

TARTU ÜLIKOOL
TEADUSKOOL

ETTEVALMISTUS KEEMIAOLÜMPIAADIKS

**ANORGAANILISTE AINETE KLASSIDE VAHELISED
SEOSSED**

Natalia Nekrassova

Õppevahend TK õpilastele
Tartu 2007

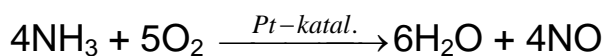
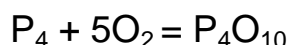
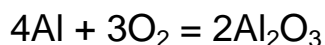
ANORGAANILISTE AINETE KLASSIDE VAHELISED SEOSSED

Anorgaaniliste liitainete põhiklassideks on oksiidid, happed, hüdroksiidid (alused) ja soolad.

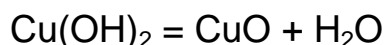
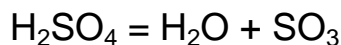
Ained liigitatakse ühte või teise klassi koostise ja sellest tulenevate keemiliste omaduste põhjal.

Oksiidid on ühendid, mis koosnevad kahest elemendist, millest üks on hapnik. Oksiide saadakse:

1) liht- või liitainete oksüdeerimisel (reageerimisel hapnikuga)

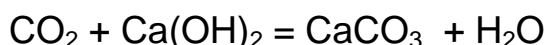
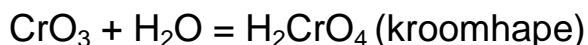
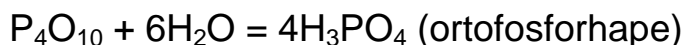
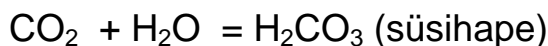
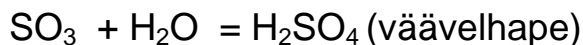


2) Hapete, aluste või soolade lagundamisel

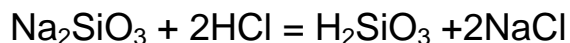
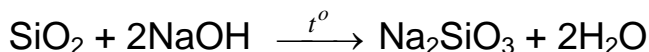


Keemiliste omaduste poolest liigitatakse oksiide **happelisteks**, **aluselisteks**, **amfoteerseteks** ja **neutraalseteks** (inertseteks ehk indifferentseteks) oksiidideks.

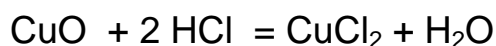
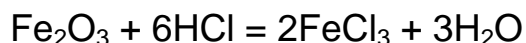
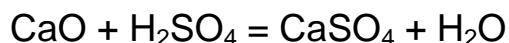
Happeliste oksiidide hulka kuuluvad peamiselt mittemetallioksiidid (SO_2 , SO_3 , CO_2 , SiO_2 , P_4O_{10} , NO_2), kuid ka mõned metalloksiidid (CrO_3 , Mn_2O_7). Happelised oksiidid reageerivad alati aluseliste oksiididega ja alustega ning peaaegu alati veega (v.a. SiO_2 , vaata allpool).



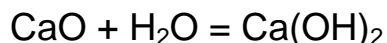
SiO₂-le vastab H₂SiO₃ (metaränihape), kuid SiO₂ otseselt veega ei reageeri ning H₂SiO₃ saadakse järgmiselt: ränidioksiidi kokkusulatamisel tahke leelisega saadakse ränihappe sool; seejärel ränihappesooladest tõrjutakse ränihape tugevama happega välja:



Aluselist oksiidide hulka kuuluvad metallioksiidid. Nad reageerivad alati hapete ja happeliste oksiididega:

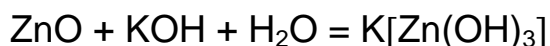
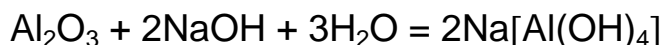
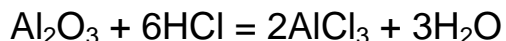


Veega reageerivad aktiivsete metallide oksiidid (CaO, Na₂O, K₂O, MgO). Nende reageerimisel veega tekivad lahustuvad hüdroksiidid ehk leelised:



Enamik vähemaktiivsete metallide oksiide ei reageeri veega.

Amfoteersed oksiidid (Cr₂O₃, Al₂O₃, ZnO jt) reageerivad nii hapete kui ka alustega, kuid ei reageeri otseselt veega:



Neutraalsed (inertsed) oksiidid (nt N₂O, NO, CO) ei reageeri vee, hapete ega alustega.

Happed. Hape koosneb **vesinikiooni(de)st** ja **happeanioonist** (happejääkioonist). Sõltuvalt sellest, mitu vesinikiooni on ühes happe molekulis metalliga asendatavad, jaotatakse happeid järgmiselt:

üheprootonilised (varasem nim. ühealuselised): HCl, HNO₂, HNO₃, HBr, HMnO₄;

kaheprootonilised (kahealuselised): H₂SO₄, H₂SO₃, H₂S, H₂CO₃;

kolmeprootonilised (kolmealuselised): H₃BO₃, H₃PO₄.

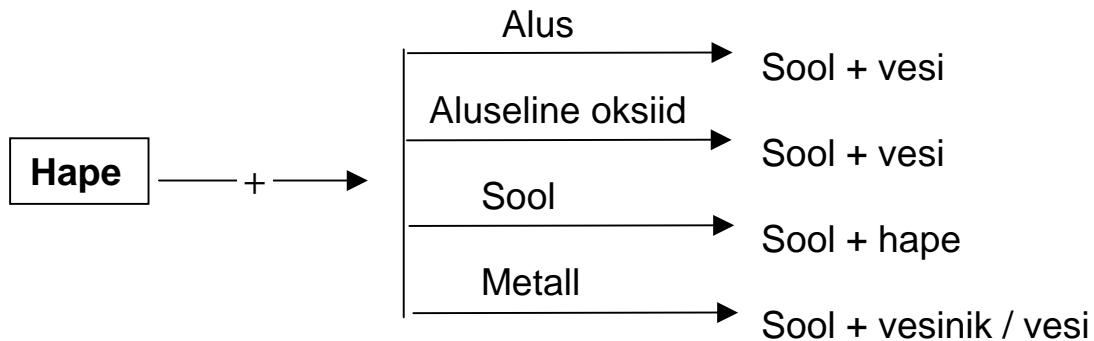
Kui happeaniooni koostisse kuulub hapnik, siis sellist hapet nimetatakse **hapnikku sisaldavaks happeks (hapnikhappeks)** (H₂SO₄, HNO₃). Hapet, mille happeanioonis hapnik puudub, nimetatakse **hapnikuta happeks** (HCl, HBr).

Enamus hapnikhappeid saadakse mittemetallioksiidide reageerimisel veega. Kui oksiid ei lahustu vees, saadakse sellele vastavat hapet kaudselt.

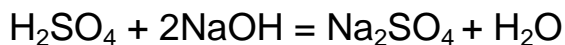
Hapnikuta happeid saadakse vesiniku reageerimisel mittemetalliga ning seejärel saadud vesinikühendi lahustamisel vees. Nii saadakse HF, HCl, HBr, HI, H₂S.

Hapete keemilised omadused on tingitud vesinikioonide olemasolust. Seetõttu on happed hapu maitsega ning vesilahused muudavad indikaatorite värvust (lilla lakmus muutub punaseks).

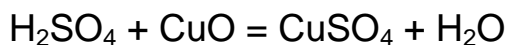
Hapetele iseloomulikud reaktsioonid on järgmised:



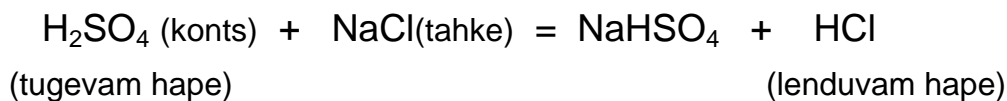
Hapete reageerimist alustega nimetatakse neutralisatsioonireaktsiooniks:



Aluseliste oksiididega reageerivad happed sõltumata sellest, kas oksiid lahustub vees või mitte:



Laboratooriumis saadakse teisi happeid tugevate **hapete reageerimisel sooladega**. Näiteks, vesinikkloriidi saamiseks tuleb võtta



Tugev hape (tavaliselt väävelhape) tõrjub nõrgema tema soolast välja.

Hapete reageerimisel metallidega tuleb arvestada metalli asendit aktiivsuse reas ja happe iseloomu. Keemilise aktiivsuse järgi reastatakse metalle järgmiselt:

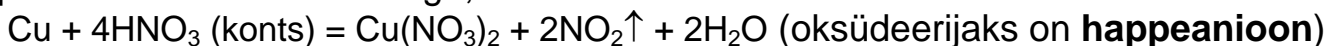
Li K Ca Na Mg Al Zn Cr Fe Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au

Metallide aktiivsuse rida (pingerida) algab aktiivsete metallidega, rea lõpus on väheaktiivsed metallid. Aktiivsuse reas vesinikust vasakul paiknevad metallid tõrjuvad HCl-st ja lahjendatud H₂SO₄-st vesiniku välja, paremal olevad metallid aga ei tõrju.



Aktiivsuse rida saab rakendada ainult nende hapete puhul, mille anioonidel ei ole tugevaid oksüdeerivaid omadusi.

Oksüdeeriva toimega tugevad happed (konts. H_2SO_4 ja mistahes kontsentratsiooniga HNO_3) reageerivad ka mõnede pingereas vesinikust paremal olevate metallidega, kuid antud reaktsioonides **vesinikku ei eraldu**.



Erandlikult ei reageeri raud ja alumiinium kontsentreeritud H_2SO_4 ja HNO_3 -ga, kuna metalli pinnale moodustub tihe oksiidikiht, mis segab edasist reaktsiooni.

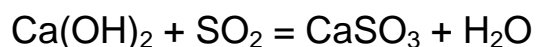
Hüdroksiidid (alused). Hüdroksiidide üldvalem on $\text{M}(\text{OH})_n$, milles M tähistab metalli ja n on metalli oksüdatsiooniaste hüdroksiidis. Vees lahustuvaid hüdroksiide (NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$) nimetatakse **leelisteks**. Leeliste omadused on tingitud hüdroksiidioonide olemasolust lahuses (tekivad tugeva aluse dissotsiatsioonil). Leeliste lahused muudavad indikaatorite värvust (fenooltaleiini värvuseta lahus muutub leelises vaarikpunaseks ja lakmuse lilla värvusega lahus muutub leelises siniseks) ja tunduvad puudutamisel libedad. Leelistele on iseloomulik reageerimine raskmetallide lahustuvate sooladega:



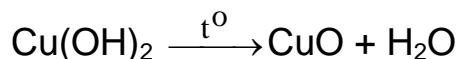
Nii leelised, kui ka vees lahustumatud hüdroksiidid reageerivad hapetega:



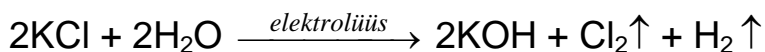
Leelised reageerivad happeliste oksiididega:



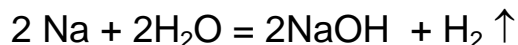
Lahustumatud hüdroksiidid hüdroksiidioonide puudumise tõttu vees aluselist keskkonda ei moodusta ja neid ei saa ka indikaatori abil kindlaks teha. Erinevalt leelistest (erandiks $\text{Ca}(\text{OH})_2$) on vees praktiliselt lahustumatute hüdroksiidide iseloomulikuks omaduseks lagunemine kuumutamisel:



Leelisi (NaOH , KOH) toodetakse tööstuses vastavate kloriidide kontsentreeritud lahuste elektrolüüsil:



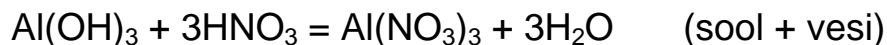
Laboris saadakse leeliseid vastavate leelismetallide reageerimisel veega



Vees praktiliselt lahustumatuid hüdrokssiide saadakse kaudselt leeliste reageerimisel vastavate sooladega:



Eristatakse **aluselisi** ja **amfoteerseid hüdrokssiide**. Amfoteersed hüdrokssiidid $[\text{Al}(\text{OH})_3, \text{Zn}(\text{OH})_2, \text{Cr}(\text{OH})_3, \text{Be}(\text{OH})_2, \text{Ge}(\text{OH})_2, \text{Sn}(\text{OH})_4, \text{Pb}(\text{OH})_2]$ reageerivad nii hapete kui ka leeliste lahustega.

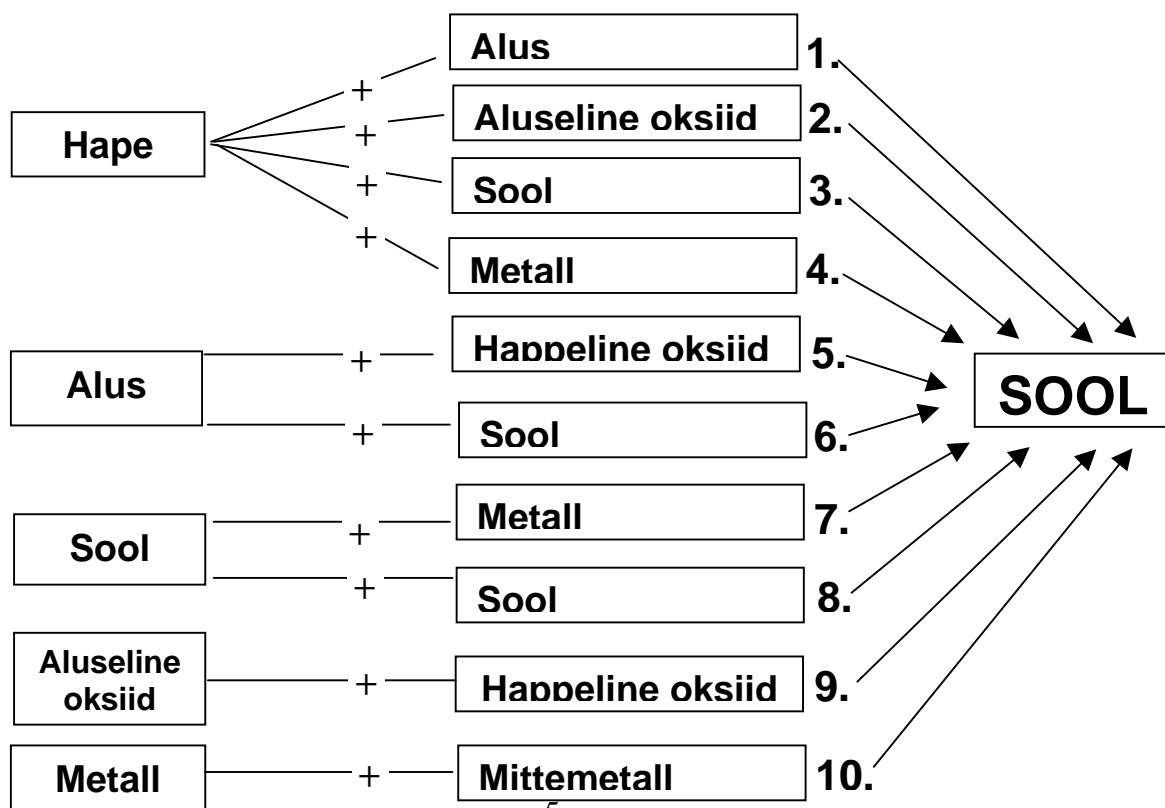


Soolad. Soolad on ühendid, milles metallioonid on mittekovalentselt seotud happeaniooniga. Soolade tekkimisel:

- a) Happe vesinikioonid asenduvad täielikult või osaliselt metalliiooniga ning vastavalt sellele tehakse vahet lihtsoolade ($\text{NaCl}, \text{K}_2\text{SO}_4$) ja vesiniksoolade vahel ($\text{NaHSO}_4, \text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$):
- b) Aluse hüdrokssiidioonid asenduvad täielikult või osaliselt metalliga ning vastavalt sellele tehakse vahet lihtsoolade ja hüdrokssiidsoolade vahel ($\text{Cu}_2(\text{OH})\text{CO}_3$)

Koostise järgi eristatakse veel kaksiksooli (tekivad, kui happe vesinikioonid asenduvad erinevate metallide ionidega): $\text{Al K}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ -alumiiniumkaalium-sulfaat-vesi, 1/12.

Soolade põhilistest saamisviisidest annab ülevaate järgmine skeem:



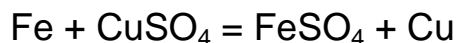
1.-4. saamisviisid on vaadeldud eelpool hapetele iseloomulike reaktsioonide juures;

5.-6. - on vaadeldud hüdroksiididele iseloomulike reaktsioonide juures.

9. saamisviis on vaadeldud eelpool oksiididele iseloomulike reaktsioonide juures.

7. **Soolade** vesilahuste reageerimine **metallidega** toimub vastavalt pingereale (v.a. metallid, mis reageerivad veega - leelismetallid). Iga metall tõrjub pingereas temale järgnevad metallid soola lahusest välja, kuid ei tõrju talle pingereas eelnevaid metalle. Pingerida pole rakendatav aktiivsete metallide puhul (Li, K, Ba, Ca, Na, Mg), mis reageerivad esmalt veega vesiniku eraldumisega ja seejärel tekivad hüdroksiid reageerib soola lahusega.

Arvestades pingerida saame kirjutada:



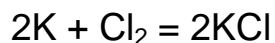
8. Vesilahustes soola reageerimine teise soolaga on tegelikult ionide vahetusreaktsioon.

Soolade tekkimisreaktsioonid kulgevad siis, kui on täidetud üks tingimustest:

- 1) tekib sade (mittelahustuv sool); selleks, et teha otsus reaktsiooni kulgemise üle, kasutatakse soolade lahustuvustabelit;
- 2) tekib gaasiline aine;
- 3) moodustub lähteaineks olevast hapest nõrgem või lenduvam hape;
- 4) tekib vähedissotsieeruv aine, näiteks vesi.

Punktid 2 ja 3 kehtivad sool+hape reaktsioonide korral, 4.tunnus kuulub happealuse vahelise reaktsiooni juurde.

10. Soolade saamine metallide reageerimisel mittemetallidega:



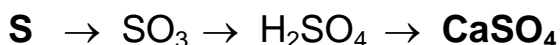
Tundes ainete klasside koostist ja üldisi omadusi, on võimalik otsustada, millisesse ainete klassi aine kuulub ja millised on tema üldised omadused.

Anorgaaniliste ainete klasside vahel on geneetilised (tekkelised) seosed, mis seisnevad võimaluses ühe ühendiklassi esindajal üle minna teise ühendiklassi esindajaks.

Näide. Lihtaine - metall Ca - reageerib hapnikuga, seejärel tekkinud kaltsiumoksiid reageerib veega, andes kaltsiumhüdroksiidi. Reageerides happega, annab viimane soola. Need muundused võib üles kirjutada järgmise skeemi abil:



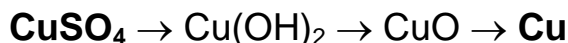
Sama saaduseni võib jõuda, kui lähtuda mittemetallist väävlist:



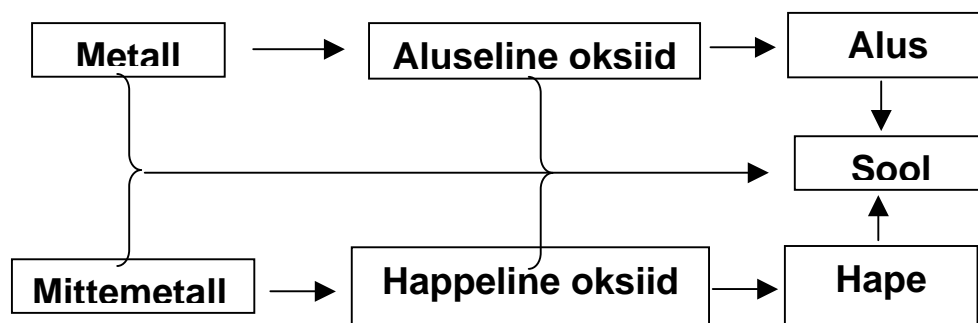
Seega on kahel erineval viisil saadud üks ja sama sool.

On võimalik vastupidine käik: lähtudes soolast, võib saada teiste aineklasside ühendeid, aga ka lihtaineid.

Näide. Vasksulfaadi reageerimisel leeliselega võib saada vask(II)hüdroksiidi; viimast kuumutades võib saada vask(II)oksiidi. Kuumutatud vask(II)oksiid redutseeritakse vesiniku voolus ja saadakse lihtaine - vask:



Anorgaaniliste ainete omavahelisi seoseid võib väljendada järgmise skeemi abil:



Kirjandus:

1. R. Ott, A. Piksarv, E. Talts "Keemia ülesannete kogu", Tallinn, Valgus, 1983
2. Hergi Karik "Üldine ja anorgaaniline keemia. Käsiraamat õpilastele" Koolibri, 2000.