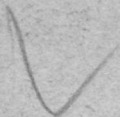


EA41299

Põh



K V A L I T A T I I V S E A N A L Ü Ü S I
A L G P R A K T I K U M T E H N I K U M I L E J A R E A A L G Ü M N A A S I U M I L E

Prof. A. Parise j.t. järele

koostanud

A. R e e b e n

~~Sf. 19668~~

Riigiraamat
№ ~~65499:3~~
~~EA41299~~

Tartu - 1939

544(076)

THE UNIVERSITY OF CHICAGO
LIBRARY

1945

A. R. ...

...

1. AINE OLEK.

Aine võib olla kõvas, vedelas, gaasilises või kolloidaalses olekus. Viimane nimetus tuleb sõnast colla=liim ja tähendab liimisarnast vedelat aine olekut, mis harilikult vesilahust (soola=, suhkrulahust) erineb selle poolest, et need ained ei lähe läbi tselluloosist, pergamendist või põienahast kesta; samuti vee aurates ei eraldu nad kristallidena, vaid amorfse (vormitu, kujutu) massina. Sarnased ained on näiteks liim, valgud, kummi, klaas, vaha jne.

Kõvas ja kolloidaalses olekus ained harilikult ei reageeru. Suurem osa reaktsioone toimub vesilahuses. Lahustajana tulevad veel arvesse piiritus, bensiin, bensool, eeter, atsetoon jne., kuid hariliku analüüsi juures saab neid harva tarvitada.

2. NORMAAL-LAHUD.

Normaal-lahuks nim. niisugust lahu, kus 1 liitris vees on lahustunud 1 gramm-molekul ehk 1 gramm-ekvivalent ainet. Näit.: NaOH molekulkaal on: $23,0 + 16 + 1,01 = 40,01$. Normaalne NaOH-lahu peab sisaldama 1 ltr. vees 1 gr.-molekuli, s.o. 40,01 grammi NaOH.

Väävelhape - H_2SO_4 - molekulkaal on 98,08 (nimelt $2,02 + 32,06 + 64 = 98,08$); H_2SO_4 on kahealuseline hape, s.o. ta sisaldab kaks OH-rühma, nagu näha järgmistest H_2SO_4 struktuur (ehitus-) vormelist:
OH \searrow SO₂
OH \searrow kohta 98,08 : 2 = 49,04 grammi. (1 gramm-ekvivalent), et saada normaallahu.

Fosforhappe puhul tuleks - sest et ta on kolmealuseline hape: OH

OH \searrow PO - võtta $\frac{1}{3}$ molekulkaalust.
OH \searrow

$$H_3PO_4 \text{ mol.,-kaal} = 3,02 + 31,04 + 64 = 98,06$$

$$1 \text{ gramm-ekvivalent} = \frac{98,06}{3} = 32,69 \text{ gr. liitris.}$$

Kui ainet on $\frac{1}{10}$ normaalhulgast, siis on lahu

$\frac{1}{10}$ normaali ($\frac{1}{10}$ n ehk $\frac{N}{10}$) jne.

Gramm-molekuli märkimiseks tarvitatakse lühendatult gramm-mool ehk lihtsalt mool. Näit.: hapniku mol = 32, vee mool = 18,02 jne.

3. AINE LAHUSTUVUSEST VEES.

Aine võib olla vedelikus:

- 1) palja silmaga nähtavas hõljuvas olekus - suspensioon; mõne aja seismise järele sadestub ta põhja või tõuseb pinnale (kolloidsed ained);
- 2) ainult mikroskoobis nähtav - emulsioon, näit. piim;
- 3) näiliselt täiesti kadunud, s.t. aine osakesi ei ole enam võimalik näha harilikude abinõudega (ainult ultramikroskoobis - liikumist) lahu, näit.: sool, suhkur.

Katsed näitavad, et üks aine võib lahustuda teises piiramatult (näit. piiritus vees) või piiratud hulgal (soolad).

Lahustavus harilikult tõuseb temperatuuriga, s.t. mida kõrgem temperatuur, seda enam lahustub ainet. Keedusoola juures jääb see peaaegu samaks.

Mõnede ainete lahustumisel vees temperatuur langeb. Nii näit., kui soola segada lumega 1:3 vahekorras, langeb temperatuur - 21°C.

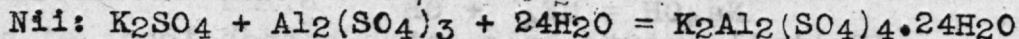
Teatud tingimustel sünnib n.n. üliküllastatud lahu, milles on lahustunud enam ainet, kui see vastab teatud temperatuurile ja lahustuvusele.

Valmistame piinlikult puhtas klaasis küllastatud lahu 42,7 g Glauberi soolast ja 100 g veest 100°C juures. Katame klaasi pealt kinni ja hoiame vähemagi pörutuse eest kuni lahu aeglaselt jahtub toatemperatuurini. Saade ei ilmu, ehk küll 20°C juures ainult 19,4 k.-ü 100 g vees lahustub. Kui nüüd lahu liigutada või visata kristallike Glauberi soola, siis kristalliseerub lahu silmapilkselt.

Pärast kristalliseerumist on kristallides n.n. kristallvesi, mis ainega keemiliselt seotud. Kui kristallvesi kuumutamise ja väljaurutamisega saadakse veeta ehk kaltsineeritud sool. Vaskvitrioli (CuSO₄) kristallid sisaldavad näiteks 5 osa kristall-

vett, seepärast kirjutatakse tema valem järgmiselt: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Glauberi soola valem on: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Esimeses on umbes 36%, teises - 56% vett, mis eraldub kuumutamisel.

Mõned soolad kristalliseeruvad ühisest lahust kaksiksooladena.



4. IOONIDE TEORIA.

Me kuulsime, et kaugelt suurem osa reaktsioone toimub vesilahustes. Järelikult vesi avaldab ainetele isesugust mõju.

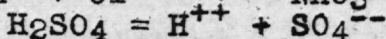
Rahuldava seletusega ainete omaduste kohta vesilahustes esines Rootsi keemik Arrhenius (1887). Ta väljendas hüpoteesi, et ained vesilahudes lagunevad molekuliosadeks, mida ta nimetas ioonideks (=rändajad).

Kui näiteks soolad, happed ja alused vees lahustuvad, siis ei leidu - selle teooria järele - vees mitte aine terveid molekule, vaid molekulite osi, millistest ühed saavad positiivse, teised negatiivse elektrilaengute kandjaks. Elektrilisteks saavad nad lahustumomendil, kui vool ei läse elektrivoolu läbi, samuti ka vesi, küll aga läseb voolu läbi soola vesilahus.

Kui vesilahust juhtida läbi elektrivool, hakkavad positiivsed ioonid liikuma negatiivse pooli ehk katoodi poole; neid kutsutakse seepärast katioonideks. Negatiivsed ioonid liiguvad positiivse pooli ehk anoodi poole; neid kutsutakse seepärast anioonideks.

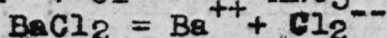
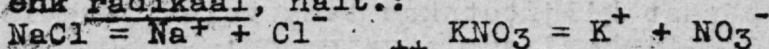
Sarnast ainete lagunemist vesilahudes nim. elektrolüütiliseks dissotsiatsiooniks ja lagunevaid aineid elektrolüütideks. Enamik aineid, mis esinevad tavallises analüüsis, on elektrolüüdid (happed, alused, soolad)

Hapete puhul on katiooniks alati vesinik, kuna järelejäänud osa molekulist esineb anioonina

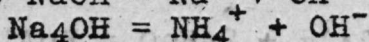


Soolade puhul on katiooniks happe vesinikku asendav metall, kuna aniooniks on vastava happe

Jääk ehk radikaal, näit.:



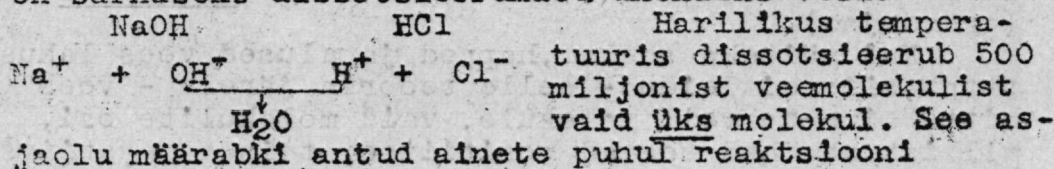
Aluste puhul on aniooniks alati hüdroksüülrühm ja katiooniks loomulikult järelejäänud osa molekulist, näit.: $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$



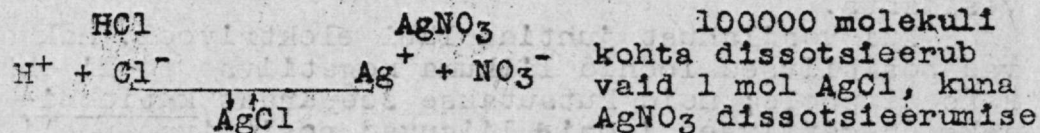
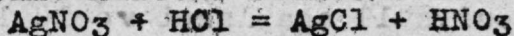
Elektrilaengute hulk, mida kannabioon, ei ole juhuslik: ta vastab alati elemendi või elementide rühmituse - radikaali - keemilisele väärisusele (valentsile).

Reaktsioonid, mis toimuvad vesilahudes, on alati reaktsioonid ioonide vahel. Reaktsioon toimub alati selles sihis, et tekib dissotsieerumatu ühend, s.o. niisugune ühend, mis ei lagune ioonideks.

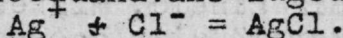
Hapete ja aluste vastastikkusel reageerimisel on sarnaseks dissotsieerumatu ühendiks vesi:



Võtame näiteks reaktsiooni



võime on 700000 korda suurem. See suur vahe dissotsieerumises tingibki AgCl eraldumise sademena, mille juures sade eraldub praktiliselt täielikuna. Ioonid H^+ ja NO_3^- jäävad lahusesse muutumatult. Seepärast tuleb siin mõõduandvaks lugeda ainult reaktsiooni

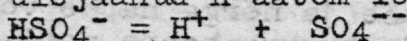


s.o. kui lahuses on Ag-ioon ja Cl-ioon, siis ühinevad nad alati ioniseerimatu (dissotsieerumatu) AgCl-ks. Millise ühendi kujul Ag-ioon ja Cl-ioon on võetud, see on ükskõik.

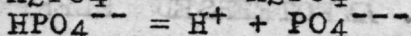
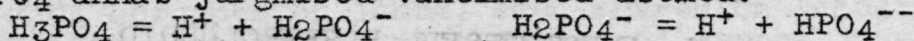
Üldse: kui kaks iooni, positiivne ja negatiivne, mis võivad anda dissotsieerumatu ühendi, kokku puu-

tuvad, siis toimub reaktsioon alati selle dissotsieerumatu ühendi tekkimise sihis. Dissotsieerumatu ühendite hulka kuuluvad: H_2O ; $AgCl$, $BaSO_4$, S ühendid metallidega, CN -ühendid jne.

Reaktsioonid toimuvad täielikumalt lahjendatud lahuses. Kui lahus on kontsenteeritud (koondatud), jäävad molekulid osalt terveks ehk tekivad vahelised dissotsiatsiooni astmed. Näiteks on kontsenteeritud H_2SO_4 -is pea ainult terved molekulid. Väheses vees dissotsieerub H_2SO_4 järgmiselt: $H_2SO_4 = H^+ + HSO_4^-$. Kui lahus edasi lahjendada, lagunevad ka HSO_4^- -ioonid, kusjuures ülejäänud H-aatom ioonina eraldub:

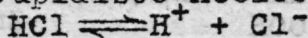


H_3PO_4 annab järgmised vahelised astmed:



s.o. vesiniku aatomid fosforhappes ioniseeruvad järk-järgult, mida rohkem lahus lahjeneb.

Dissotsiatsiooni suurus oleneb kontsentratsioonist: mida kontsenteeritum lahus, seda rohkem on terveid molekule; lahjendatud lahuses on ülekaal ioonidel. Kui lahus lahjendada, suureneb ioonide arv; kontsenteerimisel aga väheneb ioonide ja suureneb terve molekule arv. Seda vahet vaheldatakse võrreldes vastupidiste poolte abil. Näit.:



5. HÜDROLÜÜS.

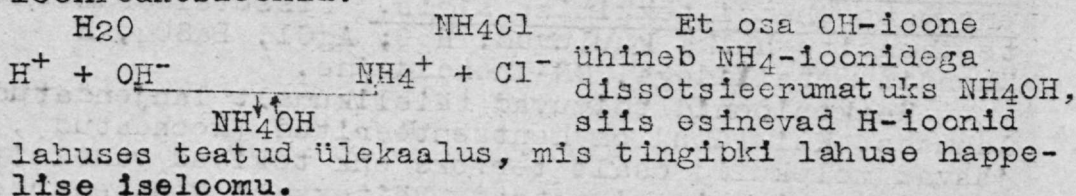
Vesi dissotsieerub vähesel määral vastavalt võrreldile: $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$.

Olgugi, et vee elektrolüütiline dissotsiatsioon on äärmiselt väike, tuleb seda siiski arvestada paljude soolade puhul. Vee-ioonide mõjul võib ioonide tasakaal lahuses nihkuda teatud sihis. Mõned näited:

KCN H_2O Kuna siin tekib vähe dissotsieeruv HCN , siis põhjustab see OH^- -ioonide ülekaalu võrreldes H^+ -ioonidega ja lahus omandab selle tõttu leelise reaktsiooni.

Salmiagi (NH_4Cl) vesilahus omab teatavasti happelise reaktsiooni. Seda selgitavad järgmised

ioonreaktsioonid:



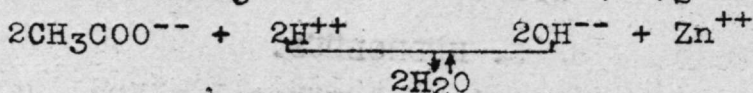
Üldiselt nim. säärast vee toimet hüdrolüüsiks. Hüdrolüütilised reaktsioonid on kõik pöörduvad, s.t. et nad võivad tingimuste muutudes minna kord ühele, kord teisele poole. Hüdrolüüs esineb alati sääl, kus on olemas tugeva aluse ja nõrga happe või ümberpöörduvalt - nõrga aluse ja tugeva happe sool.

6. AMFOTEERSED ELEKTROLÜÜDID.

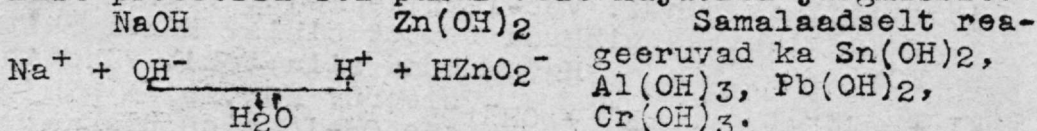
Elektrolüütide hulgas leidub ka sarnaseid, mis elektrolüütilisel dissotsiatsioonil annavad nii H- kui OH-ioone, s.t. omavad nii happe kui aluse omadusi. Siia kuuluvad mõningate metallide vesihapendid (hüdrosüüdid), nagu $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

$\text{Zn}(\text{OH})_2$ lahustamisel, näiteks, dissotsieerub järgmiselt: $\text{H}^+ + \text{HZnO}_2^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Zn}^{++} + 2\text{OH}^{--}$

Nõrkade hapete suhtes $\text{Zn}(\text{OH})_2$ on aluseline aine, näiteks: $2\text{CH}_3\text{COOH} \quad \text{Zn}(\text{OH})_2$



Tugevate aluste (NaOH) ahtes aga esineb ta happeana. Tugeva aluse OH-ioonide hulk tõrjub $\text{Zn}(\text{OH})_2$ aluselise dissotsiatsiooni täielikult tagasi. Keemilist protsessi sel puhul võib kujutada järgmiselt:



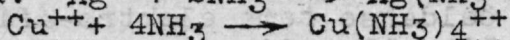
Sarnaseid elektrolüüte nimetatakse amfoteerseteks ehk amfolüütideks.

7. KOMPLEKS-ÜHENDID.

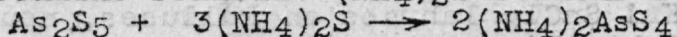
On ühendeid, mis elektrolüütilisel dissotsiee-

rumisel annavad komplekskatioone ja -anioone elektriliselt neutraalsete ainetega.

Nii näiteks Ag, Cu, Zn annavad kompleksühendid lahuses oleva NH₃-iga. $Ag^+ + 2NH_3 \rightarrow Ag(NH_3^+)_2$



Sellega seletub mõningate raskesti lahustuvate ainete lahustamine reaktiiv (NH₄)₂S toimel. Näiteks



Tugevate hapete sooladest tekkinud kompleksühendid harilikult dissotsieeruvad lahjendatud lahuses oma osadeks. Nõrkade hapete või aluste sooladest takkinud kompleksioonid on juba palju püsivamad. Üldse: mida nõrgemad on lahud, seda suurem on lahustunud ainete dissotsieerumise võime või suurus ja - ümberpöörduvalt: mida kangem on lahu, seda vähem on temas dissotsieerunud osiseid - ioone. Seda nimetatakse massi toime seaduseks.

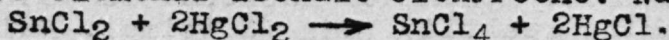
8. AATOMI E HITUSEST.

Praegu maksvate vaadete kohaselt koosneb aatom positiivsest tuumast ja selle ümber tiirlevaist negatiivseist elektroonest. Et aatom omaette on elektriliselt neutraalne, siis peab ta ümber tiirlevate elektronide laeng võrduma selle aatomituuma positiivse laenguga.

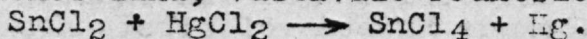
Üksikasjadesse tungimata olgu öeldud, et aatomituuma positiivne laeng vastab elemendi kohanumbrile (aatominumbrile) perioodilises süsteemis. Mõnede ainete aatomite elektronide hulk on väga stabiilne. Siia kuuluvad n.n. väärisgaasid: He, Ne, Ar, Kr, X. Teiste elementide aatomite omad ei ole seda mitte; mõned võivad teatud tingimustel ära anda ühe või mitu elektroni (valentselektronid), teised jälle võivad omastada elektroone teistelt elementidelt. Kõik see toimub põhimõtte järgi, et aatom omandaks stabiilsema elektronide konfiguratsiooni. Niiviisi tekivadki ioonid: katioonid - kui aatom elektroone ära annab, anioonid - kui aatom elektroone juurde saab. Vesinikioon (H⁺) on vesiniku aatom, mis kaotanud ühe elektroni, kuna kloori-ioon (Cl⁻) on kloori aatom, mis

Ühe elektroni mujalt juurde saanud.

Mil määral üks või teine aatom oma elektrone jõuab kinni pidada või jälle neid mujalt omale kiskuda, see oleneb elemendi keemilisest loomusest ehk nagu öeldakse tema elektro-afiinsusest. See erinevus võib olla nii suur, et ühe elemendi ioon võtab teise elemendiioonilt elektrone. Näiteks:



Kui SnCl_2 lahuses on külluses, neutraliseerub Hg^+ elektriliselt täielikult ja langeb välja sademona elavhõbedana, vastavalt reaktsioonile.



Aatomite ehitusest võime saada ettekujutuse alljärgnevate jooniste abil:



on vesiniku (H) aatom posit. tuumaga (kuhu on koondatud aatomi mass), mille ümber tiirleb 1 elektron.



on heeliumi (He) aatom. Siin on aatomis peituvad elektrilised tungid tasakaalus, s.t. aatom on elektroneutraalne.



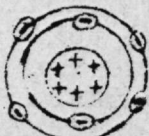
on liitiumi (Li) aatom. Tuuma ümber tiirlevad 3 elektroni, nendest 2 sisemisel ja 1 välimisel orbiidil.



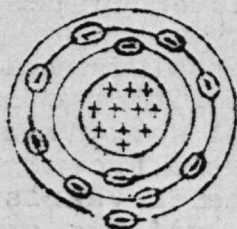
on berüllium (Be) aatom. Tuuma ümber tiirlevad 2/2 elektroni 2 orbiidil.



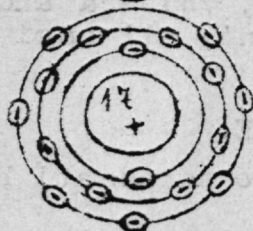
on boori (B) aatom. Tuuma ümber tiirlevad 5 elektroni, nendest 3 välimisel orbiidil.



on süsiniku (C) aatom. Tuuma ümber tiirlevad 2/4 elektroni, nendest 4 välimisel orbiidil.



on naatriumi (Na) aatom.
Posit. tuuma ümber tiirlevad
2/8/1 elektrooni, nendest 1 vä-
limisel orbiidil.



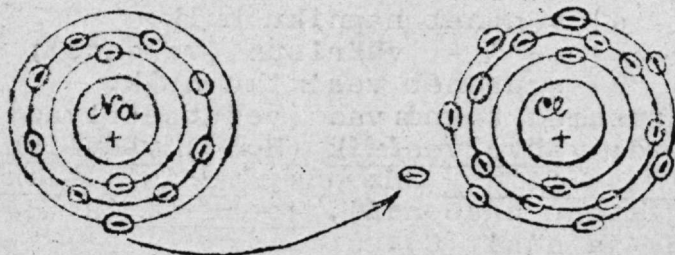
on kloori (Cl) aatom.
Tuuma ümber tiirlevad 2/8/7
elektrooni, nendest 7 välimisel
orbiidil.

Aatomituuma ligemal orbiidil tiirleb alati 2 elektrooni (erandiks H), teistel orbiitidel on see arv 8 või välisorbiidil murdosa 8-st.

Elementide süsteemi VIII rühma püsivgaasid He, Ne, Ar, Kr ja X ei anna ühendeid teiste ainetega - sest neil on stabiilne elektronide struktuur; nende välimisel orbiidil tiirleb 8 või 2 (võrdne arv sisemisega) elektrooni.

Teiste elementide väliskatted ei oma nii püsivat struktuuri, kuid neil on püüd, kas elektronide äraandmise (metallid) või elektronide juurdevõtmise (metalloidid) teel omada 8 elektronilist välisorbiti.

Näide: Metall Na on välimisel orbiidil 1 elektroon, metalloid Cl puubu 8 elektroonist 1. Keemilise ühendi tekkimine nende kahe aine vahel toimub nii, et Na annab oma "ülelligse" elektrooni "puudura" Cl elektrooni asemele.



Sellelega saavutavad mõlemad elemendid püsiva elektroonide rühmituse.

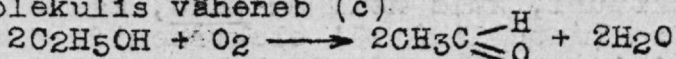
Ühinemisel on tähtsad väliskattel asuvad elektroonid. Na omab vesilahuses positiivse laengu (Na^+), sest 1 elektroon läks ära; Cl selle vastu negatiivse laengu (Cl^-), kuna ta sai elektrooni juurde. Samuti on laengute arv võrdne elemendi väärisusega (valentsiga). Cl, näit. võib saada, või ära anda 7 oma välisorbiidil asuvat elektrooni, nii ongi ta oma ühendites ka 1 või 7 väärtne.

9. HAPENDUMINE JA TAANDUMINE.

Analüüsi käigus esinevad õige sagedasti hapendumise ja taandumise nähted.

Hapendumine (oksüdatsioon) on reaktsioon, mille puhul antud aines kas: a) suureneb hapniku hulk; b) suureneb väärisus (valents); c) väheneb vesiniku hulk.

Kõige peält kuuluvad siia ainete ühinemised hapnikuga (a), mis võivad toimuda ka väljaspool vesilahuseid. Väärisuse (valentsi) suurenemisest (b) nägime eespool toodud reaktsiooni ($\text{SnCl}_2 + \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{Hg}$) juures. Etüülalkohooli hapendumisel näiteks hapniku mõjul vesiniku hulk molekulis väheneb (c).



Ka sarnast protsessi nim. hapendumiseks.

Tähtsamad analüüsis tarvitatavad hapendajad on: kloor ja broomvesi, vesinikülihapend (H_2O_2), salpeeterhape (HNO_3), kuningavesi ($\text{HNO}_3 + 3\text{HCl}$), kaaliumbikromaat ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), tinaülihapend (PbO_2).

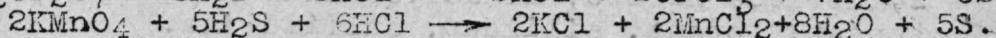
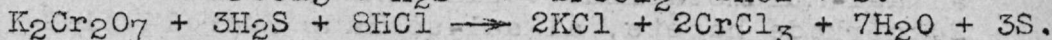
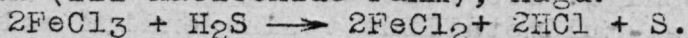
Taandumine (reduktsioon) on reaktsioon, mille puhul antud aines kas:

- väheneb hapniku hulk;
- " - väärisus (valents);
- suureneb vesiniku hulk.

Tähtsamad taandavad (redutseerivad) ained on järgmised: väävelvesinik (H_2S), väävlihape (H_2SO_3), ammooniumsulfiid $\text{Z}(\text{NH}_4)_2\text{S}$, vesinik tekkimismomendil (in statu nascendi), joodvesinik (HJ), alkohol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) ja süsi (C).

Alljärgnevas on toodud mõned analüüsis hari-likumad taandumise ja hapendumise reaktsioonid.

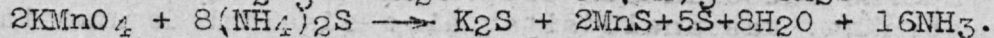
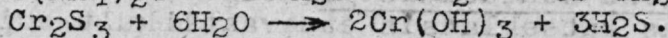
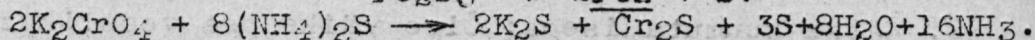
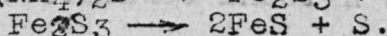
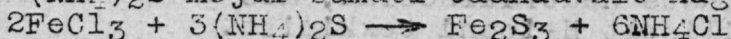
1) H_2S toimel (lahust läbi juhtides) taandub hulk aineid (III katioonide rühm), nagu:



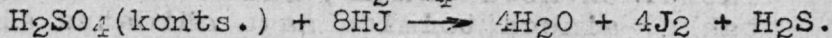
Väävelvesiniku vesinik ise hapendub selle juures järgmise skeemi järele:



2) $(NH_4)_2S$ mõjul samuti taanduvalt nagu H_2S -ki:



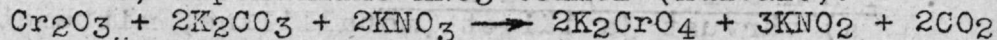
3) HJ toimel taandub H_2SO_4 :



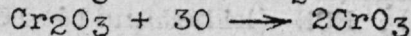
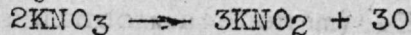
4) Taandumine C toimel (kuivalt):



5) Hapendumine KNO_3 toimel (kuivalt):



Üksikasjalikumalt toimuksid reaktsioonid järgmiselt:



10. KVALITATIIVNE ANALÜÜS.

Teada soovides, millistest elementidest (lihtainetest) mingi liitaine koosneb, peame kinni pidama teatud analüüsikäigust, mida võime jagada järgmisteks osadeks: eelkatsed, katioonide (metallide) ja anioonide (hapete) tõestamine.

E e l k a t s e d .

A. ANALÜÜSITAV AINE ON VEDELIK.

1. Katse lakmuspaberiga:

a) vedelik on neutraalne - sel korral ta ei sisalda vaba hapet ega alust, samuti puuduvad happelised soolad ja soolad, mis võiksid laguneda hüdro-

lüttiliselt;

b) vedelik on aluselise reaktsiooniga s.t. antud lahuses esinevad ülekaalus OH-ioonid võrreldes H-iooniga. See võib tingitud olla: 1) alkaal- või alkaal-muldmetallide vesihapendite esinemisest; 2) nõrkade hapete, alkaal-soolade hüdroliüsist (karbonaat, boraat, silikaat, sulfiid jne.)

c) vedelik on happelise reaktsiooniga - H-ioonide ülekaalus, sel korral võivad lahuses olla vabad happed, happelised soolad ja samuti ka nõrkade aluste neutraalsoolad, mis põhjustavad hüdroliüttiliselt H-iooni tekkimist.

2. Katse kuumutamisega: Õige väike osa vedelikust kuivas katseklaasis ettevaatlikult kuivaks aurutada, et näha, kas analüüsitav aine sisaldab lenduvaid aineid. On need olemas, siis tuleb saadud kuiva (tahke) ainega toimida nagu näidatud allpool.

B. ANALÜÜSITAV AINE ON TAHKE.

1. T ä h e l e p a n n a :

a) värvust ja läiget (metalliline, mittemetalliline);

b) lõhna: NH_3 (mõnede ammooniumsoolade puhul); Cl_2 (hüpokloriit), HCN (kibemandle lõhn), SO_2 (iseloomulik savi lõhn).

2. Katse kuumutamisega, nagu p.2. Selle juures võivad esineda:

a) värvi muutmine (jahtumisel - tagasi).

valge kollaseks - ZnO

" pruunikaskollaseks - SnO_2

" kollakaspunaseks - Sb_2O_3

kollakasvalge → pruuniks - Mn-ühendid.

Värvilised ained har. muutuvad tumedamaks ehk pruuniks ja mustaks.

b) sulamine - kristallvett sisaldavad soolad, nagu boraks, maarjajää, AgNO_3 ja paljud leelismetallide soolad.

c) söestumine - orgaanilised ained.

d) sublimatsioon (aur külmematel kohtadel) -

- valge: NH_4 -soolad - märjaks tehtud punane lakmuspaber värvub siniseks; Hg-soolad - läikivad piisakesed; Sb_2O_3 , As_2O_3 - viimasel tunda küüslaugu lõhna; mõned orgaanilised ained, nagu oblikhape jne.

- värviline: J_2 - lilla; As_2S_3 - kollane; S - kollane terava lõhnaga (SO_2); HgJ_2 - oranž, pärast punane.

e) Gaaside eraldamine.

1) värvita gaasid:

O_2 - nitraadid, ülihapendid;

N_2O , magusa lõhnaga - NH_4NO_3 ;

CO_2 - karbonaadid, org. ained, sade $\text{Ba}(\text{OH})_2$ lahusega - BaCO_3 ;

SO_2 - sulfiidid, sulfaadid, tunda väävl lõhnast;

NH_3 - ammoniumsoolad, tunda lõhnast.

HCN - tsüaanühendid, kibemandli lõhn, väga mürgine!

H_2S - sulfiide ja tiosulfiidide lagunemisel, mädamuna lõhn.

2) värvilised gaasid:

NO_2 , pruun - nitraadid ja nitriidid;

Cl_2 , rohekas-kollane;

Br_2 , pruun;

J_2 , lilla;

CrO_2Cl_2 , punakaspruun.

3. KATSE LEEGI VÄRVIMISEGA.

Terastraadiga, mille ots silmuseks käänatud, võetakse veidi ainet ja kuumutatakse leegi alumisel, välisel serval. Et kloriidid kõige kergemini lenduvad, siis on kasulik traati enne aine võtmist kasta konts. soolhappesse.

Leeki värvivad järgmised elemendid:

Na - kollaseks,

K - lillaks,

Li, Sr - karminpunaseks,

Ca - telliskivipunaseks,

Cu, Ba, B - rohelineks,

Pb, Sn, Sb, As - valkjassiniseks.

Kui Na ja K on mõlemad aines olemas, siis varjab Na-leegi värvus kui intensiivsem K värvuse. Sel korral võetakse leegi vaatlemiseks sinine Co-Klaas või indigo-lanusega täidetud klaasprisma appi. Na-kiired absorbeeruvad ja nähtavaks jääb vaid K värvus.

Enam jagu lihtaineid ei värvi leeki kas sugugi või õige nõrgalt.

4. KATSE BOORAKSHELMEGA.

Kuumaks aetud plaatinatraadi otsaga võetakse booraksit ja kuumendatakse ta sulaks. Niiviisi saadud boorakshelmega võetakse vähe ainet ja kuumutatakse uuesti. Kuumutada võib:

1) leegi värvita osas, kus hapniku külluses, s.o. hapendavas (oksüdeerivas) leegis, ehk

2) leegi keskmises süsinikku sisaldavas osas, kus hapnikku vähe, s.o. taandavas (reduktseerivas) leegis.

Järgmised metallid annavad iseloomulikke värvilisi ühendeid boorakshelmes:

Hapendavas leegis		Taandavas leegis
roheline	Cr	roheline
siniroheline	Cu	punakaspruun
sinine	Co	sinine
kollakaspruun	Fe	rohekas
pruunikas	Ni	hall
lilla	Mn	värvitu.

Mõnikord on värvus külmalt teissugune kui kuumalt.

SiO₂ jääb selle katse puhul osalt sulamatuks - annab valge pära.

5. KATSE KUUMUTAMISEGA SÖEL.

Aine segatakse enne kuumutamist Na₂CO₃-ga ehk seguga Na₂CO₃ + K₂CO₃, mis sulab kergemini. Kuumutatakse joottoru abil sõesse uuristatud augus. Selle

tagajärjel:

1) S-ühendid taanduvad Na_2S , mis annab märjalt hõbedal musta täpi - Ag_2S ;

2) Ag, Au, Cu, Sn taanduvad ja vabastuvad metallidena;

3) hapenduvad, andes kirme sõe külmemal osal CdO - pruuni, Bi_2O_3 - pruunikaskollase; PbO - kollase ja Sb_2O_3 , ZnO , MgO , As_2O_3 (küüslaugu lõhnaga) - valged.

Eelkatsed ei anna veel selget otsust aine koostise kohta; nad võivad anda siiski mõne tähtsa näpunäite, mis kergendab järgnevat süstemaatilist analüüsikäiku.

11. ÜLDISI MÄRKUSI ANALÜÜSI KOHTA.

Kõige päält tuleb analüüsitava ainet katsuda (võttes seda katseks õige vähe) lahustada

1) destilleeritud vees,
esiteks külmalt, siis soojendades.

Kui aine lahustub ainult osaliselt, mille üle võib otsustada aurutades mõne tilga kuivaks, siis filtreeritakse see osa ja analüüsitakse saadud vesilahus eraldi.

Vees lahustamata jäänud jääki pestakse keeva veega mitte vähem kui neli korda ja katsutakse seda lahustada (võttes osa sellest):

- 2) HCl , esiteks lahj., siis konts.,
- 3) HNO_3 , ka esiteks lahj., siis konts.
- 4) kuningavees ($\text{HNO}_3 + 3\text{HCl}$),
- 5) konts. $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O}_2$.

Ka hapete puhul saadud lahud analüüsitakse eraldi.

Hapetes lahustumatu osa pestakse, kuivatatakse, segatakse 4-6 osa Na_2CO_3 ja K_2CO_3 seguga ja sulatatakse söel joottoru abil. Saadud sulatis lahustatakse vees ja filtreeritakse. Filtraadis tuleb otsida anioone. Jääki pestakse kuuma veega kuni neutraalse reaktsioonini (lakmus!) ja lahustatakse HCl -is. Selles lahuses leiduvad katioonid.

12. KATIOONIDE TÕESTAMINE.

I ehk HCl - rühm.

Pb, Ag, Hg.

Lahule lisatakse vähe lahj. HCl. Kui sadet ei ilmu, siis puuduvad I rühma katioonid, ja minnakse järgmise (II) katiooniderühma juurde.

Ilmub aga sade, siis leidub I rühma katioone. Sademes võivad olla PbCl₂, AgCl, Hg₂Cl₂.

Sademest filtril pestakse keeva vee abil välja PbCl₂, AgCl ja Hg₂Cl₂ ei lahustu ja jäävad filtrile.

Pb⁺⁺ tõestamine.

Filtraadile lisandatakse lahj. H₂SO₄. On Pb⁺⁺ olemas, siis tekib valge sade - PbSO₄. K₂CrO₄ - või K₂Cr₂O₇-lahused annavad Pb⁺⁺ juuresolekul kollase sademe - PbCrO₄. Samuti annab KJ kollase sademe - PbJ₂.

Ag⁺ tõestamine.

Ag⁺ eraldamiseks Hg₂⁺⁺ leotatakse NH₄OH abil sademest välja AgCl: lahustub ammoniaagilahuses ja annab Ag(NH₃)₂Cl. See ühend läheb filtraati, kuna kurnale jääb Hg-sade. Sademe ilmumine uuesti HCl lisamisel tõestab Ag.

Hg₂⁺⁺ tõestamine.

On Hg₂⁺⁺ olemas, siis muutub Hg₂Cl₂-sade NH₄OH toimel mustaks.

II ehk H₂S - rühm.

Hg(kahevalentne), Pb, Bi, Cu, Cd, As, Sb, Sr.

Veel soojast filtraadist juhitakse läbi H₂S. Kui sadet ei ilmu, siis puudub II rühm, ja minnakse nüüd järgmise, III rühma juurde.

Märkus: Kui lahuses on oksüdeeruvaid aineid (FeCl₃, CrO₄⁺⁺, MnO₄⁺, Cl₂, Br₂, J₂, palju NO₂⁺), siis sadestub väävlit. Väävli sadet võib tunda sel-

lest, et ta on kollakasvalge, peenike ja läheb filtrist läbi, kuna II rühma katioonide sademed on värvilised, räitsalised ja võrdlemisi kergesti filtreeruvad. Ka võib vävilit tunda sellest, et ta lahustub bensoolis (tublisti lokutada!).

Kui sade ilmub, siis on olemas II rühma katioonid. Sel korral juhitakse lahusesse H_2S kuni küllastuseni, s.t. kuni lahus püüde loksutamist on tugeva H_2S lõhnaga, lisatakse juurde $(NH_4)_2S_x$ -lahust umbes võrdne ruumala ja jäetakse 10-15 min. seisma. Nüüd lahustuvad As-, Sb- ja Sn-sulfiidid (SnS lahustub raskesti). Vähesel määral lahustub ammooniumipolüsulfiidis ka CuS .

Sademesse jäävad: HgS , PbS , Bi_2S_3 , CuS ja CdS .

Sadet keedetakse portselankausikeses 20% lahj. HNO_3 (1 osa konts. HNO_3 ja 2 osa vett) ja filtritakse. Lahustamatuks jääb veel vaid HgS , kuna kõik teised lähevad nitraatitena lahusesse.

Hg⁺ töestamine.

HgS sade (must) lahustatakse kuningavees (3 osa koondatud HCl + 1 osa koon. HNO_3) soojendamisel ja aurutatakse peaaegu kuivaks. Jääk lahustatakse väheses hulgas destill. vees, filtritakse ja lisatakse juurde $SnCl_2$ lahust. - Hg juuresolekul ilmub hall sade (Hg_2Cl_2 või vaba Hg).

Filtraat (Pb^{++} , Bi^{+++} , Cu^{++} , Cd^{++}) aurutatakse peaaegu kuivaks, lahjendatakse vähese veega ja lisatakse juurde lahj. H_2SO_4 . Sadestub $PbSO_4$ (valge).

Pb töestamine.

Kui sade lahustub viinhapuammooniumis, siis on töestatud Pb olemasolu.

Bi töestamine ja eraldamine.

Filtraadile lisandatakse niipalju NH_4OH , et loksutamisel tundub selgesti NH_3 lõhna. Soojendamisel sadestub $Bi(OH)_3$ ja $Bi(OH)SO_4$ segu - valge, lahustub lahj. HNO_3 . Filtraadis $Cu(NH_3)_4$ ja $Cd(NH_3)_4^{++}$.

Cu töestamine.

Kui Cu olemas, siis on filtraat sinine
 $\sqrt{\text{Cu}(\text{NH}_3)_4}$. NaOH juurdelisamine annab tunesinise
värvuse; $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ - punakaspruuni sade-
me.

Cd töestamine.

Kui Cu puudub, siis lastakse lahusest läbi
 H_2S . Tekib kollane säde - CdS ; värvus (helekollane
kuni pruun) oleneb suuresti katse tingimustest.

Kui on Cu, siis peab lahusele lisandama KCN,
kuni kaob sinine värvus, ja siis H_2S läbi laskma.
Sadestub CdS .

As, Sb ja Sn eraldamine ja töestamine.

=====

I. Soolhappe - meetod.

Sadet soojendatakse 20% HCl kuni hapu reaktsioo-
nini ja kurnatakse. Filtraadis Sn ja Sb kloriidide-
na. Kurnale jäävad As (enamasti As_2S_5) ja S.

As töestamine.

Sade (As_2S_3 ja S) lahustatakse $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{NH}_4\text{OH}$
segus ja aurutatakse kuni vähese mahuni:

- AgNO_3 + mõni tilk NH_4OH annab kollase rin-
fi - Ag, AsO_4 sade;
- sõel kuumutamisel tunda küüslaugu lõhna.

Sn töestamine.

Osale filtraadist (mist peab olema hapu) li-
sandatakse rauda traadi või pulbri kujul ja keede-
takse mõni minut; HgCl_2 lahuse juurdelisamisel il-
mub valge või hall säde (võib Hg).

Märkus: Ka Sb redutseerub raua juuresolekul
vabaks metalliks (hallikasmust sade).

Sb töestamine.

Kui filtraadist mõni tilk kallata inglistinale
(stanioolpaberile), ilmub must täpp, mis töestab
Sb. Reaktsioon: $2\text{SbCl}_3 + 3\text{Sn} \rightarrow 2\text{Sb} + 3\text{SnCl}_2$.

Samuti lendub Sb soojendamisel.

II. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ - meetod.

As, Sn ja Sb analüüsi kõik $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ menetlusele on kirjeldatud sellele raamatule juurdelisatud "Katioonide määramise" tabelis. Tõestamine toimub samuti kui HCl-meetodil.

III ehk $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ - rühm.

=====
Co, Ni, Fe, Mn, Cr, Al, Zn.

Enne III rühma katioonide analüüsi tuleb kindlaks teha, kas filtraat ei sisalda fosfor- ja orgaaniliste (äädika-, oblika-, sidruni- jne.) hapestee sooli, sest need võivad analüüsi käigus esile kutsuda komplikatsioone.

Fosforhappe tõestamine.

Võetakse veidi lahusest ja sadestatakse $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ -ga. Saadud sade lahustatakse HNO_3 ja mõnele tilgale sellest lahusest lisatakse ülikülluses (umbes 5 cm^3) molübdaat-lahust. Fosforhappe juuresolekul läheb lahus kollaseks ja sellele järgneb pea kollase peeneteralise sademe $(\text{NH}_4)_2\text{P}_2\text{O}_7(\text{MOO}_3)_2$ eraldumine.

Fosforhappe puudumisel tuleb analüüsida tabeli järele, vastasel korral tuleb tarvitada analüüsikäiku, mis on kirjeldatud allpool.

Orgaaniliste ainete tõestamine.

Kõige lihtsamaks teeks orgaaniliste ainete kindlaks tegemisel ja kõrvaldamisel on kuumutamine portsel.-kaasis, kus nad harilikult söestuvad ja puhumisel lenduvad. Jääk niisutatakse HCl, lahustatakse soojas vees ja analüüsitakse nagu harilikult.

Analüüsi kõik nr. 1 (tabeli järele)

Kui on kindlaks tehtud või aja kokkuhoiu mõttes õpetaja poolt öeldud, et analüüsitav aine ei

sisalda ei fosforhapet ega orgaanilisi aineid, tuleb tarvitusele analüüsi käik nr.1, mis leidub tabelis, mida siinkohal kordama ei hakka. Olgu vaid tähelepanu juhitud mõningaile korduvalt esinevaile eksitusile tabeli käsitlemisel, mis on tingitud viimase liiga surutud sõnastusest:

1) III rühma reaktiiv - $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ - mõjub ainult neutraalses või nõrgalt aluselises keskkuses, seepärast tuleb I ja II rühma reaktiivide (HCl ja H_2S) toimet tugevasti hapustatud filtraati enne tingimata neutraliseerida. Aja kokkuhoiu mõttes juhul, kui puuduvad I ja II rühma katioonid, võib rühma reaktiivi lisandada otsekohe alglahule (loomulikult vesilahule!).

2) Rühma sademete (sulfiidide) värvuse järel ei saa veel otsustada otsitava aine üle, kuna see on tüübiline juhul, kui esineb ainult üks aine. Aga ka siis tuleb resultaati kontrollida tõestava reaktiiviga.

3) P ja Cu esinemisel I ja II rühmas võivad need minna läbi filtri ja esineda uuesti II rühma sademetes juhul, kui sadestamine H_2S -ga ei olnud küllalt täielik. H_2S on aga sageli puudus, kui töötab korraga palju õpilasi.

4) Rühma sadet (sulfiide) ei või kauemaks ajaks seisma jätta, kuna sulfiidid märjas olekus õhuhapniku toimet kergesti hapenduvad sulfaatideks. Hapendumist saab tõkestada, kui sadet kohe pestakse sooja veega, millele on lisandatud mõni tilk $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.

5) Fe sade on alul pruunikas-roheline lume-räitsakute-kujuline $\sqrt{\text{Fe}(\text{OH})_3}$ ja muutub alles hiljem mustaks (FeS).

6) Kui uuritavas aines on H_2SiO_3 , siis sadestub see siinkohal valge või väevli tõttu rohekasmusta sültja sademena. Ta annab kõik Al erireaktsioonid. Tema eraldumiseks tuleb ainet juba enne süstemaat. analüüsi mitu korda, HCl juurde lisades, kuivaks aurutada.

7) Kui uurit. aines on H_3BO_3 , siis tuleb lisand. rohkesti NH_4Cl , vastasel korral sadestuvad IV rühma katioonid.

Analuüsi käik nr. 2.

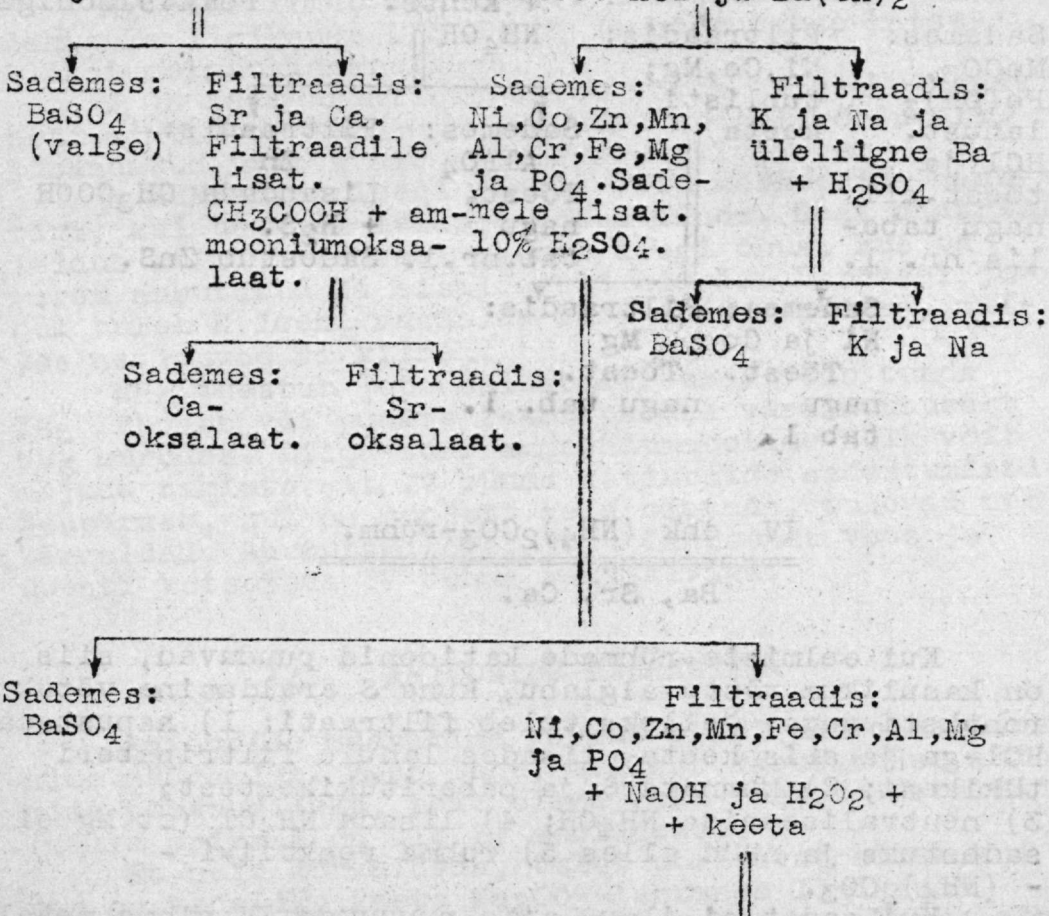
=====

Fosforhape on olemas.

Filtraadile lisat. CH_3COOH ja ammooniumsulfaati ja -oksalaati:

Sademes:
Ba-, Sr-, ja Ca-sulfaat ja oksalaat. Sade lahust. HCl nõrgalt soojendades.

Filtraadis:
Kõik muud katioonid. Filtraat kuivaks aurutada, jääk lahust. väheses hulgas konts. HCl ja $\text{Ba}(\text{OH})_2$



Sademes:
 Ni, Co, Mn, Mg
 lahustada 10% H₂SO₄ +
 + mõned tilgad oblika-
 hapet; saadud lahus
 neutraliseerida NH₄OH+
 + NH₄Cl ja lisandada
 (NH₄)₂CO₃

Sademes: MnCO₃,
 Fe(OH)₃
 lahust.
 HCl ja
 töest.nii
 nagu tabe-
 lis nr. 1.

Filtraadis:
 Ni, Co, Mg;
 tublisti
 keeta

Sademes: Ni ja Co
 Töest. nagu
 tab 1.

Filtraadis:
 Mg
 Töest. nagu
 tab. 1.

Filtraadis:
 Al, Zn, PO₄, CrO₄
 Neutraliseerida fosforhap-
 pega

Sademes:
 AlPO₄ ja
 Zn₃(PO₄)₂
 + konts.
 NH₄OH

Filtraadis:
 CrO₄
 Töest. eri-
 reaktsiooniga

Sademes:
 AlPO₄
 Töest.
 nagu
 tab.nr.1.

Filtraadis:
 Zn
 Lisandada CH₃COOH
 + H₂S.
 Sadestub ZnS.

IV ehk (NH₄)₂CO₃-rühm.

Ba, Sr, Ca.

Kui eelmiste rühmade katioonid puuduvad, siis on kasulikum võtta alglahu, kuna S eraldamine võtab roheksti aega. Selleks tuleb filtraati: 1) hapustada HCl-ga ja siis keeta, lisades lahule filtripaberi tükikesi; 2) kurnata S ja paberitükikestest; 3) neutraliseerida NH₄OH; 4) lisada NH₄Cl (et Mg ei sadestuks ja nüüd alles 5) rühma reaktiivi - (NH₄)₂CO₃.

Kui sadet ei ilmu, siis puuduvad IV rühma metal-
 lid.

Kui sade ilmub, siis on IV rühm olemas.
Et sadestamine oleks täielik, on kasulik
(NH_4) $_2$ CO_3 saadud sadet keeta, veidi lasta seista ja
siis uuesti sadestada (NH_4) $_2$ CO_3 -ga.

Ba, Sr ja Ca eraldamine ja tõestamine toimub
tab. nr. 1 järele.

V katioonide rühm.

=====

Mg, K, Na, NH_4 .

Mg sade ilmub aeglaselt. Kiirendamiseks lisand.
lahusele ligikaudu $1/3$ NH_4OH ja hõõrutakse katse-
klaasi seinaga klaaspulgaga.

K ja Na määramiseks tuleb võtta alglahu, sest
neid aineid on eelnenud analüüsi käigul korduvalt
lisandatud uuritavale ainele reaktiividena.

K määramist leegi järele võib maskeerida naat-
rium, kui teda ei leidugi antud aines. Sest naatriumi
leidub kõikjal vähesel määral, isegi õhus, kus on
varem aurutatud Na sisaldavaid aineid. Sarnasel ju-
hul tuleb K leeki vaadelda läbi indigo prisma, mil-
les neelduvad Na kiired.

NH_4 tõestub juba eelkatsel: teda võib tunda
 NH_3 lõhnast või punase lakmuspaberi värvimuutusest
 NH_3 aurudes. Liiga suur ammoniumsoolade hulk võib
mõjuda takistavalt IV rühma katioonide sadestumisel.
Seepärast, kui on põhjust seda oletada, tulevad nad
kõrvaldada kuumutamise; jääk lahustada vees ja
uuesti katsetada IV rühma reaktiiviga.

13. ANIOONIDE MÄÄRAMINE.

Anioonide määramine toimub alati päälle katioo-
nide määramist. Sest lahu, millist kasutatakse anioo-
nide tõestamiseks, peab olema vaba raskete metallide
(mille erikaal on üle 5) sooladest.

Et neid kõrvaldada, tuleb uuritavat ainet, kui
see on vedelik, keeta Na_2CO_3 -lahusega ligikaudu
5 minutit, aegajalt segades klaaspulgaga. Tahke aine

puhul ligikaudu 1 g lisandada 1/2g pulbrilist soodat. Sooda toimele sadestuvad kõik rasked metallid (karbonaatidena või alustena), kuna nendega seotud anioonid (happed) lähevad lahusesse naatriumsoolade-na.

Saadud lahus eraldatakse filtrimisel ja läheb anioonide määramiseks. Et selles lahuses on ülikül-luses Na_2CO_3 , siis tuleb teda enne neutraliseerida, milline ongi tähtsam toiming anioonide määramisel, kuna selles ei tohi eksida!

Nimeilt on anioonide rühmitamiseks 2 reaktiivi: AgNO_3 ja BaCl_2 . Neutraliseerida võib ainult selle happega, mille sool on reaktiiv, s.o. AgSO_3 jaoks ainult HNO_3 -ga ja BaCl_2 jaoks ainult HCl -ga. Eksimuste ärahooldmiseks võib nim.hapete asemel neutral. tarvitada ka CH_3COOH .

Anioonide rühmad on järgmised:

- I rühm: AgNO_3 ja BaCl_2 kumbki eraldi(!) sadet ei anna;
 II " : AgNO_3 ja BaCl_2 " " annab sademe, mis lahustub HNO_3 ;
 III " : AgNO_3 annab sademe, mis on lahustumatu HNO_3 , BaCl_2 sadet ei anna;
 IV " : AgNO_3 sadet ei anna, BaCl_2 annab sademe.
 I r. $\left. \begin{array}{l} \text{AgNO}_3 \\ \text{BaCl}_2 \end{array} \right\}$ sadet ei anna.

Rühma kuuluvatest anioonidest on tähtsamad:

CH_3COO^- , MnO_4^- , ClO_3^- ja NO_3^- .

Erandina teistest CH_3COO -atsetaat-ioon ei valasta (kaota) indigolahu värvust. Ka võib teda tunda äädika lõhnast soojendamisel.

FeCl_3 annab atsetaat-iooniga punakaspruuni vär-vuse ja soojendamisel sademe.

MnO_4^- -permanganaat-ioon on lilla, mis sadestub H_2S toimele III katioonide rühmas.

ClO_3^- -kloraat-ioon annab KJ hapust. lahuses vaba joodi.

NO_3^- -nitraat-ioon annab konts. H_2SO_4 punakaspruuni gaasi - NH_3 ; lahule lisat. sama suur maht FeSO_4 + ettevaatl.konts. H_2SO_4 , nõnda et see katse-klaasi seina mööda alla jookseb; ilmub pruun ring,

mis tõestab NO_3^- -iooni olemasolu.

II r. AgNO_3 . annavad sademe, mis lahustub HNO_3 .
 BaCl_2

Siia kuuluvad: A. Ag-sade värviline

1. CrO_4^{--} -kromaat- ja $\text{Cr}_2\text{O}_7^{--}$ -bikromaat-ioon.
 - a) AgNO_3 sade-punakaspruun, BaCl_2 sade - kollane.
 - b) H_2O_2 annab H_2SO_4 -ga hapustatud lahus sinise /värvuse.
2. PO_4^{--} -fosfaat-ioon.
 - a) Ag_3PO_4 - kollane
 - b) MgCl_2 ehk $\text{MgSO}_4 + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_4\text{OH}$ - valge sade.
3. AsO_4^{--} -arsenaat-ioon.
 - a) Ag_3AsO_4 - pruun
 - b) MgCl_2 ehk MgSO_4 - nagu fosfaat-iooni juures.
4. SiO_3^{--} -silikaat-ioon.
 - a) Ag_2SiO_3 - kollakasvalge.
 - b) HCl sadestab vaba ränihappe.
5. CO_3^{--} -karbonaat-ioon.
 - a) Ag_2CO_3 - kollakasvalge, mis sooj. laguneb \rightarrow
 $\rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 - b) Lahjend. happed tõrjuvad välja CO_2

B. Ag-sade valge.

1. SO_3^{--} -sulfiit-ioon.
 - a) Lahj. happed ($\text{HCl}, \text{H}_2\text{SO}_4$) annavad teravalõhnalise gaasi $-\text{SO}_2$, mis AgNO_3 -lahusega märjaks tehtud paberi muudab hallmustaks.
 - b) Jood-lahu muutub värvituks.
2. $(\text{COO})_2^{--}$ -oksalaat-ioon.
 - a) H_2SO_4 -ga hapustatud lahus + KMnO_4 -kaotab värvu- /se.
 - b) CaSO_4 annab valge sademe.
3. BO_3^{--} -boraat-ioon.
 - a) konts. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ segu süüdatud põlema värvib leegi roheliseks.
4. $(\text{CHOHCOR})_2^{--}$ -tartraat-ioon.
 - a) Kui AgNO_3 -sadet lahustada NH_4OH ja soojendada $60-70^\circ$, ilmub katseklaasile hõbepeegel.
 - b) Neutraliseeritud lahule lisand. $\text{KCl} + \text{CH}_3\text{COOH}$ annab valge sademe.

III r. AgNO_3 annab sademe, mis ei lahustu HNO_3
 BaCl_2 sadet ei anna.

Rühma kuuluvad: A) $\text{S}^{--}, \text{J}^-, \text{Br}^-$ ja $\text{Fe}(\text{CN})_6^{--}$
annavad AgNO_3 -ga värvilise sademe, mis on lahustama-

tu või raskesti lahustuv NH_4OH ; B) $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$, CNS^- , OCl^- , CN^- ja Cl^- annavad AgNO_3 -ga valge sademe, mis on lahustuv NH_4OH .

1. S^{2-} -sulfiid-ioon.

a) Ag_2S - must.

b) Lahj.happed (HCl , H_2SO_4) annavad H_2S - paha lõhnaga gaasi, mis plumbiitpaberi muudab mustaks.

2. J^- -jood-ioon.

a) AgJ - kollane.

b) FeCl_3 tõrjub joodididest välja vaba joodi.

3. Br^- -broom-ioon.

a) AgBr - kollakasvalge.

b) Kloorvesi annab vaba broomi.

4. $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$ -ferritsüaan-ioon.

a) $\text{Ag}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ - punakaspruum.

b) FeSO_4 annab neutr.lahus Turnbulli sinise.

5. $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ -ferrotsüaan-ioon.

a) FeCl_3 annab neutr.ehk nõrgalt hapus lahuses Berliini sinise - $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$.

b) FeSO_4 annab valge, ruttu sinistuva sademe.

6. CNS^- - rodään-ioon.

a) FeCl_3 annab veripunase värvuse $[\text{Fe}(\text{CNS})_3]$.

b) $\text{Ag}(\text{CNS})$ - sade on valge.

7. OCl^- -hüpokloriit-ioon.

a) HCl annab vaba kloori (lõhn!)

b) valastab indigolahu.

8. CN^- -tsüaan-ioon.

a) HCl annab vaba HCN -mandli lõhnaga väga mürgise gaasi.

b) FeSO_4 (paar tilka) + HCl + paar tilka FeCl_3 - Berliini sinine.

9. Cl^- -kloor-ioon.

a) konts. H_2SO_4 annab terava lõhnaga gaasi, mis NH_4OH -ga määrjaks tehtud klaaspulga ümber moodustab valge pilve.

b) $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$ annavad vaba kloori, mida võib tunda lõhnast või joodtärklispaberi (KJ -lahus + tärklis) sinistumise järel.

IV r. AgNO_3 sadet ei anna.
 BaCl_2 annab sademe.

Rühma kuuluvad: F^- ja SO_4^{--} -ioonid.

1. F^- -fluor-ioon.

- a) Konts. H_2SO_4 annab (tahke ainega) terava lõhnalise gaasi - HF, mis märjale klaaspulgale jätab valge sademe ($\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = 2\text{H}_2\text{O} + \text{SiF}_4$).
- b) BaF_2 on hapetes lahustuv.

2. SO_4^{--} -sulfaat-ioon.

- a) BaSO_4 ei lahustu hapetes.
- b) Tahke aine annab soodaga sulatamisel söel joottoruga Na_2S , mis annab märjal hõbedal musta täpi - Ag_2S .

14. REAKTIIVID.

Alljärgnevas on antud eelnenud analüüsikäigus käsitletud reaktiivide nimestik ühes arvestusega, kuipalju neid umbkaudu läheks tarvis umbes 30 õpilasele, kui igauks analüüsiks keskmiselt 8 ainet. See on minu kogemuste järele keskmine norm ühe õpilase kohta õppeaastal. Ainete kaal on antud tahkes olekus või konts. lahustes, ühtlasi ära märkides analüüsiks vajalikkude lahjenduste kontsentratsioonid % või kaaluvahekorras veega. Näit. suhe 1 : 10 tähendab, et 1 kaaluosa tahket ainet (või konts. vedelikku) on lahustatud 10 kaaluosas vees. Hinnad on arvatud Tartu apteekides maksva hinnakirja alusel 10% hinnaalandusega. Reaktiivid on asetatud tarvitamise sageduse järjekorda, esimesed 10-15 nendest peaksid olema sarnases arvus, et neist jätkuks vähemalt iga paari õpilase kohta üks; järgnevad võiksid olla üldiseks tarvitamiseks kättesaadavas kohas - vähemas arvus.

Jrk. nr.	Kaal gramm.	Reaktiiv	Lahjendus või valmistamisviis.	Hind kr.
1.	3.500	HCl	1 : 7	3,50
2.	3.000	H_2SO_4	1 : 6	2,85
3.	3.000	HNO_3	1 : 3	2,80
4.	1.000	CH_3COOH	1 : 2	5,50
5.	3.500	NH_4OH	1 : 10	1,50

Jrk. nr.	Kaal gramm.	Reaktiiv	Lahjendus või valmistamisviis	Hind kr.
6.	1.500	NaOH	1 : 6	5.-
7.	1.500	NH ₄ Cl	1 : 10	2.85
8.	2.000	(NH ₄) ₂ CO ₃	1 : 5	1.50
9.	-	(NH ₄) ₂ S	3 kaaluosast NH ₄ OH juhit.umb.12 tundi läbi H ₂ S ja siis lisat.veel 2 k.o.NH ₄ OH	
10.	2.000	H ₂ O ₂	3%	1.60
11.	2.000	Na ₂ CO ₃	Tarvit.kuivalt ja 20% lahuses	1.40
12.	500	K ₂ Fe(CN) ₆	1 : 20	1.-
13.	750	BaCl ₂	1 : 10	1.95
14.	250	AgNO ₃	1 : 20, väikestestilgutam. pudelites....	2.50
15.	250	Indigo	1 : 5 konts.H ₂ SO ₄ osade kaupa, et hoiduda temp.;pääle seismise : 20 H ₂ O.	3.75
16.	250	NH ₄ CNS	1 : 10	5.-
17.	300	(COOH) ₂	1 : 10	1.50
18.	100	(COONH ₄) ₂	1 : 5	0.40
19.	50	NO ₄ (NH ₄) ₃	6 k.o.: 40k.o. NH ₄ OH+ + 400 k.o.vett	1.75
20.	50	K ₂ Cr ₂ O ₇	1 : 20	0.20
21.	50	K ₂ CrO ₄	1 : 20	0.30
22.	50	KMnO ₄	1 : 10	0.25
23.	50	K ₃ Fe(CN) ₆	1 : 20	0.40
24.	50	KCN	Tahkes olekus	0.40
25.	50	HgCl ₂	1 : 20	0.90
26.	100	CaSO ₄	Tahkes ja 1 : 100 ..	0.10
27.	100	FeCl ₃	10% lahu	0.50
28.	100	FeSO ₄	- " -	0.40
29.	100	SnCl ₂	- " -	1.20
30.	200	PbO ₂	Pulbris	0.40
31.	200	Pb(CH ₃ COO) ₂	1 : 10	0.80
32.	100	Co(NO ₃) ₂	1 : 10	4.20
33.	250	Na ₂ HPO ₄	1 : 5	0.60
34.	50	KJ	1 : 5	1.25

Jrk. nr.	Kaal gramm.	Reaktiiv	Lahjendus või valmistamisviis.	Hind kr.
35.	50	MgCl ₂	1 : 5	0.30
36.	100	C ₅ H ₁₁ OH	1 : 5	0.50
37.	100	Lakmus (sinine)	1 : 6 jagatakse 2 ossa lisat.mõned tilgad H ₂ SO ₄ ja segat.teise osaga; nüüd kastetakse sinna paberitükke ja kuivatatakse	0.80
		Lakumus (punane)	1 : 6; sama + H ₂ SO ₄ kuni punase värvini	0.80
38.	100	Borax	Kristallides	0.15
39.	50	Ba(OH) ₂	1 : 20	0.50
40.	2.000	FeS	H ₂ S valmistamiseks ..	5.00
41.	500	MnO ₂	Cl-vee " ..	0.60
42.	10	Br	Br-vee " ..	2.-
43.	-	Plumbiit- paber	(CH ₃ COO) ₂ Pb-lahusele lisand.niipalju NaOH, et lahustuks esialg- selt ilmuv sade. Saadud lahus.niisutat. filtripaberit.....	
44.	100	Cu	Vaskplekk	1.-
45.	100	Ag	Hõbeplekk	2.-
			Kokku Kr.	71.90

5499:3

Autori kirjastus.

Kirjatööde paljundusbüroo "VELOX"

Tartus, G.-Adolfi 18.