

POPULAARTEADUSLIK  
SARI

*A. M. Rubiņštein*

MEID ÜMBRITSEV  
KEEMIA



1398



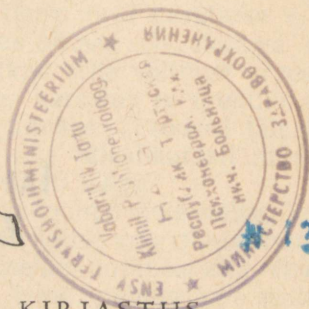
Professor A. M. RUBINŠTEIN

# MEID ÜMBRITSEV KEEMIA



EESTI RIIKLIK KIRJASTUS

TALLINN 1952



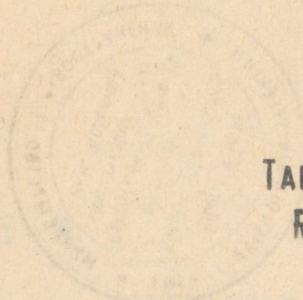
Originaali tiitel:

Проф. А. М. Рубинштейн

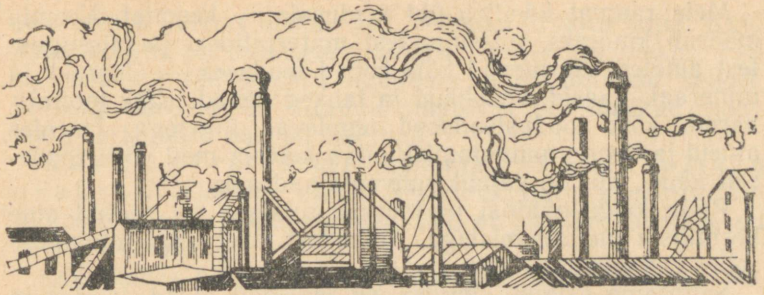
ХИМИЯ ВОКРУГ НАС

Государственное Издательство  
технико-теоретической литературы  
Москва 1950 Ленинград

Tõlkinud V. Vent



TARTU ÜLIKOOLI  
RAAMATUKOBU



## SISSEJUHATUS

Suur looduse ümberkujundaja I. V. Mitšurin ütles: «Meie ei või oodata looduselt armuande: meie ülesanne on neid temalt võtta.»

Neis sõnades peitub sügav tõde. Läbib ju kogu inimkonna ajalugu inimese võitlus loodusega, kellelt ta vallutab üha uusi ja uusi hüvesid, kõige selle, mis on vajalik inimühiskonna olemiseks ja arenemiseks. Inimese vajadused aga on suured: ta vajab nii toiduaineid kui ka ehitusmaterjale, toorainet mitmesugustele tööstusharudele, kütust ja teisi energiaallikaid. Sellepärast kehtivad I. V. Mitšurini sõnad kõigis teaduse ja tehnika valdkondades.

Kuidas siis juhtus, et inimene, aastatuhandeid tagasi varustatud üksnes kivitükiga, alistas endale maismaa, vee ja õhu? Kuidas ta võitis looduse, sundis seda ennast teenima?

Tee selleni oli raske ja pikk. Alaliselt kokku põrgates mitmesuguste loodusnähtustega, õppis inimene neid tundma, avastas loodusseadusi, õppis neid kasutama võitluses loodusega. Teadmised, teadus oli see relv, millega inimene võitis loodust varem ja jätkab selle võitmist praegu. See relv ei nürine. Vastupidi, see karastub ja muutub aja jooksul ikka vahedamaks ja vahedamaks. Teadused täiustuvad ja arenevad. Nad haaravad üha täiuslikumalt mitmesuguseid looduse ja inimühiskonna elu külgi.

Teadus jälgib valvsalt seda, mis toimub meie ümber. Teaduse ülesandeks ei ole mitte fakti lihtne «registreerimine». Iga uus nähtus võetakse tähelepaneliku uurimise alla. Teadlased avastavad kuidas see või teine nähtus on seotud teiste, juba tuntud nähtustega, missugused on selle tekkimise põhjused, missuguste seaduste kohaselt see toimub.

Meie raamat käsitleb üht teadusala — keemiat. Keemia määrab kindlaks, missugustest materjalidest ja missugustest ainetest koosnevad kõik kehad looduses — elusrakk ja mineraal, gaasid, vedelikud ja tahked kehad. Kõik tootmis- harud, kõik loodusteadused tegelevad ainetega. Uurides aineid ja nende muundumisi, aitab keemia meil võtta loodu- selt kõike, mis on vajalik rahvamajandusele.

Palju loodusnähtusi ja tootmisprotsesse on seotud aine keemiliste muundumistega. Mõnedest neist ongi jutustatud selles raamatus.

Selgitame esialgu, kuidas on ehitatud ained, kuidas ja missuguste seaduste järgi kulgeb ainete «elu» — nende muundumised. Sellele on pühendatud raamatu esimene pea- tükk.

## 1. AINETE MAAILMAS

**Molekul — aine telliskivi.** Peenestame uhm- ris suhkrukristalli. See laguneb paljudeks väikesteks tera- kesteks. Kui me hakkame neid hõõruda, muutub igaüks neist omakorda ikka pisemaks ja pisemaks, kuni tekib pee- nim suhkrupuuder. Kus on siis kristalli peenestamise piir? Missugused on kõige väiksemad suhkruosakesed, millel on veel sama koostis ja omadused nagu kristallil? Need osakesed on molekulid. Kuid uhmer on liiga puudulik va- hend selleks, et jõuda selle piirini. Täiuslikumaks vahendiks on vesi: suhkru lahustamisel vees pihustub selle iga osa- kene kergesti tuhandeteks pisiosadeks — molekulideks. Sa- masugune pihustumine toimub mitmesuguste ainete aura- misel.

Molekulid on niivõrd väikesed, et neid ei õnnestu näha isegi kõige tugevamate mikroskoopide abil. Teadlased on suutnud siiski kindlaks teha, et nende «telliskivikeste» mõõ- dete suurus isesuguste ainete juures on tugevasti erinev. Reeglina, mida keerukam on aine, seda suuremad on seda moodustavate molekulide mõõted. Iga meelevaldselt võetud puhas (s. o. lisandeid mitte sisaldav) aine koosneb täiesti ühesuguste molekulide määratu suu- rest hulgast. Sellepärast on puhas aine alati ho mo o- geenne.

Kas on looduses nähtusi, mis tõendavad, et ained koos- nevad molekulidest? Jah, on. Ja need on eelkõige nähtused, mis on seotud molekulide liikumisega. Me teame näiteks, et

vesi esineb kolmes olekus: jää, vedeliku ja auru kujul. Kuid tema koostis on ühesugune kõigis neis kolmes olekus. Eri-nevused vee, jää ja auru omaduste vahel sõltuvad sellest, kuivõrd tihedasti on liitunud omavahel vee üksikud molekulid ja kuivõrd nad on liikuvad.

**Kas on olemas molekulidest väiksemaid osakesi?** Uurides ainete käitumist mitmesugustes tingimustes, tegid keemikud kindlaks, et ka molekulid ise on keeruka koostisega.

On olemas aine, mida nimetatakse elavhõbeeksüüdiks. See on punane pulber. Kui me hakkame kuumutama elavhõbeeksüüdi, siis see lagundub, eraldades metalli — elavhõbedat ja gaasi — hapnikku. Kuna elavhõbeahapend on homogeenne, s. o. ta ei ole segatud elavhõbedaga ega hapnikuga ja kõik tema molekulid on täiesti ühesugused, siis võib kahe uue aine tekkimist temast seletada ainult sellega, et kuumutamisel toimub molekulide eneste lagunemine. See aga tähendab, et elavhõbeeksüüdi molekulid koosnevad väiksemaist osakestest, hapniku ja elavhõbeda osakestest! Elavhõbeeksüüd ei moodusta mingit erandit. Kõikide ainete molekulid koosnevad väiksemaist osakestest. Neid molekulide koostesi nimetatakse aatomiteks.

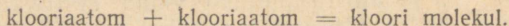
Vee molekul koosneb kahest vesiniku- ja ühest hapnikuaatomist, hapniku molekul kahest hapnikuaatomist jne.

Aatomid on molekulides seotud omavahel võrreldamatult tugevamini kui molekulid üksteisega. Seda kinnitab kas või see asjaolu, et näiteks vee molekuli lagundamine vesiniku- ja hapnikuaatomiteks nõuab mitu korda suurema soojuse hulga kulutust (kuumutamist kuni 1000 kraadini) kui jääkristalli purustamine (soojendamist veidi üle 0 kraadi).

**Mille poolest erinevad lihtained liitainest?** Kõiki aineid, milledest ühel või teisel viisil võib saada lihtsamaid aineid, nimetatakse lihtaineks. Käesoleval ajal tuntakse juba üle kahe miljoni lihtaine. Vesi, keedusool, klaas, piiritus, suhkur, munavalge — need kõik on lihtained. Kuid on olemas aineid, mis ei lagune lihtaineks. Selliseid aineid tuntakse umbes sada. Neid nimetatakse lihtaineks. Hapnik, vesinik, väävel, raud, elavhõbe, vask, kuld — kõik need on lihtained. Lihtainest koosnevadki kõik lihtained.

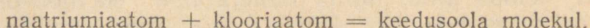
Teades, et molekulid koosnevad aatomitest, võib täiesti täpselt näidata, mille poolest lihtained erinevad liitainest. Lihtainete iseärasus seisneb selles, et nende molekulid koos-

nevad ühesugustest aatomitest. Kloori molekul näiteks koosneb kahest aatomist:



Kloori molekuli lagunemisel ei saada midagi muud peale klooriaatomite. See on lihtaine.

Liitainete molekulid aga koosnevad alati isesugustest aatomitest. Nii koosneb keedusoola molekul kahest isesugusest aatomist:



See on lihtaine molekuli lihtsaim näide. Enamikul juhtudel on molekulide koostis keerukam. Nii on rauatagi molekulis 7 aatomit, suhkru molekul koosneb 45 aatomist, ent aine molekul, millest koosneb suurem osa loomarasva, sisaldab 173 aatomit. On ka selliseid molekule, mis koosnevad mitmest tuhandest aatomist. Sellised on munavalge, kautšuki jt. molekulid.

Omaduste järgi võib lihtaineid jagada kaheks suureks rühmaks — metallid ja mittemetallid. Metallide hulka kuulub suurem osa lihtaineid. Metallid — naatrium, kaltsium, kroom, vask, raud, nikkel ja kõik teised — erinevad mittemetallidest välimuse, läike poolest. Metallid on sepiatavad, juhivad hästi elektrit ja soojust.

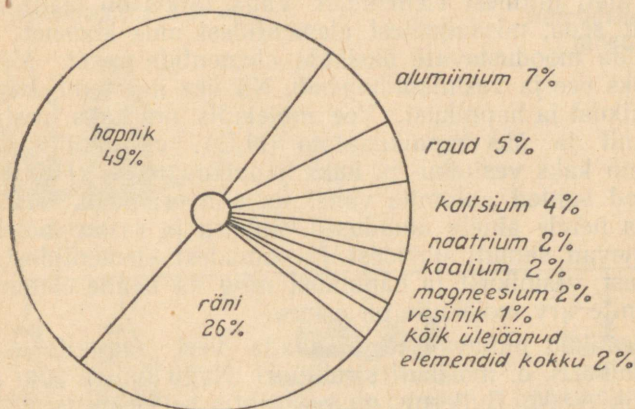
Mittemetallid — hapnik, lämmastik, süsinik, väävel, fosfor, kloor ja teised — on välimuselt erinevad. Nad pole sepiatavad. Enamus neist juhib halvasti elektrit ja soojust.

Metallid ja mittemetallid erinevad üksteisest ka oma keemilistelt omadustelt (sellest jutustame üksikasjaliselt raamatu neljandas peatükis).

**Kuidas keemias tähistatakse aatomeid ja molekule?** Isesuguste ainete molekulid erinevad üksteisest neid moodustavate aatomite «liikidelt». Nii sisaldavad keedusoola molekulid täiesti teistsuguste aatomite liike kui vee molekulid. Suhkur ja rasv koosnevad kolmest aatomite «liigist» — süsinikust, vesinikust ja hapnikust. Munavalges lisanduvad neile kolmele liigile veel lämmastiku-, fosfori- ja väävliatoomid. Need kõik on liitainete aatomid. Olles molekuli koostises, lakkavad nad olemast «lihtained», nad muutuvad molekuli koosteosadeks, seda moodustavaiks elementideks.

Looduses pole elemendid ühtlaselt jaotatud. See on näha joonisel 1 (protsendid on antud ümardatult). Umbes poole

maakoore ainst selle veekogudega ja atmosfääriga moodustab hapnik. Viimane kuulub vee ja peaaegu kõigi maakoore kivimite koostisse. Teisel kohal asub räni. Ta kuulub liiva, savide ja paljude teiste kivimite koostisse. Ülejäänud elemente leidub looduses harvem ja väiksemal arvul.



Joon. 1. Elementide jaotus Maal.

Igal elemendil, tähendab ka igal aatomite liigil, on oma ladinakeelne nimetus (paljudele elementidele anti nimetused tol ajal, kui teaduslikuks keeleks oli eranditult ladina keel) ja «sümbol» — lühendatud märk.

Näitame, kuidas loetakse tähtsamate elementide sümboliteid:

Elemendi eestikeelne nimetus	Elemendi ladinakeelne nimetus	Elemendi sümbol	Kuidas loetakse sümbolit
Vesinik	Hydrogenium	H	ha
Hapnik	Oxygenium	O	o
Väävel	Sulfur	S	es
Lämmastik	Nitrogenium	N	en
Fosfor	Phosphorus	P	pe
Kloor	Chlorum	Cl	kloor
Naatrium	Natrium	Na	naatrium
Raud	Ferrum	Fe	ferrum
Tsink	Zincum	Zn	tsink

Sümboleid kasutatakse mitmesuguste ainete valemite kirjutamiseks, mis näitavad missugustest aatomite liikidest koosneb aine molekul. Valem «peegeldab» molekuli. Keedu-soola molekuli valem — NaCl (naatrium kloor) näitab, et ta koosneb naatriumi- ja klooriaatomist.  $\text{NH}_3$  (en ha kolm) on ammoniaagi molekuli valem.

Me teame juba, et lihtaine koosneb alati ühest, lihtaine aga alati mitmest elemendist. Väga tähtis on teada mitte ainult seda, missugustest elementidest aine koosneb, vaid ka teda moodustavate üksikute elementide suhet. Võtame näiteks vee ja vesinikülihapendi. Nii üks kui teine koosneb vesinikust ja hapnikust. Vee molekulis on kaks vesiniku-aatomit ja üks hapnikuaatom ( $\text{H}_2\text{O}$ ), vesinikülihapendis aga on kaks vesiniku- ja kaks hapnikuaatomit ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ). Arvulised suhted aatomite vahel on siin erinevad, erinevad on ka nende ainete omadused. Suhkru ja rasva molekulid koosnevad samuti ühtedest ja samadest elementidest: süsinikust, vesinikust ja hapnikust ning ka nende elementide aatomite arv molekulis on erinev.

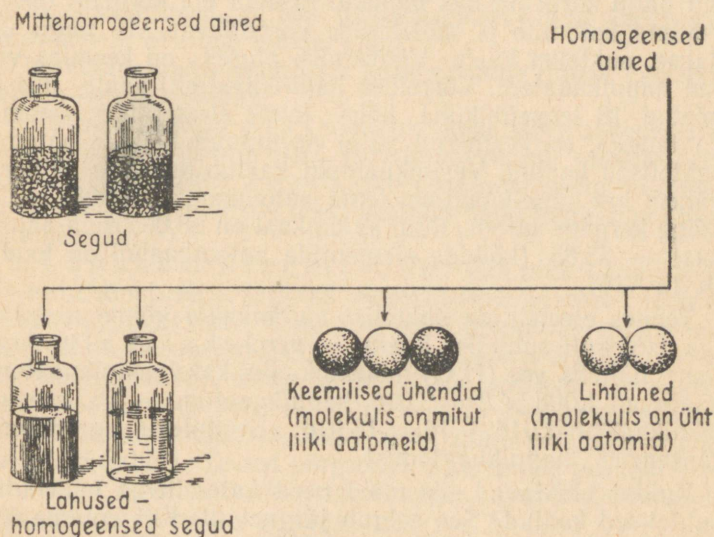
Keemikud püüavad teada saada veel aatomite asetust molekulis, s. o. molekuli struktuuri. Nagu näitas suur vene keemik A. M. Butlerov, on see tähtis sellepärast, et aine keemilised omadused sõltuvad ka sellest, missuguses korras aatomid molekulis asetsevad.

**Ainete segud ja keemilised ühendid.** Me teame juba, et puhas aine on homogeenne: kõik tema osakesed on ühesuguse koostisega. Kõik raua molekulid näiteks on ühesugused, samuti on ühesugused ka kõik väävli molekulid. Kui me segame peent rauapuru väävlipulbriga («väävelõiega»), siis tekib segu, milles on üksikud raua- ja väävliosakesed, mis pole omavahel keemiliselt seotud. Seda on kerge tõestada. Puistame pisut oma segust paberilehele ja lähendame sellele magneti. Rauaosakesed tõmbuvad magneti külge, väävel aga jääb paberile. Võib ka teisiti toimida, näiteks puistata väävli ja raua segu vedelikku, mida nimetatakse väävelsüsinikuks. Väävelsüsinik lahustab kergesti segus oleva väävli, raud aga sadestub põhja.

Olles rauaga segatud, ei takista väävel selle osakesel magneti külge tõmbuda. Omakorda ei takista rauaosakesed väävliosakesel väävelsüsinikus lahustuda. Nii avaldab kumbki aine segus oma isiklikke omadusi. Segusid võib valmistada mistahes vahekordades. Võib võtta 1 grammi väävli ja 10 grammi rauda, ent

võib koostada segu ka 10 grammist väävlist ja 1 grammist rauast. Tähendab, segudel puudub kindel koostis. Väävli ja raua segu pole homogeenne. Ent on olemas ka homogeesed segud — lahused. Neist jutustame üksikasjalisemalt edaspidi.

Teeme nüüd väävli ja raua seguga järgmise katse. Püstitame segu katseklaasi ja soojendame veidi selle põhja.



Joon. 2. Ainete põhitüübid.

Edasi kuumeneb kogu segu ise punase hõõgumiseni, siis aga jahtub pikkamööda mustaks tahheks poorseks massiks. Nüüd ei anna katsed eraldada rauda ja väävlit sellest massist magneti või lahustamise abil mingeid tulemusi. Kuumenemise juures toimus keemiline muundumine, reaktsioon, ning me saime väävlist ja rauast uue lihtaine — väävelraua. See ei sarnane rauale ega väävlile. See näitab, et keemiliste reaktsioonide juures muutuvad aine omadused.

Keemilise ühendi moodustamisel on meelevaldne koostise vahetamine juba lubamatu. Keemilisel ühendil on püsiv koostis, selle molekulid koosnevad kindlast atomite arvust.

Aine põhitüüpide skeem on toodud joonisel 2.

**Aatomkaalud.** Eri elementide aatomid pole ühe-

sugused: nad erinevad üksteisest eelkõige kaalu poolest. Aatomid ja molekulid on erakordselt väikesed osakesed. Ühes grammis vees on näiteks miljardeid miljardeid molekule. Sellepärast on ka üksikute aatomite ja molekulide kaalud väga väikesed. Kuid keemikul pole tarvis teada, kui palju kaalub iga aatom või iga molekul, on tal ju alati tegemist määratu suure molekulide hulgaga. Ta peab teadma, kui palju kordi on üks molekul raskem või kergem teisest, teadma aatomite ja molekulide võrreldavat, või nagu öeldakse, suhtelist kaalu. Võrdlemise aluseks on keemias võetud hapnikuaatom. Võrreldes hapnikuaatomi kaalu, mis on võetud 16 leppeühikuna, kõigi teiste elementide aatomite kaaludega, on keemikud välja arvutanud kõikide aatomite suhtelised kaalud. Vesinikuaatom kaalub peaaegu 16 korda vähem kui hapnikuaatom, tema aatomkaal on 1,008, see on kõige kergem aatom. Räni aatomkaal on 28,06, raua aatomkaal — 55,85 (kõikide elementide aatomkaalud on toodud lk. 14—15).

Teades elementide suhtelisi aatomkaale võime arvutada iga molekuli suhtelist kaalu — molekulkalu. Arvutame näiteks vee ( $H_2O$ ) molekulkalu: kaks vesinikuaatomit kaaluvad  $1,008 \times 2 = 2,016$ , hapnikuaatom — 16, vee molekulkal on  $2,016 + 16 = 18,016$ ; vee molekul on 18 korda raskem  $\frac{1}{18}$  hapnikuaatomist.

Kuidas abistavad siis meid need aatomite ja molekulide suhtelised kaalud? See selgub järgnevalt. Kui võtame ühesuguste tingimuste juures 14,008 grammi lämmastikku (tema aatomkaal on 14,008) ja 1,008 grammi vesinikku (vesiniku aatomkaal on 1,008), siis võime olla kindlad, et nii 14,008 grammis lämmastikus kui ka 1,008 grammis vesinikus on üks ja sama arv aatomeid! Elemendi hulka grammides, mis võrdub tema aatomkaaluga, nimetatakse grammi-aatomiks, ja liitainet hulka grammides, mis võrdub tema molekulkaluga — grammi-molekuliks. Ning kui meil läheb tarvis näiteks saada ammoniaaki lämmastikust ja vesinikust, siis võime me täpselt välja arvutada mitu grammi mõlemaid gaase on tarvis ühe või teise ammoniaagi hulga saamiseks, kuna 1 gramm-aatom lämmastikku, ühinedes 3 grammi-aatomi vesinikuga, annab täpselt 1 grammi-molekuli ammoniaaki. Sellised arvutused on väga tähtsad keemiatööstuses.

**Elu ainete maailmas.** Ainete maailmas eksisteerib mitmekesine ja huvitav elu. See elu avaldub keemi-

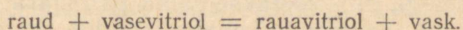
listes reaktsioonides, millede vältel molekulid korralduvad ümber, neid moodustavad aatomid grupeeruvad uuteks molekulideks, tekivad uued ained. Looduses toimuvad pidevalt sellised muundumised. Lehtede sügise värvuse ilmumine, suhkru kogunemine suhkrupeedis või tärklise kogunemine kartulis, soogaasi tekkimine vee all lagunevaist taimedest, kivimite purunemine soojuse, vee ja õhu mõjul, need kõik on loodusnähtused, millede puhul toimuvad aine keemilised muundused, avaldub nende «elu».

On olemas palju keemiliste reaktsioonide tüüpe. Loetleme neist kõige tähtsamad:

1. Ühinemisreaktsioon: kaks või rohkem ainet moodustavad ühe uue aine. Rooste tekkimine raudesemetel niiskuse olemasolul, valge kirme ilmumine alumiiniumtoodetele, söe põlemine — need kõik on hapnikuga ühinemise reaktsioonid.

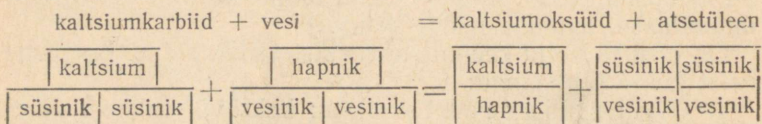
2. Lagunemisreaktsioon: üks aine annab kaks või mitu ainet. Kriit laguneb tugeval kuumutamisel lubjaks ja süsihappegaasiks. Keevasse vette puistatud söögisooda laguneb süsihappegaasiks ja pesusoodaks. Põrgukivi (lämmastikhapu hõbe), mida kasutatakse arstiteaduses söövitamiseks, laguneb kergesti valguse käes. Seejuures eraldub temast metallne hõbe (sellest tekibki tume laik põrgukiviga määritud nahal). Teised põrgukivi lagunemise produktid on gaasilised, tavaliselt me neid ei märka, keemiliste vahenditega aga saab neid avastada.

3. Asendusreaktsioon: üks lihtaine ja üks liitaine moodustavad ühe lihtaine ja ühe liitaine, millel aga on juba teistsugune koostis. Sellise reaktsiooni näitena kirjeldame katset, mida on väga kerge sooritada. Võtame mõned sinised vasevitrioli kristallid ja lahustame nad vees. Asetame saadud helesinisesse lahusesse tavalise naela. Mõne aja pärast me märkame, et nael on kattunud punaka vasekorruga, lahus aga on muutunud vähem siniseks või koguni täiesti värvituks. See toimub sellepärast, et raud, millest koosneb nael, tõrjus välja vitriolist vase ja asus ise selle asemele:



Võtame veel ühe näite: enne tinutamist niisutatakse metalli «neutraliseeritud» soolhappega. Hapet «neutraliseeritakse» tsingiga. Tsink lahustub happes, tõrjudes sealt välja vesiniku. Kuigi hapet selleks ei soojendata, ta «keeb» — lahusest eralduvad vesiniku gaasimullid.

4. Kaksik-asendusreaktsioon, nagu näitab juba nimetus, seisab selles, et kahe liitaine molekulid vahetavad oma aatomeid ja moodustavad kaks uut liitainet. Selline vahetus toimub näiteks põlevgaasi — atsetüleen saamisel, mida vajatakse autogeensel keevitamisel. Atsetüleen saadakse kaltsiumi ja süsiniku ühendist (kaltsiumkarbiidist) ning veest:



**Mateeria on jääv.** Keemilised reaktsioonid seisnevad molekulide koostise ja struktuuri muundumises; seejuures aatomid kui keemiliselt jagamatud osakesed ei lagune ega teki uuesti. Nad siirduvad ainult ühe molekuli koostisest teise molekuli koostisse. Mistahes keemilise reaktsiooni saadused sisaldavad täpselt sama palju aatomeid kui neid oli reaktsiooniks võetud ainetes, ja reaktsiooni produktide kaal võrdub täpselt ainete kaalule, millest nad on saadud.

12 grammi süsiniku põletamiseks kulub 32 grammi hapnikku. Tähendab, reaktsioonist võtab osa 44 grammi aineid. Ning reaktsiooni produkti, süsihappegaasi, saadakse samuti 44 grammi. Kui me võtame 216,6 grammi elavhõbeoksüüdi ja lagundame selle kuumutamise teel, siis saame 200,6 grammi elavhõbedat ja 16 grammi hapnikku, see on kokku 216,6 grammi.

Tähendab, vaatamata sellele, et ained on võimelised mitmesugusteks muundumisteks, **mateeria on jääv**; ta ei kao ega teki uuesti. Vahetuvad ainult tema vormid. See tähtsaim looduseadus avastati 1748. aastal keemiateaduse rajaja Mihhail Vassiljevitsš Lomonossovi poolt. Suur vene teadlane fikseeris seda järgmiselt: «Kõik looduses esinevad muundumised toimuvad nii, et kui midagi lisandub millelegi, siis võetakse sama palju ära teiselt. Nii et kui palju mingisugusele kehale lisandub materiat, sama palju võetakse ära teiselt.»

Lomonossov näitas katselisel teel, et keemiliste reaktsioonide puhul jääb aine hulk muutumatuks. See aine säilivuse seadus on üheks tähtsamaks looduseaduseks.



Keemiateaduse rajaja M. V. Lomonossov  
(sündis 1711. aastal, suri 1765. aastal).

**Keemiline reaktsioon ei ole alati võimalik.** Keemilised muundumised toimuvad ainult kindlates soodsates tingimustes. Vahel piisab selleks lihtsalt molekulide kokkupuutumisest. Metallid naatriumi ei hoita kunagi õhu käes — ta ühineb väga kiiresti hapnikuga. Kui visata tükike naatriumi vette, algab otsekohe reaktsioon: naatrium tõrjub veest välja vesiniku. Leelis (sööbenaatrium) neelab kergesti süsihappegaasi ja muutub soodaks.

Paljud reaktsioonid ei toimu tavalistes tingimustes. Kuid neid on kerge esile kutsuda, muutes tingimusi. Näiteks kaevandus- või valgustusgaasis sisalduva metaani ( $\text{CH}_4$ ) segunemisel õhuga põrkavad igal sekundil kokku miljardid metaani ja hapniku molekulid, kuid reaktsiooni nende va-

		E l e m e n t i d e				
		I	II	III	IV	V
P e r i o o d i d	1					
	2	Li 3 Liitium 6,940	Be 4 Berüllium 9,02	5 B Boor 10,82	6 C Süsinik 12,010	7 N Lämmastik 14,008
	3	Na 11 Naatrium 22,99	Mg 12 Magneesium 24,32	13 Al Alumiinium 26,97	14 Si Räni 28,06	15 P Fosfor 30,08
	4	K 19 Kaalium 39,095	Ca 20 Kaltsium 40,08	Sc 21 Skandium 45,10	Ti 22 Titaan 47,90	V 23 Vanaadium 50,95
		29 Cu Vask 63,57	30 Zn Tsink 65,38	31 Ga Gallium 69,72	32 Ge Germaanium 72,60	33 As Arseen 74,91
	5	Rb 37 Rubiidium 85,48	Sr 38 Strontsium 87,63	Y 39 Ütrium 88,92	Zr 40 Tsirkoonium 91,22	Nb 41 Nioobium 92,91
		47 Ag Höbe 107,88	48 Cd Kadmium 112,41	49 In Indium 114,76	50 Sn Tina 118,70	51 Sb Antimon 121,76
6	Cs 55 Tseesium 132,91	Ba 56 Baarium 137,36	La 57* Lantaan 138,92	Hf 72 Hafnium 178,6	Ta 73 Tantaal 180,88	
	79 Au Kuld 197,2	80 Hg Elavhõbe 200,61	81 Tl Tallium 204,39	82 Pb Plii 207,21	83 Bi Vismut 209,00	
7	Fr 87 Frantsium 223	Ra 88 Raadium 226,05	Ac 89** Aktiinium 227,05	(Th) 90 Toorium	(Pa) 91 Protaktiinium	

\* L a n t a n i i d i d

Ce 58 Tseerium 140,13	Pr 59 Praseodüüm 140,92	Nd 60 Neodüüm 144,27	Pm 61 Promeetium	Sm 62 Samaarium 150,43
Tb 65 Terbium 159,2	Dy 66 Düsproosium 162,46	Ho 67 Holmium 164,94	Er 68 Erbium 167,2	Tu 69 Tuulium 169,4

\*\* A k t i n i i d i d

Th 90 Toorium 232,12	Pa 91 Protaktiinium 231	U 92 Uraan 238,07	Np 93 Neptuunium	Pu 94 Plutoonium
----------------------------	-------------------------------	-------------------------	---------------------	---------------------

D. I. Mendelejevi elementide

r ü h m a d

VI		VII		VIII			O
		1 H Vesinik 1,008					He 2 Heelium 4,003
8 O Hapnik 16,0000		9 F Fluor 19,00					Ne 10 Neon 20,183
16 S Väävel 32,06		17 Cl Kloor 35,457					Ar 18 Argon 39,944
Cr 24 Kroom 52,01	Mn 25 Mangaan 54,93	Fe 26 Raud 55,85	Co 27 Koobalt 58,94	Ni 28 Nikkel 58,69			
34 Se Seleen 78,96	35 Br Broom 79,916						Kr 36 Krüptoon 83,7
Mo 42 Molübdeen 95,95	Tc 43 Tehneetsium 99	Ru 44 Ruteenium 101,7	Rh 45 Roodium 102,91	Pd 46 Pallaadium 106,7			
52 Te Telluur 127,61	53 J Jood 126,92						Xe 54 Ksenoon 131,3
W 74 Volfram 183,92	Re 75 Reenium 186,31	Os 76 Osmium 190,2	Ir 77 Iriidium 193,1	Pt 78 Plaatina 195,23			
84 Po Poloonium 210	85 At Astatiiium 211						Rn 86 Radoon 222
(U) 92 Uraan							

Eu 63 Euroopium 152,0	Gd 64 Gadoliinium 156,9
Yb 70 Üterbium 173,04	Lu 71 Luteetsium 174,99
Am 95 Ameriitsium	Cm 95 Küürium

<b>Fe</b> Raud	
Aatomnumber	26
Aatomkaal	55,85
Elektronide arv <sup>z</sup>	26
Prootonite arv	26
Neutronite arv	30

perioodiline tabel

hel ei toimu. Ent piisab sädemest (s. o. tugevast kuumutamisest ainult ühes kohas), et segu silmapilkselt plahvataks. Püsirohi võib säilida ükskõik kui kaua. Kuid löögi või tule mõjul ta plahvatab. Me võime segada kuiva söögisoodat sidrunhappe kristallidega ja nende vahel ei teki reaktsiooni. Ent tarvitseb neid ainult visata vette (nagu teevad seda gaseeritud vee armastajad), kui nende vahel algab kohe reaktsioon, mida me märkame sisinaga eralduvaist süsihappegaasi mullidest. Ainult kõrge temperatuuri juures ühinevad üksteisega liiv, savi ja lubi ning moodustavad klaasi, ning eraldub maagist raud.

On olemas «indiferentseid», üksteise suhtes neutraalseid aineid. Viinapiiritus ja vesi näiteks ainult segunevad teineteisega, kuid ei moodusta mingisuguseid uusi aineid. Samasuguselt käituvad suhkur ja keedusool. On olemas ka selliseid aineid, mis üldse ei astu mingisugustesse reaktsioonidesse. Need on inertsed gaasid — heelium, neon ja teised.

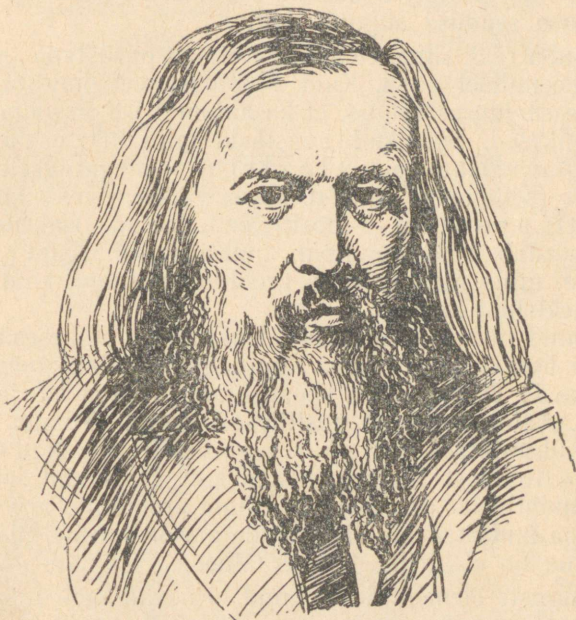
**Mendelejevi seadus — keemia põhiseadus.** Selleks, et ette näha, kas keemiline reaktsioon mingisuguste ainete vahel on võimalik või võimatu, oli tarvis viia rangesse süsteemi kõik elemendid ja leida seaduspärasusi nende omaduste muundumises. Selle ülesande lahendas suur vene keemik Dmitri Ivanovitš Mendelejev. Ta avastas «perioodilisuse seaduse». See seadus kõlab järgmiselt: «Elementide omadused (järelilikult ka nendest tekkinud liht- ja liitainete omadused) on perioodilises sõltuvuses nende aatomkaalust.» Arvesse võttes, et iga elemendi keemiline iseloom sõltub tema aatomkaalust, järjestas D. I. Mendelejev kõik elemendid nende aatomkaalu suuruse kohaselt ja koostas nii oma kuulsa elementide tabeli.

Lehekülgedel 14—15 on kujutatud tabelina elementide perioodiline süsteem tema praegusel kujul. Märgime ära selle tabeli peajooned.

Tabelis on 9 veergu — elementide rühma, nullist kuni kaheksani. Kõikidel ühte rühma kuuluvatel elementidel on, vaatamata aatomkaalude erinevusele, ühesugused tähtsamad keemilised omadused. Näiteks moodustavad kõik ühte ja samasse rühma kuuluvad elemendid ühe-tüübilisi oksüüde, s. o. ühendeid hapnikuga. Esimesse rühma kuuluvad elemendid annavad oksüüde, milledes ühe hapnikuaatomi kohta tuleb kaks metalli aatomit ( $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ). Teise rühma kuuluvad elemendid moodustavad juba

teistsuguseid oksüüde, — neis on üks hapnikuaatom seotud ühe metalli aatomiga (CaO, ZnO), jne.

Kui vaadelda tabelit piki horisontaalseid ridu, alates näiteks liitiumist (Li), siis võib märgata, et igas reas esineb omadustelt erinevaid elemente: see algab järsult väljendatud metalsete omadustega elemendist (liitium), kuid lõpeb tüüpilise mittemetalli (fluor, F) ja inertse gaasiga (neon,



Suur vene teadlane D. I. Mendelejev  
(sündis 1834. aastal, suri 1907. aastal).

Ne). Siis tuleb uuesti tüüpiline metall (naatrium, Na) jne. Sellised omadustelt erinevate elementide read moodustavad tabeli perioodid (siit tulenebki seaduse ja tabeli nimetus).

Kui D. I. Mendelejev oma tabeli koostas (aastail 1869—1871), olid paljud elemendid alles avastamata. Suur teadlane jättis nende jaoks oma tabelis tühjad ruudud ja, kasutades elementide omaduste perioodilist sõltuvust nende aatomkaaludest, ennustas geniaalselt veel kõigile tundmatute elementide omadusi. Kui need elemendid hiljem

avastati, selgus, et neil on tõepoolest Mendelejevi poolt ennustatud omadused!

See näitas missuguseks võimsaks looduse tunnetamise vahendiks oli perioodilisuse seadus. See avaldas määratu suurt mõju keemia edasisele arenemisele.

**Kuidas on aatomid ehitatud ja millest on tingitud nende mitmesugune käitumine?** Järgnevalt avastasid teadlased Mendelejevi perioodilisuse seaduse sügava mõtte.

Me juba rääkisime, et aatomit ei saa purustada mingisugusel keemilisel viisil. Kuid füüsilisel teel õnnestus seda teha, ja seejuures selgus, et ka aatomid ise on väga keerukad osakesed. Füüsikud avastasid mitu liiki osakesi, mis moodustavad aatomeid: elektron — negatiivselt laetud osakene (selle mass on 1840 korda väiksem vesinikuaatomi massist); proton — positiivselt laetud osakene, mille mass võrdub vesinikuaatomi massiga, ja neutron — osakene, mille mass võrdub protoni massiga, kuid mis ei oma elektrilist laengut.

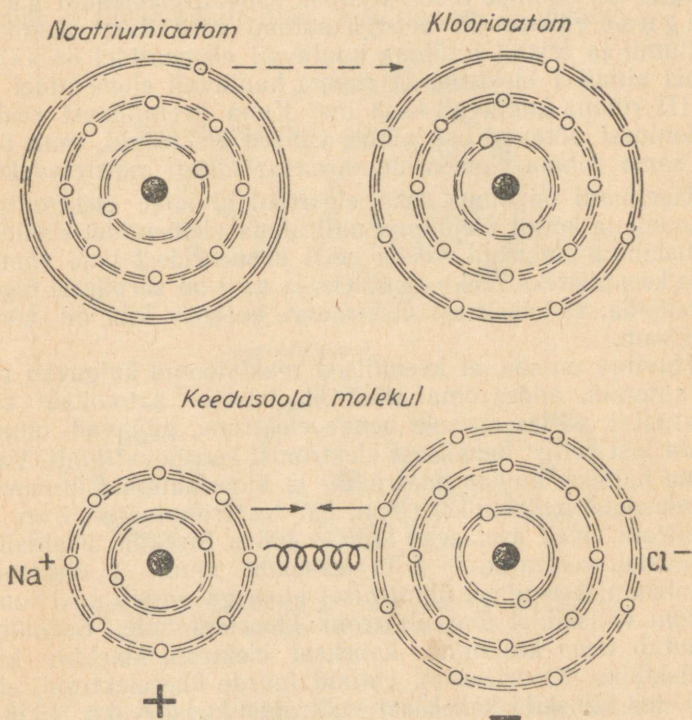
Aatomid meenutavad oma struktuurilt päikesesüsteemi. Aatomi keskel asub tuum. Nagu tegi kindlaks nõukogude teadlane D. D. Ivanenko, koosneb see protoniteist ja neutroniteist. Aatomituum on positiivselt laetud. Tuuma ümber ringlevad määratu suure kiirusega elektronid. Nad on rühmitunud tuumast mitmesugustes kaugustes kihtideks, nn. elektronikihtideks (vt. joon. 3). Kuna protonite arv tuumas ja tuuma ümbritsevate elektronide arv on võrdne, siis aatom tervikuna on elektriliselt neutraalne.

Igasuguste elementide aatomid erinevad neid moodustavate protonite, neutronite ja elektronide arvult. Märkimisväärseks osutub see, et iga elemendi järjekorra- ehk aatomnumber tabelis vastab tuuma ümber ringlevate elektronide arvule. Omades Mendelejevi tabelit, võib väga lihtsalt välja arvutada, kui palju mingisuguseid osakesi on mistahes aatomis.

Võtame näiteks element heeliumi. Tema järjekorranumber on 2. See tähendab, et heeliumiaatomi tuuma ümber ringleb kaks elektroni. Sama palju peab olema ka tuumas protoniteid — on ju iga aatom elektriliselt neutraalne. Kui palju aga on tuumas neutrone? Seda teada saada aitab meid heeliumi aatomkaal. See on 4, — heeliumiaatom on neli korda raskem vesinikuaatomist. Elektronidel on tähtsusetu mass ja neid ei tarvitse me arvestada. Tähendab, tuu-

mas peab olema neli osakest, millede mass võrduks vesiniku massiga, seega neli prootonit ja neutronit. Prootonite arv on meile juba teada, neid on kaks; järelikult on heeliumiaatomi tuumas kaks neutronit.

Niisama lihtsate arvutuste abil võib kindlaks määrata mistahes aatomi koostise.



Joon. 3. Aatomite struktuur ja ühendi moodustumine elektroni ülemineku teel ühest aatomist teise.

Nüüd tutvume lähemalt aatomi elektronkihiga.

Katsed elektriliselt laetud kehadega näitavad, et jõud, millega üks laeng mõjub teisele, väheneb kiiresti nende vahelise kauguse suurenemisel. Täheandab, ka tuuma laeng mõjub elektronidele seda tugevamini, mida lähemal nad sellele asuvad. Mida kaugemal asub elektron, seda vähem mõjub temale tuuma külgetõmbejõud. Peale selle nõrgeb tuuma mõju temast kaugemal asuvatele elektronidele

lähemal asuvate elektronide mõjul. Kõige nõrgemini mõjub tuum temast kõige kaugemal asuvale välisele elektronihile. Selle kihi elektronid on kõige liikuvad; nad võivad tuumast eralduda ja osaliselt või täielikult üle minna teise elemendi aatomi tuuma «valdusesse». See toimubki aatomite keemilise ühinemise puhul.

Igas perioodilise tabeli rühmas asuvad elemendid ühesuguse elektronide arvuga aatomi väliskihis; vesinikul, liitiumil ja teistel I rühma kuuluvail elementidel on väliskihis ainult 1 elektron, II rühma kuuluvail elementidel — 2, III rühma kuuluvail — 3 jne. Kuna keemilistest reaktsioonidest võtavad osa ainult välised elektronid, saab ühe ja sama rühma elementide sarnasus täiesti mõistetavaks.

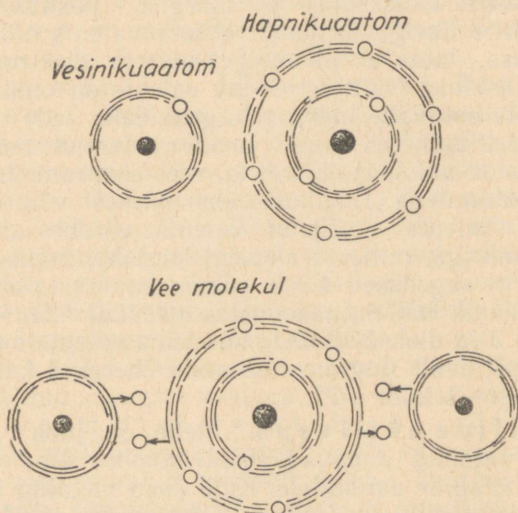
Heeliumil on ainult üks elektronkiht kahe elektroniga. Neonil ja kõigil ülejäänud nullrühma elementidel sisaldab väliskihit 8 elektroni. Ükski neist elementidest pole võimeline keemilisteks reaktsioonideks ja meil on seepärast õigus järeldada, et kaheksast elektronist koosnev kiht on kõige püsivam.

Huvitav on see, et keemilised reaktsioonid kulgevad nii, et aatomid, andes oma elektrone teistele aatomitele või, vastupidi, võttes enesele nende elektrone, püüavad omandada just sellist kaheksast elektronist koosnevat kihti. Vaatame näiteks, kuidas naatriumi- ja klooriaatomid ühinevad keedusoola molekuliks (joon. 3). Naatriumiaatomil on 11 elektroni. Nad asetsevad kolmes kihis. Sisekiht sisaldab 2 elektroni, keskmine — 8 ja väliskihit ainult 1 elektroni. Naatriumi keemilisel ühinemisel klooriga annab naatriumiaatom väliskihist ühe elektroni klooriaatomile. Seejuures muutub tema keskmine, kaheksat elektroni sisaldav kiht väliskihiks. Klooriaatom, võtnud juurde ühe elektroni, ehitab oma väliskihi kaheksast elektronist koosnevaks. Nii osutub naatriumiaatom positiivselt laetuks, klooriaatom aga omandab negatiivse laengu. Nad mõlemad tõmbuvad üksteise ligi ja moodustavad püsiva elektriliselt neutraalse keedusoola molekuli.

Üldse kaotavad metallide aatomid kergesti elektrone, mittemetallid aga võtavad neid juurde. Seda teades on kerge ette näha, kuidas reageerib metall mittemetalliga.

Me arutasime juhtu, kus elektron läks täielikult üle ühe aatomituuma valdusest teise aatomituuma valdusesse. Kuid väga sageli (eriti mittemetallide ühinemisel teineteisega) eraldab kumbki ühinenud aatomitest «ühiseks valduseks»

ühe või mitu elektroni oma väliskihist. Joonisel 4 on näidatud, kuidas hapnikust ja vesinikust moodustub vesi. Siin teostub keemiline seos kahe aatomi vahel elektroni paari abil. Moodustavas vee molekulis pole selgelt avalduvaid positiivselt ja negatiivselt laetud osakesi. Tuleb mainida, et kirjeldatud protsessid peegeldavad ainult ligikaudu ja lihtsustatult seda, mis toimub tegelikult.



Joon. 4. Teisekujuline aatomite seos molekulis — elektronipaaride moodustumine.

**Mis on valents?** Klooriaatom ühineb ainult ühe vesinikuaatomiga. Hapnikuaatom ühineb juba kahe vesinikuaatomiga, lämmastikuaatom — kolme, süsinikuaatom aga nelja vesinikuaatomiga. Neid arve, mis näitavad, kui mitme vesinikuaatomiga võib reageerida mingi elemendi aatom, nimetatakse elemendi **valentsiks**. Seega võime me ütelda, et kloor on ühevalentne, süsinik aga neljavalentne. Valents näitab omavahel ühendusse astunud aatomite vahelist suhet.

Vesinik on ühevalentne ja reaktsioonides võib ta kaotada või juurde võtta ainult ühe elektroni. Tähendab, valents näitab samuti, mitu elektroni võib kaotada või juurde võtta antud elemendi aatom reaktsioonides. Kui aatom kaotab

elektroni ja muutub positiivselt laetud osakeseks, siis on tema valents positiivne (näiteks naatriumiaatomil). Aatom, mis võtab juurde elektroni, avaldab negatiivset valentsi (näiteks klooriaatom ühenduses naatriumiga). Keemilistest reaktsioonidest võtavad osa ainult need elektronid, mis asetsevad aatomi väliskihis. Neid elektrone nimetatakse valentsielektronideks. Seega olenevad erinevused elementide keemilises käitumises valentsi suurusest (nullist kaheksani) ja märgist (positiivne, negatiivne). Mitte ühelgi elemendil ei saa valents olla suurem kui kaheksa, kuna 8 on kõige suurem elektronide arv aatomi väliskihis. Nulliga võrduv valents on omameelise reaktsiooni mitte astuvaile inertsetele gaasidele; seda omistame me samuti lihtainetele enne nende astumist reaktsiooni, sest et nende aatomid ei vaheta veel elektrone teiste elementide aatomitega. Enamusel elementidest võib olla mitmesugune valents (kõrgeim valents võrdub alati selle rühma numbriga, millesse element kuulub). Sellised juhtumid on eriti sagedased 4.—8. rühma kuuluvate elementide juures. Süsinik näiteks moodustab oksüüdi CO, kus tema valents on 2 ja dioksüüdi CO<sub>2</sub>, kus tema valents on 4, kloor aga võib sõltuvalt tingimustest anda ühendeid kaheksa eri valentsiga (—1 kuni +7).

**Keemiline aktiivsus.** Meile on juba teada, et metallide aatomid annavad reaktsioonides oma elektrone ära mittemetallide aatomitele. Kuid ühed metallid kaotavad elektrone kergemini kui teised. Oma võime järgi kaotada elektrone asetatakse metallid järgnevasse ritta:

KAALIUM, NAATRIUM, KALTSIUM, MAGNEESIUM, ALUMIINIUM, TSINK, RAUD, TINA, PLII, VESINIK, VASK, ELAVHÖBE, HÖBE, KULD.

Kõige aktiivsem selles reas on kaalium, kõige väiksema aktiivsusega — kuld. Iga metall tõrjub ühenditest välja kõik teised, temast paremal asetsevad metallid, järelikult ta on aktiivsem kõigist temale järgnevaist metallidest. Nii näiteks on raud aktiivsem vasest ja tõrjub viimase välja vase sooladest (vaata katse lk. 11).

Vesinik, ehkki ta ei kuulu metallide hulka, on asetatud siia ritta seepärast, et ta toimib paljudes reaktsioonides nagu metall. Mõned metallid tõrjuvad vesiniku välja tema ühenditest (hapetest), ent ka vesinik ise omab samasuguse võime vase, elavhõbeda, hõbeda ja kulla suhtes.

Mitmesuguste mittemetallide aatomid võtavad omakorda kergesti juurde elektrone. Näiteks reas F, Cl, Br, J (fluor, kloor, broom, jood) on kõige aktiivsem fluor ja kõige vähem aktiivne jood.

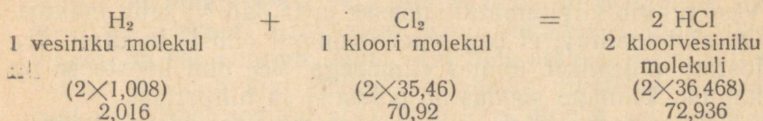
Hapnik on üks kõige aktiivsemaid mittemetalle. See nähtub sellest, et hapnik kuulub looduses leiduvate ainete rühva enamuse koostisse.

Teadmised elementide aktiivsusest aitavad meil samuti otsustada, kas see või teine reaktsioon on võimalik.

Mida suurem on metallide ja mittemetallide aktiivsus reaktsioonis, seda kergemini toimub reaktsioon.

**Kuidas märkida lühendatult keemilist reaktsiooni.** Kas me saame kuidagi moodi kujutada, mis toimub keemilise reaktsiooni ajal? Muidugi saame. Selleks ju ongi olemas elementide sümbolid, mis tähistavad peale aatomite «liikide» ka aine hulka, mis sisaldub igaühes neist (aatomkaalu). Perioodiline tabel annab meile teatmeid elementide valentsist, valents aga määrab täpselt kindlaks, missugustes vahekordades võivad mitmesuguste elementide aatomid üksteisega ühineda. Peale selle peame meeles pidama ka aine säilivuse seadust. Viimase järgi võrdub kõigi reaktsiooniks võetud ainete kaal kõigi sellest tekkinud saaduste kaaluga. See kõik võimaldab meil kirjutada keemilise reaktsiooni võrrandit.

Koostades reaktsiooni võrrandit, peab arvestama, et kõik lihtained, välja arvatud inertsed gaasid, koosnevad molekulidest, mitte aga üksikuist vabadest aatomitest. Sellepärast peame märkima näiteks vesiniku reaktsiooni klooriga nagu reaktsiooni molekulide vahel:



Kuna hapnik on kahevalentne, vesinik aga ühevalentne, siis reageerib vee moodustumisel üks hapniku molekul kahe vesiniku molekuliga. Seda reaktsiooni võib märkida järgnevalt:  $\text{O}_2 + 2\text{H}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ .

Reaktsiooni kujutamiseks kirjutatakse võrrand, mis koosneb ainult ühendite valemitega. Kuid ainete hulk, mida peab võtma reaktsiooniks ja oodatavad reaktsiooni produktide kogused arvutatakse nii, nagu me seda äsja tegime vesiniku ja kloori puhul, molekulide koostise, aatomkaalude ja ele-

mentide valentsi põhjal. Sellised reaktsioonide arvutused on eriti tähtsad tootmispraktikas: nad võimaldavad õigesti ja ökonoomselt kulutada toormaterjali, kergendavad tootmise kontrolli ja reaktsiooni enda juhtimist.

\*

Keemilisest vaatekohast kujutab maailm endast lakka-matult tegutsevat hiigellaboratooriumi, milles lagunevad ühed ained ja tekivad uued. Mõnede meid ümbritsevate ainetega ja nende keemiliste muundumistega me tutvumegi järgnevais peatükkides.

## 2. ÕHK

Õhk — see on maa gaasiline kest, see materiaalne kesk-kond, milles elavad loomad ja taimed. Õhk on hädavajalik kõigile elavaile organismidele. Ilma toiduta võib elav orga-nism eksisteerida paar nädalat, ilma veeta mõni päev, kuid ilma õhuta ei ela ta mõnda minutitki.

Millest koosneb siis õhk? Mispärast on ta nii vajalik ela-vaile organismidele?

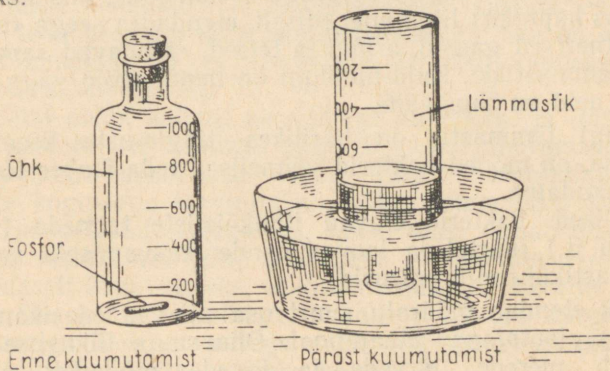
Õhku peeti palju aastatuhandeid lihtaineks. Ning alles umbes 200 aastat tagasi tõestati, et õhk on gaaside segu ja et ainult osa sellest segust soodustab põlemist. Seda te-hakse kindlaks lihtsa katsega (joon. 5). Asetame klaas-nõusse tükikese fosforit. Sulgeme nõu tihedalt korgiga ja kuumutame selle põhja. Fosfor süttib. Kui põlemine on lõp-penud, paigutame nõu kaela vette ja tõmbame korgi välja. Vesi tungib viivitamatult nõusse ja täidab  $\frac{1}{5}$  selle mahust. On silmanähtav, et osa nõus leidunud õhust kulutati ära fosfori põlemisel, ühines viimasega. See õhu koosteosa on hapnik. Viimane soodustab põlemist ja hingamist.

Kui asetada gaasi, mis on pärast fosfori põlemist järele jäänud, põlev peerg, siis kustub viimane. Kui asetada sel-lesse kārbes või liblikas, hukuvad nad peagi lämbumise tõttu. See näitab, et õhus on peale hapniku veel gaasi, mis ei soodusta põlemist ega ole kõlbulik hingamiseks. See gaas on l ä m m a s t i k.

Hapnik ja lämmastik on õhu peamised koostesad.

Peale selle on õhus veel väga väike hulk, mahult alla ühe protsendi, inertseid gaase: argonit, heeliumi, neooni, krüptooni ja ksenooni.

Hapnik, lämmastik ja inertsed gaasid — need on õhu alalised koosteosad. Missugusest Maa pinna lähedast kohast me ka ei võtaks õhku, pärast muutuvate koosteosade eemaldamist on selles alati mahult 20,91 protsenti hapnikku, 78,15 protsenti lämmastikku ja 0,94 protsenti inertseid gaase. Peale nende leidub õhus alati veel ka mõnesuguseid keemilisi ühendeid. Neist langeb suurem hulk süsihappegaasi ja veeauru arvele. Nende sisaldus muutub tugevasti sõltuvalt tingimustest. Sellepärast nimetatakse süsihappegaasi ja veeaure õhu muutuva teks koosteosadeks.



Joon. 5. Fosfori põlemine õhus.

20 kraadilise temperatuuri puhul on ühes kuupmeetril õhus umbes 10—11 grammi vett. Õhk merede ja ookeanide kohal sisaldab tavaliselt rohkem veeaure kui õhk mandrite kohal. Süsihappegaasi hulk puhtas õhus on keskmiselt umbes 0,03 protsenti mahu järgi. Kuid linnades ja tööstuskeskustes on see suurem, kuna seal põletatakse palju kütust.

Õhk sisaldab alati tolmu — tahkete ainete pisitillukesi osakesi. Vahel segunevad õhuga veel mõned sellised gaasid, mis tavaliselt ei kuulu tema koostisse. Näiteks leidub metallurgia- või väävelhappetehaste läheduses vääveldiok-süüdi, naftatööstuse rajoonides — naftagaase. Need kõik on õhu juhuslikud koosteosad.

**Õhu koosteosade tähtsus organismile.** Elusaile organismidele on kõigest õhu koosteosadest tähtsaim hapnik — seda tarvitatakse hingamisel. Hapnik on vajalik keemilisteks reaktsioonideks, mis toimuvad lakka-matult organismis ja varustavad seda eluenergiaga. Nende

reaktsioonide tulemusena tekivad süsihappegaas ja vesi. Seda tõendab sisse- ja väljahingatud õhu keemiline analüüs. Väljahingatud õhus väheneb hapniku hulk 20 protsendi võrra, süsihappegaasi hulk aga suureneb peaaegu 140 korda. Umbusetunne on organismi reageeringuks õhus leiduva hapniku vähenemisele ja süsihappegaasi hulga suurenemisele.

Lämmastikku ei kasutata hingamise juures. Sellele vaatamata on tema olemasolu õhus tarvilik elavaile organismidele. Moodustades mahult umbes  $\frac{4}{5}$  õhust, lahjendab ta hapnikku ja aeglustab seega reaktsioone, mis kulgevad puhtas hapnikus liiga energiliselt, etendades seega «piduri» osa. Inertsed gaasid, argon ja teised, etendavad sama osa, mis lämmastikki. Kuid muidugi on nende mõju väga väike, kuna neid on õhus vähe.

Kuigi lämmastik on harilikes tingimustes keemiliselt inertne, on mõned bakterid võimelised teda ümber töötama ja omandama.

Sellised bakterid elavad liblikõieliste taimede (herne, ristiku jt.) juurtel ja loovad nende kasvamiseks vajalike lämmastikühendite varusid.

Õhk etendab määratu suurt osa nii vee edasikandjana kui ka «jaotajana» maapinnal. Õhu suure liikuvuse tõttu toimub mere, järvede ja jõgede pindadelt aurava niiskuse laialijaotamine tohutu suurtel pindadel. Õhutemperatuuri alanemisel tiheneb ja kondenseerub osa õhus leiduvast niiskusest piiskadeks. Nii tekivad kaste, udu ja pilved. Vesi pöörduv pilvedest vihma ja lume kujul uuesti tagasi maapinnale ja täiendab taimedele vajalikke niiskusevarusid mullas.

**Õhk — tooraineallikas tööstusele.** Õhk pole mitte üksnes taimede ja loomade eluks vajalik keskkond, vaid ka tööstuse poolt kasutatav tooraine. Keemia praktikas tekib sageli vajadus «sisse viia» ühe või teise aine molekulisse hapnikuaatomit. Selliseid reaktsioone nimetatakse oksüdeerimiseks. Paljudele neist piisab juba õhus leiduva hapniku toimest, näiteks värnitsa keetmisel, äädika saamisel viinamarjaveinist või väävli põletamisel väävelhappe saamiseks.

Kuid paljudel juhtudel osutub õhu toime mitteküllaldatakseks, on tarvis puhast hapnikku. Seda saadaksegi õhust. Selleks muudetakse õhk alguses vedelaks, kasutades eriliisi masinaid.

Aurudes muutub vedela õhu koostis, ta muutub järjest hapnikurikkamaks. See toimub selle tõttu, et alguses aurab õhku peamiselt lämmastik, millel on madalam keemistemperatuur ( $-196^{\circ}\text{C}$ ) kui hapnikul ( $-183^{\circ}\text{C}$ ). Kui vedeliku temperatuur jõuab  $-183$  kraadini, jäävad sinna ainult hapnik ja inertsed gaasid. See «tehniline» hapnik pumbatakse 150-atmosfäärilise rõhu all terasballoonidesse ja toimetatakse sellisel kujul tarbimiskohta, näiteks keemia- ja metallurgiatehastesse.

Vedelast õhust väljaauranud lämmastikku kogutakse, tihendatakse vedelikuks ja lastakse uuesti auruda. Nii saadakse seda peaaegu ilma hapniku lisandita. See on «tehniline» lämmastik; ka see pumbatakse terasballoonidesse, kus teda hoitakse rõhu all.

Vedelat õhku, samuti ka vedelat hapnikku ja lämmastikku kasutatakse tehnikas väga tugevaks jahutamiseks.

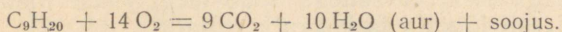
Hapnikku kasutatakse mitte ainult keemiatööstuses. Suurte kogustena tarvitatakse seda autogeensel keevitamisel ja metallide lõikamisel. Leek, mille annab õhus põlemisel vesinik või teine põlevgaas — atsetüleen — pole küllaldaselt kuum selleks, et kiiresti sulatada metalle. Asendades õhu puhta hapnikuga, saadakse niivõrd kõrge temperatuuriga leek, et sellega saab isegi pakse metallikihte väga kiiresti lõigata ja kokku keevitada.

Õhulämmastik on samuti tähtis tooraine. Seda ei osatud kaua kasutada, kuna harilikes tingimustes ta ei reageeri hapniku ega vesinikuga. Õhulämmastiku tööstuslik ümber töötamine hakkas arenema alles 25—30 aastat tagasi, kui leiti menetlus, mille abil on võimalik sundida lämmastikku ühinema vesinikuga. Selline reaktsioon toimub, kui mitmesaja atmosfäärilise rõhu all kokkusurutud lämmastiku ja vesiniku segu juhtida üle mõnede metallide, mis on kuumutatud 400—500 kraadini. Lämmastik ja vesinik moodustavad gaasi, ammoniaagi ( $\text{NH}_3$ ). Ammoniaak reageerib väga kergesti teiste ainetega. Oksüdeerides ammoniaaki saadakse lämmastikhape. Nii ammoniaaki kui ka lämmastikhapet kasutatakse värv- ja lõhkeainete ning ravimpreparaatide tootmises. Praegu saadakse ammoniaaki ja lämmastikhapet peaaegu eranditult õhulämmastikust.

### 3. PÖLEMINE JA OKSÜDEERUMINE

Kuidas toimub põlemine priimuses ja petrooleumkeetjas? Õhuhapniku osavõtul toimuvate keemiliste reaktsioonide kõige ilmekamaks näiteks on põlemine — protsess, mille abil me saame soojust ja valgust. Ükskõik, missugust kütust me ka põletame — sütt või puitu, petrooleumi või bensiini, piiritust või valgustusgaasi — nende peamine keemiline reaktsioon põlemise juures on üks ja sama: süsinik ja vesinik, mis kuuluvad kütuse molekulide koostisse, ühinevad õhuhapnikuga ja moodustavad süsihappegaasi ja vee. On üldtuntud, et petrooleumkeetja annab kollase, valgustava leegi, priimus aga helesinise või violetse, peaaegu valguseta leegi. Mõlemal juhtudel on kütus üks ja sama — petrooleum. Mispärast on see siis nii?

Petrooleum on mitmesuguste süsivesinikkude, s. o. süsiniku ja vesiniku ühendite, segu. Võtame näitena ühe petrooleumi süsivesiniku — nonaani, mille koostis on  $C_9H_{20}$ . Põlemisel ühineb nonaan hapnikuga ja moodustuvad süsihappegaas ja vesi. Selle protsessi alg- ja lõppseisundit võib kujutada keemilise võrrandiga:



Kirjutades selle võrrandi, me mõõnsime, et süsivesinik põleb täielikult. See toimubki korrasolevas priimuses. Priimuses imbib petrooleum põletisse rõhumise all. Aurates kuumutatud põletis ja tungides välja tugeva joana läbi pihusti, seguneb petrooleum hästi õhuga. Tekib niivõrd rikalik segu hapnikuga, et petrooleum põleb täielikult ära. Peale selle, läbides hõõguva põleti, petrooleumi aurud mitte ainult et kuumenevad, vaid nad muutuvad ka keemiliselt: süsivesinike keerukad molekulid lagunevad 400—500 kraadise temperatuuri juures lihtsamaiks, kergemini põlevaiks osadeks. Seda lagunemist saadab tavaliselt vähese hulga tahke süsiniku — koksi — eraldumine; koks ummistab pikkamööda põleti, mispärast ta tuleb sealt aegajalt eemaldada.

Me teame, et petrooleumkeetja annab alati nõge või tahma, s. o. väga väikesi söeosakesi. Tähendab, petrooleumkeetjas toimub petrooleumi mittetäielik põlemine. Petrooleum aurab tahi pinnalt ja seguneb alles siis õhuga. Õhu hulk leegis osutub mitteküllaldaseks. Seepärast

tekivadki söe üliväikesed hõõguvad osakesed, mis panevad leegi eredalt helenduma.

**Mispärast puit ja kivisüsi annavad põledes leegi, puusüsi aga põleb ilma leegita?** Mitmesugused tahke kütuse liigid põlevad erinevalt: puit ja kivisüsi moodustavad põlemise juures leegi, puusüsi aga leeki ei anna. Milline on siis nende vahe?

Puidumass ja kivisüsi on süsinikurikaste liitainete segud. Nad sisaldavad samuti hapnikku ja vesinikku. Puidu ja kivisöe kuumenemise juures lagunduvad liitained lihtsaimaks ja samal ajal lenduvamaiks aineteks. Need ained moodustavadki põledes leegi. Puidul on suurem leek kui kivisöel, ta moodustab rohkem lenduvaid aineid.

Puusütt aga saadakse puidu mittetäielikul põlemisel. Hea puusüsi, see on peaaegu puhas süsinik; see sisaldab lisandina ainult mineraalaineid, mis annavad pärast põlemist tuha. Sellepärast ei moodusta puusüsi lenduvaid aineid ja põleb ilma leegita.

Kõik vedelkütused ja põlevad gaasid, mis lagunduvad kõrge temperatuuri juures, eraldades lenduvaidprodukte, moodustavad põledes leegi. Tahked ained, mis pole võimelised andma lenduvaid lagundumisprodukte, põlevad ilma leegita. Mittetäieliku põlemise juures tekib alati suits, mis koosneb põlemata söe tahketest osakestest ja gaasilistest põlemisproduktidest — süsinikoksüüdist, süsihappegaasist ja veeaurust.

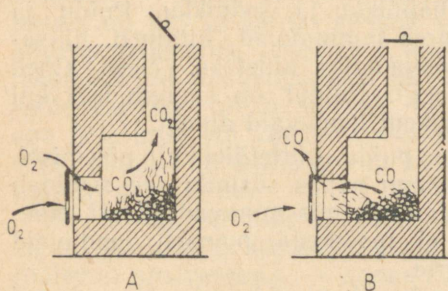
**Mispärast petrooleumilamp suitseb, vara suletud ahi aga annab vingu? Me võime juhtida keemilisi reaktsioone, sundida neid kulgema meile tarvilikul viisil.** Sellele on kerge leida näiteid meie igapäevases elus.

Petrooleumilamp hakkas suitsema. On selge, et kui eraldub nõi, pole põlemine täielik. Me keerasime tahi allapoole — nõe moodustumine lakkas. Mispärast? Sellepärast, et me muutsime põlemise tingimusi. Tahti alla keerates vähendasime me petrooleumi auramise kiirust. Lampi tungiva õhu hulk aga jäi endiseks. Sellepärast muutus põlemine täielikumaks.

Mispärast aga annab vara suletud ahi vingu? Sellepärast, et põlemise režiim on häiritud ja ühe reaktsiooni asemel toimub nüüd teine. Ahju tungiva õhu puudumisel ei kulge põlemine lõpuni: süsihappegaasi ( $\text{CO}_2$ ) asemel tekib süsinikoksüüd või, nagu seda teisiti nimetatakse, — vingu-

gaas (CO). Vingugaas on nähtamatu, kuna viimane erinevalt suitsust ei sisalda tahkeid osakesi. Ta on väga mürgine.

Süsinikoksüüd tekib ka lahtise ahju puhul, kuna aga hapniku juurdevool ahju on küllaldane, põleb viimane ära ja tekib süsihappegaas, mis lahkeb korstna kaudu (joon. 6, A). Suletud korstna puhul aga väljuvad põlemisproduktid ahjuukse kaudu eluruumi.



Joon. 6. A — normaalne põlemine avatud lõõri puhul; B — vingugaasi moodustumine suure sõehulga ja suletud lõõri puhul.

Kui ahju on jäänud liiga palju hõõguvaid süsi, siis jätkub õhu juurdevoolust ainult süsinikoksüüdi moodustamiseks ja tupp tungib vinge (joon. 6, B).

Need lihtsad näited tõendavad, et muutes reaktsiooni astuvate ainehulkade vastastikuseid suhteid, võib keemilist reaktsiooni juhtida.

**Mille poolest erineb põlemine**

**ahjus põlemisest elavas organismis?**

Ahjus põleb kütus. Organismis on kütuseks toit. Nii organismis kui ahjus põlevad süsinikku sisaldavad ained, muutudes süsihappegaasiks ja veeks. Selles on sarnasus. Erinevus aga seisab selles, et ahjus toimub põlemine kõrgel temperatuuril, elavas organismis aga madalal temperatuuril ja tunduvalt aeglasemalt.

Ahjudes, eriti tööstuslikku tüüpi ahjudes — kõrgahjudes, klaasisulatusahjudes ja teistes — ületab temperatuur 1000 kraadi. Inimese keha keskmine temperatuur on 36,6 kraadi. Keemikud on kindlaks teinud, et temperatuuri tõus 10 kraadi võrra peaaegu kahekordistab reaktsiooni kiirust. Tähendab, põlemine ahjus toimub palju kordi kiiremini kui organismis.

Kuid asi ei seisne üksnes selles. Kõrge temperatuuri juures võib reaktsioon kulgeda sootuks teisiti. 1000 kraadi juures laguneb teatud osa hapniku molekule (umbes 1,5%) aatomiteks:  $O_2 \rightleftharpoons 2O$ . Tähendab, põlemist kõrgete temperatuuride juures võib seletada sellega, et kütusega reageeri-

vad hapniku vabad aatomid, millede arv vastavalt nende kulutusele täiendub uute hapniku molekulide lagunemise, dissotsieerumise teel. Kuid elavates organismides ei saa hapniku molekulid laguneda aatomiteks. Kuidas toimub siis põlemine organismides?

Selliste protsesside üldteooria töötas möödunud sajandi lõpul välja vene akadeemik A. N. Bach. Rea lihtsate süsinikku sisaldavate ühendite ja looma- ning taimeorganismides leiduvate ainetega sooritatud katsetega toestas A. N. Bach, et hariliku temperatuuri juures ühinevad nende ainete molekulidega terved hapniku molekulid. Seejuures tekivad niisugused ühendid, mis on võimelised oksüdeerima teisi aineid sama kergesti, nagu atomaarne hapnik. Need ülihapenditeks nimetatud ühendid on oksüdeerumise vahepealsed produktid.

Kuidas on siis ehitatud ülihapendite molekulid ja millised on nende omadused?

Tutvume esialgu lihtsaima ülihapendiga — vesinikülihapendiga  $H_2O_2$ . Tema struktuuri kujutatakse valemiga H-O-O-H. Vesinikülihapend pole püsiv, seismisel laguneb ta aegamööda veeks ja hapnikuks:  $H_2O_2 = H_2O + O$ . Tähen-dab, üks hapnikuaatomitest ülihapendis on «liikuv», «aktiivne». Sellepärast on vesinikülihapend heaks oksüdeerijaks.

Loomade ja taimede organismides ei ole vesinikülihapendit, kuid ülihapendile iseloomuliku aatomite rühmaga -O-O- võivad olla seotud orgaaniliste ühendite süsinikuaatomid. Selliseid ülihapendeid nimetatakse orgaaniliste ühendite ülihapenditeks ja viimaseid on avastatud elavais organismides. Neile kuulubki see eriline osa organismis toimuva aeglase oksüdeerumise protsessides, millele viitas A. N. Bach.

Loomade organismides toimub toitainete oksüdeerimine veres. Punastes verelibledes on keerukas valkaine hemoglobiin, millest tuleneb vere punane värvus. Hemoglobiini koostisse kuulub raud, mis annab talle võime ühineda hapnikuga. Hingamisel hemoglobiin oksüdeerub (kopsudes) ja muutub oksühemoglobiiniks. Oksühemoglobiini ise ei ole tõeline ülihapend, kuna ta kaotab kogu endaga ühendatud hapniku, aga mitte poole sellest, nagu teevad tõelised ülihapendid. Kuid ta muudab kergesti ülihapenditeks mõnesugused verre sattunud toitained, andes neile oma hapniku, ja muutub uuesti hemoglobiiniks. Hapnik ku-

lub toitainete oksüdeerimiseks ja elu alalhoidmiseks vajaliku energia tootmiseks.

**Kas on vahet põlemise ja oksüdeerumise vahel?** Sarnasuse põhjal kütuse põlemisega on loomulik pidada põlemiseks kõiki keemilisi protsesse, milledega kaasnevad soojuse ja valguse eraldumine. Sõna «põlemine» kirjeldab ainult keemilise reaktsiooni ühte külge ja väliseid tunnuseid — keemilise energia muundumist soojus- ja valgusenergiaks.

Kuid keemikule ei piisa ainult reaktsiooni selle ühe külje kirjeldamisest. Ta tahab teada, mis toimub aine koostisse kuuluva iga aatomiga, kuidas need aatomid muutuvad reaktsiooni vältel. Ning kui vaadata põlemise puhul toimuvatele reaktsioonidele sellest küljest, siis selgub, et mingisugune põleva molekuli aatom suurendab alati oma positiivset valentsi. Näiteks, CO põlemisel  $\text{CO}_2$ -ks suureneb süsiniku positiivne valents kahest neljale, sest et süsiniku aatom osutub seotuks juba mitte ühe, vaid kahe hapniku aatomiga. Süsinik oksüdeerub põlemisel. Sellepärast nimetame me oksüdeerumiseks reaktsiooni, milles mingisugune element suurendab oma positiivset valentsi.

Aga mis toimub oksüdeerumise juures oksüdeeruva aine endaga? Meie näites on oksüdeeruvaks aineks õhuhapnik, lihtaine, millele me omistasime (lk. 22) enne reaktsiooni valentsi, mis võrdub nulliga. Saades  $\text{CO}_2$  molekuli koosteosaks, muutub hapnikuaatom negatiivselt kahevalentseks. Reaktsiooni, milles mingisuguse elemendi aatom suurendab oma negatiivset valentsi, nimetatakse redutseerumiseks. Järelikult oksüdeerides CO süsinikku, õhuhapnik ise seejuures redutseerub. Meie näitest selgub, et oksüdeerumine ja redutseerumine on kaksikprotsessid: nad esinevad alati kõrvuti ja üks on võimatu ilma teiseta.

Kas iga oksüdeerumine kulgeb nagu põlemine? Raud roostetab oksüdeerudes. Ent kas me võime ütelda, et raud seejuures põleb. Muidugi mitte. Kas elavas organismis kaasneb oksüdeerumisele valguse eraldumine? Ei, toimub ainult soojuse eraldumine. Tähendab, oksüdeerumine ei tarvitse alati olla põlemine. Kuid kõik põlemisprotsessid on reeglina oksüdeerumised.

**Kas võib põlemine ja oksüdeerumine toimuda ilma hapnikuta?** Oksüdeeruv aatom

ei tarvitse alati anda oma valentselektrone just hapniku-aatomile. See toimub väga kergesti ka teiste elementidega. Pöördume tagasi lk. 11 kirjeldatud katse juurde. Raud, mille me asetame vasevitrioli lahusesse, on lihtaine, mille valents võrdub nulliga. Raud on aktiivsem kui vask ja tõrjub viimase lahusest välja. Selles asendusreaktsioonis annab raua-aatom vaseaatomile 2 elektroni ja omandab ise valentsi +2. Tähendab, ka siin raud oksüdeerub! Vaseaatom aga, võttes raua-aatomilt juurde 2 elektroni, omandab valentsi, mis võrdub nulliga, redutseerub.

Täpselt samuti võib vaadelda ka reaktsiooni väävli ja raua vahel (lk. 9). Nende mõlemate lihtainete valents on null. Pärast reaktsiooni on raua valents +2, väävli valents aga -2, järelikult, raud oksüdeerus, väävel aga redutseerus. Peame meeles, et reaktsioonile väävli ja raua vahel kaasneb soojuse ja valguse eraldumine, see on põlemine, kuigi hapnik sellest osa ei võta. Tähendab, mitte ainult oksüdeerumine, vaid ka põlemine võib toimuda ilma hapniku osavõtuta.

**Mispärast raud roostetab, kuld ja hõbe aga mitte?** Kõigist metallidest kasutatakse tehnikas ja igapäevases elus kõige laialdasemalt rauda. Raua suureks puuduseks on see, et ta ühineb kergesti õhu ja vee hapnikuga, roostetab. Kuna rooste on nõrgalt seotud metalli pinnaga, tuleb ta kergesti maha ja pihuneb, põhjustades suuri metallikadusid. Roostetamist ja sellele sarnanevaid metallide hävimise protsesse nimetatakse korrosiooniks.

On välja arvatud, et korrosiooni tagajärjel läheb kogu maailmas iga aasta kaotsi rohkem kui 30 miljonit tonni metalli. See on suur kahju. Sellepärast töötavadki keemikud ja füüsikud visalt korrosiooni vastu võitlemise küsimuste kallal.

Rooste on raudhüdrosüüdi  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , raudoksüüdi  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , rauatagi  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  ja mõnede teiste ainete segu. See, et raud oksüdeerub juba madala temperatuuri juures, on seletatav tema suure keemilise aktiivsusega.

Teistsugune on lugu hõbeda ja kulla, plaatina ja teiste väärismetallidega. Nende aktiivsus on väga väike. Nende aatomituumad hoiavad tugevasti kinni valentselektrone ja oksüdeeruvad seepärast raskesti. Nende metallide ühendid on nõrgalt seotud, nad lagunevad kergesti, eraldades vabu metalle. Hõbekloriid ja hõbekromiid näiteks lagunevad val-

guse käes. Sellele reaktsioonile on rajatud kogu foto-kino-tööstus.\*

Hõbeda soolade ebapüsivust võib tõestada huvitava katsega. Soojendame klaasis nuuskpiiritust (ammoniaagi vesilahus) 50—60 kraadini ja valame sellesse segades mõned tilgad põrgukivi (hõbenitraadi) lahust. Siis lisame juurde mõned tilgad formaliini või viinamarjasuhkru — glükoosi — lahust. Mõne minuti pärast tekib klaasi seintele hõbedane peegel, lahusesse aga ilmub tumeda värvusega hägu. Formaliin või glükoos redutseerivad hõbeda selle soolast. Seda reaktsiooni kasutatakse peeglite valmistamisel.

\*

Seega tutvusime me õhu koostisega ja märkasime hapniku erilist osa looduses, mida talle kindlustab tema suur keemiline aktiivsus. Kuid väga paljud hapnikuga ühenduses olevad reaktsioonid kulgeksid täiesti teisiti, mõned aga osutuksid isegi täiesti võimatuiks, kui hapnikku tema toimimisel teistesse ainetesse ei abistaks vesi. Nagu hapnikki, etendab vesi looduses määratu suurt osa ja tal on palju väga tähtsaid omadusi. Neid vaatleme järgmises peatükis.

#### 4. VESI

Piisab ainsast pilgust maakera kaardile, et veenduda, kuivõrd vesi on levinud looduses: ookeanid ja mered, Arktise ja Antarktise igavene jää, jõed ja järved katavad  $\frac{3}{4}$  Maa pindalast. Kuid see pole ju veel kõik. Atmosfääris on alati veeaurusid, maakoos sisaldab umbes 9 protsenti niiskust. Peale selle leidub vett kõigi taimsete ja loomsete organismide koostises.

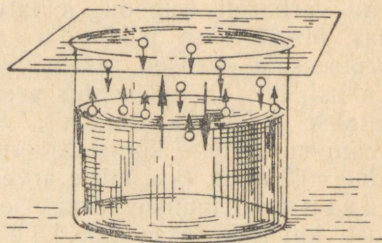
Vesi etendab erilist osa paljudes eluta ja elusas looduses toimuvais protsessides. Seda tarvitab inimene joogiks, toidu valmistamiseks ja pesemiseks. Tehnikas kasutatakse vett auru tekitamiseks ja jahutusvedelikuna. Loomuliku või kunstlikult loodud kosed («valge süsi») annavad meile elektrienergiat. Kuid vee kõige märkimisväärsem ja tähtsam omadus seisab selles, et ta lahustab väga palju aineid.

---

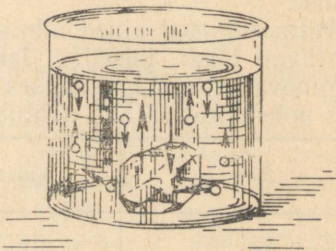
\* Üksikasjalisemalt on hõbeda ühendite kasutamist fotograafias kirjeldatud Eesti Riikliku Kirjastuse Populaarteaduslikus sarjas ilmunud D. Z. Bunimovitši brošüüris «Fotograafia».

Sellepärast on vesi looduses ja keemiatööstuses väga sageli keskkonnaks, milles toimuvad mitmesugused reaktsioonid.

**Mis on lahused?** Lahused on keerukad süsteemid. Nad koosnevad vähemalt kahest ainest: lahustist ja lahustatud ainest. Lahuses võib olla mitu lahustatud ainet korraga. Magusa tee klaasis näiteks sisalduvad lahustatud tee osad, mis annavad veele värvuse, ja suhkur. Lahused on homogeenised ja erinevad seepoolest segudest. Kuid ka keemilised ühendid on homogeenised. Mille poolest erinevad siis neist lahused? Selle poolest, et lahustel puudub kindel koostis. Me võime lahustada liitris vees 1, 2 või 100 grammi keedusoola ja saame kõigil juhtudel homogeense lahuse. Keemiline ühend aga, nagu me juba mainisime, omab rangelt kindla koostise.



Auramine  $\rightleftharpoons$  kondenseerumine



Lahustumine  $\rightleftharpoons$  kristalliseerumine

Lahused on homogeenised seepärast, et lahusti «pihustab» lahustatava aine üksikuiks molekulideks, kuid vahel ka väiksemaiks osakesteks, milledega me tutvume hiljem. Aine lahustumine sarnaneb selle auramisega, aga aine eraldumine lahusest, s. o. kristalliseerumine — aurade tihenemisega (kondenseerumisega) vedelikuks (joon. 7).

20° C juures võib ühes liitris vees lahustuda 263,9 grammi keedusoola. Kui võtta 300 grammi keedusoola liitri vee peale, siis jääb 36,1 grammi soola järele kristallide näol. Kuid see ei tähenda, et lahustumise protsess on täielikult lakanud. On ju kõik soola molekulid «üheõiguslikud», nad kõik püüavad üle minna lahusesse. Kuid vastavalt lahustatud soola koguse suurenemisele suureneb ka lahustatud

Joon. 7. Sarnasus auramise ja lahustumise ning kristalliseerumise ja kondenseerumise vahel (molekulid on tähistatud nooltega varustatud ringikestega).

molekulide tung lahusest välja kristalliseeruda. Hetkeks, kui ühes liitris vees lahustub 263,9 grammi soola, tasakaalustuvad need mõlemad protsessid, molekulide arv, mis lähevad üle kristallidest lahusesse, muutub võrdseks molekulide arvuga, mis eralduvad lahusest kristallide pinnale. Protsesse, seal hulgas ka keemilisi reaktsioone, mis kulgevad sarnaselt eelpoolkirjeldatule kahes vastupidises suunas, nimetatakse pöördvaidiks. Kui vastassuunaliste protsesside kiirused tasakaalustuvad, tekib tasakaal. Lahust, mis on tasakaalus veel lahustumata ainega, nimetatakse küllastunuks. Küllastunud lahus on kõige «kangem», kõige kontsentreeritum lahus, mida lahustatav aine võib anda (kui mitte arvestada ebapüsivate üleküllastunud lahuste tekkimise harvu juhtumeid). Seepärast, kui räägitakse aine lahustuvusest, mõistetakse selle all alati seda aine hulka, mis moodustab küllastunud lahuse.

Mitmesugused ained lahustuvad vees erinevalt: ühed lahustuvad hästi, teised ei lahustu üldse, mõned ained aga segunevad veega igasuguses vahekorras — nende lahustuvus pole piiratud. See nähtub järgmisest tabelist:

Aine	Valem	Lahustuvus grammides, 100 grammi vee kohta (20° C juures)
Väävelhape	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	piiramatu
Keedusool	NaCl	26,39
Pesusooda	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	17,8
Söögisooda	NaHCO <sub>3</sub>	8,09
Kips	CaSO <sub>4</sub>	0,19
Kriit	CaCO <sub>3</sub>	0,018
Kvarts (valge liiv)	SiO <sub>2</sub>	0
Raud	Fe	0

**Aine lahustuvus sõltub temperatuurist.** 20 kraadi juures lahustub 100 grammis vees ainult 17,8 grammi soodat, 30 kraadi juures — 29 grammi, kuid 36 kraadi juures juba 33,8 grammi.

Mis aga toimub, kui me valmistame sooda küllastunud lahuse 36 kraadi juures ja seejärel jahutame selle 20 kraadini? Lahusesse jääb see hulk soodat, mis lahustub 20 kraadi juures, kogu ülejääk aga eraldub lahusest kristallide näol.

Lahustuvuse erinevust eri temperatuuride juures kasutatakse ainete puhastamiseks lisanditest. Seejuures jääb suurem osa lisandeist lahusesse, sellest eraldatud kristallid

aga osutuvad puhtamaiks, nad sisaldavad vähem lisandeid. Korrates kristalliseerimist mitu korda, võib saada keemiliselt puhta aine.

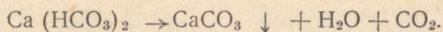
Lahustiks võib olla mitte üksnes vesi, vaid ka teised vedelikud — bensiin, piiritus, eeter jne.

**Mille poolest erineb vihmavesi jõeveest, jõevesi aga mereveest?** Vesi on hea lahusti. Sellepärast ei leidu looduses vett kunagi täiesti puhtal kujul. Ta sisaldab alati lahustunud aineid. Vaheet erineva päritoluga vee vahel võib kergesti kindlaks teha, aurutades vett ja määrates kindlaks kuivjäägi hulga ja koostise. Kõigist looduslikest vetest annab kõige vähem kuivjääki vihmavesi, tunduvalt suurema — jõevesi, kõige suurema jäägi aga annab merevesi (joon. 8). Üks tonn vihmavett (mõistagi puhastatuna tolmust) annab täieliku aurumise juures mitte rohkem kui 50 grammi tahket jääki, tonn jõeveett kuni 1600 grammi, merevesi aga umbes 35 kilogrammi!

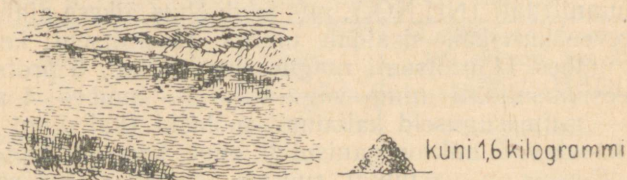
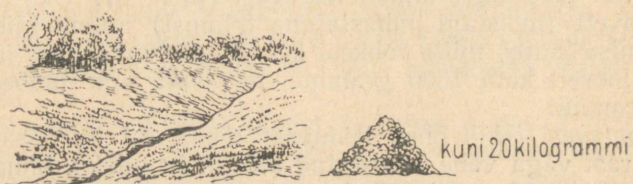
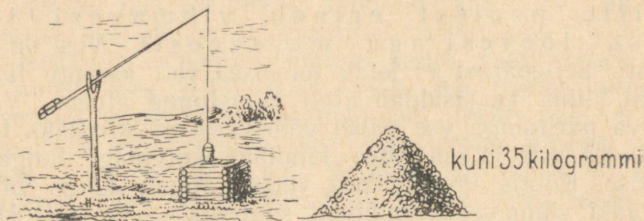
Vihmavesi tekib õhus leiduvast niiskusest ja sisaldab seepärast väga vähe lahustatud aineid: hapnikku, lämmastikku, süsihappegaasi, vahel ka lämmastikoksüüde ja ammoniumnitraati ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ), mis tekib õhus äikese ajal.

Merevee kuivjääk sisaldab umbes 78 protsenti keedu-soola, umbes 11 protsenti magneesiumkloriidi, 5 protsenti magneesiumsulfaati ning väga vähe — umbes 4 protsenti — mitmesuguseid kaltsiumi soolasid (kaltsiumi soolasid kasutavad mikroorganismid oma karpide ehitamiseks). Jõevees on, vastupidi, suurem osa lahustatud sooladest — kuni 94 protsenti — kaltsiumi soolad: kaltsiumsulfaat, kaltsiumkarbonaat jt.

**Mispärast teekatlasse tekib katlakivi ja kuidas seda eemaldada.** Teekatla kestva kasutamise puhul tekib selle külgedele ja põhja katlakivi kiht. Katlakivi koosneb sooladest. Keetmisel vesi osaliselt aurab ja halvasti lahustuv kaltsiumsulfaat sadestub. Katlakivi tekkimisest võtavad osa ka kaltsium- ja magneesiumbikarbonaadid —  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  ja  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ ; vee keemise temperatuuril nad lagunevad ja moodustavad tunduvalt väiksema lahustuvusega karbonaate, mis sadestuvad:

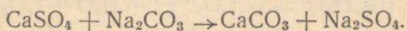


Katlakivi teekatlas võib kaotada, kui keeta viimases pikemat aega soodalahust. Seejuures toimub kaksik-asendus-



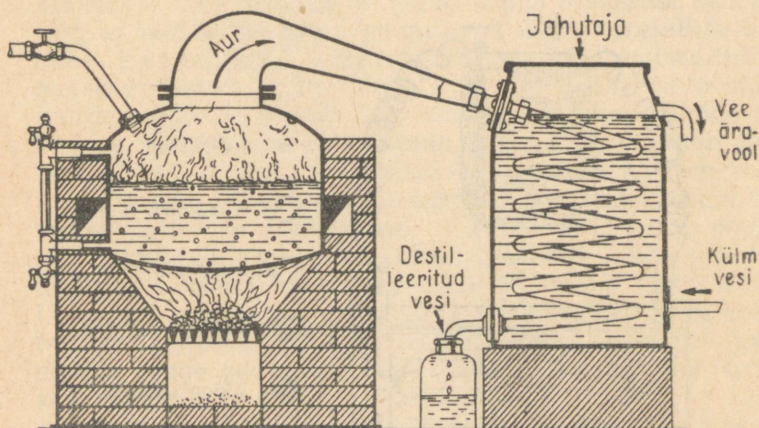
Joon. 8. Looduslike vete soolasisaldus (ühes tonnis).

reaktsioon, mille juures kaltsiumsulfaat muutub kaltsiumkarbonaadiks:



Kaltsiumkarbonaat lahustub seejärel kergesti äädikhappes.

Katlakivi teekatlas on veel väike pahe, kuid aurukatlais on ta väga kahjulik, sest ta juhib halvasti soojust. Juba viiemillimeetriline katlakivi kiht nõuab poolteist korda suuremat kütuse kulutust katla normaalseks tööks. Pealegi on katlakivi ohtlik. Ummistades peeneid torusid, võib ta põhjustada isegi katla lõhkemise. Seepärast puhastatakse vesi sageli enne aurukatlas tarvitamist kaltsiumi ja magneesiumi sooladest.



Joon. 9. Vee destilleerimine.

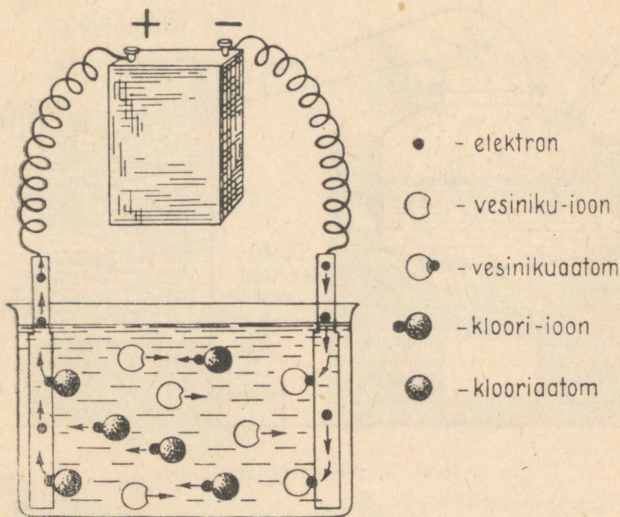
Nendest näidetest selgub, et vee tehnilised omadused sõltuvad sellest, kui palju sisaldab vesi kaltsiumi ja magneesiumi soolasid. Mida vähem neid on, seda pehmem on vesi.

Keemiapraktikas vajatakse sageli puhast vett. Kuidas seda saada?

**Puhas vesi ja selle füüsikalised omadused.** Vesi on kergesti puhastatav destilleerimise abil. See vee puhastamise viis on protsessi jäljendamine, mis toimub alaliselt looduses: vee auramine veekogude pinnalt, pilvede tekkimine ja vee tagasitulek maale vihma näol. Vee destilleerimine keemiatehastes toimub spetsiaalsetes destilleerimiskatlates (joon. 9). Keeva vee aurud, sattudes jahutaja spiraalitorusse, muutuvad uuesti veeks, mis ei sisalda enam lahustunud tahkeid aineid. Samuti puhastatakse ka teisi vedelaineid.

Puhas vesi külmub null kraadi juures ja keeb 100 kraadi juures (atmosfäärsel rõhul). Ta on kõige tihedam 4 kraadi juures. Soojuse hulk, mis on vajalik ühe grammi vee soojendamiseks ühe kraadi võrra, võetakse soojuse ühikuks ja seda nimetatakse kaloriks. 1000 grammi vee soojendamiseks ühe kraadi võrra vajatakse juba kilokalorit, s. o. 1000 kalorit.

Täiesti puhas vesi on kõige halvemaid elektrivoolu juhte.



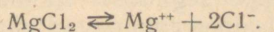
Joon. 10. Voolu kulgemine läbi soolhappe lahuse.

**Kuidas käituvad mitmesuguste ainete molekulid vees?** Oma käitumise poolest lahustes võib kõiki aineid jaotada kahte rühma: ained mis juhivad elektrivoolu — elektrolüüdid, ja ained, mis voolu ei juhi — mitte-elektrolüüdid. Keedusool on elektrolüüt, suhkur mitte-elektrolüüt. Suhkru molekul koosneb elementidest-mitmetallidest (C, H, O), soola molekul aga metallist (Na) ja mitmetallist (Cl). Me tutvusime juba varem (lk. 21) sellega, et metallist ja mitmetallist moodustatud molekul koosneb positiivselt laetud metalliosakesest (aatom, mis on elektroni ära andnud) ja negatiivselt laetud mitmetalli osakesest (aatom, mis on elektroni juurde võtnud). Neist teineteist külgetõmbavaist osakekestest koosneb

kogu soola kristall. Lahustudes vees, kristall puruneb ja teda moodustanud laetud osakesed, ioonid, saavad vabaks ja liikuvaks, vesi takistab nende osakeste vastastikust külgetõmbamist 81 korda tugevamini kui õhk. Elektrolüütide molekulide lagundumist nimetatakse elektrolüütiliseks dissotsiatsiooniks. Tarvitseb vaid eemaldada lahusti — aurutada vesi, — kui ioonid moodustavad uuesti kristalle. Nimetus «ioon» tuleneb kreeka sõnast «rändav». See nimetus on antud laetud osakestele sellepärast, et nad voolu mõjul paigutuvad ümber: metallide ioonid — katioonid — suunduvad negatiivse pooluse, mittemetallide ioonid — anioonid — aga positiivse pooluse juurde, nagu on näidatud joonisel 10. Just see ionide liikumine moodustabki elektrivoolu lahuses. Meie joonis näitab samuti, et jõudnud negatiivse pooluseni, saab metallioon temalt elektroni ja muutub neutraalseks aatomiks; mittemetalli-ioon kaotab oma elektroni positiivsele poolusele ja muutub samuti neutraalseks aatomiks. Nii muundab elektrivool ioonid aatomiteks. Kuid nii toimib ainult aalivool, vool, mis liigub ainult ühes suunas. Seda kasutatakse tööstuses lihtainete — metallide, kloori jt. — saamiseks nende sooladest. Sellist ainete lagundamist voolu abil nimetatakse elektrolüüsiks.

Vahelduvvool, mille suund pidevalt muutub (valgustusvõrgus näiteks 50 korda sekundis) läbib samuti elektrolüütide lahused. Kuid ionide «laadimist» ja nende muundumist aatomiteks sel juhul enam pole: ioonid saavad ainult «tõukeid» kord ühes, kord teises suunas ning ei jõua sellise lühikese ajavahemiku kestel elektroodideni jõuda.

Kuigi ioonid on laetud, on lahus tervikuna neutraalne, sest et anioonide laengute arv võrdub katioonide laengute arvuga. Magneesiumkloriidi elektrolüütilise dissotsiiooni juures näiteks tekib üks kahelaenguline magneesiumi kation ja kaks ühelaengulist kloori aniooni:



Mispärast ei dissotsieeru kõik ained lahustes? Suhkru, piirituse, eetri jt. molekulid ei sisalda metalle. Mittemetallid aga, nagu me juba teame, moodustavad üksteisega ühendeid, milledes elektronipaarid on liitunud aatomite tuumade ühises valduses (joon. 4). Tähendab, selliste ühendite molekulid ei saa lahustumisel ioone moodustada.

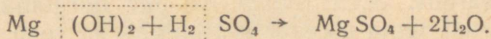
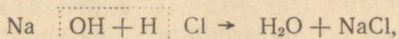
Mis on «happed» ja mille poolest nad



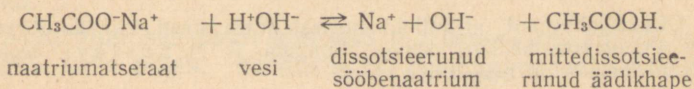
Tugevate leeliste hulka kuuluvad sööbenaatrium ja sööbekaalium, tugevate hapete hulka sool-, väävel- ja lämmastikhape.

**Mida saadakse happe segunemisel leelisega.** Hape annab iooni  $H^+$ , leelis iooni  $OH^-$ . Happe segunemisel leelisega tekib vesiniku- ja hüdroksüül-ioonidest tingimata vesi, kuna need mõlemad ioonid on vastupidiselt laetud ja püüavad ühineda molekuliks. Selle reaktsiooni juures eraldub soojus ja seepärast soojeneb lahuste segu ise.

Vee tekkimist ionidest  $H^+$  ja  $OH^-$  nimetatakse **neutraliseerimisreaktsiooniks**. Missugune on siis selles reaktsioonis leelise metalli-iooni ja happe negatiivse iooni saatus? Nad kannavad samuti vastupidiseid laenguid, see aga tähendab, et nad ühinevad teineteisega, moodustades soola:



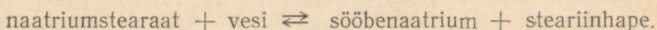
Seepärast annab neutraliseerimisreaktsioon alati peale vee ka ühe või teise koostisega soola. Soolad dissotsieeruvad lahuses väga hästi. Kuid nad ei püsi selles ühevõrra hästi. Soola püsivus lahuses oleneb viimast moodustava happe ja leelise tugevusest. Asi on selles, et ka vesi dissotseerub vesiniku- ja hüdroksüül-ioonideks, kuigi väga vähesel määral; igast 10 miljonist vee molekulist lagundub ainult üks ionideks. Ent kuna isegi klaas vett sisaldab palju miljardeid miljardeid molekule, siis on isegi selline nõrk vee dissotsieerumine küllaldane selleks, et vee ioonid võivad moodustada soola ionidega mittedissotsieeritud happe või leelise molekule. Millal see võib toimuda ja millal ei või? Kui sool on saadud tugeva happe reageerimisel tugeva leelisega, siis nii sool kui ka hape ja leelis dissotseeruvad ühevõrra hästi ja vee ioonid ei avalda neile mõju. Nii ei muutu lahuses keedusool, salpeeter ega naatriumsulfaat. Teisiti on lood, kui sool on saadud ebavõrdselt tugevusega happest ja leelisest. Vee-ioonid moodustavad siis soola-ionidega mittedissotseeruvaid nõrga happe või leelise molekule. Seda võibki näha näiteks naatriumatsetaadi lahuses:



Seesama protsess toimub ka sooda ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) lahuses, kuna see on väga nõrga süsihappe ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) ja väga tugeva leelise ( $\text{NaOH}$ ) sool. Nii naatriumatsetaat kui ka sooda moodustavad leelisesi lahuseid, kuigi nad ei sisalda molekulides hüdroksüül-ioone. Vastupidi, salmiaak (ammooniumkloriid) moodustab hapusid lahuseid, nagu kõik teisedki tugevate hapete ja nõrkade leeliste soolad.

Meie näidetest selgub, et vee-ioonid võivad põhjustada soola lagunemisreaktsiooni, mis on otse vastupidine neutraliseerimisreaktsioonile. Seda pöörduvat soolade lagunemisprotsessi vee toimel nimetatakse hüdrolüüsiks. Hüdrolüüs on sageli väga kasulik. Seda kinnitab järgnev näide.

**Mispärast seebine vesi on pesemiseks parem kui puhas vesi?** Majapidamis- ja tualettseebid on niinimetatud «rasvhapete» naatriumsoolad. Tavaline majapidamisseep on steariinhappe naatriumsool — naatriumstearaat. Steariinhape on üks nõrgemaid happeid ja sellepärast tema soolad, sealhulgas ka seep, hüdrolyseeruvad tugevasti:

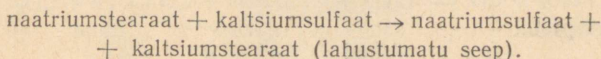


Tekkiv sööbenaatrium ühineb ärapestavate rasvainetega vees lahustuvaks seebiks. Nii on üks seebi peseva toime põhjustest tema hüdrolüüs. Teine põhjus on seebi lahuste eriline iseloom. Seebi lahused, kui nad pole väga lahjendatud, on üheks kolloidlahuste näiteks, mis on erinevad tõelistest lahustest, milledest me siiani rääkisime. Kolloidlahused sisaldavad mitte üksikuid lahustatud aine molekule, vaid terveid üksteisega seotud ja kindlas korras asetatud molekulide kuhjumeid. Selliste kolloid-osakeste — mitsellide — mõõted on sadu, ent vahel ka tuhandeid kordi suuremad kui molekulide mõõted tõelistes lahustes.\* Paljud kolloidlahused, sealhulgas ka seep, on võimalised vahtu andma. Vaht kogub endasse mustuse tahkeid osakesi ja õli- või rasvosakesi pestavate esemete pinnalt. Puhas vesi pole võimaline vahtu andma ning ei või omada samasuguseid pesevaid omadusi, nagu seebine vesi. Kuid siiski olenevad seebi pesevad omadused ka tarvitavast veest.

---

\* Üksikasjalisemalt on kolloidlahustest juttu Eesti Riikliku Kirjastuse Populaarteaduslikus sarjas ilmunud B. N. Suslovi teoses «Tolmukübemete ja molekulide vahel».

**Mispärast seep karedas vees halvasti vahutab?** Kõige paremini vahutab seep puhtas (destilleeritud) vees või vihmavees. Vihmavesi ei sisalda kaltsiumi ega magneesiumi soolasid. Kui me aga kasutame karedat vett, siis seep kalgendub: ta astub kaksik-asendusreaktsiooni vees leiduvate kaltsiumi ja magneesiumi sooladega ja moodustab vees lahustumatuid seepe:



Need seebid pole enam võimelised andma vahtu ega ilmuda lahuses küllaldaselt leelisest reaktsiooni.

Pesemisel lisatakse veele harilikult pesusoodat. Sooda tõstab lahuse leelisesust ja kergendab sellega rasvade mahapesemist, mis hoiavad kinni riide külge kogunenud mustuse või tolmu osakesi.

## 5. MAAK JA KÜTUS

Maapõuest saadakse palju maapõuevarasid: maake, mitmesugust liiki kütust (kivisüsi, nafta, turvas, põlevkivi), savi, vilgukivi ja teisi kaasaegsele tehnikale ja tööstusele vajalikke materjale.

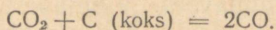
Eriti tarvilikud kõigile tehnikaharudele on metallid. Kuid maapõues on vabas olekus ainult vähem aktiivsed metallid — hõbe, kuld ja plaatina. Ülejäänud metallid esinevad kivimites tavaliselt hapniku, väävli ja teiste elementide ühenditena. Kui metall on ühendeis, tähendab, ta on oksüdeerunud. Teda saab eraldada ainult redutseerumisreaktsiooni abil.

Tutvume tööstusele kõige tähtsama metalli — raua — saamisega maagist.

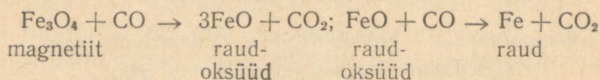
**Mis toimub kõrgahjus?** Raua väljasulatamiseks kasutatakse peamiselt kaht rauamaaki: pruuni rauamaaki  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  ja magnetiiti  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . Need maagid redutseeritakse süsinikoksüüdiga kõrge temperatuuri juures erilistes kõrgahjudes (joon. 11). Ahi täidetakse ülalt maagi, koksi ja räbutekitavate materjalide (savi, paekivi, liiva) seguga, alt aga puhutakse sellesse kõrge temperatuurini kuumutatud õhku.

Ahju alumises osas, kus õhu juurdevool on küllaldaselt tugev, koks põleb, moodustades süsihappegaasi. Tõustes

üles, kohtub süsihappegaas oma teel hõõguva koksiga ja moodustab viimasega reageerides süsinikoksüüdi:



Süsinikoksüüd toimib omakorda rauaoksüüdidesse, omandades neilt hapniku ja redutseerides neid metallini:

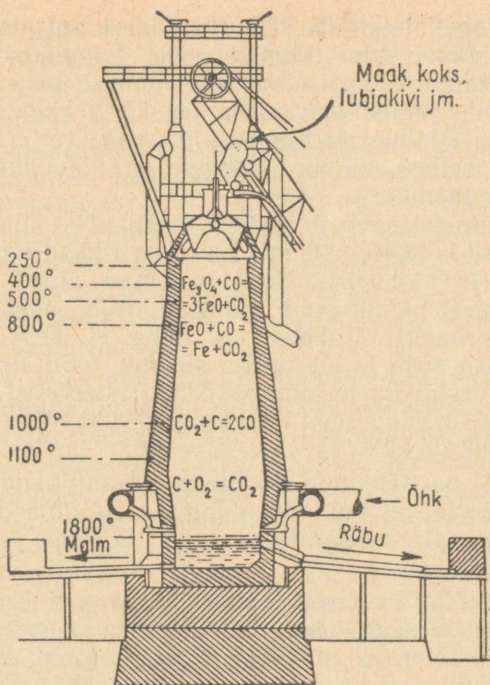


Sel määral kuidas koks põleb, vajub kogu ahjus olev mass allapoole ja satub kõrgema temperatuuri tsooni, kus raud sulab ja tekib räbu.

Mispärast tarvitatakse malmi väljasulatamiseks koksi, aga mitte kivisütt? Milleks on vajalikud savi, paekivi ja liiv?

Kivisüsi sisaldab kergesti lenduvaid koosteosi, mis kleebivad, «needivad» kokku tema üksikuid tükke ja raskendavad sellega gaaside liikumist läbi söe ja maagi segu. Koks aga on süsi, millest kuumutamiseega on eemaldatud kõik kergesti lenduvad koosteosad. Sellepärast ei paaku koksi-tükid põlemise juures ühte ega raskenda õhu liikumist ning sulametalli voolamist kõrgahju alumisse ossa, kus temperatuur on eriti kõrge. Kuid just siin toimubki õhu sissepuhumine. Mispärast siis maagist redutseeritud raud ei oksüdeeru uuesti, kohtudes õhuga ahju alumises osas? Seda takistab räbu, s. o. sulanud keerukad ühendid, mis on tekkinud kõrge temperatuuri juures liivast, paekivist ja savist. Kattes malmitilgakesi, kaitseb räbu neid kokkupuutumise eest õhuga. Ahju põhja kogunenud malm ja räbu eralduvad iseendast, räbu kui kergem moodustab ülemise ja malm raskemana sulamassi alumise kihi. Neid lastakse ahjust välja üksteisest lahus.

Malm ei ole puhas raud. Ta sisaldab üle 2,3 protsendi süsinikku rauakarbiidi kujul, mis annab malmile rabeduse. Malmi ei saa sepištada. Kui malmist välja põletada osa süsinikku, siis saame terase. Süsiniku väljapõletamine toimub erilistes ahjudes — martään- ja bessemeriahjudes. Teras sisaldab kuni 1,5 protsenti süsinikku. Taotav raud sisaldab ainult kuni 0,5 protsenti süsinikku ja seda saadakse samuti süsiniku väljapõletamise teel malmist. Lisandades malmile selle ümbersulatamise ajal teisi metalle — kroomi, niklit, molübdeeni jt. — saadakse palju terase erisorte —



Joon. 11. Kõrgahjuprotsessi skeem.

kõrgendatud kõvaduse ja vastupidavusega, roostekindlaid jne.

**Mille poolest erinevad üksteisest küttepuu, turvas ja kivisüsi? Mõndagi ütleb meile tabel, milles on toodud andmeid mitut liiki tahkete kütuste koostise ja kütteväärtuse (soojushulk, mis saadakse ühe kilogrammi kütuse põletamisel) kohta:**

Kütus	Sisaldab protsentides				Kütteväärtus
	süsinikku	hapnikku	vesinikku	lämmastikku	
Küttepuu (kuiv)	49,3—56	37,4—43	6,0—6,6	1,1—1,5	3000—3500
Turvas	50—60	33—42	5,5—5,9	2,2	3550
Pruunsüsi	60—82	10—36	6,0—6,5	1,4	4000—6000
Kivisüsi	83—87	6—9	5,6	1,5	7000—7500
Antratsiit	92—97	1,5—3	0,6—3,5	0,8	8500

Sellest tabelist selgub, et küttepuidest antratsiidini suureneb süsinikuisaldus ning väheneb hapnikuisaldus, vesiniku- ja lämmastikuisaldus aga muutub vähe. Need erinevused pole juhuslikud: turba ja süte tekkimise allikaks looduses on kõdunevad taimed ning vahe turba ja söe vahel on sellest, kuivõrd kaugele on arenenud taimsete jäänete lagunemine.

Puidumass koosneb peamiselt keerukatest ühenditest — tselluloosist ja ligniinist, mis on väga rikkad hapniku poolest (kuni 43 protsenti). Need mõlemad ained lagunevad puu hävimisel ja annavad mitmesuguseid süsinikurikkaid lagunemisprodukte. Tabelist on näha, et isegi antratsiit, kõige vanem süsi, ei ole puhas süsinik, vaid sisaldab veel hapnikku, vesinikku ja lämmastikku. Sellepärast arvatakse, et söed on süsiniku segud keerukate ühenditega, mis on väga rikkad süsiniku ja vaesed vesiniku poolest.

Kivisöed on tekkinud looduses aastatuhandete vältel. Selle aja kestel on puidumass lagunenud ilma õhu juurdepääsuta, madala temperatuuri juures ja tema peal asuvate kivimite surve all.

**Nafta.** Nafta on vedelkütus. Ta on eriti kasulik selle poolest, et teda saab kasutada plahvatusmootorites — auto- ja lennukimootorites jne. Naftat on hõlpsam transportida kui sütt. Kuid nafta peamine paremus tahke kütusega võrreldes seisab selles, et nafta koosneb peaaegu tervenisti põlevaist koosteosadest — süsivesinikest; hapnikuühendeid on naftas väga vähe ja tuhka jätab ta samuti vähe. Sellepärast on nafta kütteväärtus väga suur — kuni 11 000 kilokalorit.

Nafta leiukohad asetsevad neis paikades, kus muistsetel geoloogilistel aegadel olid mered. See lubab oletada, et nafta tekkis maapõues mereloomade ja taimede jäänustest. Just merede põhja võisid koguneda ja laguneda seal õhu juurdepääsuta määratu suured loomade ja taimede jäätmekogused, mis järk-järgult kattusid uhtkihitistega. Hiilgavat kinnitust leidis see vaatekoht akadeemik N. D. Zilinski katsetes, kes sai kunstlikku naftat mitmesugustest loomade ja taimede kudedes leiduvatest ainetest.

Naftatöötlemistehastes toimub nafta destilleerimine. Destilleerimise juures eralduvad naftast bensiin (süsivesinikud keemistemperatuuriga kuni 200 kraadi), petrooleum (süsivesinikud, mis keevad 200—300 kraadi piirides), ent samuti ligroiin ja gasoil. Nafta jäägist pärast bensiini ja pet-

rooleumi üledestilleerimist eraldatakse veel määrdeõlid ja vaseliin. Külmutades nafta õlifraktsioone, saadakse parafiini. Nii bensiin kui ka petrooleum ja naftast saadud õlid on mitmesuguste süsivesinike keerukad segud.

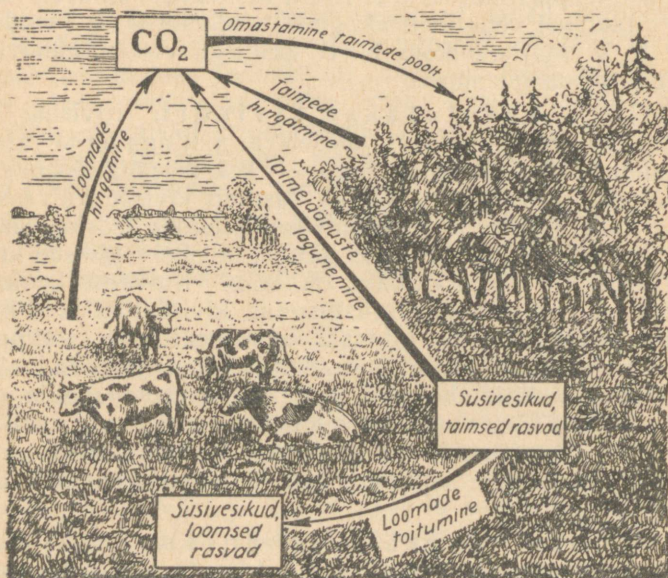
Naftat kasutatakse mitte üksnes kütusena. Nafta on tähtis keemiatööstuse tooraine. Praegu saadakse naftast üle tuhande mitmesuguse produkti. Siin on nii lõhkeained kui ka mitmesugused riidevärvid, lõhnaõlid ja ravimpreparaadid, asfalt, plastmassid jne. Nafta töötlemisel omavad väga suurt tähtsust vene ja nõukogude teadlaste D. I. Mendelejevi, V. V. Markovnikovi, N. D. Zelinski, V. G. Šuhhovi ja paljude teiste uurimused.

**Kuidas kasutatakse kivisütt.** Kivisüsi oli kaua aega ainult kütuseks, käesoleval ajal aga on ta rahvamajanduse ühe tähtsama haru — koksikeemiatööstuse — tooraineks. Koksikeemiatööstus kasutab kivisöe kuivdestillatsiooni produkte. Kivisöe kuivdestillatsioon teostub koksiahjudes. Juba nende nimetus näitab, et üheks kivisöe kuivdestillatsiooni peaproduktiks on koks. Kuivdestillatsiooni juures tekivad samuti valgustusgaas, kivisöetõrv ja «tõrvavesi». Kivisöetõrv on tähtsaks tooraineallikaks mitmesuguste orgaaniliste ühendite saamisel. Temas esinevad väärtuslikud produktid: bensool, naftaliin, karboolhape ja paljud teised. «Tõrvavees» on lahustunud palju väärtuslikku gaasi — ammoniaaki, mis tekib kivisöe lämmastikku sisaldavate koostesade lagundumisel. Valgustusgaas on väärtuslik kütus.

**Süsiniku ringkäik looduses.** Kütuse põlemine, hingamine ja süsinikku sisaldavate ainete lagundamine — kõikide nende protsesside puhul tekib süsihappegaas. Iga süsihappegaasi gramm-molekuli (44 grammi) tekkimisel süsinikust (12 grammi grafiiti) ja hapnikust (32 grammi) eraldub 97 kilokalorit soojust. Teaduse poolt on kindlaks tehtud, et mida rohkem soojust eraldub ühendi moodustumisel, seda kestvam ja püsivam see on. Just sellepärast, et süsihappegaas tekib väga suure soojusehulga eraldamisel, on ta keemiliselt vähe aktiivne — tema molekuli purustamiseks peab kulutama palju soojust. Sellepärast pole süsihappegaasi keemiline töötlemine tulus.

Näib, et  $\text{CO}_2$  tekkimine looduses peaks viima teiste, aktiivsemate süsinikku sisaldavate ühendite arvu pidevale vähenemisele Maal. Inimese organismis põleb ööpäeva kestel süsihappegaasiks umbes 100 grammi süsinikku, mis

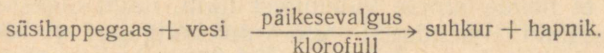
kuulus toitainete koostisse. Keskmiselt elab inimene umbes 60 aastat. Tähendab, ainult üks inimene muudab kogu oma eluaja kestel süsihappegaasiks üle 2000 kilogrammi orgaaniliste ühendite süsinikku. Kuid maakera rahvastiku arv on umbes 2 miljardit inimest. Peale selle aga toituvad ja hingavad ka loomad ja taimed. Tähendab, süsihappegaas peaks looduses kuhjuma orgaaniliste ühendite lagunemise arvel.



Joon. 12. Süsiniku ringkäik looduses.

Seda aga siiski ei sünni. Süsinik sooritab looduses «ringkäigu»: protsessid, mis kulgevad ühenduses süsihappegaasi tekkimisega, on tasakaalustatud süsihappegaasi omastamise, assimilatsiooni protsessidega roheliste taimede poolt (joon. 12). Taimed toituvad süsihappegaasist, muundades seda süsivesikuiks ja rasvadeks. Süsihappegaasi assimileerimine toimub ainult taimede rohelise värvaine — klorofüll — ja päikese valguse toimele. Klorofüll püüab kinni ja kontsentreerib valguse energia ning annab selle üle süsihappegaasi molekulidele. Selle tulemusena süsihappegaasi molekulid «hakkavad logi-

sema», muutuvad reaktsioonivõimelisemaiks. Kogu seda protsessi nimetatakse fotosünteesiks. Seda võib kujutada järgmise skeemiga:



Süsihappegaasi omastamise protsessi taimede poolt uuris suur vene teadlane K. A. Timirjazev.

Loomad ei saa omastada süsihappegaasi ja kasutavad orgaaniliste ühendite varu täiendamiseks taimetoitu.

Süsihappegaasi omastamine taimede poolt hoiab ära ka teise katastroofi — vaba hapniku täieliku kulutuse looduses. Läheb ju kõigi süsihappegaasi tekkimise protsesside juures tarvis hapnikku. Kuid omastades süsihappegaasi, lõhustavad taimed tema molekuli ja eraldavad vaba hapniku, iga nende poolt omastatud süsinikuaatomi kohta eraldub üks vaba hapnikuaatom. Niimoodi sooritab mitte üksnes süsinik, vaid ka hapnik looduses «ringkäigu».

## 6. TOIT JA TOITUMINE

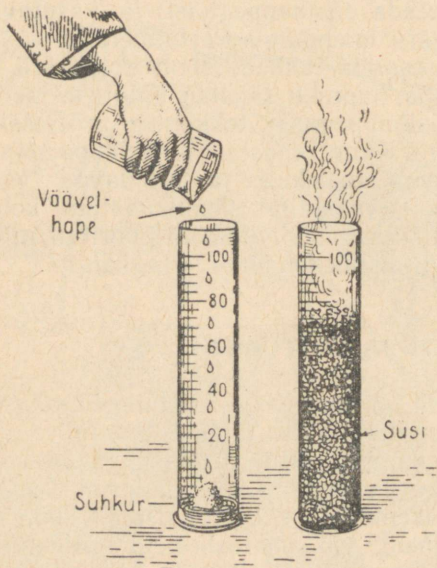
**Mis on nälg.** Toit on elusale organismile üheaegselt kütuseks ja ka «ehitusmaterjaliks», mida kasutatakse mitmesuguste kudede ehitamiseks. Kui organism saab kõiki tema kasvuks ja elutegevuseks tarvilikke materjale, on ta söönud. Kui aga toit pikema aja vältel ei sisalda kõiki organismile vajalikke aineid, või sisaldab neid mitteküllaldasel määral, muutub organismi elutegevus ikka loiumaks ja loiumaks, organism tunneb nälga. See on maksev nii loomade kui ka taimede kohta.

Inimese organismi normaalseks tegevuseks on tarvis, et toit sisaldaks valkusi, rasvu ja süsivesikuid (peale selle mõningaid sooli ja vitamiine). Tutvume nendega üksikajalisemalt.

**Süsivesikud.** Hõõrume puudriks hariliku suhkru (peedi- või roosuhkru  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ). Puistame selle kitsasse klaasikesse (joon. 13) ja valame sellele veidi kontsentreeritud väävelhapet. Hape võtab suhkrult väga kiiresti vee — suhkur *sõestub*, paisub ja muutub kogukaks poorseks massiks. See reaktsioon toimub suure soojushulga eraldamise saatel. Seepärast aurab suhkrust eralduv vesi ja klaasi kaelas on hästi nähtav väikeste veetilkade tekkimine. Täpselt samuti käituvad glükoos ehk viinamarjasuhkur

$C_6H_{12}O_6$ , tärklis ning samuti aine, millest koosnevad taime-  
rakkude seinad — tselluloos.

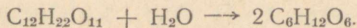
Kerge lagundumise tõttu süsinikuks ja veeks ning selle-  
pärast, et nende ainete valemitest näib, nagu oleksid sü-  
sinikuaatomid ühendatud vee molekulidega (võib ju  
 $C_6H_{12}O_6$  kujutada nagu  $6C + 6H_2O!$ ) on see ühendite  
klass saanud «süsivesikute» nimetuse.



Joon. 13.  
Suhkru söestumine  
väävelhappe toimel.

Lihtsaima süsivesiku — glükoosi — molekuli ehitus on  
kujutatud joonisel 14.

Süsivesikud võivad muunduda üksteiseks, liites või eral-  
dades seejuures vett. Tärklis näiteks võib muuta lihtsa-  
maks süsivesikuks — glükoosiks. Roosuhkur  $C_{12}H_{22}O_{11}$   
muutub samuti lihtsamaks süsivesikuks:



Seda muundumist põhjustavad lahjendatud happed või  
mõned elusais organismides leiduvad ained. Märkimis-  
väärne on, et selline suhkrustumise reaktsioon toimub ma-  
dala temperatuuri juures. Sellel on esmajärguline tähtsus  
süsivesikute omastamise puhul taimede ja loomade poolt.  
Võimalik on ka vastupidine reaktsioon — lihtsüsivesikute

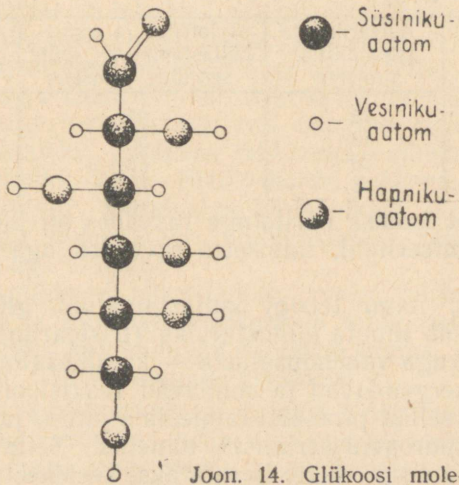
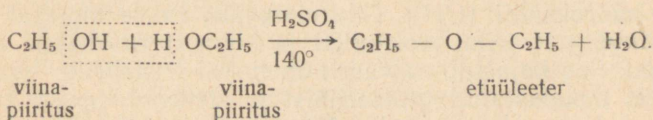
muundumine liitsüsvivesikuiks:  $2 C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O$ . Sellised reaktsioonid kulgevad fotosünteesi puhul taimedes ning põhjustavad tärglise ja tselluloosi moodustumist.

Elusais organismides hingamisel oksüdeerudes, eraldavad süsvivesikud suure hulga soojust.

Süsvivesikud pole mitte ainult toitaineks, vaid ka tähtsaks tööstuslikuks tooraineks. Neid kasutatakse viinapiirituse, puuvillriide, kunstiidi, paberi, suitsuta püssirohu, plastmassi jne. valmistamiseks.

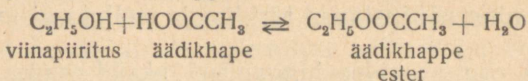
**Rasvad.** Rasvad on meie toiduse teiseks hädavajalikuks osaks. Need on liitained, millede iseärasusi on kõige hõlpsam selgitada lihtsamate näidete varal.

Kui soojendada viinapiiritust (ehk etüülalkoholi) mingi vett neelava ainega, näiteks väävelhappega, siis liituvad kaks tema molekuli eraldades vee ja moodustavad liht-eetri, milles hapnikuatom on seotud kahe viinapiirituse molekuli jäägiga:



Joon. 14. Glükoosi molekuli struktuur.

Veel kergemini toimub vee eraldumine ühe viinapiirituse molekuli ja ühe äädikhappe molekuli ühinemisel:



Selle iseendast kulgeva pöörduva reaktsiooni juures saadakse liiteeter ehk ester, milles hapnikuaatom seob alkoholi molekuli jäägi happe jäägiga. Estrid saadakse mistahes hapetest ja mistahes alkoholidest, sealhulgas ka kolme hüdroksüüluga alkoholist — glütseriinist. Glütseriini nimetatakse kolme hüdroksüüluga alkoholiks sellepärast, et tema molekulis on kolm OH rühma; glütseriini valem on  $\text{CH}_2\text{OH} - \text{CHOH} - \text{CH}_2\text{OH}$ . Rasvad ongi glütseriini ja rasvhapete estrid, s. o. rasvhapete glütseriidid. Rasvade koostisse kuulub steariinhape  $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ , palmiitinhape  $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$  ja väiksema vesinikusisaldusega (küllastamata) happed, näiteks õlihappe  $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ .

Rasvade moodustamisest võtavad osa kõik glütseriini kolm hüdroksüüli (OH). Täheandab, üks rasva molekul tekib ühest glütseriini molekulist ja kolmest rasvhappe molekulist. See kajastub rasvade nimetuses: tristeariin — rasv, mis on moodustatud glütseriinist ja steariinhappest; trioleiin — rasv, mis on saadud õlihappest ja glütseriinist jne.

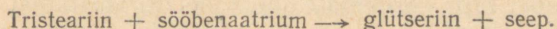
Mõnede naturaalarasvade umbkaudsest koostisest annab kujutluse järgmine tabel:

Rasv	Tristeariini ja tripalmiitiini protsent	Trioleiini ja teiste küllastamatute glütseriidide protsent	Teiste glütseriidide protsent
Loomarasv	75	25	0
Koorevõi	53	39	8
Puuvillaõli	25	72	3
Linaõli	8	78	14

Näeme, et loomse päritoluga rasvades on ülekaalus küllastatud glütseriidid, taimsetes rasvades aga küllastamatud.

Trioleiini, nagu teisigi küllastamatuid glütseriide ja ühendeid võib muuta küllastatuiks (tristeariin), mõjutades neid vesinikuga vahendusainete — katalüsaatorite — kaasabil, mis kergendavad ja suunavad reaktsiooni. Tööstuses teostatakse sellist protsessi taimeõlide juures ja see kannab «rasvade hüdrogeniseerimise» nimetust. Selle juures saadud küllastatudprodukte kasutatakse seebikeetmiseks, margariini valmistamiseks jne.

Nagu kõik estrid, nii ka rasvad hüdrolyseeruvad, s. o. seebistuvad vee, veel paremini hapete ja eriti hästi leeliste toimel. Leelise toimel rasvadesse saadakse seepe (siit tuleneb ka reaktsiooni nimetus «seebistamine»):



Harilik seep ongi naatriumstearaat.

Rasvad moodustavad organismides toitainete varu. Nende põlemisel eraldub palju soojust.

**Valgud.** Valgud on keerukas materjal, millest koosneb elusa raku aine — protoplasma. Peale süsiniku, vesiniku ja hapniku sisaldavad valkude molekulid alati lämmastikku, real juhtumitel aga veel väävlit, fosforit ja mõnesuguseid teisi elemente.

Valkude koostist ja struktuuri õpitakse tundma hüdrolyüsi abil — valkude lagundamisel veega hapete mõjutusel. Kestva hüdrolyüsi juures annavad valgud ühendeid, mida nimetatakse amiinhapeteks. Nende näitena võib mainida amiinäädikhapet  $\text{NH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$ , mis erineb äädikhapest sellega, et sisaldab ühe H-aatomi asemel ammoniaagi jääki — amiinrühma  $\text{NH}_2$ . Ammoniaak on nõrk leelis. Sellepärast on amiinhapetele üheaegselt omased nii hapete kui ka leeliste omadused. Kuid happed ja leelised reageerivad tingimata üksteisega! Täheandab, üks amiinhappe molekul võib korruga moodustada ühendi kahe teise samasuguse molekuliga, reageerides ühega neist nagu happega, teisega aga nagu leeliselega. Seejuures osutub uue, kolm korda suurema molekuli ühes otsas jälle amiinrühm, teises otsas aga rühm  $\text{COOH}$ . See molekul võib koos kahe teise molekuliga moodustada veel suurema molekuli. Tegelikult nii toimubki: looduses tekkivatel valkudel on väga suured molekulid, 2000—10 000 korda raskemad kui vee molekulid. Nii on munavalge molekulkaal 34 000, hemoglobiini valgu molekulkaal umbes 66 000, želatiini valgu molekulkaal aga 150 000.

Valgud jagunevad lahustuvaiks (vees, nõrkades soolalahustes, vee ja piirituse segudes) ja lahustumatuiks. Lahustuvad valgud kalgenduvad keetmise juures. Selline üleminek toimub näiteks munade keetmisel.

Nahk, juus ja vill on samuti valgud. Kuigi nad ei lahustu mingisugustes lahustites, võib neid hüdrolyseerida hapetes keetes ja niimoodi teada saada nende koostist. Lahustumatute valkude molekulid on veel suuremad kui lahustuvate



koguneb rasv, aga mitte taimeõli? Muidugi, see on osalt seletatav tingimuste erinevusega, milledes kulgevad keemilised protsessid ühes või teises organismis: erineva temperatuuriga, erineva valgustusega jne. Kuid peamine on siin ühtede või teiste «fermentide» ehk, nagu neid veel nimetatakse, «ensüümide» juuresolek organismides. Need on bioloogilised katalüsaatorid, erilised ained, mis kiirendavad ja suunavad biokeemilisi protsesse. Paljud protsessid looduses kulgevad valikuga, see tähendab kindlaksmääratud suunas, ning see aitab taimede ja loomade organismidel toitu ümber töötada aineteks, mis on omased just teatud organismi liigile. Sellepärast pole selles midagi imeks pandavat, et kartulisse koguneb just tärklis, peeti aga suhkur. See kõik on fermentide poolt suunatud reaktsioonide tulemus.

Tabelis leheküljel 54 me nägime, et taimeõlides esineb tristeariin, mis moodustab loomarasva aluse. Me märkasime samuti, et trioleiin võib teatud tingimustes liita vesinikku ja muutuda tristeariiniks. On kindlaks tehtud, et see reaktsioon toimub ka elusais organismides redutseerivate fermentide toimel. Rasv trioleiin töötatakse rohusööjate loomade organismides ümber loomarasvaks.

Meie näidetest selgub, et valgud, rasvad ja süsivesikud ei lülitu toidust organismi kudede ja rakkude koostisse mitte lihtsalt, vaid käivad läbi teatud «köögist». Nad hüdrolyseeruvad, oksüdeeruvad, redutseeruvad, lõhestuvad ja moodustavad uuesti liitaineid — valkusi, rasvu ja süsivesikuid, kuid juba niisuguse koostise ja ehitusega, mis on tarvilikud antud organismi liigile.

Fermentide näitena, mis suunavad selliseid reaktsioone organismides, võib tuua süljes sisalduva «diastaasi», mis kutsus esile tärklise suhkrustumise, mao «pepsiini», kõhunäärme «tripsiini» ja soolestiku «erepsiini», mis hüdrolyseerivad valkusi, ning maksa «lipaasi», mis seebistab rasvu.

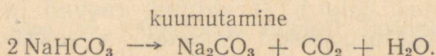
**Mispärast peab taignale lisama pärmivõi söögisoodat?** Mitte alati ei esine toiduainetes sisalduvad valgud, rasvad ja süsivesikud assimileerimiseks sobival kujul. Teraviljad on rikkad toitainetest, kuid nad ei lähe toiduks vahetult, vaid teevad läbi eelneva töötlemise — jahvatamise, keetmise ja küpsetamise. Milleks see on vajalik?

Taimerakkude mõõted on väga väikesed: üksikuid rakke võib näha ainult läbi mikroskoobi. Isegi kõige peenem jah-

vatus ei peenesta tera üksikute rakkudeni. Kuid valkained ja tärkliis peituvad ju taimeraku sisemuses, mille seinad koosnevad tselluloosist — vastupidavast ainest, mis ei ole peaaegu seeditav maos. Et organism võiks kätte saada toitaineid sellisest taimsest rakust, tuleb raku seinad purustada. See purustamine toimubki vee ja kõrge temperatuuri mõjul leiva küpsetamise või kartulite keetmise juures.

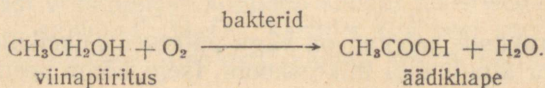
Teraviljade keetmisel tärkliiseterad paisuvad ja moodustavad kleepuva massi. Kui taignale pole juurde lisatud pärmi, siis saame pärast küpsetamist tahke, poorideta massi (galett), mis on samuti raskesti seeditav. Pärmil mõjul aga, mis sisaldab endas happelise käärimise fermenti, taigen «hapneb», temas sisalduvaist süsivesikuist moodustuvad väikestes kogustes äädik- ja piimhape. Selle käärimisega kaasneb süsihappegaasi eraldumine. Süsihappegaas annab taignale poorsuse, kobestab teda, eriti tugevasti küpsetamisega seotud kuumenemisel. See teeb leiva võrratult seeditavamaks.

Samasuguse tulemuse võib saavutada ka ilma pärmita, kasutades aineid, mis lagunevad leiva küpsetamistemperatuuril ja eraldavad süsihappegaasi (näiteks ammoniumkarbonaati  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  või söögisoodat  $\text{NaHCO}_3$ ):



Pärmi asendamisel nende ainetega ei tarvitse taigat enam «kerkima» panna, kuna sel juhtumil süsihappegaas tekib mitte süsivesikute aeglase käärimisreaktsiooni toimele, vaid soola kiire lagunemise tulemusena, mis toimub küpsetamisel.

Mis on ühist taigna hapnemisel, äädika moodustumisel viinamarjast, hapupiima moodustumisel piimast ja viinapiirituse moodustumisel tärkliisest? Ühiseks kõigil neil juhtumitel on see, et kõik need muundumised on fermentide toimele kulgevad reaktsioonid. Nagu äädik- ja piimhappe moodustumine taignas, nii ka viinamarjaveini muutumine äädikaks õhu käes seistes toimub bakterite mõjul. Nad satuvad veini õhust, eraldavad happelise käärimise fermente ja kutsuvad välja reaktsiooni:





ginud kõigisse rahvamajanduse valdkondadesse. Käitistes ja tehastes luuakse käesoleval ajal materjale, mida ei leidu looduses valmiskujul. Kõrvuti loodusliku toorainega on viimased saanud kaasaegse tehnika aluseks. Seda pole raske tõendada mõnede näidete põhjal.

Lennuliiklemine nõuab kõrge kvaliteediga kütust. Keemia on avanud teid naftast eraldatavate bensiinide kvaliteedi parandamiseks ja koguse suurendamiseks. Keemia on andnud samuti meetodeid süsivesinike ja tähtsate lisandite saamiseks kunstlikul teel kõrgema kvaliteediga aviobensiinide valmistamiseks; neid süsivesinikke ja lisandeid toodetakse praegu sadu tuhandeid tonne. Uus etapp lennuliiklemise arenemises — reaktiivmootorite kasutamine — osutus võimalikuks samuti seetõttu, et keemia leidis selleks otstarbeks rea uusi materjale, sealhulgas ka uusi kütuse liike.

Väliskummid, õhukummid ja palju teisi lennuki- ja autoosaid valmistatakse kautšukist ja kummist. Kuid loodus pole maakera kuigi ohtralt kautšukitaimedega varustanud, ning need ei kasva kaugeltki kõikjal. Keemial tuli lahendada kautšuki sünteesi küsimus lihtsaist ja kättesaadavaist toorainetest. Käesoleval ajal saadakse sünteetilist kautšukit kogustes, mis ületavad mitmekordselt loodusliku kautšuki kogused. Sünteetilise kautšuki sünnimaaks on NSV Liit. Esimese kautšuki sünteesi tööstusliku meetodi töötas välja akadeemik S. V. Lebedev. Selle meetodi kohaselt tootis nõukogude keemiatööstus esimesena maailmas sünteetilist kautšukit. Selle tähtsaima tootmisharu organiseerimine toimus seltsimees J. V. Stalini ja S. M. Kirovi isiklikul kaasabil. Käesoleval ajal toodetakse juba palju sünteetilise kautšuki sorte, mis ei ole mingil kombel halvemad looduslikust kautšukist, vaid isegi ületavad selle. Tooraineks nende tootmisel on piiritus, atsetüleen ja samuti mõned nafta töötlemisel saadavad gaasid.

Keemia on andnud tekstiilitööstusele rea uusi sünteetilisi materjale, milledest töödeldakse tugevaid, ilusaid siidriideid ja teisi saadusi.

Keemia poolt loodud uued materjalid — plastmassid — asendavad paljudeks tehnilisteks otstarveteks metalle ja klaasi. Mitmesugused autode, lennukite ja teiste masinate detailid, kuid samuti paljud majapidamistarbed valmistatakse nüüd plastmassidest.

Alles päris hiljuti toodeti riidevärve ainult taimedest ja

loomadest. Nende värvainete arv polnud suur ning nende eraldamisviisid toorainest olid väga keerukad ja nõudsid palju töökulu. Keemia lõi tuhandeid sorte kõige mitmekesisema värvuse ja värvivarjundiga värvaineid, mis tõrjusid tarvitusest täielikult välja loodusliku päritoluga värvained.

Lõhkeained on ühendid määratu suure sisemise, keemilise energia varuga. Nad on ebapüsivad ja looduses neid ei esine. Nad kõik on eranditult keemiatööstuse saadused ja leiavad kasutamist riigikaitstes, mäe-, mulla- ja teistel töodel.

Palju elusid on päästnud sünteetilised ravimpreparaadid — streptotsiid, sulfidiin, sulfasool ja paljud teised. Mõned sünteetilised preparaadid avaldavad tervistavat mõju mitte ainult inimesele, vaid ka loomadele. On välja töötatud meetodid rea ühendite saamiseks, mis on saanud «kasvuainete» nimetuse. Neil on suur tähtsus aianduses ja teistes põllumajanduse harudes, kuna nad mõjuvad taimede kasvule ja valmimisele. Meenutame muide, et põllumajandus vajab tohutul hulgal keemiatööstuse poolt toodetavaid väetisi.

Nii värvainete, lõhkeainete, ravimpreparaatide jne. kui ka kunstlike plastmasside või kautšuki tootmine on võimatu ilma hapeteta, leelisteta ja sooladeta. Sellepärast moodustabki hapete, leeliste ja soolade tootmine keemiatööstuse «aluse».

Lisame öeldule, et ka metallurgia ammutab palju keemiast: maakide töötlemisviisid, uute sulamite koostamine, metallide kaitsmine korrosiooni vastu — see kõik on tihedalt seotud keemiaga.

Keemia tähtsust rahvamajanduses rõhutati eriliselt NSV Liidu rahvamajanduse arendamise kolmanda viie aasta plaani läbivaatamisel partei XVIII kongressil, mis toimus 1939. aastal. Selles plaanis pühendati erilist tähelepanu keemiatööstuse arendamisele. Sellepärast läks 3. stalinlik viisaastak ajalukku «keemia viisaastaku» nime all.

Keemia kui teadus seisis väga kõrgel tasemel ka revolutsioonieelsel Venemaal. M. V. Lomonosovi, D. I. Mendelejevi, A. M. Butlerovi, V. V. Markovnikovi, A. J. Favorski, N. D. Zelinski ja paljude teiste vene teadlaste tööd panid aluse kaasaegsele keemiale ja muutsid vene keemia kõige eesrindlikumaks keemiaks. Vene keemia saavutusi kasutati laiaulatuslikult välismaal, kuid Venemaal enne Oktoobri-revolutsiooni peaaegu ei eksisteerinud keemiatööstus; maa

oli täielikus sõltuvuses inglise, prantsuse ja eriti saksa keemiatööstusest.

Pärast Suurt Sotsialistlikku Oktoobrirevolutsiooni muutus olukord põhjalikult. NSV Liidus on loodud võimas eesrindlik keemiatööstus, mis vabastas maa välismaisest sõltuvusest. See tööstus kannatas auga välja sellise range proovi, nagu oli Suur Isamaasõda aastail 1941—1945, mis nõudis inimkonna ajaloo seninägematul hulgal lõhkeaineid, mootorikütust, kautšukit ja kõiki teisi keemiatoodangu liike.

NSV Liidus on loodud kümned suured, suurepäraselt varustatud teadusliku uurimise instituudid, milledes tuhanded nõukogude keemikud uurivad teaduslikke ja rahvamajanduslikke probleeme.

Meie keemiateadus ja keemiatööstus kulgevad ja arenevad oma, kapitalistlikest maadest sõltumatuid teid mööda ja võtavad aktiivselt osa üldrahvaliku ülesande lahendamisest, mille on püstitanud meie kodumaa töötajaile seltsimees Stalin — majandusliku aluse ehitamisest üleminekuks kommunismile.

---

## SISUKORD

Sissejuhatus . . . . .	3
1. Ainete maailmas . . . . .	4
2. Õhk . . . . .	24
3. Põlemine ja oksüdeerumine . . . . .	28
4. Vesi . . . . .	34
5. Maak ja kütus . . . . .	45
6. Toit ja toitumine . . . . .	51
Järelsõna . . . . .	59

Toimetaja R. Mägi.

Kaane kujundus F. Valdvere.

Tehniline toimetaja E. Plaks.

Korrektorid L. Golberg ja  
J. Hansen.

Ladumisele antud 5. I 1952.  
Trükkimisele antud 29. III 1952.  
Paber 54×84 sm, <sup>1</sup>/<sub>16</sub>. Trükiarv  
8000. Trükipoognaid 4. Formaa-  
dile 60×92 kohaldatud trüki-  
poognaid 3,28. Arvutuspoognaid  
3,58. Tellimise nr. 148. MB-06234.  
Trükikoda „Ühiselu“ Tallinn,  
Pikk 40/42.

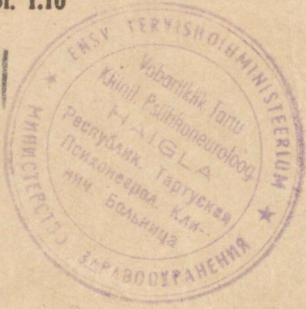
Nominaal 1952. a. hinnakirja  
alusel.

На эстонском языке.

Hind rbl. 1.10

Rbl. 1.10

0.11



A  
16558

...7791280

TÜ RAAMATUKOGU



1 0300 00779128 0