķīst ūdenī; visvairāk šķīst  $\text{PbCl}_2$ , vismazāk  $\text{PbJ}_2$ .

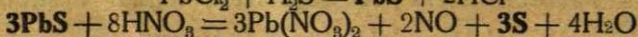
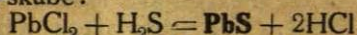


4\*. **Jodkalījs** nogulsnē dzeltenu svina jodīdu:



5\*. **Sērskābe un sulfāti** nogulsnē baltu sulfātu, kas nešķīst ne skābēs, ne ūdenī, bet šķīst alkaliju sārmos, etiķskābā un vīnskābā amonijā, pēdējā gadījumā kā kompleks svina-amonijs tartrats.

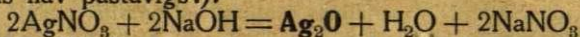
6. **Sērūdenradis** nogulsnē melnu svina sulfīdu, kas šķīst karstā atšķ.  $\text{HNO}_3$ -skābē:



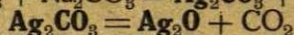
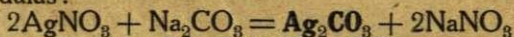
**Sausa reakcija.** Uz ogles: metala grauds un dzeltens uzsodrējums.

## 2. Sudrabs Ag. Sudraba jons Ag'

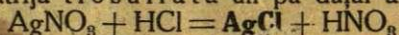
1. **Alkaliju sārmī** nogulsnē pelēku sudraba oksīdu (hidroksīds nav pastāvīgs!):



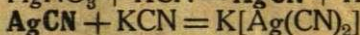
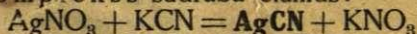
2. **Alkaliju karbonāti** nogulsnē baltu karbonātu, kas karstā ūdenī sadalās:



3\*. **Halogeni (Cl', Br', J')** nogulsnē bezpienveidīgus sudraba halogenidus, kas nešķīst atšķ.  $\text{HNO}_3$ -skābē, bet šķīst ciankalijā, nātrija tiosulfatā un pa daļai arī amonjakā:

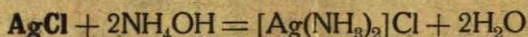


4. **Ciankalījs** nogulsnē baltu cianīdu, kas šķīst ciankalija pārākumā kā kompleks sudraba cianīds:

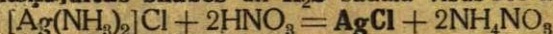


Šai kompleksā sudrabs atrodas anjona sastāvā.

5. **Amonjaka** šķīdumā sudrabs atrodas kompleksa katjona sastāvā:



Atšķaidītas skābes un  $\text{H}_2\text{S}$  sadala visus šos kompleksus:

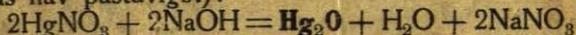


**Sausa reakcija.** Uz ogles: spīdošs metala grauds.

## 3. Dzīvsudrabs Hg.

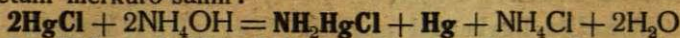
**Vienvērtīgie savienojumi. Merkuro-jons Hg'**

1. **Alkaliju sārmī** nogulsnē pelēku merkuro-oksīdu (hidroksīds nav pastāvīgs!):



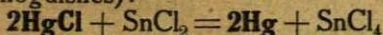


2\*. **Amonija hidroksids** dod tumšpelēkus savienojumus pat ar cietām merkuro-sālim:

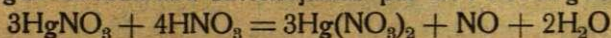


3. **Halogeni (Cl', Br')** nogulsnē merkuro-halogenidus, kas nešķīst atšķaidītās skābēs.

4\*. **Stannochlorids** reducē merkuro-sālis par brīvu dzīvsudrabu (melnas nogulsnes):

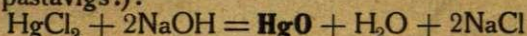


5. **Oksidētāji Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>**, karsta konc. HNO<sub>3</sub>-skābe oksidē vienvērtīgus dzīvsudraba savienojumus par divvērtīgiem:

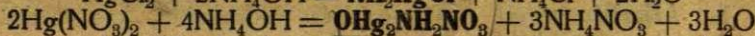
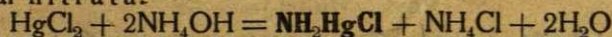


### Divvērtīgie savienojumi. Merkuri-jons Hg''

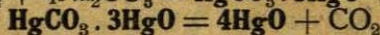
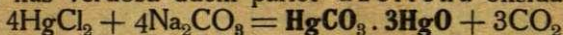
1. **Alkaliju sārmī** nogulsnē dzeltenu oksidu (hidroksids nav pastāvīgs!):



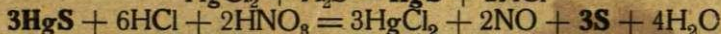
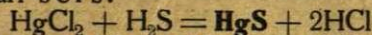
2. **Amonija hidroksids** nogulsnē t. s. „balto precipitatu“, kuŗa sastāvs ir dažāds, atkarībā no tā, vai iziet no chlorīda vai nitrata:



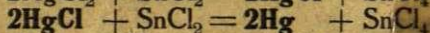
3. **Alkaliju karbonatī** nogulsnē sarkanbrūnu bāzisku karbonātu, kas verdošā ūdenī pāriet dzeltenā oksidā:



4. **Sērūdenradis** atšķaidītos šķīdumos nogulsnē melnu sulfīdu, kas nešķīst karstā atšķ. HNO<sub>3</sub>-skābē, bet šķīst karāļūdenī, pie kam paliek pāri sērs:



5\*. **Stannochlorids** pakāpeniski reducē divvērtīgos savienojumus par vienvērtīgiem un brīvu Hg: sākumā baltas, tad pelēkas nogulsnes:



**Sausas reakcijas.** Karsējamā stobriņā: sublimē, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> klātbūtnē dod sikas Hg-pilītes.

### 4. Bismuts. Bismuta jons Bi'''

1\*. **Hidrolīze.** Bismuta sālis ar ūdeni hidrolīzējas: izkrit balta bāziska sāls:

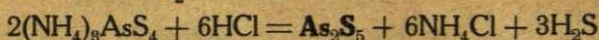


Šī reakcija ir apgriezeniska: skābi pielejot nogulsnes var izšķīdināt.

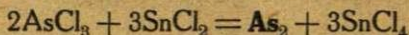
2. **Alkaliju sārmī** nogulsnē baltu hidroksīdu Bi(OH)<sub>3</sub>



Atšķaidītas skābes sadala šo sulfosāli, pie kam izkrīt pentasulfīds un atdalās  $H_2S$ :

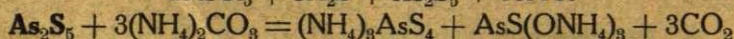


2\*. **Stannochlorīds** (koncentrēts) ar konc. HCl-skābi reducē trīsvērtīgos savienojumus par melnu brīvu **As**:

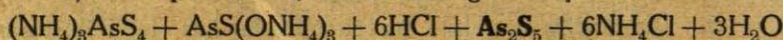


### Piecvērtīgie savienojumi. Arsenl-jons $As^{++++}$

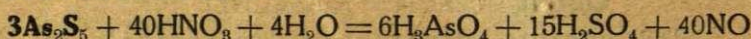
1. **Sērūdeņradis** ļoti skābos šķīdumos nogulsnē dzeltenu pentasulfīdu, kas šķīst sārmos, viensērāinā un daudzsērāinā amonijā un arī ogļskābā amonijā (atšķirība no  $Sb_2S_5$  un  $SnS_2$ ):



Šķīdumu paskābinot, atkal var nogulsnēt pentasulfīdu:



2. **Koncentrēta kūpoša  $HNO_3$ -skābe** oksidē pentasulfīdu par arsenskābi un sērskābi:

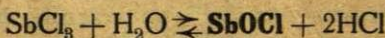


\* **Sausa reakcija.** Uz ogles: stipra ķīpoku smaka.

### Antimons Sb.

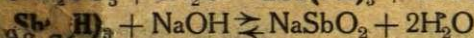
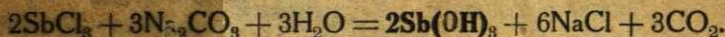
#### Trīsvērtīgie savienojumi. Stibo-jons $Sb^{+++}$

1\*. **Hidrolīze.** Antimona sāļi ar ūdeni hidrolizējas: izkrīt balta bāziska sāļš:

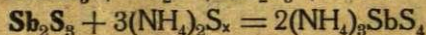
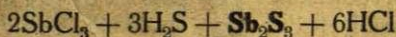


Pieliekot vairāk skābes, nogulsnes var izšķīdināt.

2. **Alkaliju sārmu un karbonātu** nogulsnē baltu hidroksīdu, kas pa daļai šķīst sārmu pārākumā kā metaantimonpaskāba sāļš:

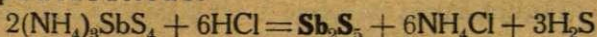


3. **Indijs** mēreni skābos šķīdumos nogulsnē oranžsarkanu sulfīdu, kas kā sulfosāļš šķīst viensērāinā un daudzsērāinā amonijā, pedējā gadījumā pārvēršdamies par piecvērtīgu:

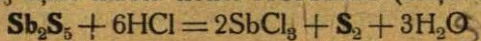




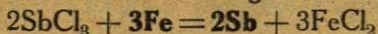
Atšķaidītas skābes sadala šo sulfosāli; pie kam izkrit oranžsarkans pentasulfids:



4.  $\text{Sb}_2\text{S}_5$  šķīst karstā konc. HCl-skābē (atšķirība no  $\text{As}_2\text{S}_5$ ):

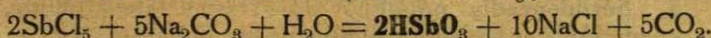


5\*. Metaliski **Zn, Fe, Sn** reducē antimona savienojumus par brīvu metālu, kas izkrit kā melnas nogulsnes:



### Piecvērtīgie savienojumi. Stibi-jons $\text{Sb}^{++++}$

1. Alkaliju sārmu un karbonātu un  $\text{NH}_4\text{OH}$  nogulsnē baltu metaantimonskābi ( $\text{Sb}^{++++} \rightarrow \text{SbO}_3'$ ):



Metaantimonskābe šķīst sārmos kā  $\text{SbO}_3'$ -jons, stiprās skābēs kā  $\text{Sb}^{++++}$ -jons.

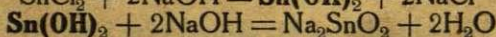
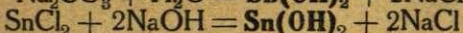
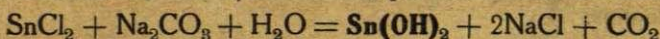
2. Sērūdeņradis nogulsnē oranžsarkanu  $\text{Sb}_2\text{S}_5$ , kas šķīst kā sulfosāls viensērāinā un daudzserāinā amonijā, bet nešķīst ogleņskābē amonijā (atšķirība no  $\text{As}_2\text{S}_5$ ).

**Sausas reakcijas.** Uz ogles: metāla grauds. Uz porcelāna bļodiņas raksturīgi uzsodrējumi.

### Alva Sn.

#### Divvērtīgie savienojumi. Stanno-jons $\text{Sn}^{++}$

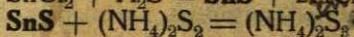
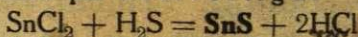
1. Alkaliju sārmu un karbonātu un  $\text{NH}_4\text{OH}$  nogulsnē baltu hidroksīdu, kas šķīst sārmos, pie kam rodas stannīts:



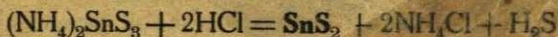
nātrija stannīts.

Stannita šķīdumu izlieto kā spēcīgu reducētāju. Sk. Bi-reakcijas.

2. Sērūdeņradis mēreni skābos šķīdumos nogulsnē tumšbrūnu stannosulfīdu, kas diezgan lēni šķīst daudzserāinā amonijā, pārvēršdamies par četrvērtīgu:



Atšķaidītas skābes sadala šo sulfosāli, pie kam izkrit dzeltens (četrvērtīgs!) stannisulfīds:

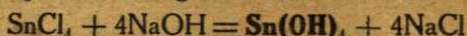


3.\* **Stanno-chlorīds** ir spēcīgs reducētājs skābos šķīdumos. Sk. Hg- un As-reakcijas.

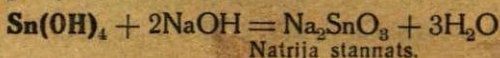


### Četrvērtīgie savienojumi. Stanni-jons Sn<sup>IV</sup>

1. **Alkaliju sārmī** nogulsnē baltu stannihidroksidu:



Atdalot ūdeni, stannihidroksids pāriet alvas skābē  $\text{H}_2\text{SnO}_3$ . Stannihidroksids šķīst tiklab skābēs, kā alkaliju sārmos; pēdējā gadījumā rodas **stannāti**:

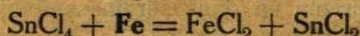


2. **Alkaliju karbonāti** un amonija hidroksids nogulsnē stannihidroksidu.

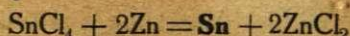


3. **Sērūdeņradis** nogulsnē dzeltenu stannisulfidu, kas šķīst konc. HCl-skābē (atšķiriba no  $\text{As}_2\text{S}_5$ ) un viensērāinā un daudzserāinā amonijā kā sulfosāls.

4. **Metāliska Fe** skābos šķīdumos reducē četrvērtīgos alvas savienojumus par divvērtīgiem:



5. **Metāliska Zn** reducē tiklab četrvērtīgos kā divvērtīgos alvas savienojumus par brīvu metālu:

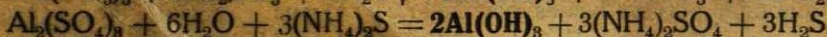
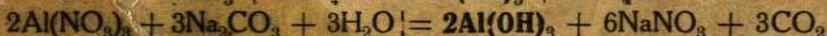


**Metāliska alva**, ja to šķīdina karstā konc.  $\text{HNO}_3$ -skābē, dod t. s. meta-alvas skābi, kas nešķīst skābēs; tā ir parastās alvas skābes polimera forma  $(\text{H}_2\text{SnO}_3)_x$ .

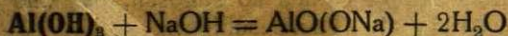
**Sausa reakcija.** Uz ogles: miksts grauds un liels balts uzsodrējums.

### 10. Alumīnijs Al. Alumīnija jons Al<sup>III</sup>

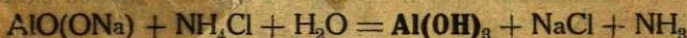
1.  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  un  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  nogulsnē baltu, caurspīdīgu hidroksidu, kas nešķīst šo reaģentu pārākumā:



**Alkaliju sārmī** arī nogulsnē hidroksidu, kas šķīst sārmu pārākumā kā **alumināts**:

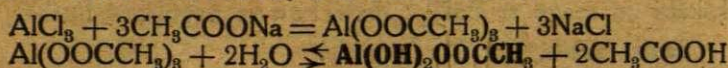


**Alumināts** sadala skābes, ogļskābā gāze un chloramonijs (ar vārīšanu), pie kam izkrit hidroksids:





**3\*.** Alkaliju acetati atšķaidītos šķīdumos karstumā nogulsnē bāzisku acetātu, t. s. oksiacetātu:



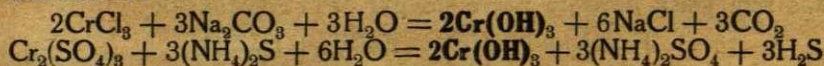
Visas šās reakcijas aizkavē tartratu (vinskābes) un citu organisku oksī-savienojumu klātbūtne, jo ar tiem alumīnijs dod viegli šķīstošus kompleksus savienojumus.

**Sausa reakcija.** Ja alumīnija oksīdu apslapina ar ļoti atšķaidītu  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$  un stipri izkarsē, tad rodas zila masa — Tennāra zilums  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{CoO}$ .

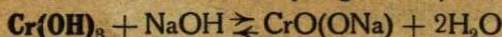
## 11. Chroms Cr.

### Trisvērtīgie savienojumi. Chromi-jons $\text{Cr}^{+++}$

**1.**  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  un  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  nogulsnē zilganpelēku hidroksīdu:



**2\*.** Alkaliju sārmī nogulsnē hidroksīdu; pēdējais šķīst aukstos sārmos kā chromīts ar spilgtu zaļu krāsu:

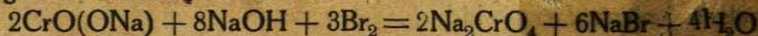


Šķīdumu sildot chromītu var sadalīt: izkrit  $\text{Cr}(\text{OH})_3$

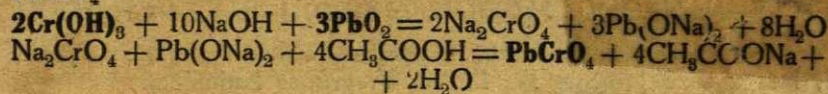
**3.** Alkaliju acetati ar chroma sālim nedod nogulsnes ne aukstumā, ne karstumā (atšķirība no  $\text{Fe}^{+++}$  un  $\text{Al}^{+++}$ ). Bet ja kopā ar chromu atrodas daudz dzelzs, tad pēdējā, izkrisdama kā oksiacetats, aizrauj līdz visu chromu, un otrādi: ja šķīdumā atrodas daudz chroma un maz dzelzs, tad tie abi nogulsnejas tik pa daļai: chroms aiztur dzelzi šķīdumā.

$\text{Cr}^{+++}$ -jona oksidēšana par chromat-jonu  $\text{CrO}_4^{--}$

**4\*.** Ar  $\text{Br}_2$ -ūdenī. Izšķīdina  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  nātrija sārmā un zaļajam chromīta šķīdumam pieliek  $\text{Br}_2$ -ūdeni, kamēr zaļā krāsa nepāriet dzeltenā. Šķīdumu paskābina ar etiķskābi un ar vārīšanu aizdzēn broma pārākumu. Reaģējot ar  $\text{BaCl}_2$ , dabū dzeltenas nogulsnes  $\text{BaCrO}_4$ .



**5\*.** Ar  $\text{PbO}_2$ . Nogulsnes vai šķīdumu, kur jāmeklē chroms, samaisa ar svina pārskābli, āplej ar  $\text{NaOH}$ -sārmu,īgi skalo, sasilda un filtrē. Filtratā atrodas nātrija chromāts un nātrija plumbīts; ja to paskābina ar etiķskābi, tad izkrit dzeltens  $\text{PbCrO}_4$ .





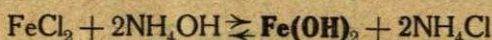
6\*. Ar sakausēšanu ar  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{KNO}_3$ . Sakausēšanu izved porcelana tīgelī. Kausējumu izvelk ar siltu ūdeni, paskābina ar etiķskābi un reaģē ar  $\text{BaCl}_2$ : dzeltenas nogulsnes  $\text{BaCrO}_4$ .

Sausa reakcija. Zāļa pārle.

## 12. Dzelzs Fe.

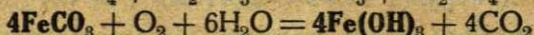
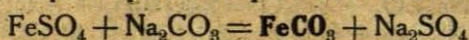
### Divvērtīgie savienojumi. Ferro-jons $\text{Fe}^{2+}$

1. **Amonija hidroksids** tik pa daļai nogulsnē  $\text{Fe}^{2+}$ -jonu kā zaļganbaltu ferro-hidroksidu, kas pamazām oksidējas no gaisa skābekļa.

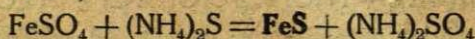


2. **Alkaliju sārmī** pilnīgi nogulsnē visu dzelzi kā ferro-hidroksidu.

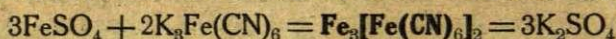
3. **Alkaliju karbonāti** nogulsnē baltu ferro-karbonatu, kas zem gaisa iespaida pārvēršas par ferri-hidroksidu:



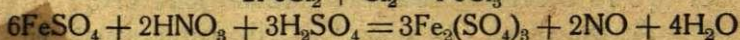
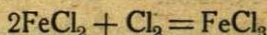
4. **Sēraronijs** nogulsnē melnu ferro-sulfidu, kas šķīst visās skābēs, arī etiķskābē:



5\*.  $\text{K}_3\text{Fe(CN)}_6$  neitralos un skābos šķīdumos nogulsnē tumšzilu ferro-ferricianidu, t. s. **Turnbula zilumu**:

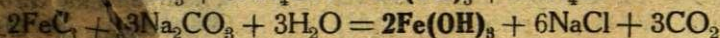
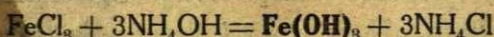


6. **Oksidētāji  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ , konc.  $\text{HNO}_3$**  u. c. oksidē divvērtīgos savienojumus par trīsvērtīgiem:

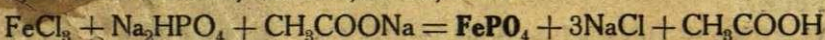


### Trīsvērtīgie savienojumi. Ferri-jons $\text{Fe}^{3+}$

1.  **$\text{NH}_3\text{OH}$ , alkaliju sārmī un alkaliju karbonāti** pilnīgi nogulsnē brūnu ferri-hidroksidu.



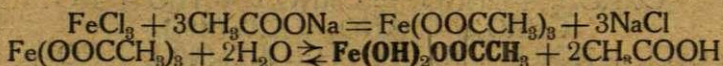
2.  **$\text{Na}_2\text{HPO}_4$**  nogulsnē dzeltenbaltu ferri-fosfātu, kas šķīst minerālskābēs, bet nešķīst etiķskābē:



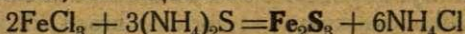
Ar šo reakciju, **acetatu klātbūtnē**, atdala fosforskābi, ja tā ir klāt analizē, kopā ar III., IV. un V. grupas katjoniem.



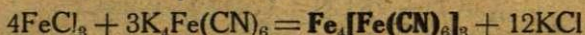
**3\*. Alkaliju acetati** aukstumā dod sarkanbrūnu nokrāsu. Ja šķīdumu vāra, tad izkrit bāzisks ferri-acetats jeb oksiacetats sarkanbrūnā krāsā:



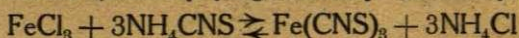
**4. Sēramonijs** nogulsnē melnu ferri-sulfīdu, kas viegli šķīst minerālskābēs, arī etiķskābē:



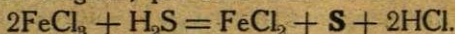
**5\*. K<sub>4</sub>Fe(CN)<sub>6</sub>** neīstros un skābos šķīdumos nogulsnē tumšzilu ferri-ferrocianīdu, t. s. „Berlīnes zilumu“ (ļoti jūtīga reakcija uz ferri-savienojumiem!)



**6\*. NH<sub>4</sub>CNS** neīstros un skābos šķīdumos dod asinī-sarkanu nokrāsu (ārkārtēji jūtīga reakcija uz Fe<sup>+++</sup>-jonu):



**7. Sērūdeņradis** skābos šķīdumos reducē trīsvērtīgos savienojumus par divvērtīgiem, pie kam izkrit sērs:

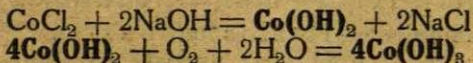


### 13. Kobalts-Co. Kobalto-jons Co<sup>++</sup>

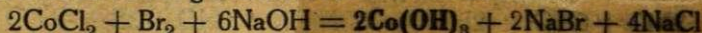
**1. Amonija hidroksīds** nogulsnē zilu bāzisku sāli; nogulsnes nerodas amonija sāļu klātbūtnē.



**2. Alkaliju sārmis** nogulsnē sarkanu kobalto-hidroksīdu, kas no gaisa oksidējas par trīsvērtīgu brūnu kobalti-hidroksīdu

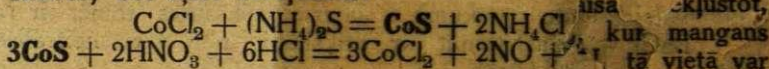


**3. Oksidētāji Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub> u. c.** klātbūtnē alkaliju sārmis nogulsnē melnu trīsvērtīgu kobalti-hidroksīdu:



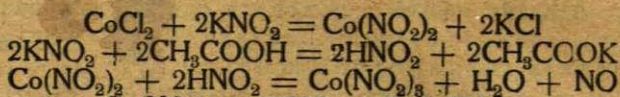
**4. Alkaliju karbonāti** nogulsnē bāzisku sāli ar nepastāvīgu sastāvu.

**5. Sēramonijs** nogulsnē melnu sulfīdu, kas nesīst atīdītās skābēs, bet šķīst karājūdenī:

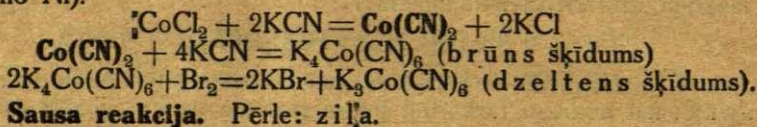


**6\*. Kalija nītrīts** ar etiķskābi paskābinātos šķīdumos nogulsnē dzeltenu kompleksu kalija kobaltinītrītu ar tīgu kobaltu. Nogulsnes izkrit pamazām: KCl-šķīduma pielikšana pātrina reakcijas gaitu.



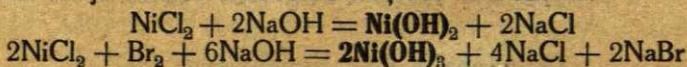


7. **Ciankalijs** nogulsnē sarkanbrūnu kobalto-cianidu, kas šķīst ciankalija pārākumā ar brūnu krāsu kā kompleks savienojums;  $\text{Cl}_2$  un  $\text{Br}_2$  to oksidē par trīsvērtīgu dzeltenu kalija kobalti-cianidu, ko alkaliju sārmī vairs nesadala (atšķiriba no Ni).

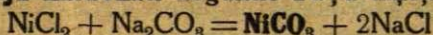


#### 14. Niķelis Ni. Niķelo-jons Ni<sup>++</sup>

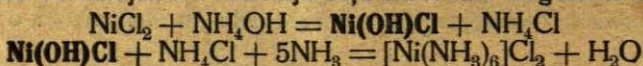
1. **Alkaliju sārmī** nogulsnē ābolzaļu niķelo-hidroksidu, bet oksidētāju klātbūtnē melnu niķeli-hidroksidu.



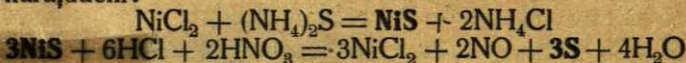
2. **Alkaliju karbonāti** nogulsnē zaļu niķeļa karbonātu:



3. **Amonija hidroksīds** nogulsnē zaļu bāzisku sāli, kas reaģenta pārākumā šķīst ar zilu krāsu kā kompleks niķeļa-amonjaka savienojums. Amonija sāļu klātbūtnē nogulsnes nerodas:



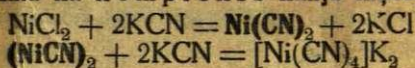
4. **Sēramonijs** neiralos un bāziskos šķīdumos nogulsnē melnu niķeļa sulfidu, kas nešķīst atšķaidītās skābēs, bet šķīst karalūdenī:



Ja klāt ir daudz brīva amonjaka vai sēramonija, tad NiS daļēji šķīst, veidojot pseidošķīdumu tabakas krāsā, kas iet caur filtru un atgūstina filtrēšanu. No tā var izsargāties, lietojot svaigi

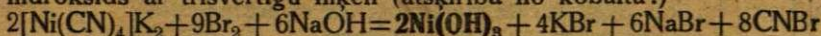
4\* **amonijsulfīdu** (bezkrāsainu) sēramoniju un to pieliekot pa pilieķidumos n. l. ūdenī pārākuma. Ja pseidošķīdums tomēr ir radies,  $\text{BaCl}_2$  paskābināt ar etiķskābi, pēc tam neutralizēt ar šķīstošu sāli, tad filtrēt.

**Ciankalijs** nogulsnē gaišzaļu niķelocianidu, kas šķīst  $\text{FeCl}_3$  pārākumā kā kompleks kalija niķelocianids:





Ja pie tā pieliek alkaliju sārmu un daudz  $\text{Cl}_2$ - vai  $\text{Br}_2$ -ūdens, tad kompleksais cianīds sadalās: izkrit melns niķeli-hidroksīds ar trīsvērtīgu niķeli (atšķiriba no kobalta!)



Liels ciankalija pārākums aizkavē šo reakciju.

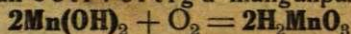
Ja ar šo reakciju grib nogulsnēt niķeli kobalta klātbūtnē, tad vajaga ņemt tik dažus pilienus no analizējama šķiduma, neitralizēt, pa pilienam pieliet ciankaliju, kamēr izkritušās nogulsnes atkal neizšķīst, tad pielikt  $\text{NaOH}$ -sārmu un beidzot daudz  $\text{Br}_2$ -ūdens: izkrit melns  $\text{Ni}(\text{OH})_3$ . Ļoti jūtīga reakcija.

**6\*.** Dimetilglioksims  $\text{C}_4\text{H}_8\text{N}_2\text{O}_2$  (Čugajeva reaģents) ir vājūtīgākais reaģents uz niķeli. Ja pie vāji sārmaina amoniakaliska šķiduma pieliek dažus dimetilglioksima kristaliņus un vāra, tad niķeļa klātbūtnē rodas gaišsarkanās nogulsnes  $\text{C}_4\text{H}_8\text{N}_2\text{O}_2 \cdot \text{Ni} \cdot \text{C}_4\text{H}_8\text{N}_2\text{O}_2$ . (Ārkārtīgi jūtīga reakcija!).

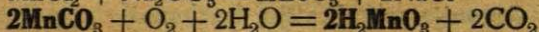
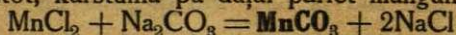
**Sausa reakcija.** Pērle: brūna vai pelēka.

## 15. Mangans Mn. Mangano-jons $\text{Mn}^{2+}$

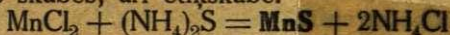
**1.** Alkaliju sārmi nogulsnē baltu mangano-hidroksīdu kas no gaisa skābekļa oksidējas par brūnu trīsvērtīgu mangani-hidroksīdu un četrvērtīgu manganpaskābi:



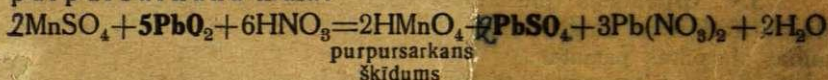
**2.** Alkaliju karbonāti nogulsnē baltu karbonātu, kas gaisam piekļūstot, karstumā pa daļai pāriet manganpaskābē:



**3.** Sēramonijs nogulsnē miesas krāsā manganosulfīdu, kas šķīst visās skābēs, arī etiķskābē.

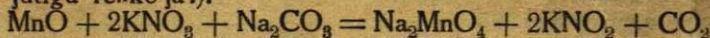


**4\*.** Svina pārskāblis (superoksīds) verdošā konc.  $\text{HNO}_3$ -skābē oksidē visus mangana savienojumus par mangana pārskābi purpursarkanā krāsā:



Ja pēc vārīšanas šķidumu atšķaida ar ūdeni un gaida, kamēr liekais  $\text{PbO}_2$  sakrājas dibenā, tad šķidums redzams sārti violetā krāsā. (Ļoti jūtīga reakcija!).

**5\*.** Sakausējot ar  $\text{KOH}$  (cietu graudiņu), gaisam sātīnātī, mangana savienojumi dod tumšzaļu masu  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ , kur ja stotis ir sešvērtīgs (manganskābe). Ja nav cieta  $\text{KOH}$ , tā var ņemt  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{KNO}_3$ . Sakausēšanā jāizved uz māzas masmas. (Ļoti jūtīga reakcija!).

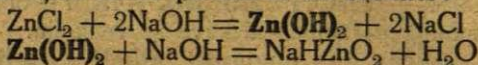


**Sausa reakcija.** Pērle: violeta.

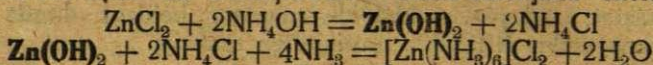


### 16. Cinks Zn. Cinka jons Zn<sup>2+</sup>

1. Alkaliju sārmu nogulsnē baltu, želatīnveidīgu hidroksīdu, kas šķīst sārmu pārākumā kā cīnkats:

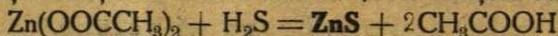


2. Amonija hidroksīds nogulsnē hidroksīdu; reaģenta pārākumā tas šķīst kā kompleks cinka-amonjaka savienojums:



3. Alkaliju karbonāti nogulsnē bāzisku karbonātu ar mainīgu sastāvu.

4.\* Sērūdeņradis etiķskābēs šķīdumos nogulsnē baltu sulfīdu, kas šķīst atšķaidītās minerālskābēs, bet nešķīst etiķskābē:



5. Sērāmonijs: tāpat kā H<sub>2</sub>S.

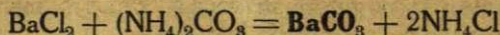
6.\* K<sub>4</sub>Fe(CN)<sub>6</sub> nogulsnē baltu cinka ferrocianīdu, kas nešķīst atšķaidītās skābēs:



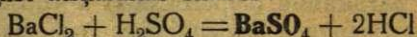
Sausa reakcija. Ja ZnO apslāpina ar atšķaidītu Co(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> un stipri karsē, tad rodas zaļa masa — Rinmaņa zaļums.

### 17. Barijs Ba. Barija jons Ba<sup>2+</sup>

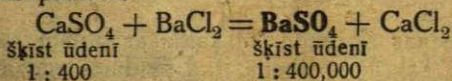
1. Amonija un alkaliju karbonāti nogulsnē baltu karbonātu:



2.\* Sērskābe un sulfāti nogulsnē baltu, sīkkristalisku sulfātu, kas nešķīst atšķaidītās skābēs:



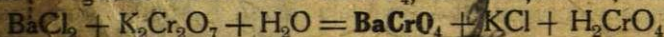
3.\* Gipsūdens (piesātināts CaSO<sub>4</sub>-šķīdums) tūlīt dod baltas dulķes (atšķirība no Sr), kas rodas uz BaSO<sub>4</sub> un CaSO<sub>4</sub> šķīstamības starpības pamata.



šķīst ūdenī  
1:400

šķīst ūdenī  
1:400,000

4.\* K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> (vai K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>) neīdrosos un etiķskābēs šķīdumos nogulsnē dzeltenu BaCrO<sub>4</sub>, kas nešķīst etiķskābē:



5. Amonija oksalāts neīdrosos un sārmajos šķīdumos nogulsnē baltu BaC<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, kas viegli šķīst minerālskābēs, bet diezgan grūti etiķskābē.

Sausa reakcija. Liesmas reakcija: dzeltenzaļa liesma.

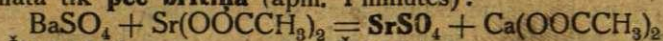
*CaSO<sub>4</sub> šķīst, Sr nedod ar bichromātu nog., Ba uzgāst*



### 18. Stroncijs Sr. Stronci'a jons Sr"

1. **Amonija un alkaliju karbonati:** kā pie barija.

2.\* **Gipšūdens** dod baltas dulķes uz šķīstamības starpības pamata tik **pēc britiņa** (apm. 1 minūtes):



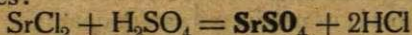
Šķīst ūdenī

Šķīst ūdenī

1:400

1:8000

3. **Sērskābe** nogulsnē baltu kristalisku sulfātu, kas nešķīst atšķaidītās skābēs:



4. **Amonija oksalats** neītrālos un sārmainos šķīdumos nogulsnē baltu **SrC<sub>2</sub>O<sub>4</sub>**, kas mazā mērā šķīst etiķskābē.

**Sausa reakcija.** Liesmas reakcija: karminsarkana liesma.

### 19. Kalcijs Ca. Kalcija jons Ca"

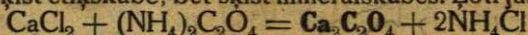
1. **Amonija un alkaliju karbonati:** kā pie barija.

2. **Sērskābe** dod nogulsnes tik koncentrētos šķīdumos:



*Calcium sulfate*

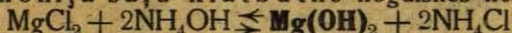
3.\* **Amonija oksalats** nogulsnē baltu, sīkkristalisku oksalātu, kas nešķīst etiķskābē, bet šķīst minerālskābēs. Loti jutīga reakcijai



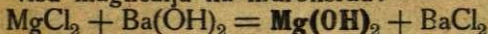
**Sausa reakcija.** Liesmas reakcija: ķieģeļsarkana liesma.

### 20. Magnēzijs jeb magnijs Mg. Magnēzija jons Mg"

1. **Amonija hidroksīds** nepilnīgi nogulsnē baltu hidroksīdu. Amonija sāļu klātbūtnē nogulsnes neizkrit.



2. **Barija hidroksīds**, ja nav klāt amonija sāļu, pilnīgi nogulsnē visu magnēziju kā hidroksīdu:



3. **Alkaliju karbonati** nogulsnē baltu bāzisku sāli:



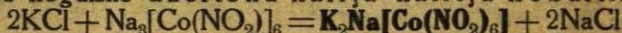
4.\* **Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>** amonija sāļu un amonijaka klātbūtnē **kvantitatīvi** nogulsnē visu Mg<sup>++</sup> kā baltu, kristalisku magnēzija-amonija fosfātu:



Ja Mg<sup>++</sup>-jonu šķīdumā ir maz, tad dažreiz rodas pār tināti šķīdumi. Tādos gadījumos var ierosināt kristalizēšanos, ja stobriņa sienas berzē ar stikla irbuli. ●

### 21. Kalcijs K. Kalija jons K'

1.\* **Natrija kobaltinitrits** neītrālos vai etiķskābēs šķīdumos nogulsnē dzeltenu kalija-natrija kobaltinitritu:





2. **Vinškābe**, natrija acetata klātbūtnē, nogulsnē baltu, kristalisku kalija hidrotartratu:

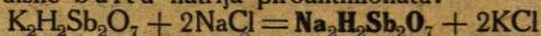


$\text{NH}_4^+$ -jona klātbūtne traucē abas šās reakcijas.

**Sausa reakcija.** Liesmas reakcija; violeta liesma.

## 22. Natrijs Na. Natrija jons $\text{Na}^+$

**Kalija piroantimonats** neiralos un sārmainos šķīdumos nogulsnē baltu natrija piroantimonatu:

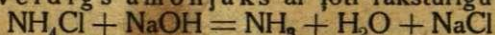


**Sausa reakcija.** Liesmas reakcija: intensīva dzeltena liesma.

## 23. Amonijs. Amonija jons $\text{NH}_4^+$

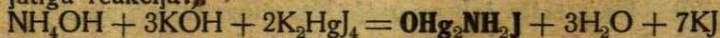
**Amonija** klātbūtni analizē izzin ar priekšmēģinājumiem (sk. 27. l. p.).

1.\* **Stipras bāzes** izspiež amoniju no viņa sālim, pie kam atdalās gāzveidīgs amonjaks ar ļoti raksturīgu smaku:



**Amonjaka**  $\text{NH}_3$  atdalīšanos var konstatēt ar sarkanu lakmusa papīri: tas paliek zils no  $\text{NH}_3$ -tvaikiem; vai ar  $\text{HgNO}_3$ -papīri: tas paliek melns. Reakciju sk. 43. l. p.

2.\* **Neslera reāģents**  $\text{K}_2\text{HgJ}_4$  sārmainos šķīdumos ar amonjaku dod brūnas nogulsnes vai brūnu nokrāsu (ārkārtīgi jūtīga reakcija!)



Amonija meklēšanai katrā gadījumā ņem atsevišķu porciju no analizējamās vielas.

## IV. ANJONU ANALIZE.

Anjonu uzmeklēšanu parasti izved pēc pabeigtas katjonu analīzes slāpā ceļā. Pēc klātesošiem katjoniem dažreiz var spriest, kādi anjoni **nevar** būt klāt. Piem. ja kādā ūdenī vai skābēs šķīstošā vielā ir atrasti svins, barijs vai stroncijs, tad tai pašā vielā nevar būt sērskābe ( $\text{SO}_4^{2-}$ -jons); ja atrasts sudrabs, tad nevar būt sekošie anjoni:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ ,  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$ ,  $\text{BrO}_3^-$  un  $\text{JO}_3^-$ . Citos gadījumos var spriest, kādi anjoni **ir** klāt: ja atrod  $\text{As}$  kā katjonu, tad starp anjoniem būs arī  $\text{AsO}_4^{3-}$  vai  $\text{AsO}_4^{5-}$ .

Anjonu uzmeklēšanai ņem sevišķu daļu no analizējamās vielas. Tā kā katjonu klātbūtne (izņemot  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$  un  $\text{NH}_4^+$ ) dažkārt traucē anjonu meklēšanu, tad katjonus nogulsnē ar  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Šī operācija var izpalikt tik tad, ja analizējamā viela ar  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  nedod nekādas nogulsnes; tad tā ir zīme, ka analizējamā vielā nav klāt citu katjonu, ka tikai tie no V. grupas, izņemot dažus speciālus gadījumus.



### Anjonu ledalīšana grupās.

No analizējamās vielas pagatavo novārijumu ar  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Filtrātu rūpīgi neitralizē (sk. 58 l. p.) ar atšķ.  $\text{HNO}_3$ -skābi.

Grupu raksturojums attiecībā pret  $\text{BaCl}_2$  un  $\text{AgNO}_3$  šķīdumu.

I.		II.		III*.)		IV.	
Mazu novārijuma daļu paskābina ar $\text{HNO}_3$ -skābi. $\text{AgNO}_3$ nedod nogulsnes. $\text{BaCl}_2$ dod nogulsnes, kas nešķīst aukstā atšķaidītā $\text{HNO}_3$ -skābē.		Mazu novārijuma daļu paskābina ar $\text{CH}_3\text{COOH}$ -skābi. $\text{BaCl}_2$ un $\text{AgNO}_3$ abi dod nogulsnes. Abejas nogulsnes šķīst aukstā atšķ. $\text{HNO}_3$ -skābē, bet nešķīst $\text{CH}_3\text{COOH}$ -skābē.		Neitrals novārijums dod nogulsnes ar $\text{BaCl}_2$ un $\text{AgNO}_3$ ; abejas nogulsnes šķīst $\text{CH}_3\text{COOH}$ -skābē.		Mazu novārijuma daļu paskābina ar $\text{HNO}_3$ -skābi. $\text{BaCl}_2$ nedod nogulsnes. $\text{AgNO}_3$ dod nogulsnes, kas nešķīst aukstā atšķaidītā $\text{HNO}_3$ -skābē.	
Sk. l.p.	Ba-nogulsnes :	Sk. l.p.	Ag-nogulsnes :	Ba-nogulsnes :	Sk. l.p.	Ag-nogulsnes :	Sk. l.p.
$\text{BaSO}_4$ , baltas. 58	$\text{BaC}_2\text{O}_4$ , baltas. 59	$\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , baltas. 59	$\text{BaHPO}_4$ , baltas. 61	$\text{Ag}_3\text{PO}_4$ , dzeltenas. 61	$\text{AgCl}$ , baltas. 63		
$\text{BaSiF}_6$ , baltas. 58	$\text{BaF}_2$ , baltas. 59	Noguļšņu nav. 59	$\text{BaHAsO}_4$ , baltas. 61	$\text{AgBr}$ , gaišdzeltenas. 63			
Ja I. grupa ir klāt, tad nogulsnes nofiltrē un filtrātu izmēģina uz II. grupu, pielejot $\text{CH}_3\text{COONa}$ šķīdumu: ja rodas nogulsnes, tad ir klāt arī II. grupa.	$\text{BaCrO}_4$ , dzeltenas. 59	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ , sarkanbrūnas. 59	$\text{BaHASO}_5$ , baltas; tikai no konc. šķīdumiem. 62	$\text{Ag}_3\text{AsO}_4$ , sarkanbrūnas. 63	$\text{AgJ}$ , dzeltenas. 63		
	$\text{BaSO}_5$ , baltas. 60	$\text{Ag}_2\text{SO}_5$ , baltas. 60	$\text{Ba(BO}_3)_2$ , baltas; izkrīt, ja pieliek $\text{NH}_4\text{OH}$ -piļienu. 62	$\text{Ag}_3\text{AsO}_5$ , dzeltenas; paliek lielākas no $\text{NaOH}$ -piļiena 62	$\text{AgCN}$ , baltas. 64		
	$\text{BaS}_2\text{O}_8$ , baltas. 60	$\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_8$ , baltas, pēc tam melnas. 60	$\text{Ba(C}_2\text{H}_3\text{O}_6)_2$ , baltas. 63	$\text{Ag}_2\text{Fe(CN)}_6$ , baltas; paliek lielākas no $\text{NH}_4\text{OH}$ -piļiena. 62	$\text{Ag}_2\text{Fe(CN)}_6$ , sarkanbrūnas. 65		
	Ja II. grupa ir klāt, tad Ba- un arī Ag-nogulsnes nofiltrē un abus filtrātus izmēģina uz III. grupu, rūpīgi, pa piļienam, tos neitralizējot ar soti atšķaidītu $\text{NH}_4\text{OH}$ ; ja rodas nogulsnes, tad III. grupa ir klāt.			$\text{AgBO}_2$ , baltas, mazas, paliek lielākas no $\text{NH}_4\text{OH}$ -piļiena. 62	$\text{Ag}_2\text{S}$ , melnas. 67		

V. Grupa:  $\text{NO}_3'$ ,  $\text{NO}_2'$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}'$ ,  $\text{ClO}_3'$ , un  $\text{MnO}_4'$  (sk. 68 l. p.); šie anjoni meklējami ar specialām reakcijām.

\*) III. Grupā vēl ietilpst  $\text{CO}_3''$  un  $\text{SiO}_3''$ ; tie meklējami ar priekšmēģinājumiem. Sk. 69. l. p.



### Novārijuma pagatavošana ar $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

Cietu vai šķidru analizējamo vielu aplej ar  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ -šķidumu, vāra 5—10 minūtes un filtrē. Nogulsnes vienreiz izmazgā ar ūdeni un mazgājamo ūdeni pievieno filtratam. Filtratam vajaga būt ar stipri sārmainu reakciju; pretējā gadījumā  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ -šķiduma ir bijis par maz. Filtratā atrodas visi anjoni, vismaz pa daļai, kā nātrija sāļi. Nogulsnēs visi katjoni, izņemot  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$  un  $\text{NH}_4^+$ , kā karbonāti, hidroksīdi vai oksīdi.

Ja analizē ir klāt varš vai sudrabs, kopā ar amonija sālim, tad tie pa daļai pāriet filtratā kā kompleksī savienojumi. Tos var atdalīt ar  $\text{H}_2\text{S}$ , filtratu paskābinot ar etiķskābi. Tik tādā gadījumā ar vārišanu jāizdzen arī  $\text{H}_2\text{S}$ . Ar amfoterie elektrolīti ( $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_4$ ,  $\text{Sb}(\text{OH})_3$  u. c.) pa daļai pāriet filtratā; bet pie filtrata neitralizēšanas tie atkal izkrit.

$\text{Na}_2\text{CO}_3$ -novārijumu rūpīgi neitralizē. Neitralizēšanu izdara tādā kārtā, ka novārijumu vispirms viegli paskābina ar atšķ.  $\text{HNO}_3$ -skābi, lai sadalītos  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  pārākums; pēc tam neitralizē ar ļoti atšķaidītu  $\text{NaOH}$ -sārmu. Ar šo šķidumu vispirms izmēģina, kādas anjonu grupas ir klāt, pēc tam uz atsevišķiem anjoniem.

### Anjonu iedalīšana grupās.

Anjonu iedalīšana grupās nav izvēdama tik sistematiski, kā katjonu iedalīšana. Šādam iedalījumam ir tā nozīme, ka ar vienu vai divām raksturīgām reakcijām var pārliecināties, ka kādas veselas anjonu grupas nav klāt un tā saīsināt darbu. Sk. anjonu iedalīšanas tabulu.

### ANJONU REAKCIJAS.

#### 1. Sērskābe $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Sulfatjons $\text{SO}_4^{''}$

1\*. **Barija chlorīds** dod baltas sīkkristaliskas nogulsnes, kas nešķīst atšķaidītās skābēs:

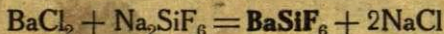


2. **Svina acetāts** dod baltas kristaliskas nogulsnes  $\text{PbSO}_4$ , kas nešķīst atšķaidītās skābēs.

3. **Heparreakcija.** Atšķirība no  $\text{SiF}_6^{''}$ -jona.

#### 2. Fluorsilīciūdeņraža skābe $\text{H}_2\text{SiF}_6$ . Fluorsilikatjons $\text{SiF}_6^{''}$

1. **Barija chlorīds** dod baltas nogulsnes, kas nešķīst atšķaidītās skābēs:

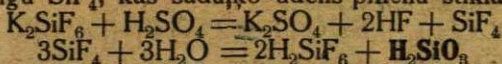


2. **Svina acetāts** dod baltas nogulsnes  $\text{PbSiF}_6$ , kas nešķīst atšķaidītās skābēs.

3\*. **Kalija sāļi** dod baltas, grūti saredzamas nogulsnes  $\text{K}_2\text{SiF}_6$  (atšķirība no  $\text{SO}_4^{''}$ -jona).



4. **Konc.  $H_2SO_4$ -skābe** karstumā ar saustem fluorsilikātiem dod gāzveidīgu  $SiF_4$ , kas sadulķo ūdens pilienu stikla irbuļa galā:



Silikatu klātbūtnē (stikls!) arī fluorīdi dod šādu reakciju; tādēļ izmēģinājumu vajaga izvest platinas vai svina traukā.

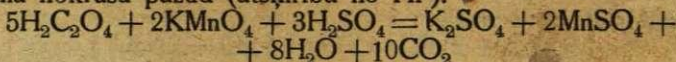
### 3. Skābeņskābe $H_2C_2O_4$ . Okzalāts $C_2O_4^{2-}$

Skābeņskābi parasti meklē II. katjonu grupas filtratā.

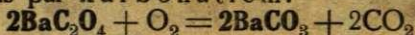
1.  **$BaCl_2$  un  $AgNO_3$**  dod baltas nogulsnes, kas grūti šķīst etiķskābē, bet viegli atšķ.  $HNO_3$ -skābē.

2\*. **Kalcija chlorīds** nogulsnē baltu  **$CaC_2O_4$** , kas nešķīst etiķskābē, bet šķīst atšķ.  $HNO_3$ -skābē. Sk. 55. l. p.

Tādu pašu reakciju dod arī  $F^-$ -jons (fluorūdeņraža skābe). Lai tos varētu izšķirt vienu no otra, nogulsnes izšķīdina atšķ.  $H_2SO_4$ -skābē un pieliek dažus pilienus  $KMnO_4$ : skābeņskābes klātbūtnē sarkanā nokrāsa pazūd (atšķirība no  $HF$ ).



**Sausa reakcija.** Sausi oksalāti no karsēšanas, gaisam pieklūstot, pārvēršas par karbonātiem:

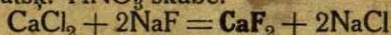


### 4. Fluorūdeņraža skābe $HF$ . Fluorjons $F^-$

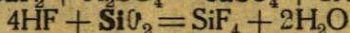
1.  **$BaCl_2$**  dod baltas nogulsnes  **$BaF_2$** , kas nešķīst etiķskābē, bet šķīst atšķ.  $HNO_3$ -skābē.

2.  **$AgNO_3$  nedod** nogulsnes.

3\*.  **$CaCl_2$**  dod baltas **glotainas** nogulsnes, kas nešķīst etiķskābē, bet šķīst atšķ.  $HNO_3$ -skābē.



4\*. **Fluorūdeņraža skābi** parasti meklē no pirmanalīzes, **sausu** vielu aplejot ar konc.  $H_2SO_4$ -skābi un karsējot. Pie tam attīstās  $HF$ , kas saēd stiklu. Ja analizējamai vielai piemaisa  $SiO_2$ , tad ar serskābi attīstās  $SiF_4$ , kas sadulķo ūdens pilienu stikla irbuļa galā (sk. augstāk).



Katjonu analizē ar šo reakciju sadala fluorīdus.

### 5. Chromskābe $H_2CrO_4$ . Chromatjons $CrO_4^{2-}$

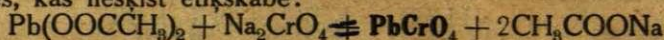
1. Novārijums ar  $Na_2CO_3$  dzeltenā krāsā.

2. Katjonu analizē chromatjons reducējas ar  $H_2S$ .

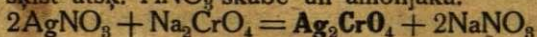
III. katjonu grupā atrod  **$Cr^{3+}$ -jonu**. Sk. 33. l. p.



**3\*. BaCl<sub>2</sub> un Pb(OOCCH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>**, abi divi dod dzeltenas nogulsnes, kas nešķīst etiķskābē:



**4\*. AgNO<sub>3</sub>** dod sarkanbrūnas nogulsnes, kas nešķīst etiķskābē, bet šķīst atšķ. HNO<sub>3</sub>-skābē un amonjakā.



**5\*. Merkuronitrats** aukstumā dod brūnas, amorfās nogulsnes, kas no sildišanas pārvēršas ugunssarkanā kristāliskā merkurochromatā:

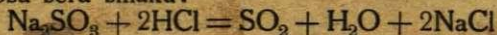


**6. Jodkalijs skābos šķīdumos** dod brīvu jodu: to atrod, ja šķīdumu skalo ar CS<sub>2</sub> pilienu:

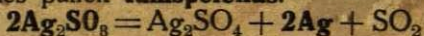


### 6. Sērpaskābe H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>. Sulfitjons SO<sub>3</sub>"

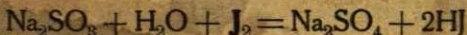
**1\*. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> un HCl** (atšķaidītas) sadala sulfītu: rodas SO<sub>2</sub>-gāze ar degoša sēra smaku:



**2. Sudraba nitrats** nogulsnē baltu Ag<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, kas nešķīst etiķskābē; karstumā tas pa daļai reducējas par brīvu sudrabu: baltās nogulsnes paliek tumšpelēkas.



**3. Joda šķīdums** zaudē savu nokrāsu; SO<sub>3</sub>"-jons oksidējas par SO<sub>4</sub>"-jonu, pie kam šķīdums paliek skābs (atšķirība no S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>"-jona):



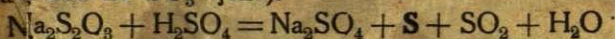
**4\*. Nitroprusidnatrijs Na<sub>2</sub>Fe(CN)<sub>5</sub>NO · 2H<sub>2</sub>O** (daži pilieni!) dod iesarkanu nokrāsu, kas no konc. ZnSO<sub>4</sub> paliek intensīvāka; ja pieliek vēl dažus pilienus K<sub>4</sub>Fe(CN)<sub>6</sub>, tad izkrit sarkanās nogulsnes. Tiosulfāti šo reakciju nedod.

**5. Stroncija chlorids** vai nitrats neītrālos un etiķskābos šķīdumos dod baltas, kristaliskas nogulsnes (atšķirība no S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>"-jona):



### 7. Tiosērskābe H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Tiosulfatjons S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>"

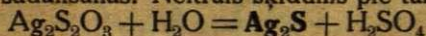
**1. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> un HCl-skābes** (atšķaidītas) pie novārijuma paskābināšanas atdala SO<sub>2</sub> (smaka!); šķīdums paliek duļķains no sēra (atšķirība no SO<sub>3</sub>"-jona).



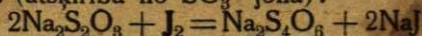
**2. Barija chlorids** neītrālos šķīdumos aukstumā ļoti grūti dod nogulsnes, jo barija tiosulfatam piemīt liela spēja dot pārsātinātus šķīdumus.



**3\*. Sudraba nitrats** dod baltas nogulsnes, kas drīz vien paliek dzeltenas, brūnas un beidzot melnas ( $\text{Ag}_2\text{S}$ ) no sudraba tiosulfata sadalīšanās. Neitrals šķīdums pie tam paliek skābs:



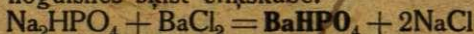
**4\*. Joda šķīdums**, ja to pieliek pa pilienam, zaudē savu nokrāsu; pie tam rodas tetratiōnāts; šķīdums šai gadījumā nepaliek skābs (atšķirība no  $\text{SO}_3^{''}$ -jona):



### 8. Fosforskābe $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Fosfatjons $\text{PO}_4^{''''}$

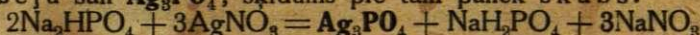
Fosforskābi parasti meklē II. katjonu grupas filtratā.

**1.  $\text{BaCl}_2$**  neitrālos šķīdumos dod baltu amorfu otrējo sāli  $\text{BaHPO}_4$ ; nogulsnes šķīst etiķskābē.

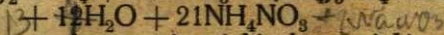
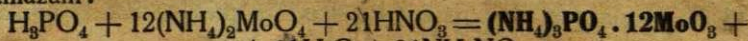


Sārmainos šķīdumos rodas trešēja sāls  $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$

**2. Sudraba nitrats** neitrālos šķīdumos dod dzeltenu trešēju sāli  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ ; šķīdums pie tam paliek skābs:



**3\*. Amonija molibdati** ar konc.  $\text{HNO}_3$ -skābi paskābinātos šķīdumos dod lielas dzeltenas nogulsnes, kas izkrit pamazām:

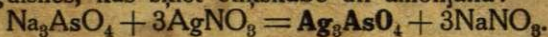


Šo reakciju traucē ferrocianīdi, bromīdi un jodīdi silikāti un organiskas vielas. Gadījumā, ja kāds no tiem ir klāt,  $\text{PO}_4^{''''}$ -jonu vispirms nogulsnē ar  $\text{BaCl}_2$  neitrālā šķīdumā, nogulsnes izmazgā, izšķīdina konc.  $\text{HNO}_3$ -skābē un tad pieliek amonija molibdatu.

### 9. Arsenskābe $\text{H}_3\text{AsO}_4$ . Arsenatjons $\text{AsO}_4^{''''}$

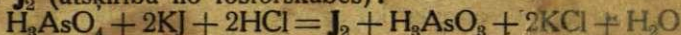
**1. Arsenu** atrod kā katjonu II. katjonu grupā.

**2\*. Sudraba nitrats** neitrālos šķīdumos dod sarkanbrūnas nogulsnes, kas šķīst etiķskābē un amonjakā:



**3. Amonija molibdati** karstumā dod tādas pašas nogulsnes kā fosforskābe, ar līdzīgu sastāvu.

**4. Jodkalījs** ar atšķ.  $\text{HCl}$ -skābi paskābinātos šķīdumos dod brīvu  $\text{J}_2$  (atšķirība no fosforskābes):



Joda atdalīšanos var konstatēt, skalojot ar  $\text{CS}_2$ -piļienu.

Sausa reakcija. Uz oglei: stipra kinloku smaka.

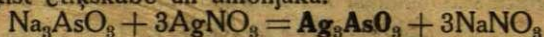
### 10. Arsenpaskābe $\text{H}_3\text{AsO}_3$ . Arsenitjons $\text{AsO}_3^{''''}$

**1. Arsenu** atrod kā katjonu II. katjonu grupā.

**2.  $\text{BaCl}_2$**  dod nogulsnes tikai koncentrētos šķīdumos.

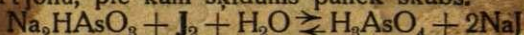


**3\*. Sudraba nitrats** neītrālos šķīdumos dod niecīgas dzeltenas nogulsnes; no dažiem pilieniem NaOH-sārma tās paliek lielākas; šķīst etiķskābē un amonjakā.



Ja  $\text{Ag}_3\text{AsO}_3$ -šķīdumu amonjakā vāra, tad izkrit metalisks Ag, pa daļai kā spogulis, uz stobriņa sienām, un arsenitjons oksidējas par arsenatjonu.

**4. Joda šķīdums**, ja pie neītrāla šķīduma pieliek tik dažus pilienus, zaudē savu nokrāsu; arsenitjons oksidējas par arsenatjonu, pie kam šķīdums paliek skābs.



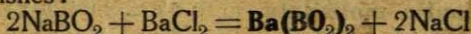
**Sausa reakcija.** Kā pie arsenatjona.

*Handwritten notes:*  
 $\text{AsO}_3 = 0$   
 $\text{AsO}_4 = 0$

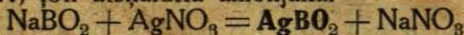
### 11. Borskābe $\text{H}_3\text{BO}_3$ . Metaboratjons $\text{BO}_2$ '

Ortoborskābas sālis nav pastāvīgas.

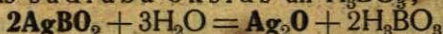
**1. Barija chlorīds** neītrālos šķīdumos nogulsnes **nedod**; bet ja pieliek dažus pilienus amonjaka, tad izkrit diezgan lielas baltas nogulsnes:



**2. Sudraba nitrats** neītrālos šķīdumos dod niecīgas baltas nogulsnes, kas paliek lielākas, ja pieliek dažus pilienus (ne par daudz!) ļoti atšķaidīta amonjaka.



Ja nogulsnes ar vāji sārmaino šķīdumu sasilda, tad tās paliek tumšas: rodas sudraba oksīds un  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ;



**3\*. Kurkumpapīrs.** Ja kurkumpapīriti saslapina ar borskābi vai boratus saturošu šķīdumu un tad ar atšķ. HCl-skābi un izžāvē, tad tas paliek sarkans; ja tagad to aplapina ar alkaliju sārmu, tad papīritis paliek **zaļš** vai **zaļi melns**. Šo reakciju traucē oksidētāju klātbūtne.

**4\*. Alkohols un konc.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .** Ja sausu analizējamo vielu porcelāna tiģeli samaisa ar alkoholu, maisījumam pieliek dažus pilienus konc.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -skābes, tad rodas borskābes ortoesteris  $\text{B}(\text{OC}_2\text{H}_5)_3$ , kas viegli izgaro un, aizdedzināts, deg ar zaļu liesmu. Šo reakciju pa daļai aizkavē fluorīdu un traucē vara klātbūtne. Tādā gadījumā reakciju izved mēģināmā stobriņā ar koķi, caur kuru let divas caurules kā šļirckolbai. Maisījumu sasilina un pūš caur to gaisu. Spirta un estera garaiņus aizdedzina pie isās caurules zaļā liesma.

### 12. Vinskābe $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$ . Tartratjons $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$ '

$\text{NaCl}_2$  neītrālos šķīdumos dod baltas nogulsnes, kas šķīst etiķskābē.



**2\*. Sudraba nitrats** dod baltas nogulsnes, kas viegli šķīst etiķskābē un amonjakā.

Ja šādu sudraba tartrata šķīdumu amonjakā sasilda līdz 70°, tad uz stobriņa sienām parādās **sudraba spogulis**.

**3. Kalija sāļš** etiķskābos šķīdumos dod  $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$  (sk. 56. l. p.)

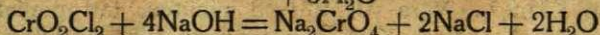
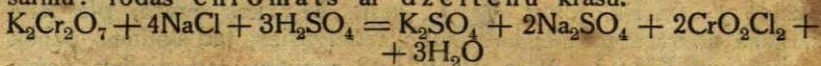
**4.  $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH}$ .** Ja tartratus saturošam šķīdumam pieliek dažus pilienus  $\text{CuSO}_4$  un daudz  $\text{NaOH}$ -sārma un ilgi skalo, tad šķīdumā rodas kompleks savienojums vara tartrats. Filtrē un filtrātu pakābina ar atšķ.  $\text{HCl}$ -skābi. Ja tagad reaģē ar  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ , tad izkrit sarkanbrūns  $\text{Cu}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$

**5. Karsta konc.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :** pārogoļošānās.

### 13. Chlorūdeņraža jeb sālsskābe $\text{HCl}$ . Chlorjons $\text{Cl}$ '

**1. Sudraba nitrats** dod baltu biežpienveidīgu  $\text{AgCl}$ , kas nešķīst atšķ.  $\text{HNO}_3$ -skābē, bet viegli šķīst amonjakā un ciankalijā kā kompleks savienojums. Sal. Ag-reakcijas 42. l. p.

**2\*.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{konc. H}_2\text{SO}_4$**  ar sausiem chlorīdiem dod chromilchlorīdu  $\text{CrO}_2\text{Cl}_2$ , ko ar destilēšanu var atdalīt no pārējās vielas. Chromilchlorīda garaiņus uztver stobriņā ar  $\text{NaOH}$ -sārma: rodas chromats ar dzeltenu krāsu.

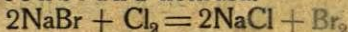


Šādu reakciju nedod ne bromīdi, ne jodīdi.

### 14. Bromūdeņraža skābe $\text{HBr}$ . Bromjons $\text{Br}$ '

**1. Sudraba nitrats** dod gaišdzeltenu  $\text{AgBr}$ , kas nešķīst atšķ.  $\text{HNO}_3$ -skābē, grūti šķīst amonjakā un viegli ciankalijā.

**2\*.  $\text{Cl}_2$ -ūdens,** ja to pa pilienam pieliek pie neitrāla vai skāba  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ -novārijuma, izspiež bromu no viņa savienojumiem. Ja šķīdumā ielaiz pilienu  $\text{CS}_2$  un labi saskalo, tad broms izšķīst sēroglekli ar dzeltenbrūnu nokrāsu.

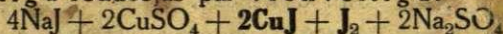


**3. Gaismas reakcija.**  $\text{AgBr}$  gaismā ātri paliek melns.

### 15. Jodūdeņraža skābe $\text{HJ}$ . Jodjons $\text{J}$ '

**1** Sudraba nitrats dod dzeltenu  $\text{AgJ}$ , kas nešķīst amonjakā, bet viegli šķīst ciankalijā.

**2.  $\text{CuSO}_4$**  dod brūnas nogulsnes brīvu  $\text{J}_2$ , pie kā šķīdums no divvērtīga reducējas par vienvērtīgu:



Pie tam izkrit arī kupro-jodīds, bet tas ir baltā krāsā.

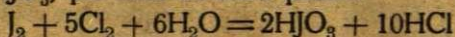
**3.  $\text{Cl}_2$ -ūdens,** ja to pieliek pa pilienam, izspiež jodu no viņa savienojumiem. Ja šķīdumā ielaiz pilienu  $\text{CS}_2$  un labi saskalo,



taid jods izšķīst sēroglekli ar violetsarkanu nokrāsu (loti jūtīga reakcijā):



Ja pielek vairāk chlorūdens un ilgi skalo, tad jods oksidējas par jodskābi  $\text{HJO}_3$ , pie kam nokrāsa pazūd:



### Cl', Br' un J' jonu viena no otra atšķiršana.

Ar  $\text{HNO}_3$ -skābi paskābinātā novārijumā ielaiž pilienu  $\text{CS}_2$  un pa pilienam pieliek  $\text{Cl}_2$ -ūdeni un skalo. Vispirms parādās  $\text{J}_2$ , kas nokrāso  $\text{CS}_2$ -pilienu sarkanvioletu. Pieliekot vairāk  $\text{Cl}_2$ -ūdens un skalojot,  $\text{J}_2$  var oksidēt par  $\text{HJO}_3$ , pie kam sarkanvioletā nokrāsa pazūd. Ja klāt ir arī Br', tad šai acumirkli parādās  $\text{Br}_2$ , kas šķīst  $\text{CS}_2$ -pilienā ar dzeltenbrūnu nokrāsu.

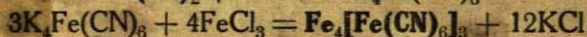
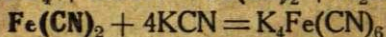
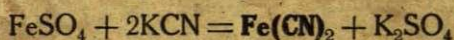
Lai atrastu Cl'-jonu J' un Br'-jonu klātbūtnē, novārijumam pielej daudz etiķskābes, sakarsē un pie verdoša šķīduma pa pilienam liek klāt  $\text{KMnO}_4$ -šķīdumu (3 g  $\text{KMnO}_4$  un 200 kub. cm.  $\frac{2}{1}$  norm.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -skābes uz 800 kub. cm.  $\text{H}_2\text{O}$ ). Permanganats oksidē J'- un Br'-jonus par  $\text{J}_2$ , resp.  $\text{Br}_2$ , kas izgaro, pie kam sarkanā nokrāsa pazūd; kad reakcija beigusies, tad šķīdums paliek sarkans no  $\text{KMnO}_4$ . Vāra vēl 10—15 minūtes, tad pieliek dažus pilienus spirta, lai sadalītu  $\text{KMnO}_4$ -pārākumu, filtrē un filtratā meklē Cl'-jonu ar  $\text{AgNO}_3$ .

Ja klāt ir arī  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{''''}$  un  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{''''}$ , tad tos nogulsnē skābā šķīdumā ar  $\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_3$  kā  $\text{Zn}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$  un tad meklē halogenu jonus, kā augšā aizrādīts.

### Cianūdeņraža jeb zilskābe HCN. Cianjons CN

1. Sudraba nitrats dod baltu biežpienveidīgu  $\text{AgCN}$ , kas nešķīst atšķ.  $\text{HNO}_3$ -skābē, bet šķīst amonjakā un ciankalijā kā komplekss savienojums. (Sk. 42. l. p.).

2\*. Cianjonu var pārvērst par ferrocianjonu šādā kārtā: šķīdumu pataisa vāji sārmainu ar  $\text{NaOH}$ -sārmu, pieliek tam vienu pilienu atšķaidīta  $\text{FeSO}_4$ , sasilda un labi saskalo, lai nogulsnes izšķīst. Ja neizšķīst, tad filtrē, filtratu paskābina (lakmuspapīrā!) ar atšķaidītu  $\text{HCl}$ -skābi un pieliek tam dažus pilienus  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{''''}$  zaļās nogulsnes — Berlines zilums — norāda uz ferrocianjonu, resp. cianjonu.





### 17. Ferrocianūdeņraža skābe $H_4Fe(CN)_6$ . Ferrocianjons $Fe(CN)_6^{4-}$

To atrod ar priekšmēģinājumiem. Sk. 27. l. p.

1.  $AgNO_3$  neītrālos un skābos šķīdumos dod baltas nogulsnes, kas nešķīst atšķ.  $HNO_3$ -skābē, grūti šķīst amonjakā, viegli ciankalijā:



2\*.  $FeCl_3$  neītrālos un skābos šķīdumos dod **Berlīnes zilumu**. (Sk. 51. l. p.)

3. **Divvērtīgās vara** sālis nogulsnē brūnu  $Cu_2Fe(CN)_6$ , kas nešķīst atšķaidītās skābēs.

4. **Cinka sālis** nogulsnē baltu  $Zn_2Fe(CN)_6$ , kas nešķīst atšķaidītās skābēs.

### 18. Ferricīanūdeņraža skābe $H_3Fe(CN)_6$ . Ferricīanjons $Fe(CN)_6^{3-}$

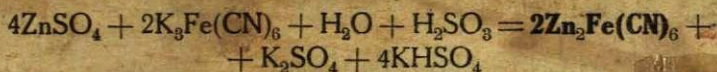
To atrod ar priekšmēģinājumiem. Sk. 27. l. p.

1.  $AgNO_3$  neītrālos un skābos šķīdumos dod sarkanbrūnas nogulsnes, kas nešķīst atšķ.  $HNO_3$ -skābē, bet šķīst amonjakā un ciankalijā:



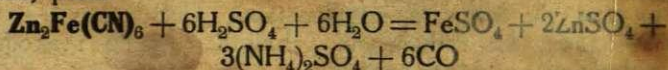
2\*.  $FeSO_4$  neītrālos un skābos šķīdumos dod **Turnbula zilumu**. Sk. 50. l. p.

3. **Cinka (arī vara)** sālis reducētāju ( $H_2SO_3$ ,  $H_2S$ ) klātbūtnē nogulsnē baltu cinka ferrocianīdu, kas nešķīst atšķaidītās skābēs:



Ar šo reakciju atdala ferri- un ferrocianīdus no halogenīdiem un nitrātiem.

**Konc.  $H_2SO_4$ -skābe** karstumā sadala visus ferro- un ferricīanīdus, piem.



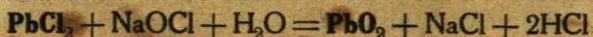
### 19. Chlorāpskābe $HClO$ . Hipochloritjons $ClO'$

Ieteicams  $ClO'$ -jonu meklēt ne no parastā  $Na_2CO_3$ -šķīdumu un labi jo karstumā  $3ClO' \rightarrow ClO'_3 + 2Cl'$ , bet no sevišķi  $SO_4$ -skābi, šķīduma, ko dabū, ja analizējamo vielu dažas daļas ņem un sakrīto ar aukstu  $Na_2CO_3$ -šķīdumu un filtrē.

1. **Sudraba nitrāts** dod baltas nogulsnes, kas galvenā kārtā sastāv no  $AgCl$ , (jo hipochlorīti sadalās un dod chlorīdus).



**2\*. Svina acetats** (ieteicams pielikt tikai vienu pilienu) dod baltas nogulsnes, galvenā kārtā  $PbCl_2$ , kas no sildišanas paliek brūnas, pārvērsdamās par svina **pārskābli**; šķīdums pie tam paliek skābs:



**3\*. Jodkalljs** (koncentrēts) dod brīvu jodu ne tikai skābos, bet arī sārmainos šķīdumos. Ar šo īpašību hipochloriti atšķiras no visām citām oksidējošām vielām.

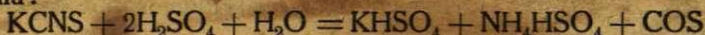
Šī reakcija izdodas sevišķi labi, ja no  $ClO'$  saturoša šķīduma vienu pilienu uzliek uz cieta Kj-gradīņa: gradīņš paliek dzeltens vai brūns.

## 20. Rodanūdeņraža skābe HCNS. Rodanjons CNS'

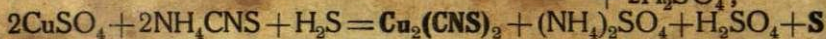
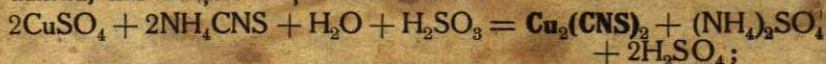
**1. Sudraba nitrats** dod baltu  $AgCNS$ , kas nešķīst atšķ.  $HNO_3$ -skābē, grūti šķīst amonjakā, viegli ciankalijā.

**2\*. Trīsvērtīgas dzelzssālis** neitralos un skābos šķīdumos dod asinssarkanu nokrāsu; pēdējā pieder nedissociētām  $Fe(CNS)_3$ . Ārkārtēji jūtīga reakcija. Sk. 51. l.p. Šo reakciju traucē slāpekļa oksīdu klātbūtne.

**4. Konc.  $H_2SO_4$ -skābe** karstumā sadala sausus rodanīdus, pie kam rodas oglekļa oksisulfīds  $COS$ , kas deg ar zilu liesmu:



**3. Divvērtīgas vara sālis** reducētāju ( $H_2SO_3$ ,  $H_2S$ ) klātbūtnē kvantitatīvi nogulsnē  $CNS'$ -jonu kā baltu kuprorodanīdu, kas nešķīst atšķaidītās skābēs:



Ja reducēšanai lieto  $H_2S$ , tad vispirms jāpielej  $CuSO_4$  pārākumā, labi jāsakalo un tad šķīdumā jāievada  $H_2S$ -gāze, līdz kamēr melnās nogulsnes paliek baltas un zilais šķīdums sāk palikt brūns, liek stāvēt 30 minūtes un filtrē.  $H_2S$  vispirms darbojas kā reducētājs un tad, tik kā vara nogulsnētājs.  $CuS$  zīmes — brūna nokrāsa — rāda, ka reducēšana pabeigta. Ar šo reakciju var atdalīt rodanjonu no chlorjona.

## 21. Bromskābe $HBrO_3$ . Bromatjons $BrO_3'$

**Sudraba nitrats** nogulsnē baltu  $AgBrO_3$ , kas nešķīst atšķ.  $HNO_3$ -skābē, bet šķīst amonjakā un ciankalijā.

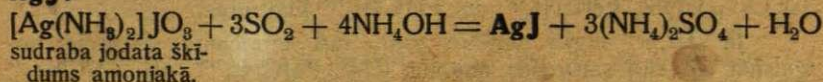
**$MnSO_4$**  ar serskābi paskābinātos šķīdumos, ja vāra, sākmā dod iesarkanu nokrāsu ( $HMnO_4$ ), pēc tam brūnas nogulsnes  $MnO_2$ .

**3. Jodkalljs** tikai skābos šķīdumos dod brīvu  $J_2$



## 22. Jodskābe $\text{HJO}_3$ . Jodatjons $\text{JO}_3'$

1\*. **Sudraba nitrats** nogulsnē baltu  $\text{AgJO}_3$ , kas grūti šķīst atšķ. slāpekļskābē, bet viegli amonjakā. Ja šādam sudraba jodata šķīdumam amonjakā pa pilienam pieliek  $\text{H}_2\text{SO}_3$  ( $\text{SO}_2$ -šķīdumu ūdenī), tad sudraba jodats reducējas par sudraba jodidu. Pēdējais nešķīst amonjakā un tādēļ izkrit kā dzeltenas nogulsnes **AgJ**:



2. **Jodkalijs** skābos šķīdumos dod brīvu jodu.

## 23. Sērūdeņraža skābe $\text{H}_2\text{S}$ . Sulfidjons $\text{S}''$

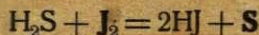
Sulfidjons  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ -novārijumā reti sastopams, jo lielākā sulfidu daļa ar alkaliju karbonātiem nesadalās. Tādēļ  $\text{H}_2\text{S}$  meklē tieši no analizējamās vielas, to aplejot ar puskoncentrētu (1:1)  $\text{HCl}$ -skābi un vārot: atdalās  $\text{H}_2\text{S}$ , ko pazīst no smakas (smird pēc sapuvušām olām!), vai arī konstatē ar  $\text{Pb}(\text{OOCCH}_3)_2$ -šķīdumā samērcētu papīri: tas paliek melns, resp. brūns.

Nešķīstošus sulfidus ( $\text{As}_2\text{S}_5$ ,  $\text{HgS}$  u. c.), kas ar  $\text{HCl}$ -skābi neattista  $\text{H}_2\text{S}$ , apstrādā šādā kārtā. a) Analizējamo vielu samaisa ar **Zn**-putekļiem un aplej ar atšķ. sērskābi. Ja ir klāt sulfidi, tad kopā ar ūdeņradi atdalās arī  $\text{H}_2\text{S}$ , ko konstatē parastā kārtā, kā augšā aizrādīts. Bet arī citi sēru saturoši savienojumi kā rodanidi, sulfīti un tiosulfāti, izņemot tikai atšķ.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -skābi, šādos apstākļos var attīstīt  $\text{H}_2\text{S}$ . b) Analizējamo vielu ar vāciņu aiztaisītā **porcelāna** tīģeli sakausē ar  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , kausējumu izvelk ar karstu ūdeni, filtrē un filtrātu paskābina ar atšķ.  $\text{HCl}$ -skābi: atdalās  $\text{H}_2\text{S}$ , ko konstatē parastā kārtā.

Ja sulfidjons pārgājis  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ -novārijumā, tad var novērot šādas reakcijas:

1. **Sudraba nitrats** dod melnas nogulsnes **Ag<sub>2</sub>S**.

2. **Joda šķīdums** zaudē savu nokrāsu, pie kam rodas brīvs sērs:



## 24. Slāpekļskābe $\text{HNO}_3$ . Nitrātjons $\text{NO}_3'$

1\*.  **$\text{FeSO}_4$  + konc.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -skābe.** Dažus kub. cm.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  novārijuma (pirms neitralizēšanas ar  $\text{HNO}_3$ -skābi!) paskābina ar atšķ.  $\text{HCl}$ -skābi, tad samaisa ar konc.  $\text{FeSO}_4$ -šķīdumu un labi saskalo. Maisījumam ļoti uzmanīgi pielej konc.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -skābi, stobriņu turot ieslipi, lai skābe tecētu gar stobriņa sienu un sakrātos apakšā zem analizējamās vielas, ar pēdējo nesamaisoties. **Nitrātu** klātbūtnē starp abiem šķīdumiem rodas melns vai brūns riņķis. Reakcijas jutību palielina  $\text{Cl}'$ -jonu klātbūtne. Reakcija



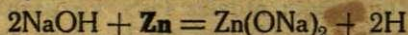
norisinās sekošā kārtā. Konc. sērskābe izspiež slāpekļskābi no viņas savienojumiem; brīva slāpekļskābe oksidē  $\text{FeSO}_4$ :



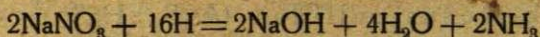
Gāze **NO** ceļas uz augšu, sastop vēl neoksidētu  $\text{FeSO}_4$  un dod ar to ļoti nepastāvīgu savienojumu  $\text{FeSO}_4\text{NO}$  melnā krāsā. Šo reakciju traucē  $\text{NO}_2'$ ,  $\text{Br}'$ ,  $\text{J}'$ ,  $\text{ClO}_3'$ ,  $\text{BrO}_3'$ ,  $\text{JO}_3'$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7''$ ,  $\text{CNS}'$ ,  $\text{Fe}(\text{CN})_6'''$  un  $\text{Fe}(\text{CN})_6''''$  klātbūtne.

Ja klāt ir augšā minētie joni, tad ieteicams vispirms nogulsnēt slāpekli saturošos anjonus  $\text{CNS}'$ ,  $\text{Fe}(\text{CN})_6'''$  un  $\text{Fe}(\text{CN})_6''''$  ar sudraba acetātu  $\text{CH}_3\text{COOAg}$  vai arī ar  $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$  un tad meklēt slāpekļskābi ar

**2\* Zn-putekļiem un NaOH-sārmu.** Analizējamo vielu vai novārijumu ar  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  sajauc ar NaOH-sārmu. Ja ir klāt amonija sāļš, tad vāra tik ilgi, kamēr vairs neatdalās  $\text{NH}_3$ -smaka, tad pieliek Zn-putekļus un vārišanu turpina. Nitrātu klātbūtnē parādās brīvs  $\text{NH}_3$ , ko konstatē parastā kartā (sk. 56. l. p.).



Ūdeņradis in statu nascendi reducē nitrātus:



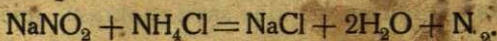
**Nitriti** dod tādu pašu reakciju. Gadījumā, ja tie ir klāt, tad analizējamo vielu iepriekš vāra ar  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , aizdzen ar NaOH-sārmu pāri palikušo  $\text{NH}_3$  un tad pieliek Zn-putekļus.

## 25. Slāpekļpaskābe $\text{HNO}_2$ . Nitritjons $\text{NO}_2'$

**1. Atšķaidīta  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -skābe** sadala nitritus: attīstās brūni garaiņi ( $\text{NO}_2$ ); atšķirība no nitrātiem.

**2. Jodkalījs** ar etiķskābi paskābinātos šķīdumos dod brīvu jodu.

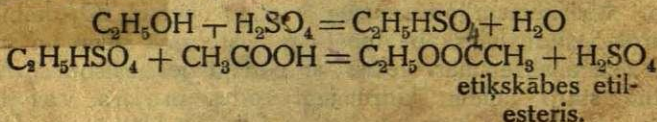
**3.\* Amonija sāļš** ar nitritiem attīsta brīvu slāpekli:



## 26. Etiķskābe $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Acetjons $\text{CH}_3\text{COO}'$

**1.\* Sērskābe**, atšķaidīta ar koncentrētu, izspiež etiķskābi no viņas savienojumiem, kas sajūtama pēc etiķa smakas.

**2.\* Spirts** ar konc. sērskābi ar sausiem acetātiem dod etiķskābes etilesteri ar patikamu smaržu:

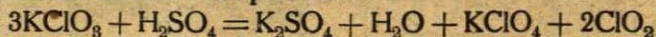




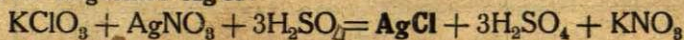
3.  $\text{FeCl}_3$  neiralos šķidumos dod sarkanbrūnu nokrāsu. Ja šķidumu atšķaida ar ūdeni un vāra, tad izkrit sarkanbrūnas nogulsnes — dzelzs oksiacetāts (sk. 51. l. p.).

### 27. Chlorskābe $\text{HClO}_3$ . Chloratjons $\text{ClO}_3'$

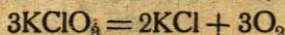
1. **Konc. sērskābe** ar chlorātiem dod dzeltenu gāzi  $\text{ClO}_2$ , kas karstumā dažreiz eksplodē:



2. **Sudraba nitrāts** nedod nogulsnes; bet ja šķidumam pa pilienam pieliek  $\text{H}_2\text{SO}_3$ -skābi ( $\text{SO}_2$  šķidumu ūdeni), tad rodas baltas nogulsnes  $\text{AgCl}$ :

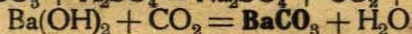
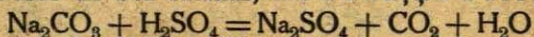


3. **Sausi chlorāti** karstumā atdala skābekli:



### 28. Ogļskābe $\text{H}_2\text{CO}_3$ ( $\text{CO}_2$ ). Karbonatjons $\text{CO}_3''$

Karbonātu klātbūtni analizē izzin tieši no analizējamās vielas, to aplejot ar atšķaidītu  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -skābi: atdalās ogļskābā gāze  $\text{CO}_2$ , bez krāsas un bez smakas, kas saduļķo baritūdeni.

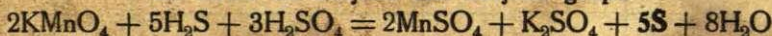


Šo reakciju traucē  $\text{SO}_2$  (no sulfītiem un tiosulfātiem) un HCN (no cianīdiem). Tādā gadījumā analizējamo vielu ievieto slēgtā traukā, iemaisa tai joda šķidumu un  $\text{HgCl}_2$ : jods oksidē  $\text{SO}_2$  par sērskābi,  $\text{HgCl}_2$  saista CN'-jonu kā  $\text{Hg(CN)}_2$ , ko sērskābe nesadala. Gāzi  $\text{CO}_2$ , kas tādā kārtā atdalās bez piemaisījumiem, ielaiž dzidrā  $\text{Ba(OH)}_2$ -šķidumā: baltas dulķes norāda uz  $\text{CO}_2$  klātbūtni.

### 29. Manganpārskābe $\text{HMnO}_4$ . Permanganatjons $\text{MnO}_4'$

1. Novārijums ar  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  sarkanvioletā krāsā.

2.  $\text{H}_2\text{S}$  skābos šķidumos reducē  $\text{MnO}_4'$ -jonu par  $\text{Mn}''$ -jonu, ko atrod kā katjonu III. katjonu grupā



Sarkanvioletā nokrāsa pie tam pazūd, un izkrit baltas dulķes — sērs.

### 30. Kramskābe $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ( $\text{SiO}_2$ ).

Analizējamo vielu svina vai platīnas traukā samaisa ar  $\text{CaF}_2$ , aplej ar konc.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -skābi un silda: atdalās gāze  $\text{SiF}_4$ , kas saduļķo ūdens pilienu stikla irbuļa galā. Reakcijas sk. pie F'-jona.



**Šematiska katjonu analizes galta.**  
(Paraugs.)

Reaģenti	Hg <sup>''</sup>	Pb <sup>''</sup>	Bi <sup>'''</sup>	Cu <sup>''</sup>	Cd <sup>''</sup>	As <sup>'''</sup>
H <sup>+</sup> + H <sub>2</sub> S (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S <sub>x</sub> HCl atšķ. HNO <sub>3</sub> konc. NH <sub>4</sub> OH AgNO <sub>3</sub> NH <sub>4</sub> Cl + MgCl <sub>2</sub>	HgS —	PbS —	Bi <sub>2</sub> S <sub>3</sub> —	CuS —	CdS —	As <sub>2</sub> S <sub>3</sub> (NH <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> AsS <sub>4</sub> As <sub>2</sub> S <sub>5</sub> H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub> (NH <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub> Ag <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub> MgNH <sub>4</sub> AsO <sub>4</sub>
HNO <sub>3</sub> atšķ. 3HCl + HNO <sub>3</sub> Cu SnCl <sub>2</sub>	HgS + S Hg <sup>''</sup> Hg Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> + Hg	Pb <sup>''</sup>	Bi <sup>'''</sup>	Cu <sup>''</sup>	Cd <sup>''</sup>	
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> C <sub>4</sub> H <sub>4</sub> O <sub>6</sub> + NH <sub>4</sub> OH H <sub>2</sub> S		PbSO <sub>4</sub> Pb <sub>2</sub> O(C <sub>4</sub> H <sub>4</sub> O <sub>6</sub> NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> PbS				
NH <sub>4</sub> OH HCl H <sub>2</sub> O NaOH + Na <sub>2</sub> SnO <sub>2</sub>			BiOHSO <sub>4</sub> Bi <sup>'''</sup> BiOCI Bi	Cu(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> <sup>''</sup>	Cd(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> <sup>''</sup>	
CH <sub>3</sub> COOH K <sub>4</sub> Fe(CN) <sub>6</sub>				Cu <sup>''</sup> Cu <sub>2</sub> Fe(CN) <sub>6</sub>	Cd <sup>''</sup> Cd <sub>2</sub> Fe(CN) <sub>6</sub>	
NH <sub>4</sub> OH + KCN H <sub>2</sub> S C + Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>				Cu(CN) <sub>4</sub> <sup>'''</sup>	Cd(CN) <sub>4</sub> <sup>''</sup> CdS Cd <sub>2</sub> O	



**Šematiska anjonu analīzes gaita.**  
(Paraugš.)

Reaģenti	J'	Br'	NO <sub>3</sub> '	CO <sub>3</sub> "	SO <sub>3</sub> "
H' + Cl <sub>2</sub> + CS <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	J <sub>2</sub> JO <sub>3</sub> '	Br <sub>2</sub>		CO <sub>2</sub> ↑	SO <sub>2</sub> ↑, SO <sub>4</sub> "
HNO <sub>3</sub> + AgNO <sub>3</sub> NH <sub>4</sub> OH HNO <sub>3</sub>	AgJ	AgBr Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ' AgBr		CO <sub>2</sub> ↑	SO <sub>2</sub> ↑
CH <sub>3</sub> COOH + KMNO <sub>4</sub> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + FeSO <sub>4</sub>	J <sub>2</sub> ↑	Br <sub>2</sub> ↑	FeSO <sub>4</sub> (NO) <sub>x</sub>	CO <sub>2</sub> ↑	SO <sub>2</sub> ↑, SO <sub>4</sub> "
NaOH + Zn			NH <sub>3</sub> ↑		
J <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> Ba(OH) <sub>2</sub>				CO <sub>2</sub> ↑ BaCO <sub>3</sub>	SO <sub>4</sub> "
SrCl <sub>2</sub> HCl KJO <sub>3</sub> -sterk. pap. Cl <sub>2</sub>				SrCO <sub>3</sub> Sr", CO <sub>2</sub> ↑	SrSO <sub>3</sub> Sr", SO <sub>2</sub> ↑ zila nokrāsa SrSO <sub>4</sub>



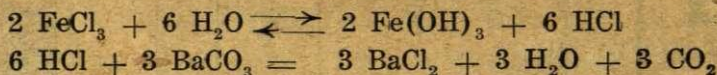
### PAPILDINĀJUMI PIE III. KATJONU GRUPAS ANALIZES GAITAS.

#### Barija karbonata paņēmiens.

Šis paņēmiens dod labus rezultātus visos gadījumos, bet viņš neērts tai ziņā, ka jāgatavo reāģents  $\text{BaCO}_3$  un ka pieliktais barijs pēc tam atkal jāatdala.

$\text{BaCO}_3$  pagatavo, sajaucot apm. līdzīgus tilpumus atšķ.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  šķīduma un atšķ.  $\text{BaCl}_2$  šķīduma. Nogulsnes nofiltrē, labi izmazgā ar siltu ūdeni, pēc tam ieskalo pudelē un zem ūdens uzglabā. Sausu  $\text{BaCO}_3$  nav ieteicams lietot.

Ar  $\text{BaCO}_3$  aukstā šķīdumā var atdalīt trīsvērtīgos katjonus  $\text{Fe}^{+++}$ ,  $\text{Al}^{+++}$ , un  $\text{Cr}^{+++}$  no divvērtīgiem. Trīsvērtīgie katjoni kā vājākas bāzes, ūdens šķīdumā ir daudz stiprāk hidrolizēti, nekā divvērtīgie. Starpība hidrolizes ziņā aukstā šķīdumā ir tik liela, ka no trīsvērtīgo katjonu sālim hidrolitiski atbrīvotā skābe spēj sadalīt  $\text{BaCO}_3$ , atdalot  $\text{CO}_2$  gāzi; turpretī divvērtīgo katjonu sālis aukstā šķīdumā ir hidrolizētas daudz mazākā mērā, un no tām hidrolitiski atbrīvotā skābe nespēj sadalīt  $\text{BaCO}_3$ . Tādā kārtā reakcija norit starp  $\text{BaCO}_3$  un hidrolitiski atbrīvotā skābi (parasti  $\text{HCl}$ ), pie kam rodas  $\text{CO}_2$ , kas atdalās no šķīduma, un nehidrolizētā barija sāls ( $\text{BaCl}_2$ ), jo  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  ir stipra bāze, Skābei neitralizējoties, līdzsvars tiek traucēts, apgriezeniskā hidrolizes reakcija paliek vienpusīga un norit no kreisās uz labo pusi, pie kam nogulsnējas trīsvērtīgo katjonu hidroksīdi, piem.:



jeb abi nolīdzinājumi kopā



Līdzīgā kārtā darbojas arī trīsvērtīgās alumīnija un chroma sālis, pie kam nogulsnējas šo metālu hidroksīdi, kopā ar  $\text{BaCO}_3$  pārākumu. Divvērtīgo metālu  $\text{Zn}$ ,  $\text{Mn}$ ,  $\text{Ni}$  un  $\text{Co}$  sālis aukstā šķīdumā šādu reakciju nedod. Turpretī karstā šķīdumā hidrolīze vispār ir daudz lielāka, bet  $\text{CO}_2$  šķīstamība ūdenī daudz mazāka, nekā aukstā, tādēļ karstā šķīdumā  $\text{BaCO}_3$  nogulsnē arī šo metālu hidroksīdus. Trīsvērtīgo katjonu atdalīšana no divvērtīgiem ar  $\text{BaCO}_3$  tādēļ izvedama istabas temperatūrā. Šematiskā analīzes gaita sakopota tabulā III. C.



### Tabula III. C. Atdališana ar BaCO<sub>3</sub>.

NH<sub>4</sub>Cl klātbūtnē ar (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S dabūtās nogulsnes izmazgā divreiz ar siltu (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S saturošu ūdeni un trīsreiz ar tīru ūdeni. Nogulsnes ievieto porcelāna bļodiņā, aplej ar 10 cm aukstas atšķ. HCl-skābes, maīsa ar stikla irbuli apm. 10 min. un filtrē. Filtrātu uztver 100—150 cm lielā Erlenmeyer'a kolbā.

<p><b>Nogulsnes</b> CoS un NiS apstrādā pēc tabulas III. A. 36. l. p.</p>	<p><b>Filtrats:</b> FeCl<sub>2</sub>, AlCl<sub>3</sub>, CrCl<sub>3</sub>, ZnCl<sub>2</sub>, MnCl<sub>2</sub> (un zīmes no Ni un Co)</p>		
	<p>Filtrātu vāra, līdz kamēr nepazūd H<sub>2</sub>S smaka, tad ar Br<sub>2</sub>-ūdeni vai H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> oksidē FeCl<sub>2</sub> par FeCl<sub>3</sub>; vārot aizdzien oksidētāja pārākumu. HCl-skābes pārākumu apmēram neitralizē ar (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> kolbu atdzesē, pieliek ar ūdeni saskalotas BaCO<sub>3</sub> nogulsnes, ilgi saskalo, liek 1 stundu stāvēt un aukstu filtrē.</p>		
	<p><b>Nogulsnes</b> Fe(OH)<sub>3</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, Cr(OH)<sub>3</sub> (un BaCO<sub>3</sub> pārākums) mazgā ar remdenu ūdeni, līdz kamēr ar notekošo filtrātu (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S vairs nedod nogulsnes, tad apstrādā ar karstu atšķ. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>-skābi, maisījumu uzvāra un filtrē, lai atsvabinātos no BaSO<sub>4</sub>. Atdzesētam filtratam, kas satur Fe, Al un Cr kā sulfātus, pieliek lielu NaOH pārākumu un pāris maža galus Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> vai attiecīgu daudzumu H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, lai oksidētu Cr par chromātu, maisījumu uzvāra*) un filtrē.</p>	<p><b>Filtrats</b> ZnCl<sub>2</sub>, MnCl<sub>2</sub>, BaCl<sub>2</sub> (un Ni un Co zīmes). Verdošam filtratam pa pilienam pieliek atšķ. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>-skābi, nofiltrē nogulsnēto BaSO<sub>4</sub>. Filtrātu neitralizē ar NH<sub>4</sub>OH, pieliek dažus kristālinus CH<sub>3</sub>COONa, paskābina ar etiķskābi un piesātina ar H<sub>2</sub>S gāzi.</p>	
	<p><b>Nogulsnes</b> Fe(OH)<sub>3</sub> izmazgā, izšķīdina siltā atšķ. HCl-skābē un pārbauda pēc reakcijām 50. l. p. uz</p>	<p><b>Filtratam</b> NaAlO<sub>2</sub> un Na<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> pieliek pa pilienam konc. HCl-skābi līdz skābai reakcijai un karstumā pēc tam neitralizē ar NH<sub>4</sub>OH, līdz kamēr neparādās NH<sub>3</sub> smaka, un karstu filtrē.</p>	<p><b>Nogulsnes</b> ZnS pārbauda pēc reakcijām 53. l. p. uz Zn</p>
Fe	<p><b>Nogulsnes</b> Al(OH)<sub>3</sub> pārbauda pēc reakcijām 48. lapas pusē uz Al</p>	<p><b>Filtrats</b> Na<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> dzeltenā krāsā, to pārbauda ar chromatjona reakcijām. Sk. 49. un 59. lapas pusi. Cr'</p>	<p><b>Filtratam</b> pieliek NH<sub>4</sub>OH līdz bāziskai reakcijai: izkrīt MnS, ko pārbauda pēc reakcijām 53. l. p. uz Mn</p>

\*) Ja oksidēšanu izdara ar Br<sub>2</sub>-ūdeni, tad nav ieteicams analīzi pēc tam uzvārit; labāk tad oksidēšanu veicināt ar ilgu skalošanu, jo karstumā liela Br<sub>2</sub> pārākuma klātbūtnē izkrīt Al(OH)<sub>3</sub>:

$$2 \text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 4 \text{NaOH} + 3 \text{Br}_2 = \text{NaBrO}_3 + 5 \text{NaBr} + 2 \text{Al(OH)}_3$$



### Natrija acetāta paņēmiens.

Šis paņēmiens ieteicams tad, kad analizē ir daudz Fe vai Al un maz vai nemaz nav klāt Cr. Pretējā gadījumā šis paņēmiens nav lietojams.

Trīsvērtīgie katjoni ar šo paņēmienu tiek atdalīti no divvērtīgiem ar hidrolīzi, nogulsnējot tos karstā etiķskābā šķīdumā kā bāziskus acetātus. Reakcija ir pilnīga tikai liela acetāta pārākuma klātbūtnē.

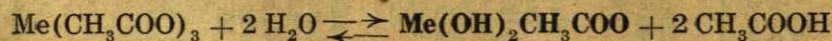
Ja vāji skābam trīsvērtīgo metālu sāļu šķīdumam pieliek daudz  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , tad norit divpusīga apmaiņas reakcija, un šķīdumā rodas šo trīsvērtīgo metālu acetāti:



Tā kā  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ir vāja (stipri atšķaidītos šķīdumos vidēja) skābe un trīsvērtīgo metālu hidroksīdi ir ļoti vājas bāzes, tad šo metālu acetāti ūdens šķīdumā ir stipri hidrolizēti:



— Atrīvētotā etiķskābe spiež reakciju atpakaļ no labās puses uz kreiso. Bet  $\text{CH}_3\text{COOH}$  te darbojas — nevis ar visu savu koncentrāciju, bet tikai ar to viņas daļu, kas elektrolītiski disociēta, t. i. ar saviem  $\text{H}^+$  joniem. Pēdējo koncentrācija ir apm. pretēji proporcionāla (sk. 14. l. p.) pieliktā  $\text{CH}_3\text{COONa}$  pārākuma koncentrācijai. Tādā kārtā  $\text{CH}_3\text{COONa}$  pārākums, pamazinot  $\text{H}^+$  jonu koncentrāciju, sekmē hidrolīzes reakciju no kreisās uz labo pusi. Nogulsnes gan rodas tikai tad, kad analīzi vāra, pie kam trīsvērtīgajiem katjoniem hidrolīzes tikai divas valēnces: rodas bāziski acetāti:



Analīzei atdziestot, nogulsnētie oksiacetāti pamazām atkal izšķīst, tādēļ tie jānofiltrē, kamēr šķīdums vēl karsts.

Ar šo paņēmienu viegli nogulsnējami tikai dzelzs un alumīnijs. Chroms nogulsnējas tikai tad, ja klāt ir daudz dzelzs vai alumīnija. Ja analizē atrodas daudz chroma, kopā ar maz dzelzs vai alumīnija, tad visi trīs katjoni nogulsnējas tikai pa daļai — un tādā gadījumā šis paņēmiens nav lietojams. Šematiska analīzes gaita sakopota tabulā III. D.



### Tabula III. D. Atdalīšana ar $\text{CH}_3\text{COONa}$ .

$\text{NH}_4\text{Cl}$  klātbūtnē ar  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  dabūtās nogulsnes izmazgā divreiz ar siltu  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  saturošu ūdeni un trīsreiz ar tīru ūdeni. Nogulsnes ievieto porcelāna bļodīnā, aplej ar 10 ccm aukstas atšķ.  $\text{HCl}$ -skābes, maisa ar stikla īrbuli apm. 10 min. un filtrē. Filtrātu uztver, 150—200 ccm lielā Erlenmeyer'a kolbā.

**Filtrats:**  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{MnCl}_2$  (un zīmes no  $\text{Ni}$  un  $\text{Co}$ )

Filtrātu vāra, līdz kamēr nepazūd  $\text{H}_2\text{S}$  smaka, tad ar  $\text{Br}_2$ -ūdeni vai  $\text{H}_2\text{O}_2$  oksidē  $\text{FeCl}_2$  par  $\text{FeCl}_3$ ; vārot aizdzien oksidētāja pārākumu.  $\text{HCl}$ -skābes pārākumu neitralizē, pieliekot pa pilienam  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , līdz kamēr parādās mazas pēc saskalošanas neizšķīstošas nogulsnes. Šīs nogulsnes atkal izšķīdina, pieliekot dažus pilienus atšķ.  $\text{HCl}$ -skābes vai konc.  $\text{CH}_3\text{COOH}$ -skābes, tad pieliek analīzei dažus gr.  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , atšķaida to ar ūdeni līdz apm. 100 ccm, vāra ilgāku laiku un karstu filtrē.

**Nogulsnes**  
 $\text{CoS}$  un  $\text{NiS}$   
apstrādā pēc  
tabulas III. A.  
36. l. p.

**Nogulsnes:**  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{OOCCH}_3$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{OOCCH}_3$  un  $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{OOCCH}_3$  izmazgā ar karstu ūdeni, līdz kamēr notekošais filtrats vairs nedod nogulsnes ar  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ , tad aplej ar aukstu  $\text{NaOH}$  un ar pāris naža galiem  $\text{Na}_2\text{O}_2$  vai attiecīgu daudzumu  $\text{H}_2\text{O}_2$  oksidē  $\text{Cr}$  par chromātu. Maisījumu uzvāra\*), atšķaida ar ūdeni un filtrē.

**Filtrātu**  $\text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  un  $\text{Mn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  piesātina ar  $\text{H}_2\text{S}$  gāzi un filtrē.

**Nogulsnes**  
 $\text{ZnS}$  pārbauda  
pēc reakcijām  
53. l. p. uz  
 $\text{Zn}$

**Filtratam** pieliek  
 $\text{NH}_4\text{OH}$  līdz bāziskai reakcijai:  
izkafīt  $\text{MnS}$ , kuņu  
pārbauda pēc reakcijām 53. l. p. uz  
 $\text{Mn}$

**Nogulsnes**  
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$  izšķīdina  
siltā atšķ.  $\text{HCl}$ -  
skābē un pārbauda  
pēc reakcijām  
50. l. p. uz

$\text{Fe}$

**Filtratam**  $\text{NaAlO}_2$  un  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  pieliek pa pilienam konc.  $\text{HCl}$ -skābi līdz skābai reakcijai, pēc tam karstumā rūpīgi neitralizē ar  $\text{NH}_4\text{OH}$ , līdz kamēr neparādās  $\text{NH}_3$  smaka, un filtrē.

**Nogulsnes**  
 $\text{Al}(\text{OH})_3$  pārbauda  
pēc reakcijām  
48. lapas pusē uz  
 $\text{Al}$

**Filtrats**  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$   
dzeltenā krāsā; to  
pārbauda ar chroma-  
tjona reakcijām  
49. un 59. l. p,  
 $\text{Cr}$

\*) Sk. piezīmi pie tabulas III. C, apakšā.



## DAŽU RETO ELEMENTU REAKCIJAS.

### Molibdēns.

Vispastāvīgākie ir sešvērtīgie skābekļa savienojumi ar molibdēnu. Visi citi molibdēna savienojumi, arī dabiskais minerāls molibdēna spīdums  $\text{MoS}_2$ , ja tos apstrādā ar oksidējošām skābēm vai sakausē ar alkaliju karbonātiem, pārvēršas par molibdēnskābi vai molibdatiem.

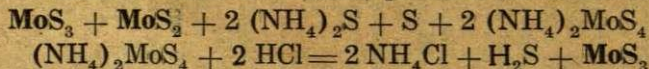
**Molibdēnskābe  $\text{H}_2\text{MoO}_4$**  rodas kā baltas nogulsnes, ja kādu molibdata šķīdumu ūdenī viegli paskābina ar stipru skābi. Ūdenī šīs nogulsnes šķīst grūti, bet diezgan viegli stiprās skābēs un viegli alkaliju sārmos un amonija hidroksidā. Kādu citu molibdēnskābes hidratu var iegūt, ja konc.  $\text{HNO}_3$ -skābē izšķīdina kādu molibdatu un šķīdumam liek lēni kristalizēties: tad rodas koši dzeltenas nogulsnes  $\text{H}_4\text{MoO}_5$ , kas ļoti grūti šķīst skābēs, bet viegli alkaliju sārmos un amonija hidroksidā. Ja molibdēnskābi vai gaistošus molibdatos stipri izkarsē, tad paliek pāri  $\text{MoO}_3$  dzeltenā vai pelēkā krāsā. To var izšķīdināt konc. alkaliju sārmos vai sakausējot ar alkaliju karbonātiem.

1. Reducētāji  $\text{Zn}$ ,  $\text{Sn}$ ,  $\text{Sn}^{++}$ ,  $\text{Fe}^{++}$ ,  $\text{Hg}$  skābos šķīdumos sešvērtīgos molibdēna savienojumus reducē par piecvērtīgiem zilā krāsā un tālāk par trīsvērtīgiem brūnā krāsā.

2.  $\text{H}_2\text{S}$  skābos šķīdumos sākumā dod zilu nokrāsu, pēc tam nepilnīgi nogulsnē molibdēnu kā brūnu  $\text{MoS}_3$ , kas pa daļai satur arī  $\text{MoS}_2$ .

3.  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  pārvērš molibdēnskābi un molibdatos par viegli šķīstošu amonija sulfomolibdatu  $(\text{NH}_4)_2\text{MoS}_4$ , kas vienmēr atrodams III. grupas filtratā, ja molibdēns ir klāt analizē. Pilnīgi viss molibdēns izkrīt kā  $\text{MoS}_3$ , ja III. grupas filtrātu paskābina.

4. Molibdēna sulfīdi šķīst amonija polisulfidā kā sulfosāls; atšķ.  $\text{HCl}$ -skābe šo sulfosāli sadala, pie kam atkal izkrīt  $\text{MoS}_3$ :



5.  $\text{MoS}_3$  nešķīst puskonc.  $\text{HCl}$ -skābe, tādēļ II. grupas analīzes gaitā tas paliek kopā ar  $\text{As}_2\text{S}_5$ . Konc.  $\text{HNO}_3$ -skābe to oksidē par molibdēnskābi. Ja šķīdumu pēc oksidēšanas iztvaicē līdz mazam tilpumam un sajauc ar konc.  $\text{NH}_4\text{OH}$  pārākumu, tad ar  $\text{Mg}$ -mikstūru var nogulsnēt arsenatjonu kā  $\text{MgNH}_4\text{AsO}_4$ , pie kam viss molibdati paliek filtratā. Ar šo filtrātu var izdarīt šādas reakcijas:



6.  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  (tikai 1—2 pilieni) ar paskābinātu ar  $\text{HNO}_3$ -skābi filtrātu dod dzeltenas nogulsnes  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3$ .

7.  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$  skābā šķīdumā dod ar molibdēnskābi lielas sarkanbrūnas nogulsnes, kas šķīst amonija hidroksidā.

8.  $\text{KCNS}$  skābā šķīdumā ar molibdēnskābi dod asinssarkanu nokrāsu, kas pāriet eterī, ja ar to skalo. Šī reakcija ir ļoti jūtīga, ja šķīdumam pieļiek dažus pilienus atšķ.  $\text{SnCl}_2$  šķīduma. Sarkanā nokrāsa pieder kādam kompleksam piecvērtīgam molibdēnrodanidam.

9. Ja molibdēnu saturošus savienojumus iztvaicē ar konc.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -skābi, tad atlikums pēc atdzišanas krāsojas zilā krāsā.

10.  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$  un  $\text{Ag}^{+}$  joni neitrālos molibdata šķīdumos dod nogulsnes, kas šķīst atšķ.  $\text{HNO}_3$ -skābē.

**Sausa reakcija.** Fosfata pārle oksidējošā liesmā bezkrāsaina, reducējošā liesmā (auksta) zāles zaļa vai zilganzaļa.

### Volframs.

Vispastāvīgākie ir sešvērtīgie volframa savienojumi ar skābekli. Oksidējošās skābes, sakausējums ar alkaliju karbonātiem un gaisa skābeklis karstumā oksidē visus citus savienojumus par volframskābi, volframatiem un  $\text{WO}_3$ .

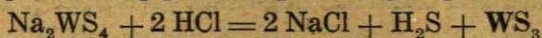
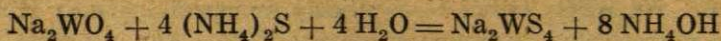
1. Stipras atšķ. minerālskābes kā  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  nogulsnē no volframatu šķīdumiem ūdenī baltu volframskābi  $\text{H}_4\text{WO}_6$ , kas karstumā zaudē ūdeni un pārvēršas par dzeltēnu monohidrātu  $\text{H}_2\text{WO}_4$ . Abas nogulsnes nešķīst reaģenta pārākumā, grūti šķīst konc.  $\text{HCl}$ -skābē, bet viegli šķīst  $\text{NaOH}$  un  $\text{KOH}$  šķīdumos; šķīst arī amonija hidroksida un karbonāta šķīdumos, ar ko atšķiras no  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ . Ja volframskābi stipri izkarsē, tad paliek pāri tumšdzeltēns  $\text{WO}_3$ , kas grūti šķīst atšķ.  $\text{NaOH}$  un  $\text{KOH}$  šķīdumos. To viegli var pārvest šķīdumā, sakausējot ar  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  un kausējumu apstrādājot ar ūdeni:



2.  $\text{H}_2\text{S}$  skābā šķīdumā nogulsnes nedod.

3.  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  arī nedod nogulsnes, bet pārvērš volframatu par sulfovolfamatu, kas paliek III. grupas filtratā. Kad šo filtrātu paskābina, tad sulfovolfamats sadalās un nepilnīgi nogulsnējas gaišbrūns trisulfids  $\text{WS}_3$ . Tirā ūdenī tas viegli atkal pāriet (koloidālā) šķīdumā, tādēļ tas mazgājams ar  $\text{NH}_4\text{Cl}$  saturošu ūdeni.





Ja  $\text{WS}_3$  karsē vaļējā tīgelī, tad gaisa skābeklis to oksidē par  $\text{WO}_3$ ; to pārved šķīdumā, sakausējot ar  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  un kaušējumu apstrādājot ar ūdeni.

4.  $\text{FeSO}_4$  ar volframātiem dod brūnas nogulsnes  $\text{WO}_2$ , bez iepriekšējas zilās nokrāsas (atšķirībā no  $\text{MoO}_4$ ”).

5.  $\text{SnCl}_2$  skābā šķīdumā dod iedzeltēnas nogulsnes, kas karstumā paliek zilās.

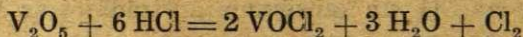
6. Spēcīgi reducētāji kā  $\text{Zn}$  un  $\text{Sn}$  skābā šķīdumā reducē volframatus sākumā par zilu piecvērtīgu pēc tam par brūnu četrvērtīgu savienojumu.

7. Svina acetāts un merkuronitrāts neitrālos šķīdumos dod baltas nogulsnes. Šīs nogulsnes nevar izšķīdināt atšķ. skābēs, jo vienmēr paliek pāri volframskābe, kas atšķaidītās skābēs nešķīst.

**Sausā reakcija.** Fosfata perle oksidējošā liesmā bezkrāsaina, reducējošā liesmā (auksta) zila, bet ja klāt ir arī dzelzs, tad sarkanbrūna.

### Vanadijs.

Augstākais skābekļa savienojums vanadija piecskābis jeb vanadijskābes anhidrīds  $\text{V}_2\text{O}_5$  ir sarkanbrūns pulveris, kas grūti šķīst ūdenī, bet viegli bāzēs. Neitrālos šķīdumos pastāvīgi ir meta-vanadāti, piem.  $\text{NH}_4\text{VO}_3$ .  $\text{V}_2\text{O}_5$  šķīst arī stiprās skābēs, bet šinī gadījumā tas darbojas kā spēcīgs oksidētājs. Reducētāju klātbūtnē, atkarībā no viņu stipruma,  $\text{V}_2\text{O}_5$  reducējas par zilu četrvērtīgu, zaļu trīsvērtīgu un beidzot par violetu divvērtīgu savienojumu. Karstā konc.  $\text{HCl}$ -skābē  $\text{V}_2\text{O}_5$  reducējas par zilu četrvērtīgu vanadilsāli, pie kam atdalās brīvs  $\text{Cl}_2$ :

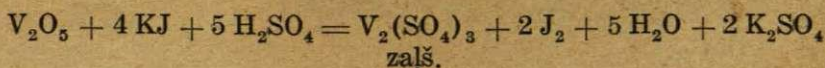


zils.

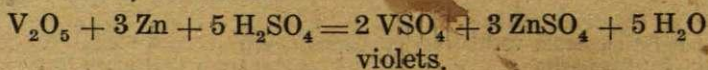
Četrvērtīgās vanadilsālis ir amfoterās: skābēs tās šķīst ar zilu krāsu, pie kam rodas vanadiljons  $\text{VO}_2^{++}$ ; ja šķīdumu neitralizē, tad izkrīt iepelēkas nogulsnes  $\text{V}_2\text{O}_2(\text{OH})_4$ , kas stiprās bāzēs izšķīst ar brūnu nokrāsu.

Zaļās trīsvērtīgās vanadilsālis rodas, ja skābā šķīdumā kā reducētāju lieto P-jonu; zaļā krāsa top redzama tik pēc  $\text{I}_2$  aizdzīšanas.





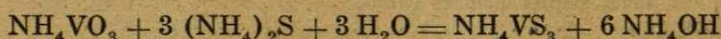
Violēto divvērtīgo vanadosāli var iegūt, reducējot ar metalisku Zn, Cd vai Al:



Divvērtīgie un trīsvērtīgie vanadija savienojumi ir spēcīgi reducētāji. Gaisa skābeklis tos oksidē skābos šķīdumos par četrvērtīgām vanadilsālīm, bet bāziskos šķīdumos par vanadātiem ar piecvērtīgu vanadiju.

1.  $\text{H}_2\text{S}$  skābos šķīdumos reducē vanadatus par vanadilsālīm: šķīdums paliek zils.

2.  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  pārvērš vanadatus (gaisam pieklūstot arī citus vanadija savienojumus) par labi šķīstošiem sulfovanadātiem ķiršu sarkanā krāsā:



Kad III. grupas filtrātu paskābina, tad izkrit  $\text{V}_2\text{S}_5$ . Sulfovanadata sadalīšanās tomēr ir nepilnīga, un vanadijs daļai paliek šķīdumā. Konc.  $\text{HNO}_3$ -skābe karstumā oksidē pentasulfīdu par vanadijskābi.

3.  $\text{H}_2\text{O}_2$  skābos šķīdumos dod ar vanadija savienojumiem raksturīgu sarkanbrūnu nokrāsu, kas pazūd no reagenta pārākuma.

4. Spēcīgi reducētāji kā Zn, Cd, Al skābos šķīdumos reducē vaandijskābi pakāpeniski par zilu vanadilsāli, zaļu vanadisāli un beidzot par violētu vanadosāli.

5.  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , ja to pieliek sausā veidā, ar koncentrētiem vanadatu šķīdumiem, dod baltas nogulsnes — amonija metavanadatu  $\text{NH}_4\text{VO}_3$ .

6.  $\text{HgNO}_3$  neitralos un vāji slāpekskābos šķīdumos nogulsnē baltu  $\text{HgVO}_3$ .

7.  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  neitralos šķīdumos nogulsnē dzeltēnu svina metavanadatu.

8.  $\text{BaCl}_2$  (bet ne Ca- vai Sr-chlorids) nogulsnē neit šķīdumos dzeltēnu barija metavanadatu, kas sildot paliek balt.

**Sausa reakcija.** Fosfata pārle oksidējošā liesmā brūnganidzeltēna; reducējošā liesmā karsta brūnganizaļa, auksta zāleszaļa.



## Saturs.

	L. p.
Pozitīvās un negatīvās vērtības . . . . .	3
Kā var noteikt elementu vērtību savienojumos . . . . .	4
Elektrolītiskā disociācija . . . . .	4
Skābes . . . . .	6
Bāzes . . . . .	8
Amfoterie hidroksīdi . . . . .	8
Sāļi . . . . .	9
Ūdens disociācija . . . . .	10
Darbīgo masu likums un ķīmiskais līdzsvars . . . . .	11
Kā var pamazināt $H^+$ un $OH^-$ jonu koncentrāciju . . . . .	13
Hidrolīze . . . . .	14
Oksidēšana un reducēšana . . . . .	17
Šķīstamības reizinājums . . . . .	19
Priekšmēģinājumi . . . . .	21
Vielas sagatavošana analīzešanai slapjā ceļā . . . . .	27
Nešķīstošu savienojumu sadalīšana . . . . .	28
Vielas, kas traucē slapjās analīzes gaitu . . . . .	30
I. Katjonu grupa . . . . .	31
Traucējumi un sarežģījumi I. grupā . . . . .	32
II. Katjonu grupa . . . . .	32
Traucējumi un sarežģījumi II. grupā . . . . .	33
III. Katjonu grupa . . . . .	35
Traucējumi III. grupā . . . . .	37
Fosforskābes atdalīšana . . . . .	39
IV. Katjonu grupa . . . . .	39
V. Katjonu grupa . . . . .	41
I. Grupas katjonu ( $Pb$ , $Ag$ , $Hg^+$ ) reakcijas . . . . .	41—43
II. A. Grupas katjonu ( $Hg^{++}$ , $Bi$ , $Cu$ , $Cd$ ) reakcijas . . . . .	43—45
II. B. Grupas katjonu ( $As$ , $Sb$ , $Sn$ ) reakcijas . . . . .	45—47
III. Grupas katjonu ( $Al$ , $Cr$ , $Fe$ , $Co$ , $Ni$ , $Mn$ , $Zn$ ) reakcijas . . . . .	48—51
IV. Grupas katjonu reakcijas ( $Ba$ , $Sr$ , $Ca$ ) . . . . .	54—55
V. Grupas katjonu reakcijas ( $K$ , $Na$ , $NH_4^+$ ) . . . . .	55—56
Anjonu iedalīšana grupās . . . . .	57
I. Grupas anjonu ( $SO_4^{--}$ , $SiF_6^{--}$ ) reakcijas . . . . .	58
II. Grupas anjonu ( $C_2O_4^{--}$ , $F^-$ , $CrO_4^{--}$ , $SO_3^{--}$ , $S_2O_3^{--}$ ) reakcijas . . . . .	59—60
III. Grupas anjonu ( $PO_4^{--}$ , $AsO_4^{--}$ , $AsO_3^{--}$ , $BO_3^{--}$ , $C_4H_4O_6^{--}$ ) reakcijas . . . . .	61—62
IV. Grupas anjonu ( $Cl^-$ , $Br^-$ , $J^-$ , $CN^-$ , $Fe(CN)_6^{--}$ , $Fe(CN)_6^{--}$ , $CIO^-$ , $CNS^-$ , $BrO_3^-$ , $JO_3^-$ , $S^{--}$ ) reakcijas . . . . .	63—67
V. Grupas anjonu ( $NO_3^-$ , $NO_2^-$ , $CH_3COO^-$ , $CIO_3^-$ , $MnO_4^-$ ) reakcijas . . . . .	67—69
Ogļskābes un kramskābes ( $CO_3^{--}$ un $SiO_3^{--}$ ) reakcijas . . . . .	69
Katjonu analīzes šēmas paraugs . . . . .	70
Anjonu analīzes šēmas paraugs . . . . .	71
Papildinājumi pie III. katjonu grupas . . . . .	72
Molīdēna reakcijas . . . . .	76
Volfrāma reakcijas . . . . .	77
Vanādijs reakcijas . . . . .	78