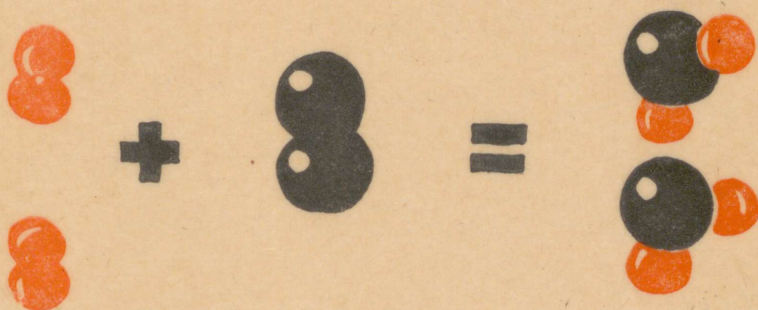


EESTI NSV PEDAGOOGIKA TEADUSLIKU UURIMISE INSTITUUT

# KEEMIA

H. KARIK, V. RATASSEPP



VII KL.



ARH A-41867

EESTI NSV PEDAGOOGIKA TEADUSLIKU UURIMISE INSTITUUT

H. KARIK, V. RATASSEPP

# KEEMIA

VII KLASSILE

(KATSEÕPIK)

*Keemia*  
*teadusestavaale TRÜ*  
*metoodikule*  
*A. Tõldsepale*

*3. out. 1970. V. Ratassepp*

EESTI NSV HARIDUSMINISTEERIUM

TALLINN 1970

II KÄRIB V. RAATSEPP

REKLAAM

III KLASSIS

(KATSEPIK)

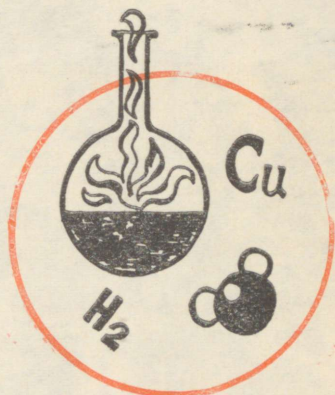
*Faint handwritten notes in blue ink, including the name 'A. Kõrb' and other illegible text.*

**Tartu Ülikooli Raamatukogu  
ARHIIVKOGU**

ESTONIAN UNIVERSITY LIBRARY

TARTU 1910

# I. KEEMIA ÜLDMÕISTED



## § 1. KEEMIA OLEMUS

Sajandite vältel inimene ainult kasutas looduse ande. Ta kattis end loomanahkadega ja toitus sellest, mida leidis loodusest. Aegamööda hakkas ta looduslikke tooraineid töötlemata, nahku parkima ja toiduaineid soolama. Kaasajal on muutunud keemiatööstuse tooraineteks vesi, õhk, põlevkivi, nafta, kivisüsi ja maagid. Kui möödunud sajandil saadi siidniiti siidussilt, siis tänapäeval kasutatakse kaproon- või nailonkiu lähetoorainena kivilisest või naftat. Troopikas kasvava heveapuu kõrval toodetakse kautšukit nüüd piiritusest, plastmasse ja kunstnahka valmistatakse aga looduslikust gaasist.

Keemiat tutvustab kaasaja inimesele kõige esmalt keemiatööstuse mitmekesine toodang. Me kasutame seepi ja pesupulbreid, äädikat ja margariini, kaproonist riidesemeid ja kunstnahast kandekotte, plastmassesemeid, sünteetilisi värv- ja lõhnaaineid jm. Keemiata ei saa läbi ehitusmaterjalide tööstus, põllumajandus, meditsiin ja riigikaitse. Looduses esinevaid aineid kasutab aga inimene töötlemata kujul järjest vähesemal määral.

Keemiateadlased õpivad tundma ainete koostist ja omadusi ning püüavad selgitada, millistel tingimustel ja miks toimuvad ainetega keemilised muundumised (nii nimetatakse ühtede ainete muutumist teisteks). Ainete muundumisega seotud seaduspärasuste väljaselgitamine annab võimaluse neid aineid kasutada ning seletada looduses toimuvaid muundumisi.



Joonis 1. Vaade V. I. Lenini nim. Põlevkivitöötlemise kombinaadile

Lühidalt võime keemia olemust väljendada järgmiselt.

**Keemia on teadus, mis uurib aineid ja nendega toimuvaid muundumisi.**



Keemia kui ainete muundamise kunsti ajaloolised juured ulatuvad kaugesse minevikku. Pronksiaja lõpul polnud keemia veel teadus, vaid mustkunst. Muinasajal puutusid keemiliste nähtustega kokku vaid metallistid, kullassepad, veinimeistrid ja mõnede teiste alade töötajad. Nimetus «keemia» pärineb vanast Egiptusest, kus «khemia'ks» hakati kutsuma palsameerimise, värvide ja glasuuride valmistamise kunsti. Vallutusretkedel Egiptusesse tutvusid keemiaga ka araablased. Nemad lisasid sõnale «keemia» silbi «al» ning alkeemia nime all tegutseti kuni 16. sajandini, mil keemia hakkas muutuma teaduseks. (Loe G. Jurmin, Lõbus kunstnik ehk imedeta imed. Tallinn, 1961, lk. 5—14.)

## § 2. AINED

▶ KEHA JA AINE

▶ AINETE OMADUSED

Igapäevases elus puutume kokku paljude esemetega, mida nimetatakse füüsikas kehadeks. Keemia tundides hakkame tutvuma mitmesuguste ainetega, millest need kehad koosnevad. Mõned kehad koosnevad ainult ühest, teised aga mitmest aineist. Kastruleid ja joogikruuse valmistatakse alumiiniumist või siis rauast ja emailitakse, hõbelusikaid sageli kullatakse, raamaturiieli valmistamiseks kasutatakse puitu, rauda (kruvid), klaasi ja värvi või lakki.

---

Kõik kehad koosnevad ainetest.

---

Aineid tuntakse väga palju (üle kolme miljoni) ning nende arv suureneb pidevalt. Kaasaega iseloomustavad sellised ained, nagu polüstürool, polüetüleen, fenoplastid, kaproon, nailon jt. Igal ainel on rida tunnuseid, mille poolest ta erineb teistest ainetest või sarnaneb nendega. Neid tunnuseid nimetatakse aineomadusteks. Sellisteks omadusteks on aine olek, värvus, lõhn, maitse, kõvadus, lahustuvus, keemis- ja sulamistemperatuur. Ka see, mil viisil aine laseb end keemiliselt muundada, kuulub aineomaduste hulka.

Aineomadustega tutvumiseks kasutatakse keemias peale vaatluse väga laialdaselt katsed ehk eksperimenti. Katse abil võime näiteks kindlaks teha vee keemis- ja jää sulamistemperatuuri, alumiiniumi kõvadust, keedusoola lahustuvust vees jne.

! Mitmed ained on mürgised, seepärast võib ainetel lõhnaga tutvuda vaid väikesest ainekogusest vastavalt õpetaja poolt antud juhtnõrdele. Maitsta võib ainult neid aineid, mis ei ole mürgised ega sööbiva toimega.

### KAS OSKAD?

1. Nimetada, millistest ainetest on valmistatud järgmised füüsikalised kehad: piimapudel, kohvitass, supipott, elektrilambi, hõõgniit, termomeeter, põrandahari, pliidiraud.

2. Nimetada aineid, mida toodab keemiatööstus.
3. Kirjeldada vee, keedusoola, raua ja alumiiniumi omadusi.

### TAIENDAVAKS LUGEMISEKS



Meid ümbritsev maailm on materiaalne, s. t. koosneb materias<sup>t</sup>. Aine kujutab endast materia üht liiki. Ainel on kindlatel tingimustel teatavad iseloomulikud omadused, nagu värvus, haprus, maitse jne.

Esialsged materialistlikud kujutlused tekkisid ammu enne meie ajaarvamise algust Vana-Kreeka filosoofidel. Arvati, et aine omadused on tingitud nende osakeste kujust. Kibeda lõhna põhjustavad nurgelised ja karedad osakesed, hapu lõhna aga suured

osakesed. (Loe N. Budreiko. *Materia saladuste tunnetamine*. Tallinn, 1964, lk. 3—7.)

## § 3. AINETEGA TOIMUVAD MUUTUSED

- ▶ NAHTUSED JA NENDE ILMNEMISE PÕHJUSED
- ▶ FÜSIKALISED NAHTUSED
- ▶ KEEMILISED NAHTUSED

Meile on teada, et vajalike tingimuste olemasolu korral võivad muutuda ainete väliskuju ja ka olek. Näiteks 0° C juures vesi jäätub, 100° C juures aga keeb ning muutub auruks. Ained võivad muutuda ka uuteks aineteks, millel lähteainetega võrreldes on teistsugused omadused. Raudesemed kattuvad niiskuses roostega, puidu põlemisel tekivad tuhk ja gaasid jne.

**Ainetega toimuvaid muutusi nimetatakse nähtusteks.**

Nähtusi võime eristada selle põhjal, kui sügavad on toimunud muutused. Veeaur nagu vesigi koosneb väikestest veeosakestest, mis jahtumisel kondenseeruvad uusti veeks. Siin muutub aine olek, kuid aine ise ei muutu teiseks aineks. Alumiini-

\* *Materia* mõiste kohta leiate seletuse VII klassi füüsika õpikust lk. 4.

umtraadi painutamisel muutub üksnes traadi kuju. Mõlemal juhul säilivad aine olulised omadused, mille põhjal võib teda ära tunda.

Raua roostetamisel ja puidu põlemisel aga tekivad uute omadustega uued ained. Rooste koosneb raua mitmetest ühenditest, tuhk aga mineraalsooladest. Puidu põlemisel tekib tuha kõrval veel süsinikdioksiidi (süsihappegaasi).

Nähtusi, mille puhul muutuvad aine olek ja keha kuju, nimetatakse füüsikalisteks nähtusteks. Nähtusi, mille puhul tekivad uued ained, nimetatakse keemilisteks nähtusteks ehk keemilisteks reaktsioonideks.

Keemiliste nähtuste kulgemisel täheldatakse tavaliselt ka füüsikalisi nähtusi. Näiteks künla põlemisel parafiin sulab, imbub tahti mööda üles, kuumeneb, aurustub ja alles siis põleb. Parafiini sulamine ja aurustumine on füüsikalised, põlemine aga keemiline nähtus.

### KAS OSKAD?

1. Tuua näiteid a) füüsikalistest, b) keemilistest nähtustest, millega puututakse kokku koduses majapidamises, tööstuses ja looduses.
2. Tuua näiteid füüsikaliste ja keemiliste nähtuste üheaegsest esinemisest.
3. Selgitada, mis tähtsus on keemilistel reaktsioonidel.

### TAIENDAVAKS LUGEMISEKS



«Esimeseks keemiliseks protsessiks, mida inimesed kasutama õppisid, tuleb kahtlemata pidada põlemist. Tänu põlemisele sai võimalikuks metallide, keraamikatoodete, klaasi, lubja jms. valmistamine. Kõrge temperatuuri juures muutusid reaktsioonivõimeliseks paljud ained, mis tavalise temperatuuri juures ei ilmutanud erilist reaktsioonivõimet.» (Loe P. Lageda, Rahvamajanduse kemiseerimine. Tallinn, 1964, lk. 7—13.)

## § 4. KEEMILISTE REAKTSIOONIDE TUNNUSED

▶ VARVUSE MUUTUMINE, LÖHNA, SADEME, GAASI, SOOJUSE VÕI VALGUSE TEKE VÕI KADUMINE KEEMILISE REAKTSIOONI TUNNUSTENA

Keemilistel reaktsioonidel moodustuvad alati uued ained, mida võib ära tunda nende värvuse, lõhna ja teiste omaduste põhjal.

Kui tõmbame tikust tuld, eraldub tikupea koostises leiduva väävli põlemisel terava lõhnaga gaasi — vääveldioksiidi. Lõhna teke ongi tunnuseks, et väävliga toimub keemiline reaktsioon. Sellel reaktsioonil ühineb väävel hapnikuga juba nimetatud vääveldioksiidiks.

Malahiiditüki kuumutamisel moodustub musta värvusega aine vaskoksiid ja eraldub gaasi ning veeauru. Siin osutab uue aine tekkimisele värvuse muutumine ja gaasi eraldumine. Raua roostetamisel muutub värvus uute ainete tekkimise tõttu.

Puhudes klaastoru abil väljahingatavat õhku, mis sisaldab süsinikdioksiidi läbi lubjavee, muutub vedelik hägusaks. Seisemisel eraldub reaktsioonil tekkinud uus aine sademena. Sademe teke osutab, et lubi reageerib süsinikdioksiidiga.

Mõnede ainete reageerimisel tekivad gaasilised produktid (väävli põlemisel). Juhul kui gaasi eraldumine toimub vedelikus, täheldame reaktsiooni kulgemisel gaasimullikesi. Näiteks tsingi reageerimisel soolhappega tekib gaasiline aine vesinik. Siin on vesiniku mullikeste eraldumine reaktsiooni tunnuseks.

Reaktsiooni tunnusteks on ka soojuse ja valguse eraldumine põlemisreaktsioonidel. Sõltuvalt reageerivatest ainetest ja reaktsiooni tingimustest eraldub soojust ja valgust vähemal või suuremal määral.

! Magneesiumlindi põlemisel tekib nii ere valgus, et selle eest on vaja kaitsta silmi. Põlemisel reageerib magneesium hapnikuga ning moodustub valge pulbritaoline aine magneesiumoksiid.

Selle üle, kas keemiline reaktsioon toimub, saab otsustada tavaliselt juba väliste tunnuste põhjal, nagu lõhna või sademe teke, värvuse muutumine, gaaside või soojuse eraldumine, valguse kiirgamine.

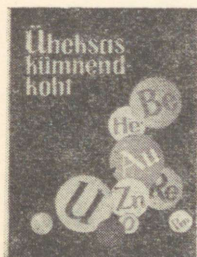
Keemiliste reaktsioonide tunnustena võivad aga esineda ka nimetatud nähtustele vastupidised nähtused.

Nii on reaktsiooni tunnuseks ka gaasi neeldumine, lõhna kadumine, sademe lahustumine jne. Katsetel täheldame ühel ja samal reaktsioonil sageli mitut tunnust. Kuid ka üheainsa tunnuse esinemine osutab sellele, et reaktsioon antud ainetega toimub.

### KAS OSKAD?

1. Leida näiteid reaktsioonide kohta, millede tunnusteks on:
  - a) värvuse muutumine, b) lõhna teke, c) sademe moodustumine, d) gaasi eraldumine, e) soojuse teke, f) valguse kiirgamine.
2. Veega täidetud pudel viidi talvel külmaga õue. Vesi jäätus ja pudel purunes. Missugused nähtused toimusid seejuures? Põhjenda.
3. Milles eksitakse järgmiste otsustuste puhul: a) rauasse augu puurimisel raud soojeneb, järelikult toimub temaga keemiline reaktsioon; b) elektrihoõglambi volframiniidi hõõgumisel eraldub valgust, mis osutab keemilisele reaktsioonile.

### TÄIENDAVAKS LUGEMISEKS



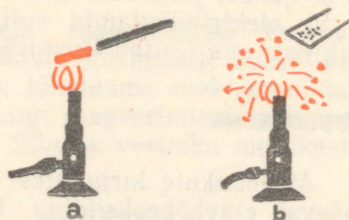
Alkeemikute kirjutistest nähtub, et tänapäeval elavhõbeksiidina tuntud ainel on imepärased omadused. Teda võib muundada läikivaks elavhõbedaks ja jällegi tagasi elavhõbeoksiidiks. Niisuguste keemiliste muundumiste katsetest tekkiski kullavalmistamise idee. Keemiliste reaktsioonide abil sooviti mitmeid aineid kullaks muuta. (Loe F. Fialkov, Üheksas kümnendkoht. Tallinn, 1965, lk. 21—25.)

## § 5. KEEMILISTE REAKTSIOONIDE KULGEMISE TINGIMUSED

- ▶ AINETE PEENESTUSASTME JA TEMPERATUURI MÕJU KEEMILISELE REAKTSIOONILE
- ▶ EKSO- JA ENDOTERMILISED REAKTSIOONID

Nii füüsikalise kui ka keemilise nähtuse esilekutsumiseks ei piisa katsetaja soovist. Nähtused ei ilmne alati ka ühesuguse jõuga. Raud roostetab kiiresti siis, kui seda hoitakse niiskes õhus, tsink reageerib soolhappega energiliselt, kui metall on peenestatud ning kui hape ei ole liialt lahjendatud, puud sütitavad ja põlevad edukalt, kui neid on eelnevalt kuumutatud ja süüdatakse. Mitmete reaktsioonide kulgemiseks on vaja reaktsioonisegu kogu reaktsiooni vältel kuumutada. Öeldakse, et reaktsioonide kulgemiseks soovitud kiirusega on vaja vastavaid tingimusi.

Selleks et ained võiksid kiiresti reageerida, peab reageerivate ainete osakestel olema võimalik omavahel tihedalt kokku puutuda. See võimalus on seda suurem, mida enam aine on peenestatud. Raudplekk ei sütti põleti leegis, kuid pulbrilise raua puistamisel leeki märkame sädemeid, mis tekivad raua põlemisel. Peenestatult on aine pind tunduvalt suurem.



Joonis 2a. Raudtraat hõõgub leegis  
Joonis 2b. Rauapulber põleb leegis

**Peenestatult reageerivad ained kiiremini.**

Mitmed ained tavalisel temperatuuril ei reageeri või reageerivad väga aeglaselt. Reaktsioonide kiirendamiseks tuleb aineid kuumutada.

Kõrgel temperatuuril kulgevad keemilised reaktsioonid kiiremini.

On kahte liiki keemilisi reaktsioone. Üht liiki reaktsioonide kulgemiseks on vajalik aineid pidevalt kuumutada. Teist liiki reaktsioonide puhul on kuumutamine vajalik ainult teatud temperatuurini, edasi kulgeb reaktsioon ilma kuumutamata. Lubja saamiseks tuleb lubjakivi pidevalt kuumutada. Niipea, kui kuumutamise lõpetame, lakkab ka lubjakivi lagunemine. Magneesiumi põlemiseks piisab aga ainult süütamisest. Edasi läheb reaktsioon väga energiliselt juba ise, seejuures vabaneb palju soojust.

On selgitatud, et keemiliste reaktsioonide puhul eraldub või siis neeldub soojust.

Keemilisi reaktsioone, mille kulgemisel vabaneb soojust, nimetatakse eksotermilisteks reaktsioonideks (ekso — tähendab kreeka keeles välis-, välja).

Keemilisi reaktsioone, mille kulgemiseks on vaja pidevalt soojendada (neeldub soojust), nimetatakse endotermilisteks reaktsioonideks (endo — tähendab kreeka keeles sisse).

Eksotermilised reaktsioonid ei vaja kulgemiseks pidevat kuumutamist, sest reaktsioonil vabaneb nii palju soojust, millest piisab reaktsiooni jätkamiseks.

#### KAS OSKAD?

1. Kas tuhksuhkur muudab lahuse magusamaks kui sama mass kristallsuhkrut?
2. Tuua näiteid reaktsioonidest, mille puhul on vaja kuumutada vaid selleks, et reaktsioon algaks.
3. Tuua näiteid eksotermilistest reaktsioonidest koduses majapidamises ja tööstuses.

## § 6. LAGUNEMISREAKTSIOON

### ▶ ELAVHÕBEOKSIIDI LAGUNEMISE REAKTSIOON ▶ LAGUNEMISREAKTSIOONI OLEMUS

Keemiliste reaktsioonide ehk keemiliste nähtuste puhul ained muunduvad ning seetõttu tekivad uued ained.

Olemuselt on keemilised reaktsioonid mitmesugused. Üheks laialdaselt esinevaks reaktsioonitüübiks on lagunemisreaktsioon.



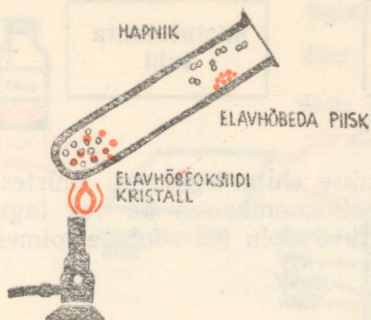
Joonis 3. Elavhõbeoksiidi lagundamine

Kui kuumutada katseklaasis (joonis 3) elavhõbeoksiidi, märkame, et selle hulk väheneb. Samal ajal tekivad katseklaasi seinte jahedamale osale elavhõbedapiisakesed (joonis 4). Teises katseklaasis (mis on asetatud gaasijuhtetu kohale kummuli) asendub vesi reaktsioonil eralduva gaasiga. Gaasi proovimine hõõguva pirruga (hõõguv pird süttib) tõestab, et reaktsioonil on eraldunud hapnikku.



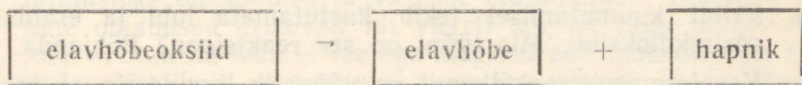
Ettevaatust! Elavhõbe ja tema ühendid on mürgised!

Kuna katsel kuumutati ainult ühte ainet — elavhõbeoksiidi, reaktsiooni tulemusena aga tekkis kaks ainet (elavhõbe ja hapnik), siis tuleb järeldada, et elavhõbeoksiid lagunes.



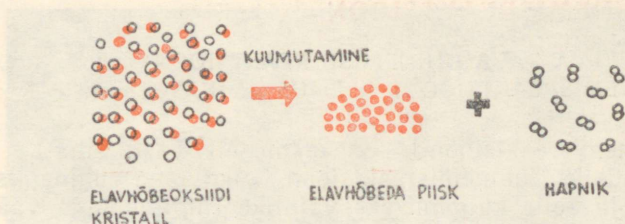
Joonis 4. Elavhõbeoksiidi lagunemise skeem

Elavhõbeoksiidi lagunemise reaktsiooni võib skemaatiliselt väljendada järgmiselt:



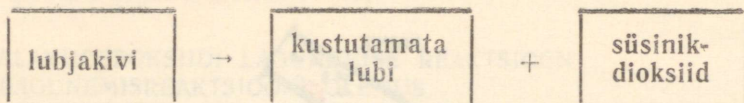
reaktsiooni lähteaine  
ehk

reaktsiooni saadused



Keemilist reaktsiooni, mille puhul ühe aine lagunemisel tekivad kaks või enam uut ainet, nimetatakse lagunemisreaktsiooniks.

Tööstuslikult tähtsaks lagunemisreaktsiooniks on lubjakivi (kaltsiumkarbonaadi) lagundamine lubjaahjudes. Kõrgel temperatuuril laguneb lubjakivi kustutamata lubjaks ja süsinikdioksiidiks (süsihappegaasiks):



reaktsiooni lähteaine

reaktsiooni saadused

Lupja vajatakse ehitustegevuses suurtes kogustes.

Lagunemisreaktsiooniks on ka vee lagunemine vesinikuks ja hapnikuks elektrivoolu või soojuse toimetel.

### KAS OSKAD?

1. Kirjeldada elavhõbeoksiidi lagunemise reaktsiooni käiku ja joonistada vastav katseseade.
2. Kuidas tehakse kindlaks a) hapnikku, b) süsinikdioksiidi:
3. Tuua näiteid lagunemisreaktsioonidest tööstuses.
4. Kriidi kuumutamisel tekib kustutamata lubi ja eraldub süsinikdioksiidi. Mis tüüpi on see reaktsioon? Põhjenda.
5. Kas lagunemisreaktsioonil on võimalik lagundada a) hapnikku, b) elavhõbedat, c) elavhõbeoksiidi?

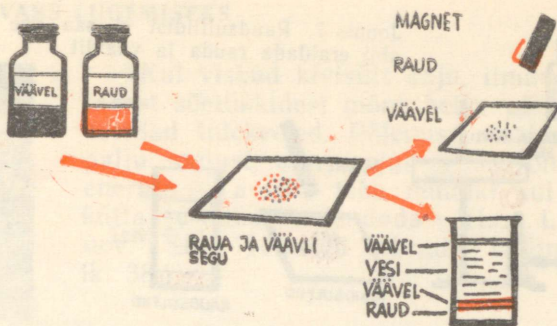
## § 7. ÜHINEMISREAKTSIOON



### VÄÄVLI JA RAUA ÜHINEMISE REAKTSIOON ÜHINEMISREAKTSIOONI OLEMUS JA KASUTAMINE

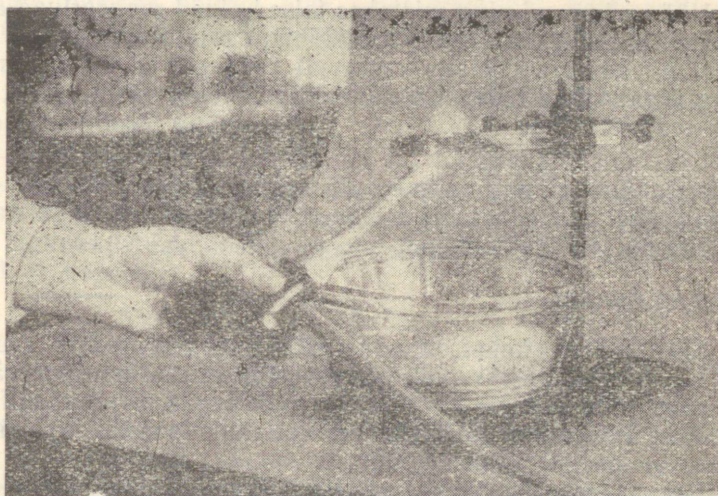
Lagunemisreaktsioonile on olemuselt vastupidiseks reaktsiooni tüübiks ühinemisreaktsioon. Tutvume ühinemisreaktsiooniga ja selle kulgemiseks vajalike tingimustega väävli ja raua ühinemise reaktsiooni näitel.

Kui asetada katseklaasi pulbrilist väävli ja raua ning raputada neid hästi segi, võib meile näida, nagu oleks tekkinud uus aine. Me ei eralda selles palja silma abil kollase värvusega väävli- ja hallikasmusti rauaosakesi. Puistates saadud pulbrit vette, toimub eraldumine — raud vajub põhja, väävel jääb osaliselt pinnale. Magnetil lähendamisel saadud pulbrile tõmbuvad rauaosakesed selle külge (joonis 5). Järelikult ei ole väävli ja raua segamisel veel uut ainet tekkinud, kuigi mõlemad lähteained olid peenestatud. Kuumutades väävli ja rauapulbri segu, hakkab aga õige pea kulgema energiline reakt-



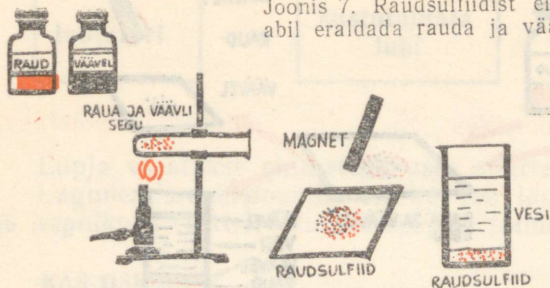
Joonis 5. Väävli ja raua segu saamine ja lahutamine

sioon, mis jätkub ka soojendamisetä (joonis 6). Reaktsiooni tunnusteks on soojuse ja valguse eraldumine. Tekkinud uue aine omadused erinevad nii väävli kui ka raua omadustest. Meil ei õnnestu teda ei vee ega magneti abil lähteaineteks eraldada. Järelikult on tekkinud keemiline ühend. Seda ühendit nimetatakse raudsulfiidiks.



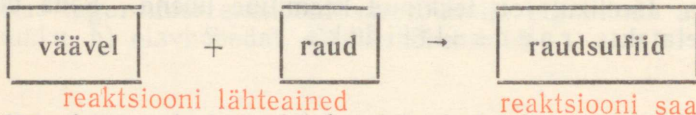
Joonis 6. Väävli reageerimine rauaga

Joonis 7. Raudsulfiidist ei saa vee ega magneti abil eraldada rauda ja väävli



Keemilist reaktsiooni, mille puhul kahest või enamast lähteainest tekib üks uus aine, nimetatakse ühinemisreaktsiooniks.

Väävli ja raua ühinemise reaktsiooni võib skemaatilisel väljendada järgmiselt:



Väävel ja raud ning mistahes teised ained reageerivad ainult kindlas massivahekorras. 7 massiühikut rauda reageerib 4 massiühiku väävliga või siis vastavalt reageerivad 3,5 osa rauda ning 2 osa väävli jne. Kui üht lähteainet on võetud liias, jääb liig reageerimata.

Ühinemisreaktsioonid on ka söe ja väävli põlemine, raua roostetamine, samuti mitmed elusorganismides toimuvad protsessid. Neil reaktsioonidel vabaneb tavaliselt soojust ja nad on eksotermilised reaktsioonid.

#### KAS OSKAD?

1. Milliseid tingimusi on vaja väävli reageerimiseks rauaga?
2. Kas on luubi või mikroskoobi abil võimalik näha väävli ning rauaosakesi a) väävli ja raua segu, b) raudsulfidist?
3. Kas ühinemisreaktsioonil on võimalik saada a) väävli, b) rauda, c) raudsulfidi?
4. Tuua igapäevasest elust näiteid ühinemisreaktsioonide kohta.
5. Koostada reaktsiooni skeem ühinemisreaktsiooni kohta, mille saaduseks on tsinksulfiid.

## TAIENDAVAKS LÜGEMISEKS



«Kui viskad kivisütt ahju, ilmuvad mustadest söetükkidest mõne hetke pärast välja heledad tulekeeled. Põlemisel eraldub väga palju soojust, aga soojus — see on soojusenergia. Ta võib teha muudki kui ahjusid kütta ja tuba soojendada.» (Loe L. Lariov. Sinu võimsad sõbrad. Tallinn, 1966, lk. 38.)

## § 8. MOLEKULAAR-ATOMISTLIK TEORIA

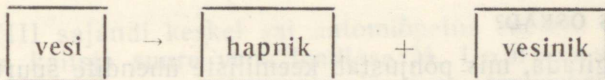
- ▶ MOLEKULI MOISTE
- ▶ AATOMI MOISTE
- ▶ MOLEKULAAR-ATOMISTLIKU TEORIA KASUTAMINE KEEMILISE REAKTSIOONI OLEMUSE SELGITAMISEKS

Õpetust, mille järgi ained koosnevad molekulidest ja aatomitest, tuntakse molekulaar-atomistliku teooria\* nimetuse all. Molekulaar-atomistlik teooria juurdsus keemiasse lõplikult XIX sajandi keskel, etendades tähtsat osa keemia kui täppisteaduse arenemisel.

Nagu füüsikas õpitud, pole ainet võimalik mehhaaniliselt molekulidest väiksemateks osadeks jaotada.

**Molekul on aine väikseim osake, millel säilivad selle aine keemilised omadused.**

Keemilistes reaktsioonides lagunevad aga ka molekulid. Väga kõrgel temperatuuril lagunevad näiteks vee molekulid ning lagunemisreaktsioonil moodustuvad vee koostisosad — vesinik ja hapnik:



Vee lagunemisest kaheks erinevaks aineks võib järeldada, et vee molekulid koosnevad ka ise mingitest erinevatest osakes-test, mis reaktsiooni käigus ei lagune. Neid osakesi nimetatakse aatomiteks. Vee molekulid koosnevad kahest vesiniku ja

\* Teooria — teaduslik õpetus.

ühedest hapniku aatomist (kokku kolmest aatomist). Lagunemisreaktsioonil tekkinud vesiniku aatomid ühinevad paarikaupa vesiniku molekulideks, hapniku aatomid aga hapniku molekulideks (joonis 8).



Joonis 8. Vee lagunemisreaktsiooni skeem

Aatomid on molekulide koostisosad, mis keemilistes reaktsioonides ei lagune.

Vee lagunemisreaktsiooni näite põhjal võib öelda, et molekulaar-atomistlik teooria võimaldab seletada keemiliste reaktsioonide olemust.

Uute ainete molekulid tekivad keemilisel reaktsioonil nendest aatomitest, millest koosnevad lähteainete molekulid.

Aatomeid peeti kuni käesoleva sajandi alguseni üldse kõige väiksemateks ja jagamatuteks aineosakesteks. Teadus on selgitanud, et ka aatomid on keeruka ehitusega. Spetsiaalsete füüsikaliste mõjutuste abil saab aatomeid lagundada (purustada). Tänapäeva teadlased oskavad isegi ühte liiki aatomeid muuta teist liiki aatomiteks ja kasutada ära neil protsessidel vabanevat energiat — aatomienergiat.

#### KAS OSKAD?

1. Selgitada, mis põhjustab keemiliste ühendite suurt arvu.
2. Milles seisneb a) elavhõbeoksiidi lagunemise ja b) väävli ning raua ühinemise reaktsioon molekulaar-atomistliku teooria põhjal?
3. Kuidas selgitada a) vee muutumist auruks, b) jää sulamist?
4. Mida mõistetakse Browne liikumise all?
5. Milleks kasutatakse aatomienergiat?



Aatomiõpetuse algideed tekkisid juba kaks ja pool tuhat aastat tagasi. Nii väitis kreeka õpetlane Demokritos, et kõik looduses leiduvad ained koosnevad üliväikestest osakestest, mille vahel on tühi ruum. Neid osakesi nimetas ta aatomiteks.

Keskajal suure võimu saanud ristiusu kirik võitles ägedalt Demokritose õpetuse vastu. Aatomiõpetus keelati kirikuvõimude poolt, sest see oli vastuolus usuõpetusega, ja õpetlasi, kes pooldasid aatomiõpetust, hukati tuleriidal. XVII sajandil hakkas aatomiõpetus jällegi levima. Seda kasutasid oma töödes mitmed teadlased nagu Boyle ja Newton.



M. Lomonossov (1711—1768)

XVIII sajandi keskel sai aatomiõpetus enesele uue silmapaistva kaitsja suure vene teadlase M. Lomonossovi isikus. Lomonossov arendas aatomiõpetuse tõeliseks õpetuseks aine ehitusest, nn. molekulaar-atomistlikuks teooriaks. Ta väitis, et ained koosnevad molekulidest ja aatomitest, ning kasutas aatomiõpetust ainete omaduste ja muundumiste seletamisel. Pärast Lomonossovit arenes aine ehituse teooria tema poolt avaldatud ideede suunas. XVIII sajandi lõpul ja XIX sajandi



J. Dalton (1766—1844)

algul oli tähtsamaks aatomiõpetuse levitajaks inglise teadlane John Dalton (loe: dooltn). Aatomiõpetus andis tugeva tõuke keemia ja füüsika arenemiseks. (Loe B. J. Rozen. Hiigel-molekulide maailmas. Tallinn, 1955, lk. 5—13.)

## § 9. AATOMI MASS JA AATOMMASS

- ▶ AATOMITE TEGELIK MASS
- ▶ VAJADUS VÄLJENDADA AATOMITE MASSI SUHTELISTES MASSIÜHIKUTES
- ▶ RAHVUSVAHELINE SÜSINIKUÜHIK

Aatomite mõõtmed ja mass on väga väikesed. Otseselt me aatomeid kaaluda ei saa, kuid kaudsete võtetega on kindlaks tehtud aatomite tegelik mass (aatomi mass). Uurimistega on selgitatud, et aatomite massi väljendavad niisugused arvud, mille kujutlemine on peaaegu võimatu.

Vesiniku aatomi mass	—	0,000 000 000 000 000 000 000 001674	g,
hapniku	„	0,000 000 000 000 000 000 000 02656	g,
väävli	„	0,000 000 000 000 000 000 000 05324	g,
süsiniku	„	0,000 000 000 000 000 000 000 01994	g.

On arusaadav, et arvutamine niisuguste murdarvudega on väga tülikas. Igapäevases elus kasutatav massiühik gramm on liiga suur aatomite massi avaldamiseks. Seepärast kasutatakse aatomite massi avaldamiseks suhtelisi arve, mida nimetatakse

a atommassideks. Need arvud näitavad, mitu korda mingi aatom on raskem aatommassi ühikust.

Aatommassi ühikuks ei ole seega gramm, vaid eriline massiühik. Seda ühikut nimetatakse rahvusvaheliseks süsinikuühikuks ehk lihtsalt ühikuks. Süsinikuühik võrdub  $\frac{1}{12}$ -ga (ühe kaheteistkümnendikuga) süsiniku aatomi massist. Grammides väljendatuna võrdub see

0,000 000 000 000 000 000 000 00166 g.

Aatomite ja molekulide massi väljendatakse süsinikuühikutega. Raua aatommass on 56\*. See tähendab, et raua aatom on 56 korda raskem ühest süsinikuühikust. Nii näitab aatommass, mitu korda on mingi aatom raskem  $\frac{1}{12}$  süsiniku aatomi massist.

**Aatomi massi, mis on väljendatud süsinikuühikutes, nimetatakse aatommassiks.**

Leiame näiteks väävli aatommassi. Väävli aatom kaalub 0,000 000 000 000 000 000 000 05324 g.

Väävli aatommass võrdub siis

$$\frac{0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 05324}{0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 00166} = 32$$

Aatommassid on esitatud lk. 26.

#### KAS OSKAD?

1. Mille poolest erinevad mõisted «aatomi mass» ja «aatom-mass»?
2. Vase aatommass on 64. Mida see tähendab?
3. Mitu korda on väävli aatom raskem hapniku aatomist?
4. Mis on raskem, kas üks väävli aatom või kaks lämmastiku aatomit?
5. Mitu hapniku aatomit on niisama rasked kui üks vase aatom?
6. Kui suur on vesiniku aatommass, kui vesiniku aatom on süsiniku aatomist 12 korda kergem?

\* Aatommass esitatakse tavaliselt ühiku nimetust «süsinikuühik» märkimata.



Mikromaailma sügavusse. Tallinn, 1963, lk. 57—63.)

M. Lomonossov käsitles molekulaar-atomistlikku teooriat arutlev-filosoofilises laadis, tuginemata katsetele. Pealegi pidasid kaasaegsed Lomonossovilt enam poediks ja kunstnikuks kui teadlaseks. Seetõttu ei levinud tema väärtuslikud tõekspidamised. Atomistlikku teooriat arendasid edasi J. Dalton ja teised teadlased.

J. Dalton võttis esimesena kasutusele suhtelise aatommassi ühiku. Selleks oli vesiniku kui kõige kergema aatomi mass. (Loe H. Öiglane.

## § 10. KEEMILISED ELEMENDID

- ▶ KEEMILISE ELEMENDI MÕISTE
- ▶ ELEMENTIDE LEVIK LOODUSES
- ▶ METALLILISED JA MITTEMETALLILISED ELEMENDID

Sõna «element» on tuletatud ladina keelest ja tähendab alget. Vanaaja teadlased-filosoofid arvasid kogu maailma koosnevat neljast elemendist: tulest, veest, maast ja õhust. Selline vaade maailmale kadus koos teaduse arenguga.

**Tänapäeval mõistetakse keemilise elemendi all teatud kindlat aatomite liiki.**

Aine võib koosneda ainult ühe ja sama elemendi või erinevate elementide aatomitest. Element hapniku aatomid moodustavad lihtaine hapniku, kuid hapnik esineb elemendina ka süsinikdioksiidi koostises. **Iga keemilise elemendi kõige väiksemaks osakeseks on aatom.** Erinevate elementide aatomid, olles keemiliste ühendite koostisosadeks, kujundavadki meid ümbritsevate mitmekesiste ainete maailma.

Käesoleval ajal tuntakse 104 keemilist elementi. Looduses leidub neid 88, kuna 16 on saadud aatomite kunstlikul muundamisel (tuumareaktsioonidel).

Keemilisi elemente ei leidu võrdsel hulgal. Kõige levinumaks elemendiks on hapnik. Kui arvestada maakoort, õhk-



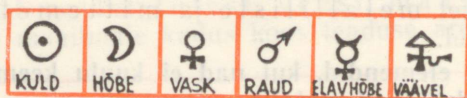
4. Millistest elementidest koosnevad järgmised ained: vesi, raudsulfid, tsinksulfid, hapnik, väävel, raud, elavhõbeoksiid, magneesiumoksiid, vesinik ja vask? Millised nimetatud ainete koostiselementidest on a) metallilised, b) mitmetallilised?
5. Hapnik toetab põlemist. Nimetage element hapnikku sisalduv gaas, mis ei toeta põlemist (põlev pird kustub selles).

#### TÄIENDAVAKS LUGEMISEKS

Makedoonia Aleksandri õpetaja Aristoteles oli antiikajaja orjandusliku ühiskonna ideeliseks suunajaks. Tema õpetusel oli suur mõju loodusteaduste arenemisele. Aristoteelse õpetusele, mille kohaselt elemente on võimalik muuta üksteiseks, rajas oma viljatud püüdlused ka alkeemia. (Loe N. Budreiko. Materia saladuste tunnetamine. Tallinn, 1964, lk. 9–10.)

### § 11. KEEMILISTE ELEMENTIDE TÄHISTAMINE

- ▶ J. BERZELIUSE ETTEPANEK ELEMENTIDE TÄHISTAMISEKS
- ▶ KEEMILISE ELEMENTI SÜMBOLI TÄHENDUS
- ▶ TÄHTSAMATE KEEMILISTE ELEMENTIDE SÜMBOLID



Joonis 10. Elementide sümbolid, mida kasutasid alkeemikud

Juba alkeemikud kasutasid elementide märkimiseks erilisi kujundeid (joonis 10). Hiljem võeti keemiliste elementide tähistamiseks keemias teatud leppemärgid, mida nimetatakse keemilisteks märkideks ehk sümboliteks. Rootsi keemiku J. Berzeliuse ettepanekul (1814. a.) hakati elemente tähistama ühe või kahe tähega, vastavalt antud elemendi keemilisele nimetusele ladina keeles. Nii on hapniku keemiliseks märgiks O (ladinakeelse nimetuse Oxygenium esimene täht); väävli keemiliseks märgiks on S (ladinakeelsest nimetusest Sulfur) jne. Ühe ja sama tähega algavate ladinakeelsete nimetuste puhul lisatakse algustähele üks järgnevatest tähtedest. Näiteks:



J. Berzelius (1779—1848)

vesinik	— Hydrogenium	— H
heelium	— Helium	— He
elavhõbe	— Hydrargyrum	— Hg
süsinik	— Carboneum	— C
kloor	— Chlorum	— Cl
vask	— Cuprum	— Cu

Keemilisi märke ehk sümboleid kasutatakse nii elementide kui ka neid elemente sisaldavate ainete koostise väljendamiseks. Vastavalt rahvusvahelisele kokkuleppele on keemiliste märkide kasutamine kõikides maades ühesugune, nad on keemikute «tähtedeks».

Keemiline märk tähistab:

- 1) teatavat keemilist elementi ja on kasutusel tema nimetuse lühendina;
- 2) keemilise elemendi ühte aatomit (valemities);
- 3) keemilise elemendi massi, mis arvuliselt võrdub tema aatommassiga (arvutustel);

Nii näiteks tähistab keemiline märk S:

- 1) väävlit kui elementi,
- 2) väävli ühte aatomit ja
- 3) 32 massiosa (süsinikuühikut, grammi jm.) väävlit (sest väävli aatommass võrdub 32 süsinikuühikuga).

Allpool on esitatud mõningate tähtsamate elementide nimetused, keemilised märgid ja ümardatud aatommassid.

Eestikeelne nimetus	Ladina-keelne nimetus	Keemiline märk	Hääldatakse keemilises valemis	Aatommass (ümardatud)
---------------------	-----------------------	----------------	--------------------------------	-----------------------

#### Metallid

Hõbe	Argentum	Ag	argentum	108
Alumiinium	Aluminium	Al	alumiinium	27
Kuld	Aurum	Au	aurum	197
Baarium	Barium	Ba	baarium	137
Kaltsium	Calcium	Ca	kaltsium	40
Vask	Cuprum	Cu	kuprum	64
Raud	Ferrum	Fe	ferrum	56
Elavhõbe	Hydrargyrum	Hg	hüdrargürum	201
Kaalium	Kalium	K	kaalium	39
Magneesium	Magnesium	Mg	magneesium	24
Mangaan	Manganum	Mn	mangaan	55
Naatrium	Natrium	Na	naatrium	23
Plii	Plumbum	Pb	plumbum	207
Tina	Stannum	Sn	stannum	119
Tsink	Zincum	Zn	tsink	65

#### Mittemetallid

Süsinik	Carboneum	C	tsee	12
Kloor	Hydrogenium	Cl	kloor	35,5
Vesinik	Chlorum	H	haa	1
Jood	Iodum	I	jood	127
Lämmastik	Nitrogenium	N	enn	14
Hapnik	Oxygenium	O	oo	16
Fosfor	Phosphorus	P	pee	31
Väävel	Sulfur	S	ess	32
Räni	Silicium	Si	siliitsium	28

## KAS OSKAD?

1. Jutustada, milleks võeti kasutusele keemilised mürgid ja kuidas neid on tuletatud?
2. Mida tähistab elemendi sümbol?
3. Millistest elementidest koosnevad ained, mida tähistatakse järgmiselt: FeS, ZnS, H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, Cu, Fe, HgO, MgO? Millised esitatud ainetest sisaldavad metalliliste elementide aatomeid?
4. Alumiiniumi aatommass on 27. Mida tähendab see arv?
5. Võrrelda (kasutades esitatud tabelit) järgmiste elementide aatommasse ja leida, mitu korda on ühe elemendi aatom raskem või kergem teise elemendi aatomist: a) raud ja lämmastik, b) naatrium ja plii, c) magneesium ja süsinik, d) hapnik ja väävel, e) vask ja hapnik, f) räni ja raud.
6. Mis on a) element raua, b) element väävli kõige väiksemaks osaks?

## TÄIENDAVAKS LUGEMISEKS

Keemilise elemendi mõiste võttis kasutusele R. Boyle XVII sajandil. Boyle nimetas keemiliseks elemendiks ainet, mis ei lagune reaktsioonides lihtsamateks aineteks. R. Boyle ei olnud vaba alkeemikute müstikast. Ta pidas elementideks ka nn. soojus- ja külmusmateriat jms. Selle seisukoha paikapidamast tõestas esmakordselt M. Lomonossov. Suuri teeneid keemilise elemendi tänapäeva mõiste väljakujundamisel on prantsuse keemikul A. Lavoisier'l ja eriti vene keemikul D. Mendelejevil. (Loe H. Öiglane. Mikromaailma sügavusse. Tallinn, 1963, lk. 64—73.)

## § 12. LIHT- JA LIITAINE

- ▶ LIHTAINE JA KEEMILINE ELEMENT
- ▶ ALLOTROOPIA
- ▶ METALL JA MITTEMETALL
- ▶ LIITAINE

Mitmed ained nagu raud, väävel, hapnik, vesinik jt. koosnevad ühte liiki aatomitest ehk ühe ja sama keemilise elemendi aatomitest. Selliseid aineid tuntakse lihtainete nimetuse all.

## Lihtaine koosneb ühe ja sama elemendi aatomitest.

Lihtaine on keemilise elemendi vabas olekus esinemise vormiks. Seepärast langevad elemendi ja lihtaine nimetused tavaliselt ühte. On aga ka erandeid. Element süsinik esineb näiteks grafiidi ja teemandina. Mõlemad nimetatud lihtained koosnevad sama keemilise elemendi süsiniku aatomitest.

Nähtust, kus üks ja sama keemiline element esineb mitme lihtainena, nimetatakse allotroopiaks ning vastavaid lihtaineid allotroopseteks teisenditeks ehk modifikatsioonideks.

Grafiit ja teemant on seega element süsiniku allotroopsed teisendid. Kuna ka süsi koosneb grafiidikristallidest, kuigi väga väikestest, ei peeta teda süsiniku kolmandaks allotroopseks teisendiks.

Allotroopia tõttu ei ole lihtainete ja elementide arv võrdne. Käesoleval ajal tuntakse 104 keemilist elementi, kuid umbes 400 lihtainet.

## Lihtaineid liigitatakse metallideks ja mittemetallideks.

Metallidel on mitmeid ühiseid füüsikalisi omadusi. Neil on iseloomulik metalliläige, nad juhivad hästi elektrit ja soojust ning on sepistatavad. Ühiste omaduste kõrval on metallidel ka erinevusi, nagu värvus, tihedus, sulamispunkt jt.

## Metallilised elemendid vabas olekus esinevad metallidena.

Mittemetallidel (nagu hapnikul, klooril, väävlil jt.) puudub reeglina metalliläige, nad juhivad halvasti elektrit ja soojust. Tahked mittemetallid on haprad. Paljud mittemetallid on gaasilised ained.

## Mittemetallilised elemendid vabas olekus esinevad mittemetallidena.

Tänapäeval tuntud ainetest (üle kolme miljoni) moodustavad lihtained tühise vähemuse. Tunduvalt suurem osa ainetest kuulub lihtainete hulka.

**Liitaineks ehk keemiliseks ühendiks nimetatakse ainet, mis koosneb kahe või enama elemendi aatomitest.**

Meile tuntud liitaineteks on vesi, süsinikdioksiid, ammoniaak.

Liitaineid saab keemiliselt lagundada kas lihtaineteks või lihtsama koostisega liitaineteks.

### **KAS OSKAD?**

1. Seletada, miks kõiki aineid ei saa keemiliselt lihtsamateks aineteks lagundada.
2. Millega seletada lihtainete rohkust, võrreldes tuntud keemiliste elementide arvuga?
3. Miks ei tohi mõisteid «aine» ja «keemiline ühend» kasutada samas tähenduses?
4. Mis on a) vesiniku kui keemilise elemendi ja b) vesiniku kui lihtaine väikseimaks osakeseks?
5. Nimetada a) metalle ja b) mittemetalle iseloomustavaid omadusi.
6. Millised järgmistest ainetest on liht- ja millised liitained: hapnik, vesi, vask, elavhõbeoksiid, vaskoksiid, süsinikdioksiid, teemant, grafiit, elavhõbe, raudsulfiid?

## **§ 13. PUHTAD AINED JA SEGUD**

- ▶ PUHTA AINE JA SEGU ERINEVUS
- ▶ AINE PUHASTAMISE VIISID

**Aineid, mis ei sisalda lisanditena teisi aineid, nimetatakse puhasteks aineteks.**

Puhastel ainetel on konstantsed (jäävad) füüsikalised omadused, nagu püsiv keemis- ja sulamispunkt, tihedus, lahustuvus jm. Näiteks vee keemispunkt on  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  ja tihedus 1. Väevli sulamispunkt on  $119\text{ }^{\circ}\text{C}$ , raud aga sulab  $1540\text{ }^{\circ}\text{C}$  juures. Lisandite sisalduvuse korral on need omadused teistsugused, sõltuvalt lisandiks olevate ainete omadustest ja hulgast. Soolane vesi külmub teatavasti madalamal temperatuuril kui mage vesi ja on ka suurema tihedusega. Raua ja süsiniku sulamispunkt ei ole aga  $1540\text{ }^{\circ}\text{C}$ , vaid märksa madalam.

Looduses puhtaid aineid tavaliselt ei esine. Keemiliselt puhas ei ole ka selge allikavesi, sest selles on lahustunud mineraalsoolad. Kaasaegne tehnika vajab üha enam äärmiselt puhtaid, nn. ülipuhtaid aineid. Neid kasutatakse raadiotehnikas ja aatomienergeetikas. Näiteks kasutatakse ülipuhtaid aineid päikesepatareide valmistamiseks kosmoselaevadele.

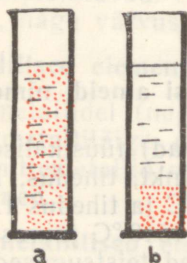
**Erinevate ainete segamisel, kui ainete vahel ei toimu keemilist reaktsiooni, moodustub segu.**

Ainete segamisel nende küllaldase peenestatus korral näib, nagu tekiks uus aine. Näiteks pulbrilise raua ja väävli segamisel saame ühtlase halli massi, mille värvus ja tihedus erinevad lähteainete vastavatest omadustest. Mikroskoobi abil saab aga selles segus näha väävli- ja rauaosakesi. Järelikult pole siiski tegemist uue ainega.

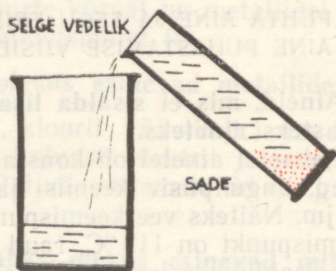
Selleks et kirjeldada aine omadusi, tuleb teda kõigepealt saada puhtal kujul. Tuntakse mitmesuguseid ainete puhastamise viise. Osa neist on välja töötatud juba alkeemikute laboratuurides. Ainete puhastamise viisidest käsitleme setitamist, filtreerimist ja aurustamist.

Tahkeid aineid, mis vedelikus ei lahustu ja on sellest suurema tihedusega, saab puhastada setitamise ga.

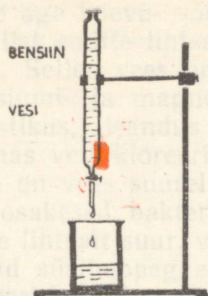
Setitamisega saab eraldada näiteks savi, liiva, kriidi või muu vees lahustumatu aine veest (joonis 11). Selge vedeliku võib põhja settinud sademelt eraldada nõrutamise ehk dekanteerimisega (joonis 12).



Joonis 11. Setitamine: a) savi ja vee segu, b) saviosad on settinud nõu põhja



Joonis 12. Nõrutamine ehk dekanteerimine



Joonis 13. Vee eraldamine bensiinist jaotuslehtri



Joonis 14. Filtreerimine

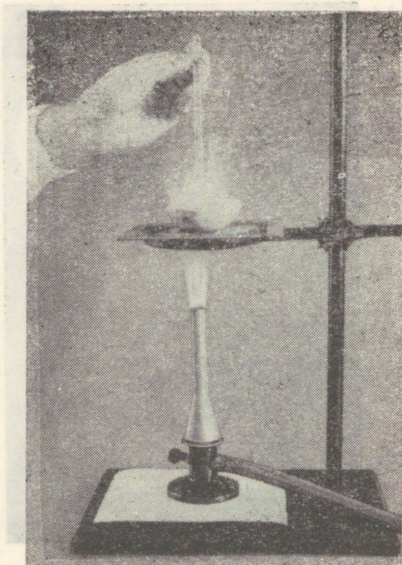
Üksteises mittelahustuvad vedelikud kihistuvad nii, et suurema tihedusega vedelik koguneb alla ja väiksema tihedusega vedelik selle kohale. Näiteks bensiini ja vee puhul koguneb vesi kui suurema tihedusega vedelik nõu allossa ja selle peale jääb bensiin. Eraldunud vedelike lahustamiseks kasutatakse jaotuslehtrit (joonis 13).

Vedeliku ja temas esineva tahke lahustumatu aine (hägu) eraldamiseks kasutatakse filtreerimist.

Kui valada liimivabast paberist, nn. filterpaberist valmistatud filtrile kriidist häguseks muudetud vedeliku, saadakse selge vedelik, mida nimetatakse filtraadiks. Laboratoorsesel katsetel koolis kasutatakse paberfiltreid. Filtreerimist kujutab joonis 14. Hägu põhjustanud tahked osakesed, olles suuremad filtri pooridest, jäävad filtrile.

Igapäevases elus ja tööstuses kasutatakse filtreerimist automootorites bensiini, õli ja õhu puhastamisel, puhastusjaamas joogivee saamisel looduslikest vetest jne. Seejuures on filtriteks paberist vastupidavamad või sobivamad materjalid, nagu spetsiaalsed filterriided, vilt, metallvõrk, liivakiht jne.

Vedelikus lahustunud tahket ainet, näiteks vees lahustunud suhkrut ei saa filtreerimisega eraldada. Lahustunud aine osakesed on nii väikesed, et läbivad koos veega filtri poore. Lahustunud aine eraldamiseks veest vesi aurustatakse.



Joonis 15. Aurustamine

Laboratooriumides toimub aurustamine portselankaussides (joonis 15).

Aurustamist kasutatakse suhkru tootmisel, toiduainete säilitamisel, paljude kemikaalide valmistamisel jm.

### KAS OSKAD?

1. Tuua näiteid, mille puhul ainete eraldamiseks segust kasutatakse nende erinevat tihedust.
2. Petrooleumisse oli sattunud liiva ja vett. Kuidas seda puhastada?
3. Kuidas eraldada saepuru, liiv ja pulbriline raud nende segust?
4. Milliste tunnuste põhjal saab eristada segu puhtast ainest?
5. Kuidas saab keedusoola lahusest eraldada soola kristalse ainaena?

### TÄIENDAVAKS LUGEMISEKS

Selleks et uurida ainete omadusi, on neid aineid vaja kõigepealt eraldada võimalikult puhtal kujul. Keemikud-analüütikud kasutavad lahuste valmistamiseks ikka destilleeritud vett,

mitte aga kaevu- või kraanivett. Kraanivesi on keemiku vaatevinklist «mitte lihtsalt must, vaid kujutab endast lausa mingit raba. Selles vees on palju igasuguseid naatriumi-, kaaliumi-, kaltsiumi- ja magneesiumisoolasid. Sel ajal, kui vesi voolas torustikus, lisandus temale rauaühendeid, ... . Veepuhastusjaamas vett kloreeriti. Sellest jäi sinna ... kloori, ... . Peale selle on vees suurel hulgal orgaanilisi aineid: taimede ülipeenred osakesed, bakterid ja muu. Selles kraanivees on lahustunud mitte lihtsalt suur, vaid otse tohutu hulk õhku. Aga vees lahustunud süsihappegaas? Aga vääveldioksiid, mida kasvõi üpris vähesel hulgal neelasid jõeveed, kui nad voolasid mööda mõnest tehastest, kus köetakse kivisöega? Aga fenool, mille kuskil ülemjooksul laskis vette keemiategase hooletu direktor? Ühesõnaga võib öelda, et see veevärgivesi, mida ma kraanist võtsin, sisaldab peale vesiniku ja hapniku märgataval hulgal tubli kolmandiku Mendelejevi perioodilisuse süsteemi elementidest». (Loe J. Fialkov. Üheksas kümnendkoht. Tallinn, 1965, lk. 58.)

## § 14. AINE KOOSTISE PÜSIVUSE SEADUS

NAITEID REAGEERIVATE AINETE MASSIVAHEKORRAST

▶ PROUSTI SEADUS

▶ SEADUSE OLEMUS MOLEKULAAR-ATOMISTLIKU TEOORIA

▶ PÕHJAL

▶ SEADUSE TAHTSUS

Enam kui poolteist sajandit tagasi püüdsid teadlased lahendada küsimusi: kas keemilised elemendid ühinevad üksteisega igasuguses massivahekorras ja kas keemilistel ühenditel on püsiv koostis või mitte? Selgitame seda järgmiste näidetega.

Raudsulfiidi tekkimisel ühineb 7 massiühikut raua 4 massiühiku väävliga, kusjuures moodustub 11 massiühikut raudsulfiidi. Kui võtame 7 massiühikut raua ja 5 massiühikut väävlit, siis ühinemisreaktsioonil moodustub ikkagi 11 massiühikut raudsulfiidi, sest 1 massiühik väävlit ei astu ühinemisreaktsiooni rauaga. Järelikult raud ja väävel ühinevad omavahel kindlas vahekorras. Raudsulfiidis on raua ja väävli suhe alati 7:4.

Lagunemisreaktsioonil moodustuvad ained samuti kindlas vahekorras. Näiteks elavhõbeoksiidi lagunemisel saadakse 25

massiühiku elavhõbeda kohta alati 2 massiühikut hapnikku. Seega on elavhõbeoksiidis elavhõbeda ja hapniku massivahekord 25 : 2.

Toodud näidete põhjal võime järeldada:

- 1) keemilised elemendid ühinevad omavahel kindlas massivahekorras;
- 2) igal keemilisel ühendil on püsiv koostis.

Nendele järeldustele tuli prantsuse teadlane J. Proust (loe: prust) keemiliste ühendite analüüsimisel. Ta kinnitas neid järeldusi mitmete katsetega ning 1799. a. sõnastas aine koostise püsivuse seaduse, mida me tunneme ka Prousti seaduse nimetuse all.

**Igal puhtal ainel on püsiv koostis, sõltumata tema saamisviisist.**

Seega koosneb teatud aine alati samadest keemilistest elementidest, mis on omavahel ühinenud täiesti kindlas massivahekorras.

Süsinikdioksiidi võib eraldada väljahingatavast õhust, püüdes põlemisel tekkinud gaasidest või saada kriidi reageerimisel soolhappega. Süsinikdioksiidi koostis ja omadused jäävad aga muutumatuks.

Molekulaar-atomistlik teooria seletab aine koostise püsivuse seadust järgmiselt: molekuli aatomiline koostis on alati püsiv, samuti on püsiv nende aatomite mass; järelikult on püsiv ka aatomite massivahekord molekulis ning kogu aines. Kui aine koostis on püsiv, siis on ainel ainult üks keemiline valem. Näiteks vee molekul koosneb alati kahest vesiniku ja ühest hapniku aatomist.

Teades aine keemilist valemit, järeldub, millistes massivahekordades on elemendid ühendi koostises.

Leiame elementide suhte raudsulfiidis.

Raudsulfiidi keemiline valem —  $\text{FeS}$ ,

raua (Fe) aatommass — 56,

väävli (S) aatommass — 32,

raua ja väävli massivahekord ühendis on 56 : 32 ehk 7 : 1.

Seega raudsulfiidis on elementide massivahekord järgmine: 7 massiühiku raua kohta on 4 massiühikut väävlit. Eespoolsest arutelust saab selgeks, mispärast raua ja väävli ühinemise reaktsiooniks oli vaja võtta 7 g rauda ja 4 g väävlit (või 3,5 g rauda ja 2 g väävlit).

### KAS OSKAD?

1. Tuua näiteid, mis selgitavad aine koostise püsivuse seadust.
2. Raudsulfiidi ( $\text{FeS}$ ) valmistamiseks võeti 14 g rauda. Kui palju tuleb võtta väävlit?
3. Raua ja väävli ühinemise reaktsioonil tekkis 22 g raudsulfiidi, kusjuures 3 g rauda jäi reageerimata. Kui palju võeti katseks rauda ja väävlit?
4. Mida väljendavad järgmised sümbolid: O ja H? Millises massivahekorras on vastavad elemendid vees?
5. Kui palju tekib raudsulfiidi, lähtudes kahest massiosast väävlist ja kaheksast massiosast rauast?
6. Mitu grammi elavhõbeoksiidi peab lagunema, et tekiks a) 32 g, b) 16 g hapnikku?

### TÄIENDAVAKS LUGEMISEKS

Aine koostise püsivuse mõistmisele jõudis ka M. Lomonosov. XVIII sajandi keskel ta kirjutas, et ühe ja sama liitaine molekulid on kõik ühesuguse koostisega. Seaduse avastamise au kuulub aga J. Proustile, kes kinnitas neid väiteid katsetega. J. Proust väitis: «... Loodus andis keemilistele ühenditele kindla, püsiva koostise... ei ole erinevusi lõuna- ja põhjapoolkera raudoksiidi vahel, Jaapani kinaveri koostis on täpselt sama mis Hispaania kinaverilgi, hõbekloriid on täpselt sama-sugune, olgu ta pärit Peruust või Siberist; kogu maailmas on ainult üks keedusool, üks salpeeter...» (Loe N. Budreiko. Mateeria saladuste tunnetamine. Tallinn, 1964, lk. 26—28.)

## § 15. KEEMILISED VALEMID. MOLEKULMASS

Teades aine koostist, võime keemiliste märkide abil üles kirjutada aine valemi.

1. Lihtainete valemid. Lihtainet tähistatakse tavaliselt selle elemendi sümboliga, millest lihtaine koosneb. Näiteks rauda — Fe, väävlit — S, vaske — Cu, fosforit — P jne. Gaasiliste lihtainete puhul, mille molekul koosneb kahest aatomist, märgitakse aatomite arv elemendi sümbolist paremale poole alla.

Hapniku molekuli valem  $O_2$  (loe: oo-kaks)

Lämmastiku „ „  $N_2$  (loe: enn-kaks)

Vesiniku „ „  $H_2$  (loe: haa-kaks)

Kloori „ „  $Cl_2$  (loe: kloor-kaks)

Fluori „ „  $F_2$  (loe: eff-kaks)

Väärisgaasid esinevad üheaatomilistena:

Heelium — He

Neon — Ne jt.

**Indeks on arv, mis näitab vastava elemendi aatomite arvu molekulis.** Indeks kirjutatakse elemendi keemilisest märgist paremale alla:

$O_3$  (loe: oo-kolm) on trihapniku (osooni) molekulivalem.

2. Liitainete valemid. Liitaine koosneb kahest või enamast keemilisest elemendist. Et koostada tema valemit, on vaja teada:

- 1) millised elemendid kuuluvad aine koostisse;
- 2) mitu iga elemendi aatomit sisaldub molekulis.

Liitaine valemi kirjutamiseks märgime vastava aine molekuli koostisse kuuluvate elementide keemilised märgid üksteise kõrvale. Keemilisest märgist paremale poole alla kirjutame aga selle elemendi aatomite arvu molekulis.

Märkus: Kui mõnda elementi on molekulis ainult üks aatom, siis jäetakse valemi kirjutamisel arv 1 märkimata.

1) Vaatleme vee valemit. Vee molekuli koostisse kuulub kaks vesiniku aatomit ja üks hapniku aatom:

2 vesiniku (H) aatomit,

1 hapniku (O) aatom.

Vee keemiline valem:  $H_2O$  (loe: haa-kaks-oo).

2) Väävelhappe molekuli koostis on järgmine:

2 vesiniku (H) aatomit,

1 väävli (S) aatom,

4 hapniku (O) aatomit.

Väävelhappe keemiline valem:  $H_2SO_4$  (loe: haa-kaks-ess-ooneli).

Keemilised märgid ja valemid, mis annavad edasi aine molekuli koostise, on rahvusvahelise keemiaalase keele aluseks.

Nii liht- kui ka liitaine valem väljendab niisiis aine

a) kvalitatiivset koostist (millistest elementidest koosneb) ja

b) kvantitatiivset koostist (millises vahekorras on elementide aatomid).

3. Keemilise ühendi molekulmass. Teades aine valemit ja aatommasse, saame arvutada tema molekulmassi. **Aine molekulmass võrdub teda moodustavate aatomite aatommasside summaga.**

Aine molekulmassi tähistatakse tähega M.

Leiame näiteks vee molekulmassi:

Vee keemiline valem —  $H_2O$ ,

vesiniku aatommass — 1,

hapniku aatommass — 16,

vee molekul sisaldab kaks vesiniku aatomit ja ühe hapniku aatomi, järelikult vee molekulmass võrdub:

$$M_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 16 = 18.$$

Teise näitena vaatleme väävelhappe molekulmassi arvutamist:

Väävelhappe keemiline valem —  $H_2SO_4$ ,

Vesiniku aatommass — 1,

Hapniku aatommass — 16,

Väävli aatommass — 32,

Väävelhappe molekuli koostisse kuulub kaks vesiniku, üks väävli ja neli hapniku aatomit, järelikult on väävelhappe molekulmass:

$$M_{H_2SO_4} = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98.$$

Toodud näidete varal võib öelda, et molekulmass on arv, mis näitab, mitu korda on antud aine molekul raskem ühest kaheteistkümnendikust süsiniku aatomi massist.

Ehk lühemalt:

**Molekulmass on aine molekuli mass süsinikuühikutes.**

4. Keemiliste valemite sisu. Me teame, et keemiline valem näitab, millistest elementidest koosneb antud aine (kvalitatiivset koostist) ja mitu aatomit on aine molekulis (kvantitatiivset koostist). Kuid keemiliste valemite sisu on laiem, nad tähistavad:

- 1) teatavat kindlat ainet:  $H_2O$  — vesi,  $HgO$  — elavhõbeoksiid,  $O_2$  — hapnik;
- 2) aine üht molekuli;
- 3) aine kogust, mis arvuliselt võrdub molekulmassiga (arvutuste puhul).

Nii näiteks tähistab keemiline valem  $H_2O$ :

- 1) vett, mis koosneb keemilistest elementidest vesinikust ja hapnikust;
- 2) üht vee molekuli, mis koosneb kahest vesiniku aatomist ja ühest hapniku aatomist;
- 3) 18 massiühikut (18 süsinikuühikut, 18 grammi, 18 tonni jne.) vett.

5. Koefitsiendid. Kirjutame vesiniku keemilise märgi H. Niiviisi kirjutatult tähistab see vesinikku üldse, ühtlasi ka üht vesiniku aatomit.  $2H$  (loe: kaks-haa) tähistab kahte vesiniku aatomit,  $H_2$  (loe: haa-kaks) tähistab aga gaasilise vesiniku üht molekuli, mis koosneb kahest vesiniku aatomist. Sellest näitest selgub, et  $2H$  ja  $H_2$  ei ole ühetähenduslikud.

Eespool nägime, et keemiline valem tähistab aine üht molekuli. Aine mitme molekuli tähistamiseks kirjutatakse aine valemite ette vastav arv.

Näiteks:

kaks aatomit lämmastikku	—	2N	(loe: kaks-enn),
kaks molekuli	„	2N <sub>2</sub>	(loe: kaks-enn-kaks),
kolm „	„	3N <sub>2</sub>	(loe: kolm-enn-kaks),
neli molekuli süsinikdioksiidi	—	4CO <sub>2</sub>	(loe: neli-tsee-oo-kaks),
viis molekuli vett	—	5H <sub>2</sub> O	(loe: viis-haa-kaks-oo).

Arvu, mis kirjutatakse elemendi keemilise märgi või aine keemilise valemi ette (ja mis näitab vastavalt kas aatomite või molekulide arvu), nimetatakse koefitsiendiks. Koefitsiendid kehtivad kogu valemi kohta.



Indekseid ja koefitsiente ei tohi segi ajada. Indeks tähistab vastava elemendi aatomite arvu molekulis, koefitsient aga molekulide või üksikute aatomite arvu.

### KAS OSKAD?

1. Missugune on hapniku molekulivalem?
2. Mida mõistetakse aine a) kvalitatiivse, b) kvantitatiivse koostise all?
3. Kuidas arvutatakse aine molekulmassi?
4. Seletada järgmiste avaldiste sisu: 5H; 5H<sub>2</sub>; 4S; 2Fe; 3CO<sub>2</sub>; 4H<sub>2</sub>O; 7FeS; 2C; 2O<sub>2</sub>.
5. Millised allpool nimetatud ühenditest on rauarikkamad: a) raudsulfid (FeS) või püriit (FeS<sub>2</sub>), b) punane rauamaak (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) või magnetiit (Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>)?
6. Mida näitab tähistus HgO?
7. Arvutada järgmiste ühendite molekulmassid: a) süsinikdioksiid (CO<sub>2</sub>), b) kaltsiumoksiid (CaO), c) naatriumhüdroksiid (NaOH).

8. Millistest aatomitest koosneb atsetüülsalitsüülhappe (aspiiriini) ( $C_9H_8O_4$ ) molekul?
9. Kumb on raskem, kas hapniku või vee molekul?
10. Arvutada, kas viis vee molekuli on ühest väävelhappe ( $H_2SO_4$ ) molekulist kergemad või raskemad.

## § 16. KEEMILISE ÜHENDI PROTSENDILISE KOOSTISE ARVUTAMINE

Teades aine valemit ja tema koostisse kuuluvate elementide aatommasse, võime arvutada iga sellesse keemilisse ühendisse kuuluva elemendi protsendilise sisalduse.

Ülesanne.

Leida süsinikdioksiidi protsendiline koostis (s. t. mitu protsenti süsinikku ja hapnikku sisaldub süsinikdioksiidis).

Lahendus.

1) Süsinikdioksiidi valem on  $CO_2$ .

2) Leiame süsinikdioksiidi molekulmassi:

Selleks leiame aatommasside tabelist:

süsiniku (C) aatommassi — 12,

hapniku (O) aatommassi — 16.

Molekulmass võrdub aatommasside summaga:

$$M_{CO_2} = 12 + 2 \cdot 16 = 44.$$

3) Nagu arvutusest järeldub, on 44 massiühikus süsinikdioksiidis 12 massiühikut süsinikku. Arvutame, mitu protsenti moodustab 12 massiühikut süsinikku 44 massiühikust süsinikdioksiidist.

Selleks väljendame suhte  $\frac{12}{44}$  protsentides:

$$\frac{12}{44} = 0,273 = 27,3\%.$$

Analoogiliselt võiksime arvutada ka hapniku protsendilise sisalduse süsinikdioksiidis:

$$\frac{32}{44} = 0,727 = 72,7\%.$$

Lihtsam on arvutada aga hapnikusisaldust

$$100\% - 27,3\% = 72,7\%,$$

sest ühend koosneb ainult kahest elemendist.

Vastus: Süsinikdioksiid on 27,3% süsinikku ja 72,7% hapnikku.

### KAS OSKAD ARVUTADA?

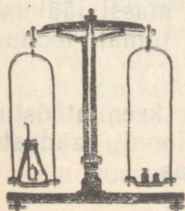
1. Arvutada elavhõbeoksiidi ( $\text{HgO}$ ) protsendiline koostis.
2. Arvutada raua ja hapniku protsendiline sisaldus punases rauamaagis, mille valem on  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .
3. Mitu protsenti väävlit on raudsulfiidis?
4. Milline on raua protsendiline sisaldus järgnevates ainetes:  
a) raudoksiid ( $\text{FeO}$ ), b) punane rauamaak ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), c) magnetiit ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ), d) püriit ( $\text{FeS}_2$ ).
5. Arvutada vase protsendiline sisaldus vaskläägis ( $\text{Cu}_2\text{S}$ ).
6. Arvutada keedusoola ( $\text{NaCl}$ ) protsendiline koostis.

## § 17. AINE MASSI JÄÄVUSE SEADUS

- ▶ NAITEID SEADUSE KOHTA
- ▶ SEADUSE SELETAMINE MOLEKULAAR-ATOMISTLIKU TEOORIA PÕHJAL
- ▶ SEADUSE TAHTSUS

Iga päev kulgeb keemikute kolbides ja keemiatööstuse seadmetes mitmesuguseid keemilisi reaktsioone. Seejuures teatakse, kui palju mingit lähteainet on vaja reageerima panna, et saada soovitud kogus saadust. Keemikutele on siin abiks aine massi jäävuse seadus, mille 1756. a. avastas ja kinnitas arvukate katsetega M. Lomonossov.

Paberi, puupirru või küünla põlemisel toimuvad keemilised reaktsioonid (eraldub soojust ja valgust). Meile näib, nagu kaoks neil reaktsioonidel enamus ainetest jäljetult. Kui tasakaalustada põlev küünal kaaludel (joonis 16) ja nõu õhutihedalt



Joonis 16. Küünla põlemisel suletud kolvis jäävad kaalud tasakaalu

sulgeda, siis püsivad põlemise vältel kaalud tasakaalus, sest põlemisreaktsiooni saadused jäävad suletud anumasse. Põlemisel avatud anumal eralduksid põlemissaadused (gaasid) ja kaalukauss kolvi ning küünlaga kerkiks üles.

Korraldades katse lahjendatud väävelhappe ja baariumkloriidi lahusega, selgub, et lähteainete masside summa võrdub massiga praast lahuste kokkuvalamist, olgugi et tekkis sade — baariumsulfaat.

Ei ole täheldatud ühtegi juhtu, kus reaktsiooni astuvate ainete mass oleks erinev saaduste massist.

**Reaktsioonist osavõtnud ainete mass võrdub reaktsioonil tekkinud ainete massiga.**

M. Lomonossov nimetas seda seadust üldiseks loodusseaduseks. Tänapäeval aga tuntakse teda aine massi jäävuse seaduse nime all. Hulga aastaid hiljem — 1777. a. tõestas katsetega aine massi jäävuse seadust ka prantsuse teadlane A. Lavoisier (loe: lavuazjee). A. Lavoisier' tööd olid kinnituseks M. Lomonossovi poolt avastatud seadusele.

Molekulaar-atomsitlik teooria seletab aine massi jäävuse seadust järgmiselt. Keemilisel reaktsioonil toimub reageerivate ainete molekulide (lähteainete) vahel aatomite ümberrühmitumine, mille tagajärjel tekivad uute ainete molekulid (reaktsiooni saadused). Aatomite arv jääb sellisel ümberrühmitumisel muutumatuks. Samuti ei muutu seejuures ka ühegi aatomi mass. Järelikult kõikide aatomite summa ja mass jääb samaguseks, kui see oli enne reaktsiooni.

Piltlikult väljendab öeldut vee lagunemise reaktsiooni skeem joonisel 8.

Aine massi jäävuse seadus on üks looduse põhiseadusi. See seadus tõestab, et mistahes aine saamiseks peab olema ikka mingi lähteaine. Eimillestki ained ei teki. Aine massi jäävuse seadus lükkab ümber piibli väite, nagu oleks jumal loonud maailma.

Aine massi jäävuse seaduse kohaselt saame keemiatööstuses lähteainete koguse järgi otsustada reaktsiooni saaduste hulga üle ja võtta lähteaineid sobivas vahekorras.

## KAS OSKAD?

1. Seletada aine massi jäävuse seadust molekulaar-atomistliku teooria põhjal.
2. Missugune erinevus on keha kaalu ja massi vahel?
3. Millega seletada, et rauatükk muutub roostetamisel raskemaks?
4. Kuidas seletada kaalude tasakaalus püsimist küünla põlemisel suletud nõus?
5. Millega reageerivad kütused põlemisel?
6. Mitu grammi raudsulfiidi tekib 32 g väävli reageerimisel 56 g rauaga?
7. 2,17 g elavhõbeoksiidi lagunemisel tekkis 2,01 g elavhõbedat. Mitu grammi hapnikku eraldus seejuures?

## TAIENDAVAKS LUGEMISEKS

Meile nii lihtsana tunduva aine massi jäävuse seaduse avastamine ei olnud kerge. Mõnisada aastat tagasi ei olnud teadlastel keemilistest reaktsioonidest veel õiget ettekujutust. Isegi XVIII sajandi keskel ei osatud anda õiget seletust nähtusele, mis toimub metallidega õhus kuumutamisel. Tuntud inglise teadlane Robert Boyle (1627—1691) arvas, et kui kinnises anumaks kuumutada metalle, siis saadava aine mass on suurem metalli massist sellepärast, et läbi anuma seina tungib väljastpoolt metallidesse eriline «tuleaine».

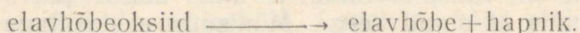
M. Lomonossov otsustas neid Boyle'i katseid kontrollida. Ta kuumutas metalle kinnijoodetud klaasnõudes, kusjuures ta kaalus kinnijoodetud klaasnõusid (koos metallidega) enne ja pärast kuumutamist, neid avamata. Seejuures selgus, et anuma mass koos ainega oli enne ja pärast kuumutamist ühesugune. Kaaludes aga eraldi metalli enne kuumutamist ja metalli kuumutamisel tekkinud ainet, selgus, et pärast kuumutamist oli ainet rohkem. Kuidas sellest aru saada? Seletus on järgmine: kui metalli kuumutada kinnises anumaks, siis ühineb ta anumaks oleva õhuhapnikuga ja tekkinud aine on raskem, selle võrra jääb aga kinnises anumaks oleva õhu mass väiksemaks. Nendest katsetest järeldas Lomonossov, et nii palju, kui palju tekkinud aine muutus raskemaks, niisama palju õhust ühines metalliga. Lomonossov näitas, et Boyle'i arvamus oli ekslik. Ta tõestas:

«Kõik looduses toimuvad muutused on seda laadi, et kui ühest kehast midagi ära läheb, siis lisandub niisama palju teisele kehale.» (Loe B. J. Rozen. Hiigelmolekulide maailmas. Tallinn, 1955, lk. 14—18.)

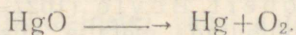
## § 18. KEEMILISED VÖRRANDID

- ▶ NAITEID KEEMILISE REAKTSIOONI KVALITATIIVSE JA KVANTITATIIVSE SISU KOHTA
- ▶ MIDA VÄLJENDAB KEEMILINE VÖRRAND
- ▶ KEEMILISTE VÖRRANDITE KASUTAMINE REAKTSIOONI LÄHTEAINETE JA SAADUSTE KOGUSE ARVUTAMISEL
- ▶ KEEMILISTE VÖRRANDITE KOOSTAMINE
- ▶ KEEMILISTE VÖRRANDITE LUGEMINE

Tutvudes elavhõbeoksiidi lagunemise reaktsiooniga, märkime selle lühidalt üles järgmiselt:

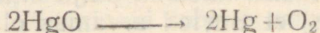


Seda lagunemisreaktsiooni võime väljendada lühemalt keemiliste märkide ja valemite abil:

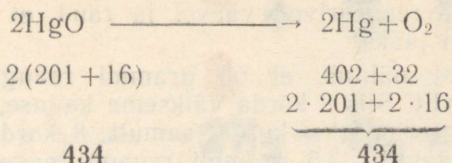


Antud skeem osutab, et reaktsioon toimub nimelt elavhõbeoksiidiga, mis laguneb. Reaktsiooni saadustena moodustuvad elavhõbe ja hapnik. Seega peegeldab skeem niisugusel kujul vaid keemilise reaktsiooni kvalitatiivset sisu; millises vahekorras on ained omavahel, seda antud skeem veel ei näita.

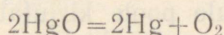
Aine massi jäävuse seaduse järgi peab reaktsioonist osavõtivate ainete (lähteainete) mass võrduma reaktsiooni saaduste massiga. Antud juhul peab siis elavhõbeda ja hapniku aatomite üldarv elavhõbeoksiidis ja tema lagunemise saadustes olema võrdne. Et aatomite võrdset hulka kajastaks ka antud lagunemisreaktsiooni skeem, peame elavhõbeoksiidi valemi ette ja järelikult ka elavhõbeda keemilise märgi ette kirjutama koeffitsiendi 2:



Nüüd leiame elavhõbeoksiidi ja reaktsioonil tekkinud ainete massi:



Toodud skeemi kohaselt on noolega eraldatud osades nii lähteaine ja reaktsiooni saaduste kui ka aatomite arv võrdsed, seepärast võime elavhõbeoksiidi lagunemise reaktsiooni kirjalikult esitada järgmiselt:



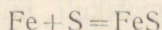
Reaktsiooni kulgemist väljendavat võrrandit nimetatakse keemiliseks võrrandiks. Selles kajastub elavhõbeoksiidi lagunemise reaktsiooni nii kvalitatiivne kui ka kvantitatiivne sisu.

**Keemilise võrrandi abil väljendatakse reaktsiooni kulgemist keemiliste valemitega.**

Kokkuvõttena keemiline võrrand näitab:

- 1) keemilise reaktsiooni tüüpi,
- 2) millised ained astuvad reaktsiooni ja millised ained tekivad reaktsioonil (reaktsiooni kvalitatiivne sisu),
- 3) millised ainete kogused reageerivad ja tekivad (reaktsiooni kvantitatiivne sisu).

Näiteks tähistab keemiline võrrand



- 1) ühinemisreaktsiooni,
- 2) väavli reageerimist rauaga, kusjuures tekib raudsulfiid,
- 3) 56 massiühiku raua (aatommass 56) reageerimist 32 massiühiku väavliga (aatommass 32), kusjuures saadakse 88 massiühikut raudsulfidi (molekulmass 88).

Arvutustes kasutatakse süsinikuühikute asemel tavaliselt teisi massiühikuid, näiteks grammi, kilogrammi või tonni.

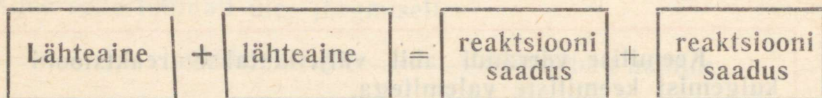
Teades reaktsiooni võrrandit ning reageerivate ainete aatom- ja molekulmasse, saame juba enne katset arvutada, millistes vahekordades reageerivad väävel ja raud, et kumbagi reaktsioonil üle ei jääks.

Võrrandist nähtub, et 56 grammi rauaga reageerib 32 grammi väävlit. Siis 8 korda väiksema koguse, s. o. 7 grammi rauaga reageerimiseks kulub samuti 8 korda vähem, s. o. 4 grammi väävlit. 3,5 grammi rauaga reageerimiseks kulub aga 2 grammi väävlit.

Keemiatööstuses kasutatakse reageerivaid aineid vahekordades, mis on arvutatud keemiliste võrrandite põhjal.

Keemiline võrrand koosneb kahest poolest: vasakust ja paremast. Vasakule poole kirjutatakse reaktsiooni lähteainete, paremale poole aga reaktsiooni saaduste valemid ühes vastavate koefitsientidega. Kui lähteaineid või reaktsiooni saadusi on üle ühe, asetatakse valemite vahele plussmärk (+).

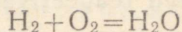
Näide:



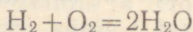
Keemiliste võrrandite koostamiseks nii, et nad peegeldaksid õigesti reaktsiooni käiku, on vaja välja kirjutada reaktsiooni lähteainete ja saaduste valemid. Seejärel tasakaalustame võrrandi, milleks asetame valemite ette koefitsiendid.

Koostame vesiniku põlemisreaktsiooni võrrandi.

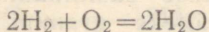
Kirjutame lähteainete ja reaktsiooni saaduste valemid:



Hapniku molekul koosneb kahest aatomist. Reaktsioonil peab tekkima kaks vee molekuli, mis sisaldavad samuti kaks hapniku aatomit. Järelikult on vaja vee valemi ette asetada koefitsient 2 (sest kahes vee molekulis on kokku kaks hapniku aatomit):

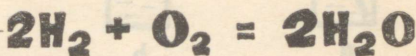


Kahe vee molekuli tekkeks on vaja nelja vesiniku aatomit. Kuna neli vesiniku aatomit sisaldub kahes vesiniku molekulis, tuleb vesiniku valemi ette kirjutada koefitsient 2:





Joonis 17. Vesiniku ja hapniku rea-  
geerimise skeem



Nüüd on reaktsiooni võrrand tasakaalustatud ja võrdusmärk võrrandi mõlema poole vahel õigustatud. Antud reaktsiooni võrrandit loetakse järgmiselt: kaks-haa-kaks pluss ookaaks võrdub kaks-haa-kaks-oo.

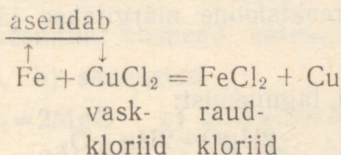
## § 19. ASENDUSREAKTSIOON

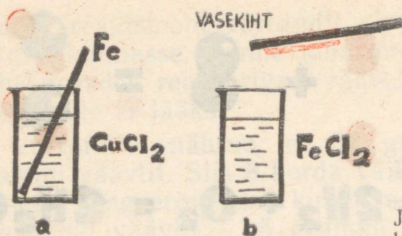
- ▶ ASENDUSREAKTSIOONI MOISTE
- ▶ NAITEID ASENDUSREAKTSIOONIDEST
- ▶ ASENDUS-, ÜHINEMIS- JA LAGUNEMISREAKTSIOONIDE
- ▶ TÄHISTAMINE

Keemilistel reaktsioonidel toimub aatomite ümbergrupeerimine, mille tulemusena moodustuvad uued ained. Ainete ühinemise korral räägime ühinemisreaktsioonidest, ühendi lagunemisel aga lagunemisreaktsioonist. Ühe elemendi aatomid võivad ka mingis ühendis teise elemendi aatomeid asendada, sel juhul on tegemist uut tüüpi reaktsiooniga.

Kui asetada vaskkloriidi ( $\text{CuCl}_2$ ) helesinisesse lahusesse puhastatud raudplaat, kattub see peagi vasekihiga. Lahuse värvus aga muutub reaktsiooni lõpuks kahvaturoheliseks.

Element vase eraldumine lihtainena ning lahuse värvuse muutumine osutavad sellele, et raua aatomid tõrjuvad vaskkloriidist vase välja. Raua aatomid moodustavad kloori aatomitega uue aine — raudkloriidi ( $\text{FeCl}_2$ ), mis tingib lahuse kahvaturohelise värvuse. Toimuvat reaktsiooni võib väljendada järgmise võrrandi abil:

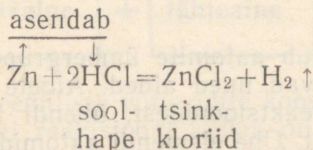




Joonis 18. Rauda reageerimine vaskkloriidi lahusega

Keemilist reaktsiooni, mille puhul lihtaine aatomid asendavad lihtaine koostises oleva elemendi aatomeid, nimetatakse asendusreaktsiooniks.

Keemiliste reaktsioonide tunnustega tutvumisel käsitlesime tsingi reageerimist soolhappega. Ka sel juhul toimub asendusreaktsioon. Reaktsiooni tulemusena moodustuvad tsinkkloriid ( $ZnCl_2$ ) ja vesinik:

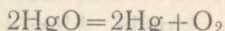


Märkus: Kui keemilisel reaktsioonil eraldub gaasiline aine, siis märgitakse seda sageli reaktsiooni võrrandis ülespoole suunatud noolega gaasilise aine valemist paremale.

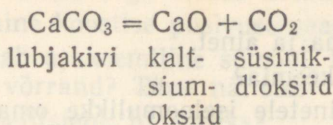
Asendusreaktsioonist võtavad osa üks lihtaine ja üks lihtaine ning tekivad uus lihtaine ja uus lihtaine.

Samuti nagu asendusreaktsioone saab keemiliste võrranditega tähistada ka lagunemis- ja ühinemisreaktsioone. Meile tuntud lagunemisreaktsioone märgitakse järgmiste reaktsiooni võrrandite abil.

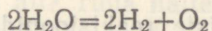
Elavhõbeoksiidi lagunemist:



Lubjakivi lagunemist:

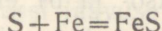


vee lagunemist:

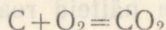


Tuntud ühinemisreaktsioone märgime järgmiste reaktsiooni võrrandite abil:

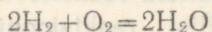
väävli reageerimist rauaga:



söe põlemist:



vesiniku reageerimist hapnikuga:



### KAS TEAD?

1. Milles seisneb a) ühinemis-, b) lagunemis- ja c) asendusreaktsioon molekulaar-atomistliku teooria põhjal. Tuua näiteid reaktsiooni võrranditena.
2. Mis on aluseks keemiliste reaktsioonide liigitamisel ühinemis-, lagunemis- ja asendusreaktsioonideks?
3. Mis tüüpi reaktsioone väljendavad järgmised võrrandid:  
a)  $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$ ;            b)  $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ ;  
c)  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3 = 2\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$   
d)  $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$ ;            e)  $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

Lugeda esitatud reaktsiooni võrrandeid.

4. Mitu vastava keemilise elemendi aatomit on reaktsiooni  
a) lähteainetes, b) saadustes:  
a)  $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$             c)  $2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$   
b)  $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$         d)  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$

## PÕHIKÜSIMUSI KEEMIA ÜLDMÕISTETE KOHTA

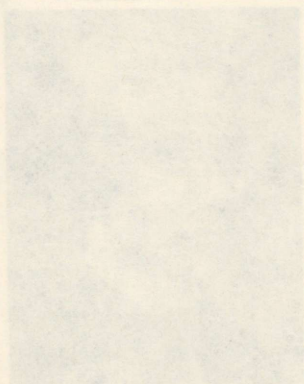
1. Võrrelda keha ja ainet.
2. Mida uurib keemia?
3. Nimetada ainetele iseloomulikke omadusi.
4. Mille poolst keemilised nähtused erinevad füüsikalistest? Tuua näiteid.
5. Nimetada keemiliste reaktsioonide tunnuseid. Tuua näiteid.
6. Millised tingimused soodustavad keemiliste reaktsioonide kulgemist?
7. Tuua näiteid a) ekso- ja b) endotermiliste reaktsioonide kohta.
8. Missugust keemilist reaktsiooni nimetatakse lagunemisreaktsiooniks? Tuua näiteid reaktsiooni võrranditena.
9. Missugust keemilist reaktsiooni nimetatakse ühinemisreaktsiooniks? Tuua näiteid reaktsiooni võrranditena.
10. Missugust keemilist reaktsiooni nimetatakse asendusreaktsiooniks? Tuua näiteid reaktsiooni võrranditena.
11. Missugused nähtused viitavad molekulide a) väikestele mõõtmetele, b) pidevale liikumisele, c) vahelisele ruumile, d) vaheliste tõmbejõudude olemasolule?
12. Kuidas paiknevad ja liiguvad molekulid a) gaasides, b) vedelikes, c) tahketes ainetes?
13. Kuidas molekulaarteooria põhjal seletada a) jää sulamist, b) vee muutumist auruks, c) auru veeldumist ja d) vee muutumist jääks?
14. Mida nimetatakse a) molekuliks, b) aatomiks?
15. Mida nimetatakse aatomi massiks, b) aatommassiks ja c) süsinikuühikuks?
16. Mida nimetatakse keemiliseks elemendiks?
17. Võrrelda a) liht-, b) lihtainet. Tuua näiteid.
18. Kuidas liigitatakse lihtaineid?
19. Mille poolst metallid erinevad mittemetallidest?
20. Millega seletada, et lihtaineid tuntakse rohkem kui keemilisi elemente?
21. Mis on a) puhas aine, b) segu? Tuua näiteid.
22. Milleks kasutatakse a) settimist, b) filtreerimist, c) aurutamist?

23. Mille poolest ainete segu erineb keemilisest ühendist?
24. Defineerida aine koostise püsivuse seadust.
25. Mida väljendab a) keemiline sümbol, b) keemiline valem, c) keemiline võrrand? Tuua näiteid.
26. Mis on a) koefitsient, b) indeks?
27. Mida mõistetakse keemias aine a) kvalitatiivse, b) kvantitatiivse koostise all? Tuua näiteid.
28. Mis on molekulmass ja kuidas seda arvutatakse? Tuua näiteid.
29. Kuidas leitakse keemilise ühendi protsendilist koostist? Tuua näide.
30. Defineerida aine massi jäävuse seadust. Tuua näiteid katsete kohta, mis seda seadust kinnitavad.

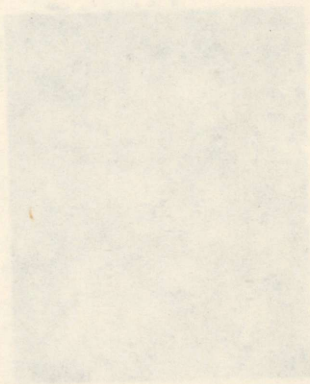
molekuliivalem — O<sub>2</sub> molekulmass — 32

## 1. HAPNIKU AVASTAMINE JA LEIOLMINE LOODUSES

Hapniku avastas 1772. a. rootsi apteeker ja keemik Karl Scheele. Ta nimetas seda «elulõhkuks». Mõned aastad hiljem sai paljast hapniku, teadmata K. Scheele töödest, ka inglise keemik ja filosoof J. Priestley (loes: priitaa). Praegune nimetus tuleneb prantslase keemiku A. Lavoisier poolt antud nimetusest, kes avastas selle elemendi hõbere loomises.

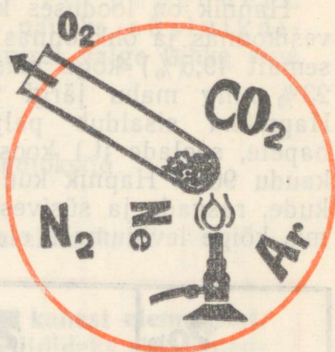


J. Priestley (1733–1804)





## II. HAPNIK. OKSIIDID. PÕLEMINE

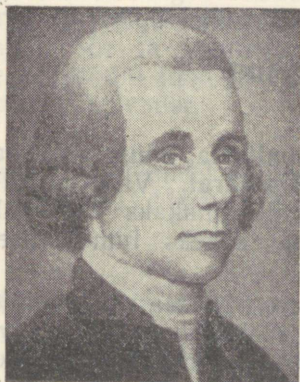


### § 1. HAPNIK — OXYGENIUM

Keemiline märk — O; aatommass — 16;  
molekulivalem —  $O_2$ ; molekulmass — 32.

#### 1. HAPNIKU AVASTAMINE JA LEIDUMINE LOODUSES

Hapniku avastas 1772. a. rootsi apteeker ja keemik Karl Scheele. Ta nimetas seda «tuliõhuks». Mõned aastad hiljem sai puhast hapnikku, teadmata K. Scheele tööd, ka inglise keemik ja filosoof J. Priestley (loe: priistli). Praegune nimetus tuleb prantsuse keemiku A. Lavoisier poolt antud nimetusest, kes avastas selle elemendi hapete koostises.

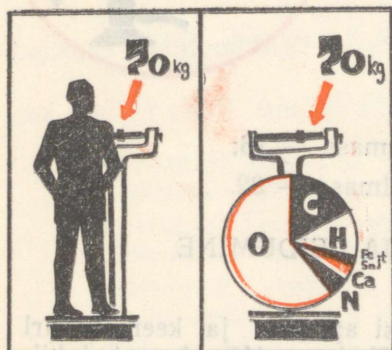


J. Priestley (1733—1804)



K. Scheele (1742—1786)

Hapnik on looduses kõige levinum element. Maakoores, vesikonnas ja õhkkonnas kokku on teda ligikaudu 50% (täpsemalt 49,5%) kogu massist. Õhus on hapnikku massi järgi 23% ning mahu järgi 21%, s. t. veidi üle  $\frac{1}{5}$  õhu mahust. Hapnikku sisaldub paljude keemiliste ühendite (oksiidide, hapete, soolade jt.) koostises. Vee massist on hapnikku ligikaudu 90%. Hapnik kuulub elusorganismi moodustavate valkude, rasvade ja süsivesikute koostisse ning on inimorganismis kõige levinumaks elemendiks (joonis 19).



Joonis 19. Hapnik on levinumaks elemendiks inimorganismis

## 2. HAPNIKU OMADUSED

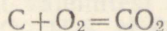
- ▶ FÜSIKALISED OMADUSED
- ▶ KEEMILISED OMADUSED
- ▶ OKSIIDI MÖISTE
- ▶ OKSÜDEERUMINE
- ▶ AEGLANE OKSÜDEERUMINE JA PÖLEMINE

Hapnik on värvusetu, lõhnata ja maitsetu, õhust veidi raskem gaas.\* Vees lahustub ta vähesel määral. Väga madalal temperatuuril ( $-183^{\circ}\text{C}$ ) muutub hapnik sinakaks vedelikuks, veelgi madalamal temperatuuril aga tahkeks lumetaoliseks massiks.

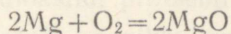
Hapniku keemilised omadused ilmnevad tema reagerimisel paljude liht- ja liitainetega. Neil reaktsioonidel ühinevad hapniku aatomid liht- ja liitainete koostisse kuuluvate elemen-

\* Normaalingimustel kaalub 1 liiter hapnikku 1,43 g ja 1 liiter õhku ligikaudu 1,3 g.

tide aatomitega, moodustades oksiidide ehk hapendeid. Süsiniku reageerimisel hapnikuga tekib näiteks süsinikdioksiid ( $\text{CO}_2$ ), magneesiumi reageerimisel valge tahke aine — magneesiumoksiid ( $\text{MgO}$ ) jne.



süsinikdioksiid



magneesiumoksiid

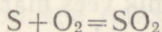
Keemilisi ühendeid, mis koosnevad kahest elemendist, millest üks on hapnik, nimetatakse oksiidideks ehk hapenditeks.

Oksiidide tekkeprotsessi mingi elemendi ühinemisel hapnikuga nimetatakse oksüdeerumiseks ehk hapendumiseks.

Oksüdeerumine võib toimuda erineva kiirusega. Aeglane oksüdeerumine toimub organismi sissehingatud hapniku mõjul. Selle hapendusprotsessi saadustena eralduvad süsinikdioksiid ( $\text{CO}_2$ ) ja veeaur ( $\text{H}_2\text{O}$ ). Ka mädanemisel, kõdunemisel, metallide roostetamisel jm. toimub oksüdeerumine aeglaselt.

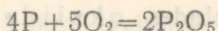
Põlemisel kulgeb oksüdeerumisprotsess väga kiiresti. Põlemisreaktsiooniga kaasneb soojuse ja valguse intensiivne eraldumine. Sõe ja magneesiumi põlemisel kulgevate reaktsioonide võrrandid juba märkisime. Käsitleme lisaks veel mõnede lihtainete põlemist.

! Värvli põlemisel moodustub terava lõhnaga mürgine gaas — vääveldioksiid ( $\text{SO}_2$ ):

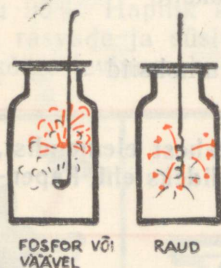


Punase fosfori põlemisel ühinevad fosfori aatomid hapniku aatomitega, mille tulemusena tekib valge tahke aine difosforpentoksiid ( $\text{P}_2\text{O}_5$ ).\*

\* Tegelikult moodustub põlemisel  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ :  $\text{P}_4 + 5\text{O}_2 = \text{P}_4\text{O}_{10}$ .

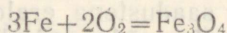


Põlemisel täidavad selle oksidi osakesed anuma algul valge suitsuna, hiljem osakesed sadenevad anuma seintele ja põhjale.



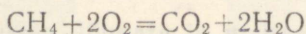
Joonis 20. Lihtainete põlemine hapnikus

Puhtas hapnikus võib põleda isegi raud. Katseks võetakse tavaliselt peenest terastraadist spiraal või kirjutussulg, mille otsa kinnitatakse korgitükike. Viimane süüdatakse ning traat või sulg asetatakse hapnikuga täidetud nõusse, kus see põleb sädemeid pildudes. Reaktsiooni tulemusena moodustub rauatagi, mida märgitakse valemiga  $Fe_3O_4$ :



Puhtas hapnikus toimub põlemine alati tunduvalt intensiivsemalt kui õhus. Hapnikuga rikastatud õhu sissehingamisel intensiivistuvad oksüdatsiooniprotsessid ka organismis.

Lihtainete põlemisel tekivad nende koostiselementide oksiidid. Näiteks maagaasi põlemisel oksüdeeruvad selle peamise koostisosa metaani ( $CH_4$ ) koostisse kuuluvad süsinik ja vesinik:



### KAS OSKAD?

1. Kuidas tõestada, et hapnik vees märkimisväärselt ei lahustu?
2. Missuguseid kvalitatiivseid ja kvantitatiivseid järeldusi saame teha süsinikdioksiidi, magneesiumoksiidi ja difosforpentoksiidi kohta lähtudes nende valemitest?
3. Millest järeldame, et magneesiumi, söe, fosfori, väävli ja raua põlemisel toimub keemiline reaktsioon? Mis tüüpi reaktsioonid need on?

4. Miks põlevad ained õhus aeglasemalt kui hapnikus?
5. Kuidas saab kindlaks teha, kummas purgis on hapnik, kummas süsinikdioksiid?
6. Millised järgmistest valemitest kuuluvad oksiididele:  
HCl, MgO, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, SO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>S, NaOH, FeO, H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>?
7. Arvutada väveldioksiidi protsendiline koostis.
8. Leida, mitu protsenti hapnikku on difosforpentoksiidis.

### TÄIENDAVAKS LUGEMISEKS



Hapniku avastamine tekitas pöörde gaaside keemias. Sellest alates leiti üha uusi võtteid ning valmistati uusi vahendeid gaaside uurimiseks. Sisustati ka spetsiaalseid laboratooriume. Gaaside uurimiseks puudusid kogemused, sest gaase peeti varem vaimudeks. Uurijad panid oma elu sageli suurde ohtu. Karl Scheele sai näiteks hapnikku kaaliumnitraadist, kuumutades seda küll eraldi, küll koos väavli ja söega. Neist ainetest aga koosneb must püssirohi, mistõttu segu oleks võinud plahvata. J. Priestley valmistas hapnikku elavhõbeoksiidi lagundamisel. Algul arvas ta, et kuumutamisel on tekkinud õhk. Küünal aga põles selles «õhus» paremini kui tavaliselt, samuti elasid selles ka hiired kauem kui niisama suure hariliku õhu kogusega. Seda «eluõhku» hingas J. Priestley ka ise sisse ja tundis hingamisel meeldivat kergust. Sellepärast ennustas ta hapniku kasutamisele suurt tulevikku kopsuhaiguste ravimisel ning põlemise intensiivistamisel. (Loe I. Netšajev. Jutustusi elementidest. Tartu, 1947, lk. 5—15.)

### 3. HAPNIKU KASUTAMINE

#### ▶ OMADUS, MILLEL PÕHINEB HAPNIKU KASUTAMINE ▶ HAPNIKU TÄHTSAMAD KASUTUSALASID

Hapnikuta ei oska me elu Maal ette kujutada. Kui sissehingatavas õhus puudub hapnik või tema sisaldus on väike, siis organismid hukkuvad. Hapnikuta ei toimu ka põlemisprotsesse.

Hapniku kasutamine põhineb tema omadusel võtta osa põlemisest ja teistest oksüdeerumisprotsessidest.

Hapnikuga rikastatud õhku või puhas hapnikku kasutatakse tööstuses paljude keemiliste protsesside intensiivistamiseks, näiteks väävel- ja lämmastikhappe tootmisel, samuti ka kütuse kiiremaks põletamiseks reaktiivmootorites. Nii kiireneb kütuse põlemine tunduvalt, saavutatakse kõrgem põlemistemperatuur ja suureneb sademete tootlikkus, võrreldes sellega, kui põletamiseks kasutatakse õhku üha enam. Hapnikuga rikastatud õhku hakatakse üha enam kasutama näiteks kõrgahjudes, terase tootmist suurendada 10—20%.

Hapnikku kasutatakse lõhkamistöodel. Selleks immutatakse vedela hapnikuga poorseid ja süttivaid aineid (söepulber, tahm, turvas jt.). Neid lõhkeaineid nimetatakse oksülikviitideks. Oksülikviiti kasutatakse hüdrojõujaamade, lahtiste kaevanduste, raudteede ja teiste ehitiste rajamisel.

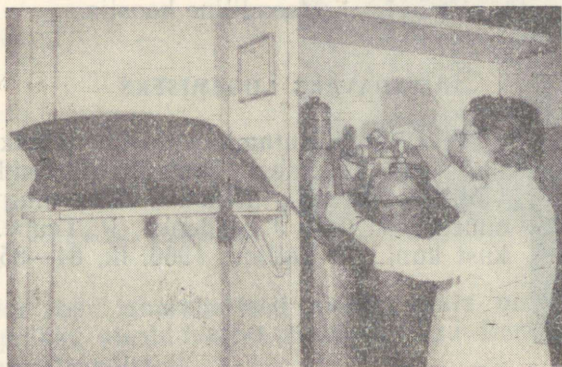
Katsetega tõestasime, et põlemine hapnikus toimub kiiresti, kusjuures vabaneb palju soojust. Vabanevat soojust kasutatakse tööstuses kõrgete temperatuuride saamiseks. Näiteks



Joonis 21. Metallide lõikamine

kõrge temperatuuriga leeki, mis on saadud etüüni (atsetüleeni) põlemisel hapnikus, kasutatakse metallide lõikamisel ja keevitamisel (joonis 21).

Keevitamiseks ja lõikamiseks vajalikku hapnikku ja etüüni hoitakse teraspudelites — balloonides — rõhu all. Hapniku tüünilleegi saamiseks kasutatakse põletit, mille sisetoru kaudu juhatakse etüüni leeki hapnikujuga. Mõlemad gaasid segunevad põleti ava juures ja segus hapnikuga etüün põleb, andes väga kõrge temperatuuriga leegi. Leegi suunamisel metalli pinnale viimane kuumeneb, hakkab sulama ja põleb hapnikus. Metallisse tekib lõhe. Kõrge temperatuuriga leek saadakse ka vesiniku põlemisel hapnikus.



Joonis 22. Hapnikupadja täitmine

Paljude südame- ja kopsuhaiguste, samuti gaasimürgistuste puhul, kui hingamine on raskendatud, antakse haigetele sissehingamiseks hapnikku või hapnikuga rikastatud õhku. Hapniku väheste hulcade transportimiseks kasutatakse tävaliselt kummist hapnikupatja (joonis 22). Tingimustes, kus ümbritsevas õhus puudub hingamiseks vajalik hapnik või on seda vähe (näit. mõnikord kivisöökaevandustes), kasutatakse hapnikuaparaate või -maske. Hapnikuaparaate kasutavad ka päästemeeskonnad hapnikuvaeses või mürgaineid sisaldavas õhus töötamisel, tuletõrjujad, lendurid kõrglendudel ja mäeronijad. Juba 4000—5000 m kõrgusel on õhk niivõrd hõre, et hingamisel satub kopsudesse vähem hapnikku kui vaja, mispärast niisugustes tingimustes tuleb kasutada hapnikumaski.

## MÖTLE JA VASTA!

1. Jahedas vees on hapniku lahustuvus suurem kui soojas vees. Millega seletada siis kalade lämbumist mõnedes veekogudes just talvel? Mida tehakse kalade lämbumise vältimiseks?
2. Miks ahjus, millel on tõmme, põleb kütus intensiivsemalt kui halva tõmbega ahjus?
3. Hapniku-etüünileegiga saab keevitada ka vee all ja kosmoses. Millega seda seletada?
4. Majapidamisgaas koosneb süsiniku- ja vesinikuühendeist. Mis oksiidid moodustuvad tema põlemisel?
5. Arvutada etüüni ( $C_2H_2$ ) protsendiline koostis.



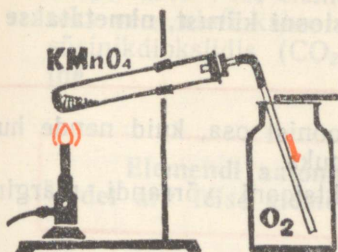
## TAIENDAVAKS LUGEMISEKS

Hapniku kasutamine kutsub tehnikas esile üha enam uuendusi. Tootmisprotsessid muutuvad lihtsamaks ja intensiivsemaks ning toodang suureneb. (Loe J. Rudenko, P. Taube. Vesinikust kuni...? Tallinn, 1966, lk. 84—85.)

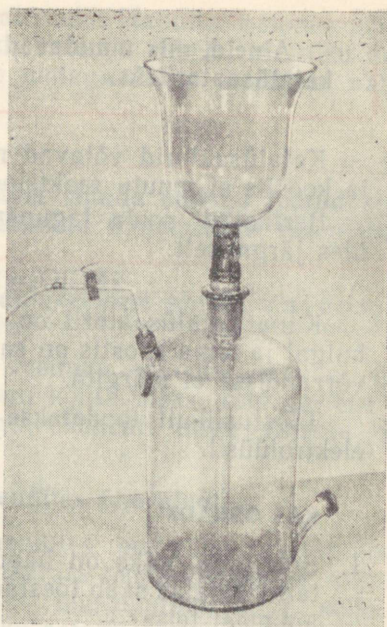
## 4. HAPNIKU SAAMINE

- ▶ HAPNIKU LABORATOORNE SAAMINE
- ▶ KATALÜSAATOR

Hapniku saamisega elavhõbeoksiidist ( $HgO$ ) ja kaaliumpermanganaadist ( $KMnO_4$ ) on tutvunud juba varem. Viimastest hapniku saamist kasutatakse keemia laboratooriumides kõige sagedamini. Kaaliumpermanganaadi lagundamisel võib saada väga puhast hapnikku. Hapnikku ei pruugi alati koguda läbi vee. Teda võib koguda ka purki, nagu on näidatud joonisel 23. Selleks et veenduda, kas õhk on purgis hapnikuga asendunud, lähendatakse purgi suudmele hõõguv pird, mis puhtas hapnikus süttib. Suurema hapnikuhulga kogumiseks kasutatakse gasomeetrit (joonis 24).



Joonis 23. Hapniku saamine



Joonis 24. Gasomeeter

Hapnikku võib laboratoorselt saada peale nimetatute ka teistest hapnikku sisaldavatest ainetest nagu Berthollet' soolast, kaaliumnitraadist jt.

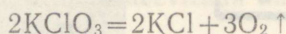
Järgmisena käsitleme hapniku saamist kaaliumkloraadist ehk Berthollet' soolast ( $\text{KClO}_3$ ). Berthollet sool on valge kristalne aine. Teda kasutatakse tikupea ühe komponendina. Segus teiste ainetega loovutab kaaliumkloraat hapnikku, mis soodustab segu süttimist ja põlemist. Berthollet' soola tuleb käsitseda suure ettevaatusega, sest tema segu paljude ainetega, näiteks söe, väevli ja isegi tolmu ning paberitükikestega võib soojendamisel, hõõrdumisel või põrutamisel plahvatada.

Kui soojendada katseklaasis Berthollet' soola (kuni  $0,1 \text{ cm}^3$ ), ta algul sulab ning seejärel hakkavad eralduma hapnikumullikesed. Hapnikku eraldub aga suhteliselt aeglaselt. Reaktsioon kiireneb tunduvalt ning kulgeb juba madalamal temperatuuril, kui lisada veidi mangaan(IV)oksiidi,  $\text{MnO}_2$  (loe: mangaan-neli-oksiid). Viimane võtab reaktsioonist osa, mõjutades sellega reaktsiooni kiirust. Ka rauaühendite ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$  jt.) lisamisega kiireneb Berthollet' soola lagunemise reaktsioon.

**Aineid, mis muudavad reaktsiooni kiirust, nimetatakse katalüsaatoriteks.**

Katalüsaatorid võtavad reaktsioonist osa, kuid nende hulk ja koostis ei muutu reaktsiooni lõpuks.

Berthollet' soola lagunemisreaktsiooni võrrandi märgime üles järgmiselt:



Kuna katalüsaatorit on reaktsiooni lõpul esialgselt võetud hulgal ja tema koostis on sama, siis ka tema valemit tavaliselt võrrandisse ei märgita.

Tööstuslikult toodetakse hapnikku vedelast õhust või vee elektrolüüsil.

### KAS OSKAD?

1. Selgitada, miks on hapnikku võimalik valada ühest nõust teise. Kuidas saab tõestada, et hapnik sattus valamisel ühest anumast teise?
2. Mis tüüpi reaktsioonid kulgevad hapniku saamisel a) Berthollet' soolast, b) kaaliumpermanganaadist ja c) elavhõbeoksiidist?
3. Millised järgmistest valemitest tähistavad okside:  $\text{FeO}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{HgO}$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ?
4. Arvutada hapniku protsendiline sisaldus kaaliumpermanganaadis ja Berthollet' soolas.

## § 2. ELEMENTIDE VALENTS

- ▶ VALENTSI MÕISTE
- ▶ ELEMENTIDE VALENTSI MÄÄRAMINE VESINIKUÜHENDITES
- ▶ ELEMENTIDE VALENTSI MÄÄRAMINE HAPNIKUÜHENDITES
- ▶ MITTEMETALLILISTE ELEMENTIDE VALENTSID
- ▶ TÄHTSAMATE METALLILISTE ELEMENTIDE VALENTSID
- ▶ MOLEKULI- JA STRUKTUURIVALEMITE KOOSTAMINE
- ▶ VALENTSI ABIL

Erinevate elementide aatomite reageerimisel moodustuvad keemilised ühendid. Neis seob ühe elemendi aatom ikka teatud

kindla arvu teise elemendi aatomeid. Hapniku aatom seob näiteks vees alati kahte vesiniku aatomit ( $H_2O$ ), süsiniku aatom süsinikdioksiidis ( $CO_2$ ) seob endaga kahte hapniku aatomit jne.

**Elemendi aatomi omadust siduda endaga teatud kindel arv teise elemendi aatomeid nimetatakse valentsiks.**

Sõna «valents» tuleneb ladinakeelsest sõnast *valens*, mis tähendab *v ä ä r t u s t o m a v*.

Valentsiühikuks võetakse vesiniku valents, sest ei tunta ühendit, milles vesiniku aatomi kohta oleks rohkem kui üks teise elemendi aatom. Ei tunta elementi, mille valents oleks väiksem vesiniku omast.

**Vesinik on keemilistes ühendites ühevalentne.**

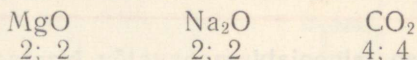
Kuna vesiniku valents ühendites on püsiv (alati ühevalentne), saab vesiniku järgi määrata teiste elementide valentsi. Vesinikkloriidis ( $HCl$ ) on kloor ühevalentne, kuna selle üks aatom seob endaga ühe vesiniku aatomi. Vees ( $H_2O$ ) on hapnik kahevalentne, sest tema ühe aatomi kohta tuleb kaks vesiniku aatomit. Ammoniaagis ( $NH_3$ ) seob üks aatom lämmastikku kolm vesiniku aatomit, seepärast on lämmastik kolmevalentne.

Mittemetallilistest elementidest on ühendeis püsiva valentsiga ka hapnik. Seetõttu saab hapnikuühendite kaudu määrata hapnikuga ühinenud elementide valentsi.

**Hapnik on keemilistes ühendites kahevalentne.**

Magneesiumi aatom on magneesiumoksiidis ( $MgO$ ) seotud ühe hapniku aatomiga. Kuna hapnik on kahevalentne ja ühe hapniku aatomiga on seotud vaid üks magneesiumi aatom, siis on ka magneesium kahevalentne. Kahevalentne on hapnik ka naatriumoksiidis ( $Na_2O$ ), kuid antud juhul seob üks hapniku aatom kahte naatriumi aatomit, millest järeldub, et naatrium on naatriumoksiidis ühevalentne. Süsinikoksiidi ( $CO_2$ ) molekulis seovad kaks hapniku aatomit vaid ühte süsiniku aatomit. Kuna kumbki hapniku aatom on kahevalentne, siis kokku on neil neli valentsiühikut. Ka süsiniku aatomi valentsiühikute arv peab neli olema (süsinik peab olema neljavalentne), et siduda endaga kahte hapniku aatomit:

Võrdleme esitatud kolmes näites omavahel ühinenud elementide aatomite valentsiühikute üldarvu. Märkime viimase vastavate elementide sümbolite alla:

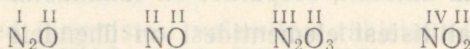


Kõigil juhtudel on erinevate elementide aatomite valentsiühikute üldarvud võrdsed.

**Kahest elemendist koosnevas ühendis on aatomite valentsühendite üldarvud võrdsed.**

Leiame veel alumiiniumi valentsi alumiiniumoksiidis (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>). Kolmel hapniku aatomil on kokku 6 valentsiühikut. Niisama palju valentsiühikuid peab siis olema ka kahel alumiiniumi aatomil. Ühe alumiiniumi aatomi kohta tuleb valentsiühikuid seega 6 : 2 = 3. Järelikult on alumiinium alumiiniumoksiidis kolmevalentne.

Valemites märgitakse elementide valentsi tavaliselt rooma numbriga sümboli kohale, näiteks: Mg<sup>II</sup>O<sup>II</sup>, Na<sup>I</sup><sub>2</sub>O<sup>II</sup>, CO<sup>IV</sup><sub>2</sub>, Al<sup>III</sup><sub>2</sub>O<sup>II</sup><sub>3</sub>. Kõigi elementide valents aga ei ole püsiv. Mittemetallilised elemendid on harilikult muutuva valentsiga. Näiteks on lämmastiku valents oksiidides erinev:



Püsiva valentsiga on ühendites, nagu varem juba öeldud, vesinik (I) ja hapnik (II), mis võimaldabki nende abil määrata teiste elementide valentsi.

Metallilistest elementidest on paljud püsiva valentsiga. Nii on tavaliselt naatrium, kaalium ja hõbe ühendites ühevalentsed, tsink, magneesium, kaltsium jt. kahevalentsed, alumiinium kolmevalentne jne.

Tuntumateks muutuva valentsiga metallilisteks elementideks on vask ja raud. Vask esineb ühendites ühevalentsena (<sup>I</sup>Cu<sub>2</sub>O) või kahevalentsena (<sup>II</sup>CuO). Raud on ühendis FeO kahevalentne, ühendis <sup>III</sup>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> aga kolmevalentne.

Enamik kooli keemiakursuses käsitletavaid metallilisi elemente on ühendes kahevalentsed. Seepärast on mingi metalli

valentsi teadmiseks otstarbekohane meelde jätta teistsuguse valentsiga elemendid:

**Ühendeis esinevad ühevalentsetena — K, Na, Ag;**

**Kolmevalentsena esineb — Al;**

**Muutuva valentsiga metallid — Cu (I või II) ja Fe (II või III).**

Eelnevat teades võime kohe öelda, et tsink, magneesium, elavhõbe, kaltsium jt. metallid peavad olema ühneis kahevalentsed.

Elementide valents ühendites võib ulatuda kuni kaheksani. Valents 8 on kõrgeim ja esineb vaid üksikutel elementidel nende oksiidides. Kaheksavalentne on näiteks metall osmium oksiidis  $\text{OsO}_4$ , ruteenium oksiidis  $\text{RuO}_4$  jt.

Valentsi abil saab hõlpsasti koostada keemiliste ühendite valemeid või määrata ühendeis elementide valentsi. Koostame näitena raua oksiidi valemi, milles raud on kolmevalentne: 1) kirjutame kõrvuti raua ja hapniku sümbolid ja märgime nende kohale vastavate elementide valentsid:



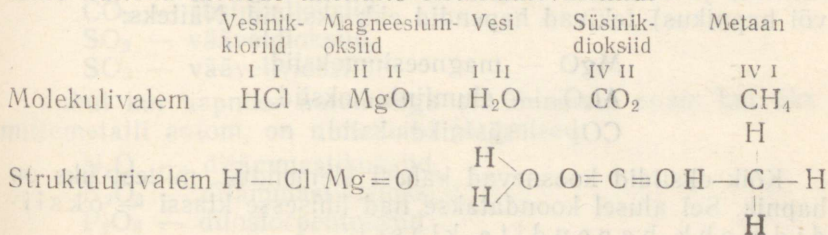
2) leiame raua ja hapniku aatomite arvu raudoksiidis.

Raua ja hapniku aatomite valentsiühikute üldarvu näitab nende elementide valentside väikseim ühekordne, mille märgime valemi kohale:



Kui valentsiühikuid on raua aatomite kohta kokku 6 ja ühel aatomil on neid kolm, siis peab ühendis olema üldse  $6:3=2$  raua aatomit. Hapniku aatomeid peab aga olema  $6:2=3$ . Raudoksiidi valem on seega  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

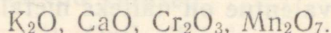
Näitlikkuse mõttes märgitakse elementide valentsi sageli ka kriipsukestega keemiliste märkide vahel. Seejuures kriipsukeste arv võrdub valentsiühikute arvuga (elemendi valentsiga). Niisuguseid valemeid nimetatakse struktuurivalemiteks. Koostame näitena mõnede ühendite struktuurivaleimid:



Valemis tuleb elemendi iga valentsiühiku kohta temaga seotud teise elemendi üks valentsiühik. **Vabu valentsiühikuid aatomitele ei jää.**

### KAS OSKAD?

1. Seletada asjaolu, et hapniku aatom võib ühineda erineva arvu teiste elementide aatomitega.
2. Milliseid hapniku ühendeid teiste elementidega sa tunned?
3. Määrata elementide valents valemite järgi:



4. Määrata kloori ja hapniku aatomite arv oksiidi molekulis järgmiste andmete põhjal:  $\overset{\text{I}}{\text{ClO}}, \overset{\text{III}}{\text{ClO}}, \overset{\text{V}}{\text{ClO}}, \overset{\text{VII}}{\text{ClO}}$ .
5. Määrata a) väävli valents valemite  $\text{H}_2\text{S}, \text{SO}_2, \text{SO}_3$  põhjal, b) fosfori valents valemite  $\text{PH}_3$  ja  $\text{P}_2\text{O}_5$  põhjal.
6. Selgitada kahe eelmise ülesande põhjal püsiva ja muutuva valentsi mõistet.
7. Missugused on järgmiste oksiidide valemid: a) naatriumoksiid, b) tsinkoksiid, c) hõbeoksiid?
8. Määrata elementide valents järgmiste valemite põhjal:  $\text{ZnO}, \text{Na}_2\text{O}, \text{Cl}_2\text{O}_7, \text{P}_2\text{O}_5, \text{Al}_2\text{O}_3, \text{SnO}_2$ .

## § 3. OKSIIDIDE KOOSTIS JA NIMETUSED

- ▶ OKSIIDID — ANORGAANILISTE ÜHENDITE KLASS
- ▶ METALLI OKSIIDIDE NIMETUSED
- ▶ MITTEMETALLI OKSIIDIDE NIMETUSED

Tutvudes hapniku omadustega selgus, et mitmesuguste elementide ja ühendite reageerimisel hapnikuga (põlemisel õhus või hapnikus) tekivad hapendid ehk oksiidid. Näiteks:

$\text{MgO}$  — magneesiumoksiid,

$\text{Al}_2\text{O}_3$  — alumiiniumoksiid,

$\text{CO}_2$  — süsinikdioksiid.

Kõik oksiidid koosnevad kahest elemendist, millest üks on hapnik. Sel alusel koondatakse nad ühisesse klassi — oksiidide ehk hapendite klassi.

Oksiide saame eristada koostise järgi. Võtame näiteks kaks raua oksiidi  $\text{FeO}$  ja  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Mõlemad raua oksiidid moodustuvad elementidest rauast ja hapnikust, kuid nende koostisse kuulub erinev arv raua ja hapniku aatomeid ning järelikult on tege- mist erinevate ainetega. Seetõttu on neil oksiididel erinevad omadused ja ka erinevad nimetused.

Esiatgu vaatleme metalli oksiidide nimetuste tuletamist.

1) Püsiva valentsiga metallilised elemendid moodustavad hapnikuga ainult ühe oksiidi. Oksiidi nimetuses kasutatakse metalli nimetuse järel sõna «oksiid».

Näiteks:

$\text{Na}_2\text{O}$  — naatriumoksiid

$\text{CaO}$  — kaltsiumoksiid

$\text{Al}_2\text{O}_3$  — alumiiniumoksiid

2) Muutuva valentsiga metallilised elemendid moodustavad mitu erinevat oksiidi. Seesuguste oksiidide nimetustes asetatakse rooma numbriga tähistatav metalli valents metalli nime- tuse järele sulgudesse.

Näiteks:

$\text{FeO}$  — raud(II)oksiid (loe: raud-kaks-oksiid)

$\text{Fe}_2\text{O}_3$  — raud(III)oksiid (loe: raud-kolm-oksiid).

Vaatleme nüüd mittemetalli oksiidide nimetuste tuletamist. Mittemetallilised elemendid on harilikult muutuva valentsiga. Järelikult võivad nad moodustada hapnikuga mitu erineva koostisega oksiidi. Mittemetalli oksiidide nimetused tuletatakse nii, et oksiidi nimetuses märgitakse mittemetalli ja hapniku aatomite arv vastavas oksiidis. Kui näiteks oksiidi koostises on üks hapniku aatom, siis nimetatakse niisugust oksiidi mon- oksiidiks või lihtsalt oksiidiks, kui kaks, siis dioksiidiks, kui kolm, siis trioksiidiks jne.

Toome mõningaid näiteid mittemetalli oksiidide nimetuste kohta:

$\text{CO}$  — süsinikmonoksiid ehk süsinikoksiid,

$\text{CO}_2$  — süsinikdioksiid,

$\text{SO}_2$  — vääveldioksiid,

$\text{SO}_3$  — vääveltrioksiid.

Juhul kui hapniku aatomitega on ühinenud enam kui üks mittemetalli aatom, on nimetused järgmised:

$\text{N}_2\text{O}$  — dilämmastikoksiid,

$\text{N}_2\text{O}_3$  — dilämmastiktrioksiid,

$\text{P}_2\text{O}_5$  — difosforpentoksiid.

Eesliited mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, hekso- jt. on võetud arvude kreeka keelsest nimetusest. Neid kasutatakse eesti keeles järgmises tähenduses: mono — üks, di — kaks, tri — kolm, tetra — neli, penta — viis, hekso — kuus jne.

Mõnikord kasutatakse ka oksiidide rahvapäraseid nimetusi; näiteks:

$\text{CO}_2$  — süsihappegaas

$\text{CO}$  — vingugaas.

### KAS OSKAD?

1. Nimetada keemilisi reaktsioone, mille tulemusena moodustuvad süsinikdioksiid, vääveldioksiid, difosforpentoksiid, magneesiumoksiid. Mis tüüpi on vastavad reaktsioonid?
2. Tuua näiteid oksiidide tekkimise kohta lagunemisreaktsioonide tulemusena.
3. Millised järgmistest valemitest tähistavad okside:  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{KMnO}_4$ ?
4. Kuidas nimetatakse okside, mille valemid on järgmised:  $\text{NO}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SnO}$ ,  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{MnO}_2$ ? Määrata elementide valents nendes oksiidides. Kuidas loetakse esitatud valemeid?
5. Nimetada okside, mis tavalistel tingimustel on a) tahked, b) vedelad, c) gaasilised.
6. Lugeda järgmisi valemeid ja seletada, mida need tähendavad:  $\text{H}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .
7. Arvutada väävliprotsendiline sisaldus ainetes, mis tekivad väävlireageerimisel a) pulbrilise rauaga, b) pulbrilise tsingiga, c) hapnikuga. Millisel juhul moodustub oksiid?
8. Arvutada elementide protsendiline sisaldus gaasis, mis tekib veini käärimisel ning põhjustab saiataigna kerkimist.

## § 4. NÄITEID OKSIIDIDE KOHTA

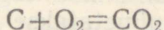
- ▶ LEIDUMINE JA SAAMINE
- ▶ OMADUSED
- ▶ TOIME ORGANISMIDELE
- ▶ TAHTSUS JA KASUTAMINE

### 1. SÜSINIKDIOKSIID ( $\text{CO}_2$ )

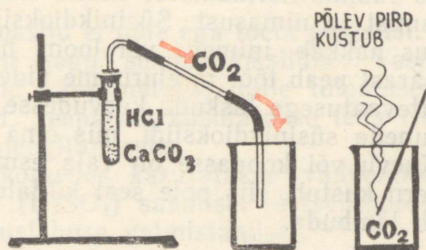
Süsinikdioksiidi leidub õhus (ligikaudu 0,03% mahu järgi), mineraalvetes (narsaan, boržomm jt.) ning mullas. Ta tekib

looduses hingamise, kõdunemise ja paljude teiste protsesside puhul. Nõukogude kosmoselaevade uurimistulemustest selgus, et Veenuse atmosfäär koosneb peamiselt süsinikdioksiidist (93—98%  $\text{CO}_2$ ).

Süsinikdioksiidi tekib ka süsinikku sisaldavate ainete puidu, söe, kivisöe, põlevkivi, nafta, petrooleumi ja teiste kütteenainete põlemisel. Nii näiteks söe põlemisel süsinik oksüdeerub ja tekib süsinikdioksiid:

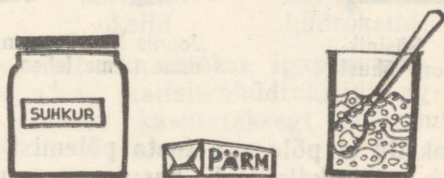


Laboratoorselt saadakse süsinikdioksiidi marmori- või kriiditükikeste reageerimisel lahjendatud soolhappega (joonis 25).



Joonis 25. Süsinikdioksiidi saamine. Süsinikdioksiid ei toeta põlemist

Tööstuslikus ulatuses saadakse süsinikdioksiidi lubja tootmise kõrvalproduktina lubjaahjudest ja alkohoolisel käärimisel. Kui sooja veega klaasi panna näpuotsatäis pärmi ja suhkrut ning



Joonis 26. Käärimisel eraldub süsinikdioksiidi

segada, hakkab lahus kihisema ja eraldub süsinikdioksiidi. Sellel käärimisreaktsioonil muutub suhkur alkoholiks ja süsinikdioksiidiks.

Süsinikdioksiid on värvusetu, lõhnata ja maitseta gaas. Ohust on ta 1,5 korda raskem, seepärast on võimalik teda nagu

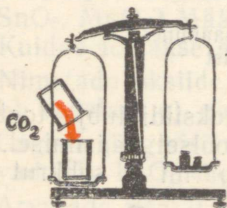
vett ühest anumast teise valada (joonis 27). Et süsinikdioksiid on õhust raskem, koguneb teda sageli maa-alustesse käikudesse ja koobastesse, kus puudub tõmme.

Külmas vees lahustub süsinikdioksiid võrdlemisi hästi ja teda kasutatakse karastusjookide (limonaadi) valmistamisel.

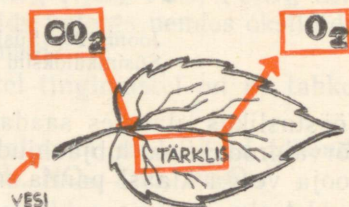
Rõhu all (60 at) süsinikdioksiid veeldub ning viimase aurustumisel toimuva jahtumise tagajärjel muutub tahkeks. Tahket süsinikdioksiidi nimetatakse «kuivaks jääks» ja kasutatakse kiiresti riknevate toiduainete säilitamiseks.

### Süsinikdioksiid ei toeta inimese ja loomade hingamist.

Kui seda leidub ruumis normaalsest enam, tekitab ta peapööritust, hingeldamist ja uimasust. Süsinikdioksiidi suure sisalduse puhul õhus hakkab inimene või loom hapnikupuudusel lämbuma. Seepärast peab töö- ja eluruume pidevalt tuulutama. Samuti tuleb ettevaatusega laskuda kaevudesse ja koobastesse, kuhu võib koguneda süsinikdioksiidi, mis oma raskusega õhu välja tõrjub. Kaevu või koopasse on vaja esmalt lasta põlev latern. Kui latern kustub, siis pole seal küllaldaselt hapnikku ja inimene võib lämbuda.



Joonis 27. Süsinikdioksiid on õhust raskem

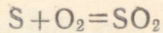


Joonis 28. Orgaanilise aine moodustumine taime lehes

Süsinikdioksiid ei põle ega toeta põlemist. Märgitud omadusel põhineb süsinikdioksiidi kasutamine tulekahjude, eriti põleva nafta, petrooleumi ja bensiini kustutamisel. Süsinikdioksiidil on suur tähtsus taimede elutegevuses. Rohelistes taimedes tekivad süsinikdioksiidist ja veest valguse mõjul tärklis, suhkrud ja paljud teised ained (joonis 28).

## 2. VÄÄVELDIOKSIID (SO<sub>2</sub>)

Looduses leidub vääveldioksiidi vulkaanilistes gaasides. Ta tekib väävli ja mõningate väävliit sisaldavate ainete põlemisel õhus või hapnikus.



Vääveldioksiid on õhust raskem (üle kahe korra). Ta on terava lämmatava lõhnaga värvuseta gaas. Vääveldioksiid toimib ärritavalt silmade ja hingamisorganite limaskestadele, kutsudes esile kõha. Vääveldioksiid on mürgine ja kahjustab tervist isegi väga väikestes kogustes. Seepärast töötatakse tehkhides, kus esineb vääveldioksiidi, gaasimaskides ja töölistele antakse mürgistuse vältimiseks piima.

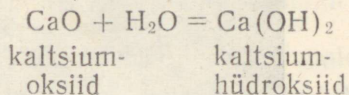
Vääveldioksiidi kui mürkainet kasutatakse eluruumide, keldrite, viljaaitade ning vaatide ja tünnide desinfitseerimiseks, sest ta toimib surmavalt putukatele ja haigust tekitavatele pisikutele.

**Vääveldioksiid ei põle ega toeta põlemist.** Põlev pird kustub temas samuti nagu süsinikdioksiidis. Vesilahuses reageerib vääveldioksiid värvainetega, mille tulemusena tekivad värvuseta ühendid. Seepärast kasutatakse teda riide, paberi, õlgede jm. ainete pleegitamiseks.

Suurtes kogustes kasutatakse vääveldioksiidi lähteainena väävelhappe ( $H_2SO_4$ ) saamisel ja tselluloosi eraldamiseks vajaliku keetmislahuse valmistamisel.

### 3. KALTSIUMOKSIID EHK KUSTUTAMATA LUBI ( $CaO$ )

Kaltsiumoksiid on valge tahke väga tulekindel aine (sulab  $2500^\circ C$  juures). Ta reageerib energiliselt veega, kusjuures tekib uus aine — kaltsiumhüdroksiid:\*

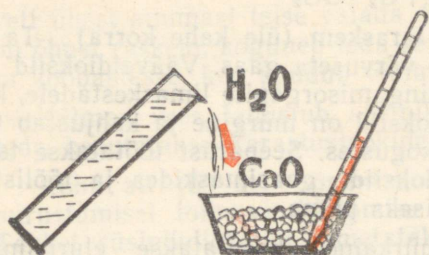


Kaltsiumoksiidi nimetatakse igapäevases elus kustutamata lubjaks, kaltsiumhüdroksiidi aga kustutatud lubjaks. Viimast kasutataksegi ehituslubjana lubimördi valmistamisel.

Lubja vesilahusel on nahale söövitav toime. Seepärast ei tohi töötamisel lubimört käenahaga kokku puutuda.

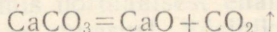
Kaltsiumoksiidi reageerimisel veega eraldub rohkesti soojust (eksotermiline reaktsioon), mille toime osa vett aurustub (joonis 29). Sellest tuleneb ka väljend «lubja kustutamine».

\* Nimetus «hüdroksiid» on tuletatud kreeka keelsest sõnast hüdor — vesi (vee-) ja sõnast oksiid — hapend. Nimetus «kaltsiumhüdroksiid» näitab, et ta on saadud vee ja kaltsiumoksiidi vastastikusel reageerimisel.

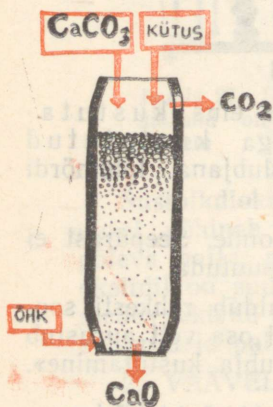


Joonis 29. Kaltsiumoksiidi reageerimisel veega eraldub soojust

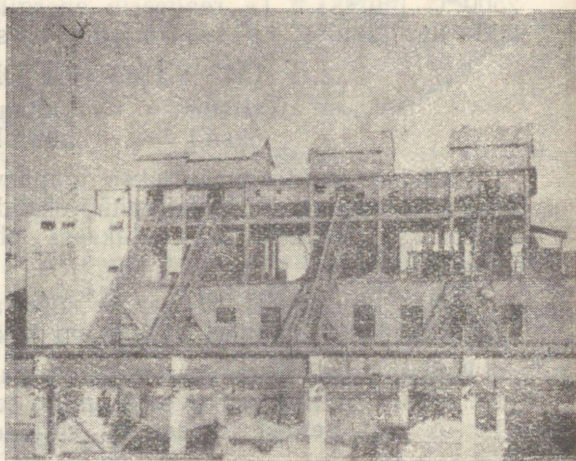
Kaltsiumoksiidi saadakse lubjakivi ( $\text{CaCO}_3$ ) kuumutamisel lubjaahjus:



Lubjaahi on ligi 20 m kõrgune tulekindlatest tellistest ehitis (joonis 30). Tema ülaosas on seadeldis, mille abil saab ahju laadida lubjakivi ning sellele lisatud kivisütt nii et kuumad gaasid ahjust välja ei pääseks. Põlemisel tekkivad suitsugaasid väljuvad ahju ülaosast korstnasse. Lubjaaditakse ahjust välja ahju allosas paikneva seadme kaudu. Ahju keskosas tõuseb temperatuur kütuse põlemisel kuni  $1200^\circ\text{C}$ -ni. Lubjakivi lagunemine algab aga juba madalamal temperatuuril.



Joonis 31. Lubjaahju skeem



Joonis 30. Lubjaahjud

Lubjaahjust saadav nn. põletatud lubi esineb tükkidena. Lubja kustutamisel muutuvad lubjatükid kohedaks valgeks pulbriks (kustutatud lubjaks).

Meie vabariigi suuremad lubjatehased asuvad Tamsalus, Rakkes ja Männikul.

Lupja kasutatakse sideainena — lubimördi valmistamiseks, silikaattelliste ja silikaatbetoondetailide tootmiseks. Keemiatööstuses vajatakse lupja kaltsiumkarbiidi ning kloorlubja valmistamiseks jm. Põllumajanduses vähendatakse lubja abil mulla happelisust.

### KAS OSKAD?

1. Määrata elementide valents järgmistes ühendites:  
 $\text{CO}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Lugeda esitatud valemeid.
2. Kuidas saab kindlaks teha, kumba purki on kogutud a) süsinikdioksiidi, b) vääveldioksiidi?
3. Mis toimub tulekustuti balloonis oleva vedela süsinikdioksiidiga kraani avamisel? Mis tähtsust omab tule kustutamisel süsinikdioksiidi tihedus õhu suhtes?
4. Kuidas veini valmistamisel tehakse kindlaks, et käärimine on lõppenud?
5. Kaltsiumoksiid tekib ka metalse kaltsiumi põlemisel. Mis tüüpi on seejuures kulgev reaktsioon?
6. Arvutada  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$  ja  $\text{CaO}$  molekulmassid.
7. Nimetada gaas, mis a) ei põle, kuid toetab põlemist, b) ei põle ega toeta põlemist. Leidke nende gaasiliste ainete molekulmassid.
8. Arvutada kaltsiumhüdroksiidi protsendiline koostis.

### TAIENDAVAKS LUGEMISEKS

Gaasid olid kaevuritele tuntud juba väga ammu. Hiljem hakkasid kaevanduste ja soode salapärase aurude ning koopa-gaaside vastu huvi tundma ka teadlased. Süsinikdioksiidi vastandas õhule esmakordselt alkeemik van Helmont, kes nimetas seda «metsikuks ehk taltsutamatuks vaimuks». (Loe J. Rudenko, P. Taube. Vesinikust kuni ...? Tallinn, 1966, lk. 61—65.)

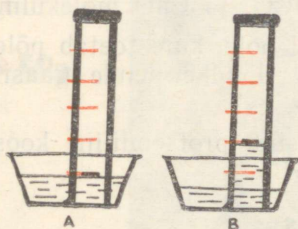
## § 5. ÕHK

- ▶ ÕHU PÜSIVAD JA MUUTUVAD KOOSTISOSAD
- ▶ VÕITLUS ÕHU SAASTAMISE VASTU
- ▶ TRIHAPNIK EHK OSOON
- ▶ VEDEL ÕHK
- ▶ ÕHK KEEMIA TÖÖSTUSE TOORAINENA

Antiikaja filosoofid pidasid õhku niisama reaalseks aineks, nagu seda on muld ja vesi. Alkeemia perioodil ja isegi hiljem oli levinud arvamus, nagu oleks õhk teatavat liiki vaim. Alles 18. saj. keskel kummutati see väärvaade ja tõestati, et gaasid on ained ning neis ei ole midagi müstilist. Selles on meilgi kerge veenduda. Käe kiirel viibutamisel tunneme õhu takistust ja võime näha läheduses asuvate kergeete esemete, näiteks paberilehe lendlemist. Kui suruda katseklaas kummuli asendis vette, ei tungi vesi sellesse. Alles siis, kui õhk klaasist kõrvaldada, asendub see veega.

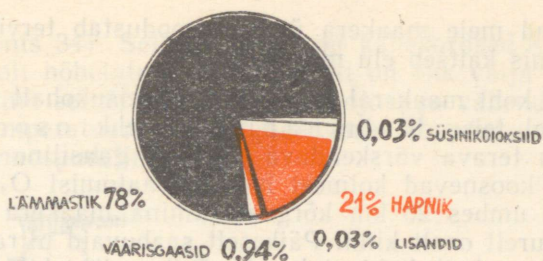
Kuni 1775. aastani pidasid keemikud õhku lihtaineks. Nime- tatud aastal tõestas A. Lavoisier, et õhk koosneb hapnikust ja lämmastikust mahuvahekorras 1 : 4.

Lihtne on seda demonstreerida piiritusega immutatud vati või punase fosfori põletamisega vette asetatud silindris (joonis 32). Fosfor põleb seni, kuni jätkub hapnikku. Äratarvitatud hapniku asemele tungib silindrisse vesi ning täidab  $\frac{1}{5}$  selle mahust (pealpool veepinda). Silindrisse jääb lämmastik, mil- les põlev pird kustub.



Joonis 32. Hapniku sisal-  
duse määramine õhus  
a) katse algul, b) katse  
lõpul

Möödunud sajandi lõpul leidsid teadlased, et õhus on peale hapniku ja lämmastiku vähesel määral veel teisi gaase, nn. väärisgaase. Nendeks on helium (He), neon (Ne), argoon (Ar), krüptoon (Kr), ksenoon (Xe) ja radoon (Rn). Väärisgaasid on keemiliselt suhteliselt inertsed (passiivsed). Neist kõige rohkem leidub õhus argooni.



Joonis 33. Õhu koostis

Hapnikku, lämmastikku ja vääriskaase loetakse õhu püsivateks koostisosadeks, sest nende sisaldus õhus on praktiliselt igal pool ühesugune. Peale selle sisaldab õhk veel süsinikdioksiidi, veeauru ja mõningaid juhuslikke lisandeid, nagu tolmu, vääveldioksiidi jne. Õhu keskmine koostis on esitatud järgmises tabelis.

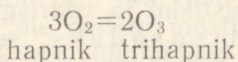
	Hapnik O <sub>2</sub>	Lämmastik N <sub>2</sub>	Vääriskaasid He, Ne, Ar jt.	Süsinikdioksiid CO <sub>2</sub>	Lisandid
Mahu- protsentides	21	78	0,94	0,03	0,01—0,05
Massi- protsentides	23	75,5	1,30	0,05	0,05—0,15

Süsinikdioksiidi ja veeauru sisaldus õhus võib muutuda olenevalt tingimustest. Nende olemasolu atmosfääris pidurdab soojuse kiirgumist maailmaruumi.

Vingugaas, tolm, vääveldioksiid ja õhu teised lisandid on väga kahjulikud. Nad hävitavad taimkatet ning soodustavad haiguste levikut. Suurtes linnades sadestub aasta jooksul tänavatele tonnide viisi tahma ja tolmu. Vastavalt looduskaitseadusele võideldakse Nõukogude Liidus aktiivselt õhu saastamise vastu. Sellele aitavad kaasa linnade gasifitseerimine ning termofitseerimine, raudteede elektrifitseerimine ja tehaste ehitamine kaugemale elamurajoonidest. Suur osa õhu puhastamisel on täita haljasaladel. Haljasalad värskendavad õhku, rikastades seda hapnikuga ja sidudes õhust süsinikdioksiidi ning tolmu.

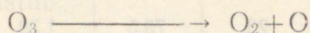
Õhkkond meie maakera ümber moodustab tervikuna nagu ümbrise, mis kaitseb elu maapinnal.

Eriline koht maakeral elu kaitsmise seisukohalt on hapniku allotroopsel teisendil trihapnikul ehk osoonil. Trihapnik on terava värskendava lõhnaga gaasiline aine, mille molekulid koosnevad kolmest hapniku aatomist  $O_3$ . Trihapnik ümbritseb umbes 20 km kõrgusel kihina maakera ning peab samuti suurelt osalt kinni Päikeselt saabuvaid ultraviolettkiiri, millede liigne hulk kahjustaks elu. Trihapnik tekib atmosfääris harilikust hapnikust (dihapnikust) välgu toimel ja muudel põhjustel:



Samuti moodustub trihapnik elektrimasinate töötamisel esinevate elektrilahenduste toimel. Trihapnik tekib õhus ka päikesekiirte mõjul, eriti seal, kus toimub vee kiire aurustumine. Seepärast on ka õues kuivanud pesul trihapnikust tingitud värskendav lõhn. Okaspuumetsades tekib aga trihapnik vaigus sisalduvate ainete oksüdeerumisel. Värske õhu tõttu, mille üheks põhjuseks loetakse ka trihapniku toimet, eelistatakse okaspuumetsi sanatooriumide ja puhkekodude rajamisel.

Trihapnik on tunduvalt tugevam oksüdeerija kui hapnik. See seletub trihapniku ebapüsivusega. Viimane laguneb, kusjuures moodustub hapnik ja monohapnik ehk atomaarne hapnik:



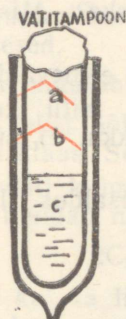
monohapnik

Just monohapnik ongi eriti tugeva oksüdeeriva toimega. Tema tekke tõttu trihapnik valastabki värvaineid, oksüdeerib metalle ning surmab mikroobe. Suurtes kontsentratsioonides on trihapniku sissehingamine kahjulik, väikestes kontsentratsioonides aga kasulik.

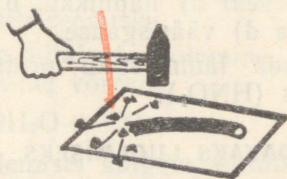
Trihapniku oksüdeeriva toime tõttu puhastatakse temaga joogivett ja õhku kahjulikest pisikutest ning ebageeldivast lõhnast. Trihapnikuga rikastatud õhuga ventileeritakse kaevandusi ning pleegitatakse paberimassi, rasvu, õlised, vaha, suhkrut, elevandiluud jne.

Õhu kõiki püsivaid koostisosi saadakse vedelast õhust. Õhk muutub vedelaks madalal temperatuuril ja rõhu all ( $-140^\circ C$  ja 40 at.). Vedelat õhku hoitakse Dewari (loe: djuaari) anu-

mates (joonis 34). Sellel anumal on kahekordsed seinad, mis on seestpoolt hõbetatud; seinte vahelt on õhk välja pumbatud. Õhutühi ruum seinte vahel ei juhi soojust ja vähendab sellega välisõhu temperatuuri mõju. Igapäevases elus tunneme Dewari anumad termos pudelina.



Joonis 34. Dewari anum a) hõbetatud seinad, b) õhutühi ruum, c) vedel õhk



Joonis 35. Vedelasse õhku kastetud kummivoolik puruneb löögil kildudeks

Ainete omadused muutuvad vedela õhu temperatuuril järsult. Vedelasse õhku asetatud elavhõbe muutub kõvaks, taotavaks metalliks, kummi muutub vedela õhuga kokkupuutumisel hapraks nagu klaas (joonis 35), pliist kelluke annab puhta ja heliseva kõla, väävel muutub valgeks jne.

Vedela õhu aurumisel eraldub kõigepealt lämmastik ( $-196^{\circ}\text{C}$  juures), järgnevalt aurustub argoon ( $-186^{\circ}\text{C}$ ) ja järele jääb peaaegu puhas hapnik (mis keeb  $-183^{\circ}\text{C}$  juures). Vedelat hapnikku ja lämmastikku säilitatakse suure rõhu all ja madalal temperatuuril. Lämmastikku kasutatakse lämmastikhape ja lämmastikvæetiste tootmiseks. Heeliumiga täidetakse tema kerguse pärast õhupalle. Argooni koos lämmastikuga ja viimasel ajal krüptooni koos lämmastikuga kasutatakse elektrihõõglampide täiteks. Neon ja argoon, mis on suletud klaasitorusse, helenduvad neist elektrivoolu läbijuhtimisel. Seejuures annab neon oranžpunase, argoon aga sinaka helenduse. Selle omaduse tõttu kasutatakse neoni ja argooni valgusreklamatorude täiteks.

## MÖTLE JA ARVUTA!

1. Miks vesi tungib silindrisse, milles põletati fosforit (joonis 32)?
2. Millega seletada, et õhu hapniku- ja süsinikdioksiidisisaldus on enam-vähem püsiv?
3. Miks õhk on peale äikest eriliselt värsk? Mis on allotroopia?
4. Millega seletada dihapniku ja trihapniku erinevaid omadusi?
5. Leida klassiruumi maht ja arvutada, mitu kuupmeetrit (leidub seal a) hapnikku, b) lämmastikku, c) süsinikdioksiidi ja d) väärisgaase.
6. Arvutada lämmastiku protsendiline sisaldus lämmastikhappes ( $\text{HNO}_3$ ).

## TÄIENDAVAKS LUGEMISEKS

Katse, millega A. Lavoisier tegi kindlaks õhu koostise, vältas 12 ööpäeva. A. Lavoisier võttis retorti elavhõbedat ning juhtis retordi otsa läbi vannis oleva elavhõbeda kupli alla, kus oli õhk. Seejärel A. Lavoisier kuumutas retorti elavhõbedaga (12 ööpäeva), kuni kogu retordis ning kupli all olev hapnik oli reageerinud elavhõbedaga ja moodustanud elavhõbeoksiidi ( $\text{HgO}$ ). Kupli alla jäänud gaas ei soodustanud põlemist ega hingamist. Põlev küünal kustus ja hiir lämbus selle gaasi keskkonnas. A. Lavoisier andis sellele gaasile nimeks azote (loe: azoot), mis tähendab kreeka keeles elutu. Lämmastiku ladinakeelne nimetus Nitrogenium tähendab salpeetri tekitaja. Katsel tekkinud elavhõbeoksiidi kuumutamisel sai A. Lavoisier jälle hapniku ja elavhõbeda. (Loe I. Netšajev. Jutustusi elementidest. Tartu, 1947, lk. 44, 92, 130, 189, 258 ja 376.)

## § 6. PÕLEMINE

- ▶ LIHT- JA LIHTAINETE PÕLEMINE
- ▶ PÕLEMISEKS VAJALIKUD TINGIMUSED
- ▶ PÕLEMISE LAKKAMISEKS VAJALIKUD TINGIMUSED

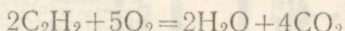
Lihtainete (väävli, söe, magneesiumi jne.) põlemisel puhtas hapnikus ning ka õhus toimub nende koostises olevate aatomite ühinemine hapniku aatomitega ning tekivad oksiidid.

Liitainete põlemisel vastava keemilise ühendi koostisse kuuluvate elementide aatomid ühinevad hapniku aatomitega. Ka siin moodustuvad oksüdeerumisprotsessi tulemusena oksiidid. Parafiinküünla põlemisel oksüdeeruvad parafiini koostisse kuuluvad süsinik ja vesinik, moodustades süsinikdioksiidi ja veeauru. Põlemisel tekkivat süsinikdioksiidi saab katseliselt kindlaks teha, kui hoida leegi kohal klaasi, millel on selge lubjavee piisakesed.

### Lubjavesi muutub süsinikdioksiidi toimel häguseks.

Veeauru teket põlemisel võib tõestada, kui asetada leegi kohale külm klaas. Sellele koguneb veepiisku.

Samal viisil kulgeb ka teiste liitainete põlemine. Etüüni põlemist väljendab näiteks järgmine võrrand:



Nii liht- kui ka liitainete põlemisel kulgeva oksüdeerumisprotsessiga kaasnevad soojuse ja valguse teke.

Põlemist võib pidada esimeseks keemiliseks reaktsiooniks, mida inimene õppis kasutama. Põlemise olemuse selgitas aga alles A. Lavoisier 1775. a. Tänapäeva inimene ei kasuta üksnes põlemisel saadavat soojusenergiat, vaid ta muudab seda ka teisteks energialiikideks, näiteks elektrienergiaks. On selgitatud välja tingimused, mis on vajalikud kütuse põlemiseks, loodud erinevate kütuste otstarbekaks põletamiseks mitmesuguse ehitusega küttekoldeid ning selgitatud ka seda, kuidas saaks põlemisprotsessi vajaduse korral katkestada (näiteks tulekahju puhul).

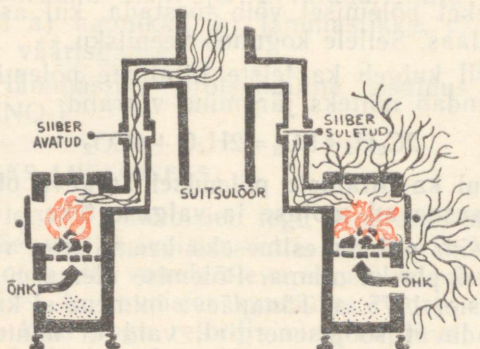
Teame, et pliidi alla või ahju hõõguvatele sütele visatud paberitükk kohe ei sütti. Alles veidi aja pärast pahvatab ta põlema. Ka vedelad põlevad ained, mis kergesti ei aurustu, ei sütti otsekohe. Süütamiseks on vaja erinevate ainete puhul neid eelnevalt soojendada.

**Temperatuuri, mille juures aine süttib, nimetatakse tema süttimistemperatuuriks.**

Hästi peenestatud valge fosfor süttib juba toatemperatuuril. Isesüttimine võib toimuda ka õliste kaltsude hunnikus, niiskes heinasaos või suurtes kivisõehunnikutes, kus aeglase oksüdatsiooni tulemusena temperatuur tõuseb kuni süttimistemperatuurini.

Isesüttimisel läheb aeglaselt kulgev oksüdatsioon üle kiireks oksüdatsiooniks — põlemiseks.

Kütterežiimi reguleeritakse põlemiseks vajaliku õhukoguse juhtimisega küttekoldesse või gaasipõletisse. Liiga vähese õhu juurdevoolu korral ei põle kütus täielikult ja tekivad süsinikoksiid (CO) ja tahm (C) (korstnast väljub must suits). Kui sulgeda õhu juurdepääs täielikult, siis põlemine lakkab. Kahjulik on ka õhu ülehulk, mis jahutab kolde. Õhu küllaldane juurdevoolu tähtsust mõistame siis, kui teame, et kütuse põlemiseks on vaja hapnikku.



Joonis 36. Põlemine küttekoldes

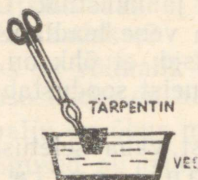
! Kergesti aurutuvad ained (bensiin, petrooleum, piiritus, eeter jt.) on väga tuleohtlikud, sest nende aurud, mis on õhuga segunenud, süttivad ja plahvatavad kokkupuutel lahtise leegiga (süütamisel) palju madalamal temperatuuril nende süttimistemperatuurist. Petrooleumi süttimistemperatuur on näiteks 295 °C, kuid petrooleumi aurud süttivad leegist juba 45–50 °C juures. Ruumis, kus valatakse neid aineid või töötatakse nendega, ei tohi olla lahtist tuld.

Põlemise tingimusteks on:

- 1) ainete temperatuuri tõstmine süttimistemperatuurini ja
- 2) hapniku küllaldane juurdepääs põlevale ainele.

Põlemise tingimusi on vaja arvestada ka tulekahjude kustutamisel. Kui viime põleva aine temperatuuri tema süttimistemperatuurist madalamale või takistame õhuhapniku juurdepääsu, põlemine lakkab.

Tiigli jahutamisel, milles on põlev tärpentiniõli, põlemine lüpeb (joonis 37). Sama saavutame, kui katame tiigli tihedalt



Joonis 37. Põleva tärpentiniõliga tiigel jahutub vees, põlemine lakkab



Joonis 38. Bensiini kustutamine süsinikdioksiidiga

papitükiga. Tuld veega kustutades takistame õhu juurdepääsu, kuna kuumal põleva esemel vesi aurustub, ja alandame ühtlasi põleva aine temperatuuri. Põlevaid riideid kustutatakse mähkimisega tekki või vaipa ning püherdamisega maas. Veest kergemaid ja sellega mittesegunevaid põlevaid vedelikke (õlisid, bensiini jne.) kustutatakse liivaga või märja riidega. Veega kustutamisel põlevad need ained veepinnal edasi ja kannavad tule laiali.

### KAS OSKAD?

1. Seletada molekulaar-atomistliku teooria põhjal, mis toimub järgmiste ainete põlemisel: S, Al,  $C_2H_6$  (etaan),  $C_2H_2$  (etüün) ja  $H_2S$  (divesiniksulfiid).
2. Tuua näiteid, mis tõestavad õhuhapniku vajalikkust põlemisel.
3. Miks vesi kustutab tule?
4. Miks süsinikdioksiid kustutab tule?
5. Tuua näiteid isesüttimise kohta ja seletada seda nähtust.
6. Tuua näiteid tahketest, vedelatest ja gaasilistest kütustest.
7. Missugune väljahingatavas õhus esinev gaas põhjustab lubjavee muutumist häguseks (sademe teket)? Millisel viisil võib seda gaasi saada lähtudes a) puidust, b) paekivist?
8. Kütteperioodil kulutati ahju kütuseks 4 tonni puitu. Kui palju süsinikdioksiidi eraldus puude põlemisel, kui puud sisaldasid 32% süsinikku?

## TAIENDAVAKS LUGEMISEKS



Tähelepanekuid õhu osast põlemisel esines juba hiina mõttetargal Mao-Hoal 8. sajandil. Ka itaalia teadlane ja kunstnik Leonardo da Vinci 15. sajandil ja vene teadlane ning poeet M. Lomonossov väitsid, et õhk on kahe gaasi segu, kusjuures üks neist soodustab põlemist ja hingamist.

Esimese müstikast vaba seletuse andis põlemisele flogistoniteooria, mille 17. saj. lõpul esitas saksa keemik G. Stahl. Selle teooria järgi esineb põlevates ainetes eriline nähtamatu «flogiston», mis eralduvat ainest selle põlemisel.

1775. a. näitas A. Lavoisier, et flogistoniteooria ainult segab põlemisprotsessist õiget arusaamist. Selle julge õpetuse eest põletasid G. Stahli kaasmaalased Berliinis avalikult A. Lavoisier' portree. (Loe S. Zverev. Hämmastavaist muundumistest' Tallinn, 1947, lk. 82—86.)

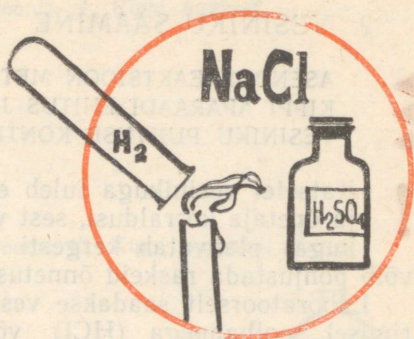
### PÕHIKÜSIMUSI HAPNIKU, OKSIIDIDE JA PÕLEMISE KOHTA

1. Kuidas tähistatakse a) element hapnikku, b) lihtainet hapnikku, c) lihtainet osooni? Mida need tähistused väljendavad?
2. Loetleda hapniku füüsikalisi omadusi.
3. Nimetada hapniku keemilisi omadusi ja tuua näiteid reaktsiooni võrranditena.
4. Mis on a) oksüdeerumine, b) oksiidid?
5. Milleks kasutatakse a) hapnikku, b) väärisgaase?
6. Kuidas saadakse hapnikku a) laboratooriumis (tuua näide reaktsiooni võrrandina), b) tööstuses?
7. Mis on katalüsaator? Tuua näide.
8. Mida nimetatakse valentsiks?
9. Kuidas määrata elementide valentsi ühendites a) vesiniku, b) hapniku valentsi järgi? Tuua näiteid.
10. Kuidas saab kontrollida, kas oksiidi valem on koostatud õigesti?
11. Kuidas koostada oksiidide valemeid valentsi abil. Tuua näiteid.
12. Millise valentsiga esinevad tähtsamad metallid ühendites?





### III. VESINIK. HAPPED. SOOLAD



#### § 1. VESINIK — HYDROGENIUM

Keemiline märk — H; aatommass — 1,008;  
molekulivalem —  $H_2$ ; molekulmass — 2,016.

##### 1. VESINIKU AVASTAMINE JA LEIDUMINE LOODUSES

Keemikud teadsid juba XVI ja XVII sajandil, et mitmete metallide (tsingi, raua jt.) reageerimisel sool- või väävelhappes eraldub gaas, mida saab põlema süüdata. 1766. a. uuris inglise teadlane H. Cavendish (loe: kävendiš) selle gaasi omadust ja nimetas gaasi «põlevaks õhuks». 1783. a. selgitas prantsuse keemik A. Lavoisier, et «põlev õhk kuulub vee koostisse. Lavoisier nimetas põleva õhu» vesinikuks (Hydrogenium). Hydrogenium tähendab tõlkes veetekitajat.



Vabas olekus leidub vesinikku peamiselt atmosfääri ülemistes kih- tides. Teda eraldub mõnikord naftapuuraududest ja vulkaani- listel pursetel. Ühenditena on aga vesinik väga levinud. Teda sisaldub vee koostises, looduslike gaaside, nafta ning elusor- ganismide koostisse kuuluvates ühendites. Päikese ja paljude tähtede põhiline mass koosneb peamiselt vesinikust.

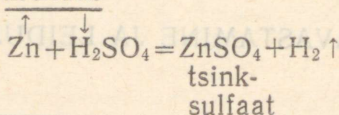
## 2. VESINIKU SAAMINE

- ▶ ASENDUSREAKTSIOON METALLI JA HAPPE VAHEL
- ▶ KIPPI APARAADI EHITUS JA TÖÖTAMISE PÕHIMÕTE
- ▶ VESINIKU PUHTUSE KONTROLLIMINE

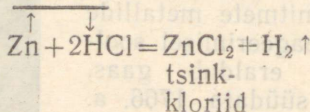
! Katsetel vesinikuga tuleb eriti täpselt jälgida tööjuhendit ja õpetaja korraldusi, sest vesiniku segu õhuga (õhuhapnikuga) plahvatab kergesti. Vesiniku ebaõige käsitlemine võib põhjustada raskeid õnnetusi.

Laboratoorselt saadakse vesinikku tavaliselt tsingi reageerimisel soolhappega (HCl) või lahjendatud väävelhappega (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>). Seejuures toimub asendusreaktsioon, mille käigus metalli aatomid tõrjuvad happe molekulidest vesiniku välja ning happe asemel jäävad lahusesse uued ained — tsinkkloriid või tsinksulfaat. (Lahusest vee aurustamisel saab viimaseid eraldada tahkena.)

asendab



asendab

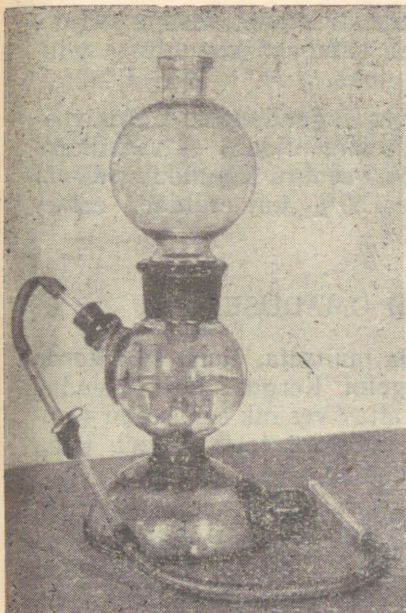


Laboratooriumides kasutatakse vesiniku saamiseks Kippi aparati (joonised 39 ja 40).

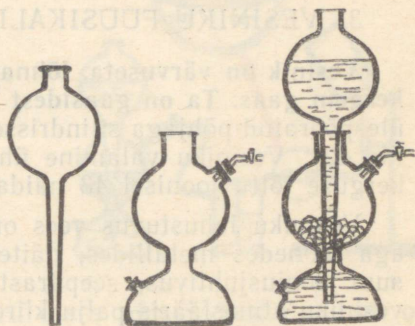
Kippi aparaat koosneb pika toruga ümmargusest lehtrist (ülemine reservuaar) ja kahereservuaarilisest anumast. Mõlemates reservuaarides on avauseid, mis on suletavad korkidega. Keskmisse reservuaari asetatakse tsingitükikesed, lehtri kaudu valatakse aga alumisse reservuaari lahjendatud väävelhapet (1:5) ja veidi vasksulfaadi lahust (reaktsiooni kiirendamiseks). Ka lehter täidetakse osaliselt väävelhappega.

Kui keskmise reservuaari juures olev kraan on suletud, siis täidab hape alumist reservuaari ainult osaliselt ega saa tungida reservuaari, milles on tsink, ja reaktsiooni ei toimu. Kui kraan avada, voolab lehtri olev hape allapoole, täidab alumise reservuaari ja jõuab keskmisse reservuaari, milles on tsink. Tsingi ja happe kokkupuutel toimub keemiline reaktsioon ja

Joonis 39. Kippi aparaat

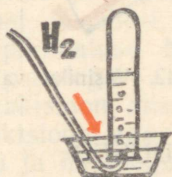


Joonis 40. Kippi aparaadi ehitus



eraldub vesinik. Algul väljub kraanist vesinik, mis sisaldab lisandina õhku. Vesiniku puhtuse kontrollimiseks kogutakse seda läbi vee katseklaasi (joonis 41). Katseklaasi lähendamisel leegile süttib puhas vesinik väikese plahvatusega. Vesiniku ja õhu segu süütamisel plahvatab.

Kui enam ei ole vajadust vesiniku järele, suletakse kraan, kusjuures reaktsioon tsingi ja väävelhappe vahel kestab seni,



Joonis 41. Vesiniku kogumine

kuni mõlemad ained (s. o. tsink ja väävelhape) on teineteisega kokkupuutes. Seejuures avaldab vesinik väljapääsu puudumisel survet reservuaaris olevale happele ja tõrjub happe lehtrisse. Niipea kui väävelhape ei puutu enam kokku tsingiga, lakkab

ka vesiniku tekkimine. Kui kraan uuesti avada, vesinik väljub, surve Kippi aparaadis langeb, hape satub kokkupuutesse tsingiga ja vesiniku eraldumine algab taas.

Tööstuses saadakse vesinikku vee lagundamisel elektrivooluga, mispuhul vesi laguneb koostiselementideks — vesinikuks ja hapnikuks. Vesinikku võib saada veeauru lagundamisel või lioksigaasist, milles teda on umbes 50%, kui eraldada eelnevalt teised gaasid.

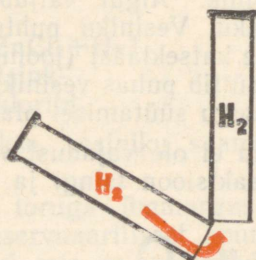
### 3. VESINIKU FÜSIKALISED OMADUSED

Vesinik on värvusetu, lõhnata ja maitseta, õhust 14,5 korda kergem gaas. Ta on gaasidest kergeim. Kerguse tõttu asendab ülespööratud põhjaga silindrisse juhitud vesinik selles õhu (joonis 42). Vesiniku valamine ühest anumast teise toimub tema kerguse tõttu joonisel 43 näidatud viisil.

Vesiniku lahustuvus vees on väga väike. Hästi neeldub ta aga mõnedes metallides, näiteks pallaadiumis. Vesinikul on suur soojusjuhtivus, seepärast jahtuvad kuumendatud kehad vesiniku atmosfääris palju kiiremini kui õhus.



Joonis 42. Vesiniku kogumine



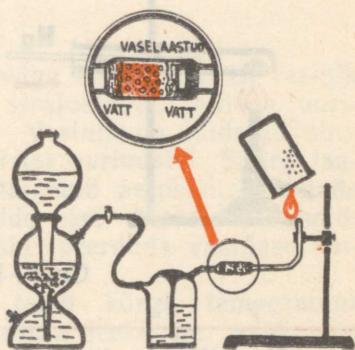
Joonis 43. Vesiniku valamine

### 4. VESINIKU KEEMILISED OMADUSED

- ▶ VESINIKU REAGEERIMINE HAPNIKUGA
- ▶ PAUKGAAS
- ▶ OKSIIDIDEST METALLI REDUTSEERIMINE VESINIKUGA
- ▶ REDUTSEERIJA JA OKSÜDEERIJA
- ▶ VESINIKU REAGEERIMINE VÄÄVLI JA KLOORIGA

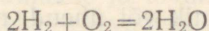
Tavalisel temperatuuril on vesinik keemiliselt passiivne, Kõrgemal temperatuuril reageerib ta aga mitmete ainetega energiliselt.

Kui süüdata metalltoru otsast Kippi aparaadist väljuv vesinikujuga, siis vesinik põleb värvuseta leegiga. (Kasutada joonisel 44 kujutatud kaitseseadet ja kontrollida eelnevalt



Joonis 44. Vesiniku põlemine

vesiniku puhastust!). Klaastoru otsas põleva vesiniku leek on klaasi koostisse kuuluvate naatriumiühendite tõttu kollane. Hoides vesiniku leegi kohal kuiva klaassilindrit, kattuvad selle seinad veepiiskadega. Järelikult moodustab vesinik reaktsioonil õhuhapnikuga vee:



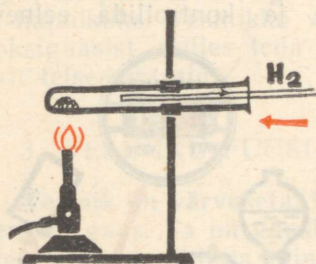
Puhas vesinik põleb rahulikult, kusjuures eraldub rohkesti soojust. Kui vesinikku põletada lisatava hapnikuga, saadakse leegi temperatuur kuni 2800 °C.

! Vesiniku ja hapniku segu, mis koosneb kahest mahuosast vesinikust ja ühest mahuosast hapnikust, annab süütamisel tugeva plahvatuse. Niisuguse mahuvahekorraga segu nimetatakse paukgaasiks. Paukgaasi plahvatamisel toimub sama reaktsioon, mis vesiniku põlemisel. Plahvatuse korral kulgeb reaktsioon aga silmapilkselt. Tugev plahvatus tekib ka vesiniku ja õhu segu süütamisel (joonis 45).

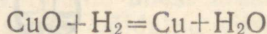


Joonis 45. Vesiniku ja õhu segu plahvatab

Kõrgel temperatuuril reageerib vesinik isegi metalli oksiidide koostises esineva hapnikuga. Vesinikuvoolu juhtimisel üle kuuma vask(II)oksiidi muutub selle musta värvusega oksiidid pind vase tekke tõttu punaseks ning eraldub veeauru (joonis 46).



Joonis 46. Vase taandamine vaskoksiidist

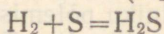


**Keemilist reaktsiooni, kus mõne aine toimel kõrvaldatakse liitainest hapnik, nimetatakse taandus- ehk redutseerimisreaktsiooniks.**

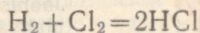
Aineid, mis liidavad endaga hapnikku, nimetatakse taandajateks ehk redutseerijateks. Hapendaja ehk oksüdeerija on aga hapnik või ühend, mis hapniku ära annab.

Vask(II)oksiidi ja vesiniku vahelises reaktsioonis on vesinik taandajaks (võtab vask(II)oksiidist hapniku), vask(II)oksiid aga hapendajaks (annab hapniku ära). Siin reaktsioonil vesinik kui redutseerija oksüdeerub ja vask redutseerub vabaks metalliks.

Vesinik reageerib kõrgemal temperatuuril ka väävliga, moodustades mürgise mädamunalõhnaga gaasi divesiniksulfiidi ehk väävelvesiniku ( $\text{H}_2\text{S}$ ):



Kui Kippi aparaadist viia toru, mille otsas põleb vesinik, klooriga ( $\text{Cl}_2$ ) täidetud silindrisse (kloori mürgisuse tõttu tehakse katse tõmbekapis), siis vesiniku põlemine jätkub. Reaktsiooni tulemusena tekib terava lõhnaga gaas vesinikkloriid ( $\text{HCl}$ ), millest järeldub, et vesinik põleb reageerides klooriga:



Vesinikkloriid lahustub hästi vees. Vesinikkloriidi vesilahust nimetatakse soolhappeks. Soolhapet väljendatakse seepärast sama valemiga kui vesinikkloriidigi. Vesiniku põlemisest klooris selgub, et põlemiseks ei saa pidada üksnes ühinemisreaktsiooni hapnikuga, vaid ka teisi reaktsioone, mille tulemusena eraldub soojust ja valgust.

## 5. VESINIKU KASUTAMINE

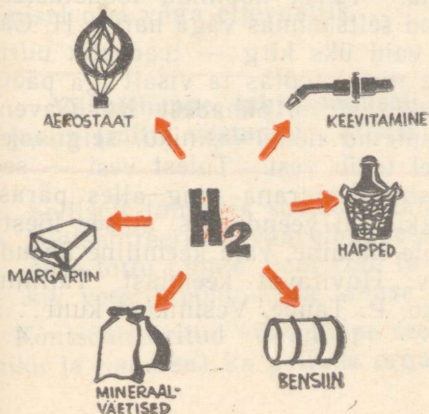
Vesinikku kasutatakse tehnikas väga laialdaselt. Et vesinik on kerge, siis täidetakse temaga stratostaate, millega uuritakse atmosfääri kõrgemaid kihte. Vesinikuga täidetud õhupalle kasutatakse ka meteoroloogilistel uurimistel. Suure Isa-maasõja ajal kasutati vesinikuga täidetud aerostaate linnade kaitsmisel vaenlase õhukallaletungide eest. Aerostaadid hoidsid üleval terastrosse, millesse võisid takerduda vaenlase lennukid.

Vesiniku põlemisel hapnikus tekib kõrge temperatuur (2800 °C). Seda kõrge temperatuuriga leeki, nn. pauksaasi leeki, kasutatakse metallide keevitamisel ja lõikamisel. Selles leegis sulavad peaaegu kõik metallid.

Vesiniku taandavaid omadusi kasutatakse mõnede metallide tootmisel metallioksiididest. Vesinik on tähtis tooraine keemiatööstusele. Vesinikust toodetakse ammoniaaki (NH<sub>3</sub>), millest omakorda saadakse lämmastikhapet ja lämmastikväetisi. Vesinikku kasutatakse taimsete ja loomsete õlide, vedelate rasvade muutmisel tahketeks rasvadeks, millest valmistatakse margariini.

Peale selle kasutatakse vesinikku tahketest kütustest vedelate kütuste (bensiini) ja määrdõlide tootmisel.

Vesiniku kasutamisest annab ülevaate joonis 47.



Joonis 47. Vesiniku kasutusala

## MÖTLE JA ARVUTA!

1. Miks väävel- ja soolhape võivad olla lähteaineteks vesiniku saamisel laboratoorselt?
2. Kuidas oleks võimalik kaalusid kasutades näidata, et vesinik on õhust kergem?
3. Kuidas saab demonstreerida, et vesiniku põlemisel moodustub vesi?
4. On antud kolm anumat: ühes on vesinik, teises hapnik ja kolmandas õhk. Kuidas kindlaks teha, millises anumast mingi gaas on?
5. Võrrelda vesiniku ja hapniku omadusi. Millised omadused on neil ühesugused ja millised erinevad?
6. Arvutada, mitu korda on vesinik hapnikust kergem.
7. Missuguses massivahekorras reageerivad vesinik ja hapnik?
8. Mitu grammi vesinikku on 22,5 g vee koostises?
9. Mitu tonni vesinikku on 45 tonni vee koostises?
10. Arvutada vesiniku protsendiline sisaldus ammoniaagis ( $\text{NH}_3$ ).

## TAIENDAVAKS LUGEMISEKS



Vesiniku avastaja H. Cavendish elas 18. sajandi teisel poolel Londonis ja oli seal tuntud erak-teadlasena. Ta ei hoolinud lõbusustest ning näitas end seltskonnas väga harva. H. Cavendishil oli vaid üks kirk — teaduslik uurimine. Teaduse nimel töötas ta visalt iga päev, hoolimata puhkusest või pühadest. Kui Cavendish süütas suletud nõus vesiniku, selgus, et selle põlemisel tekib vesi. Tulést vesi — see näis Cavendishile veidrana ning alles pärast korduvaid täpseid katseid tekkis tal veendumus, et see tõesti nii on. Nii selgus, et vesi ei ole lihtaine, vaid keemiline ühend. (Loe L. Vlassov. D. Trifonov. Huvitavat keemiast. Tallinn, 1970, lk. 14—15 ja J. Rudenko, P. Taube. Vesinikust kuni...? Tallinn, 1966, lk. 37—43.)

## § 2. HAPPED

Soolhapet (HCl) ja väävelhapet ( $H_2SO_4$ ) oleme katsete tegemisel juba kasutanud. Keemiatööstuses toodetakse ja kasutatakse neid happeid suurtes kogustes. Keemiatööstus toodab aga rohkesti ka lämmastikhapet ( $HNO_3$ ), fosforhapet ( $H_3PO_4$ ) jt. Tutvume tähtsamate hapetega.

### 1. VÄÄVELHAPE

- ▶ FÜSIKALISED OMADUSED
- ▶ KONTSENTEERITUD JA LAHJENDATUD HAPE
- ▶ HÜGROSKOOPSUS
- ▶ VÄÄVELHAPPE LAHJENDAMISE REEGEL
- ▶ VÄÄVELHAPPE SÖÖBIVAD OMADUSED
- ▶ VÄÄVELHAPPE KASUTAMINE



Väävelhape on värvusetu ja lõhnata, veest ligi kaks korda raskem (tihedus 1,84) õlitav line vedelik. Kontsentreeritud ehk kange väävelhape neelab õhust tugevasti veeauru. Selle omaduse tõttu kasutatakse kontsentreeritud väävelhapet temaga mitte reageerivate gaaside kuivatamiseks.

Ainete omadust siduda õhuniiskust nimetatakse hügrokoopseks. Kontsentreeritud väävelhape on hügrokoopne aine.

Kontsentreeritud väävelhappe lahjendamisel veega saame lahjendatud väävelhappe. Väävelhappe segamisel veega eraldub rohkesti soojust, seepärast tuleb tema lahjendamisel olla väga ettevaatlik.

**Väävelhappe lahjendamisel tuleb teda valada peene joana (mitte vastupidi), lahust kogu aeg segades.**

Sellisel toimides soojeneb lahus ühtlaselt. Vee valamisel kontsentreeritud väävelhappesse jääb vesi väiksema tiheduse tõttu pinale. Seal võib ta soojeneda keemiseni ja tekkiv veeaur põhjustada lahuse väljapritsimist anumast.

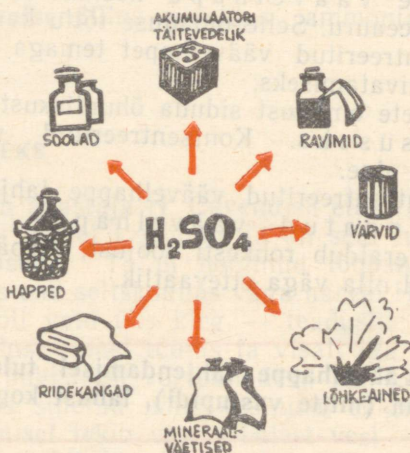
Kontsentreeritud väävelhape seob vee koostiselemendid (veesiniku ja hapniku) ka paljude orgaaniliste ühendite koostisest.

Järele jääb vaid süsinik söe kujul. Kui valame tärklisele või peenestatud suhkrule kontsentreeritud väävelhapet ja segame, muutub segu peagi mustaks, hakkab kihisema ja keeduklaasis ülespoole kerkima (joonis 48). Keeduklaas läheb kuumaks. Tekkiv süsi on eralduvate gaasiliste ainete tõttu kogukas ja urbne.

Samal põhjusel söestab kontsentreeritud väävelhape ka puitu, paberit, riidet, nahka jne. Väävelhappe sööbiva toime tõttu tuleb tema käsitlemisel olla väga ettevaatlik. Nahale sattunud kontsentreeritud väävelhappe pritsmed võivad põhjustada kardetavaid põletushaavu. Seepärast tuleb väävelhappe pritsmed veega kiiresti maha pesta ja seejärel vastav koht nahal niisutada nõrga söögisooda lahusega.

Väävelhape on kõige enam kasutatavaks happeks. Enamus toodetavast väävelhappest kulutatakse mineraalväetiste valmistamiseks. Teda kasutatakse värvainete, plastmasside, ravimite ja lõhkeainete valmistamisel. Väävelhappe abil saadakse ka teisi happeid.

Joonis 48. Suhkru söestamine väävelhappes



Joonis 49. Väävelhappe kasutamine

Eesti NSV-s toodetakse väävelhapet Maardu Keemiakombinaadis, kus teda kasutatakse mineraalväetise superfosfaadi valmistamisel.

## NUPUTA JA ARVUTA!

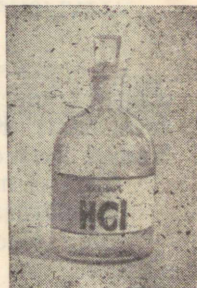
1. Millega seletada lahtises nõus hoitava kontsentreeritud väävelhappe massi ja mahu suurenemist?
2. Paberilehele kirjutati lahjendatud väävelhappega tema valem. Kui kiri leegi kohal hoidmisega ettevaatlikult (nii, et hape laiali ei valgu) kuivatati, tuli kirjutatud valem nähtavale. Miks tuli kiri nähtavale?
3. Seletada, miks väävelhappesse kastetud puupird muutub mustaks?
4. Arvutada väävelhappe protsendiline koostis.
5. Mitu grammi vesinikku on 245 g veevaba väävelhappe koostises?
6. Mitu kilogrammi hapnikku on 44,1 kg veevabas väävelhappes?

## 2. VESINIKKLORIIDHAPE EHK SOOLHAPE

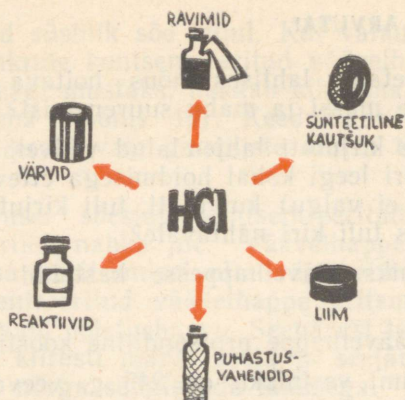
- ▶ SOOLHAPE KUI VESINIKKLORIIDI VESILAHUS
- ▶ OMADUSED
- ▶ KASUTAMINE

**Vesinikkloriidhape ehk soolhape (HCl) on vesinikkloriidi (HCl) vesilahus.**

Kontsentreeritud soolhape (tihedus 1,19) sisaldab ligikaudu 37% vesinikkloriidi. Vesinikkloriidi kokkupuutel õhus oleva veeauruga moodustuvad väikesed soolhappe piisakesed. Seepärast ilmub kontsentreeritud soolhappe pudeli suudme kohale udupilv, kui eemaldame pudelilt korgi. öeldakse, et soolhape «suitseb» õhus. Puhas soolhape on terava lämmatava lõhnaga ja sööbivate omadustega värvuseta vedelik. Ta lõhn on tingitud eralduvast vesinikkloriidist.



Tööstuses kasutatakse soolhapet mitmesuguste soolade, värvainete, ravimite, mürkkemikaalide jt. ainete valmistamisel. Soolhapet kasutatakse ka metallide puhastusvahendina ja laboratooriumides vesiniku ning kloori väikeste koguste saamiseks.



Joonis 50. Soolhappe kasutusala

### 3. TEISI HAPPEID

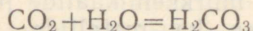
- ▶ LÄMMASTIKHAPE ( $\text{HNO}_3$ )
- ▶ FOSFORHAPE ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ )
- ▶ SÜSIHAPE ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ )
- ▶ VAAVLISHAPE ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ )

Lämmastikhape ( $\text{HNO}_3$ ) on terava ja lämmatava lõhnaga värvuseteta veest raskem vedelik. Lämmastikhape lahustub vees hästi. Kontsentreeritud lämmastikhape on väga sööbiv. Nahale sattudes tekitab ta kollase laigu isegi siis, kui hape kiiresti maha pesta. Lämmastikhape on tugev oksüdeerija. Seepärast võivad mitmed ained, sealhulgas ka puidulaastud, õled jne., kontsentreeritud lämmastikhappe toimel süttida.

Lämmastikhapet kasutatakse mineraalväetiste, värv- ja lõhkeainete, ravimite ning paljude teiste ainete tootmisel.

Fosforhape ehk ortofosforhape ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) on tahke aine. Ta lahustub vees hästi. Fosforhapet kasutatakse mineraalväetiste ja fosforhappe soolade saamiseks.

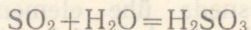
Süsihapet ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) esineb looduslikes veekogudes, kus ta tekib õhus sisalduva süsinikdioksiidi reageerimisel veega:



Nõrk ja ebapüsiv süsihape on tuntud ainult vesilahuses, lahuse soojendamisel laguneb süsihape taas süsinikdioksiidiks

ja veeks. Süsihappe soola lubjakivi ( $\text{CaCO}_3$ ) kasutatakse ehitusmaterjalina ja temast saadakse sideainet lupja.

Väävlishape ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) on mürgine, terava lõhnaga ebaüsiv ühend. Ta tekib vääveldioksiidi reageerimisel veega ja on tuntud ainult vesilahuses.



Väävliseppe soolasid kasutatakse tselluloositööstuses puidust tselluloosi ning paberi valmistamisel.

#### KAS OSKAD VASTATA?

1. Kuidas tähistatakse a) üks molekul väävelhapet, b) kolm molekuli lämmastikhapet, c) neli molekuli vesinikkloriidhapet, d) kaks molekuli süsihapet, e) viis molekuli fosforhapet ja f) üks molekul väävlishapet? Kuidas saadud avaldise loetakse?
2. Leida hapete valemite põhjal, mis ühist on hapete koostises.
3. Nimetada, missuguses agregaatolekus on tähtsamad happed. Missugused happed esinevad vaid vesilahustes?
4. Tuua näiteid hapete kasutamisest.
5. Milles seisneb ohtlikkus hapetega töötamisel?
6. Mitu grammi vesinikkloriidi sisaldub a) kolmes kilogrammis 37%-lises soolhappes, b) pooles kilogrammis 5%-lises soolhappes?

#### 4. HAPETE KOOSTIS JA ULDISSED OMADUSED

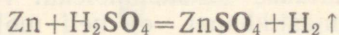
- ▶ HAPPEVESINIK JA HAPPEJÄÄK
- ▶ HAPPE MÖISTE
- ▶ HAPPEJÄÄGI VALENTS
- ▶ HAPETE TOIME INDIKAATORITESSE
- ▶ HAPETE REAGEERIMINE METALLIDEGA
- ▶ HAPETE SÖÖBIV TOIME JA HAPU MAITSE

Hapete molekulivalemite võrdlusest järeldub, et kõikide hapete molekulide koostisse kuuluvad vesiniku aatomid — happevesinik. Hapete molekuli ülejäänud osa nimetatakse happejäägiks. Happejäägi koostis on erinevatel hapetel erinev. Eraldame meile tuntud hapete valemites happevesiniku püstjoonega happejäägist:

- H | NO<sub>3</sub> lämmastikhape (happejääk on NO<sub>3</sub>, loe: enn-oo-kolm)  
 H | Cl soolhape (happejääk on Cl, loe: kloor)  
 H<sub>2</sub> | SO<sub>4</sub> väävelhape (happejääk on SO<sub>4</sub>, loe: ess-oo-neli)  
 H<sub>3</sub> | PO<sub>4</sub> fosforhape (happejääk on PO<sub>4</sub>, loe: pee-oo-neli).

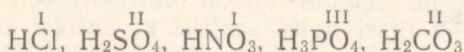
Happejääk võib koosneda ühe elemendi aatomist (näiteks soolhape puhul), siis on tegemist liithappejäägiga. Liithappejäägid koosnevad mitme elemendi aatomitest (näiteks väävelhape puhul).

Keemilistel reaktsioonidel liithappejäägid (NO<sub>3</sub>, SO<sub>4</sub> jt.) tavaliselt ei lagune aatomiteks, vaid lähevad tervikuna uue aine koostisse, näiteks:



**Hapeteks nimetatakse liitaineid, mis koosnevad ühest või mitmest vesiniku aatomist ja happejäägist.**

Vesiniku aatomeid võib happe molekulis olla üks, kaks või enam. Sõltuvalt seotavate vesiniku aatomite arvust on happejääk kas ühevalentne (sool- ja lämmastikhappe puhul), kahevalentne (väävelhape, süsihape jt. puhul), kolmevalentne (fosforhape puhul) jne. Happejäägi valents märgitakse valemis tema kohale, näiteks:



**Happejäägi valents võrdub happe molekulis sisalduvate vesiniku aatomite arvuga.**

Happevesiniku sisalduse tõttu esineb hapete keemilistes omadustes sarnasust. Keemilisi omadusi, mis on ühised kõigile hapetele, nimetatakse hapete üldisteks omadusteks. Tutvume nendega. Kui lahjendame tugevasti sool- või väävelhapet (üks tilk kontsentreeritud hapet klaasi vee kohta) ja maitseme nende vesilahust, tunneme haput maitset. Teame, et hapu maitsega on ka puuviljades esinevad happed (sidrunhape, õunhape jt.). Ka teiste hapete vesilahused on hapu maitsega.\*

\* Maitsta võib ainult happeid, mis on tugevasti lahjendatud. Mitte alla neelata!

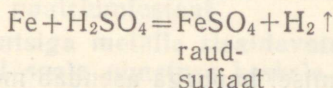
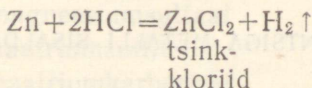
Hapete vesilahustes muudavad mitmed ained (peedimahl, lakmus jt.) oma värvust. Lakmuse lahus, mis on lilla värvusega, muutub hapete vesilahustes punaseks. Omaduse tõttu

Joonis 51. Lakmuspaber värvub happes punaseks



osutada värvuse muutumisega hapete olemasolule nimetatakse lakmust jt. selliseid aineid indikaatoriteks (ladina keeles indicator tähendab näitaja). Indikaatori värvuse muutumine on tingitud reageerimisest happevesinikuga. Lakmus on tahke aine. Tema lahust destilleeritud vees — lillat lakmuse lahust kasutatakse indikaatorina. Praktikas kasutatakse sageli ka lakmusega immutatud paberit — lakmuspaberit.

Hapete üldiste omaduste hulka kuulub veel reageerimine metallidega. Reageerimisel metallidega toimub asendusreaktsioon ja happevesinik eraldub lihtainena (vesinikuna):

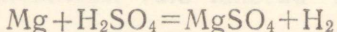
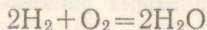
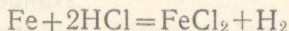
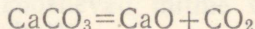
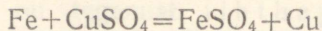


Kõik metallid ei reageeri hapetega ühte viisi energiliselt. Magneesium näiteks tõrjub hapetest vesiniku välja kiiremini kui tsink. Vask, hõbe ja kuld aga ei reageeri soolhappega ega lahjendatud väävelhappega. Erinevusi reageerimisel hapetega põhjustab metallide erinev aktiivsus. Lämmastikhappe ja kontsentreeritud väävelhappe reageerimisel metallidega ei eraldu vesinikku. Paljud happed on sööbiva toimega. Nad lagundavad ja söövitavad puitu, paberit, riidet, nahka jt. aineid.

Edaspidi käsitleme hapete üldistest omadustest veel reageerimist metalli oksiidide ja alustega.

## KAS OSKAD?

1. Mis on järgmiste hapete happejäägiks:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ? Mitmevalentsed on esitatud hapete happejäägid?
2. Mis tüüpi reaktsioone iseloomustavad järgmised võrrandid:



Lugeda võrrandeid.

3. Millisel viisil on võimalik katseliselt tõestada, et vesinikkloriidi vesilahus on hape?
4. Leida fosfori protsendiline sisaldus fosforhappes.
5. Millises väävelhappe koguses sisaldub 4 g väävlit?

## § 3. SOOLAD

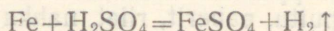
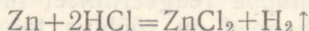
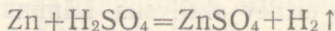
### 1. SOOLADE KOOSTIS JA NIMETUSED

▶ SOOLA MÖISTE

▶ MUUTUVA VALENTSIGA METALLI SISALDAVATE SOOLADE NIMETUSED

▶ PÜSIVA VALENTSIGA METALLI SISALDAVATE SOOLADE NIMETUSED

Metalli reageerimisel happega asendab metalli aatom happe molekulis esineva vesiniku ning moodustab happejäägiga uue aine. Näiteks tsingi reageerimisel väävelhappes moodustub tsinksulfaat ( $\text{ZnSO}_4$ ), tsingi reageerimisel soolhappes — tsinkkloriid ( $\text{ZnCl}_2$ ), raua reageerimisel väävelhappes — raudsulfaat ( $\text{FeSO}_4$ ):



Keemilisi ühendeid, mis tekivad happe vesiniku aatomite asendamisel metalli aatomitega, tuntakse soolade nimetuse all.

Et soolad sisaldavad happejääke nagu happedki, siis on nad vastavate hapete sooladeks. Nii on happejääki  $\text{SO}_4$  sisaldavad soolad tuntud väävelhappe sooladena. Võrdleme nüüd mõnede soolade valemeid neile vastavate hapete valemitega:

soola valem:  $\text{NaCl}$      $\text{KNO}_3$      $\text{CuSO}_4$

happe valem:  $\text{HCl}$      $\text{HNO}_3$      $\text{H}_2\text{SO}_4$

Koostise järgi defineeritakse soolasid järgmiselt:

**Soolad on liitained, milles metalli aatomid on seotud happejääkidega.**

Soola nimetus tuletatakse metalli eestikeelsest ja vastava happe rahvusvahelisest nimetusest. Rahvusvahelise nomenklatuuri kohaselt nimetatakse soolhappe soolasid kloriidideks, lämmastikhappe soolasid nitraatideks, väävelhappe soolasid sulfaatideks, väävlisshappe soolasid sulfititeks, süsihappe soolasid karbonaatideks, fosforhappe soolasid fosfaatideks jne.

Näiteks:

$\text{NaCl}$  — naatriumkloriid

$\text{KNO}_3$  — kaaliumnitraat

$\text{MgSO}_4$  — magneesiumsulfaat

$\text{Na}_2\text{SO}_3$  — naatriumsulfit

$\text{Na}_2\text{CO}_3$  — naatriumkarbonaat

$\text{Na}_3\text{PO}_4$  — naatriumfosfaat

Muutuva valentsiga metalle sisaldavate soolade nimetused tuletatakse nii, et soola nimetuse keskele, kohe metalli nimetuse järele, asetatakse sulgudesse metalli valents antud ühendis rooma numbriga.

Näiteks:

$\text{FeSO}_4$  — raud(II)sulfaat (loe: raud-kaks-sulfaat)

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  — raud(III)sulfaat (loe: raud-kolm-sulfaat)

$\text{CuCl}$  — vask(I)kloriid (loe: vask-üks-kloriid)

$\text{CuCl}_2$  — vask(II)kloriid (loe: vask-kaks-kloriid)

Püsiva valentsiga metallide puhul valentsi soola nimetuses ei märgita.

## 2. SOOLA VALEMI KOOSTAMINE

- ▶ NAITEID SOOLADE VALEMITE KOOSTAMISEST
- ▶ VALEMI OIGSUSE KONTROLLIMINE

Soola valem tuleb koostada metalli ja happejäägi valentsi järgi. Happegääki vaadeldakse kui tervikut. Niisuguse soola puhul, mis sisaldab rohkem kui üht liithappegääki, asetatakse see valemis sulgudesse. Sulu juurde paremale alla kirjutatakse arv (indeks), mis näitab soola koostisse kuuluvate happegääkide arvu. Näiteks:

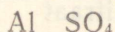
kaltsiumnitraat —  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  (loe: kaltsium-sulgudes-enn-oo-kolm-kaks-korda)

alumiiniumsulfaat —  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  (loe: alumiinium-kaks-sulgudes-ess-oo-neli-kolm korda)

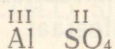
Soola valemi koostamist vaatleme järgmise näite varal.

Koostame alumiiniumsulfaadi valemi.

- 1) Kirjutame kõrvuti metalli (antud juhul alumiiniumi) keemilise märgi ja happegäägi (antud juhul väävelhappe happegäägi) tähistuse:



- 2) Märgime alumiiniumi ja väävelhappe happegäägi valentsid, nagu tegime seda oksiidide valemite koostamisel:



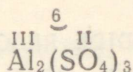
- 3) Leiame alumiiniumi ja väävelhappe happegäägi valentside väikseima ühiskordse. Väikseim ühiskordne on:  $3 \cdot 2 = 6$

- 4) Jagame väikseima ühiskordse alumiiniumi valentsiga ( $6:3=2$ ) ja saame arvu (indeksi) 2, mille kirjutame alumiiniumi märgi juurde ning mis näitab alumiiniumi aatomite arvu:



- 5) Jagame väikseima ühiskordse väävelhappe happegäägi valentsiga ( $6:2=3$ ) ja saame indeksi 3, mille asetame vää-

velhappe juurde sulgude taha ning mis näitab happejääkide arvu:



6) Kontrollime valemi koostamise õigsust:

a) alumiiniumi valentsiühikute arv valemi põhjal on:  
 $3 \cdot 2 = 6$ ;

b) happejäägi valentsiühikute arv valemi põhjal on:  
 $2 \cdot 3 = 6$ ;

c) seega alumiiniumi aatomite valentsiühikute summa on võrdne happejääkide valentsiühikute summaga.

Järelikult alumiiniumsulfaadi valem  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  on koostatud õigesti.

Kui valemite koostamisel on saavutatud vajalik vilumus, ei pruugi valentse ja nende väikseimat ühiskordset märkida. Püüab jälgimisest, et metalli aatomite valentsiühikute summa oleks võrdne happejääkide valentsiühikute summaga.

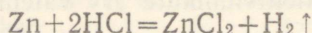
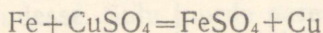
### KAS OSKAD?

1. Millise happe soolade valemid on esitatud:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ? Lugeda valemeid.
2. Kuidas nimetatakse järgmiste hapete soolasid:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ? Lugeda valemeid ja määrata happejäägi valents.
3. Määrata järgmiste valemite põhjal metalli ja happejäägi valents ning anda soolade nimetused:  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .
4. Missuguste teile tuntud keemiliste reaktsioonide tulemusena tekivad järgmised soolad:  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{FeS}$ ?
5. Arvutada lämmastiku protsendiline sisaldus kaltsiumnitraadis.
6. Mitu kilogrammi rauda sisaldub 32,5 kg raud(III)kloriidis?

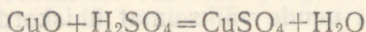
### 3. SOOLADE TEKE METALLI OKSIIDIDE REAGEERIMISEL HAPETEGA

- ▶ NAITEID METALLI OKSIIDIDE REAGEERIMISEST HAPETEGA
- ▶ VAHETUSREAKTSIOONID

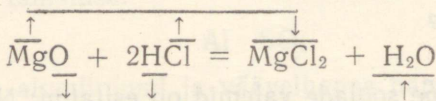
Soolad võivad tekkida mitmel viisil. Seni oleme soolasid saanud peamiselt asendusreaktsioonide tulemusena:



Soolad tekivad ka oksiidide reageerimisel hapetega. Kui valada vask(II)oksiidile veidi lahjendatud väävelhapet ja reaktsiooni kiirendamiseks katseklaasi sisu soojendada, muutub vedelik peagi siniseks. Samasugune sinine värvus on väävelhappe soola — vask(II)sulfaadi lahusel. Reaktsioonil tekivad sool ja vesi:



Hapetega reageerivad ka teised metalli oksiidid, mistõttu metalli oksiidide reageerimist hapetega tuleb pidada nii hapete kui ka metalli oksiidide üldiseks omaduseks.



Metalli oksiidi reageerimisel happega tekivad sool ja vesi. Reaktsiooni võrrandist näeme, et metalli ja vesiniku aatomid vahetavad reaktsiooni käigus kohad, sama kehtib ka hapniku ja happejäägi kohta. Sellist tüüpi reaktsiooni tuntakse vahetusreaktsiooni nime all. Erinevalt asendusreaktsioonist võtab vahetusreaktsioonist osa kaks liitainet ning tekib kaks uut liitainet.

#### KAS OSKAD?

1. Nimetada tundmaõpitud keemiliste reaktsioonide tüüpe. Tuua näiteid reaktsiooni võrranditena.
2. Kuidas on võimalik lähtudes magneesiumoksiidist saada magneesiumsulfaati ja eraldada seda tahke aina?

3. Missugused a) soolhappe, b) väävelhappe omadused on ise-loomulikud ka teistele hapetele? Tuua näiteid reaktsiooni võrranditena.
4. Määrata metalli ja happejäägi valents järgmiste ühendite valemitest:  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{CaCl}_2$ . Millised on antud soolade nimetused?
5. Arvutada kaaliumi protsendiline sisaldus kaaliumsulfaadis.
6. Mitu grammi fosforit sisaldub 588 g fosforhappes?

#### 4. NÄITEID SOOLADEST

- ▶ TÄHTSAMATE SOOLADE OMADUSED
- ▶ SOOLADE KASUTAMINE

Tutvume mõnede tähtsamate sooladega.

#### Soolhappe soolad — kloriidid

a) Naatriumkloriid ehk keedusool ( $\text{NaCl}$ ) on värvu- seta ja lõhnata, kristalne, vees lahustuv soolase maitsega aine. Naatriumkloriidi leidub lahustunult looduslikes vetes: merevees on teda kuni 3%. Keedusoola leidub ka tahkel kujul kivisoo- lana, mis moodustab tihti suuri lademeid (Solikamskis, Ilets kis, Artjomovskis jm.).

Naatriumkloriidi saadakse kas kivisoolalademetest, soola- järvedest või mereveest. Merevesi juhitakse erilistesse bassei- nidesse, kus vesi päikese soojuse toimel aurub ja sool sadestub. Mõnede soolajärvede vesi on naatriumkloriidi suhtes küllastu- nud, näiteks Baskuntšaki ja Eltoni järve vesi. Soolajärvede vee aurumisel kuuma suve jooksul sadestub kristalne keedusool.

Keedusool kuulub inimese ja loomade toidu koostisse. Soola puudumine toidus kutsub esile haigestumise. Keedusoola kasu- tatakse kiiresti riknevate toiduainete konserveerimiseks, nn soolamiseks (liha, või, kala jm.).

Naatriumkloriid on tähtis tööstustooraine. Temast toode- takse naatriumhüdrosiidi (seebikivi), soodat, soolhapet ja kloori. Peale selle kasutatakse naatriumkloriidi veel naha- ja värvimisfööstuses.

b) Kaaliumkloriid ( $\text{KCl}$ ). Välimuselt sarnaneb kaa- liumkloriid keedusoolaga. Ta on värvu- seta kristalne aine, mis lahustub hästi vees.

Kaaliumkloriidi leidub merevees ja kivisoolalademetes. 1926. a. avastati Nõukogude Liidus Solikamski ja Berezniki rajoonis maailma suurimad kaaliumisoolade lademed.

Kaaliumkloriid on väärtuslik väetis. Kaaliumisoolade puudumisel mullas langeb põldude viljakus, seepärast viiakse viljasaakide suurendamiseks mulda kaaliumisoolasid.

### Väävelhappe soolad — sulfaadid

a) Naatriumsulfaat ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) on valge kristalne aine, mis lahustub hästi vees. Seotult teatud hulga veega nimetatakse teda glaubrisoolaks arst Glauberi nime järgi, kes teda esmakordselt valmistas ja kasutas ravimina (lahtisti). Naatriumsulfaati on mörkjäs-soolaka maitsega.

Naatriumsulfaati leidub Kaspia mere lahes Kara-Bogazis, kus ta moodustab rikkalikke lademeid. Samuti leidub teda merevees.

Naatriumsulfaati kasutatakse peamiselt sooda- ja klaasitööstuses.

b) Kaltsiumsulfaat ( $\text{CaSO}_4$ ) on valge, kristalne, vees vähe lahustuv aine. Ta esineb looduses mineraal kipsina. Kuumutamisel muutub ta nn. põletatud kipsiks. Segades viimast veega, saadakse taignataoline mass, mis kiiresti kivistub. Sellel põhineb kipsi kasutamine valuvormide ja mitmesugustest esemetest jäljendite valmistamisel. Põletatud kipsi kasutatakse ka seinte ja lagede krohvimiseks, arstiteaduses lahaste kinnitamiseks jm.

c) Vask(II) sulfaat ( $\text{CuSO}_4$ ) on valge kristalne aine, mis seob endaga vett, moodustades siniseid kristalle. Niisugusel juhul nimetatakse teda ka vaskvitrioliks. Vask(II) sulfaati kasutatakse metallide vasetamiseks ja mõnede värvide valmistamisel. Põllumajanduses kasutatakse teda taimehaiguste ja kahjurite tõrjeks.

### Lämmastikhappe soolad — nitraadid

Tähtsamad lämmastikhappe soolad on naatriumnitraat ( $\text{NaNO}_3$ ), kaaliumnitraat ( $\text{KNO}_3$ ), kaltsiumnitraat ( $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ) jt. Naatriumnitraati nimetatakse mõnikord naatriumsalpeetriks ehk tšiili salpeetriks, sest suuri naat-

riumnitraadi lademeid leidub Tšiilis. Nõukogude Liidus toodetakse naatriumnitraati tööstuslikult.

Naatrium-, kaalium- ja kaltsiumnitraati kasutatakse mineraalväetistena. Kaaliumnitraat on musta püsirohu koostisosa. **Süsihappe soolad — karbonaadid**

Looduses laialdaselt levinud karbonaadiks on kaltsiumkarbonaat ( $\text{CaCO}_3$ ), mis esineb lubjakivi, marmori ja kriidi koostises. Lademetena leiduvat lubjakivi nimetatakse paeks. See on mitmesuguste lisandite tõttu hallika või kollaka värvusega. Suuri paelademeid leidub Põhja-Eestis ja saartel.



Joonis 52. Paekarjäär

Lubjakivi on tähtis ehitusmaterjal. Vanemad kivihooned meie vabariigi põhjaosas, vanaaegsed lossid, kindlused jm. ehitused on ehitatud lubjakivist. Lubjakivi on tooraineks ka lubja (siit ka nimetus), tsemendi ja klaasi tootmisel.

Eesti NSV-s Vasalemma lähedal leidub peenkristalset lubjakivi, mis väliselt sarnaneb marmoriga. Seepärast nimetatakse seda lubjakivi Vasalemma marmoriks. Saaremaal Kaarma lähedal leidub mineraali dolomiiti, milles kaltsiumkarbonaat on keemiliselt seotud magneesiumkarbonaadiga ( $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ ). Dolomiitkatet kasutatakse hoonetes välis- ja siseviimistluseks.

Allikate ja praeguste ning endiste järvede põhjast saadakse mitmel pool peenpulbrilist kaltsiumkarbonaati — kriiti. Kriiti kasutatakse seinte valgendamiseks, maalrivärvina, hamba- ja poleerimispulbrite valmistamisel ning koolikriidina.

Karbonaatidest on suure tähtsusega veel naatriumkarbonaat ehk sooda ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). Soodat kasutatakse klaasi, seebi ja paberi tootmisel, kangaste viimistlemisel, pesupesemisel jm.

### KAS OSKAD?

1. Tuua näiteid tähtsamatest sooladest ning jutustada nende kasutamisest.
2. Anda järgmiste soolade nimetused:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ? Määrata esitatud valemite põhjal happejäägi ja metalli valentsid.
3. Kuidas on võimalik, lähtudes kaltsiumoksiidist, saada kaltsiumkloriidi?
4. Lugeda esitatud reaktsiooni võrrandeid. Mis tüüpi on vastavad reaktsioonid:
  - a)  $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$
  - b)  $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 = \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$
  - c)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
  - d)  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
5. Missugusesse ainete klassi kuuluvad järgmised keemilised ühendid:  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HgO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ?
6. Arvutada süsiniku protsendiline sisaldus dolomiidis,  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  (punkt kahe valemi vahel osutab keemilisele sidemele nende ainete vahel).
7. Mitu grammi hõbedat on 36 g hõbekloriidis?
8. Mitu tonni rauda sisaldub 32 t punases rauamaagis ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ )?

## TAIENDAVAKS LUGEMISEKS



Vanad roomlased oskasid juba saada raua-, vase-, plii-, tina- ja elavhõbedasoola- sid. Merevee aurustamisel said nad nn. mere- soola, mis sisaldab peamiselt naatriumkloriidi.

Keedusoola tarvitab inimene iga päev. Feodaalriikides oli sool sageli käibel raha asemel. Vana-Rooma leegionärid said näiteks osa palka kätte soolas. 13. sajandil kasutati Tiibetis rahaühikuna soolatablatte, millele oli vajutatud khaani kujutus. Mõnedes Aafrika suguharudes kinnitatakse veel tänapäeval sõlmitavaid lepinguid sellega, et raputatakse leivale soola. (Loe J. Rudenko, P. Taube. Vesinikust kuni...? Tallinn, 1966, lk. 95—96; P. Koržev. Keemia teatmik. Tallinn, 1963, lk. 231—233, lk. 266—272; R. Ristlaan, F. Teppor. Keemia meie kodudes. Tallinn, 1964, lk. 25—35.)

### PÕHIKÜSIMUSI VESINIKU, HAPETE JA SOOLADE KOHTA

1. Nimetada looduses esinevaid vesinikuühendeid.
2. Kuidas saadakse vesinikku a) laboratoorselt (tuua näiteid reaktsiooni võrranditena) ja b) tööstuses?
3. Joonistada Kippi aparaat ja selgitada tema töötamise põhimõtet.
4. Miks ja kuidas kontrollitakse vesiniku puhtust?
5. Missugused on vesiniku füüsikalised omadused?
6. Nimetada vesiniku keemilisi omadusi ja tuua näiteid reaktsiooni võrranditena.
7. Mis on paukgaas? Miks ei tohi vesinikku koguda gasomeetrisse, nagu seda tehakse hapnikuga?
8. Mis on a) oksüdeerumine ja redutseerumine, b) oksüdeerija ja redutseerija? Tuua näiteid.
9. Mis on soolhape?
10. Milleks kasutatakse vesinikku?
11. Missugused on väävel-, sool-, lämmastik-, fosfor- ja süsihappe valemid? Iseloomustada neid happeid füüsikaliste omaduste põhjal.

12. Mis on a) kontsentreeritud, b) lahjendatud hape?
13. Mis on a) hügroskoopsus, b) hügrokoopne aine?
14. Kuidas lahjendatakse väävelhapet? Põhjenda.
15. Millest koosnevad happed?
16. Mis on happejäak ja milline on ta valents?
17. Nimetada hapete üldisi omadusi.
18. Mis on indikaatorid? Millise indikaatoriga tehakse kindlaks happed?
19. Millest koosnevad soolad?
20. Kuidas nimetatakse väävel-, väävlis-, sool-, lämmastik-, fosfor- ja süsihappe soolasiid?
21. Tuua näiteid muutuva valentsiga metalli sisaldavate soolade nimetuste kohta.
22. Kuidas koostatakse soola valemit? Tuua näiteid.
23. Missugust keemilist reaktsiooni nimetatakse vahetusreaktsiooniks? Tuua näiteid reaktsiooni võrranditena.

#### POHJKOOLMIST VESINIKU, HAPETE JA SOOLADE KOHTA

1. Nimetada looduses esinevaid vesinikühendeid.
2. Kuidas saadakse vesinikku a) laboratoorselt, b) tööstuslikult?
3. Toonitada Kirpi spiraal ja selgitada tema loomamise põhimõtet.
4. Mille ja kuidas kontrollitakse vesiniku puhtust?
5. Missugused on vesiniku lüüskalised omadused?
6. Viimastada vesiniku-koostis: omadused, arvud, näited reaktsioonide kohta.
7. Mis on pürogeen? Milliseid reaktsioone põhjustab pürogeen?
8. Mis on soolhappe?
9. Milleks kasutatakse vesinikku?
10. Kuidas saadakse vesinikku tööstuslikel viisidel? Milliseid valemiteid kasutatakse nende happide lüüskaliste reaktsioonide puhul?

# IV. VESI. ALUSED. LAHUSED

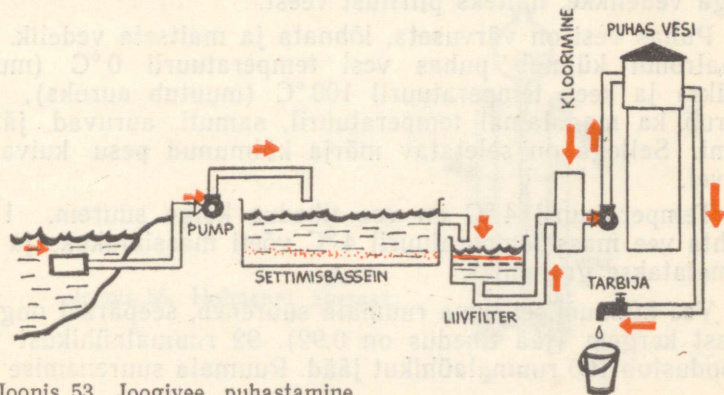


## § 1. VESI

### 1. LOODUSLIKU VEE PUHASTAMINE

- ▶ JOOGIVEE PUHASTAMINE VEEPUHASTUSJAAMAS
- ▶ DESTILLATSIION
- ▶ VEE FÜSIKALISED OMADUSED

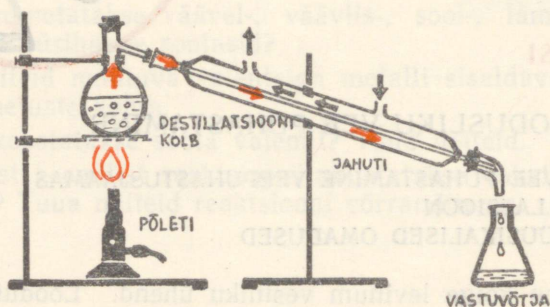
Vesi on kõige levinum vesiniku ühend. Looduslik vesi ei ole aga täiesti puhas, vaid sisaldab lisanditena lahustunud ja hõljuvas olekus lahustumata aineid, nn. hõljumeid. Viimaseid saab kõrvaldada vee filtreerimisega. Linnade ja asulate vee-puhastusjaamades kasutatakse selleks suurte mõõtmetega liivfiltreid. Liivfilter on betoonist bassein, mille põhjas paiknevad poorsete seintega дренаažitorud. Viimaste peal asub kivikillustiku kiht ning sellel kruusa- ja liivakiht. Joogivee puhastamise käiku kujutatakse skemaatilisel joonisel 53. Kah-



Joonis 53. Joogivee puhastamine

julike mikroorganismide hävitamiseks kasutatakse viimasel ajal vee klooritamise asemel selle töötlemist trihapniku ehk osooniga (osoneerimist). Osoneerimisel ei jää veele ebameeldivat maitset.

Lahustunud lisanditest saab vett puhastada destillatsiooniga. Selleks muudetakse vesi destillatsioonikolvis auruks. Aur kondenseeritakse (veeldatakse) jahutis ning destilleeritud vesi kogutakse vastuvõtjasse (joonis 54). Vees lahustunud lisandid jäävad destillatsioonikolbi.



Joonis 54. Vee destilleerimine

Destilleeritud vesi on keemiliselt puhas ja seda kasutatakse lahuste valmistamiseks laboratooriumides ning apteekides. Joo-giks destilleeritud vesi ei kõlba, sest temas puuduvad organis-mile vajalikud mineraalsoolad.

Destillatsiooni abil lahutatakse ka erinevate keemispunkti-dega vedelikke, näiteks piiritust veest.

Puhas vesi on värvuseta, lõhnata ja maitseta vedelik. Nor-maalrõhul külmub puhas vesi temperatuuril  $0^{\circ}\text{C}$  (muutub jääks) ja keeb temperatuuril  $100^{\circ}\text{C}$  (muutub auruks). Vesi aurub ka madalamal temperatuuril, samuti auruvad jää ja lumi. Sellega on seletatav märja külmunud pesu kuivamine talvel.

Temperatuuril  $4^{\circ}\text{C}$  on vee tihedus kõige suurem.  $1\text{ cm}^3$  puhta vee mass temperatuuril  $4^{\circ}\text{C}$  võeti massiühikuks ja seda nimetatakse grammiks.

Vee külmumisel tema ruumala suureneb, seepärast ongi jää veest kergem (jää tihedus on 0,92). 92 ruumalaühikust veest moodustub 100 ruumalaühikut jääd. Ruumala suurenemise tõttu

põhjustab kivimite lõhedesse kogunenud vesi jäätumisel kivimite murenemist.

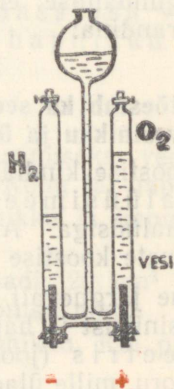
### KAS OSKAD?

1. Tuua näiteid vee leidumisest looduses.
2. Milliste omadustega peab olema joogivesi?
3. Kuidas on võimalik katseliselt tõestada lahustunud lisandite olemasolu vees?
4. Kuidas määrata toiduainete (näiteks kartulite) veesisaldust?
5. Seletada, millest tekib teekannu ja aurukatlasse katlakivi.
6. Arvutada vee protsendiline koostis.
7. Kui palju vesinikku on 1 m<sup>3</sup> destilleeritud vees?
8. Veoautoga veeti 3 tonni kartuleid. Arvutada, mitu tonni kuivainet veeti, kui kartul sisaldab 75% vett.

## 2. VEE KOOSTIS

- ▶ VEE ANALOVS HOFMANNI APARAADIS
- ▶ VEE SÜNTEES EUDIOMETRIS
- ▶ VESINIKU JA HAPNIKU VAHEKORD VEES

Vee koosnemise vesinikust ja hapnikust tegi kindlaks A. Lavoisier 18. saj. lõpul. Kuni selle ajani peeti vett lihtaineks. Vee koostise määramiseks lagundas A. Lavoisier vett, juhtides veega auru läbi hõõgkuuma raudtoru. Tänapäeval kasutatakse vee lagundamiseks alalisvoolu ja vastava seadmena Hofmanni aparati (joonis 55). Hofmanni aparaat koosneb kolmest



Joonis 55. Hofmanni aparaat

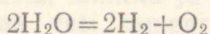


A. Lavoisier (1743—1794)

klaastorust, millest kaks on varustatud kraaniga ja millesse on kinnitatud elektroodid, kolmas on aga lahtine. Et puhas vesi ei juhi elektrivoolu, hapustatakse vesi väävelhappega ja valatakse siis Hofmanni aparati, nii et elektroodidega varustatud klaastorud oleksid vedelikuga täiesti täidetud. Järgnevalt ühendatakse elektroodid alalisvoolu allikaga. Voolu sisselülitamisel algab gaasimullide eraldumine elektroodidelt ja torude ülemisse ossa koguneb gaas.

Uhte torusse koguneb gaasi kaks korda rohkem kui teise. Lähendades hõõguva pիրru sellele torule, kus gaasi on vähem, ja avades kraani, pիրd süttib, mis näitab, et eralduv gaas on hapnik. Teises torus olev gaas süttib aga süütamisel ise. See gaas on vesinik.

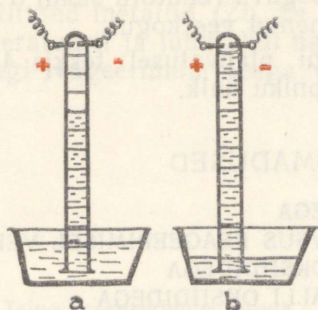
Vee lagundamise elektrivoolu toimel võime kirjutada keemilise võrrandina:



Katse tõestab ka seda, et lagundamisel eraldub veest kaks mahuosa vesinikku ja üks mahuosa hapnikku.

Aine koostise kindlakstegemine tema lagundamisega on üheks analüüsimeetodiks. Vee koostis selgitatakse niisiis vee analüüsiga. Analüüsile vastupidise meetodina rakendatakse ainete koostise lõplikul kindlakstegemisel sünteesi.

Tutvume järgnevalt vee koostise määramisega vee sünteesimisel vesinikust ja hapnikust. Vee sünteesi katse viiakse läbi eudiomeetris (joonis 56). Eudiomeeter on paksuseinaline klaastoru, mille ülaosa seintesse joodetud traadikeste vahel



Joonis 56. Eudiomeeter

saab tekitada elektrisädeme. Torusse kogutakse läbi vee 2 mahuosa vesinikku ja 2 mahuosa hapnikku (joonis 55a) ning süüdatakse segu elektrisädeme abil. Toimub plahvatus ja vesi eudiomeetris tõuseb 3 mahuühiku võrra (joonis 55b). Reageerimata jääb 1 mahuosa gaasi, mis kontrollimisel hõõguva piruga osutub hapnikuks. Järelikult kaks mahuosa vesinikku reageerivad ühe mahuosa hapnikuga.

Vee sünteesi katse kinnitab vee analüüsil saadavat tulemust — vee tekkeks kulub ja vee lagundamisel eraldub vesinikku ja hapnikku mahuvahekorras 2 : 1.

Lähtudes vee analüüsi ja sünteesiga kindlakstehtud mahuvahekorrast, saab arvutada ka vesiniku ja hapniku massivahekorra vees. Oletame, et vee lagundamisel eraldus 2 liitrit vesinikku ja 1 liiter hapnikku. 1 liitri vesiniku mass normaaltingimustes on 0,09 g, seega 2 liitrit on  $2 \cdot 0,09 = 0,18$  g, 1 liitri hapniku mass samades tingimustes on 1,43 g. Järelikult vesiniku ja hapniku massivahekord vee koostises on  $0,18 : 1,43 = 1 : 7,94$ ; ümardatult 1 : 8, s. t. ühe massiosa vesiniku kohta on kaheksa massiosa hapnikku.

#### MÖTLE JA LAHENDA!

1. A. Lavoisier juhtis vee koostise uurimiseks veeauru läbi hõõguva raudtoru ja sai vesinikku. Kuhu jäi hapnik?
2. Miks juhitakse eudiomeetrisse vesinikku ja hapnikku tavaliselt läbi vee?
3. Vee lagundamisel elektrolüüsil saadi  $20 \text{ cm}^3$  vesinikku. Leida reaktsioonil moodustunud hapniku maht.
4. Vee elektrolüüsil tekkis  $150 \text{ m}^3$  hapnikku. Kui palju tekkis vesinikku?

5. Veeauru juhtimisel läbi hõõguva raudtoru saadi 5 g vesiniku. Arvutage katsel lagunenud vee kogus.
6. Vesiniku ja hapniku segu plahvatusel tekkis 4,5 g vett. Leidke katsel kulunud hapniku hulk.

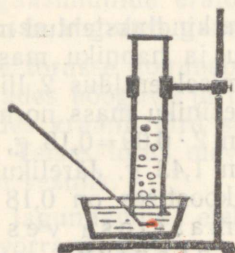
### 3. VEE KEEMILISED OMADUSED

- ▶ REAGEERIMINE METALLIDEGA
- ▶ METALLIDE ERINEV AKTIIVSUS REAGEERIMISEL VEEGA
- ▶ REAGEERIMINE METALLI OKSIIDIDEGA
- ▶ REAGEERIMINE MITTEMETALLI OKSIIDIDEGA

Vesi on keemiliselt aktiivne aine. Ta reageerib mitmete metallide, oksiidide ja teiste ainetega juba toatemperatuuril.

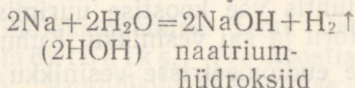
Kui visata kausis vette tikupeasuurune tükike naatriumi, hakkab viimane energiliselt veepinnal tiirlema.

Reaktsioonil täheldame gaasi eraldumist. Vabaneva soojust mõjul naatrium sulab ja muutub läikivaks kerakeseks. Gaasi saab koguda, kui viia naatrium kummuli pööratud veega täidetud katseklaasi või silindri alla (joonis 57). Tõestamisel selgub, et eralduv gaas on vesinik.

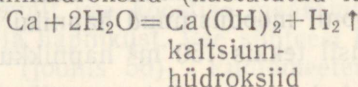


Joonis 57. Naatriumi reageerimine veega

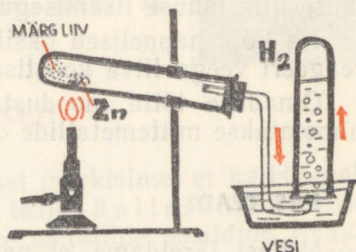
Kausis oleva vedeliku aurustamisel jääb järele valge tahke aine — naatriumhüdroksiid ( $\text{NaOH}$ ). Teades, mis ained reaktsioonil tekivad, võime kirjutada reaktsiooni võrrandi:



Rahulikumalt reageerib veega kaltsium. Sellel reaktsioonil moodustub kaltsiumhüdroksiid (kustutatud lubi):

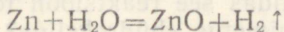


Toatemperatuuril reageerivad veega vaid aktiivsed metallid. Vähemaktiivsed metallid (Zn, Fe jt.) reageerivad veega kõrge-  
mal temperatuuril ja juhul, kui nad on hästi peenestatud. Pul-  
brilise tsingi reageerimine veega võib toimuda näiteks joonisel

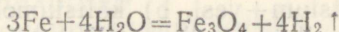


Joonis 58. Tsingi reageerimine veega

58 kujutatud seadmes. Veeauru kokkupuutumisel kuuma tsin-  
giga toimub reaktsioon:



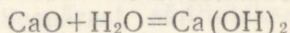
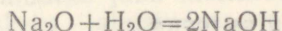
Reaktsioonil redutseerib tsink veest vesiniku ja ise oksüdeerub, moodustades tsinkoksiidi. Pulbrilise raua reageerimisel veega tekib raudatagi ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ):



Vask, hõbe ja kuld ei reageeri veega ka kuumutamisel ning peenestatult.

Vesi reageerib energiliselt ka mitmete liitainetega, näiteks oksiididega.

Metalli oksiidide ( $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ) reageerimisel veega moodus-  
tuvad hüdroksiidid ehk alused. Neid oksiide nimetatakse alu-  
selisteks oksiidideks.

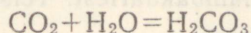


Kaltsiumoksiidi reageerimist veega tunneme lubja kustuta-  
mise reaktsioonina.

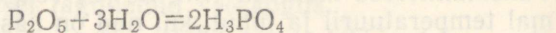
Paljud metalli oksiidid ( $\text{CuO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  jt.) veega ei  
reageeri.

Mittemetalli oksiidide ( $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CO}_2$  jt.) reageerimi-  
sel veega moodustuvad happed.

Süsinikdioksiidi juhtimisel vette tekib süsihape ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ):



Difosforpentoksiidi reageerimisel veega tekib fosforhape ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ):



Hapete teke nende reaktsioonide puhul tehakse kindlaks lakmuse lilla lahuse lisamisega. Viimane värvub punaseks.

Ka kõik happelised oksiidid ei reageeri veega. Näiteks ei reageeri veega liiva koostises erinev ränidioksiid ( $\text{SiO}_2$ ).

Omaduse tõttu moodustada veega reageerimisel happeid nimetatakse mittemetallide oksiide happelisteks oksiidideks.

### KAS TEAD?

1. Millest järeldame, et naatriumhüdroksiidi koostisse kuulub naatrium? (Meenuta katset lk. 116.)
2. Mis tähtsus on kaltsiumoksiidi ja vee vahelisel reaktsioonil? Kirjelda, kuidas see reaktsioon toimub.
3. Millest tuletub nimetus «hüdroksiid»?
4. Miks kaltsiumi reageerimisel veega muutub saadud lahus seismisel häguseks?
5. Mis tüüpi reaktsioonid kulgevad järgmiste ainete reageerimisel: a) kaltsium+vesi, b) kaltsiumoksiid+vesi, c) kaltsiumoksiid+soolhape, d) kaalium+vesi, e) kaaliumoksiid+vesi, f) süsinikdioksiid+vesi?
6. Kuidas on võimalik lähtudes fosforist saada difosforpentoksiidi ja viimasest fosforhapet?
7. Arvutada kaltsiumi protsendiline sisaldus a) kaltsiumoksiidis ja b) kaltsiumhüdroksiidis. Mille alusel võib arvutusetä vääta, et kaltsiumoksiidis sisaldub rohkem kaltsiumi?
8. Mitu grammi naatriumi sisaldub 16 g naatriumhüdroksiidis?

### TÄIENDAVAKS LUGEMISEKS



Nii nagu inimene ei saa elada õhuta, ei saa ta elada ka ilma veeta. Sealjuures peab vesi vastama teatud nõuetele. Joogiks ei sobi näiteks kasutada destilleeritud vett, sest selles ei leidu vajalikul määral mineraalsoolaid. Joodiühendite puudumine joogivees (või toidus) põhjustab kilpnäärme haiglast suurenemist, fluoriühendite puudumine aga hambasööbijat ehk hambakaariest. Teiselt poolt ei sobi tarvi-

tamiseks merevesi, milles sisaldub liigselt sool-  
lasid. Merevee kasutamiseks teda magesatakse.  
(Loe P. Koržev. Keemia teatmik. Tallinn, 1963,  
lk. 63—76; L. Vlassov, D. Trifonov. Huvitavat  
keemiast. Tallinn, 1970, lk. 38—40; H. H. Wille.  
Imepärane vee maailm. Tallinn, 1966, lk.  
63—76.)



## § 2. HÜDROKSIIDID EHK ALUSED

Oksiidide omadustega tutvumisel märkisime, et kaltsiumok-  
siidi ( $\text{CaO}$ ) reageerimisel veega tekib kaltsiumhüdrok-  
siid ( $\text{Ca(OH)}_2$ ). Ka mõnede teiste metallide oksiidide ( $\text{Na}_2\text{O}$ ,  
 $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{BaO}$ ) reageerimisel veega moodustuvad ühendid, millel  
on kaltsiumhüdrokksiidiga ühiseid omadusi. Sarnaste omaduste  
alusel ühendatakse need ained hüdrokksiidide ehk aluste  
klassi.

### 1. NAATRIUMHÜDROKSIID ( $\text{NaOH}$ )

- ▶ FÜSIKALISED OMADUSED
- ▶ NAATRIUMHÜDROKSIIDI SÖÖBIV TOIME
- ▶ INDIKAATORITE VÄRVUMINE NAATRIUM-  
HÜDROKSIIDI LAHUSES
- ▶ KASUTAMINE



Naatriumhüdrokksiid on rahvapäraselt tun-  
tud seebikivi nime all. See on valge tahke  
väga hügrokoopne aine. Ta neelab õhust nii  
ahnelts veeauru, et muutub juba mõnekümne  
minuti jooksul niiskeks, lahustudes seejuu-  
res seotud vees. Seepärast säilitatakse naatriumhüdrokksiidi  
hermeetiliselt (õhukindlalt) suletud nõudes. Naatriumhüd-  
rokksiid lahustub vees väga hästi. Lahustumisel eraldub soojust,  
mida võib tunda juba nõu puudutamisel käega.

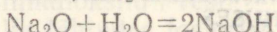
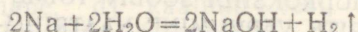
Kui võtta tilk tugevasti lahjendatud naatriumhüdrokksiidi  
lahust sõrmede vahele ja neid vastamisi hõõruda, muutuvad  
sõrmeotsad libedaks. Pärast sellist katset tuleb käed kohe  
puhtaks pesta, sest naatriumhüdrokksiid on väga sööbiv. Tähel-  
dame seejuures, et isegi tugevasti lahjendatud naatriumhüdrok-  
ksiidi lahuse mahapesemiseks tuleb veega suhteliselt kaua lopu-  
tada.

! Kui naatriumhüdroksiidi kontsentreeritud lahust satub nahale, võivad tekkida raskesti paranevad haavandid. Tahke naatriumhüdroksiidi kristallikeste või naatriumhüdroksiidi lahuse pritsmete sattumisel silma ähvardab pimedaksjäämine. Seepärast tuleb naatriumhüdroksiidi käsitseda äärmiselt ettevaatlikult. Tema peenestamisel tuleb kanda kaitseprille, kittlit ja kummikindaid. Naatriumhüdroksiidi tükikesi võetakse purgist pintsettide, tangide või spaatli abil, mitte aga sõrmedega.

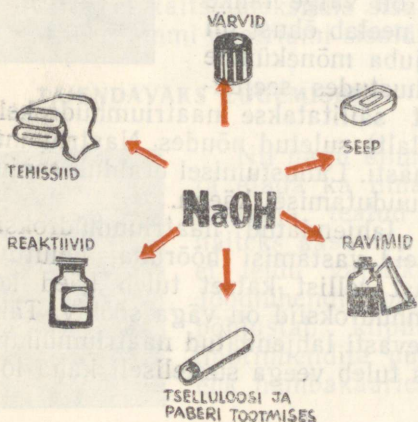
Naatriumhüdroksiidi kontsentreeritud lahus söövitab ka puitu, paberit ja riidet.

Kui tilgutada naatriumhüdroksiidi lahusesse lakmuse lahust, värvub lahus siniseks. (Indikaatorina kasutatakse ka lakmus-paberit.) Naatriumhüdroksiidi lahuses muudab värvust ka teine indikaator — fenoolftaleiin. Fenoolftaleiin on valge tahke aine, mis lahustub alkoholis. Saadava värvuseta lahuse lisamisel naatriumhüdroksiidi lahusesse, värvub lahus punaseks.

Fenoolftaleiini või lakmuse lilla lahuse lisamisega saame hõlpsasti tõestada naatriumhüdroksiidi teket näiteks naatriumi või naatriumoksiidi reageerimisel veega:



Tööstuses toodetakse naatriumhüdroksiidi naatriumkloriidi vesilahuse elektrolüüsil.



Joonis 59. Naatriumhüdroksiidi kasutusala

Naatriumhüdroksiidi kasutatakse tehissiidi tootmisel, tselluloosi saamisel puidust, naftasaaduste puhastamisel jm. Rasvad muutuvad keetmisel koos naatriumhüdroksiidiga seebiks. Seejärest nimetati naatriumhüdroksiidi varem ka seebikiviks.

## 2. KAALIUMHÜDROKSIID (KOH)

Kaaliumhüdroksiid sarnaneb omadustelt naatriumhüdroksiidiga. Ka tema on valge, tahke ja hügrokoopne aine. Kaaliumhüdroksiidi lahuse söövitav toime on veelgi tugevam kui naatriumhüdroksiidi lahusel. Lahustumisel eraldub palju soojust. Fenoolftaleiinist värvub kaaliumhüdroksiidi lahus punaseks, lakmusest siniseks.

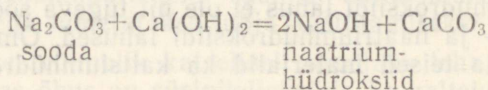
Kaaliumhüdroksiidi kasutatakse vedela seebi tootmisel.

### KAS TEAD?

1. Miks on ohtlik tahke naatriumhüdroksiidi puudutamine sõrmedega, eriti niiskete sõrmedega?
2. Miks tuleb tahket naatriumhüdroksiidi säilitada hermeetiliselt?
3. Kuidas on võimalik naatriumhüdroksiidi eraldada tema lahusest tahkena?
4. Arvutada naatriumhüdroksiidi protsendiline koostis.
5. Kui suures kaaliumhüdroksiidi koguses sisaldub 3,9 g kaaliumi?
6. Mitu grammi naatriumi on 3,2 g naatriumhüdroksiidis?

### TAIENDAVAKS LUGEMISEKS

Juba muiste oskasid egiptlased muuta järvedest saadavat soodat aktiivsemaks selle töötlemisel lubjaga:



Sellise töötlemise tulemusena muutub sooda nn. kaustiliseks soodaks. See nimetus, mis oli laialdaselt kasutusel naatriumhüdroksiidi kohta tehnikas, tähendab sööbivust, seega — söövitav sooda.

Araablased ja läänemaade alkeemikud valmistasid ka kaaliumhüdroksiidi lubja abil.

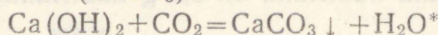
Söövitava toime tõttu nimetati naatrium- ja kaaliumhüd-  
roksiidi pikka aega sööbenaatriumiks ja sööbekaaliumiks. (Loe  
J. Netšajev. Jutustusi elementidest. Tartu, 1947, lk. 34—36.)

### 3. KALTSIUMHÜDROKSIID ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ )

- ▶ FÜSIKALISED OMADUSED
- ▶ LUBJAPIIM JA LUBJAVESI
- ▶ REAGEERIMINE SÜSINIKDIOKSIIDIGA
- ▶ SÖÖBIVAD OMADUSED
- ▶ TOIME INDIKAATORITESSE
- ▶ LUBIMÖRT

Kaltsiumhüdrokxiid, mida ehitustöödel kasutatakse kustu-  
tatud lubja nimetuse all, on valge tahke aine. Kui püüame kalt-  
siumhüdrokxiidi vees lahustada, näib esialgu, et ta ei lahustu.  
Segamisel moodustub piimjas vedelik, mida nimetatakse lub-  
japiimaks. Lubjapiima kasutatakse põllumajanduslike toot-  
mishoonete desinfitseerimiseks ja valgendamiseks. Lubjapiima  
filtreerimisel saadava selge vedeliku aurustamisel jääb aurus-  
tuskaussi või klaasplaadile veidi valget tahket ainet — kalt-  
siumhüdrokxiidi. Järelikult kaltsiumhüdrokxiid lahustub vees  
siiski vähesel määral. Lubjapiima filtreerimisel või setitamisel  
saadavat kaltsiumhüdrokxiidi küllastunud lahust nimetatakse  
lubjaveeks.

Süsinikdioksiidi läbijuhtimisel lubjaveest toimub keemiline  
reaktsioon ning moodustub vees raskesti lahustuv sool — kalt-  
siumkarbonaat ( $\text{CaCO}_3$ ):



Kaltsiumkarbonaadi tekke tõttu muutub vedelik häguseks.  
Sellel reaktsioonil põhineb süsinikdioksiidi tõestamine lubjavee  
abil.

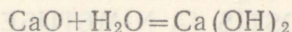
Kaltsiumhüdrokxiidi lahus ei ole nii tugeva sööbiva toimega  
kui kaalium- ja naatriumhüdrokxiidi lahused. Ometi muutuvad  
paber, riie ja teised materjalid ka kaltsiumhüdrokxiidi toimel  
rabadaks.

! Kaltsiumhüdrokxiidi toimel hakkab nahk põletikuliselt  
punetama ning pikemaajasel toimel võivad tekkida põle-  
tushaavad.

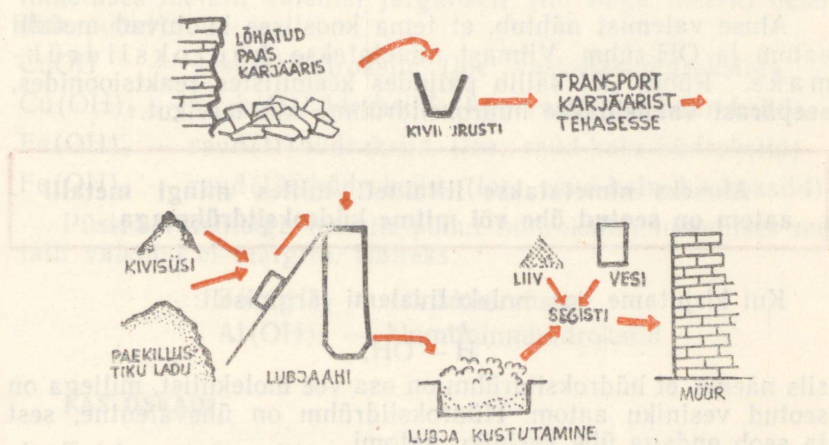
\* Lahustumatu aine teket märgitakse reaktsiooni võrrandis alla suuna-  
tud noolega selle aine valemil järel.

Fenoolftaleiini lisamisel värvub lubjavesi punaseks, lakmuse lisamisel — siniseks.

Tööstuses saadakse kaltsiumhüdroksiidi kaltsiumoksiidi reageerimisel veega nn. lubja kustutamisel:



Lubja tootmist, kustutamist ja kasutamist kujutab piltlikult skeem joonisel 60. Kustutatud lubjast, liivast ja veest valmistatakse spetsiaalsetes segistites nn. lubimört, mida müüritöödel kasutatakse sideainena. Aja jooksul lubimört kivistub ning muutub k r o h v i k s.



Joonis 60. Lubja tootmine ja kasutamine

### MÖTLE JA ARVUTA!

1. Miks kaltsiumhüdroksiidi saamist kaltsiumoksiidi reageerimisel veega nimetatakse lubja kustutamiseks?
2. Kuidas on võimalik katseliselt kindlaks teha, et a) väljahingatavas õhus on süsinikdioksiidi, b) kaltsiumoksiidi reageerimisel veega moodustub kaltsiumhüdroksiid?
3. Võrrelda naatrium-, kaltsium- ja kaaliumhüdroksiidi a) füüsilistelt, b) keemilistelt omadustelt.
4. Millises massivahekorras on elemendid kaltsiumhüdroksiidis?

5. Arvutada süsiniku protsendiline sisaldus kaltsiumkarbonaadis.
6. Missuguses kaltsiumhüdroksiidi koguses on 2 g kaltsiumi?

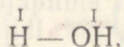
#### 4. ALUSTE KOOSTIS JA NIMETUSED

- ▶ ALUSE EHK HÜDROKSIIDI MÖISTE
- ▶ HÜDROKSIIDRÜHM JA SELLE VALENTS
- ▶ ALUSTE VALEMITE KOOSTAMINE
- ▶ MUUTUVA JA PÜSIVA VALENTSIGA METALLE SISALDAVATE ALUSTE NIMETUSED

Aluse valemist nähtub, et tema koostisse kuuluvad metalli aatom ja OH-rühm. Viimast nimetatakse hüdroksiidrühmaks. Rühm OH säilib paljudes keemilistes reaktsioonides, seepärast vaadeldakse hüdroksiidrühma kui tervikut.

Aluseks nimetatakse liitainet, milles mingi metalli aatom on seotud ühe või mitme hüdroksiidrühmaga.

Kui kirjutame vee molekulivalemi järgmiselt:



siis näeme, et hüdroksiidrühm on osa vee molekulist, millega on seotud vesiniku aatom. Hüdroksiidrühm on ühevalentne, sest ta seob endaga ühe vesiniku aatomi.

Aluse koostisse kuuluvate hüdroksiidrühmade arvu määrab alust moodustava metalli valents.

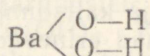
Ühevalentse metalli puhul on aluse koostises üks hüdroksiidrühm: Na<sup>I</sup>OH (loe: naatrium-oo-haa). Kahevalentse metalli

puhul kuulub aluse koostisse kaks hüdroksiidrühma: Ca<sup>II</sup>(OH)<sub>2</sub> (loe: kaltsium-oo-haa-kaks-korda). Kolmevalentse metalli pu-

hul on aluses kolm hüdroksiidrühma: Al<sup>III</sup>(OH)<sub>3</sub> (loe: alumii-ium-oo-haa-kolm-korda). Näidetest selgub, et aluse valemis hüdroksiidrühmade arv võrdub metalli valentsiga. Nii-siis teades metalli valentsi saab koostada aluse valemi. Ühest suurema valentsiga metalli puhul asetatakse aluse valemi kir-jutamisel hüdroksiidrühm sulgudesse, kusjuures sulgude järele märgitakse indeks, mis näitab hüdroksiidrühmade arvu.

Aluse struktuurivalemi koostamisel on tarvis meeles pidada, et aluse valemis tuleb metalli sümbol ühendada valentskriipsude abil nii mitme hüdroksiidrühmaga, kui suur on metalli valents.

Baariumhüdroksiidi ( $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ) struktuurivalem on näiteks järgmine:



Muutuva valentsiga metalli puhul märgitakse hüdroksiidi nimetuses metalli valentsi järgmiselt (nii nagu metalli oksiidide puhul):

$\text{CuOH}$  — vask(I)hüdroksiid (loe: vask-üks-hüdroksiid)

$\text{Cu}(\text{OH})_2$  — vask(II)hüdroksiid (loe: vask-kaks-hüdroksiid)

$\text{Fe}(\text{OH})_2$  — raud(II)hüdroksiid (loe: raud-kaks-hüdroksiid)

$\text{Fe}(\text{OH})_3$  — raud(III)hüdroksiid (loe: raud-kolm-hüdroksiid)

Püsiva valentsiga metalli puhul hüdroksiidi nimetuses metalli valentsi ei märgita. Näiteks:

$\text{Zn}(\text{OH})_2$  — tsinkhüdroksiid

$\text{Al}(\text{OH})_3$  — alumiiniumhüdroksiid

### KAS OSKAD?

1. Teades, et ühendites naatrium ja kaalium on ühevalentsed ja kaltsium kahevalentne, kirjutada nende metallide hüdroksiidide valemid.
2. Kuidas nimetatakse järgmisi hüdroksiide esitatud valemite põhjal:  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CuOH}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{KOH}$ ?
3. Määrata metalli valents järgmiste valemite põhjal:  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{AgOH}$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ . Millised on toodud aluste nimetused ja kuidas loetakse nende valemid?
4. Kuidas on võimalik lähtudes naatriumist saada kahel erineval viisil naatriumhüdroksiidi?
5. Arvutada, mitu protsenti rauda sisaldub raud(III)hüdroksiidis.
6. Missuguses alumiiniumhüdroksiidi koguses on 5,4 g alumiiniumi?

## 5. LĒELISĒD JA VEĒS PĀRĀKTIĻISĒLT LAHUSTUMĀTUD ALUSED

- ▶ ALUSTE LIIGITUS
- ▶ LĒELISTE ISELOOMULIKUD OMADUSED
- ▶ LAHUSTUMĀTUTE ALUSTE ISELOOMULIKUD OMADUSED

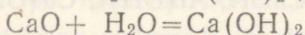
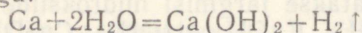
Naatrium-, kaalium- ja kaltsiumhüdrosiidil on rida ūhiseid omadusi, mille poolest nad erinevad paljudest teistest hüdrosiididest:

- 1) nad on valged tahked ained, mis lahustuvad vees;
- 2) nende lahusega niisutatud sõrmeotsad muutuvad libedaks; rasvadega reageerides moodustavad kaalium- ja naatriumhüdrosiid seebi;
- 3) nad on tugeva sööbiva toimega: lagundavad puitu, paberit, riidet, nahka ja teisi aineid; nahale sattudes söövitavad nad seda, tekitades punetust ja põletushaavu;
- 4) nende lahustes muutub indikaatorite värvus: lakmuse lilla värvus muutub siniseks, fenoolftaleiini värvusetu lahus aga punaseks. Seega saab nende olemasolu lahuses kindlaks teha indikaatorite abil.

Sarnaste omaduste alusel liigitatakse neid hüdrosiide ūhisesse nn. leeliste rühma.

**Leelisteks nimetatakse vees lahustuvaid aluseid.**

Leelised tekivad vastavate metallide või nende oksiidide reageerimisel veega:



Enamik metallide hüdrosiide ei lahustu praktiliselt vees, neid nimetatakse lahustumatuteks alusteks.

Lahustumatud alused on mitmesuguse värvusega tahked ained. Näiteks:

$\text{Zn}(\text{OH})_2$  — tsinkhüdrosiid — valge;

$\text{Cu}(\text{OH})_2$  — vask(II)hüdrosiid — sinine;

$\text{Fe}(\text{OH})_3$  — raud(III)hüdrosiid — pruun.

Lahustumatuid aluseid ei ole võimalik indikaatorite abil kindlaks määrata.

Lahustumatuid aluseid ei ole võimalik saada vastavate metallide oksiididest, sest viimased ei reageeri veega.

### KAS TEAD?

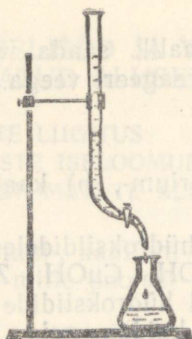
1. Kuidas on võimalik saada a) naatrium-, b) kaalium- ja c) kaltsiumhüdroksiidi?
2. Mis oksiidid vastavad järgmistele hüdroksiididele:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Fe(OH)}_3$ ,  $\text{Cu(OH)}_2$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{CuOH}$ ,  $\text{Zn(OH)}_2$ ,  $\text{Al(OH)}_3$ ? Kuidas loetakse esitatud hüdroksiidide ja neile vastavate oksiidide valemeid ning kuidas neid ühendeid nimetatakse?
3. Mis hüdroksiidid vastavad järgmistele oksiididele:  $\text{MgO}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ? Missugune on metalli valents toodud oksiidides ja neile vastavates hüdroksiidides?
4. On antud kolm katseklaasi: ühes on lahjendatud väävelhape, teises vesi ja kolmandas naatriumhüdroksiidi lahus. Kuidas on võimalik kindlaks teha üksikute katseklaaside sisu?
5. Kuidas on võimalik katseliselt kindlaks teha, et kaltsiumhüdroksiid lahustub, vask(II)hüdroksiid aga praktiliselt ei lahustu vees?
6. Arvutada alumiiniumi protsendiline sisaldus alumiiniumhüdroksiidis.
7. Mitu grammi vaske sisaldub 4 grammis vask(II)hüdroksiidis?

## 6. NEUTRALISATSIOONIREAKTSIOON

- ▶ SOOLHAPPE NEUTRALISEERIMINE NAATRIUMHÜDROKSIIDIGA
- ▶ NEUTRALISATSIOONIREAKTSIOONI TUNNUSED
- ▶ NEUTRALISATSIOONIREAKTSIOON KUI ALUSTE JA HAPETE ÜLDINE OMADUS
- ▶ NEUTRALISATSIOONIREAKTSIOONI TAHTSUS

Hüdroksiidide üheks iseloomulikuks omaduseks on reageerimine hapetega.

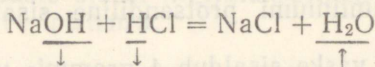
Kui tilgutada kolvis olevale lahjendatud naatriumhüdroksiidi lahusele, millele on lisatud paar tilka fenoolftaleiini lahust, büretist (joonis 61) lahjendatud soolhapet, siis teatud momendil indikaatori värvus muutub. Moment, kus indikaatori värvus muutub, saabub ka siis, kui lisada happele, millesse on



Joonis 61. Neutralisatsioonireaktsioon

viidud indikaatorit, leelist. Mõlemal juhul tekib lahus, millel ei ole ei happe ega aluse omadusi. Happelised omadused on tingitud happevesinikust, aluselised omadused aga hüdroksiidrühmadest. **Happevesinik reageerib aluse hüdroksiidrühmaga, moodustades vee.** Tekkinud lahus on neutraalne, seepärast nimetatakse toimunud reaktsiooni neutralisatsioonireaktsiooniks. Tekkiva lahuse maitsmisel selgub, et see on soolane. Lahuse kuivaks aurustamisel eralduvad naatriumkloriidi (NaCl) kristallid.

Naatriumkloriidi tekkimnie naatriumhüdroksiidi ja soolhappe reagerimisel kulgeb järgmise võrrandi kohaselt:

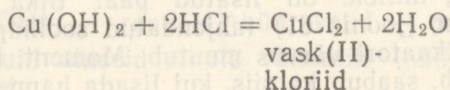


Võrrandist nähtub, et happevesinik reageerib hüdroksiidrühmaga, moodustades vee, ja naatriumkloriid jääb lahusesse.

Reaktsioonist võtab osa kaks liitainet ning tekib kaks uut liitainet.

**Happe ja aluse vahelist reaktsiooni, mille tulemusena tekivad sool ja vesi, nimetatakse neutralisatsioonireaktsiooniks.**

Hapetega reageerivad ka praktiliselt lahustumatud alused. Nende reaktsioonide tulemusena moodustuvad samuti sool ja vesi. Näiteks:



Reageerimine hapetega on järelikult kõigi aluste üldine keemiline omadus. Ja vastupidi, kõik happed reageerivad alustega, mis on seega ka hapete üldiseks omaduseks.

Neutralisatsioonireaktsiooni kasutatakse mõnede soolade saamisel. Muldade lupjamine põllumajanduses on samuti neutralisatsioonireaktsioon, millega vähendatakse mulla happelisust.

### KAS OSKAD?

1. Milliste hapete ja aluste vahelisel reaktsioonil tekivad järgmised soolad:  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ?
2. Missugusesse anorgaaniliste ainete klassi kuuluvad järgmised ühendid:  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CO}_2$ ?
3. Kuidas on võimalik kolmel erineval viisil saada kaltsiumsulfaati?
4. Arvutada fosfori protsendiline sisaldus kaltsiumfosfaadis.
5. Millises massivahekorras on elemendid baariumhüdrosiidis?
6. Mitmes grammis alumiiniumhüdrosiidis on sama kogus alumiiniumi kui 20,4 grammis sellele alusele vastavas oksiidis?

## 7. AINETE KLASSIFITSEERIMISE TAHTSUS

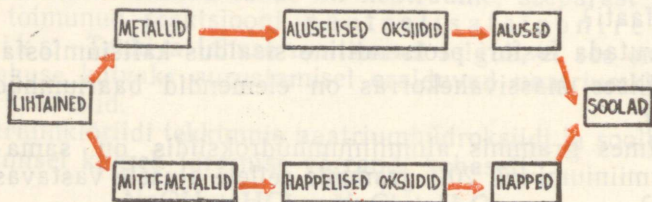
- ▶ AINETE LIIGITAMINE LIHT- JA LIITAINETEKS
- ▶ LIITAINETE LIIGITAMINE
- ▶ LIITAINETE PÕHIKLASSID
- ▶ ANORGAANILISTE AINETE PÕHIKLASSIDE VAHELINE SEOS

Tänapäeval tuntud anorgaaniliste (mitte-orgaaniliste) ainete arv ületab poole miljoni piiri. Keemikud aga loovad juurde üha uusi ühendeid. Selles ainete mitmekesisuses poleks võimalik orienteeruda, kui ei oleks kindlat süsteemi, ainete klassifikatsiooni. Ained liigitatakse vastavatesse klassidesse nende koostise ja keemiliste omaduste alusel. Näiteks väävelhape ja soolhape on vedelikud, fosforhape aga tahke aine. Neil on erinevad tihedused ja erinev keemiline aktiivsus. Kõik nad aga neutraliseerivad aluseid ning nende vesilahustes värvub lakmus punaseks. Selle põhjal võib öelda, et on tegemist ühte klassi kuuluvate ainetega, hapetega, vaatamata füüsikaliste

omaduste erinevusele. Teades, et antud aine kuulub hapete klassi, võime kohe öelda, millised on tema kui happe keemilised omadused.

Anorgaanilisi aineid liigitatakse kõigepealt liht- ja liitaineteks. Lihtained jagunevad omakorda metallideks ja mittemetallideks. Liitainete tähtsamateks klassideks on oksiidid, happed, alused ja soolad. Nimetatud liitainete klasse jaotatakse veel omakorda, võttes aluseks teatavaid iseloomulikke omadusi.

Tutvudes oksiidide, aluste, hapete ja soolade keemiliste omadustega, selgus, et ühe ainete klassi esindajatest võib saada teise ainete klassi kuuluvaid aineid. Lähtudes lihtainetest võib saada okside. Oksiididest võib saada happed või aluseid ja soolaid. Happed ja alused moodustavad omavahelisel reageerimisel soolaid jne. Seost anorgaaniliste ühendite klasside vahel kujutab järgmine skeem:



Keemiliste reaktsioonide tundmine on aluseks uute ainete saamisel.

### TÄIENDAVAKS LUGEMISEKS

Happeid, leelisi ja soolaid kasutatakse laialdaselt nii tööstuses kui ka koduses majapidamises. Kõigil neil kemikaalidel on erinevad omadused ning neid tuleb vastavalt sellele käsitleda, säilitada ja kasutada. (Loe R. Ristlaan, F. Teppor. Keemia meie kodudes. Tallinn, 1964, lk. 17—35.)

## § 3. LAHUSED

### 1. AINETE LAHUSTUMINE VEES

- ▲ LAHUSTI JA LAHUS
- ▲ LAHUSTUMISPROTSESS
- ▲ JAHTUMINE LAHUSTUMISEL
- ▲ SOOJENEMINE LAHUSTUMISEL. HUDRAADID
- ▲ KRISTALLHUDRAADID

Vee tähtsamaks omaduseks on võime lahustada paljusid tahkeid, vedelaid ja gaasilisi aineid. Seda vee omadust oleme keemia õppimisel senini katsete sooritamisel üsnagi sageli kasutanud. Vees jaotub aine palju väiksemateks osakesteks kui peenestades ainet uhmriga.

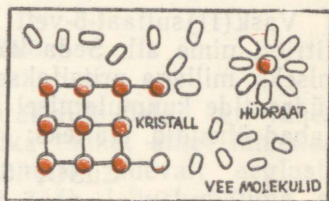
Igapäevasest elust on teada, et ka teised vedelikud nagu bensiin, tärpentiin, piiritus ja atsetoon, lahustavad mitmesuguseid aineid (rasva, tõrva, vaiku), kusjuures tekivad lahused.

**Vedelikku, milles aine lahustub, nimetatakse lahustiks.** Suhkru vesilahuses näiteks on lahustiks vesi, jooditinktuuris — piiritus jne.

**Lahusti ja selles lahustunud aine (või ained) moodustavad lahuse.**

Lahustumisel toimub lahustunud aine osakeste difusioon (hajumine) ühtlaselt kogu lahustis.

Tahke aine koosneb kindla suuruse ja kujuga kristallidest, milles molekulid või aatomid on pidevas võnkliikumises. Tahke aine lahustumisel vees eraldavad kaootiliselt liikuvad vee molekulid kristallist järk-järgult tema koostisosi (joonis 62).



Joonis 62. Tahke aine lahustumine vees

Mida enam aine on peenestatud, seda suurem on ta kokku-putepind lahustiga ning seda kiiremini ta lahustub. Lahustumist kiirendavad ka soojendamine ja segamine.

Lahustumine ei ole üksnes füüsikaline nähtus. Lahustades vees väävelhapet või naatriumhüdrosiidi, eraldub soojust ja lahus soojeneb, kaaliumnitraadi või ammooniumkloriidi lahustamisel vees aga lahus jahtub. Sellest järeldub, et lahustamisel peab esinema keemiline reaktsioon.

Lahuseid ei saa siiski võrdsustada keemiliste ühenditega. Keemiliste ühendite koostis on alati püsiv, lahustatav aine ja lahusti võivad lahuses esineda aga mitmes erinevas massiva-

hekorras. Eespoolsest järeldub: ainete lahustumisel esinevad nii füüsikalised kui ka keemilised nähtused.

Temperatuuri alanemist põhjustab soojusenergia kulu, mille arvel toimub kristallide lagundamine ja tekkinud osakeste haju-  
tamine. Ammooniumnitraadi lahustumisel vees langeb tempe-  
ratuur isegi sedavõrd ( $-5^{\circ}\text{C}$ ), et märg papitükk külmub  
anuma põhja külge kinni.

Soojuse teket lahustumisel seletatakse hüdraatide tek-  
kega, sest toimus keemiline reaktsioon. Hüdraadid on ühendid,  
milles vee molekulid on seostatud lahustatud aine osakestega.  
Hüdraatide moodustumise protsessi nimetatakse hüdrataatsi-  
ooniks ja seda kujutatakse skemaatiliselt joonisel 62. Lahus-  
tatava aine osake võib siduda erineva arvu veemolekule.

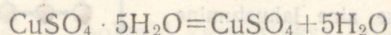
Hüdraatide teket lahustumisel seletas esimesena vene kee-  
mik D. Mendelejev.

Mõnede hüdraatide püsivus on nii suur, et nad esinevad ka  
kristallidena.

Hüdraate tahkes olekus nimetatakse kristallhüdraatideks,  
neis sisalduvat vett aga kristallveeks.

Kristallhüdraadiks on näiteks pesusooda ehk kristallsooda  
( $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ). Tema keemiline nimetus on: naatriumkar-  
bonaat-10-vesi (loe: naatriumkarbonaat-kümme-vesi).

Vask(II)sulfaat-5-vett ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) tuntakse ka vask-  
vitrioli nime all. Seda kasutatakse bordoo vedeliku valmista-  
miseks, millega pritsitakse viljapuid ja marjapõõsaid. Kristall-  
hüdraatide kuumutamisel kristallvesi eraldub ja saadakse vee-  
vabad ühendid. Näiteks:



veevaba

vask(II)-

sulfaat

Paljudele kristallhüdraatidele on iseloomulik, et veevaba  
ühendi ja kristallhüdraadi värvused on erinevad. Vask(II)sul-  
faat-5-vesi on sinine, veevaba vask(II)sulfaat aga valge, raud-  
(II)sulfaat-7-vesi ( $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ) on roheline, veevaba sool  
( $\text{FeSO}_4$ ) aga valge.

#### MÖTLE JA LAHENDA!

1. Kuidas saab selget allikavett muuta keemiliselt puhtaks  
veeks?

2. Tuua näiteid lahustumisega seotud nähtuste ja lahuste kasutamise kohta põllumajanduses, tööstuses ja koduses majapidamises.
3. Millist ainete omadust tuleb arvestada mineraalväetistest lahuste valmistamisel?
4. Seletada suhkru lahustumist vees molekulaar-atomistliku teooria põhjal.
5. Ühes katseklaasis on värvuseta soolalahus, teises destilleeritud vesi. Kuidas saab määrata, millises katseklaasis on destilleeritud vesi (arvestades, et lahuseid maitsta ei tohi)?
6. Kuidas saab katseliselt tõestada, et looduslikus vees on lahustunud õhku?
7. Mitu kilogrammi alumiiniumi on 40,8 kg alumiiniumoksiidis?
8. Arvutada vase protsendiline sisaldus vask(II)sulfaat-5-vees.

## 2. LAHUSTUVUS

- ▶ KÜLLASTUNUD LAHUS
- ▶ KRISTALLISATSIOON
- ▶ KÜLLASTUMATA JA ÜLEKÜLLASTUNUD LAHUS
- ▶ LAHUSTUVUSE MÖISTE
- ▶ LAHUSTUVUSKÖVERAD
- ▶ GAASIDE JA VEDELIKE LAHUSTUVUS

Igapäevaste tähelepanekute põhjal võib öelda, et väheses veehulgas pole võimalik suurt hulka tahket ainet lahustada. Lahustatava aine lisamisel lahustumine pidevalt aeglustub, kuni lõpuks lakkab ning osa ainet jääb lahustumatuna nõu põhja.

**Lahust, milles antud tingimustes ainet enam ei lahustu, nimetatakse küllastunud lahuseks.**

Küllastunud lahuse jahutamisel või lahusti aurumise tagajärjel toimub lahustumisele vastupidine protsess — kristallisatsioon. Selle tulemusena sadeneb aine kristallidena nõu põhja.

Temperatuuri tõstmisega või lahusti lisamisega saab küllastunud lahust muuta küllastumata lahuseks. Tegelikus elus kasutatakse enamasti just viimaseid.

Lahust, milles antud tingimustes lahustub veel sama ainet, nimetatakse küllastumata lahuseks.

Kuumade küllastunud lahuste jahutamisel toimub kristallisatsioon, kuid mõnedel juhtudel (naatriumsulfaadi jt. ainete kasutamisel) on võimalik küllastunud lahust ettevaatlikult jahutada nii, et kristallisatsiooni ei toimu. Saadakse lahus, mis sisaldab antud temperatuuril enam lahustunud ainet kui küllastunud lahus. Niisugust lahust nimetatakse **üleküllastunud lahuseks**. Üleküllastunud lahused on väga ebapüsivad. Lahustunud aine liig sadeneb neist välja juba õrnal loksutamisel või sama aine kristallikese viimisel lahusesse.

Ainete füüsikaliste omadustega tutvumisel märkisime ühena neist ainete lahustuvust. Paljud ained lahustuvad vees tunduval hulgal (suhkur, naatriumkloriid jt.) ning neid nimetatakse hästi lahustuvateks aineteks.

Mõnede ainete lahustuvus vees on väike ja neid tuntakse vähe lahustuvate ainetena (kaltsiumhüdroksiid jt.). Klaasi, kriidi, paekivi, vase ja paljude teiste ainete puhul näib meile, et nad vees üldse ei lahustu. On kindlaks tehtud, et tühises koguses nad siiski lahustuvad ning absoluutselt lahustumatuid aineid ei ole. Seepärast nimetatakse neid aineid praktiliselt lahustumatuteks aineteks.

Ainete erineva lahustuvuse tõttu kulub küllastunud lahuste valmistamiseks sama lahusti hulga kohta üht ainet teisest enam. Aine hulka, mis lahustub teatud kindlas hulgas lahustis antud temperatuuril, saab kindlaks määrata.

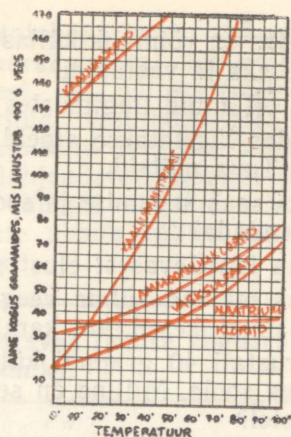
Näiteks lahustub toatemperatuuril 100 grammis destilleeritud vees 36 g naatriumkloriidi, 31 g kaaliumnitraati või 9,6 g söögisoodat.

**Aine massi grammides, mis antud temperatuuril lahustub 100 grammis lahustis, nimetatakse selle aine lahustuvuseks.**

Naatriumkloriidi lahustuvus on seega 36, kaaliumnitraadil — 31, söögisoodal — 9,6.

Ainete lahustuvuse sõltuvust temperatuurist kujutatakse graafiliselt nn. lahustuvuskõverate abil. Graafiku (joonis 63) horisontaalteljele kantakse temperatuur, vertikaalteljele aga lahustuvus.

Joonis 63. Lahustuvuskõverad



Soovides näiteks leida, milline on kaaliumnitraadi lahustuvus temperatuuril 35 °C, võtame horisontaalteljel punkti, mis vastab 35-le, tõmbame sellest ristjoone lõikumiseni kaaliumnitraadi lahustuvuskõveraga. Lõikepunktist tõmmatakse ristjoon vertikaalteljele, kus märgitud arvud tähistavad lahustuvust. Saame 55 g. See tähendab, et 100 g vees lahustub 35 °C juures 55 grammi kaaliumnitraati, kusjuures saame küllastunud lahuse.

Lahustuvuskõverate võrdlemisel nähtub, et mõnede ainete, näiteks naatriumkloriidi lahustuvus üsna vähe suureneb temperatuuri tõstmisel. Kaltsiumhüdrosiidi lahustuvus aga väheneb temperatuuri tõusuga. Enamik tahkete ainete lahustuvus temperatuuri tõusmisel suureneb.

Gaaside lahustuvus vees sõltub gaasist, temperatuurist ja rõhust.

Temperatuuri tõustes gaaside lahustuvus üldiselt väheneb, temperatuuri langedes aga suureneb. Rõhu tõustes gaaside lahustuvus suureneb, rõhu alanedes aga väheneb.

Vedelikud, nii nagu tahked ained ja gaasidki, võivad vees lahustuda või praktiliselt mitte lahustuda. Seejuures võib lahustuvus olla vastastikune. Mõned vedelikud, näiteks piiritus, segunevad veega igas vahekorras. Bensiin, petrooleum ja mitmesugused õlid on vees praktiliselt lahustumatud, õlid lahustuvad aga hästi bensiinis.

#### MOTLE JA ARVUTA!

1. Kuidas saab kindlaks teha, kas antud lahus on küllastunud või küllastumata?

2. Kuidas on võimalik küllastumata lahust muuta küllastunud lahuseks ja vastupidi?
3. Mis on antud tingimustes aine lahustuvuse määduks?
4. Kuidas liigitatakse aineid nende erineva lahustuvuse põhjal? Tuua näiteid.
5. Miks saab segamise ja soojendamisega lahustumisprotsessi kiirendada?
6. Tuua igapäevasest elust näiteid kristallisatsioonikohta.
7. Miks tekivad külma veega täidetud karahvini siseseintele gaasimullikesed, kui karahvin sooja tuppä tuua?
8. Aurustati 40 grammi küllastunud lahust ja saadi 12 g kuiva soola. Milline on selle soola lahustuvus antud tingimustel?
9. 250 g küllastunud (20 °C juures) soolalahuse aurustamisel saadi 50 g soola. Kui suur on selle soola lahustuvus?
10. Keedusoola lahustuvus temperatuuril 10 °C on 35,8 g. Mitu g keedusoola on 300 grammis küllastunud lahuses?
11. Soola lahustuvus antud temperatuuril on 20 grammi. Mitu grammi seda soola on vaja 120 grammi küllastunud lahuse saamiseks samal temperatuuril?
12. Soola lahustuvus on 35 g. Mitu grammi soola saadakse selle soola 405 g küllastunud lahuse aurustamisel?
13. Kui suur on keedusoola lahustuvus 90 °C juures (vt. joonis 63)?
14. Leidke vask(II)sulfaadi lahustuvus temperatuuril 75 °C (vt. joonis 63).
15. Kaaliumnitraadi lahustuvus on 120 g. Millisele temperatuurile vastab kaaliumnitraadi mainitud lahustuvus (vt. joonis 63)?

### 3. LAHUSTE KONTSENTRATSIOONID

- ▶ KONTSENTRATSIOONI MÖISTE
- ▶ LAHUSE PROTSENDILINE KONTSENTRATSIOON

Lahusti ja lahustunud aine massivahekord võib lahustes olla mitmesugune.

Sisaldub lahustunud ainet lahuses suhteliselt palju, siis nimetatakse niisugust lahust kontsentreeritud ehk kangeks lahuseks, vastupidi, vähese sisalduse puhul aga lahjendatud

lahuseks. Kas lahust nimetatakse kontsentreeritud või lahjendatud lahuseks, oleneb suurel määral lahustunud aine iseloomust ja ka lahuse otstarbest. Nii näiteks tuleb 25%-list soolhapet lugeda kontsentreeritud vesinikkloriidi lahuseks (sest HCl lahustuvuse tõttu tekib kuni 37%-line hape), 25%-list väävelhapet aga võrdlemisi lahjendatud happeks (kontsentreeritud lahust ei tarvitse hästi lahustuvate ainete puhul olla küllastunud. Raskesti lahustuvate ainete küllastunud lahused on tegelikult lahjendatud lahused.

**Lahustunud aine hulka teatavas lahuse koguses nimetatakse lahuse kontsentratsiooniks.**

Lahuse kontsentratsiooni väljendatakse mitmel viisil. Lahjendatud hapete valmistamisel kasutatakse keemias mahu-suhteid. Nii väljendab «väävelhape 1:5» kontsentratsiooni, mille puhul on üks mahuosa väävelhapet lahustatud viies mahuosas vees.

Enam levinud lahuste kontsentratsiooni väljendamise viisiks on protsendiline kontsentratsioon.

Lahuste protsendiline kontsentratsioon näitab, mitu massiühikut lahustunud ainet on 100 massiühikus lahuses.

Näiteks sisaldub 100 g 15%-lises naatriumkloriidi lahuses 15 g soola ja 85 g vett.

Tutvume lahuste protsendilise kontsentratsiooni arvutamisega näidete varal.

Näide 1. 250 g vees on lahustunud 50 g suhkrut. Leida antud lahuse suhkrisaldus protsentides.

Lahendus.

Saadud lahuse mass on

$$250 \text{ g} + 50 \text{ g} = 300 \text{ g}.$$

Leiame, mitu protsenti moodustab 50 grammi suhkrut 300 grammist lahusest. Selleks väljendame suhte  $\frac{50}{300}$  protsentides:

$$\frac{50}{300} = 0,167 = 16,7\%.$$

Vastus: Lahus sisaldab 16,7% suhkrut.

Näide 2. Mitu grammi soodat on 200 grammis sooda 5%-lises lahuses?

### Lahendus.

Et lahus on 5%-line, siis soodakoguse arvutamiseks leiame 5% 200 grammist sooda lahusest, s. o.  $5\% \cdot 200 = 0,05 \cdot 200 = 10$  g.

Vastus: 200 grammis 5%-lises sooda lahuses on 10 grammi soodat.

Näide 3. Kui palju 3%-list suhkrut saab valmistada 27 grammist suhkrust?

### Lahendus.

Et 27 g suhkrut moodustab lahusest 3%, siis lahust on  $27 : 3\% = 27 : 0,03 = 900$  grammi.

Vastus: 27 grammist suhkrust saab valmistada 900 grammi 3%-list lahust.

Kindla koguse antud protsendilise kontsentratsiooniga lahuse valmistamiseks arvutatakse esmalt vajalik lahustatava aine mass grammides. Seejärel leitakse lahusti mass.

Näide 4. Mitu grammi soola ja vett on vaja 40 grammi 10%-lise lahuse valmistamiseks?

### Lahendus.

Et lahus on 10%-line, siis soolakoguse arvutamiseks leiame 10% 40-st:

$$10\% \cdot 40 = 0,1 \cdot 40 = 4 \text{ g}$$

Et kogu lahuse mass on 40 grammi, siis vett on sellise lahuse valmistamiseks vaja  $40 - 4 = 36$  grammi.

Vastus: Lahuse valmistamiseks on vaja võtta 4 g soola ja 36 g vett. Et vee tihedus on üks, siis võime mõõta mensuuriga 36 ml vett ja lahustada selles 4 g soola.

## ULESANDEID HARJUTAMISEKS

1. Arvutada lahuse protsendiline kontsentratsioon, kui 40 g kaaliumhüdrosiidi (KOH) on lahustatud 120 g vees.
2. 50 g lahuse aurustamisel saadi 4 g soola. Arvutada lahuse protsendiline kontsentratsioon.
3. Mitu grammi naatriumkloriidi (NaCl) tuleb lahustada 100 g vees, et saada soola 10%-line lahus?
4. Merevees sisaldub 3,5% soolasid. Mitu grammi soola saadakse 2 kg merevee aurustamisel?
5. 60 grammile 10%-lisele lahusele lisati 20 grammi vett. Missugune on saadud lahuse kontsentratsioon?

6. Klaasitäies vees ( $200 \text{ cm}^3$ ) on lahustatud kaks teelusikait suhkrut. Missuguse kontsentratsiooniga on see lahus, kui teelusikatäis suhkrut kaalub umbes 10 g?
7. Portselankausis aurustati 30 g lahust. Arvutada lahuse protsendiline kontsentratsioon, kui aurustusjääki oli 7,5 g.
8. 20 g suhkrut lahustati 180 g vees. Leida lahuse protsendiline kontsentratsioon.
9. Esmaabiks vajatakse 1%-list kaaliumpermanganaadi lahust. Leida kaaliumpermanganaadi hulk, mis on vajalik 500 g lahuse valmistamiseks.
10. Kurkide soolamiseks kasutatakse lahust, milles ühe massiosa keedusoola kohta võetakse 15 massiosa vett. Leida: a) lahuse protsendiline kontsentratsioon, b) 10 kg soolalahuse valmistamiseks vajalik soola mass.
11. Toataimede toitelahuse valmistamiseks kasutatakse väga väikese kontsentratsiooniga lahuseid. Leida toitelahuse protsendiline kontsentratsioon, kui 1 kg lahust sisaldab a) 1 g väetist, b) 3 g väetist.
12. Kurkide kastmisel kasvuhoonetes kulub  $2 \text{ m}^2$  kasvupinna kohta 10 kg järgmise koostisega lahust: 30 g ammooniumnitraati, 60 g superfosfaati ja 10 g kaaliumkloriidi. Arvutada ammooniumnitraadi, superfosfaadi ja kaaliumkloriidi protsendiline kontsentratsioon lahuses.
13. Mitu grammi keedusoola on vaja võtta 10 grammi 1,5%-lise lahuse valmistamiseks?
14. Valmistada 20 g 5%-list kaaliumhüdrosiidi lahust.
15. Valmistada keedusoola küllastunud lahus ja arvutada selle protsendiline kontsentratsioon (vt. joonis 63).
16. Mitu grammi vett tuleb lisada 10 g keedusoolale 4%-lise lahuse valmistamiseks?
17. 100 ml vees lahustati 10 g naatriumkloriidi. Kui suur on lahuse protsendiline kontsentratsioon?
18. Ühes liitris vees lahustati 300 g naatriumnitraati. Missugune on lahuse protsendiline kontsentratsioon?
19. Kui palju vett on vaja 250 g naatriumnitraadi lahustamiseks, et saada 5%-list lahust?
20. Kasutades lahustuvuskõveraid (joonis 63), leida keedusoola, vask(II)sulfaadi ja ammooniumkloriidi kontsentratsioon nende küllastunud lahustes temperatuuril  $40^\circ\text{C}$ .



Vee omadusel lahustada mitmeid aineid on tohutu tähtsus. Seedemahlad, veri ning teised füsioloogilised vedelikud on lahused. Seedemahlad lõhustavad toitaineid (süsivesikuid, rasvu ja valke), veri aga kannab hapnikku rakkudele. Taimed saavad vajalikke toiteelemente omastada vaid lahustest. Paljud mikrovetised viiakse mulda lahustena. Lahustunult kasutatakse ka umbrohu ja taimekahjurite tõrjevahendeid. Keemiatööstuses kulgevad reaktsioonid sageli lahustes. Seepärast värvainete, ravimite

ja mitmete soolade tootmisel lähteained eelnevalt lahustatakse.

Mitmesuguseid lahuseid kasutatakse ka koduses majapidamises. Pesupesemismasinasse valmistatakse seebi ja pesusooda lahus, toitude maitsestamiseks kasutatakse äädikhappe, keedu-soola, suhkrut, sidrunhappet jt. ainete lahuseid. (Loe A. M. Rubinštein. Meid ümbritsev keemia. Tallinn, 1952, lk. 34—45.)

### POHIKUSIMUSI VEE, ALUSTE JA LAHUSTE KOHTA

1. Tuua näiteid vee esinemise kohta looduses.
2. Kuidas toimub loodusliku vee puhastamine joogivee saamiseks?
3. Mis on destillatsioon ja milleks seda kasutatakse?
4. Kuidas on võimalik kindlaks teha vee koostist?
5. Mis on a) analüüs, b) süntees?
6. Missugused on vee füüsikalised omadused?
7. Nimetada vee keemilisi omadusi ja tuua näiteid reaktsiooni võrranditena.
8. Missugused omadused on a) naatrium-, b) kaalium- ja c) kaltsiumhüdrosiidil?
9. Milleks kasutatakse a) naatrium-, b) kaalium- ja c) kaltsiumhüdrosiidi?
10. Tuua näiteid reaktsiooni võrranditena a) naatrium-, b) kaalium- ja c) kaltsiumhüdrosiidi tekkimise kohta vastava metalli ning metalli oksidi reageerimisel veega.
11. Mis on a) lubjapiim, b) lubjavesi, c) lubimört?
12. Mis on alused ehk hüdrosiidid?

13. Mitmevalentne on hüdroksiidrühm ja millest sõltub OH-rühmade arv hüdroksiidis?
14. Kuidas koostatakse aluste valemid? Tuua näiteid.
15. Tuua näiteid a) muutuva valentsiga metalli ja b) püsiva valentsiga metalli hüdroksiidide nimetuste kohta.
16. Kuidas liigitatakse aluseid? Tuua näiteid?
17. Kuidas tehakse kindlaks leelisi?
18. Mis on neutralisatsioonireaktsioon? Tuua näiteid reaktsiooni võrranditena.
19. Milliseid ettevaatusabinõusid tuleb silmas pidada leeliste töötamisel?
20. Kuidas liigitatakse anorgaanilisi aineid? Tuua näiteid.
21. Tuua näiteid seostest anorgaaniliste ainete klasside vahel.
22. Millest koosneb lahus?
23. Seletada tahke aine lahustumise ja kristallisatsiooni protsessi.
24. Kuidas seletada a) jahtumist, b) soojenemist lahustumisel? Tuua näiteid.
25. Mida kujutavad endast hüdraadid?
26. Mis on küllastunud, b) küllastumata ja c) üleküllastunud lahus?
27. Mis on lahustuvus? Tuua näiteid erinevate ainete lahustuvusest.
28. Millest sõltub gaasiliste ainete lahustuvus vees?
29. Mis on lahuse protsendiline kontsentratsioon? Tuua näiteid.
30. Kuidas valmistada nõutava protsendilise kontsentratsiooniga lahus? Tuua näiteid.

Laboratooriumis tööd teostamisel tuleb kasutada kõiki ettevaatusabinõusid, mis on ette nähtud keemiliste ainetega töötamiseks. Tööd tuleb teha hoolikalt ja täpselt järgides juhiseid ja reegliteid.

Laboratooriumi tööde ajakava määratakse ettepoole. Iga laboratooriumi töö eelnevalt peab olema teinud ettevalmistused, mis on ette nähtud juhiseid ja reegliteid järgides. Tööd tuleb teha hoolikalt ja täpselt järgides juhiseid ja reegliteid. Laboratooriumi varustatud selgete juhistega.



# LABORATOORSED TÖÖD

## 1. ÜLDJUHENDID

Töötamisel pidage silmas järgmisi juhendeid.

1. Enne tööle asumist lugege õpikust neid kohti, mis käsitlevad antud laboratoorset tööd. Seejärel tutvuge hoolikalt tööjuhendiga.

2. Enne töö alustamist kontrollige selle teostamiseks vajalike nõude, riistade, reaktiivide, materjalide jne. olemasolu ja seisukorda.

3. Töötamisel pidage kinni õpikus toodud töövõtete järjekorrast.

4. Õnnetuste vältimiseks täitke kõiki põlevate, kergesti süttivate, sööbivate, mürgiste ja teiste kahjulike ainete kohta kehtivaid nõudeid.

5. Jälgige tähelepanelikult keemilise reaktsiooni käiku ja märkige üles kõik seejuures esinevad nähtused, nagu reageerivate ainete omaduste muutumine, valgus- ja soojust nähtused, sademe tekkimine, gaasi eraldumine, reageerimise kiirus jne.

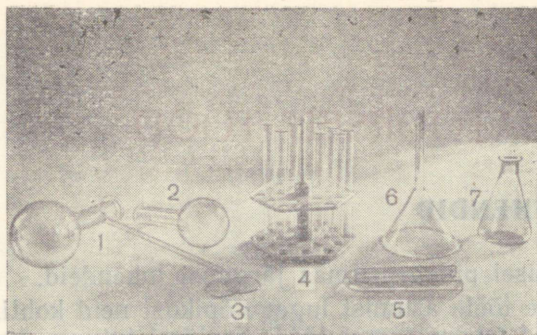
6. Töötage rahulikult ja tähelepanelikult. Töötamise ajal valitsegu keemiakabinetis rahu ja kord. Hoidke töökoht puhas. Mahapillatud kemikaal koristage kohe ära. Keemiakabineti sisustus (lauad, nõud, reaktiivid, riistad jne.) hoidke korras.

### Keemialaboratooriumi tarbed

Laboratoorsete tööde teostamisel kasutatakse mitmesuguseid klaas- ja portselannõusid, mõõduriistu ja seadmeid. Tutvume nendega jooniste 64—69 abil.

### Laboratoorsete tööde ülesmärkimine

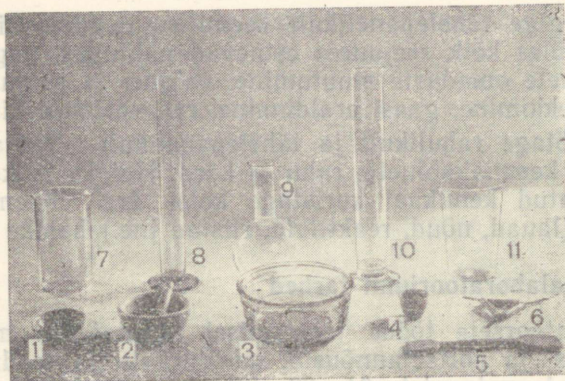
Iga laboratoorse töö käigus kandke töövihikusse selle täpne kirjeldus. Üleskirjutuses peab olema töö teostamise kuupäev, teema nimetus, töö sisu kirjeldus, reaktsiooni võrrandid, arvutused, tähelepanekud ja tulemuste kokkuvõte. Üleskirjutus olgu varustatud selgete joonistega.



Joonis 64.

1. Destillatsioonikolb
2. Ümarkolb
3. Uuriklaasid

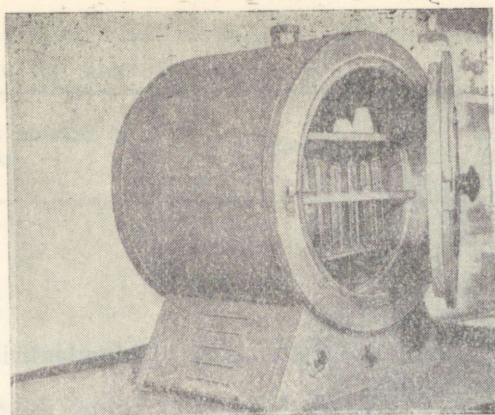
4. Statiiv kateklaasidega
5. U-toru
6. Lehter
7. Kooniline kolb



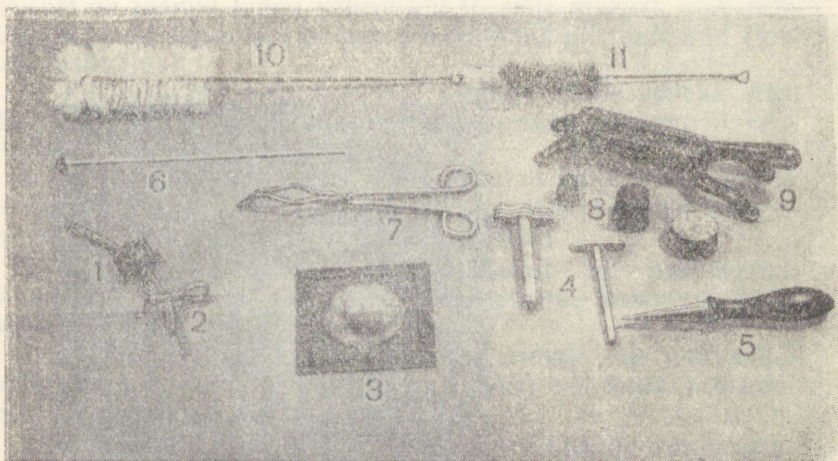
Joonis 65.

1. Portselankauss
2. Uhmer koos uhminuiaga
3. Klaaskauss
4. Tiigel
5. Spaatel

6. Portselankolmnurk
7. Keeduklaas
8. Mõõtsilinder
9. Seisukolb
10. Silinder
11. Mensuur

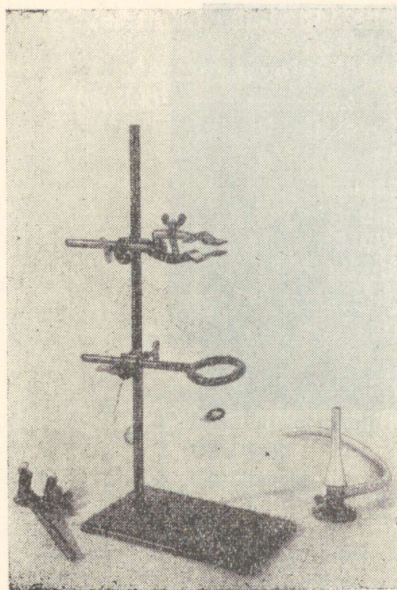


Joonis 66. Kuivatuskapp

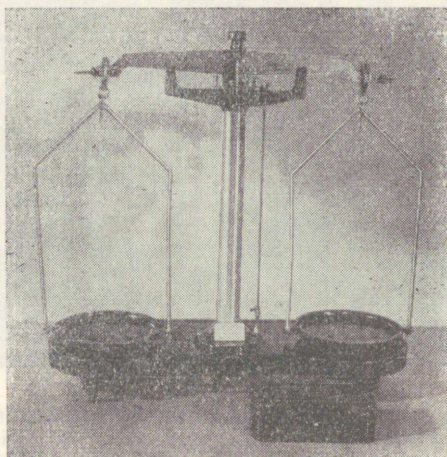


Joonis 67.

- |                                 |                                   |
|---------------------------------|-----------------------------------|
| 1. Kruvisulgur                  | 6. Ainete põletamise lusikas      |
| 2. Vedrusulgur                  | 7. Tiiglitangid                   |
| 3. Asbestvõrk                   | 8. Korgid                         |
| 4. Korgipuurid                  | 9. Korgipress                     |
| 5. Korgipuuride teritamise nuga | 10. Hari kolbide pesemiseks       |
|                                 | 11. Hari katseklaaside pesemiseks |



Joonis 68. Statiiv koos rõnga ja klambriga ning gaasipõleti



Joonis 69. Tehnilised kaalud ja karp kaaluvihitidega

Märkus. Üleskirjutust võib teha toodud vormi kohaselt.  
Laboratoorse töö üleskirjutuse vorm:

Laboratoorse töö nimetus ja kirjeldus	Joonised	Tähelepanekud ja tulemused. Reaktsiooni võrrandid

### Juhendid piirituslambi ja gaasipõleti käsitlemise kohta

Soojendamisega seotud tööde edukaks teostamiseks ja õnnetuste (tulekahju, põletuste) vältimiseks täitke rangelt järgmisi juhendeid.

1. Süüdake piirituslamp ainult tuletiku või põleva pirruga, mitte kunagi ärge kasutage selleks teist põlevat lampi, mis võib esile kutsuda piirituse plahvatuse.

2. Ärge laske piiritusel lambis täielikult ära põleda, sest kui piiritust on jäänud lampi vähem kui  $\frac{1}{4}$  selle mahust, võib leek tungida lambi sisemusse ja süüdata tekkinud piiritusaurud (toimub plahvatus).

3. Piirituslambi kustutamiseks asetage tahile selleks ettenähtud kate. Leegi kustutamine puhumisega on rangelt keelatud.

4. Piirituslambi taht peab olema kaetud kattega, et vältida piirituse aurumist ja tahi niiskumist (piirituse aurumisel koguneb tahile vesi, mille tagajärjel taht ei sütti).

5. Vältige piirituslambi ümberminekut või purunemist. Lauale või põrandale valgunud põlev piiritus kustutage kohe kas lapi või liivaga.

6. Gaasipõleti süütamiseks sulgege esmalt õhu juurdevool vastava klapi abil (Bunseni põleti puhul) või ketta keeramisega (Teclu põleti puhul).

Süüdake tikk, asetage see põleva ava juurde ja avage gaasigraan.

Avage klapi või vastavalt ketta pööramisega õhu juurdevool ning reguleerige seda seni, kuni leegis tekib sinakas koonus.

Gaasipõleti kustutamiseks sulgege gaasikraan.

7. Ärge kummarduge põleti kohale, sest vastasel korral võivad juuksed süttida.

## Juhendid nõude soojendamise kohta

1. Asetage soojendatav nõu põleti leegi ülemisse kolmandikku.

2. Vahetult põleti leegis soojendage ainult õhukesest klaasist ja kumera põhjaga nõusid (katseklaase, ümarkolbe) ja portselanist nõusid (kausse).

Lameda põhjaga nõusid (kolbe, keeduklaase) soojendage ainult asbestiga kaetud võrgul.

3. Katseklaasi üksikute kohtade ülekuumenemise vältimiseks liigutage katseklaasi põleti leegis. Hoidke katseklaas kaldasendis ja nii, et tema suue oleks endast ja naabritest eemale suunatud.

4. Tahkeid aineid soojendage ainult täiesti kuivades nõudes (katseklaasides).

5. Soojendamisel ärge katseklaasi põhjaga puudutage lambitahti, sest viimane on niiske ja külm, mille tõttu katseklaas võib kergesti puruneda.

6. Kuumi nõusid jahutage ainult õhu käes või asetage nad selleks asbestiga kaetud võrgule. Külmale metallesemele või külma vette asetatud nõu võib kergesti puruneda, lauale asetamisel aga rikkuda selle värvkatet.

## Juhendid kaalumise kohta

Õigete kaalumistulemuste saamiseks tuleb täita järgmisi juhendeid.

1. Iga kaalumise eel kontrollige koormamata kaalude tasakaaluseisu ja vihtide korrasolekut.

2. Ärge asetage kaalukausile kuumi, määratud ja niiskeid esemeid.

3. Ärge asetage kaalutavat ainet vahetult kaalukausile, vaid nõu või paberiga.

4. Vihid asetage kaalukausile või võtke sealt maha ainult pintsetiga, mitte kunagi aga sõrmedega, et vältida vihtide määrdumist ja seega ebatäpsete tulemuste saamist.

5. Asetage iga kaalukausilt mahavõetud viht kasti temale ettenähtud pessa, mitte mingil juhul lauale.

6. Ärge jätke kaalukausile vihte ega teisi esemeid.

7. Kaalumise kord. Asetage kaalutav ese ettevaatlikult (põrutuseta) vasakule kaalukausile, parempoolsele aga vihid ja pange tähele kaaluosuti võnkeid.

Oletame, et kaalukausile on paigutatud 50-grammine viht. Et kaaluosuti hälbis paremale, siis on võetud viht liiga kerge. Asetame sellele lisaks järgmise, s. o. 20-grammise vihi. Selgub, et kaaluosuti hälbib vasakule, tähendab, juurdelisatud viht on raske. Võtame 20-grammise vihi kaalukausilt ära ja asetame sinna 10-grammise vihi. Viimane osutub liiga kergeks. Nüüd asetame kaalukausile 5-grammise vihi. Niiviisi toimime kuni tasakaaluseisundi saavutamiseni.

Tasakaaluseisundis olevate kaalude osuti asetseb keset skaalat või hälbib võrdsete jaotuste arvu võrra paremale ja vasakule.

8. Pärast kaalumise lõpetamist kontrollige, kas kõik kaaluvihid on alles, ja katke kaalukausid kerge puhta paberiga.

## 2. LABORATOORSED KATSED

### Suhkrutüki peenestamine uhmrts

Võtame suhkrutüki ja peenestame selle portselanuhmrts. Seejuures saame ühe suhkrutüki asemele palju väikesi osakesi, kuid suhkur jääb ikkagi suhkruks. Suhkrule iseloomulikud omadused — värvus, maitse, lahustuvus vees jne. — säilivad, sõltumata osakeste suurusest. Järelikult muutub antud juhul ainult aine välimus, aine omadused jäävad aga muutumatuks.

### Vase reageerimine õhuhapnikuga

Võtame vaskplaadi ja puhastame ta liivapaberi abil. Järgnevalt kuumutame vaskplaati mittetahmavas põleti leegis; seejuures kattub plaat musta kihiga. Seda kihti võib noaga paberile kraapida. See pulber ei ole enam vask, vaid uus aine — vaskoksiid (vaskhapend). Vaskoksiidi omadused erinevad vase omadustest. Järelikult kuumutamisel tekib vasest uute omadustega uus aine.

### Magneesiumi põlemine

Võtame magneesiumlindi tiiglitangide vahele ja süütame ta piirituslambi leegis. Magneesium põleb pimestavalt valge leegiga ja seejuures eraldub palju soojust. Seejuures moodustub valge pulber — magneesiumoksiid.

Magneesiumilindi puudumisel valmistame selle ise järgmiselt. Katame pabeririba (laius 1 cm ja pikkus 10 cm) mõlemalt

poolt tärkliiskliistri või liimiga. Liimikihile raputame magneesiumipulbrit ühtlase paksusega kihina. Pärast liimi kuivamist võib saadud magneesiumilinti kasutada katseteks.

### **Vase väljatõrjumine rauaga vask(II)sulfaadi lahusest**

Valame katseklaasi vask(II)sulfaadi lahust ja asetame sellesse puhastatud raudnaela. Soojendame nõrgalt. Mõne aja pärast näeme, et raudnaela pinnale tekib punane kirm. See on puhas vask. Reaktsiooni kulgemisel kaob vask(II)sulfaadi lahuse sinine värvus. Lahus muutub uue soola — raud(II)sulfaadi ( $\text{FeSO}_4$ ) tekkimise tõttu rohekaks.

### **Hapniku saamine ja kogumine läbi vee**

Hapniku saamiseks kuumutame seadmes (joonis 3) kristalset kaaliumpermanganaati. Algul soojendame nõrgalt, hiljem tugevamini. Soojuse toimel kaaliumpermanganaat laguneb. Kui purk on hapnikku täis, võtame gaasijuhtetoru otsa veest välja ja lõpetame kuumutamise.

### **Hapniku kindlakstegemine**

Asetame katseklaasi, millesse on kogutud hapnikku, hõõguva pirru. Jälgime toimuvat.

### **Väävli reageerimine hapnikuga**

Kuumutame klaaspulga otsa põleti leegis ja puudutame sellega pulbrilist väävli. Pulga otsa külge jääb sula väävli kiht. Süütame väävli ja pistame klaaspulga põleva väävliga katseklaasi, milles on hapnik. Jälgime toimuvat.

### **Süsinikdioksiid ei toeta põlemist**

Paneme katseklaasi mõned marmori tükid ning valame neile paar milliliitrit lahjendatud soolhapet (1:1). Sulgeme katseklaasi korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru ning juhime eralduva süsinikdioksiidi klaaspurki. Viime nüüd purki põleva pirru. Mis toimub?

## Lubja saamine ja kustutamine

Võtame väikese tüki marmorit (või lubjakivi) tiiglitangide vahele ja kuumutame teda põleti leegis. Mõne aja pärast hakkavad marmoritüki servad hõõguma. Siis lõpetame kuumutamise ja vaatleme, mis on marmoriga toimunud.

Võtame pool katseklaasitäit vett ja asetame sellesse eelmisses katses kuumutatud marmoritüki, mille servadel on kaltsiumoksiidi. Loksutame. Saadud kaltsiumoksiidi vesilahusele lisame mõne tilga lilla värvusega lakmuse lahust. Lahus värvub siniseks.

Katse tõestab, et kaltsiumoksiid reageerib veega.

## Vesiniku saamine tsingi reageerimisel väävelhappega

Võtame katseklaasi mõned tsingitükid ja lisame lahjendatud väävelhapet (väävelhappe keemiline valem on  $H_2SO_4$ ). Väävelhappe ja tsingi vastastikusel reageerimisel eraldub gaas — vesinik. Ootame, kuni vesiniku eraldumine muutub intensiivsemaks, ja suleme siis katseklaasi korgiga, mida läbib klaastoru.

Klaastoru otsa asetame teise katseklaasi. Laseme reaktsioonil mõni aeg kulgeda ja viime siis ülemise katseklaasi, seda ümber pöörmata, põleti leeki. Vesinik süttib plahvusega. Vesiniku põlemisel toimub keemiline reaktsioon — vesiniku ühinemine õhuhapnikuga.

Kui vesiniku eraldumine lõpeb, võtame katseklaasis olevast lahusest klaaspulgaga mõne tilga vedelikku klaasplaadile. Soojendame klaasplaati ettevaatlikult põleti leegil, plaadile jääb valge kirme. Võrdluseks kuumutame klaasplaadil ka väävelhappe lahuse tilka. Lahus aurub, klaasplaadile kirmet ei moodustu.

## Indikaatorite värvumine hapetes

Valage katseklaasi paar milliliitrit lahjendatud väävelhapet ning lisage ühte 1—2 tilka lakmuse lahust, teise fenoolftaleiini lahust. Peske katseklaasid ning toimige samuti lahjendatud soolhappega.

## Erinevate hapete reageerimine tsingiga

Valame ühte katseklaasi soolhapet, teise väävelhapet, kolmandasse fosforhapet, neljandasse äädikhapet. Igasse katseklaasi asetame mõned tsingitükid. Jälgime, kuidas kulgeb keemiline reaktsioon hapete ja tsingi vahel.

## Vask(II)oksiidi reageerimine väävelhappega

Võtame katseklaasi veidi vask(II)oksiidi ning valame sellele umbes 2 ml lahjendatud väävelhapet. Soojendame nõrgalt. Jälgime lahuse värvust ja kirjutame reaktsiooni võrrandi.

## Magneesiumoksiidi reageerimine väävelhappega

Võtame katseklaasi veidi magneesiumoksiidi, lisame paar milliliitrit lahjendatud väävelhapet ja soojendame. Jälgime, kas on näha reaktsiooni tunnuseid. Aurustame uuriklaasil mõne tilga lahust. Jälgime toimuvat. Kirjutame reaktsiooni võrrandi.

## Naatriumhüdroksiidi hügrooskoopsus

Paneme klaasplaadile tüki naatriumhüdroksiidi lahtiselt õhu kätte. Mõne aja pärast näeme, et naatriumhüdroksiid on muutunud niiskeks.

## Naatriumhüdroksiidi lahustumine vees

Võtame katseklaasi veega ja asetame sinna tüki naatriumhüdroksiidi. Segame klaaspulgaga. Teeme järelduse naatriumhüdroksiidi lahustuvuse kohta.

## Naatriumhüdroksiidi sööbivad omadused

Võtame klaaspulga abil tilga lahjendatud naatriumhüdroksiidi lahust sõrmede vahele ja hõõrume. Sõrmeotsad muutuvad libedaks.

Märkus. Pärast katset käed kohe puhtaks pesta, sest naatriumhüdroksiidi lahus on väga sööbiv.

Tilgutame paberilehele ja villasele riidelapile mõne tilga kanget naatriumhüdroksiidi lahust. Mõne aja pärast märkame, et paber ja riie muutuvad rabedaks ja lagunevad.

## Indikaatorite värvumine leeliste lahustes

Võtame kaks katseklaasi lahjendatud naatriumhüdroksiidi lahusega. Lisame ühte katseklaasi paar tilka lilla värvusega

lakmuse lahust, teise katseklaasi niisama palju fenoolftaleiini lahust. Näeme, et esimene lahus värvub siniseks, teine aga punaseks.

Samuti toimime kaltsiumhüdroksiidi lahusega. Jälgime, milliseks muutub lahuste värvus.

### **Lubjapiima saamine**

Võtame keeduklaasi veega ja lisame veidi kaltsiumhüdroksiidi. Segame klaaspulgaga. Saame piimja vedeliku — lubjapiima.

### **Lubjavee saamine**

Laseme lubjapiimal seista. Mõne aja pärast sadestub osa kaltsiumhüdroksiidi keeduklaasi põhja. Järgnevalt filtreerime veidi lahust katseklaasi. Saame selge lahuse. See on kaltsiumhüdroksiidi küllastunud lahus, mida nimetatakse lubjaveeks.

### **Vask(II)hüdroksiidi saamine ja omadused**

Valame katseklaasi paar milliliitrit vask(II)sulfaadi lahust ja lisame mõne tilga naatriumhüdroksiidi lahust. Moodustub sinine sültjas vask(II)hüdroksiidi sade. Kirjutame reaktsiooni võrrandi.

Saadud sademele lisame lahjendatud väävelhapet, kuni sademe lahustumiseni. Jälgime toimuvat ja kirjutame reaktsiooni võrrandi.

### **Lahus koosneb lahustist ja lahustunud ainest**

Võtame kaks katseklaasi ja valame neisse destilleeritud vett. Lisame ühte katseklaasi veidi suhkrut ja loksutame. Võrdleme katseklaaside sisu. Aurustame klaasplaadil paar tilka kummaski katseklaasist võetud vedelikku. Ühe aurustunud vedeliku kohale ei teki mingit jääki, teise vedeliku kohale aga tekib valge kirme. Maitseme seda ja teeme järeldused.

### **Keedusoola ja lubja lahustuvuse võrdlemine**

Võtame kaks katseklaasi ja valame neisse umbes 15 ml destilleeritud vett. Lisame ühte katseklaasi mõned keedusoola kristallikesed ja teise samas koguses lupja. Loksutame mõlemaid. Keedusool lahustub täielikult, aga

lubu nagu ei lahustuks üldse. Flitreerimine häguse lubjalahuse ja aurustame sellest mõned tilgad klaasplaadil. Klaasile jääb valge lubjakord. Lisame nüüd keedusoola lahusele väikeste annuste kaupa soola juurde, kuni see enam ei lahustu. Teeme järeldused kumb aine lahustub paremini.

### **Kaaliumnitraadi lahustuvuse sõltuvus temperatuurist**

Valame katseklaasi 10 milliliitrit vett ja lahustame selles 2,5 grammi kaaliumnitraati. Aine lahustub täielikult (küllastumata lahus). Lisame nüüd veel 3 grammi kaaliumnitraati. Sellest jääb suurem osa lahustamata (küllastunud lahus). Soojendame katseklaasi. Kaaliumnitraat lahustub siis täielikult. Jahutamisel aga langeb osa kaaliumnitraati lahusest välja ja koguneb katseklaasi põhja. Mida võib katsest järeldada?

### **Vee eraldamine vask(II)sulfaat-5-veest ja vask(II)-sulfaadi hüdratsioon**

Asetame katseklaasi mõned vaskvitrioli kristallid ja soojendame neid ettevaatlikult (mitte liiga tugevasti kuumutada!) põleti leegi kohal. Tekib valge värvusega veevaba vask(II)sulfaat. Laseme katseklaasil jahtuda ja tilgutame sellesse paar tilka vett. Sool värvub taas siniseks. Kirjutame reaktsiooni võrrandi.

## **3. LABORATOORSED TÖÖD**

Laboratoorne töö nr. 1.

Tutvumine laboratorseteks töödeks vajalike vahendite ja nende käsitsemisega

Töövahendid: 1) katseklaas, 2) keeduklaas, 3) ümar-kolb, 4) seisukolb, 5) kooniline kolb, 6) portselankauss, 7) lehter, 8) uhmer ja uhminui, 9) statiiv rõnga ja klambriga, 10) piirituslamp, 11) tiiglitangid.

Töö käik. Tutvuda eespool toodud laboratorsete tööde üldjuhenditega. Joonistada oma vihikusse kandikul olevad keemianõud ja märkida juurde nende nimetused.

Laboratoorne töö nr. 2.

### **Keedusoola puhastamine**

Töövahendid: 1) liiva- ja mullalisanditega keedusool, 2) kaks keeduklaasi, 3) kolb veega, 4) klaaspulk segamiseks,

5) filterpaber, 6) lehter, 7) klaaskauss (vedelate jäätmete valamiseks), 8) statiiv koos rõngaga, 9) põleti (piirituslamp) ja tikud, 10) portselankauss, 11) puhas paberileht.

### 1. Soola lahustamine

Töö käik. Segada veidi soola, liiva ja mulda ning puistata segu keeduklaasi. Lisada vett ( $\frac{1}{3}$  keeduklaasi) ja segada klaaspulgaga. Jätta klaas seisma, et suuremad mulla- ja liivaosakesed põhja sadestuksid.

Mida märkate? Milleks on vaja segule lisada vett? Kuidas saab soola lahuse täielikult lisandeist eraldada?

### 2. Filtreerimine

Töö käik. Võtta sõõrikujuline filterpaber ja valmistada sellest filter. Asetada koonusekujuline filter lehtrisse. Niisutada filter veega, et ta paremini lehtri seina külge liibuks (seda teha kausi kohal). Seejärel asetada lehter koos filtriga statiivi rõngasse nii, et lehtri toru terav ots puudutaks keeduklaasi seina, ja valada filtreeritav vedelik (loksutamata) mööda klaaspulka filtrile. Jälgida, et vedeliku tase filtril ei tõuseks filtri servani. Vedeliku pind peab olema filtri servast 1 cm allpool. Filtreerimisel saadud selget vedelikku nimetatakse filtraadiks.

Mida kujutab endast saadud filtraat? Kuidas saab filtraadist eraldada soola? Teha joonis filtreerimise kohta.

### 3. Aurustamine

Töö käik. Valada eelmisel katsel saadud keedusoola lahus (filtraat) portselankaussi ja asetada see statiivi rõngale. Rõngas peab asetsema nii, et kauss oleks põleti leegi tipust veidi madalamal. Süüdata põleti ja asetada see kausi alla. Aegajalt segada lahust klaaspulgaga. Kui peaaegu kogu vesi on aurustunud ja sool on veel niiske, eemaldada põleti kausi alt.

Järelejäänud vesi aurustub kausi soojuse arvel. Nii ei toimu soola väljapritsumist. (Kuumutada ettevaatlikult, et kuuma lahuse pritsmed ei satuks näole.)

Hõõruda klaaspulga abil sool kausi küljest lahti ja asetada puhtale paberilehele. Maitsta! Teha joonis aurustamise kohta.

Pesta töövahendid ja asetada kandikule.

### Laboratoorne töö nr. 3.

#### Hapniku saamine ja omadused

Töövahendid: 1) statiiv koos klambriga, 2) katseklaas kaaliumpermanganaadiga, 3) kork gaasijuhtetoruga, 4) põleti

(piirituslamp) ja tikud, 5) kaks purki (või katseklaasi) hapniku kogumiseks, 6) klaasplaadikesed purkide katmiseks, 7) pird, 8) pulbriline väävel, 9) klaaspulk, 10) puusüsi, 11) pehme traat (20—25 cm pikk), 12) lubjavesi.

### 1. Hapniku saamine kaaliumpermanganaadist

Töö käik. Sulgeda katseklaas, milles on kaaliumperman-ganaati ( $\frac{1}{5}$  katseklaasi), korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru. Kinnitada katseklaas statiivi peaaegu horisontaalselt. Asetada gaasijuhtetoru ots purgi põhja. Soojendada kaaliumpermanga-naati sisaldavat katseklaasi esialgu ettevaatlikult ja ühtlaselt. Hiljem soojendada tugevamini. Kui purk on hapnikku täis (hõõ-guv pird süttib purgi ava kohal), katta ta klaasplaadiga ja täita samal viisil hapnikuga ka teine purk.

1) Millest järeldame, et kaaliumpermanganaadi kuumuta-misel toimub keemiline reaktsioon? 2) Miks võib hapnikku ko-guda lahtisesse purki? 3) Miks tuleb hapnikuga täidetud purk klaasplaadiga sulgeda? 4) Millist tüüpi reaktsioon toimus? 5) Joonistada hapniku saamise seadis ning märkida juurde ainete ja vahendite nimetused.

### 2. Söe põletamine hapnikus

Töö käik. Kinnitada traadi külge tükike puusütt, ajada see põleti leegis hõõguma ja viia hapnikuga täidetud purki. Seejärel katta purk klaasplaadiga. Võrrelda söe põlemist hapni-kus ja õhus.

1) Kirjutada reaktsiooni võrrand. 2) Millisesse ainete klassi kuulub saadud aine?

Valage purki lubjavett ja loksutage. Mida märkate? Millise aine kindlakstegemiseks kasutatakse lubjavett?

### 3. Väävli põlemine hapnikus

Töö käik. Kuumutada klaaspulga otsa ja puudutada sel-lega pulbrilist väävlit. Süüdata klaaspulga külge jäänud vää-vel põleti leegis ja pista klaaspulk põleva väävliga hapnikuga täidetud purki. Purk katta klaasplaadiga.

1) Võrrelda väävli põlemist õhus ja hapnikus. 2) Tutvuda tekkinud gaasi lõhnaga. 3) Kirjutada reaktsiooni võrrand. 4) Mis tüüpi reaktsioon toimus? 5) Millisesse ainete klassi kuulub saadud aine? 6) Teha kokkuvõtte hapniku keemilistest omadustest.

## Vesiniku saamine ja omadused.

Töövahendid: 1) 3—4 tsingitükikest katseklaasis, 2) lahjendatud soolhape, 3) põleti ja tikud, 4) kaks kuiva katseklaasi, 5) kork gaasijuhtetoriga (gaasijuhtetoru ots on peeneks tõmmatud), 6) klaasplaat, 7) tiiglitangid, 8) nõu vedeljäätmete jaoks.

### 1. Vesiniku saamine ja tema puhtuse kontrollimine

Töö käik. Valada tsingitükikestele lahjendatud soolhapped ( $\frac{1}{4}$  katseklaasi). Sulgeda katseklaas korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru. Koguda tekkiv vesinik katseklaasi (joonis 41). Mõne aja pärast viia katseklaas vesinikuga (katseklaasi suuet mitte ülespoole pöörata) põleti leeki. Kui vesinik on puhas, asuda teiste katsete juurde, kui mitte, koguda teda veel ja kontrollida uuesti.

1) Kuidas süttib puhas, kuidas õhuhapnikuga segatud vesinik? 2) Miks tuleb vesinikku koguda suudmega allapoole pööratud katseklaasi? 3) Millest näeme, et soolhappe ja tsingi vahel toimub keemiline reaktsioon? 4) Teha joonised vesiniku saamise ja vesiniku puhtuse kontrollimise kohta. 5) Kirjutada vesiniku saamise reaktsiooni võrrand.

### 2. Tutvumine vesiniku põlemisega

Töö käik. Kui on kontrollitud vesiniku puhtust, süüdata vesinik. Selleks lähendada põlev tikk gaasijuhtetorule. Vesiniku leek on peaaegu värvuseeta.

Katta vesiniku leek kuiva külma klaasilindriga (joonis 44). Klaasi seinad muutuvad veepiisakeste tõttu tuhniks.

1) Kirjutada vesiniku põlemise reaktsiooni võrrand. 2) Teha joonised vesiniku saamise kohta. 3) Mis on paukgaas?

Valada vesinik ühest katseklaasist teise ja viia see katseklaas (suue allpool) põleti leeki. Mida näitab see katse?

### 3. Tahke tsinkkloriidi eraldamine

Töö käik. Valada katseklaasist mõni tilk lahust klaasplaadile ja aurustada.

1) Mida märkate? 2) Millist tüüpi reaktsioon toimub soolhappe reageerimisel tsingiga?

## Laboratoorne töö nr. 5.

### Vee destilleerimine

Töövahendid: 1) katseklaas, 2) korgi ja gaasijuhtetoriga varustatud kolb, 3) põleti ja tikud, 4) statiiv koos klambriga, 5) kolb veega, 6) vatt-tampoon, 7) keedusoola ja kaaliumpermanganaadi kristallikesi, 8) klaaspulk, 9) mensuur, 10) keeduklaas jahutusveega.

Töö käik. Valada kolbi 50 ml vett (mõõta mensuuriga) ja lahustada selles mõned keedusoola kristallikesed. Maitsta ja veenduda, et lahus on soolane. Seejärel lahustada samas vees paar kaaliumpermanganaadi kristallikest. Lahus värvub lillaks. Sulgeda kolb korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru. Soojendada. Juhtida kolvist eralduvat veeauru gaasijuhtetoru kaudu katseklaasi, mis on paigutatud külma veega täidetud keeduklaasi (jahuti). Et katseklaas sügavalt vees püsiks, tuleb toru ja katseklaasi suudme vahele asetada vatt-tampoon (mitte sulgeda tihedalt!). Kui on tekkinud vajalikul hulgal destilleeritud vett, jälgida selle värvust ja maitsta puhta klaaspulgaga.

1) Mida märkate? 2) Milleks oli vaja jahutada keeduklaasi külma veega? 3) Miks ei tohi katseklaasi sulgeda tihedalt vatt-tampooniga? 4) Teha joonis katse kohta.

## Laboratoorne töö nr. 6.

### Keedusoola 2%-lise lahuse valmistamine

Töövahendid: 1) keedusool (NaCl), 2) kolb veega, 3) mensuur, 4) kaalud ja kaaluvihid, 5) kaks ühesuurust paberilehte (kaalumiseks), 6) kolb korgiga, 7) liimiga kaetud paber.

Töö käik. Valmistada 80 g keedusoola 2%-list lahust. Selleks arvutada vajalik keedusoola kogus grammides ja seejärel vee hulk. Nüüd kaaluda vajalik kogus keedusoola (kaalumisel juhinduda kaalumise eeskirjadest).

Puistata kaalutud keedusoola kogus kolbi ja mõõta mensuuriga vajalik kogus vett. Lisada vesi ja loksutada ringliigutustega.

Kui sool on lahustunud, sulgeda kolb korgiga ja kinnitada kolvile etikett, millele on märgitud lahuse nimetus ja kontsentratsioon. Märkida ka lahuse valmistamise kuupäev ja valmistaja nimi.

Pesta töövahendid ja asetada oma kohtadele. Arvutuse käik kanda vihikusse.

## 4. DEMONSTRATSIOONIKATSED

### Elavhõbeeksiidi lagundamine

Paneme katseklaasi veidi elavhõbeeksiidi. Suleme katseklaasi korgiga, mis on varustatud gaasijuhtetoriga. Toru teise otsa suuname veega täidetud kaussi (joonis 3). Soojendame esialgu ettevaatlikult kogu katseklaasi. Gaasijuhtetoru kaudu eralduvad gaasimullikesed, s. o. õhk, mis soojendamisel paisub ja katseklaasist väljub. Elavhõbeeksiidi tugevamal kuumutamisel, kui gaasimullikeste eraldumine kiireneb, asetame gaasijuhtetoru otsa veega täidetud ja kummuli keeratud katseklaasi. Kuumutame elavhõbeeksiidi niikaua, kuni vesi on katseklaasis gaasiga asendunud. Suleme katseklaasi vee all pöidlaga, võtame ta veest välja ja pöörame ümber. Siis viime katseklaasi hõõguva pirru. Pird hakkab heledasti põlema.

### Väävli reageerimine rauaga

Võtame 3,5 g rauapulbrit ja 2 g väävliõit. Segame kaalutud ained hoolikalt uhmris ja puistame saadud segu katseklaasi. Katseklaasi kinnitame statiivi külge vastavalt joonisele 6.

Algul soojendame kogu sedu ühtlaselt, siis aga ühest kohast tugevamini. Varsti hakkab katseklaasis kulgema energiline reaktsioon, mis jätkub ilma soojendamiseta. Reaktsiooni toimumist näitab soojuse ja valguse teke. (Katseklaasi alla asetada kauss liivaga, sest katseklaas võib puruneda.)

Pärast jahtumist võtame saadud aine katseklaasist välja ja peenestame ta uhmris pulbriks. Puistame pulbri valgele paberile ja lähendame talle magneti. Magnet ei mõjuta pulbrit. Puistame osa pulbrit vette. Vees vajub ta nõu põhja (joonis 7).

### Küünla põlemine suletud kolvis

Suleme kolvi korgiga, mille külge traadi abil on kinnitatud küünal (joonis 16). Asetame kolvi vasakule kaalukaasile, paremale aga paneme nii palju kaaluvihte, et kaalud oleksid tasakaalus. Siis eemaldame korgi, süütame küünla ja sulgeme kolvi kiiresti jälle korgiga. Küünal põleb mõni aeg ja kustub siis. Seejuures aga näeme, et kogu katse vältel on kaalud tasakaalus.

### Baariumkloriidi reageerimine soodaga

Võtame ühte keeduklaasi baariumkloriidi lahust ja teise sooda lahust. Mõlemad lahused on läbipaistvad ja värvuseta.

Asetame mõlemad keeduklaasid tehniliste kaalude vasakule kaalukaasile, paremale kaalukaasile paneme aga nii palju kaaluvihte, et kaalud oleksid tasakaalus.

Järgnevalt võtame keeduklaasid kaalult ja valame sooda lahuse baariumkloriidi lahusesse. Kokkuvalamisel moodustub valge sade, mis osutab keemilise reaktsiooni kulgemisele. Nüüd paneme mõlemad keeduklaasid uuesti kaalukaasile. Näeme, et kaalud on tasakaalus.

### **Sõe põlemine hapnikus**

Võtame metall-lusikasse tükikese sütt ja kuumutame seda põleti leegis niikaua, kuni süsi hakkab hõõguma. Siis eemaldame lusika leegist ja jälgime sütt. Näeme, et õhus ta ainult hõõgub, mõne aja pärast hõõgumine lakkab ja süsi kustub. Kuumutame nüüd uuesti sütt põleti leegis ja viime ta siis hapnikuga täidetud purki. Näeme, et süsi põleb hapnikus väga energiliselt. Kui süsi kustub, viime hapniku olemasolu kindlakstegemiseks purki hõõguva pirru. Pirru kustumine näitab, et hapniku asemel on tekkinud teine aine, mis ei soodusta põlemist. Et selgitada, mis aine tekkis sõe põlemisel hapnikus, kallame purki selget lubjavett. Lahus muutub häguseks. Lubjavesi muutub aga häguseks süsihappegaasi (süsinikoksiidi) toimel. Järelikult tekib sõe põlemisel hapnikus süsinikdioksiid ehk süsihappegaas.

### **Väävli põlemine hapnikus**

Võtame metall-lusikasse veidi väävlit ja kuumutame seda põleti leegis kuni süttimiseni. Eemaldame lusika leegist ja jälgime väävli põlemist õhus. Väävel põleb nõrga kahvatusinise leegiga. Viime põleva väävli hapnikuga täidetud purki; väävel põleb seal ereda sinakaslilla leegiga. Väävli põlemisel õhus ja hapnikus tekib terava lõhnaga gaas — vääveldioksiid. Vääveldioksiid on mürgine, ta mõjub ärritavalt silmadele ja hingamisorganite limanahkadele, kutsudes esile köha.

### **Fosfori põlemine hapnikus**

Võtame metall-lusikasse tükikese punast fosforit ja süütame selle põleti leegis. Õhus põleb fosfor valge leegiga. Viime põleva fosfori hapnikuga täidetud purki. Fosfor põleb hapnikus pimestava leegiga, moodustades valge suitsutaolise aine, mis sadestub anuma seintele (joonis 20). Seda valget tahket ainet nimetatakse difosforpentoksiidiks.

## Raua põlemine hapnikus

Katseks võtame peenest terastraadist valmistatud spiraali (võib kasutada ka kirjutussulge). Spiraali otsa kinnitame tuleliku või korgitükikese. Võtame traadi tiiglitangide vahele ja süütame tiku. Kui tikk põlemisel hakkab juba soojendama terastraati, viime traadi hapnikuga täidetud anumasse. Hapnikus põlemisel kuumendab tikk terastraati niivõrd, et see süttib põlema. Terastraat põleb heledalt sädemeid pildudes (joonis 20), kusjuures moodustub tagi — raua oksiidide segu, mille keemilist koostist iseloomustab valem  $Fe_3O_4$ .

## Hapniku saamine kasutades katalüsaatorit

Võtame kaks täiesti kuiva ja puhast katseklaasi. Mõlemasse paneme veidi Berthollet' soola (kuni  $0,1 \text{ cm}^3$ ). Kinnitame katseklaasid vertikaalselt statiivi külge ja soojendame neid põleti leegis. Soojendamisel Berthollet' sool algul sulab, edasisel soojendamisel hakkab nagu «keema», s. t. sulanud massist eralduvad hapnikumullid. Hapnikku eraldub aeglaselt. Katseklaasi asetatud hõõguv pird ei sütti. Järgnevalt lisame ühte katseklaasi, mis sisaldab sulanud Berthollet soola, veidi mangaan(IV)oksiidi. Kohe algab intensiivne hapniku eraldumine (katse hõõguva pirruga!). Katseklaasis aga, milles kuumutame ainult Berthollet' soola, eraldub hapnikku aeglaselt.

## Õhu hapnikusisalduse määramine

Valame lamedapõhjalisse klaaskaussi vett ja asetame sellesse silindri või põhjata klaaspudeli. Paneme pudelisse veepinnale ujuma korgi, mille peal on veidi punast fosforit (joonis 32). Süütame hõõguva traadiotsaga fosfori, eemaldame siis kiiresti traadi ja suleme pudeli tihedalt korgiga. Fosfor põleb pudelis seni, kuni jätkub õhus leiduvat hapnikku. Õhu koostisse kuuluv hapnik reageerib põlemisprotsessis fosforiga. Põlemisel tekkiv difosforpentoksiid (valge suits) lahustub vees. Põlemisel äratarvitatud õhuhapniku asemele tungib pudelisse vesi, mis täidab umbes  $\frac{1}{5}$  pudeli mahust (pealpool veepinda).

Lisame klaaskaussi nii palju vett, et vedeliku nivoo pudelis ja kausis oleks ühekõrgune. Siis paneme pudelisse hõõguva pirru. Pirru kustutamine näitab, et pudelis olev gaas ei soodusta põlemist. Seda gaasi nimetatakse l ä m m a s t i k u k s.

## **Temperatuuri mõju tärpentiniõli põlemisele**

Valame metalltiiglisse veidi tärpentiniõli ja püüame seda süüdata põleva puupirriga. See õnnestub alles siis, kui tärpentiniõli on küllaldaselt soojenenud.

Seejärel jahutame põleva tärpentiniõliga tiiglit külmas vees (joonis 37). Põlemine lakkab.

## **Hapniku küllaldase juurdepääsu mõju künla põlemisele**

Kinnitame paari sentimeetri pikkuse künlajupi klaasalu-sele ja asetame temale lambiklaasi. Mõne aja pärast muutub leek väiksemaks ja kustub. Kui aga enne künla kustumist lambiklaasi kergitame, hakkab künal jälle heledasti põlema.

## **Vesiniku kerguse demonstreerimine õhuga võrreldes**

Kinnitame mõlema kaalukaasi kohale keeduklaasi (põh-jaga ülespoole) ja tasakaalustame kaalud. Kui juhtida ühe kee-duklaasi alla vesinikku, siis vesinik tõrjub õhu välja. Et vesi-nik on õhust kergem, siis tõuseb see kaalukauss ülespoole.

## **Vesiniku põlemine õhus**

Süütame metalltoru otsast väljuva vesinikujoa. Vesinik põ-leb värvuseeta leegiga. Kui metalltoru asemel kasutame klaas-toru, siis muutub vesiniku leek kollaseks (klaasi koostisse kuu-luvate ühendite toimel leek värvub).

## **Vesiniku leegi temperatuuri jälgimine**

Asetame vesiniku leeki peene klaastoru. Klaas hakkab su-lama. Katse näitab, et vesiniku leegil on kõrge temperatuur (1000 °C).

## **Vesiniku põlemine hapnikus**

Suuname vesiniku leegi kuiva klaasilindrisse, mis on täi-detud hapnikuga. Põlemine jätkub, kusjuures silindri seintele moodustuvad veepiisad. Kui külma klaaskuplit vesiniku leegi kohal hoida, tekivad kupli seintele veepiisad (joonis 44). Katse tõestab, et vesiniku põlemisel hapnikus ja õhus toimub vesiniku ning hapniku aatomite vahel ühinemisreaktsioon, mille tulemusena moodustub vesi.

## Paukgaasi plahvatuse demonstreerimine

Paukgaasi omadustega tutvumiseks võtame plekist konservepurgi, mille põhja on tehtud väike auk. Suleme augu tiku või sõrmega, keerame purgi põhjaga ülespoole ja juhime purgi alla vesinikku. Vesinik tõrjub õhu purgist välja. Kui purk on vesinikuga täidetud, süütame põleva pirru abil vesiniku (ülemise augu juures). Algul põleb vesinik rahulikult. Sel määral, kuidas vesinikku põleb, satub purki õhku ja toimub tugev plahvatus, kusjuures konservipurk laualt üles paiskub (joonis 41).

## Vesiniku reageerimine väävliga

Asetame suuremasse katseklaasi või kolbi väävlit. Kolvi suleme korgiga, mida läbib kaks toru — üks vesiniku sissejuhtimiseks, teine reaktsiooniproducti kindlakstegemiseks. Viimase paigutame otsapidi vette. Kolvi kinnitame statiivi. Soojendame väävlit keemiseni ja juhime väävliaurudesse vesinikuvoolu. Tekib iseloomuliku lõhnaga gaas — väävelvesinik ehk divesiniksulfiid —  $H_2S$  (väävelvesiniku lõhn esineb näiteks mädamunal).

## Vesiniku reageerimine klooriga

Süütame Kippi aparaadist või mõnest teisest vesiniku saamise aparaadist tuleva vesiniku (enne süütamist kontrollida vesiniku puhtust ja lülitada vahele vasktraadist spiraaliga kaitsetoru). Viime nüüd gaasijuhteotru koos põleva vesinikuga silindrisse, mis on täidetud klooriga. Liigutame toru vesiniku leegiga aeglaselt üles-alla, et vesiniku põlemiseks tarvitataks ära kogu kloor. Seejärel valame silindrisse lilla lakmuse lahust. Lakmus muutub punaseks. (Kui lakmuse värvus aga kaob, on silindrisse jäänud veel kloori.)

## Vase taandamine vask(II)oksiidist vesinikuga

Paneme klaastorusse veidi musta värvusega vask(II)oksiidi ja juhime mõni aeg üle vask(II)oksiidi vesinikku. Kui õhk on seadmest välja tõrjutud, hakkame vask(II)oksiidi soojendada, jätkates samal ajal vesiniku ülejuhtimist (joonis 46). Laseme reaktsioonil mõni aeg kulgeda, jälgides ühtlasi katseklaasis oleva aine värvuse muutumist. Kui värvus on muutunud punaseks, katkestame soojendamise. Vesinikku juhime aga toru jahutamiseni (vesinik takistab vase hapendumist vask(II)oksiidiks).

## Vee destilleerimine

Vee destilleerimise seade on esitatud joonisel 54. Seade koosneb kolmest osast: destillatsioonikolvist, kuhu valatakse kraani-, kaevu- või mõnda muud looduslikku vett, ning jahutist ja vastuvõtjast. Jahuti koosneb kahest teineteise sisse asetatud torust. Sisemise toru kaudu juhitakse destillatsioonikolvist veeauru, torude vaheruumi suunatakse aga külma vett. Külma vesi jahutab sisemist toru, mistõttu veeaur veeldub. Vee destilleerimisel jäävad temas lahustunud lisandid destillatsioonikolbi, vastuvõtukolbi aga koguneb puhas vesi.

## Vee lagundamine elektrivooluga

Elektrivoolu abil lagundatakse vett Hofmanni aparaadis (joonis 55). Hofmanni aparaat koosneb kolmest klaastorust, millest kaks on varustatud kraaniga ja millesse on kinnitatud elektrodid, kolmas on aga lahtine. Et puhas vesi ei juhi elektrivoolu, hapustatakse vesi väävelhappega ja valatakse siis Hofmanni aparaati, nii et elektrodidega varustatud klaastorud oleksid vedelikuga täiesti täidetud. Järgnevalt ühendatakse elektrodid alalisvoolu allikaga. Voolu sisselülitamisel algab gaasimullide eraldumine elektrodidelt ja torude ülemisse ossa koguneb gaas.

Uhte torusse koguneb gaasi kaks korda rohkem kui teise. Lähendades hõõguva pirru sellele torule, kus gaasi on vähem, ja avades kraani, pird süttib, see näitab, et eralduv gaas on hapnik. Teises torus olev gaas süttib aga süütamisel ise. See gaas on vesinik.

## Vee süntees eudiomeetris

Sünteesime vett eudiomeetrilises torus (joonis 56). Täidame eudiomeetri veega ning juhime siis temasse 2 ruumalaühikut vesinikku ja 2 ruumalaühikut hapnikku. Seejärel tekitame toru seintesse joodetud traadikeste vahel elektrisädeme. Torus ühineb vesinik hapnikuga, toimub plahvatus. Samal ajal tõuseb veesammas eudiomeetrilises torus. Katse algul oli eudiomeetris 4 ruumalaühikut gaasisegu, katse lõpul aga 1 ruumalaühik, s. t. 3 ruumalaühikut gaasisegu reageeris omavahel, moodustades vee. Eudiomeetrisse jäänud gaasi kindlaksmääramiseks suleme eudiomeetrilise toru vee all korgiga, võtame veest välja, pöörame ümber ja viime torusse hõõguva pirru. Pird süttib. See tõestab hapniku esinemist.

## **Naatriumi reageerimine veega**

Valame keeduklaasi vett ja viskame sinna tikupeasuuruse naatriumitüki (joonis 57). Toimub energiline reaktsioon, kusjuures naatrium reageerib veega ja eraldub gaas. Tekkiva gaasi kogume joonisel 57 näidatud viisil ja viime kummulipööratud katseklaasi põleti leeki. Lisame nüüd saadud lahusele paar tilka fenoolftaleiini lahust. Lahus värvub vaarikpunaseks. Sellest järeldame, et tekkis alus.

## **Lubja kustutamine**

Võtame portselankaussi kustutamata lupja. Valame talle vähehaaval vett peale. Näeme, et lubi neelab algul energiliselt vett ja kihiseb. Mõne hetke pärast hakkab kogu mass tugevasti soojenema ja hiljem isegi nii, et osa vett aurustub (joonis 29). Lubjatükid muutuvad kohedaks valgeks pulbriks.

## **Neutralisatsioonireaktsioon**

Valame kolbi 10 ml lahjendatud soolhapet ja lisame paar tilka fenoolftaleiini lahust. Vähehaaval lisame büretist lahjendatud kaaliumhüdrosiidi lahust (joonis 61), kuni lahus värvub vaarikpunaseks. See tähendab, et lahuses ei ole enam hapet. Viimane on täielikult reageerinud kaaliumhüdrosiidiga.

Kui lisada sellele lahusele tilk soolhapet, muutub ta jällegi värvusetuks.

Neutraalse lahuse aurustamisel portselankaasis eraldub sool. Antud katse puhul on selleks kaaliumkloriid (KCl).

## **Jahtumine lahustumisel**

Valame keeduklaasi külma vett ja mõõdame termomeetriga vee temperatuuri. Asetame klaasi papist alusele, niisutades klaasi põhja eelnevalt veega. Puistame seejärel keeduklaasi ammoniumnitraati (võib kasutada ka naatriumnitraati, ammoniumkloriidi, kaltsiumkloriidi jt. soolaid) ja segame otsekohe lahustatavat ainet termomeetriga, jälgides lahuse temperatuuri.

Lahus võib jahtuda niivõrd, et klaas külmub aluse külge kinni.

# SISUKORD

I. Keemia üldmõisted . . . . .	3
§ 1. Keemia olemus . . . . .	3
§ 2. Ained . . . . .	5
§ 3. Ainetega toimuvad muutused . . . . .	6
§ 4. Keemiliste reaktsioonide tunnused . . . . .	8
§ 5. Keemiliste reaktsioonide kulgemise tingimused . . . . .	10
§ 6. Lagunemisreaktsioon . . . . .	12
§ 7. Ühinemisreaktsioon . . . . .	14
§ 8. Molekulaar-atomistlik teooria . . . . .	17
§ 9. Aatomi mass ja aatommass . . . . .	20
§ 10. Keemilised elemendid . . . . .	22
§ 11. Keemiliste elementide tähistamine . . . . .	24
§ 12. Liht- ja liitaine . . . . .	27
§ 13. Puhtad ained ja segud . . . . .	29
§ 14. Aine koostise püsivuse seadus . . . . .	33
§ 15. Keemilised valemid. Molekulmass . . . . .	36
§ 16. Keemilise ühendi protsendilise koostise arvutamine . . . . .	40
§ 17. Aine massi jäävuse seadus . . . . .	41
§ 18. Keemilised võrrandid . . . . .	44
§ 19. Asendusreaktsioon . . . . .	47
II. Hapnik. Oksiidid. Põlemine . . . . .	53
§ 1. Hapnik — Oxygenium . . . . .	53
§ 2. Elementide valents . . . . .	62
§ 3. Oksiidide koostis ja nimetused . . . . .	66
§ 4. Näiteid oksiidide kohta . . . . .	68
§ 5. Õhk . . . . .	74
§ 6. Põlemine . . . . .	78
III. Vesinik. Happed. Soolad . . . . .	85
§ 1. Vesinik — Hydrogenium . . . . .	85
§ 2. Happed . . . . .	93
§ 3. Soolad . . . . .	100
IV. Vesi. Alused. Lahused . . . . .	111
§ 1. Vesi . . . . .	111
§ 2. Hüdroksiidid ehk alused . . . . .	119
§ 3. Lahused . . . . .	130
Laboratoorsed tööd . . . . .	143

Херги Карик, Вяйно Ратассеп

ХИМИЯ ДЛЯ VII КЛАССА

(Экспериментальный учебник)

На эстонском языке

Научно-исследовательский институт педагогики Эстонской ССР

Toimetaja: V. Pedak

---

Ladumisele antud 10. VII 1970. Trükkimisele antud 24. VII 1970. Paber 60x84 1/16.  
Trükipoognaid 10,25. Arvestuspoognaid 8,96. Trükiarv 1800. MB-07440. Tell. nr. 891

---

Tallinna trükikoda nr. 2. Endla tn. 15

Hind 30 kop.





