A. 13.937.

KVALITATIIVNE ANALÜÜS.

Prof.A.Parise ja t.

järele

koostanud

A. R e e b e n.

Tartu - 1935.

Eesti Rahva Muuseum
Arhiivraamatukogu
1935.205

ENSV TA
Kirjandusmuuseumi
Arhiivraamatukogu
42535

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 harilikust vesilahust (soola=, suhkrulahust) erineb selle poolest, et need ained ei lähe läbi tselluloosist, pergamendist või põienahast kestade; 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 vesilahudes. Lahustajana tulevad veel arvesse piiritus, bensiin, bensool, eeter, atsetoon jne., kuid hariliku anlüüsi 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 kahealusline hape, s.o. ta sisaldab kaks OH-rühma, nagu näha järgmisest H_2SO_4 struktuur (ehitus-) vormelist: $OH-OH>SO_2$. Seepärast tuleb võtta väävelhapet 1 liitri kohta $\frac{98,08}{2}$ = 49,04 grammi. (1 gramm-ekvivalent), et saada normaallahu.

Fosforhappe puhul tuleks - sest et ta on kolmealuseline hape:

$OH-OH-OH>PO$ - võtta 1/3 molekulkaalust.

H_3PO_4 mol.-kaal=3,02+31,04+64= = 98,06

1 gramm-ekvivalent = $\frac{98,06}{3}$ =32,69gr. 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-molekul märkimiseks tarvitatakse lühendatult gramm-mool ehk liht-

salt mool. Näit.: hapniku mol = 32, vee mool = 18,02 jne.

3. AINE LAHUSTAVUSEST 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 mikroskoobi abil nähtavas olekus - elulsioon, näit. piim;

3) näiliselt täiesti kadunud, s.t. aine osakesi ei ole enam võimalik näha harilikkude abinõudega (ainult ultramikroskoobis -liikumist) lahu, näit. sool, suhkur.

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

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

Mõnede ainete lahtumisel 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 lahtunud enam ainet, kui see vastab teatud temperatuurile ja lahtuvusele.

Valmistame piinlikult puhtas klaasis küllastatud lahu 42,7 g Glauberi soolast ja 100 g veest 100° juures. Katame klaasi pealt kinni ja hoiame vähemagi põrutuse eest kuni lahu aeglaselt jahtub toatemperatuurini. Sade ei ilmu, ehk küll 20° juures ainult 19,4 k.-ü 100 g vees lahtub. 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 kristallvett kuumutamisega välja aurutada, siis saadakse veeta ehk kaltsineeritud sool. Vaskvitrioli ($CuSO_4$) kristallid sisaldavad näiteks 5 osa kristallvett, seepärast kirjutatakse tema valem järgmiselt: $CuSO_4 5H_2O$. Glauberi soola valem on: $Na_2SO_4 10H_2O$. Esimeses on umbes 36%, teises - 56% vett, mis eraldub kuumutamisel.

Mõned soolad kristalliseeruvad

ühisest lahust kaksiksooladena. Nii
$K_2SO_4+Al_2(SO_4)_3+24H_2O=K_2Al_2(SO_4)_4+$
$+ 24H_2O$.

4. IOONIDE TEOORIA.

Me kuulsime, et kaugelt suurem osa reaktsioone toimub vesilahustes. Järjelikult 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, milledest ühed saavad positiivse, teised negatiivse elektrilaengute kandjaks. Elektrilisteks saavad lahustusmomendil: kuiv sool ei lase elektrivoolu läbi, samuti ka vesi mitte, küll aga laseb voolu läbi soola vesilahu.

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 ette tulevad tavalises analüüsis, on elektrolüüdid (happed, soolad, alused).

Hapete puhul on katiooniks alati vesinik-ioon, kuna järelejäänud osa molekulist esineb aniooniна

$$HCl = H^+ + Cl^-$$
$$NHO_3 = H^+ + NO_3^-$$
$$H_2SO_4 = H^{++} + SO_4^{--}$$

Soolade puhul on katiooniks happe vesinikku asendav metall, kuna aniooniks on samuti vastava happe jääk ehk radikaal

$$NaCl = Na^+ + Cl^-$$
$$KNO_3 = K^+ + NO_3^-$$
$$BaCl_2 = Ba^{++} + Cl_2^{--}$$

Aluste puhul on aniooniks alati hüdroksüül-ioon ja katiooniks loomulikult järelejäänud osa moleku-

list

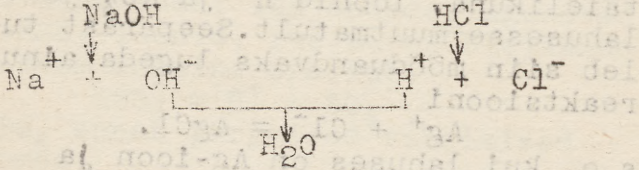
$$NaOH = Na^{+} + OH^{-}$$

$$Na_4OH = NH_4^{+} + OH^{-}$$

Elektrilaengute hulk, mida kannab ioon, 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:

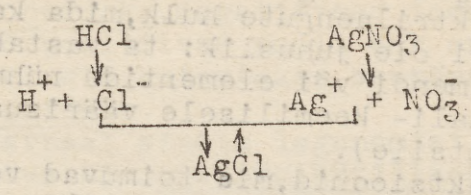


Harilikus temperatuuris dissotsieerub 500 miljonist veemolekulist vaid üks molekul. See asjaolu määrabki antud ainete puhul reaktsiooni

$$H^{+} + OH^{-} \longrightarrow H_2O.$$

Võtame teise näitena reaktsiooni

$$AgNO_3 + HCl = AgCl + HNO_3$$



100000 molekuli kohta dissotsieerub vaid 1 mol. AgCl, kuna $AgNO_3$ dissotsieerumise võime on 700000 korda suurem. See suur vahe dissotieerumises tingibki reaktsiooni - AgCl eraldumise sademena, mille juures sade eraldub praktiliselt täielikuna. Ioonid H^+ ja NO_3^- jäävad lahusesse muutmatult. Seepärast tuleb siin mõõduandvaks lugeda ainult reaktsiooni

$$Ag^+ + Cl^- = AgCl.$$

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

Reaktsioonid toimuvad alati lahjendatud lahudes. Kui lahud on kontsentreeritud (koondatud), jäävad molekulid osalt terveks ehk tekivad vahelmised dissotsiatsiooni astmed. Näiteks on kontsentreeritud H_2SO_4 pea ainult terved molekulid - H_2SO_4 - olemas. Väheses vees dissotsieerub H_2SO_4 järgmiselt:

$$H_2SO_4 = H^+ + HNO_4^-.$$

Kui lahu edasi lahjendada, lagunevad ka HSO_4-ioonid, kus juures ülejäänud H-aatom ioonina eraldub:

$$HSO_4^- = H^+ + SO_4^{--}$$

H_3PO_4 annab järgmised vahelmised astmed:

$$H_3PO_4 = H^+ + H_2PO_4^-$$
$$H_2PO_4^- = H^+ + HPO_4^{--}$$
$$HPO_4^{--} = H^+ + PO_4^{---}$$

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

Dissotsiatsiooni suurus oleneb

kontsentratsioonist: mida kontsentreeritum lahu, seda rohkem on terveid molekule; lahjendatud lahudes on ülekaal ioonidel. Kui lahu lahjendada suureneb ioonide arv; kontsentreerimisel aga väheneb ioonide ja suureneb tervete molekulide arv. Seda vahekorda tähendatakse võrranditesvastupidiste noolte abil. Näit.:

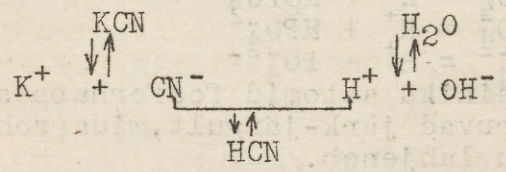
$$HCl \rightleftarrows H^+ + Cl^-$$

6. HÜDROLÜÜS.

Vesi dissotsieerub vähesel määral vastavalt reaktsioonivõrrandile

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

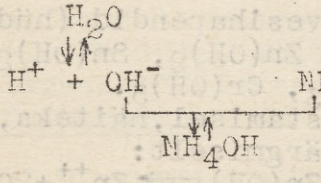
Olgugi, et vee elektrolüütiline dissotsiatsioon on äärmiselt väike, tuleb seda siiski arvestada paljude soolade puhul. Vee-ioonide mõjul võib ioonide tasakaal lahuses nihkuda teatud sihis. Mõned näited:



Kuna siin tekib vähedissotsieeruv

HCN, siis põhjustab see OH-ioonide ülekaalu võrreldes H-ioonidega ja lahus omandab selle tõttu leelise reaktsiooni.

Salmiaagi (NH_4Cl) vesilahus omab teatavasti happelise reaktsiooni. Seda selgitavad järgmised ioonreaktsioonid:



Et osa OH-ioone ühineb NH_4-ioonidega dissotsieerumatuks NH_4OH, siis esinevad H-ioonid lahuses teatud ülekaalus, mis tingibki lahuse happelise iseloomu.

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 ümberpöördult - nõrga aluse ja tugeva happe sool.

7. 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 (hüdroksüüdid), nagu $Zn(OH)_2$, $Sn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$.

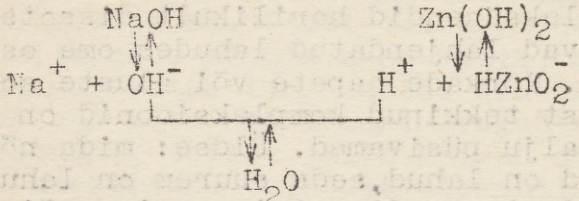
$Zn(OH)_2$ lahustamisel, näiteks, dissotsieerub järgmiselt:

$$H^+ + HZnO_2^- \rightleftarrows Zn(OH)_2 \rightleftarrows Zn^{++} + 2OH^{--}$$

Nõrkade hapete suhtes $Zn(OH)_2$ on aluseline aine.

$$\begin{array}{ccc} 2CH_3COOH & & Zn(OH)_2 \\ \downarrow\uparrow & & \downarrow\uparrow \\ 2CH_3COO^{--} + 2H^{++} & & 2OH^{--} + Zn^{++} \\ \hline & \downarrow\uparrow & \\ & 2H_2O. & \end{array}$$

Tugevate aluste (NaOH) suhtes aga esineb ta happena. Tugeva aluse OH-ioonide hulk tõrjub $Zn(OH)_2$ aluselise dissotsiatsiooni täielikult tagasi. Keemilist protsessi sel puhul võib kujutada järgmiselt:



Samalaadselt reageeruvad ka $Sn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$.

Sarnaseid elektrolüüte nimetatakse amfoteerseteks ehk amfolüütideks.

8. KOMPLEKS-ÜHENDID.

On ühendeid, mis elektrolüütilisel dissotsieerumisel annavad kompleks-katioone ja -anioone elektriliselt neutraalsete ainetega.

Nii näiteks Ag, Cu, Zn annavad kompleksühendid lahuses oleva NH_3-iga

$$Ag^+ + 2NH_3 \longrightarrow Ag(NH_3)_2^+$$
$$Cu^{++} + 4NH_3 \longrightarrow Cu(NH_3)_4^{++}$$
$$Zn^{++} + 6NH_3 \longrightarrow Zn(NH_3)_6^{++}$$

Sellega seletub mõningate raskesti lahustuvate ainete lahustamine reaktiiv $(NH_4)_2S$ toimel. Näiteks

$$As_2S_5 + 3(NH_4)_2S \longrightarrow 2(NH_4)_2AsS_4$$

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

9. AATOMI EHITUSEST.

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 elektroonide laeng võrduma selle aatomituuma positiivse laenguga.

Üksikasjadesse tungimata olgu öeldud, et aatomituuma positiivne laeng vastab elemendi kohanumbrile (aatomi-numbrile) perioodilises süsteemis. Mõnede ainete aatomite elektroonide hulk on väga stabiilne. Siia

kuuluvad n.n. väärisgaasid: He,Ne, Ar,Kr,X ja Em. Teiste elementide aatomite omad ei ole seda mitte; mõned võivad teatud tingimustel ära anda ühe või mitu elektrooni (valentselektroonid), teised jälle võivad omastada elektroone teistelt elementidelt. Kõik see toimub põhimõtte järgi, et aatom omandaks stabiilsema elektroonide konfiguratsiooni. Niiviisi tekivadki ioonid: katioonid - kui aatom elektroone ära annab, anioonid - kui aatom elektroone juurde saab. Vesinik ioon (H^+) on vesiniku aatom, mis kaotanud ühe elektrooni, kuna kloori-ioon (Cl^-) on kloori aatom, mis ühe elektrooni mujalt juurde saanud.

Mil määral üks või teine aatom oma elektroone 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 elemendi ioonilt elektroone. Näiteks

$$SnCl_2 + 2HgCl_2 \rightarrow SnCl_4 + 2HgCl.$$

Kui $SnCl_2$ lahuses on külluses, neutraliseerub Hg^{++} elektriliselt

täielikult ja langeb välja sademena elavhõbedana, vastavalt reaktsioonile

$$SnCl_2 + HgCl_2 \longrightarrow SnCl_4 + Hg.$$

10. 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) - " - väärisus (valents);
c) väheneb vesiniku hulk.

Kõige päält kuuluvad siia ainete ühinemised hapnikuga (a), mis võivad toimuda ka väljaspool vesilahuseid. Väärisuse (valentsi) suurenemisest (b) nägime eelpoolt toodud reaktsiooni ($SnCl_2 + HgCl_2 \longrightarrow SnCl_4 + Hg$) juures. Etüülalkoholi hapendumisel näiteks hapniku mõjul vesiniku hulk molekulis väheneb (c)

$$2C_2H_5OH + O_2 \longrightarrow 2CH_3C\begin{matrix} \diagup H \\ \diagdown\!\!\diagdown O \end{matrix} + 2H_2O$$

Ka sarnast protsessi nim. hapendumiseks.

Tähtsamad analüüsis tarvitatavad hapendajad on: kloor= ja broomvesi,

vesinikülihapend (H_2O_2), salpeeterhape (HNO_3), kuningavesi (HNO_3+3HCl), kaaliumbikromaat ($K_2Cr_2O_7$), tinaülihapend (PbO_2).

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

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

Tähtsamad taanduvad (redutseerivad) ained on järgmised: väävelvesinik (H_2S), väävlishape (H_2SO_3), ammooniumsulfiid ($(NH_4)_2S$), vesinik tekkimismomendil (in statu nascendi), joodvesinik (HJ), alkohol (C_2H_5OH) ja süsi (C).

Alljärgnevas on toodud mõned analüüsis harilikumad taandumise ja hapendumise reaktsioonid.

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

$$2FeCl_3+HS \rightarrow 2FeCl_2+2HCl+S.$$

$$K_2Cr_2O_7 + 3H_2S+8HCl \rightarrow 2KCl+2CrCl_3+ +7H_2O+3S.$$

$$2KMnO_4+5H_2S+6HCl \rightarrow 2KCl+2MnCl_2+8H_2O+ +5S.$$

Väävelvesiniku vesinik ise hapen-

dub selle juures järgmise skeemi järele:

$$H_2S + O \longrightarrow H_2O + S.$$

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

$$2FeCl_3 + 3(NH_4)_2S \longrightarrow Fe_2S_3 + 6NH_4Cl$$

$$Fe_2S_3 \longrightarrow \underline{2FeS} + S.$$

$$2K_2CrO_4 + 8(NH_4)_2S \longrightarrow 2K_2S + Cr_2S_3 + 3S + 8H_2O + 16NH_3.$$

$$Cr_2S_3 + 6H_2O \longrightarrow 2Cr(OH)_3 + 3H_2S.$$

$$2KMnO_4 + 8(NH_4)_2S \longrightarrow K_2S + 2MnS + 5S + 8H_2O + 16NH_3.$$

3) HJ toimel taandub H_2SO_4:

$$H_2SO_4 \text{ (konts)} + 8HJ \longrightarrow 4H_2O + 4J_2 + H_2S.$$

4) Taandumine C toimel (kuivalt):

$$Na_2SO_4 + 4C \longrightarrow 4CO + Na_2S.$$

5) Hapendumine KNO_3 toimel (kuivalt):

$$Cr_2O_3 + 2K_2CO_3 + 2KNO_3 \longrightarrow 2K_2CrO_4 + 3KNO_2 + 2CO_2$$

Üksikasjalikumalt toimuksid reaktsioonid järgmiselt:

$$3KNO_3 \longrightarrow 3KNO_2 + 3O$$

$$Cr_2O_3 + 3O \longrightarrow 2CrO_3$$

$$2CrO_3 + 2K_2CO_3 \longrightarrow 2K_2CrO_4 + 2CO_2.$$

11. 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 hüdrolüütiliselt;

b) vedelik on alusline reaktsiooniga s.t. antud lahuses esinevad ülekaalus OH-ioonid võrreldes H-iooniga. See võib tingitud olla: 1) alkaali- või alkaalimuldmetallide vesihapendite esinemisest; 2) nõrkade hapete, alkaalisoolade hüdrolüüsist (karbonaat, boraat, silikaat, sulfiid jne.)

c) vedelik on happelise reaktsiooniga - H-ioonide ülekaalus, sel korral võivad lahuses olla vabad happed, happelised soolad ja saruti ka nõrkade aluste neutraalsoolad, mis põhjustavad hüdrolüütiliselt 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 (kibedamandli lõhn), SO_2 (iseloomulik savi lõhn).

2. KATSE KUUMUTAMISEGA, nagu A.p.2. Selle juures võivad esineda:

a) värvi muutmine (jahtumisel - tagasi).

valge $\rightleftharpoons$ kollaseks - ZnO

" $\rightleftharpoons$ pruunikaskollaseks - SnO_2

" $\rightleftharpoons$ kollakaspunaseks - Sb_2O_3

kollakasvalge $\longrightarrow$ pruuniks - Mn-üh.

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 orgaanil.ained, nagu oblikhape jne.

-värviline: I_2 - lilla; As_2S_3 - kollane; S - kollane terava lõhnaga (SO_2); HgI_2 - oraanš, pärast punane.

e) Gaasíde eraldamine.

1) värvita gaasid:

O_2 - nitraadid, ülihapendid;
N_2O, magusa lõhnaga - NH_4NO_3;
CO_2 - karbonaadid, org. ained, sade $Ba(OH)_2$ lahusega - $BaCO_3$;
SO_2 - sulfiidid, sulfaadid, tunda väävli lõhnast;
NH_3 - ammooniumsoolad, 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;
I_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.

Leegi värvivad järgmised elemendid: Na - kollaseks,
K - lillaks,
Li, Sr - karmiinpunaseks,
Ca - telliskivipunaseks,
Cu, Ba, B - roheliseks,
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-lahusega täidetud klaasprisma appi. Na-kiired absorbeeruvad ja nähtavaks jääb vaid K värvus.

Enam jagu lihtaineid ei värvi leegi kas sugugi mitte või õige nõrgalt.

4. KATSE BOORAKSHELMEGA.

Kuumaks aetud plaatinatraadi otsaga võetakse booraksit ja kuumentatakse ta sulaks. Niiviisi saadud booraksihelmega võetakse vähe ainet ja kuu-

mutatakse uuesti. Kuumutada võib:

1) leegi värvita osas, kus hapnikku küllases, s.o. hapendavas (oksüdeerivas) leegis, ehk

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

Järgmised metallid annavad iseloomulikke värvilisi ühendeid booraxkhelmes:

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.

SiO_2 jääb selle katse puhul osalt sulamatuks - annab valge pära.

5. KATSE KUUMUTAMISEGA SÖEL.

Aine segatakse enne kuumutamist Na_2CO_3-ga ehk seguga $Na_2CO_3+K_2CO_3$, mis sulab kergemini. Kuumutatakse

joottoru abil söesse 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 söe 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.

12. ÜLDISEID MÄRKUSI ANALÜÜSI KOHTA.

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

1) destilleeritud vees, esiteks külmalt, siis soendades.

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

lahus 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 (HNO_3+3HCl),
5) konts. HCl + H_2O_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. Filtreerides tuleb otsida anioone. Jääki pestakse kuuma veega kuni neutraalse reaktsioonini (lakmus!) ja lahustatakse HCl-is. Selles lahuses leiduvad katioonid.

=========

Kirjatööde paljundusbüroo "VELOX"
Tartus, G.-Adolfi 18.