

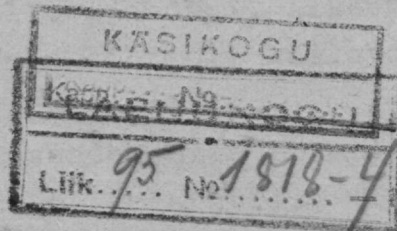
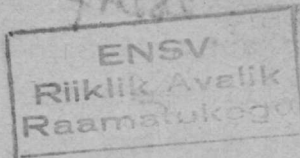
~~13753~~



Anorgaanilise keemia põhijooni.

— x —

Tallinna Tehnikainstituudi keemia professor E. JAAKSON'i
loengud Sv. Tehnikakoolis.



Sv. Tehnikakool.
1937. a.

Ar 937C
Jäakson

AR Fr. R. Kreutzwaldi
nim. ENSV Riiklik
Raamatukogu

28247

Ar 937C

Keemia loengud 1936/1937.

Prof. JAKSON.

Igal teaduslikul distsipliinil on omad ülesanded ja sihid, samuti ka keemial. Missugused on need keemia ülesanded ja sihid? Kõige selgema pildi saame, kui lühidalt vaatleme, kuidas ajaloo kestes keemia on arenenud. Keemia arenemise kestes on keemia ülesanded ja sihid olnud muutlikud. Keemilised oskused ja teadmised on sama vanad kui inimsugu. Keemia teadus sai arenema hakata alles siis, kui vaatlusi ja katseid keemia alal hakati tegema kindlal alusel ja kindlate sihtidega.

Juba vanal ajal oli tuntud kuld, vask, hõbe ja tina; vanad egiptlased mõistsid klaasi valmistada, kasutati värve jne. Kõik need keemilised teadmised põhjenesid aga juhuslikel tähelepanekuil. Enam süstemaatiline otsimine keemilisel alal algas umbes 4 sajandil e.Kr. See oli n.n. alkeemia ajajärk. Seal juba sai keemia teatava kindla ülesande ja hakati katseid ja uurimusi keemia alal süstemaatilikult tegema. See kindel ülesanne oli nimelt vähemväärtuslikest aineist, metallidest kulla valmistamine. Seega 4 sajandil algas uus arenemise ajajärk keemia alal, ilmus teatav kindel ülesanne - kulla leidmine teistest metallidest. Kuidas tekkis see ülesanne?

Tol ajal tunti juba mõnda metalli, muuseas ka elavhõbedat. Leiti, et vaske ja tsinki kokku sulatades võis saada väliselt kullataoline metall. Kuna kuld ja üldse metallid on läikivad ja elavhõbedal on see läige, siis arvati, et kui elavhõbedale värvlit juure lisada, siis pidi saadama kulda. See kulla valmistamine oli tingitud puht faktilisest huvist. Suured teened seisavad selles, et siin hakati laboratoorselt katsetama. See oli alkeemikute suuremaks teeneks. Kuld nad ei leidnud, leidsid aga suure hulga keemilisi reaktsioone. See ajajärk keemias kestis kuni 16.-17. sajandini. Alkeemikute kaudu sai keemia aga ka ebapopulaarseks. Kuna siht oli kullavalmistamine, oli seal mängus ka igasugu pettureid ja aferiste.

16. sajandil sai keemia teise ülesande. Siis hakati põhjalikumalt tegelema bioloogiliste küsimustega, ka arstlise tegevusega. Leiti, et bioloogilised protsessid tekivad keemilistest muudatustest kehas. Arvati, et näit. haigused on põhjustet sellest, et mõnda ainet on kehas kas vähe või liiga palju. Näiteks katku puhul arvati, et kehas on liiga vähe elavhõbedat. Sellele vastavalt katsuti haigusi siis ka keemiliselt ravida. Sellest alates seisab keemia paar aastasada arstiteaduse ülesannete rakenduses. See oli n.n. jatrokeemia ajajärk. See ajajärk kestab umbes 18. sajandi keskpaigani või lõpuni. Paralleelselt sellega püüti kogu aeg valmistada uusi aineid

ja vanu analüseerida puhtteaduslikul alusel.

Puhtteaduslik keemia areng kestab 18. sajandi lõpust kuni praeguse ajani. Tõeline keemia areng algas vast siis, kui hakati uurima kvantitatiivselt ühendite koosseisu.

Vaadeldes keemiat tänapäeval, on aruseadav, et praegune tsivilisatsioon kindlasti poleks mõeldav keemiata. Keegi ütleb võibolla pisut liiäädades: "Kui meil puuduks praegune keemiline suurtööstus, puuduks võimalus vävelhappe ja lämmastikhappe saamiseks, siis näeks meie tsivilisatsioon hoopis teisiti välja. Meie ei saaks rauda, puuduks masinad jne. Mispärast sel vävel- ja lämmastikhappel on nii suur tähtsus? Maagid saadakse suurel hulgal lõhkeainete abil lõhutud kaljudest. Kui meil aga lõhkeaineid pole, mille valmistamiseks on vaja HNO_3 ja H_2SO_4 , siis ei saaks meie ka maske. Ka värvaineid ei saaks praegusel hulgal.

Arstirohtude valmistamine põhjeneb ka keemiale. Arstitohte valmistatakse praegu süstemaatiliste katsete abil.

Moodne sõjapidamine poleks ka ilma moodsa keemiata mõeldav (lõhkeained ja sõjagaasid).

Nii siis ajaloo on keemia sihid ja ülesanded olnud muutlikud, kuni keemia muutus puhtteaduslikuks, kindlaalusliseks. Nüüd on keemia peamine siht aine tundmaõppimine, uute ainete valmistamine antud ainetest, antud ainete uurimine - analüüs jne. Füüsika ja keemia mõlemad teotlevad aine tundmaõppimist. Lahturinekud: füüsika tegeleb kehade kui niisugustega, keemia aga tegeleb peamiselt nende muudatustega, mis aines eneses aset leiavad. Päris kindlat piiri füüsika ja keemia kui teaduste vahel on raske tõmata seepärast, et on teatud piirid, kus nende ülesanded tihedalt kokku puutuvad. Need piirialad on distsipliinideks kujunenud: füüsikaline keemia, uurib missugused füüsikalised muudatused keemiliste muutustega kaasas käivad ja keemiline füüsika - tegeleb peamiselt õpetusega aatomi struktuurist jne.

Keemia ise jaguneb anorgaaniliseks ja orgaaniliseks keemiaks. Vahe: orgaaniline keemia on n.n. süsinikuühendite keemia, kuna kõik ühendid kuuluvad anorgaanilise keemia valdkonda. Siis veel analüütiline keemia - tegeleb analüüsi meetoditega, kuidas lihtsaid lihtsateks aineteks eraldada ja kuidas kvantitatiivselt ainete koosseisu uurida.

Keemiline tehnoloogia - kuidas valmistada keemiliselt tööstussaadusi. Biokeemia ja teised. Alajaotusi on üldse palju.

Üks tähtsamist keemia ülesannetest on aga ainete valmistamine ja tundmine, uurimine. Aine tundmaõppimise juures kõigepealt katsume kindlaks teha aine füüsikalised omadused - värv, aggregaatoolek, amorfisus või kristallsus, erikaal, elektrilised omadused, aine muutumine

temperatuuri mõjul, aine sulamis- ja keemistemperatuur jne. Keemiliste vaatluste hulka kuuluvad - lõhna ja maitse kindlaksmääramine. Maitse määramine on hädasohtlik. Keemilistest katsetest edasi - viiakse antud aine kokku mõne teise ainoga ja vaadeldakse, missugune on nende ainete vastastikune mõju. Keedusool ja suhkur vees lahustuvad. Siis edasi juba puhtkeemiline katse on see, kui kahe aine reageerumisel tekib uus aine. Katse raua ja väävliga: kui rauapuru ja väävli segada ja kui segu valmistada külmalt, siis ei toimu mingit keemilist reaktsiooni. Kui seda segu aga soojendada, siis tekib uus aine väävelraud(FeS) - väävli ja raua ühendus. Sel ühendil on lahkumisevad omadusi väävli ja raua mehaanilisest segust. Väävli ja raua segust võime raua magneti abil eraldada, sest raud on magnetiline. Väävelraud aga magnetiline pole. Kui võtame väävli ja raua segu, siis saame väävli eraldada sel teel, et väävli eraldame aines, kus ta lahustub, näiteks süsinikus. Saame väävelsüsiniku. Aurutame väävelsüsiniku ja vaatame, kas jääki on. Väävel sadeneb välja. Näeme, et saab väävli eraldada. Väävelrauaga (kuumutatud segu) seda aga ei saa. Samuti pole väävelraud ka magnetiline. Väävelt väävelsüsinikuga välja aurutada ei saa. Uue keemilise ühendi omadused on täiesti lahkumisevad nende ainete omadustest, millest aine tekib. Uue aine omadused muutuvad hüppeliselt ja on jäävad, lihtsalt - meie enam neid aineid kätte ei saa, millest ühend tekkis. Väävli ja raua segu on näide n.n. mehaanilistest segudest. Mehaanilises segus võime aineid segada ükskõik missuguses vahekorras. Niisugused mehaanilised segud on veel n.n. ebahühtlased ehk heterogeensed segud; heterogeensed seepärast, et meie võime üksikuid osi palja silmaga selgesti näha. Vett ja suhkurt segades tekib ka segu, aga kui suhkurt liiga palju pole, tekib ühtlane ehk homogeenne segu, kus me osakesi palja silmaga enam ei näe. Lahude homogeenne segu puhul aineid igas vahekorras segada ei saa. Keemilistes ühendites on need ainete vahekorrad, millest ained tekivad, täiesti kindlad. Põhjaegu kõik toorained, looduslikud ained on segud, kas siis mehaanilised segud või lahud (näit. vesi, õhk).

Üks keemia ülesandeid on kõigepealt - segudest saada puhtaid keemilisi aineid. Harilikult on puhta keemilise aine saamine võrdlemisi lihtne, kuna aine analüüs on palju keerulisem.

Kurnamine on üks operatsioon, kuidas eraldada ainet segust. Harilikult tarvitatakse kurnamiseks paberit, mis on urbne ja läbi lasseb ainult teatava läbimõõduga terakesi. Kurnamiseks tarvitatakse ka põletatud urbseid savi- ja portselaanplaate.

Segusid saame eraldada ka n.n. dekanteerimise teel - lahustaja valatakse lihtsalt pealt ära.

Segude eraldamiseks võib ka ära kasutada komponentide erikaalude vahet segu tsentrifugeerimise puhul. Tsentrifugaaljõud viskab väljapoole raskemad aine osad.

Vedelike puhul kasutatakse võtet, et vedelik lihtsalt aurutatakse ära (näit. väävelsüsinikust - väävel).

Destilleerimise abil saame vee ja piirituse segust kätte piirituse. Piiritus aurab 80° ja vesi 100°C juures. Vedelik muudetakse auruks, see juhitakse külmemasse keskkonda, kus ta kondenseerub.

Segude komponentideks lahutamise võimalus on veel väljakülmetamine.

Segudest saame keemiliselt puhtaid ained. Neid puhtaid aineid võime veel edasi analüüsida. See on juba keerulisem. Missugustest ainetest segude komponendid koosnevad? Siin üldiseid lihtsamaid operatsioone üles lugeda pole võimalik, siin on palju komplekseeritumad operatsioonid. Edasi analüüsides lõpeks jõuame tulemusele, et on teatud ained, mida keemiliste abinõudega enam edasi analüüsida ei saa, n.n. lõhkuda pole võimalik. Tuleme lihtainete ehk keemiliste elementide juure. Umbes mõned aastad tagasi oldi arvamusel, et elemente üldse pole võimalik lõhkuda. Müüd on aga leitud element, mis iseeneest lõhkenevad (raadium). Teiseks on leitud aga ka elemente mida puhtfüüsikaliselt saab lõhkuda suurte energia hulkadega (näit. miljon volti jt.).

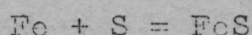
Alkeemikute 1000 aastased katsed näitasid, et odavatest ainetest kulda saada pole võimalik; tuldi arvamusele, et elemendid on muutumatud. Uuemal ajal leiti, et elemente on võimalik muuta, aga väga suurel füüsikalisel mõjutusel. On 56 - 58 elementi, mis tihemini ette tulevad. Üldse on praegu tuntud 90 elementi. Elementidest kõige levinenum on hapnik (45,5%), räni (25,3%) jt.

Elementi mõiste arenemine: Vanad kreeklased oletasid, et aine (maailm) koosneb teatavatest algelementidest ja neid enam edasi lahutada pole võimalik; sealjuures nende elemendi mõiste oli täiesti erinev meie elemendi mõistest. Neil oli vaid 4 elementi: maa (muld), vesi, tuli ja õhk. Need elemendid pidid sümboliseerima teatud üldisi omadusi: vesi - niiskust, maa - külma, tuli - kuiva ja õhk - soojust. Hiljem ei saadud enam nende elementidega läbi. Keskajal tuli juure neile elementidele elavhõbe, väävel ja sool. Elavhõbe pidi sümboliseerima metallilist printsiipi, väävel - tules muutumise võimet ja sool - tulekindlust.

Segudest võib saada puhtaid keemilisi aineid ja neid omakorda lahutada elementideks. Ümberpöörduvalt võib elementidest ühendeid saada. Vaatame reaktsioonide tüüpe:

1. Süntees ehk ühinemise reaktsioon.

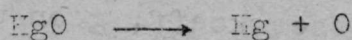
Sa me väävelraua väävli ja raua segu kuumutamisel



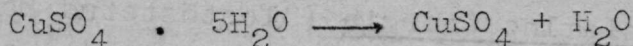
Selle reaktsioonitüübi hulka kuulub ka põlemine.

2. Lagunise reaktsioon ehk analüüs.

Elavhõbeda oksüüd kuumutades laguneb elavhõbedaks ja hapnikuks:



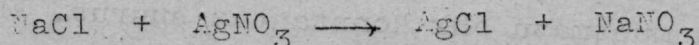
Sinine silmakivi ehk vasksulfaat sisaldab n.n. kristallisatsioonivett. Kui seda kuumutada, siis vesi aurab ära ja sinine vasksulfaat muutub ilma veeta valgeks vasksulfaadiks.



Need kaks reaktsioonitüüpi - süntees ja analüüs - on reaktsioonide põhitüübid. Edasi on veel

3. Kaksikümberasetus.

Keedusoola ja hõbedanitraadi lahust tekib uus aine, hõbedakloriid, mis välja sadeneb



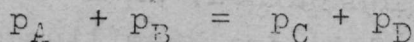
Cl asetus hõbeda juure ja NO_3 rühm asetus Na juures.

4. Asetusreaktsioon ehk substitutsioon.

Kui vase soolalahusse asetada mingi raudese (näit. raudnael) siis vask sadeneb raua peale.

$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$, siin nagu vase asemel astuks raud, kuna vask sadeneb välja.

Kui kaks ainet A ja B reageerivad ja selle tagajärjel tekivad uued ained C ja D ning nende kaalud on vastavalt PA, PB, PC ja PD, siis



Neid katseid hakati tegema kvantitatiivselt 18. sajandi lõpul: Venemaal Lomonossov ja Prantsusmaal Lavoisier. Kuumutati metalle kinnistes klaastorudes, siis kaal ei muutunud, kuna lahtise õhu käes kuumutades kaal muutus (hapnik tuleb juure, süsihapugaas eraldub). Löödunud sajendil tegi neid katseid Landhold, kasutades selleks juba väga täpsoid kaale. Landhold töötamisel kasutas erilisi kinniseid anumaid.

Leiti, et kaalunise täpsuse piirides see seadus on maksev. Seda seadusopärasust nimetatakse kaalu ehk massi alalhoidmise seaduseks. (Kaal on proportsionaalne suurus aine massile).

Ainete kaal, mille vahel reaktsioon toimub, on võrdne samas reaktsioonis tekkinud ainete kaaludega. Üldiselt: ainete muutusel materia ei keo, ei või aga ka mittemillegist tekkida. Kas see koefitsient g on erinev erinevate ainete juures, kas ta oleneb aine koosseisust. Juba Newton katsus seda küsimust lahendada pondli kat-

setega

$$t = \sqrt{\frac{l}{g}}$$

Mitmesuguste erinevate keemiliste ainete puhul ühesuguse pendli pikkuse juures saadi ühesugune aeg. Seepärast erinevate keemiliste ainete juures see koeff. g on ühesugune.

Teine põhipanev looduse seadus on energia alalhoidmise seadus. Energia on võime tööd teha. Keha on teatava energia tagavara sees, kui see keha on võimeline tegema tööd. Energia laguneb liikideks: 1. potentsiaalne energia (ülestõstetud haamer, üleskeeratud vedru), 2. kineetiline energia (lendava kuul, visatud kivi jt). Energia liigid ja avaldused on ka soojus, valgus, elekter ja magnetism.

See energia alalhoidmise seadus ütleb: Kui on antud mingi kinnine süsteem, siis selles kinnises süsteemis on kõikide energia-liikide summa muutmatu ehk konstantne suurus. Ehk. energia ei või hävida ega uuesti tekkida, vaid energia võib ekvivalentselt muuta vaid ühest liigist teise.

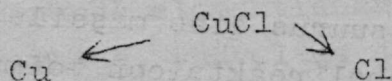
Ka keemiliste reaktsioonide puhul on samuti maksev seadus. Sõe põlemisel tekib soojus - keemiline energia muutub soojuseks.

Keemilist energiat võib muuta ka valguseks, aga üldiselt soojuse energia arvel, otsekohe aga harva (fosforestsenti nähted, mädanevad puud, jaaniussikesed jt.).

Keemilist energiat saab ka elektrienergiaks muuta (tinaakumolaator, kuiv element jt.).

Samuti võimalik (näiteks lõhkeained) on keemilist energiat muuta mehaaniliseks energiaks. Siin aga keemiline energia ennem muutub soojuseks ja alles soojuse mõjul lõhkeaine omab oma hävitavad omadused.

Ümberpöörduvalt: me võime ka teisi energialiike keemiliseks energiaks muuta. Kõigepealt võime soojust keemiliseks energiaks muuta. Ka elektrienergiat võime muuta keemiliseks energiaks. See toimub nimelt iga elektrolüüsi puhul. Asetame vaskkloriidi lahuse söest elektrodid ja juhime voolu läbi (tavalisest taskulambi patareist), siis ühel elektroodil eraldub vask ja teisel elektroodil kloor.



Edasi võib ka valguseenergiat muuta keemiliseks energiaks. hõbedakloriid valguse mõjul laguneb osaliselt oma komponentideks. Praktiliselt kasutatakse seda päevapildistamisel.

Mehaanilise energia muutmise võimalus keemiliseks energiaks on väga piiratud. Saab kaudselt küll, näit. elektrienergia kaudu. Otseselt saab näit. kui hõbedakloriidi kaua hõõruda uhmris.

Kõige rohkem tuleb ette, et soojus muutub keemiliseks ener-

giaks ja ümberpöördukt.

Kütteväärtust ja toitaine väärtust hinnatakse ju kalorige abil. Toitaine väärtus seisab aeglases põlemises organismis.

Keemiliste reaktsioonide puhul siin siis kas soojus eraldub või soojus tarvitatakse ära.

Reaktsioone, kus soojus eraldub, nim. eksotermilisteks ja reaktsioone, kus soojust tarvitatakse, nim. endotermilisteks reaktsioonideks.

Keemilisest ühendist saame selge ettekujutuse, kui tutvume nende seadusepärastega, mis keemiliste reaktsioonide puhul maksavad.

Oletame, et me oleme saanud keemiliselt vett. Nendel vee proovidel, mis mitmesugusel viisil keemiliselt saadud, on kvantitatiivne koosseis ühesugune. See küsimus oli möödunud sajendil alul keemikute seas päevakorral, kusjuures oli kahesuguseid seisukohti. Leiti, et kui ainel on kõik omadused identsed, siis on ka keemiline koosseis sama. See on n.n. keemilise koosseisu seadus.

Ümberpöördukt ei ole alati õige, n.n. isomeersed ained, s.t. ühesugune keemiline koosseis ei taga alati ühesuguseid füüsikalisi omadusi näit. O ja O₂ (ozaan), kui kuumutame näiteks kinnises portselaannõus magneesiumlinti, siis ta ei põle nii kiirelt ja ta muutub magneesiumoksiidiks. Kaalume:

Tiigel + Mg	12,098 g
Tiigel tühjalt	11,345 g
Magneesium	0,753 g.

Kuumutame tiigelt, milles Mg. Kuumutamisel tekib MgO. Kaalume nüüd tiigeli ühes magneesiumoksiidiga:

Tiigel + MgO	12,593 g
Tiigel	11,345 g
MgO	1,248 g

Koosseis antakse tavaliselt komponentide protsentides:

1,248 MgO	0,753 g Mg
100	x
<hr/>	
	x = 60,26

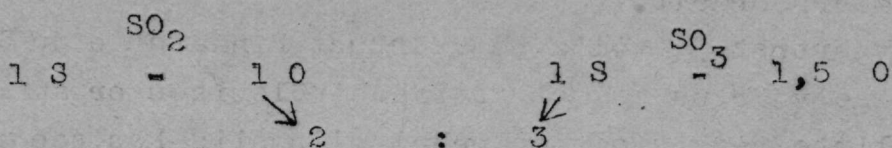
Seega MgO koosseis protsentides on siis: Mg 60,26%
O 39,74%

Raud annab väävliga kaks ühendit, kusjuures Fe protsent ühes ühendis on 63,53% ja teises ühendis 46,53%. Väävli protsent vastavalt 36,47% ja 53,45%.

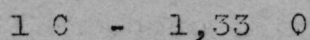
Väävelraud: Fe 63,53%	Püriit: Fe 46,55%
FeS S 36,47%	FeS ₂ S 53,45%
Ühe kaaluosa Fe peale tuleb 0,5742 kaaluosa S.	Ühe kaaluosa Fe peale tuleb 1,148 kaaluosa S.

↘ 1 : ↙ 2

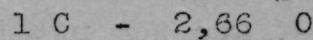
Vaatleme veel väävli ja hapniku ühendeid:



Vingugaas CO



Süsihapugaas CO₂



Paljude analüüside põhjal on jõutud niisugusele seadusepäärasele:

Kui kaks elementi mitu keemilist ühendit teineteisega annavad, siis on elementide kaalulised hulged, mis lahkuminevates ühendites sama hulga teise elemendiga seotud, tervearvulistes vahekorradades.

See on n.n. kordsete proportsioonide seadus ehk tervearvuliste vahekorradade seadus. (Daltoni seadus).

Tabel, kus analüüsitud rida hapendeid:

Cu	%	79,89	O	%	20,11	8	-	31,78	Cu
Hg	%	92,61	"		7,39	8	-	100,30	Hg
H	%	11,19	"		88,81	8	-	1,008	H

Arvestame välja, kui palju Cu, Hg ja H tuleb 8 kaaluosa hapniku peale.

Vaatame sama elementide ühendeid väävliga. Analüüsides leiame:

Cu	%	66,48	S	%	33,52	Arvutame nende andmete põhjal,
Hg	%	86,22	"		13,78	kui palju tuleb väävlit 31,78
H	%	5,91	"		94,09	kaaluosa Cu kohta:

$$\begin{array}{r}
 31,78 - x \\
 66,48 - 33,52
 \end{array}$$

$$x = 16,03$$

8 kaaluosa hapnikku ühinevad 31,78 kaaluosa vasega. Seesamane kaaluhulk vaske ühineb 16,03 kaaluosa väävliga. Samane on lugu ka Hg ja H puhul.

Tähendab: hapnik ühineb ühendites 8 kaaluosaga, väävel 16,03 kaaluosaga jne.

O	-	8
S	-	16,03
Cu	-	31,78
Hg	-	100,30
H	-	1,008

Missugustes kaalulistest vahekorradades ühinevad väävel ja hapnik?

Need vahekorrad peaksid olema 8 ja 16,03. Niisuguseid ühendeid pole teada; on aga teada ühendeid, kus S ja O on vahekorradades:

16,03 3 x 8 SO₂
 16,03 3 x 8 SO₃

Iga elemendi jaoks võime leida kaalulise hulga, millega see element ühineb keemilistes ühendites teiste elementidega. Need kaalulised hulgad on n.n. ühinemiskaalud.

Neil ühinemiskaaludel on aga ka teine tähendus: Need ühinemiskaalud võivad teineteist asetada. CuS c võime 31,78 kaaluosa vaske asetada 100,30 kaaluosa Hg-ga, saame HgS, uue ühendi.

Need on n.n. ekvivalentkaalud, sest need kaaluosad on ekvivalentsed.

Ekvivalentkarl on see elemendi kaaluline hulk, mis 8 kaaluosa hapnikuga ehk 1,008 kaaluosa vesinikuga ühineb või need vesiniku ja hapniku kaaluosad ühendites asendab.

Keemilised ühendid tekivad nii, et ühe elemendi ühinemiskaal ühineb teise elemendi ühinemiskaaluga või teise elemendi ühinemiskaaluga korrutatud terve arvuga.

See on n.n. ekvivalentkaalude ühinemisseadus.

C ühinemiskaal analüüsi tulemusena on 3,00

C O
 12 16 vingugaas.

Kui tahaksime vingugaasi kujutada valemina arvesse võttes ühinemisseadusi, siis saaksime:

C₂O - see valem on saadud ühinemiskaalude alusel.

Mitmesugustel teoreetilistel ja praktilistel kaalutlustel tarvitatakse ühendite koostamisel mitte ühinemiskaale vaid aatomkaale.

Need aatomkaalud on samasuured kui ühinemiskaalud või ühinemiskaal korrutatud täisarvuga:

O	-	8	16,00
S	-	16,03	32,06
Cu	-	31,78	63,57
Hg	-	100,30	200,60
H	-	1,008	1,008
C	-	3,00	12,00

Mõnel elemendil võib olla enam kui 1 ühinemiskaal. Need on need elemendid, mis võivad esineda mitmeväärsena. Nii näiteks kaheväärsel vase ekvivalentkaal on 31,78; üheväärsel vase ekvivalentkaal on aga 63,57.

Ekvivalentkaaludega tuleb ette raskusi.

Aatomkaalud on igal elemendil kindlad.

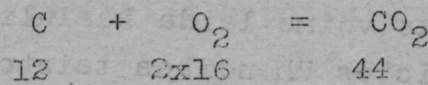
Üldiselt aatomkaalud on suuremad, seepärast vastavad koeffitsiendid on vähemad:

CO - vingugaas aatomkaalu alusel.

12:16

Igakeemiline valem annab ühtlasi ka kvantitatiivselt elementide hulga, millest see ühend koosneb. Keemiline võrrand on

ka kvantitatiivne avaldis



Iga keemiline võrrand allub massi või kaalu alalhoiduseadusele ja teiseks annab võrrand teada ka seda, kui palju kaaluliselt tekib üht või teist ainet.

Vaatleme, kuidas on analüütiliste andmete varal võimalik leida keemilise ühendi valemit, kui peale selle on teada aatomkaalud:

Olgu meil ühend, mis koosneb:

Na	32,38%
S	22,57%
O	45,05%

Kui palju aatomkaale on 32,38 kaaluosas?

$$\frac{32,38}{3} = 1,048$$

Kui palju on 22,57 ühendi kaaluosas väevli aatomkaale?

$$\frac{22,57}{32,06} = 0,705 \text{ ja hapniku jaoks}$$

$$\frac{45,05}{16,00} = 2,83$$

Aatomkaalud on keemilises ühendis niisuguses vahekorras:

Na	1,408	2	
S	0,705	1	Na ₂ SO ₄
O	2,83	4	

Väljendame aatomkaalud tervearvulistest vahekorradest, saamegi keemilise valemi.

Katsete alusel on võimalik leida ka reaktsiooni valemit.

On teada, et 2 g Fe annab 2,86 g rauaroostet. Vaatleme, kuidas on rauarooste valem ja kuidas seda roostetamisprotsessi tuleks juba kujutada võrrandina.

$$2 \text{ g Fe} \frac{2}{55,84} = 0,0358 \text{ (on raua aatomkaale 2 g Fe-s)}$$

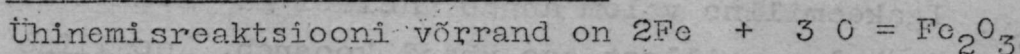
$$0,86 \text{ g O} \frac{0,86}{16,00} = 0,0536 \text{ (hapniku aatomkaale sisaldab 0,86 g O-).}$$

Tähendab, hapniku ja raua aatomkaalude hulkade vahekord rauaroostes on:

$$\frac{536}{358} = 1,498 = \text{ca } 1,5$$

Fe	1	ehk	2	} Tervearvulistest vahekordades.
O	1,5		3	

Saame rauarooste valemi: Fe₂O₃



Nii siis aatomkaale kasutame keemiliste valemite leidmiseks, neid omakorda kasutame keemiliste võrrandite koostamiseks. Need

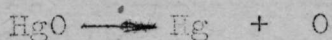
valemid pole mitte ainult kvalitatiivsed, vaid ka kvantitatiivsed.

Need koomilised võrrandid lasevad siis igasuguseid kvantitatiivseid arvutusi teha:

$$\begin{array}{r} \text{Näiteks:} \quad 12 \text{ g söest} \quad - \quad 44 \text{ g } \text{CO}_2 \\ \quad \quad \quad 20 \text{ g} \quad \quad \quad - \quad x \\ \hline \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad x = \end{array}$$

H a p n i k.

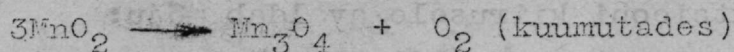
Hapnik on levimise poolest esimesel kohal maakeral, leidub teda looduses ka 50% kõigist elementidest. Õhust leidub hapnikku umbes 20%, vees umbes 89%. Ajalooliselt saadi hapnikku õige varakult - 18. sajandi lõpul sai Priestley hapnikku elavhõbeda oksüüdi kuumutamises. Kuumutamisel elavhõbeda oksüüd laguneb komponentideks: elavhõbedaks ja hapnikuks.



Samal ajal sai hapnikku rootsi keemik Schüle salpeetrist. Priestley nimetas hapnikku "hääks õhuks". Õhu koosseisu ei teadnud ei Priestley ega ka Scheele. Kasutas P. ja S. andmeid asus Lavoisier õhu koosseisu uurimisele. Tema oli esimesi, kes kvantitatiivselt aine koosseisu hakkas uurima. Priestley arvas, et kui HgO kuumutamises saab Hg ja O, siis peab tekkima ka ümberpööratud reaktsioon. Priestley kuumutas elavhõbedat alla 400°, kusjuures esimesel päeval pole tekkinud midagi. Teisel päeval hakkasid elavhõbeda pinnale tekkima punased tilgakused. Edasi kuumutamises oksüüdi hulk suurenes. See katse kestis tal 12 päeva. Ta mõttis ära, kui palju mahuliselt elavhõbe oli hapnikku sidunud ja leidis, et üks kuendik (täpselt aga üks viiendik). Sega gaasi, mis järgi jäi, uuris ta ja leidis, et hiir temas lämbus. Selle tõttu nimetas ta selle gaasi "a zoen" (azote - elu mittoalalhoidov). Meie nimetame seda gaasi lämmastikuks. Nüüd kuumutas Priestley punast oksüüdi üle 400° ja sai sealt hapniku - oksügeniumi (hapetetekitaja).

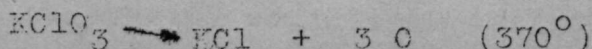
Kõige enam saadakse tehniliselt hapnikku vedelast õhust destillatsioonil teel, nimelt aurub lämmastik varem kui hapnik. Laboratooriumis saadakse hapnikku hapenditest.

MnO₂ (pürolüüsit ehk Mnlihapend)



KClO₃ (kaaliumklorat, Bertholet'i sool).

Pürolüüsiidi ja Bertholet'i soola segu võttes läheb see reaktsioon palju kergemini. Pürolüüsit selles segus mõjub reaktsiooniloo katalüsaatorina, ise ta ei lagune, vaid mõjub reaktsiooni kiirendavalt.



$3\text{FeO}_2 + \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{O}_2$ (400°), segu lahkutades eraldub hapnik juba 200° juures.

Hapniku füüsikalised omadused:

Hapnik on veidi õhust raskem, erikaal 1,105 (kui õhu erikaal on 1). Puhast hapnikku on vees lahustuv. Vedelat hapnikku võib saada, kui gaasi jahutada alla -119°C ja siis kui selle juures rõhku suurendada üle 50 atmosfääri.

Kui gaasi temp. on soe kui kriitiline temperatuur, siis mingi rõhumisega gaasi vedelaks muuta ei saa.

Hapnik on väga aktiivne element, kõrge temperatuuri juures ühineb ta pea kõigi elementidega, välja arvatud väärismetallid. Mingisugune raudtraat õhus ei põle, küll aga hapnikus. Hapnikuga ühinedes elemendid annavad hapendeid.

KCl - kalium chloratum - kaaliunkloraat

KClO₃ - kalium chloricum - kaaliunkloriid.

Nomenklatuur.

Silmaspidades hapniku hulka ühendeid, me nimetame:

1. monooksüüd (CO); diooksüüd (CO₂), triooksüüd jne.

2. alahapend (Cu₂O); cupr-o - oksüüd vask(1) oksüüd

hapend (CuO); cupr-i - oksüüd vask(2) "

FeO ferr-o - oksüüd raud(2) "

Fe₂O₃ ferr-i - oksüüd raud(3) "

Sulgudes on kirjutatud elemendi väärsus, millega element selles ühendis esineb.

Neist hapendite nomenklatuuridest võib tarvitada ükskõik millest.

Metalloidide ühendid annavad vesilahydes happed, s.o. metalloidide hapendid on happelised.

Metallide hapendid on aluslised, s.o. annavad vesilahus alused.

Aeglane põlemine on näit. raua roostetamine. Ka hingamine on aeglane põlemine. Samuti mädanemine, kõdunemine on aeglane põlemine. Niiskuse ja õhu hapniku mõjul toimuvad oksüdatsiooni protsessid, kusjuures põlemine on kord kiirem, kord aeglasem.

Reaktsiooni kiiruseks nimetame ajahükus reageerunud ainete hulka.

Reaktsiooni kiirusele avaldab mõju:

1. temperatuur - üldiselt: kui temperatuuri tõsta 10° võrra, siis reaktsiooni kiirus kasvab 2-3 korda.

2. reageerivate ainete kontsentratsioon - reaktsiooni kiirus on proportsionaalne kontsentratsiooniga. Aine kontsentratsiooni all mõistame aine hulka kas mahu või kaaluühikuis.

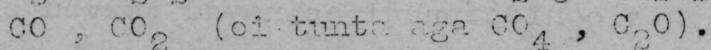
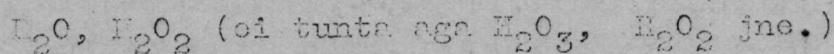
3. reaktsiooni kiirust suurendavad katalüsaatorid (näit. pürolüsiit).

Valents ja väärisus.

Keemilised ühendid moodustuvad seaduspärasuste alusel, mis nende ainete hulki piirab, millest ühendid tekivad.

Kõik elemendid üksteisega ühendusi ei anna, näit. K ja Na, O ja väärismetallid.

Kui aga elemendid ühendeid annavad, siis on nende ühendite hulk piiratud. Näiteks:

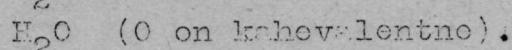
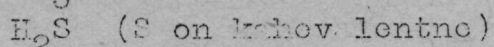
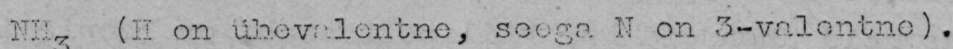


Kõiksugused kombinatsioonid pole võimalikud.

Ühendite arvu piirab elementide valentsus või väärisus.

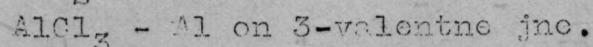
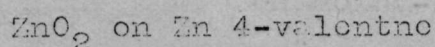
Elemendi aatomkaalul on omadus ühineda teise elemendi aatomkaalude teatava kindla arvuga. Seda omadust nimetatakse valentsuseks. Valentsuse ühikuks võetakse vesiniku aatomkaalu valentsus, mis loetakse üheks (1).

Kui mõni element ühineb 2 vesiniku aatomkaaluga, siis selle elemendi valentsus on 2.

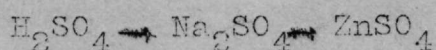


Näiteks seega võtame vesiniku valentsuse.

Aatomkaalu valentsust ei tarvitse alati sugugi vesiniku valentsuse abil kindlaks teha. Päälegi vesinik ei ühine paljude elementidega. Kui meil juba kord on teada, et näit. O on kahevalentne, siis ühendis



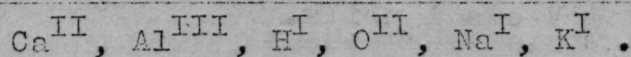
Veel on võimalus elemendi valentsi kindlaks määrata, kui vaadeldakse, mitu valentsi see element asetab.



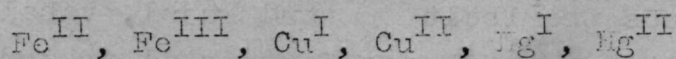
2 Na asetab 2H, seega Na on 1-valentne

Zn asetab 2H aatomid, tähendab Zn on antud juhul 2-väärne

Üldiselt: elemendi aatomkaalu valentsus on vesiniku või mõne teise 1-valentse elemendi aatomkaalude hulk, millega see element ühineb või ühendites asendab.



On aga ka elemente, kus väärisus on muutuv. Ühes ühendis on niisugune element ühesuguse väärisusega, teises ühendis teistsuguse väärisusega.



Vastavalt nende elementide väärisusele moodustuvad keemilised ühendid.

Fe	- II	- ekvivalentkaal 100,305, aatomkaal 200,61
Cu	II	- " - 31,8 - " - 63,6

Elementide väärisuse saame, kui aatomkaalu jagame ekvivalentkaaluga.

Elementide valentsust võib ka nii defineerida:

Elementide valentsus on ekvivalentkaalude arv aatomkaalus.

Ka elementide rühmad omavad valentsuse.

H_2SO_4	Na OH
H_3PO_4	Ca (OH) $_2$
H NO $_3$	MgSO $_4$

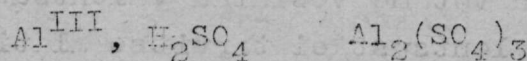
Keemiliste reaktsioonide puhul esinevad terved elementide rühmad teatava tervikuna. Neid rühmi nimetatakse ka radikaalideks. Need radikaalid lähevad tervikuna üle ühest ühendist teise. Ka need radikaalid omavad valentsust.

Rühm	SO $_4$	- 2-valentne
"	PO $_4$	- 3-valentne
"	NO $_3$	- 1-valentne jne.

Teades kõikide elementide ja üksikute radikaalide võimalikud valentsid, võime alati puhtteoreetiliselt koostada ühendite valemeid. Kas neid ühendeid praktiliselt saab, on hoopis iseküsimus.

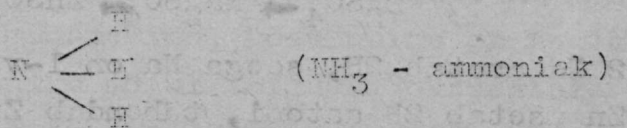
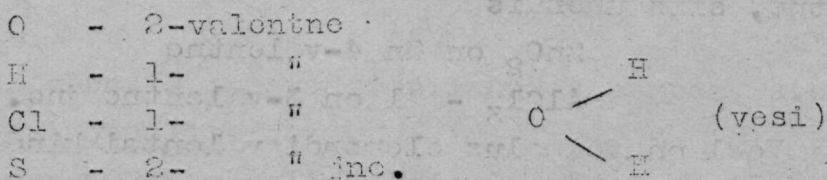


Valentsid peavad olema vastastikku küllastatud:



Kõik valentsi ühikud on vastastikku teineteisega seotud.

Struktuurvalemeid tarvitatakse peamiselt orgaanilises keemias



Anorgaanilises keemias ei mängi struktuurvalemeid kuigisuurt osa.

V e s i n i k .

Vesinik oli tuntud juba 16. sajandil. Lähemalt uurima hakati vesinikku 18. sajandi lõpul. Leiti, et vesinik põleb, annab hapnikus põledes vee. Sellest ka nimetus "hüdrogeenium"; vesinikku leiab looduses peamiselt vedatud kujul, vabalt vaid vulkaanides, meteoriidides, päikeses ja teistel tähtedel.

Vees on vesinikku umbes 11%. Ühenduses süsinikuga on vesinikku looduses looma- ja taimorganismides jne.

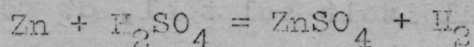
O - 100

Si - 58

H - 50

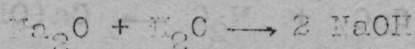
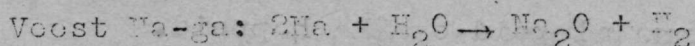
Kui loome hapniku atomkaalude arvu 100-ks, siis korraldub vesinik III kohale.

Vesinikku saadakse, kui mõjutatakse happega metalli peale. Kui tahetakse vesinikku saada suuremal hulgal, siis kasutatakse selleks erilist aparatuuri, n.n. Kippi aparaati.



Vesinikku võib saada ka veest elektrolüüsi teel või veelo mõjutades mõne metalliga, näit. Na, milline mõjub veele lahutavalt, mistõttu H vabaneb.

Vesinik on taandav, redutseeriv aine. Ta võtab hapniku ühenditest ära: $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$.



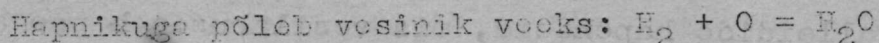
Metallid on kaheksagused:

1. metallid, mis hapetest vesinikku välja tõrjuvad,
2. metallid, mis hapetest vesinikku välja ei tõrju, näit. elavhõbe, hõbe, kuld.

Mis puutub veel lahutamisse metallide abil, siis toimub see ka teiste metallide puhul, näit. Fe, Mg jt. Tekib metalli oksüd, mis ühineb veega.

Vesiniku füüsikalised ja keemilised omadused.

Vesinik on õhust umbes 14,5 korda kergem, seepärast tarvitatakse vesinikku õhupallide täitmiseks. Ta on kõigest gaasidest suurima soojuse juhtivusega. Vesinikku veeldati alles 1900.a. ümber. Selleks on tarvis väga madalat temperatuuri. Tema kriitiline temperatuur on -240° . Kui tema temp. on üle -240° , siis teda mingi rõhumisega veeldada ei saa. Kõik gaasid peale heeliumi muutuvad vedelas vesinikus ära ka vedelaks. Metallide pinnal vesinik adsorbeerub. Kõige vähem adsorbeerub vesinikku raua pinnal (19 - 20 mahtu), kõige rohkem aga pallaadiumi pinnal (900 mahtu). Seda omadust metalli pinnal adsorbeerida kasutatakse tehniliste protsesside läbiviimiseks.



Selle reaktsiooni juures eraldub väga suur soojuse hulk. Seepärast on vesiniku ja hapniku leegi temperatuur väga kõrge (kuni 2500°) ja tarvitatakse nende leeki, n.n. paukgaasi leeki, metallide jootmiseks. Vesinik ja hapnik annavad paukgaasi, mille lõhkejõud on kõige tugevam siis, kui nad vooks põlevad. Et nad ühineks, tuleb nende segu temperatuuri tõsta. Madalama temperatuuri juures toimub segunemine aeglaselt. 300° juures tekib segus vesi paari päevaga, 500° juures tekib vesi mõne tunni jooksul, 600° juures on reaktsioon juba kiirem, kuna 700° juures nende segu juba annab plahvatuse. Hariliku temp., s.o. toatemp. juu-

res vesiniku ja hapniku ühendiseks oleks tarvis 1000 miljoni aastat.

Vesinik annab võrdlemisi vähese elementidega ühendeid, madala temp. juures ühineb vesinik vaid klooriga ja liitiumiga.

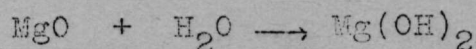
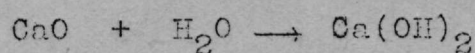
Kuidas liigitatakse anorg. ühendeid:

Lõviosa anorg. ühendeist moodustavad happed, alused ja soolad ja hapendid. (Anorgaanilisi ühendeid on umbes 50.000).

Hapendoid saab üldiselt sel teel, et mõne elemendi peale mõjutakse hapnikuga. Kui see element ühineb hapnikuga, siis on hapendid saadud otseselt; aga hapendid võib saada ka kaudselt.

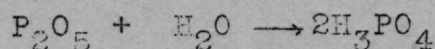
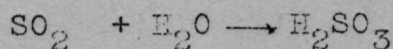
Hapendid jaotatakse: 1. aluslised hapendid, 2. happelised ja 3. indifferentseid hapendid.

Aluslised hapendid vees annavad aluslised lahud, happelised hapendid vees lahustudes annavad happed, kuna indifferentseid hapendid vees ei anna aluseid ega ka happeid.



Kõik metallide hapendid peale mõne erandi on aluslised hapendid.

Metalloidide hapendid on happelised:



Indifferentseid hapendid on näit: CO, NO.

Alused.

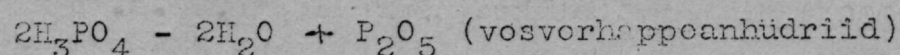
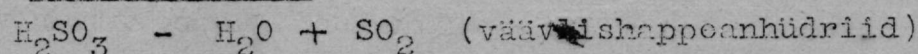
Iseloomustav rühm kõigil hüdroksüüdidel ehk alustel on OH ehk n.n. hüdroksüülrühm. Kõik alused värvivad punase lakmuse siniseks. Niisug. värvained, mida tarvitatakse proovimiseks, kas aine on alusline või happeline, nim. indikaatoriteks.

Alusel on lehelist, mis on libe.

Happed.

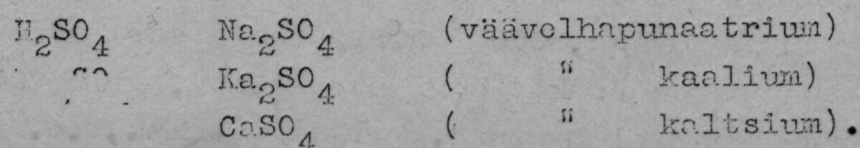
Hapete iseloomustus on ümberpööratud alusele. Igas happes leidub iseloomuliku elemendina H. Happed värvivad sinise lakmuse punaseks. Hapetel on iseloomulik maitse, hapu maitse, kuna alustel on seebi maitse.

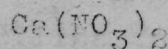
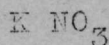
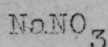
Metalloidide hapendeid, mis vesilahuses happe annavad, nim. anhüdriidideks.



Soolad.

Soolasid võib puhtformaalselt tulutada vastavaist happeist sel teel, et happe vesinik asetatakse metalliga:



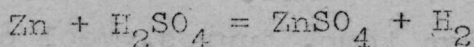


SO_4 , NO_3 , PO_4 jt. rühmad kuuluvad radikaalide hulka ja neid nimet. happejäägiks ehk happe negatiivseks jäägiks. Puhtformaalselt kujutame soolasid sel teel, et happejääk on ühinenud metalliga.

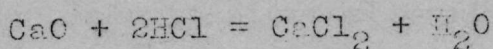
Rahvapärane niminatuur: silmakivi, salpeeter, sooda jt.

Soolade saamine.

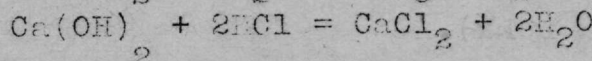
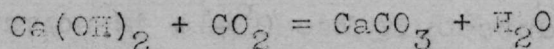
1. Metall + hape:



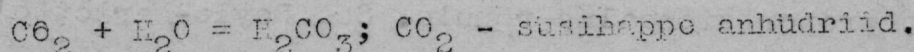
2. Hapend + hape ehk täpselt: hapenoksuud + hape:



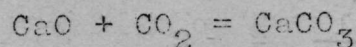
3. Hüdroksiid + hape:



4. Hüdroksiid + happeanhüdriid:



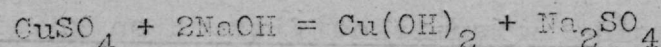
5. Metallihapend + happeanhüdriid:



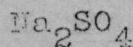
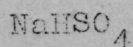
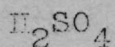
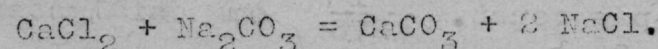
6. Sool + hape (kusjuures tekib uus sool):



7. Alus + sool (tekib jälle uus sool):



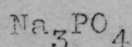
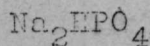
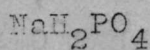
8. Sool + sool (kaksikümberasetuse teel saame uued soolad):



Võime asetada mõlemad või ühe vesiniku aatomi metalliga.

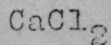
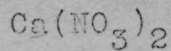
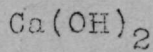
Neid sooli, kus vesinik on järgi jäänud veel, nim. hapudeks sooladeks.

Neid soolasid aga, kus vesinikku enam pole, nim. neutraal-sooladeks.



Tuleb vahet teha neutraalsoola ja neutraalse reaktsiooniga soola vahel.

Soolasid võime puhtformaalselt mõelda tekkinud veel teisel teel:



Ca(OH)Cl - alusline sool.

Alusline sool on sool, kus on säilinud veel (OH)-rühm ehk rühmi. Tuleb jälle vahet teha aluslise soola ja aluslise reaktsiooniga soola vahel.

Gaaside mõõtmine.

Gaaside mahud olenevad rühumisest ja temperatuurist, mille juures neid mahte mõõdetakse. Harilikult mõõdetakse gaasi mahtu atmosfäärilise rühumise juures isesuguste "bürettide" abil, kus juures gaas kogutakse vee peale.

Vesi aurab teatava temp. juures. Veel on iga temp. juures teatud aurupinevus. Gaasi rühumise saamiseks arvame maha selle veeauru rõhu.

Gaaside mahud mõõdetakse antud temp. ja antud rühumise juures ja pärast redutseeritakse 0°-le ja normaalrühumisele (760 mm elavhõbeda sama rõhk).

Kui hoida gaasi temp. konstantsena, siis gaasimaht on pöördproportsionaalne rõhule. See Boyle-Mariotte'i seadus on maksev kõikide gaaside puhul.

$$t^\circ - \text{const.} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{p_2}{p_1} \quad V_1 p_1 = V_2 p_2$$

$$vp = \text{const.}$$

Gaaside paisumiskoeffitsent on kõigil gaasidel ühesugune.

$p = \text{const.}$ $\frac{1}{273}$ oma esialgsest mahust paisub (suureneb gaas 1°C võrra soojendades.

$$\begin{aligned} V_t &= V_o + V_o \frac{1}{273} t = \\ &= V_o (1 + \frac{1}{273} t) = \\ &= V_o (1 + at). \end{aligned} \quad a = \frac{1}{273}$$

See on n.n. Gay-Lussac'i seadus.

Kui nüüd hoiame mahu muutmata, siis gaasirõhk muutub sama seadusepärasuse järgi; tähendab 1°C soojendades läheb rõhk $\frac{1}{273}$ oma esialgsest rõhust suuremaks.

$$V = \text{const.}$$

$$p_t = p_o (1 + at).$$

Kui suur on gaasirõhk ja gaasi ruumala, kui temp. on -273°?

$$V_{-273} = V_0 \left(1 + \frac{-273}{273}\right) = 0$$

$$V_{-273} = 0$$

$$P_{-273} = 0$$

Teoreetiliselt niisug. madala temp. juures gaasil mahtu ehk rõhumist ei ole. Seda temp. loetakse n.n. absoluutseks nulltāpiks. Temp., mis selles absoluutsest nulltāpist loetakse, nimetatakse n. n. absoluutseks temperatuuriks. Temp. absoluutne skaala järgi on temperatuurist C skaala järgi 273° võrra suurem.

$$10^{\circ}\text{C} \quad 10^{\circ} + 273^{\circ} = 283^{\circ}$$

Kõige madalam temp., mis seni kätte saadud, on -272°.

Sisse tuues absoluutse temperatuuri mõiste, võime neid valomoid ja seadusepārasusi lihtsustada:

$$V_1 = V_0 (1 + \alpha t_1) = V_0 \left(1 + \frac{1}{273} t_1\right) =$$

$$= V_0 \left(1 + \frac{t_1}{273}\right) = V_0 \frac{273 + t_1}{273} =$$

$$= V_0 \frac{T_1}{273}$$

$$V_2 = V_0 \frac{T}{273}$$

Jagame I vōrrandi II-ga, saame:

$$\underline{V_1 : V_2 = T_1 : T_2.} \quad \text{kus } p = \text{const.}$$

Gaaside mahud on proportsionaalsed nende absoluutsete temperatuuridega kui p=const.

Kui v=const, siis

$$\underline{p_1 : p_2 = T_1 : T_2}$$

Gaaside rõhumised on vōrdelised absoluutsete temperatuuridega.

Neid valomoid on kergem käsitleda. Näitoks:

Gaasi maht on 300 cm³ 20° ja 740 mm rõhumisel.

Kui suur on maht 0° ja 760 mm " ?

$$\frac{300 \times 740 \times 273}{760 \times 293} = \text{on gaasi maht } 0^{\circ} \text{ ja } 760 \text{ mm rõhumisel.}$$

Õhu rõhumine on 1 atmosfēr. Kui suur on hapniku $\frac{1}{5}$ ja lämmastiku $\frac{4}{5}$ rõhumine? Peab olema vastavalt $\frac{1}{5}$ ja $\frac{4}{5}$.

Daltoni seadus, mille leidis mōõdunud sajandil:

Gaaside segus üksikute gaaside rõhk on n.n. osarõhk ehk partsiaälrõhk.

$$p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$$

Gaaside segu rõhumine on segusolevate gaaside partsiaalrõhkude summa.

Seda seadust tuleb gaaside juures kasutada ka siis, kui gaas püütakse kinni vee peal, sest vesi aurab madal mate temperatuuride juures ja veeauru rõhumise pinovus oleneb temperatuurist.

$$p = p_1 + p_2$$

$$p - p_2 = p_1$$

Veeauru rõhumine teatud temperatuuride juures võetakse harilikult vastavaist tabeleist.

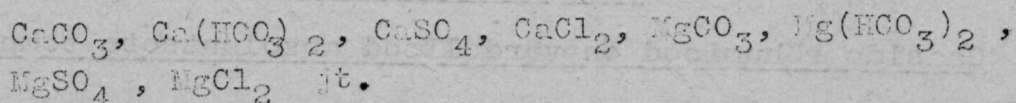
Mõned gaasid ei allu täpselt neile seadustele, need on n.n. ideaalsed gaasid. Kõrvalekaldumised on väikesed.

V e s i H₂O

Vesi on tähtsaim vesiniku ja hapniku ühend. Ta katab ligi 0,75 maapinnast. Väga suurt osa etendab vesi looduses. Igasugused geoloogilised protsessid, mineraalide ümbermuudustamised toimuvad vee abil. Taimede rasvas on vesi tarvilik; inimese organismis on vett, kontides 50%, veres 80%.

Ükski looduslik vesi pole puhas H₂O ühend. Kõige puhtamaks looduslikest veest oleks vihmavesi. Looduslik vesi aurab, destilleerub, koguneb pilvedeks ja sadeneb maha. Ühe kuupmeetri vihmavee destilleerimisel saame 50 g jääki: atmosfärist kaasatud ammoniaaki soolasid, tolmu jt. Jõgedes ja järvedes vesi on jääkidest rikkam, sest vesi maapinnast läbi imbudes lahustab teatud soolasid. Nii leidub selles vees 100-500 g lahustunud aineid ühe kuupmeetri vee kohta. Kõige rohkem lahustunud aineid sisaldab merevesi. Peale mineraalaineid, mis vees lahustunud, võib vees olla ka igasuguseid raskmetalle ja loomariigist, pisilasi, bakteroid. Bakterid tulevad keetes kahjutuks teha, kui seda vett toidu otstarbeks kasutada tahame.

Eerilikus vees leiduvad järgmised mineraalsoolad:



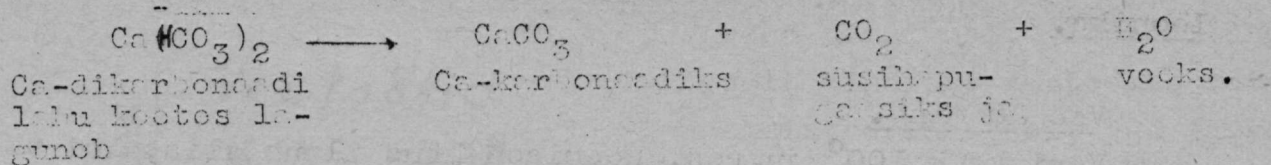
Need soolad võivad teha vee mõneks otstarbeks kõlbmatuks. Ca soolad vees tingivad vee kalkuse ohk karguse. Selle järgi, kas vees leidub Ca soolasid rohkem või vähem, on ka vee kalkus suurem või vähem.

Seep on Na ja rasvahappe sool.

Kui Ca lahust seabivette valada, tekivad lahustamatud ühendid, vesi muutub kargoks.



Karge vesi tarvitab palju rohkem seepi kui pehme vesi.



Ca-dikarbonaadi ja Mg-dikarbonaadi kalkus on mööduv, sest neid ühendeid, mis kalkuse põhjustavad, saab keetes kõrvaldada.

Teiste ühendite kalkus on jääduv, s.o. keetes kõrvaldada ei saa. Niihulgas leidub soovotes ka rauaühendeid.

Keemiliselt puhast vett saab destillatsioonil teel. Vesi muutub auruks, kusjuures destillatsioonil ainult puhas vesi, kuna vees leiduvad ained ei destilleeru. Veeaur juhitakse toru kaudu teise anumasse, kus ta kondenseerub.

Päris puhta vee saamiseks tuleb destillatsioon läbi viia platinanumates, sest teised metallid avaldavad veele teatud mõju. Keemiliselt päris puhas vesi on väga halb elektri juht ja tema takistus on väga suur. See puhas vesi aga klaasiga või õhuga kokku puutudes muutub vee elektrijuhtivus tunduvalt.

Filtreerimisega saab ka puhastada vett. Igas vees leidub baktereid, mis pole kõik aga hädaohtlikud. Bakterid hävitatakse desinfitseerimise teel, s.o. hävitatakse keemiliste vahenditega.

Koduseks puhastamiseks tarvitatakse n.n. Pasteuri filtreid.

Puhta vee füüsikalised omadused:

Vett tarvitatakse n.n. otalloonina, s.t. mitmesuguste füüsikaliste ühikute kindlaksmääramiseks. Kalori päris täpse definitsiooni puhul on temp. muutus $14,5^{\circ} - 15,5^{\circ}$. Suur kalor ja väike kalor.

Kui mõista 1 kg vee mahu:

1 kg vett	0°	juures on	1,00013	liitrit
1 " jääd	0°	"	1,09083	"
1 " vett	100°	"	1,0432	"
1 " "	4°	"	1,0000	"

Vesi soojenedes ja jahtudes peab end ülal anormaalset.

Vee maht on 4°C juures kõige väiksem, s.o. vesi on 4° juures kõige tihedam. Kui vesi jääks muutub, siis ta samuti suureneb ruumalalt, millel on suur tähtsus looduses.

Jää mõjul toimub paisumine - porsumise protsess. Inimkäte asemel võib külmavat ja paisuvat jääd tarvitada lõhkumiseks.

Et vett jääks muuta, tuleb vett külmetada, s.o. talt toatud hulk soojust ära võtta.

Et 1 g jääd sulatada veeks 0° juures, on tarvis 80 g-cal soojust. See on n.n. jää sulamissoojus. Igal ainel on see sulamissoojus isesugune. Meie termomeeter oma külmamis- ja keemistapiga on ka kalibreeritud vee konstantide alusel.

Igal ainel, näit. pigil pole neid täppe, muutumine läheb toim juures päris pidevalt.

Vett tarvitatakse nii siia füüsikaliste konstantide etal-

looniks.

Vee keemine.

Vesi keeb 100° juures. Keemisenähtus ilmub siis, kui vee aururõhk, aurupinevus on sama suur kui välisrõhk, atmosfääriline rõhk. Vee sula^{ne} 100° juures erineb auramisest teiste temperatuuride juures auramise kiiruselt.

Kui baromeetri vaakumisse elavhõbeda peale asetada vett, siis võib otseskohe veeauru pinovust mõõta. Veeauru pinovus on iga temp. juures isosugune. 10° juures on veeauru pinovus näit. 9 mm.

0°	10°	20°	100°	120°	200°
4,50 mm	9,21 mm	17,54	760	1489 mm	11.621 mm

Aururõhk, -pinovus, kindlises süsteemis temp. tõusmisega koogu aeg tõuseb.

Kindlises süsteemis on tasakaal vee ja veeauru vahel.

Vesi \rightleftharpoons veeaur

Niisama suure kiirusega kui vesi auruks muutub, muutub ka veeaur veeks, temp. muutusega.

Kui me aga temp. konstantsena hoidame ja rõhumiist suurendame, siis teatav hulk veeauru muutub veeks. Ümberpöörduvalt: kui sama temp. juures rõhumiist vähendame, siis aurab vett, selleks et antud temp. juures aurupinevust saavutada.

Igale temp.-le vastab teatav veeauru pinovus, teatav veeauru kontsentratsioon siin süsteemis olevas aururuumis.

Kui meil on aga lahtine süsteem, nagu näit. meie atmosfäär, siis sisaldab ta harilikult vähem veeauru, kui sinna antud temp.-i juures mahuks. Kui õhk sisaldab veeauru nii palju, kui sinna maksimaalselt mahub, siis öeldakse: õhk on veeaurust küllastatud. Vesi aurumiseks tarvitab soojust. Et 1 g vett 100° juures kuumutada sama auruks sama temp. juures, on tarvis 539,9 v.-kal. soojust, see on n.n. auramissoojus.

Vee keemistapp oleneb välisest rõhumiist. On rõhumiine suurem, siis keeb vesi kõrgema temp. juures, on rõhumiine vähem, keeb vesi madalama temp. juures.

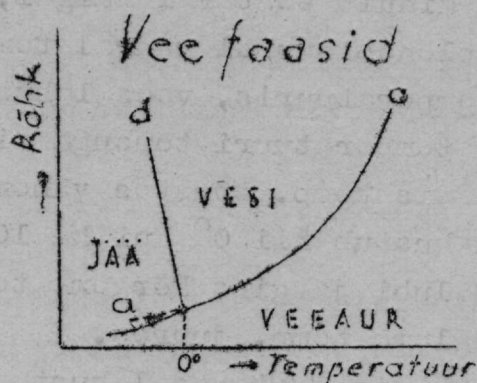
Rõhu muutudes 1 mm võrra vee keemistapp muutub $\pm 0,037^{\circ}$ võrra.

Kõrgetel mägedel on vee keemistapp palju alla 100° , näit Mont-Blanci tipul keeb vesi 80° juures. Ka jää sulamistapp oleneb rõhumiist. Sulamistapp alanob, kui rõhku suurendada. Kui rõhku suurendada 1 atmosfäri võrra, alanob sulamistapp $0,0075^{\circ}$ võrra. Nii näiteks: 2000 atmosf. puhul vesi külmab alles -20° juures.

Vastleme süsteemi, mis koosneb jääst, veest ja veeaurust.

Niisuguseid kihte süsteemis, mis teineteisest pindadega on eraldatud, nimetatakse faasideks. Süsteem "vesi, jää ja veeaur"

koosneb kolmest faasist, loopeeris ja kindlal temp. ja rõhk sellele süsteemile, on kasulik vaadelda ja kujutada diagrammina.



Funkt b kujutab neid temp. ja rõhku tingimusi, mis puhul ühe oga-selt kindles süsteemis võivad eksisteerida vesi, jää ja veeaur. Kui temp. suurendame, jäävad järel ainult vesi ja veeaur. Joon bc kujutab neid tingimusi (rõhu ja temp. tingimusi), missugustel vesi ja veeaur võivad eksisteerida kindles süsteemis.

Vett võib jahutada ka alla 0° . See jahutamine peab aga toimuma erilistel tingimustel, ilma tolmuta ruumis, ei tohi olla põrutamist jne.

Joon bc on alla jahutatud vee piirkond. ab on piirkond, kus üheaegselt eksisteerivad jää ja veeaur. Joone bd pool üheaegselt võivad eksisteerida jää ja vesi, ja see näitab temp. ja rõhu mõju jää sulamistemperatuurile.

Niisugune süsteem, kus eksisteerivad jää, vesi ja veeaur üheaegselt, on võimalik kindlale temp. ja rõhu tingimuste puhul (0° ja 4,5 atm).

Süsteemis "vesi ja veeaur" võime vabalt valida ühe teguri, näit. temp. Siis aga on rõhk temp. valikuga ära määratud. Kui süsteem on ühefaasiline, koosneb ainult veest, on rõhu ja temp. valik vaba.

Selles süsteemis 3 faasi üheaegselt kujutatakse punktina, 2 faasi puhul on joon ja ühe faasi puhul - tasapind.

Invariantne ohk muutmata süsteem.

Vesi, veeaur ja jää on invariantne punktis b. Meie ei saa siin ei rõhku ega temp. muuta.

Monovariantne süsteem, kus üht tingimust, näit. rõhku või temp. vabalt muuta saab.

Bivariantne süsteem, mõlemad tingimusi, nii rõhku kui ka temp. võime muuta rippumata teineteisest.

Noid aineid, millest niisugune süsteem koosneb, nim. selle süsteemi komponentideks. Faaside arv süsteemis on olenev komponentide arvust.

Gibbs'i faaside reegel (möödunud sajandil lõpul):

Kui on komponentide arv mingis süsteemis n , siis on faaside arv: invariantsses süsteemis $n+2$, monovariantsses süsteemis $n+1$ ja bivariantsses süsteemis n .

Vesi lahutajana.

Mõned ained lahustuvad vees hästi, mõned halvasti; täpsed uurimused näitavad aga, et absoluutselt vees lahustamatut ainet pole. Veest võivad lahustuda nii kindlad, vedelad kui ka gaasilised ained.

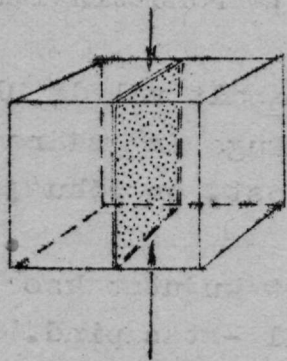
Üldiselt: kui aine vees lahustub ja annab vees homogeenise, ühtlase segu, siis nim. niisugust segu lahuks.

Aineid võib vees lahustada ainult teataval hulgal, s.o. piiratud arvul. Ainete lahustuvus oleneb suurel määral temperatuurist. Nii näit. suhkur kuumas temperatuuris, vees lahustub paremini kui külmas vees. Üldiselt: temperatuuri tõusuga aine lahustuvus tõuseb. On aga ka aineid, mis temp. tõustes vähem lahustuvad (näit. Na_2SO_4). Keedusool lahustub nii 0° kui ka 100° juures enamvähem ühtlaselt. Kustutatud lubi ja gips kõrgema temp. juures lahustuvad ka vähem kui madalama temp. juures.

Lahustuvuks nim. aine hulka, mis teatavas lahustajas teatavas temp. juures maksimaalselt lahustada võib.

Vaadeldes mitmesuguste ainete kristalle, torkab silma nende kuju. Nii on keedusoola kristallil kuubi kuju, salpetri kristallil - prisma kuju jne.

Puhtgeomeetriliselt jagatakse kristallid välise kuju järgi 6 süsteemi ja 3 klassi. Kristallide füüsikalised omadused lähevad lahku mittekristalliliste ainete füüsikalistest omadustest. Kristallilise aine füüsikalised omadused olenevad sellest, mis sihis me seda keha uurime.



Kristalli füüsikalised omadused on erinevad mitmesugustes punktides ja mitmesugustes sihtides.

Nii näit. on keedusoola kuubist noole sihist tehtud löi-ge robinisole palju vastupidavam kui näit. diagonaali suunas tehtud löi-ge. Nii ka vilgukivi soojusejuhtivus on olenev sihist.

vus on olenev sihist.

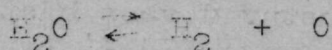
Ka optilised omadused kristallides olenevad sihist.

Vastandina kristallilisestruktuurile on aine mittekristalliline ehk amorfne (s.o. ilma kujuta) struktuur. Mõni aine võib esineda nii kristallilisena kui ka amorfseks (näit. väävel). See-ega ei tule mitte kõnelda kristallilisest ja amorfsest ainetest, vaid aine kristallilisest ja amorfsest struktuurist.

Kõigil kristallilistel ainetel on kindel sulamistapp. Amorf- sed ained aga kindlat sulamistappi ei oma. Temp. mõjul vedelaks muutumise toimub pidevalt amorfseid ained muutuvad pidevalt, kristallilised - hüppeliselt.

Vee keemilised omadused:

Veeaur on väga püsiv ühend. Närgatavalt veeaur hakkab lagunema alles 2000° juures, lagunedes vesinikust ja hapnikuks.

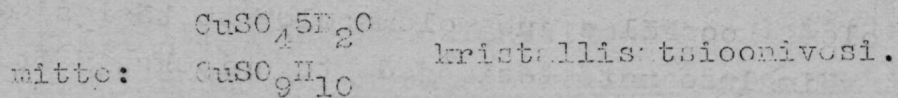


2000° juures laguneb 1,3% veeaurust. Tokib gaaside segu, mis koosneb veeaurust, vesinikust ja hapnikust. Kui nüüd seda segu jahutada, tekib jälle veeaur. See on n.n. pöördreaktsioon; muutus

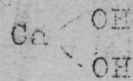
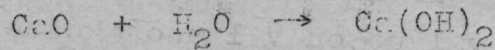
tingimusti toimiv reaktsioon kas ühes või teises suunas. Niiisugused pöörduvad reaktsioonid viivad lõppudelõpuks teatava tasakaaluni.

Vee ühendid teiste ainetega, n.n. hüdraadid.

Kristallisatsioonivesi.



Teda leidub kõikides veega kristalliseerivates ainetes. Soolaga on ta väga nõrgalt ühendet, nii et juba madala temp. juures eraldub:



Veega kristalliseerivad ained on veega ühendet molekulaarsete vahendite kaudu.

Kristallisatsioonivesi läheb lahku hüdraatveest sellespoolest, et ta en molekulid on seotud võrdlemisi ebakindlalt. Muutmises võib kristallisatsioonivett kergesti eraldada. Ka harilikus temp. on kristallisatsiooniveel teatud aurupinevus. Nii näit:

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	9°	5,5 mm
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	30°	12,5 mm
$\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	"	4,0 mm

CuSO_4 ilma veeta on valge aine, veega aga sinine.

Kristalli püsivus õhus oleneb sellest, missugune on kristallisatsioonivee aurupinevus ja missugune on aurupinevus õhus. Vee aurupinevus õhus 9° juures on 5,5 mm. Kui kristallisatsioonivee aurupinevus on suurem veearu pinesusest õhus, siis hakkab kristallisatsioonivesi eralduma ja aine muutub aja jooksul ilma kristallisatsiooniveeta aineks. Näiteks: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Kui vee aurupinevus õhus on aga suurem aine kristallisatsioonivee aurupinesusest, on kristall õhus püsiv.

Gaaside lahustuvus vees on proportsionaalne gaasi rõhumisole
See on n.n. Henry seadus.

Vee elektrolüüsi (Hoffmanni aparatis) abil saame vee kvantitatiivse koostise: $2,0027 \text{ H} - 1 \text{ O}$.

Kineetilise gaaside teooria.

Loodusteadus looduse tundmaõppimiseks läbib järgmist teed:
1. looduse vaatlemine, 2. looduse nähtuste reprodutsioon, katse s.o. püütakse katseliselt looduse nähtusi järgi ainitada ja uusi nähteid avastada, 3. kui vaatluse ja katse abil on tehtud juba hulk töösiasju, siis katsutakse teha järeldusi. Nii saadakse üksikud looduse seadused. kuid neid looduse seadusi on ka võimalik üli-

disest seisukohest vaadelda. Nii luuakse lõpuks terve rea nähte teooria, mis võimaldab terve rea nähteid üldisest seisukohast vaadelda. Selleks tehakse oletusi ehk hüpoteese. Hüpotees peab olema kooskõlas juba olemasolevate tõsiasiadega ja peab andma ka võimaluse uute tõsiasiade tegemiseks. Näiteks ennem arvati, et makkera on peigal ja teised planneedid ja päike liiguvad ümber makkera. Hiljem tehti aga oletus, et päike on kogu selle süsteemi tsentriks. Nähtavasti see Kopernikuse hüpotees oli täiuslikum ja õigem kui see endine Ptolomäuse hüpotees.

Newton arvas, et valgus on valgusosakeste liikumine. Selle teooria abil oli aga raske seletada purdumis- ja fraktsiooninähtusi jt. Fresnel oletas aga, et valgus on teatav eotril inetus. See teooria võimaldas tõsiasi seletada. Nii siis hüpoteesid ajajooksul muutuvad. Kui hüpotees ajajooksul kogutud faktide abil muutub juba väga tõenäoliseks, siis räägitakse juba teaduslikust teooriast. Teooria on ka nüüd juba atomite õpetus



Gaasid ühinevad nii, et nende vahel on vahel ja tekkinud ühendite vahel on väikestes tervearvulistes vahelkordades. See on n.n. Gay-Lussac'i seadus.

Juba vana Kreeka oli ettukujutus, et aine peaks sisuliselt koosnema üksikutest osadest. Juba Demokrit nimetas neid osakesi atomiteks. See oli aga pühtfilosoofiline oletus, millel katsealist alust tolkorral ei olnud.

Minova aastasaja alul sai keemias tuttavaks juba kordsete suhete seadus, aine ühinumisraadus jt. Tuldi arvamusele, et kas aine ei koosne osakestest, millel on kindel maht ja kaal. Selle hüpoteesi püstitas Dalton. Ajajooksul see hüpotees on kujunenud teooriaks. See teooria räägib järgmist:

1. Aine koosneb väikestest osakestest, molekulidest. Nende molekulide vahel aines on vahed. Hillega need vahed täidetud, pole teoorias öeldud.
2. Sama aine molekulid peavad olema ühesugused ja kaalult ning mahult erineva teiste ainete molekulidest.
3. Aine molekulid peavad olema alalisel liikumisel. Seepärast nimetatakse seda teooriat kinetiliselt teooriaks. Liikumiskiirus on olenev aine seisukorrast. Kõige kiirem on liikumine gaasis, siis vedelikus ja kõige aeglasem kindlas kohas. Gaasid on palju suuremal määral kokkusurutavad kui vedelikud ja kindlad kehad. Seletus on see, et molekulite vahed gaasides on palju suuremad kui vedelike ja kindlates kehtes.

Soojendamisel vahed molekulite vahel lähevad suuremaks. Nii mõned metallid kuumalt ei pea gaase kinni (platin ja raud). Seelost siis oletus, et vahed molekulite vahel on olemas ja aine ohitus on urbane.

Molekulid on liikuvad. See järeneb juba sellest, et gaasid laengile muudatudes pääsodes pühuvad tähta ruumi igast sihist, mitte ainult reaktsiooni g sihis. Samuti lõhn levib laiali igas sihis selle tõttu, et üksikud osakesed kiirelt liiguvad. Kahe gaasi segu nehes ühe gaasi osakesed tungivad teise gaasi osakeste sisse. Niisugust gaaside segunemist nimet. gaaside diffusiooniks. Diffusioon esineb ka vedelike juures. See gaaside diffusioon poleks seletatav ilma oletuseta, et gaasid koosnevad osakestest, mis võrdlemisi kiiresti liiguvad. Kvantitatiivselt on leitud:

Diffusiooni kiirused on pöördproportsionaalsed ruutjuurtele gaasitihedustest.

Ka vedelikud vastastikku diffundeeruvad. Kõik diff.- nähtused on hästi seletatavad selle molekulteooriaga. Seda osakeste liikumist on mikroskoobiliseltki vaadeldud. (Brown'i poolt). Browni vettles veetilk mikroskoobi all. Seda n.n. "browni liikumist" tuleb võtta lahust ja sine molekulide liikumise tagajärjel.

Kullast ja tinast valmistet pulk soendatakse, aga alla nende sinete sulamistemperatuurist soojendamist on võetud proovid, millest nähtus, et

kulla osakesed on diffundeerinud tinasse ja tina osakesed omakorras kullasse. See näitab, et ka kindlate kehade juures esineb diffusioon, s.t. et ka kindlad kehad koosnevad molekulidest, mis liiguvad.

Molekulaarteoreetilised oletused ütlevad, et molekul on kõige väiksem sine hulk individuaalsete keemiliste omadustega. Keemiliste muudatuste puhul võib molekul laguneda atomiteks. Aatom on selles teoorias kõige vähem sine osa, mis keemiliste muudatuste puhul jääb muutumatuks ja ei lagune osadeks. Muud on aga avastatud, et aatomid osalt iseenesest lagunevad ja osalt lagunemiseks panevad puhtfüüsikaliste võtetega, näit. kõrgepingolise elektrivoolu abil.

Samade elemendi aatomid on keemult ja mõõdult ühesugused ja teiste elementide aatomitest on erinevad, lahivahinevad kõigepealt nende omaduste poolest, aga muudugi ka teiste omaduste poolest. Ka ühe ja sama sine aatomid võivad omavahel ühineda.

Selle teooria puhul siis reaktsioonis molekulid jagunevad aatomite rühmadeks, mis muusti ühinedes tekivad uued molekulid uute omadustega. Aatomite hulk jääb samaks, ainult nad rühmituvad ümber.

Selle teooria puhul on kõik need massi- ja keemilise hoiu seadused ja keemiliste suhete seadused kergesti seletatavad:

Ühinemiskatalüüsi leitud analüüsi põhjal ja ainult analüüsi põhjal aatomite arv määrata on reaktsiooniga seotud. Analüüsi põhjal on võimalik määrata aatomite arv ka keemilise. Niisuguse ühinemiskatalüüsi põhjal saab määrata ka keemilise analüüsi põhjal sama ekvivalentkatalüüsi:

C 3 6
C 8

C 0
12 32

Kui võtame C 6, siis süsihappegaasi valem peaks olema CO₂ ja vingugaasi - Co.

Kui võtame C 3 ja O 8, siis süsihappegaas oleks CO ja vingugaas - C₂O.

Kord saame molekuli kohest atomist, kord kolmest atomist. Seepärast analüüs atomkaale kindlaks ei määra. Atomkaalud on võrdsed ühinomiskaaludega või selle kordsed.

Kuidas saaksime iga molekuli kaalu kindlaks määrata? Gaseide molekulide kaalude kindlaksmääramisel kasutame Avogadro hüpoteesi (seadust):

Kui 2 korda rõhunist suurendame gaasile, siis maht väheneb 2 korda. Kui kõikidel gaasidel kokkusaarutavus ühesugune on, siis keskmised vahed molekulide vahel on ühesuurused. Sellest järgneb, et ühesuurustes ruumalades on kõigi gaseide molekulide arv ühesugune. Selles seisabki Avogadro seadus.

Selle seaduse abil saame gaasimolekulide suhtelist kaalu määrata.

Enamuse näit. ühe liitri mingit gaasi. Teiselt poolt Avogadro hüpoteesist teame, et liitris on iga gaasi molekule üheplju. Seega need liitrikaalud näitavad suhtelisi molekulkaale:

H ₂ O	0,805 g	(liitri kaal)
HCl	1,628 "	
CO	1,251 "	
CO ₂	1,965 "	
O ₂	1,429 "	
H ₂	0,090 "	H ₂ O - vedur
Cl ₂	3,166 "	

Suhteliste kaalude arvutamisel võetakse hapniku molekuli-kaaluks 32.

$$M - \text{tundmatu g si molekulkaal} \quad \frac{M}{32} = \frac{Lk}{1,429}$$

$$M = \frac{Lk}{1,429} \cdot 32 = 22,4 \text{ Lk}$$

Liitri kaalud siin on antud grammides.

$$\frac{M}{Lk} = 22,4 \text{ (liit.)}$$

22,4 liitrit on ühe molekulikaalu maht. Molekulikaale võib väljendada mitmesugustes kaalüksustes.

Molekulikaalu väljendatud grammides nim. gramm-mooliks. Antud juhul gram-mooli maht on 22,4 liitrit.

CO ₂	-	44		Kaas nende gaaside gramm-mooli
O	-	32	22,4	liht on 22,4 liitrit.
H	-	2		

Veeuru molekulaaril on 18,02 g
 CO₂ " " " 44,00 g jne.

Gasitiheatus - gaasi tihedus õhu suhtes $d = \frac{Lk}{1,293}$
 1,293 - õhu liitri kaal.

Gaasi erikaalu ehk gasitiheadust õhu suhtes kasutatakse seepärast, et seda saab täpsemalt määrata kui liitri kaalu!

Seepärast tihti määratakse ka molekulaaril selle tiheduse funktsioonina:

$$Lk = \frac{1}{22,4} \quad d = \frac{Lk}{1,293} = \frac{1}{22,4 \cdot 1,293} = \frac{1}{28,96} = \frac{M}{29}$$

$$M = 29 \text{ d.}$$

Gaasi molekuli kaal on 29 kordne tihedus.
See arv 29 on 22,4 liitri õhu kaal grammides.

CO₂ - 44 CO₂ on õhust raskem!

Kuidas on võimalik atomkaalu määrata molekulaarilude alusel?

Veeuru molekulaaril on 18,02.

Analüüs annab vee protsendile koosseisu:

H	11,2%
O	88,8%

Kui palju on ühes vee molekulis H ja O?

100	-	11,2
18,02	-	x

$$x = 2,02 \text{ (gramm-molekulis)}$$

H	-	2,02 g	
O	-	16,00 g	Hapnikku on vee molekulis 16 grammi.

Atomkaaluks võetakse kõige väiksem arv, mis analüüsi teel saadud ainetes molekulis leitakse. Siis teises aines esineb see atomkaal terves-arvulise kordajaga.

Vesiniku atomkaal on 1,01, vee molekulis on aga vesinikku 2,02 g.

Hapniku atomkaal on 16,00, CO₂-s on hapnikku aga 32,00 g molekulis jne.

C	atomkaal on	12,00
Cl	" "	35,46

Praktilisuse mõttes on soovitatav, et ükski atomkaal ei ole alla 1.

Hapniku aatomkaal 16,00 on võetud aatomkaalude määramiseks aluseks seepärast, et ta annab rohkem ühendeid kui vesinik. Seepärast vesiniku aatomkaalu standardkaaluks ei võeta. Seega hapniku molekulaar 32 on standardkaal ja selle järgi arvutatakse kõik suhtelised molekulaarid.

Suuremas osa tuntud gaaside molekulid koosnevad lihest aatomist (O_2 , H_2 jt.).

Ühinemis- ehk ekvivalentkaalud.

Ühinemiskaalud arvutatakse analüüsi põhjal. Võrreldes neid aatomkaaluga, näeme, et mõnikord on aatomkaalud ja ekvivalentkaalud võrdsed, mõnikord aga on aatomkaalud ekvivalentkaalude kordsed.

Seepärast siis ei tarvitata ekvivalentkaalu?

1. Aatomkaalud on suuremad arvud kui ekvivalentkaalud, seepärast on need arvud, mis näitavad aine protsentuaalset koostist, väiksemad.
2. Aatomkaalul on 1 kindel väärtus, kuna ekvivalentkaalul võib vahel olla 2 väärtust.
3. Aatomkaalul on valentsus, ekvivalentkaalul valentsust ei ole.
4. Elementide süstematika põhineb just aatomkaaludel.
5. Seaduspärasus, mis loob sideme antud aine aatomkaalu ja aine erisoojuse vahel, ütlob nimelt:

Elementide aatomkaal korrutatud sama elementide (aine) erisoojusega on püsiv suurus ja võrdub keskmiselt 6,4-ga.

Seda seadust saab kasutada tundmatute aatomkaalude kindlaksmääramiseks.

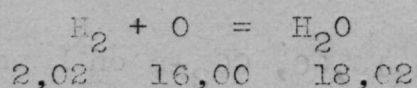
Näiteks: on tarvis määrata Ca aatomkaal. Analüüsi põhjal leitakse, et $CaCl_2$ -s 35,50 Cl kohta tuleb 20 osa Ca. Määrates Ca erisoojuse, leitakse see 0,170. Erisoojus korrutatud aatomkaaluga, peab andma ca 6,4.

$$0,170 \times 20 = 3,400$$

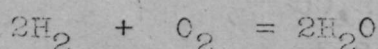
Õige aatomkaal peab Ca-l olema siis $2 \times 20 = 40$.

Analüüsi põhjal leiame täpse ekvivalentkaalu ja Dulong - Petit seaduse põhjal saame arvu, millega tuleb korrutada ekvivalent-(ühinemis-)kaalu, et saada aatomkaalu.

Seega täpse arvu annab ikka analüüs.

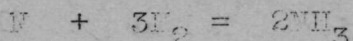
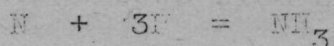


Kui aatomkaalude asemel kasutame molekulaarid, siis saame:

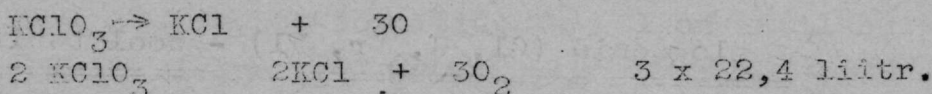


Nüüd näitab võrrand mitte ainult seda, missugustes kaalulistes v hokordades H ja O ühinevad, vaid ka seda, missugustes

...võrre võrre võrre... 2... ühe...
 hu C-ga. Nii saame keemilise kui ka keemilise võrre võrre võrre
 lugede välja.



Üks naht (molekul) lämmastikku ja kolm nahtu vesiniku anna-
 vad 2 nahtu gaasi (ammoniaaki).



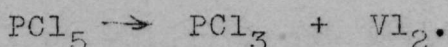
Iga gaasi mooli naht on 22,4 liitrit.

Molekulkaalu määramisel tuleb ette ka teatavaid ebanormaalsusi.

PCl_5 . Selle vedeliku suruümbruses gaasi rõhk tõuseb enam
 kui Gay-Lussac'i seadus lubab kõrgema temp. juures. Tuleb plet-
 da, et kõrgema temp. juures tekib rohkem osakesi, molekule, kui
 sellele valemile vastab, siis peab molekulkaalu määramisel eba-
 normaalsusi esinema:

300°	juures	molekulkaal	208
300°	"	"	104

Kõrgema temp. juures laguneb molekul väiksemateks molekuli-
 deks:

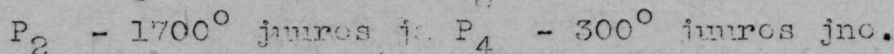


Seega kuulub PCl_5 nende ainete liiki, mis kõrgema temp. juu-
 res lagunevad ja temp. alanedes jälle ühinevad suuremateks mole-
 kulideks.

Nähtus, kus suuremad molekulid lagunevad väiksemateks nim.
dissotsiatsiooniks.

Nähtust, kus vähesed molekulid ühinevad suuremateks nim. as-
sotsiatsiooniks.

Siit näeme, et molekulkaalu määramisel peame alati silmas pi-
 dama temperatuuri. Nii näiteks: kui värvli temp. on üle 800°, lei-
 takse väävläl koosnevad 2-atomist (S_2). Pariliku temp. juures
 on väävel aga 8-atomiline (S_8).



Molekulide lõhkimiseks atomiteks kulub palju soojust, mis
 osakekõrge atomite ühinemisel molekulideks vabanab:



Molekulide ja atomite absoluutsuurused.

On võimalik mitmesug. meetoditega leida atomite ja molekuli-
 lide absol. suurusi. Nii on vesiniku molekuli läbinõut leitud ole-
 vat $2,6 \times 10^{-8}$ cm, hapnikul - $3,2 \times 10^{-8}$ cm jne. Atomite arv ühes
 vesiniku grammis ehk molekulide arv gramm-moolis, n.n. Avog dro
 arv olevat $6,06 \cdot 10^{23}$.

$$\frac{1}{6,06 \cdot 10^{23}} = \text{sama vesiniku atomkaalu absoluutsuurus.}$$

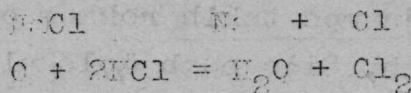
Praktiliselt seda ei tarvitata, sest siin tuleks siis teostada
häriliselt väikese arvudega, mis ole ehtelajutusole mitteridagi ei
ütle.

Suureks suureneb kõigi on kahedega miljon korda, siis ini-
tend oleks 1700 ka pikki, karbes 8 km ne, kus siis polekuli suurus
vastaks vähes ühale kirjutäpile.

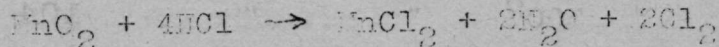
Halogeonid (Cl, J, Br, Fl) - sooltehit jad.

Kloor. Floori leidub looduses vaid sootud kujul, kuna ta on väga
aktiivne. Kerevesi sisaldab väga palju kloriide. Seda võib teha mit-
mel viisil. Praegu saadakse kloori tehnikas kahel viisil:

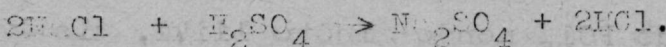
1. soolhapest oksüdeerimisel, nii et Cl vabaneb,
2. kaadusooli elektrolüüsil



Sellise oksüdeeriva ainega võib tarvitada näiteks pürolüüsiiti
(ZnO_2).



Kloor on kollaka värviga, raske gaas. Ta mõjub härmiselt ärrita-
valt alahkadele ja on vastiku lõhnaga.

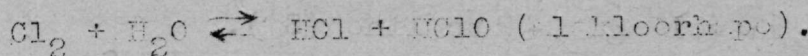


Floori füüsikalised omadused:

See on kollakas gaas, vastiku lõhnaga, raske ja kuumis tugeva fü-
sioloogilise mõjuga. Cl liitri kaal on 3,21. Võeldakse saad kloori
võrdlemise kergesti. Poitakse teada terassilindrites 2-7 atmosfäärilise
rõhu all.

Kloori keemilised omadused:

Kloor on väga aktiivne element, ühineb peaaegu kõigi elementidega,
välja arvatud lämmastik, hapnik, süsinik ja väärismetallid (heelium,
argoon jt.). Vees liustudes annab kloor kloorvee:

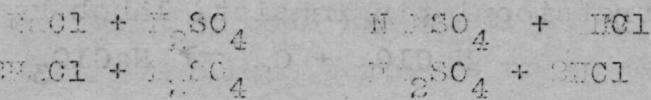


Sellele põhjendab kloori tugev oksüdeeriv mõju. Alakloor liugu-
neb soolhappes ja hapnikuga ja C vabab oksüdeerivat mõju. Kloori
terasannus hoides peab ta olema liiv, vastasel korral hävitab ta
terasannu. Kloori tarvitatakse pleeki jaoks, kusjuures tema pleegita-
vad omadused iseloomulised sõnuvad vee juuresolekul. Võib pleekida kõiki
riideid peale villase ja siidi. Kasutatakse teada tööstustes ja desinfit-
seerimisel. Varon kasutati kloori hulla saamiseks mahlidest; saadi
kloorisulfaate, mis sulab vees. Klooril on raske füsioloogiline mõju,
ta mõjub ärritavalt alahkadele ja kopsadele, tekitab sisemist
verehoonet. Hämone tarvit. kloori keemilise sõjas. Praegu läheb väga
palju kloori sõjagaaside valmistamiseks, kuna 90% kõigist sõjagaasi-
dest sisaldavad kloori.

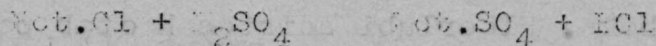
Kloori sadaluse tööstuses kõrvalproduktina, näit. kloorne triu-
ri elektrolüüsi ajal on peamiseks saaduseks, kloori vabanemise
kõrvalproduktina. Väiksemal määral on kloori produktioon suuresti tõus-
nud.

Kloori ühendid.

Kloorvesinik, HCl. Gaas, mida sadaluse koostamisel vähevõlla ppe
õful. Võib ka teistest kloriididest. HCl on vesil hüdri ppe-
lised omadused, sinine lühene HCl muutub punaseks:



Üldiselt:



Kloorvesiniku gaasi suurimad liigid on dused: Te on õhust palju
raske. Kloorvesiniku võib ka vedada. Lehestuvus vees on väge-
sur. Iigi 50.000 mhtu kloorvesiniku l hüstid 100 mhtu vees. Ve-
sil hul on gaasilised omadused, võrreldes kloorvesiniku gaasiga.
Kuivalt muutub tal happelised omadused. Vesil hul on gaasilised
omadused. Kloorvesiniku vesil hul on soolhape. See on ühealusine
happe. Kui siin vesiniku etallig vahetub, tekivad soolhappe soolid
ok kloriidid.

Soolhappel on veidi kloorvesiniku gaasi lõhn. Soolhappe (puhas)
on peenega värvitu. Tehniline, harilik soolhappe on kollakas, sest
ta sisaldab ka liigandaid. Soolhappet võltsitakse sageli O_2Cl_2 -ga.

Kloori ja hapniku ühendid:

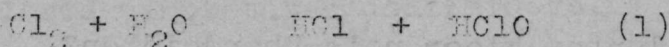
- Kloorvesinikuhappe - HCl (soolhappe) of gaas
- Alakloorishappe - HClO
- Kloorhappe - HClO₂
- Ülikloorhappe - HClO₄

Soolhappe soolid on kloriidid,

Alakloorishappe soolid on hapokloriidid,

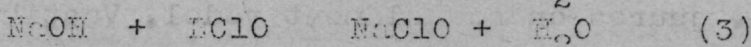
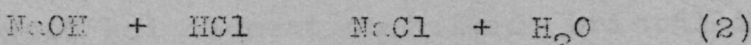
Kloorhappe soolid nim. kloriidid, 2013

Ülikloorhappe soolid on perkloriidid.

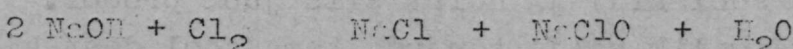


Puhtal kujul al kloorishappet pole saadud, ta on ainult vesilahu-
sus.

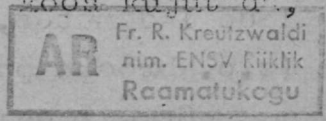
Kui Cl juhitakse ringisuguse aluse lahusesse, siis tekivad soo-
lid:



Kui neid kolme reaktsiooni ühe reaktsioonina koos kajutakse,
siis saame:

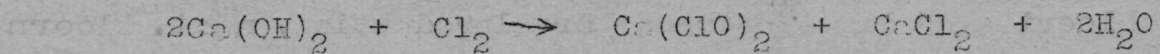


Analoomiliselt reageerub kloor ka teiste alustega. Kui külmal-
t mõjub alusele, siis tekivad hapokloriidid. Kui soojalt mõjuda, siis



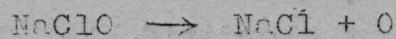
tekiivad kloriidi.

Tähtsamad on lubja alaklorishappe soolad:

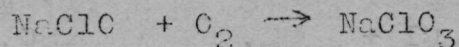


Küügile tuleb see segu kloorlubja nime all. Suurel hulgal kasutatakse värvi- ja riidetööstuses. Kloorlubi annab kergesti ära hapniku, mis värvainetole pleegitavalt mõjub.

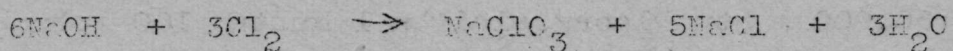
Need hüperkloriidid ei ole kuigi püsivad ained:



Selle lagunemise juures harilikult oleneb veel ära temp. ja kontsentratsiooni tingimustest, läheb ka üks teine reaktsioon:



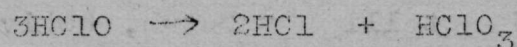
Kloorlubja peale pleekinise tarvitatakse ka desinfitseerimise otstarbeks. Kloorlubi seisus muutab palju oma väärtusest. Korasteid saadakse ka sel teel, et juhitakse kloori aluslahusse, kusjuures tarvitatakse kõrgemat temperatuuri:



See on jälle uus bruttoreaktsioon.

Erireaktsioonena võttes tekib kõigepealt alaklorishape

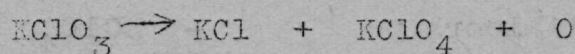
HClO



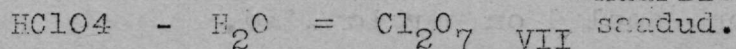
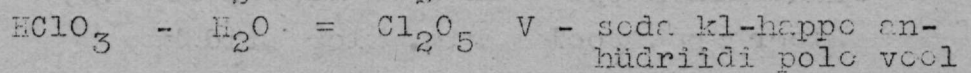
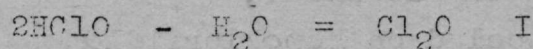
See kõrgema temperatuuri juures laguneb soolhappeks ja kloorhappeks. Lehelise lahusega saame lõpuks sama tulemuse, mis see ühes reaktsioonis kokku võetud.

KClO_3 - kaaliumpklorat. Tarvitatakse desinfitseerimiseks. (kurgu loputamiseks). Ametlik nimetus on kalium chloricum. KCl ametlik nimetus on kalium chloratum.

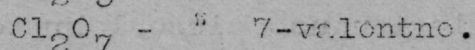
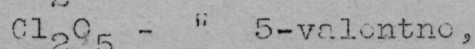
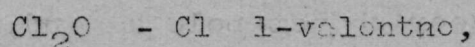
Perkloorhapet tarvitatakse kaaliumi tõestamiseks:



Nõrgalt kuumutades tekib kloriidi ja perkloradi segu:



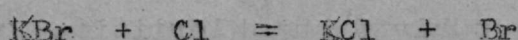
Mitme valentne kloor neis ühendoid on?



Broom.

Harilikul temp. juures on see element vedel. Vastiku lõhnaga vedelik. Broomi leidub vähesel arvul mere soolades ja nende soolade lademetes, mis välja sadenenud. Sest saadakse bromiide (s.o. broomhappe soolad) ja neist siis juba broomi.

Broomi on võimalik välja tõrjuda tema sooladest kloori mõjul. See on üks võimalik broomi saamiseks:



Bromiididest kloor tõrjub broomi välja. Broomivedoliku erikaal on 3,14. Keeb 60° juures (58,76°), kusjuures tekivad punased aurud. Broomi aurud mõjuvad ärritavalt ja hävivateks, seepärast tarvitatakse ka broomi ja broomi ühendeid sõjagaaside valmistamiseks.

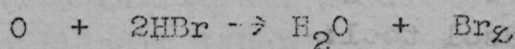
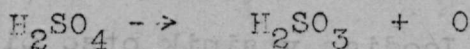
Broomi keemilised omadused:

Broom on vähem aktiivne element kui kloor. Kloor ja vesinik valguse mõjul ühinevad juba harilikul temp. juures, kuna broomiga see ühinemine toimub kõrgema temp. juures.

Broomi ühendid:

Broom annab O-ga samad happed kui kloori.

Broomvesinik, HBr. Harilikus temp.-is on ta gaas. Saadakse bromiididest, kuid et see ühend^{om}ebapüsiv, muutub ta broomiks ja veeks:



Tuleb seega kasutada vähemlembuvat hapet, nimelt võõvorhapet:



Broomvesinikul vees on happelised omadused. Alustega reaktsioonis annab broomhappe soolad ehk bromiidi.

AgBr - hõbedabromiid; laguneb valguse mõjul. Soda omadust kasutatakse päevapildistamisel.

Hapniku ühendest broomiga on tuntud:

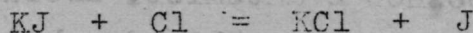
HBrO - alabroomihape,

HBrO₃ - broomhappe ja nendele hapetele vastavad

soolad.

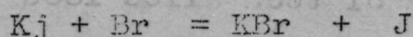
Jood.

Looduses leidub jooti vähe. Joodi soolasid sisaldab merevesi, merevetikud, mis on ka ühes joodi saamise allikaks. Muuseas leidub ka joodiühendeid tsiillisalpeetris (NaJ, NaJO₃). Peale selle leidub jooti inimese ja loomade organismides. Joodi saadakse mere- ja maade tihast. Puhast jooti saadakse joodisooladest, kui mõjuda klooriga. Kloor tõrjub joodi ühendist välja:



Joodi soolasid nimetatakse jodiidideks.

Ka broom tõrjub joodi välja:



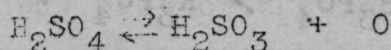
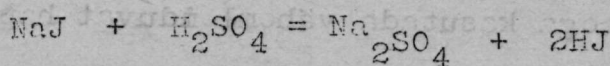
Kloor on odavam, seepärast ei tarvitata joodi saamiseks broomi.

Jood kui element on hallide kristallidega. Löhn ei ole kuigi intensiivne, joodi aurud on viletsad, päris kõrgete temperatuuride juures on need aurud tumesinised. Jood aareb ilma et ta vedelaks muutub; me ütleme, et jood sublimeerub.

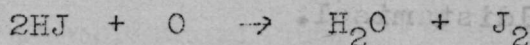
Erikaal on 4,9. Sulamispunkt on +113,5°. Vees jood lahustub väga vähe. Hästi lahustub piirituses, väävelsüsinikus ja bensoolis. Mürgil on harilikult joodi lahu piirituses n.n. joodtink-

tuuri mme all. Jood lahustub ka joodkaaliumi lahuses. Joodi lahuseid tarvitatakse peamiselt haavade desinfitseerimiseks. Iseloomuliku reaktsiooni annavad joodi lahused tärklisega. Kaaliumjodiidi lahuses lahustub jood parmini kui vee. Kui selle lahule tärklise lahu juurde lisada, siis jood värvib tärklise osalt violetiks, osalt siniseks. See sinine värv on iseloomustav joodile ja ka tärklisele. Tärklises absorbeeruvad joodi osakesed ja see absorptsiooni ühend on sinist värvi. Seega ei ole see keemiline ühend. Hariliku temp. juures joodi molekul koosneb kahest aatomist. Kõrgete temperatuuride juures pool laguneb osakesteks. Võrreldes kloori ja broomiga on vesiniku ja joodi ühendid vähem püsivad ja ühinemine ei lähe nii kiirelt ja kergelt.

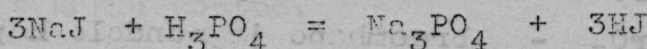
HJ, joodvesinik. Joodiga vesinik otse ei ühine, vaid see ühend saadakse kaudselt teel:



Vävelhape on oksüdeeriv hape; ta muutub väävlis happeks ja hapnikuks. See hapnik oksüdeerib vääveljoodi veeks ja joodiks:



Seepärast tarvitatakse mittooksideerivaid happoid:



Joodvesinik lahustub vees, andes hapud lahud.

Joodi ja hapniku ühendid:

KJO_3 - jodaat

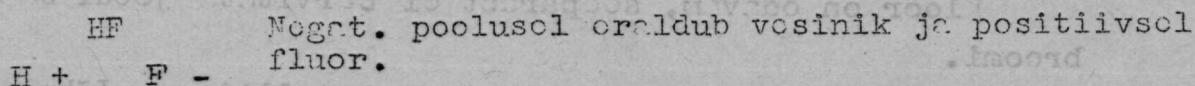
KJO_4 - perjodaat

$NaJO_3$ - naatriumjodati leidub tsiiilisalpeetris.

Jodiide ja üldse joodi ühendid tarvitatakse meditsiinis.

Fluor, F_2 .

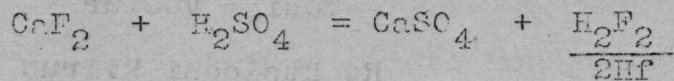
Fluori molekul koosneb 2 aatomist. Looduses teda vabalt ei leidu, kuna ta on väga aktiivne, ühinedes kõigi teiste elementidega. Leidub küll ühendosis CaF_2 - Kaltsiumfluorid leidub ka kontides ja hammastes. Saadi teda alles 1886 aastal fluorvesiniku elektriseerides:



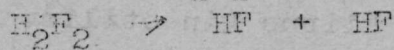
Fluor on gaas, heledam kui kloor, kusjuures teda veeldada on väga raske.

Fluor keemiliselt omaduselt on väga aktiivne. Ühinemine vesinikuga fluorvesinikus läheb väga suure kiirusega. Fluori mõjule ei pea vastu ükski teine element. Teame, et süsinik ei ühine tavalise temp. juures ühegi elemendiga peale fluori.

Fluorvesinikku saadakse kaltsiumfloriidist väävelhappoga mõjutamisel:

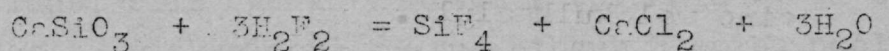


Kuni 30°-ni on õige H₂F₂, peale selle on õige valom 2HF.



Kõrgemas temperatuuris fluorvesinik dissotsieerub.

Fluorvesinik on gaas. Lõhnalt tulotab meelde kloorvesinikku. Kui fluorvesinikku vees lahustada, siis saadakse fluorvesiniku vesilahus, mida alal hoitakse parafiinõhus, kuna fluorvesinik mõjub klaasi ja kõigi silikaatide peale lahustavalt. Sel põhjendub ka fluorvesiniku abil klaasile igasugu jooniste tegemine:



SiF₄ (fluorsilicium) lendub gaasina ära.

Analoogiliselt läheb reaktsioon Na₂SiO₃-ga. Laboratooriumis tarvitatakse fluorvesinikku silikaatide lõhkumiseks.

Kui halogeene vaadelda natuke teisest seisukohast, siis näeme, et nende keemilised ja füüsikalised omadused olenevad aatomkaaludest, on aatomkaalude funktsioonid:

F	Cl	Br	J	
19,00	35,5	79,9	126,9	
1,11	1,57	3,14	4,94	- erikaal
-223°	-101,5°	-7,3°	+113,5°	- sulamistäpp
helo- koll.	kolla- ne	puna- kas- punane	lil- lakas	- elem.värvid

Erikaalud kasvavad ühes aatomkaaluga. Ühes aatomkaalude suurenemisega suurenevad ka sulamistäpid.

H-ühendite tekkimine: F ühineb kiiresti H-ga, J ühinemiseks H-ga on tarvis juba 200° temp.

Väljatõrjumise järjekord on aatomkaalude järjekord:

F tõrjub välja Cl, Br ja J; Cl tõrjub välja Br ja J; Br tõrjub välja J.

Pöörduvad reaktsioonid ja keemilise tasakaalu mõiste.

$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{O}$ Umbes 2000° juures ka 2% veesuru molekulidest on lagununud. Vee temp. jahtudes lagununud vee molekulid ühinevad uuesti.

Kuna need mõlemad reaktsioonid (vee lagunemine vesinikuks ja hapnikuks ja vastupidi - H₂ ja O ühinemine veeks) lähevad ühesuguse kiirusega, siis selle tasakaalu segus leitakse ikka umbes 2% lagununud veemolekulite osakesi.

Toetud temp. ja tingimuste juures tekib tasakaal, kus reaktsiooni kiirused ülemise ja alumise noole suunas lähevad ühesuguse kiirusega.

See keemiline tasakaal on liikuv tasakaal; Meil ei ole

togemist tasakaalu punktiga, vaid tasakaalu koosseisuga.

Vee ja veeauru vahel kinnises anumal tekib ka tasakaal:

Vesigi veeaur

Reaktsiooni kiirus on aine hulk, mis reageerub ühe ajaüksuse jooksul.

See reaktsiooni kiirus kinetilisest teooria aluselt lähtudes on:

Et kaks ainet A ja B ühineda saaksid, selleks peavad nad kokku sattuma. Kokkusattumise võimalusi on seda enam, mida rohkem molekule on. S.t. reaktsioonikiirus on proportsionaalne kontsentratsioonile, kusjuures kontsentratsioon arvestatakse grammoolides. Grammool on aine hulk grammides, mis vastab selle aine molekulaaralule.

Oletame, et A kontsentratsioon on C_A ja B " " C_B

Siis reaktsiooni kiirus on: $V = K C_A \cdot C_B$

Selle proportsionaalsuse füüsikaline mõte on:

$$\begin{aligned} C_A &= 1 & V &= K \\ C_B &= 1 \end{aligned}$$

Reaktsiooni kiirus reaktsiooni ajal väheneb, kuna aine kontsentratsioon reaktsiooni ajal väheneb.

$A + 2B$ Et need kolm molekuli reageeriks, peaks nad üheaegselt kokku sattuma. See on järele sellest, kui palju neid ainesid, molekule, ruumühikus on, seega on kontsentratsioonist.

$$V = K \cdot C_A \cdot C_B \cdot C_B = K C_A C_B^2$$

Üldiselt:

$$\begin{matrix} nA & + & mB \\ C_A & & C_B \end{matrix} \quad V = K C_A^n \cdot C_B^m$$

Vaatame juhust, kus meil tegemist on pöörduva reaktsiooniga:



Pöörduva reaktsiooni puhul viib see teatava tasakaalu seisuni, kus siis mõlema reaktsiooni kiirused on võrdsed.



$$V_1 = K_1 C_A^n \cdot C_B^m \quad (\text{ülemise noole suhtes})$$

$$V_2 = K_2 \cdot C_C^{n_1} \cdot C_D^{m_1} \quad (\text{alumise noole suhtes})$$

$$K_1 C_A^n C_B^m = K_2 C_C^{n_1} C_D^{m_1}$$

$$\frac{C_C^{n_1} C_D^{m_1}}{C_A^n C_B^m} = \frac{K_1}{K_2} = K$$

Ülaltoodu on n,n. massinõju seadus (õigem kontsentratsiooninõju seadus).

Reaktsiooni juures tekkinud ainete kontsentratsioonide korrutised jagatud reageerivate ainete kontsentratsioonide korrutistega on konstantne.

Seda konstanti K nimetatakse tasakaalu konstandiks.

Seda konstanti võib kujutada ka ümberpöörduvalt, siis muutub ainult arvuline suurus.

Kui näiteks C_C väheneb ja kuna K on püsiv, siis peavad C_A ja C_B ka väheneda ehk ümberpöörduvalt.

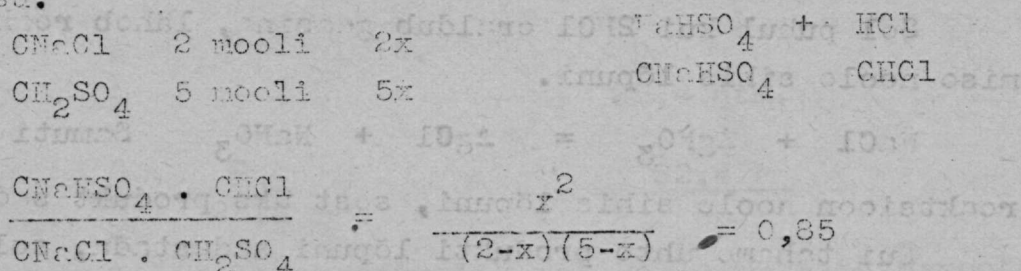
Kui reaktsiooni produktis on niisugune aine, mis gaasina või sademana eraldub, siis aga ka kontsentratsioonid C_A ja C_B peavad väheneda, s.t. reaktsiooni kiirus nihkub ülomise noole sihis.

Kui aga S ja D ainotel pole võimlust välja surata aga väälja sademeda

$NaCl + H_2SO_4 \rightleftharpoons NaHSO_4 + HCl$ Kui sode lahtises nõus toht, siis londeb HCl ää. Kui aga toht sode kinnises nõus, siis tekib tasakaal.

n Sol juhul on konstant.

$K_{25^{\circ}} = 0,85$ Kui on antud konstant samuti konsentratsioonid, siis võime alati leida tasakaalu puhul ainete koosseisu.



Arvestades saame $x = 1,4$ mooli. Tasakaalu seigus on 1,4 mooli $NaHSO_4$ ja 1,4 mooli HCl

Tasakaalu koosseis olenob kontsentratsioonist ja samuti temperatuurist. Kõrgema temp. juures saavutatakse tasakaal kiiremal.

Samuti muudab temp. tasakaalu seigu koosseisu. Temperatuuri mõju kohta tasakaaludes on häksev van't Hoffi seadus.

Temperatuuri tõstes nihkub tasakaal siis, missuguses reaktsioon kulgeb soojuse tarvitamisega ja temp. alandamisega on vastupidine mõju.

$PCl_3 \rightleftharpoons PCl_2 + Cl_2$ Selle reaktsiooni ülomise noole sihis on endotermiline. Kui temperatuuri tõsta, siis reaktsioon nihkub noole sihis, mis soojust tarvitab. Tasakaalu puhul temperatuuri alandades tasakaal nihkub alomise noole sihis. Toimub protsess, mis temp. tõusule või alandamisele otse vastu töötab.

$CO + O \rightleftharpoons CO_2$ oksotermiline ülemise noole sihis.

Soo van't Hoffi seadus on märksa puht füüsiliste tasakaalude juures. Kui $Na_2SO_4 \cdot 10 H_2O$ vees lahustada, siis temp. langeb. Kui lahustaja temp. tõsta, siis peaks toimuma see protsess, mis temp. tõusule vastu töötaks.

On ka aineid millega lahustuvuse korral soojus eraldub. Kui näit. Na_2SO_4 lahustada vees, siis soojus eraldub. Kui lahu soendada, siis läheb vähem soola lahusse.

Sama lugu on vedeliku auramisega.

vesi \rightleftharpoons veeaur

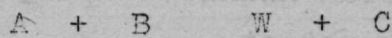
Kui vett soendada, siis toimub tasakaal ülemise noole sihis.

Seda van't Hoffi printsiibi on üldistanud Le Chatelier.

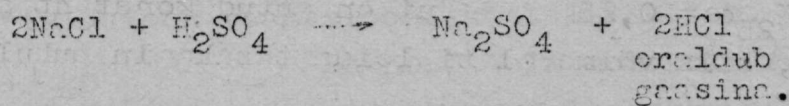
Kui mõjutakse tasakaalus olevale süsteemile nii, et tasakaal muutub, siis süsteemis on esmasel kohal muutused, mis selle mõjule vastu töötavad.

Jää sulab 0° juures. Kui aga jää rõhumist suurendada, siis jää sulab ka madalama temperatuuri juures.

Neil tasakaalu seadustel on ka praktiline tähtsus. Kui on vaja valmistada mingit produkti C.



Näide: Soolhappe valmistamine.



Sel puhul kui $2HCl$ eraldub gaasina, läheb reaktsioon ülemise noole sihis lõpuni.

$NaCl + AgNO_3 = AgCl + NaNO_3$ Samuti siin läheb reaktsioon noole sihis lõpuni, sest üks produkt sadonob välja.

Kui tahame ühte produkti lõpuni sadestada, selleks tarvitatakse reaktiivi ülihulka.

Lahustunud ainete mol.kaalude määramine.

On teatud sarnadus lahustunud ainete ja gaaside vahel. Lahustunud aine osakesed jagunevad ühtlaselt ja lagunevad igas sihis. lahustajasse. Ajajooksul saame täiesti ühtlase ja homogeense lahu.



See tõttu vahesein ülesse kummub.

Seda rõhumist nim. osmootsaks rõhuks.

Osmootset rõhku on võimalik mõõta.

Kui katame suhkru lahu ainega (vaheseinaga), millel on see omadus, et lasub läbi ainult lahustaja molekulid. Kuna lahu onnast läbi ei lasu. Seda nähtust nim. osmoosiks.

Selle tõttu rõhk nõus suureneb, mil-

Ühe ja sama aine osmoosid rõhud on proportsionaalsed kontsentratsioonile.

See on juhul, kui lahutemperatuur on püsiv. See näitab teatud analoogiat gaasidega.

Boyle Mariotte seadust võime teisiti sõnastada. Gaaside rõhud on proportsionaalsed gaaside kontsentratsioonile.

Kui lahustada 1 lt. 342 suhkurt
1 lt. 46 C_2H_5OH siis näitavad mõlemad lahud ühesugust osmoosid rõhku.

Tähendab, kui on ühepalju moolisi lahustunud ühesugustes mahuhükkis, siis on mõlemis lahudes ühesugune osmoosid rõhk.

Valitseb ka täielik analoogia osmoosidilise rõhu ja gaaside seaduse vahel.

Pooli maht 760 mm rõhu juures 22,4 lt.

Molekulaarse kontsentratsiooni juures on gaasidel ühesugused rõhud.

Van't Hoff leidis järgmise seaduspärasuse:

Lahustunud aine osmoosidiline rõhk on sama suur kui gaasi rõhk, juhul kui sama aine gaasina sama rõhumise juures sama mahu täidaks.

Mingisugust ainet on lahustunud a gr. 1 lt. lahustajas ja leiame osmoosidilise rõhu p.

Kui on üks mool ainet lahustunud 1 lt. gaasis, siis peaks see aine andma 22,4 atm. rõhku.

$$\begin{array}{l} a \quad 1 \text{ lt.} \quad p \\ x \quad \quad \quad 22,4 \text{ atm.} \\ \frac{a}{x} = \frac{p}{22,4} \quad x = \frac{22,4 a}{p} \end{array}$$

Teoreetiliselt on võimalik mol.kaale määrata osmoosidilise rõhu järgi.

Praktiliselt tarvitatakse seda viisi vähe, sest raske on valmistada selliseid vahesoiu, mis ainult lahustajat läbi laseks.

Lahude külmumistemperatuur ja keemistemperatuur tõus.

Harilik vesi külmub 0° juures. Veelahuse juures vee külmumispunkt alanob. Igas lahuses lahustaja külmumistemperatuur on kõrgem kui lahuse külmumistemperatuur.

				külmumistemperatuur
5 gr.	suhkurt	100 gr.	vees	$0,27^\circ$
10 "	"	"	"	$0,54^\circ$

Külmumistemperatuuri alanemine on proportsionaalne lahuse kontsentratsioonile.

Kui ühes lt. lahustame 1 g-mol ühte ainet, teise g-mol ainet teises lahustajas, langeb lahuse külmumistemperatuur ühe palju.

Ükskõik milline g-mol ainet antud lahustajas alandab lahuse

külmamistäpp ühe palju.

Molekulaarne külmamistäppi alanovus - kui palju ainet
(chh Krioskoopiline konstant) langeb külmamistäpp
kui lahustada üks

g-mol ainet 1000 gr. lahustajas.

Vee juures on see konstant $1,86^{\circ}$

Bensooli juures on see konstant $5,0^{\circ}$

Selle külmamistäppi alanemisega on võimalik leida aine mol.
kaalu.

Näide: 5 gr. glütseriini on lahustunud 200 gr. H_2O ja ole-
me leidnud külmamistäppi $-0,507^{\circ}$

1000 gr. lahustajas 25 g glütseriini.

$$\frac{M}{25} (\text{glüts.mol.kaal}) = \frac{1,86}{0,507}$$

$$M = 91,7$$

Lahude keemistäpp on kõrgem kui puhta lahustaja keemistäpp
ja allub samadele seadustele, mis olid maksivad külmamistäpi
kohta.

Keemistäpi tõus on proportsionaalne lahu kontsentratsioo-
nile ja ekvimolekulaarsed lahud näitavad ühesugust keemistäpi
tõusu.

Vee tarvis $0,52^{\circ}$

Alkohol $1,15^{\circ}$

Eetril $2,12^{\circ}$

Soolade, hapete ja aluste lahud näitavad teatud anormaal-
susi.

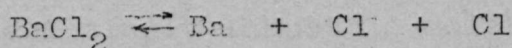
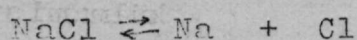
Kui 1 mol NaCl sulatada 1000 gr. vees, siis peaks vee su-
lamistäpp alanema $1,86^{\circ}$, kuid tegelikult on see ligi 2 korda
suurem.

$BaCl_2$ vesilahus leitakse isegi 3 korda suuremad arvud.

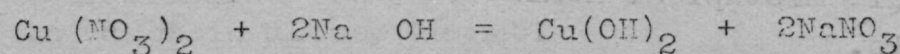
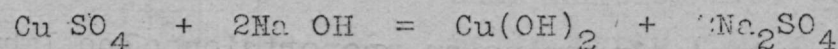
Molekuli määramisel gaasides ja aurudes leidsime, et gaa-
side rõhumine tõuseb kiiremini kui proportsionaalselt absoluut-
sele temp.

Oletame, et gaasid on lagununud väikestesse osakestesse.
Aine dissotseerub.

Sama võime oletada soolade, hapete ja aluste vesilahudes.
NaCl lahus on 2 korda rohkem ja $BaCl_2$ lahus 3 korda rohkem,
mille tõttu saaksime suurema osmootse rõhu.



Sääl on teisigi iseärasusi.



$Cu(OH)_2$ sadeneb katsoklaasis.

Kuiiv NaCl ei juhi elektrivoolu. Samuti ei juhi elektrivoolu puhas destilleeritud vesi. Kui NaCl lahu vees juhib elektrit kuigi suure takistusega. Sarnaste katsetega võib näha, et kõik soolade, hapete ja aluste vesilahud juhivad elektrit.

Nende ja muude nähete põhjal on tulnud n.n. ionide teooriale ohk elektrolüütilise dissotsiatsioonide juure.

Joonide teooria.

Elektrolüüsi teel soolad lagunevad nii, et metall eraldub katoodil, kuna happejääk anoodil.

Arrhenius (Rootsi keemik) esimesena avaldas ionide teooria.

Soolade, hapete ja aluste molekulid on vesilahuses dissotseerunud vähemateks osadeks. Seda võis juba oletada külmemistäpi alanemisega ja keemistäpi tõusuga.

Joonide teooria sisu seisab selles, et nende molekuli osad kannavad endaga elektrilängut. Soolade juures näit. NaCl Na kannab positiivset ja Cl negatiivset.



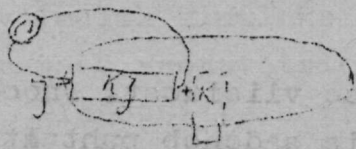
Katood tõmbab lähedale positiivseid iooneid - katioone.

Anood tõmbab negatiivseid iooneid - anioone.

Selle teooria põhjal mitte elektrivool ei tekita soolade, hapete ja aluste lahuses iooneid, vaid need ioonid on juba sääl olemas.

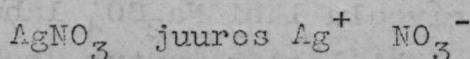
Joonide teooriale on mitmesuguseid vastulauseid. Näiteks, NaCl \neq Na + Cl. Vaba naatrium ei võiks eksisteerida vesilahuses, kuna ta laguneks soobikiviks. Sellele vastas Arrhenius, et tuleb vahet teha Na metalli (mis on elektriliselt neutraalne) ja Naiooni vahel. Metalliline Cu on kollakas metall, kuna vaseioon on sinine. Nii lähedavad ioonid ka värvilt lahku metallidest.

Soolade lahud ise on aga elektriliselt neutraalselt, sest neid on lahuses ühe palju (positiivseid ja negatiivseid)

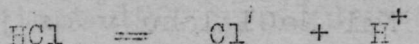
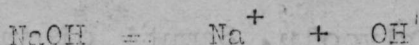


Tsentrifungimisel raskemad KJ lahu osad peaks minema klaastoru välisse osasse, kuna kergemad osad soospoole. Kui seal on positiivselt ja negatiivselt laetud ioonid, siis peaks tekkima torus potentsiaalvaho, mis tegelikult katse juures sünnibki.

Jood, kui raskem, nihkub väljapoole, sääl tekib - poolus, kuna soospool + poolus.



See katse, näitaks, lahuses on elektriliselt laetud osad juba ennem olemas.



Alustel on iseloomulikus
iooniks OH⁻ joon
(hüdrosüülioon)

Hapetel on iseloomulikuks ioniks H⁺ joon.

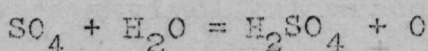
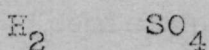
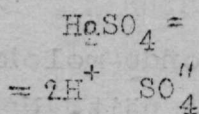
Joonide liikumist on võimalik katse-
liselt jälgida ja isegi liikumise
kiirust arvestada.

Liikumise kiirus oleneb temperatuu-
rist pingest vahet ja samuti ionist.
Kiiremini liiguvad H ja OH ioonid.

Tootemp. ja pingest vahet i völdi juures 0,2 cm min.

Na joon liigub 0,03 cm min.

Cl " " 0,04 cm "



O - sekundaärne elektro-
lüüsi produkt.

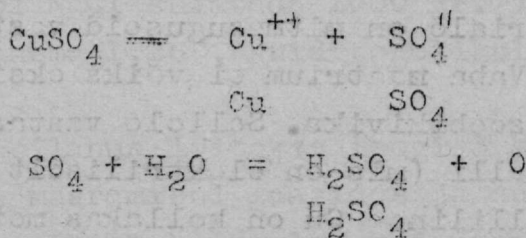
Vesinik joon lähob katoodile,
annab laengu ära ja jääb ele-
montaarseks H.

SO₄ annab laengu anoodil ära
ja muutub laenguta rühmaks.

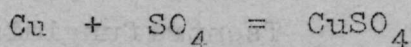
SO₄. SO₄ rühm iseseisvalt ei
esine. Selle tõttu ühineb kohe
vooga, andes jälle H₂SO₄ ja O.

Selle tõttu vesilahuses eraldub anoodil O ja katoodil H.

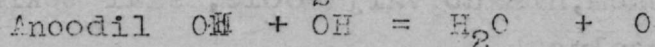
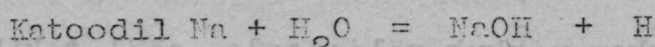
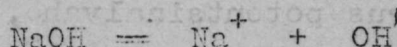
Soolasid, happesid ja aluseid nimetatakse elektrolüütideks
või ionogeenideks (ioonide tekitajad)



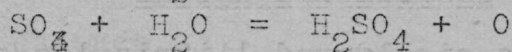
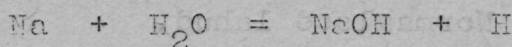
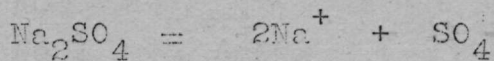
Katoodil sadoneb vask ja anoodil lõpuks hapnik. Sol juhul
kui anoodi materjal ise ei reageeru. Näit. Pt juures. Kui aga
anoodil tarvitada vaske, siis toimub anoodil teine reaktsioon.



Sol on muuseas üks vasepuhastamise viisidest. Anoodiks
võetakse toorest puhastamata vaske, mis sadoneb puhtalt katoo-
dile. Samuti võib toimida teiste metallidega.



Lastes elektrivoolu läbi Na₂SO₄ lahu, mis on neutraalne,
kuid elektrivoolu läbi lastes muutub ühes torus happeliseks ja
teises aluslikeks.



Hapniku saadakse elektrolüüsil tegelikult vähem kui seda arvestused näitavad, sest osa hapnikku muutub O_2 süsiniks, mis seda mahtu vähendab.

Elektrolüüsi tarvitatakse väga palju osmajärguliste tarbeainete valmistamiseks. Näit. kodusoolast saab elektrolüüsi tootsoobikivi. Samuti ühe metalli kaotamiseks teise metalliga.

Elektrolüüsi kohta olid juba enne seadused kui oli elektrolüütlüüs lähemalt defineeritud. Neid avaldas Faraday 1830.a. seadused.

Faraday I seadus. Elektrolüüsi puhul eraldunud aine hulk on proportsionaalne läbi juhitud elektri hulga ja ei olene teistest teguritest.

Faraday II seadus. Kui juhtida voolu läbi järgmiste lahude, siis sel momendil kui on eraldunud 1 g H, on teisi aineid eraldunud vastavad hulgad.

Ühesugused elektrihulgad eraldavad keemiliselt ekvivalentseid ainehulgad.

Ühe g ekvivalendi eraldamiseks on vajalik 95000 coulombi.

Ühevalentsetel ainetel on üks laeng, kahevalentseil kaks korda suurem jne.

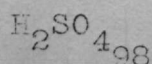
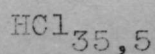
Mõned ained on lahuses täielikult dissotsieerunud. Kuid on mitmeid aineid, mis ei ole täielikult dissotsieerunud. Seda astet on võimalik kindlaks teha mitmet moodi. Üks viis on kindlaks määrata dissotsiatsiooni astet elektrijuhtivuse toot.

Dissotsiatsiooni astmeks nim. lagunenud ionide suhet kogu moolide hulga. Tihti võetakse seda suhet protsentides.

Elektrolüütide la gunemine oleneb temperatuurist, kontsentratsioonist. Lahjade lahude dissotsiatsiooni aste on suurem, kui kontsentreeritud lahudel.

Lahu kontsentratsiooni võib määrata kaalu järgi, mahu järgi moolide järgi jne.

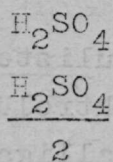
Kui väljendame lahu mool liitris, siis on meil molaarne lahu.



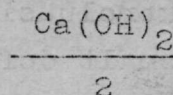
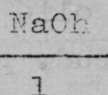
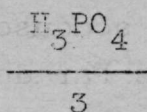
Normaalsed lahud.

On lahud mis sisaldavad liitris 1 g ekvivalentkaalus ainet.

G ekvivalent on aine hulk, mis on ekvivalentne ühe vesiniku g aatomile.



Kui tahame leida 1 g väävelhappe g ekvivalenti, selleks tuleb leida aine hulk, mis on ekvivalentne ühe vesiniku g aatomile, selleks tuleb $H_2SO_4 : 2$



Hapete aluste ja soolade omadused vesilahudes.

Kontsentriline hape		dissotsiatsiooni aste	N normaal lahu	$\frac{1}{10}$ N detsinor-maal
HCl	35%	1302%	78%	91%
HNO ₃	62%	9,0%	82%	92%
H ₂ SO ₄	95%	1,0%	51%	58%
H ₂ PO ₄			-	26%
CH ₃ COOH (äädikhape)			0,4%	1,3%

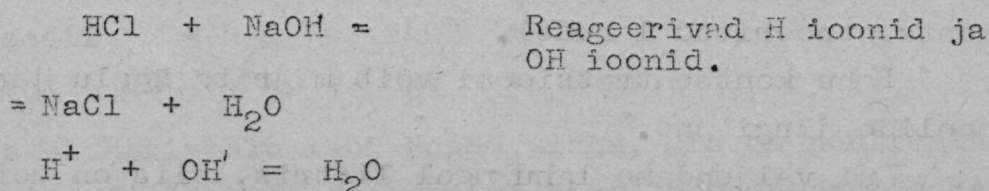
Happelised omadused olenevad vesiniku ionidest, siis need happed, mis on enam dissutseerunud omavad ka tugevamaid happelisi omadusi. Nimetatakse sellepärast tugevateks hapeteks. teisi nõrkadeks hapeteks.

	Normaal-lahu	Detsinor-maal	
NaOH	73%	84%) tugevad alused
KOH	77%	89%	
NH ₄ (OH)	0,4	1,3	nõrk alus

See on loomulikult tingitud sellest, mis on enam dissutseerunud, sellel on enam hüdroksüülioone.

Selle ionia teooria alusel saab arusaadavaks niisugune reageerimise viis. Nimelt reageerivad soolade hapete ja aluste osad nagu esineks nad iseseisvalt.

Hape ja alus vastastikku reageerides annavad soola



KCl

NaCl

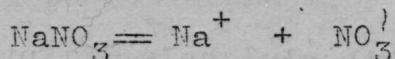
CaCl₂

AgNO₃

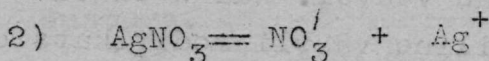
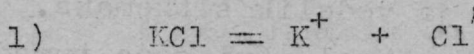
Reageeruvad $Ag^+ + Cl^- = AgCl$

AgCl sadeneb

Need hapete, aluste ja soolade reaktsioonid on oluliselt ioonide reaktsioonid.



Kui ühele soola lahule teist lahu juure lisame, siis ei tekki mingit reaktsiooni



KNO₃

AgCl

Tekivad tasakaalud.

1) ja 2) tasakaal nihkub ülemise noole sihis. Tekib lahustamata sade.

Jonogeenide segudes lähevad ka siis reaktsioonid lõpule, kui üks reaktsiooni produkt on lendav.

Samuti võib lõpule minna, kui tekib vähe dissotseeriv lahu.

Vee dissotsiatsioon ioonideks oleneb temperatuurist ja muust asjaoludest.

Näiteks võib arvestada hariliku toatemp. juures 13 milj. liitris vees on dissotseerunud 18 g vett.

$$C_{H^+} \cdot C_{OH^-} = 0,7 \cdot 10^{-14}$$

C_{H⁺} - vesiniku konsentratsioon,

C_{OH⁻} - hüdoksüüli konsentratsioon.

Neutraalne lahu on selline, mille vesiniku konsentratsioon on 10⁻⁷.

V ä ä v e l . (Sulfur) S.

Leidub looduses nii ehedalt kui seotult. Ehedalt leidub vulkaanilise tegevusega maakohtades. Ühendites esineb metallidega maakides. Maagid - sulfiidid. Samuti väävelhappe soolades - kips. Peale selle sisaldab organism väävliit - munavalge.

Peasjalikult saadakse Itaalias ja U.S.A. Itaalias väävaimulad kogutakse ähjudesse. Väävel sulab ja destilleerub. See destillaat kogutakse jahedamasse ruumi kus jahtub.

Madalama temp. sadeneb kollane peenikene pulber, mis läheb müügile väävliõie nime all.

Kui jahutuskambri temp. tõuseb, siis sulab väävel mida lastakse torude kaudu välja voolata, millest saadakse kangväävel.

Lousianias juhatakse väävliit sisaldavasse mulda kuumendatud auru ja teise toru kaudu suru õhku, mis surub vedelä väävli maapinnale välja. Sel viisil saadud väävel on puhtam.

Väävel harilikus t^o on rombiline kristallidega kristalliline aine. Trikaal 2,07. Sulab 118^o juures. Pääle selle on tuntud teised väävli modifikatsioonid, mida saadakse väävli sulatamisel ja hiljem jahutamisel.

Väävliit katseklaasis soendades tekib alul hele liikuv vedelik. Edasi kuumutades värv muutub tumedamaks ja vedelik sitkemaks. Uhtlasi katseklaasi seintele destillerub väävel. Kui seda tumedat vedelikku vette kallata, siis tekib eriline väävli modifikatsioon - plastiline väävel. Veniv mass. Ajajooksul see plastiline väävel muutub kristalliliseks, mis on püsivad hariliku temp. juures. Kõrgema temp. juures on püsivad teised kristallid. modifikatsioonid

Kui seda rombiline kristallilist väävliit kuumutada, siis teki-
vad monoklünised kristallid. Selle füüsilised omadused on teised, kui rombiline väävliit. Kui monokliinne väävel seisab harilikus temp., siis muutub ta pikemaajaks rombilineks väävliiks.

Vees väävel ei lahune. Küll aga lahustub mitmes orgaanilises lahustajates, väävelsüsinikus bensoolis. Neist lahendest sadeneb välja ikka rombiline.

Väävli molekul hariliku temp. juures koosneb 8 aatomist. kuumutades üle 800^o väävel laguneb ja väävli molekul koosneb 2 aatomist.

Keemilised omadused:

Kuulub ühte rühma hapnikuga. Kuna väävel on tuntud mitmes modifikatsioon, siis on ka hapnik mitmes modifikatsioonis. Harilikult on hapniku molekul kaheaatomiline, kuid osoon on kolmeaatomiline. Osoon tekib kui juhtida läbi hapniku elektrisäde. Selle tõttu on õhus pääle õhkest tunda ozooni lõhna. Osoon laguneb kergesti hapnikuks ja sellepärast on osoon keemiliselt oksüdeeriv aine.

Nii väävel kui hapnik annavad allotroopseid modifikatsioone mis on muudetavad.

Väävel on võrdlemisi aktiivne element ja on omadustelt tüüpiline metallid. Väävel kõrgema temperatuuride juures ühineb kergesti metallidega, samuti ka metallididega.

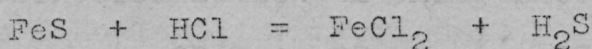
Väävliit tarvitatakse väga suurel määral mitmesuguste taimekahjurite hävitamiseks (lõunamaadel eriti viinamarjade kaitsmiseks). Samuti tehnikas suurel määral kummi vulkaniseerimiseks. -
kandlõhki valmistamisel.

Tooreskummile lisatakse juure väävliit, mis annab kautšukile, need väärtuslikud omadused. Kui lisada palju väävliit, siis tekib peaaegu kõva aine - eboniit.

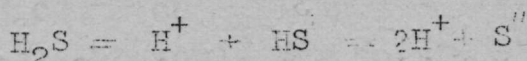
Püssirohu, tuletikkude jne. valmistamiseks. Mõnel juhul isegi väävelhappe valmistamiseks.

Väävli ühendid.

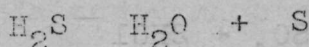
Väävelvesinik H_2S Mädamuna lõhnaga gaas. Kui üle kuuma väävli juhtida vesinikku. Harilikult saadakse sulfiidi peale mõjuda tugeva happega.



Väävelvesinik on vees lahustuv ja annab lahu happeliste omadustega.



Hapniku mõjul laguneb väävelvesinik kergesti.



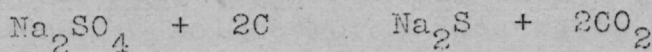
Väävelvesiniku soole nimetatakse sulfiidideks.

Keemilistes analüüsides kasutatakse sulfiidide lagunemist. Hõbe läheb mustaks puutudes kokku väävelvesinikuga.

Na_2S_2 - polisulfiid. Kergesti võib saada sellest ühendist H_2S_2

Sulfiidisi tarvitatakse tööstuses. Näit. nahatööstuses kõrvaldatakse karvu nahalt.

Tööstuses sulatakse kokku Na_2SO_4 ja süsi.



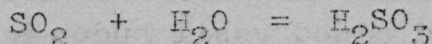
Väävelvesinik on väga mürgine gaas. Ta on peaaegu sama mürgine kui tsüaangaas. Õnneks on väävelvesiniku õhus ^{ühik}õige vähesel määral tundav.

Väävli ja hapniku ühendid.

SO_2 - väävliisgaas.

SO_3 - väävli happe anhüdriid.

SO_2 tekib väävli põlemisel ja on iseloomuliku väävli lõhnaga. Lahustades vees annab ta veele hapud omadused. Tekib väävlihape.



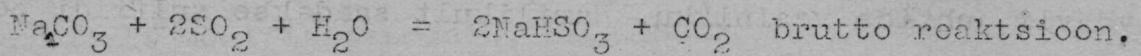
Väävlihape eksisteerib asinult vesilahus. Iseseisvalt ta ei esine. Hape on kahealusline. Võlemaid vesinikke on võimalik asetada metallidega. Soole nimetatakse sulfiitideks.

Na_2SO_3	bisulfiit	mono	-	üks
$NaHSO_3$	monosulfiit	di,fi	-	kaks
		tri	-	kolm
		tetra	-	neli
(SO_3 on 2 korda rohkem)	bisulfiit	penta	-	viis

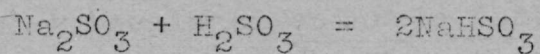
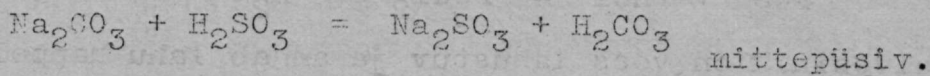
Väävlisulfiidide soole saadakse harilikus soolade saamise korras.

Tööstuslikult valmistatakse naatriumi ja monosulfiite mitmesuguseks otstarbeks.

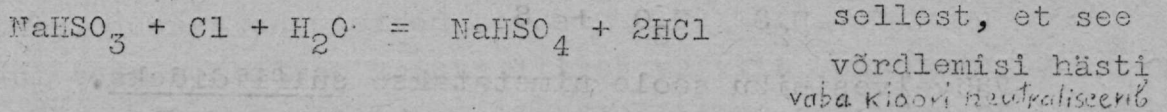
Valmistatakse näiteks sel teel, et SO₂ juhitakse soola lahusesse.



Seda reaktsiooni võime ka osareaktsioonidena kujutada.



Selliselt valmistatakse naatriumbisulfiiti õige palju. Läheb tekstiilitööstustesse antikloori nime all. See nimi tuleb



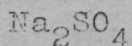
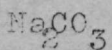
Selle abil pestakse riidetest kloor välja.

Kaltsiumbisulfiiti saadakse analoogiliselt. Kaltsiumsulfiidi lahu tarvitatakse tselluloositööstustes, sest lahustab puumassi.

SO₂ tarvitatakse ka ja tuleb müügile terassilindrites vedatuna, tarvitatakse desinfektsiooniks. Vanasti põletati vääveltkus eraldus SO₂. Nüüd tarvitatakse selleks formaliini. SO₂ tarvitatakse siidi ja villa pleekiniseks, mida ei või pleekida klooriga.

Hüdrolüüs.

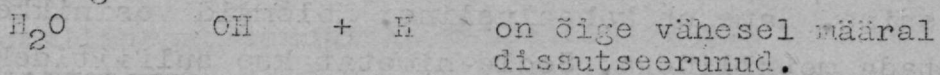
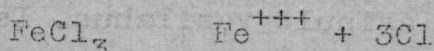
FeCl₃ Proovides nende lahused lakmusega FeCl₃ näitab hapu reaktsiooni.



Sooda Na₂CO₃ näitab leheslist reaktsiooni.

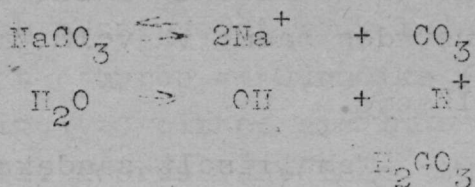
Naatriumsulfaat on neutraalne.

Selle peale vaatamata, et need puht formaalselt on neutraalsed soolad, näitavad need ained vesilahuses happelisi ja lehelisi omadusi.



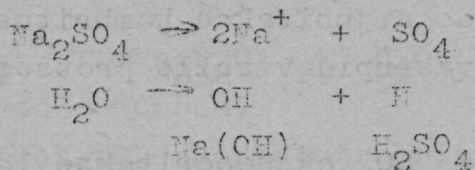
Raud on Fe(OH)₃

vähedissotseeruv.



Sooda lahus kujuneb tasakaal. Vesilahus vesi annab hüdroksiül ja vesinikioone.

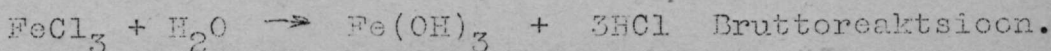
Nõrk hape on süsihape. Kujuneb tasakaal CO_3 ja H vahel. Tekkib dissotsieerimatu H_2CO_3 vesilahus. Allapoole sihitud reaktsioon tarvitab ära vesinikioone. Lahusse jääb OH ioonide ülihulk. Järjekuldselt näitab lahu lehelisreaktsiooni.



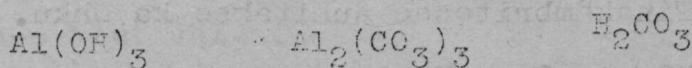
nendes tasakaaludes jääb OH ja H ioonide arv ühesuurusks. Lahu jääb neutraalseks.

Nõrk alus ja tugev hape näitavad hapu reaktsiooni. Tugev alus ja nõrk hape näitavad lehelist reaktsiooni. On aga hape ja alus mõlemad tugevad, siis on ka indikaator neutraalne.

Seda nähet nimetatakse hüdrolyüsiks või lagunemiseks vee mõjul.



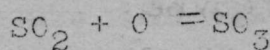
Kui aga hape ja alus mõlemad nõrgad, siis nende lahud ei ole vees püsivad. Sellised ühendid on:



Sellised lahud hüdrolyseeruvad vees täiesti.

Väavel.

SO_3 väaveltrioksiid. Paarkümme aastat ainult väavelhappest saadi seda. Müüd saadakse aga:



Reaktsioon on eksotermiline. Liiga kõrget temp. ei või siiski tarvitada.

Ka madalate temp. juures on võimalik läbi väia katalüsaatorite abil.

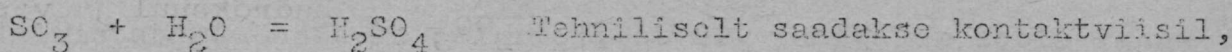
Katalüsaatorina rauaoksiid, portselanpuru, kuid parim kõigest on plaatin. Pt. katalüsaator on väga tundelik lisaainetele, mida ka SO_2 leidub. Arseeniühendid mõjuvad katalüsaatori peale hävitades ajajooksul katalüsaatori.

Laboratooriumis juhatakse SO_2 läbi klaastoru, kus on peene-teralist Pt. Kuumutades klaastoru välgub teisest torust SO_3 auru- dena ja aurud kondenseeruvad vedelikuks. Hariliku temp. juures on vedelik. Puitudes kokku niiskusegälgedega see vedelik See on kõva asbesti taoline aine. See on joodetud klaastorusse,

sest ta on väga hügrooskoopne ja õhuniiskuse imub temasse ruttu.

SO₃ vees lahustades saame väävelhappe.

Väävelhappe.

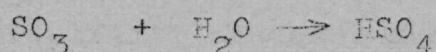
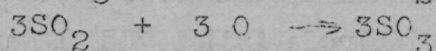


saadud SO₃, mida lahustatakse vees.

Teine vahem ja ajalooline saamisviis on n.n. tinakambri viis.

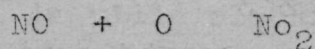
SO₂ ei oksüdeerita puhta õhu, vaid oksüdeerivate ainete abil. SO₂ saadakse püriite FeS₂ põletades. Väävlisgaas ühes veeaurude, õhuga ja lämmastikoksüüdidega juhatakse kambritesse, mis on vöö - dortatud tinaga. Tina on vastupidav selle protsessi juures tekki - va väävelhappega.

Tinakambri protsessid SO₂ oksüdeeritakse lämmastikoksüüdide kaudu. See täpne protsess on praegu teadmata. N.oksüüde saadakse lämmastikhapest.



Lämmastikhapest saadud hapnik oksüdeerib SO₂

Väävelhappe kondenseerub kambri põhja. No õhuhapnikuga annab ühendi NO₂ Tinakambritesse juhatakse ka õhku.



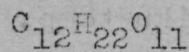
Teoreetiliselt on selleks protsessiks vajalik lämmastik hape kuna juure peab tooma hapnikku, veeauru ja väävlisgaase. Ka läm - mastikhapet peab täiendama.

Tinakambri tekivad võib olla teisedki protsessid, kuid skemaatilisel on see protsess järgmine:

Tinakambri põhja kogub toores väävelhappe, mis on pruuni kuni musta värvi. See värv tuleb orgaanilistest lisandusist. Seda hapet aurutatakse tinavannides. Kuni 70% võib aurutada tinavannides. Kuni selle kontsentratsioonini ei mõju väävelhappe tinale. Edaspidi tuleb teeda aurutada portsellaan või pleatinanõus. Hüdriid tuleb 94%-na.

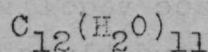
Väävelhappe omadused:

Võrdlemisi raske vedelik. Ilma veeta erikaal 1,25. Keeb 300° juures ja vees lahustades eraldub väga suur soojushulk. Vää - velhappe seob väga energiliselt vett. Väävelhappe ühinemine voega.



Suhkur.

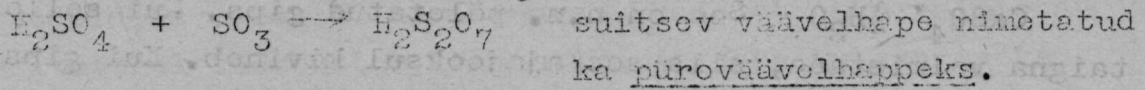
Kui suhkrule mõjuda kontsentri -



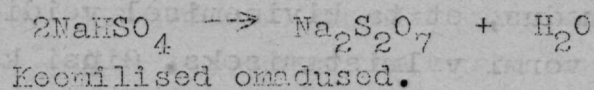
tud väävelhappega, väävelhappe

ühineb vee elementidega jättes järele söe. Reaktsiooni soojuse tõttu laguneb isegi veidi väävelhape. Väävelhape laguneb võrdlo-
misi madala t^c juures anhüdrüdiks ja veeks.

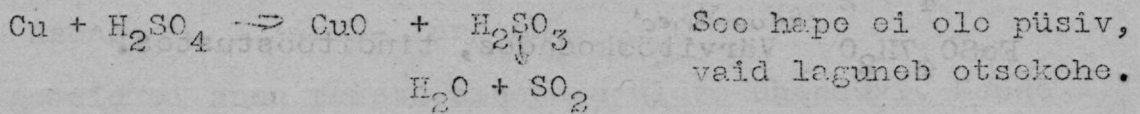
Tehniline väävelhape sisaldab lisandusi. Tina, arseeni ja raua ühendeid. Toores väävelhape tuleb sellepärast puhastada. Väävelhappes võib lahustada SO₃-e.



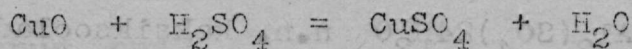
Selle happe soolad tekivad, kui kuumutada hapu väävelhappe soole.



Tuleb vahet teha kontsentreeritud ja lahjendatud väävelhappe vahel. Nende mõju on mitmesugune. Konts. väävelhape on tugev ha-
pondaja.



Kui väävelhapat on enam, siis vaskokstiid lahustub väävel-
happes.



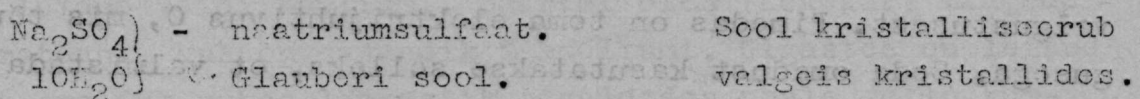
Happeid saadakse sel teel, et teised lõundavad happed tõrju-
takse väävelhappe teel välja.



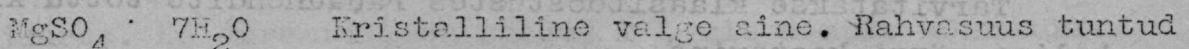
Väävelhappe tootmine kuulub keemiliste rasketööstuse hulka. Väävelhappe üloilmne produktsioon on 12-16 milj.tonni. Tarvi-
tatakse sooda valmistamiseks, õlide ja petrooli raffineerimiseks. Kui meil põlevkivitööstus areneks edaspidi sama jõudsasti, siis
10 a. pärast tasuks meil väävelhappe tehase valmistamine.

Lämmastikhappe, väetisainete, lõhkeainete, värvainete val-
mistamiseks. Tinaakkumulaatorites.

Väävelhape on kahe alusline. On 2 rida soole. Neutraalsed
ja hapud soolad. Neid sulfatisi võib saada üldise soolade saamise
järgi. Aluste reageerimisel hapetega.



Tarvitatakse arstiteaduses, klaasi ja soodatööstuses.



kibesoola nime all. Tarvitatakse arstiteaduses.

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ Gips. Loomulik gips kristalliseerub kahe molekuli veega. Gipsi kuumutamises lahkeb vesi. Seda gipsi tarvitatakse ehitustes ja keramikas jne. Kui gipsi kuumutada mitte üle 180° , siis jääb üle

$\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ See on n.n. põletatud gips. Kui sellest veega taigna valmistada, siis see ajajooksul kivineb. Kui gips üle 1000° kuumutada, siis ta enam nii kiirelt ei soo. Seda nim. krohvi-gipsiks. Madala temp. juures olevat gipsi nim. vormi-gipsiks. Gipsi kõvenemisel on see omadus, et ta kivinemisel veidi paisub, milline on väga hääd omadus vormi valmistamiseks. Gipsi kaevandus on Irboskas olemas.

Vitriolid. Siia kuuluvad veega kristalliseeruvad sulfaadid.

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ Vasksulfaat. Tarvitatakse elektrolüütides.

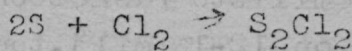
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ^{Rauavitrioon} Värvitöökodades, tinditööstustes.

Allaunid.

=====

$\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ n.n. kaksiksoolad, kus on leitud 2 soola ja vesi. Kui lahustada vesilahus K_2SO_4 ja $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ja neid kristalliseerudes saame allauni. See on kaali allaun. Habemeajamis- kivi on kaali allaun. Selle mõjul veri tarretub.

S_2Cl_2 väävelkloriid.



Tekib kloori mõjul väävlile. Kaunis halva lõhnaga vedelik, millel on see omadus, et see lahustab vees kuni 60% väävlit, mida kasutatakse kahtshuki tööstuses kummi vulkaniseerimiseks.

Väävel kuulub ühte rühma hapnikuga, kuhu kuuluvad seleen ja telluur.

Seleen. Se.

=====

Mitmes modifikatsioonis. On amorfne ja kristalliline (tumepruun kuni must). Seleeni elektrijuhtivus on suurel määral valgustusest. Pimedas on tema elektrijuhtivus 0, mis tõuseb valgusega. Seda omadust kasutatakse selleks, et valmistada selliseid aparate, mis on tundelikud valgusele.

Tarvitatakse klaasitööstustes rauaühendite tõttu klaasi rohelise värvi kaotamine.

Telluur.

=====

Sellel rühmal ilmneb sama nähe, mis halogeenide juures, et nende omadused olenevad nende aatomkaaludest.

Õ h k.
=====

Peale lämmastiku ja hapniku sisaldab õhk rida väärisgaase ehkki vähesel määral. Peale väärisgaaside sisaldab õhk süsihappes gaasi, vesiniku veeauru ja tolmu.

Puhas õhk on värvitu, lõhnatu ja maitsetu gaas. Alla -140° võib õhku vedeldada umbes 40 atm. juures. Vedelat õhku valmistatakse suurel määral tööstustes lämmastiku ja hapniku saamiseks. Näit. Am. Niagara kose jõujaamas valmistatakse umbes 160000 m³ vedeldatud lämmastikku.

Gaaside vedeldamine sünnib järgmisel printsiibil.

Kui tugevalt kokkusurutud gaasi lasta, siis õhu t⁰ langeb. Soda gaaside omadust kasutatakse gaaside vedeldamisel.

Väärisgaasid.

He - heelium	Ne - neon	Kr - krüptoon
X - kseneon	Ar - argoon	

Need gaasid ei anna teiste ainetega üldse ühendusi. Nende molekulid koosnevad ühest aatomist. Neid leidub kõiki õhus õige vähesel määral.

1000 mahus õhus

H - 0,0018 Ar - ligi 1% (0,93)

Ne - 0,0005

Kuna nad kõik on inaktiivsed gaasid, siis neid leiti võrdlemisi hilja. Katsetel leiti, et õhust saadud lämmastiku kaal oli suurem, kui muul teel saadud lämmastik. Juhtides õhust saadud lämmastikku üle kuumendatud magneesiumi, sidus Mg lämmastiku, jättes järgi vormitu gaasi. Argooni (energiata gaas).

Ramsay ja hiljem samadel teadlastel õnnestus eraldada He ja teisi haruldasi gaase. Ne leiti päikese spektrumis umbes 30 a. enne tema markeral leidmist. Helios (päike).

Heelium.

Umbes 8 korda õhust kergem, mispärast tarvitatakse õhulao-vade täitmiseks. Ainuke koht, kus heeliumi saadakse on Ameerika. Ka meilgi leidub veidi heeliumi. Saartel olev (Kokskär) maagaas sisaldab metaani, kus on sajandik % heeliumi. Ulgastes on loitud kaev, kust eraldub puhas lämmastik sisaldades peale selle küm-nendik % heeliumi. Heelium vedeldub $268,8^{\circ}$ juures ja kõvaks muu-tub 272° juures. He auramisel on saadud t⁰, mis ainult mõni küm-nendik kraad on kõrgem abs. temp.

O	S	Se	Te	
16	32,06	79,2	127,5	Aatomkaalud.
(vedo) 1,12	2,07	4,8	6,24	Erikaal.
H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te	Ühendustüübid on ühtlased.

Samuti on sulamistemperatuur ja keemistemperatuurid aatomkaalude järjekorras.

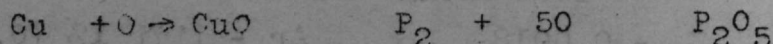
Samuti ühenduste püsivus oleneb nende aatomkaalude järjestusest. Väheema aatomkaaluga elemendid annavad püsivamaid ühendisi.

Lämmastik N.

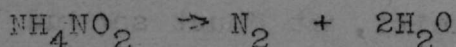
=====

Õhus leidub umbes 78%. Anorgaanilistest ühendustest tšüüli salpeeter, kaalisalpeeter. Lämmastik kuulub valkude koosseisu. Taimed oma lämmastik tagaverade täiendamiseks tarvitavad mineraalsole. Loomad mineraalsole ei saa tarvitada, vaid peavad selleks tarvitama looma või taimeriigi valke.

Puhast lämmastikku saadakse õhust. Kõige enam on õhus peale N O kuna hapnik väga aktiivne on, siis võib O väga kergesti kõrvaldada. Näit. juhtides õhku üle kuuma vase, saab vask hapnikku



Laboratoorselt võib saada salpeetrist. Samuti ammoniumnitriidist.



Lämmastik ei hoia alal põlemist ja on äärmiselt inertne gaas. Lämmastiku sai esmalt suuremal hulgal Lavoisier. Katsetel asetati hiire lämmastikku, mis surmas hiire. Sellest nimetus - lämmastik.

Küttegaasid on süsiniku ja lämmastiku segud.

Värvitu, lõhnatu maitsetu gaas, õhust võidi kergem. 1 lt. kaal 1,25. Puhast lämmastikku võib saada vedelast õhust, sest lämmastik aurab enne kui hapnik.

Keemilised omadused:

Inertne gaas. Harilikult t^o juures ei ühine, kuid kõrgema t^o juures ühineb, andes nitriite.

Mg₃N₂ - magneesiumnitriit. Väikesel määral tekib Mg lindi põlemisel õhus.

N₂ - molekul koosneb kahast aatomist. Et ta inertne gaas on, siis peab oletama, et tal see side peab väga tugev olema.

Õhu koosseis.

	mahu %	kaalu %
O	20,9	23,2
N	78,16	75,5
Ar	0,94	1,3

Õhu koosseis on võrdlemisi stabiilne, alles ühesugune koosseisuga igas kohas maailmas.

Õhk lahustudes vees, siis mõni komponent lahustub enam, teine vähem. Õhk ei ole keemiline ühend, vaid on mehaaniline segu.

Peale ülal mainitud väärisgaaside, sisaldab õhk süsihapugaasi, veeauru ja tolmu. Süsihapugaas tekitab põlemisel, vulkaanilise tegevuse tagajärjel, loomade hingamisel, mädanemisel jne.

Süsihapugaas õhus on võrdlemisi konstantne. Kõigub 0,003 - 0,04 % .

Veeauru on ka alati õhus leida. Õhk ei ole kunagi relatiivne niiskus^{on} umbes 75%.

Tolm koosneb suurelt jaolt mineraalainetest, tööstusraioonides söest, tahmast.

Bakterisi leidub talvel vähem, suvel rohkem.

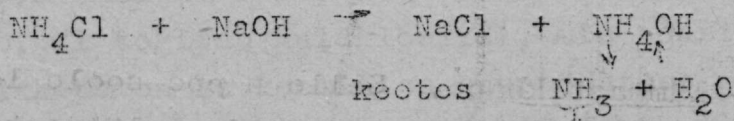
Pikse ajal tekivad lämmastikhappe ja ammooniumsoolad.

Kui inimene viibib õhus, kus on 2% süsihapugaasi, siis ei mõju see halvasti inimesele, niipea kui ta viibib aga ruumis, kus on sama palju väljahingatud süsihapugaasi, siis ei või inimene seda kuigi palju välja kannatada. Nähtavasti hingatakse välja sonitundmatuid mürgaineid, milliseid ei kannata inimese organism.

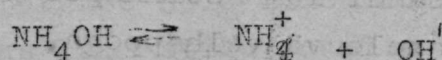
Lämmastiku ühendid.

Ammoniak - NH₃ Laboratoorselt saadakse ammoniumsooladest. Valades salmiagile NH₄Cl mingit leholist (näit. BaOH).

Ammoniak on väga suurel määral vees lahustuv.

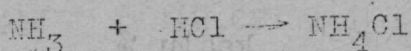


Ammoniakgaas on kergesti vedeldatav. Müügile tuleb vedeldatuna. Tarvitatakse mitmesugustes külmamismasinaates. Ammoniaki auramissoojust kasutatakse külmemiseks.

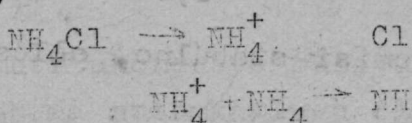


NH₄ - ammooniumrühma vabalt ei leidu. Küll esineb see rühm ammooniumsoolades. Ammooniumsoole on võimalik saada harilikul soolade saamise viisil. Võib saada ka ammoniaki peale mõjudes

mingi happega.



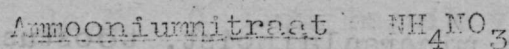
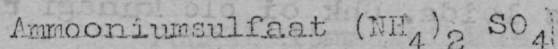
Kõik ammooniumsoolad on valged, kõvad, kristallilised ja vees lahustuvad ained. Tugevate aluste mõjul on võimalik lõhkuda kus tekib sool.



lõpuks katoodil eraldub vesinik.

Kõik ammooniumisoolad on lendavad, nad kuumutamisel sublimeeruvad.

Ammooniumkloriidi tarvitatakse metallipinna puhastamiseks jootmisel. Viiakse salmiak kuuma metalli peale. Sooljuures NH_4Cl lahustab metalliokstiidi. Puhastajaks on õieti soolhape, mis on ammooniumkloriidi produkt.

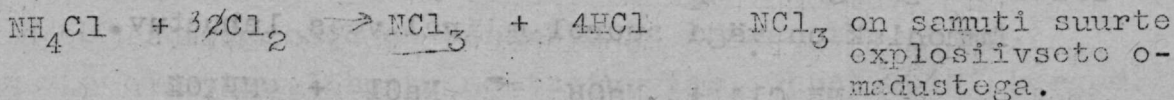


Valmistatakse suurel hulgal ja

tarvitatakse väetisainena. Neist sooladest saadakse lämmastikku.

Ammooniumsulfaati saadakse suurel hulgal gaasivabrikuist. Valgustusgaasi saadakse söest kuival destillatsioonil. Kuna süsi sisaldab umbes 1% lämmastikku ja vähesel määral vesinikku. Kuivatamisel ühinevad lämmastik ja vesinik ammoniakgaasiks ja eralduvad ühes teiste gaasidega. Kuna ammoniak haiseb ja väärtuslik on, juhitakse läbi veelahu. Vesilahus ammoniak lahustub. Vesilahus neutraliseeritakse väävelhappega. Segu aurutatakse - jääb järgi ammooniumsulfaat.

HN_3 Neid soole, mis saadakse vesiniku asendades metalliga, nim. asiidideks. Neil sooladel on väga suured eksplosiivsed omadused.



HNO_3 - lämmastikhape. Selle happe soole leidub looduses väga palju. Tshiili ja kaalisalpeetrid on lämmastikhappe soolad.



Kuni viimase ajani saadi lämmastikhapet peamiselt tshiili salpeetrist mõjudes viimasele väävelhappega.

Lämmastikhappe vesilahu on täiesti läbipaistev. Lämmastikhappe oksüüdid on värvilised, mis muudavad vesilahud kollakaks. Lämmastikhape tuleb müügilo 68% lahus. Suitsov lämmastikhape umbes 95% lahus.

Keemilised omadused.

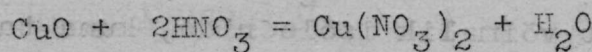
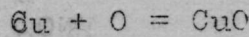
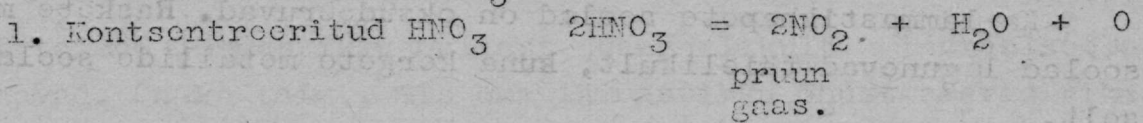
Lämmastikhape on tugev oksüdeerija, ise seal juures lagunedes andes ära hapniku.

Lämmastikhappe mõjul metall muutub metalloksüüdiks ja metalloksüüd lahustub lämmastikhappes.

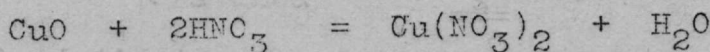
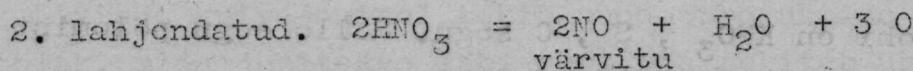
HNO₃ mõjudes vasele, otsekohe tekkivad pruunid lämmastikhappe aumud ja katseklaasi põhjal jääb roheline sool.

Lahjendatud lämmastikhappes vasele mõjudes lämmastikhappesest oraldub mingisugune värvitu või õige vähe kollane gaas.

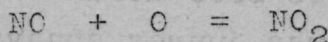
Ülalmainitud katseil HNO₃ laguneb:



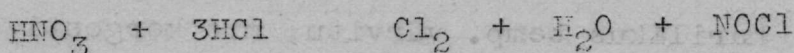
vask-nitraat.



Lämmastikmonooksüüd õhuga kokku puutudes muutub kohe lämmastikbioksüüdiks.



Au ja Pt ei lahu lämmastikhappes, küll aga kuningvees (1 osa lämmastikhappet 3 osa HCl).

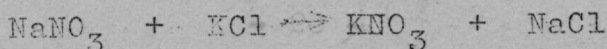


Kuningvees lahutav võime oleneb sellest vabast Cl, mis sääl vabalt esineb. Cl tekitab kuldchloriidi, mis edasi lahustub.

Lämmastikhape on ka keemilise suurtööstuse produkt, millest valmistatakse väävelhapped, väctisaineid, lõhkeaineid jne.

NaNO₃ Tshiili salpeeter. Leidub Chilis vabalt väga suurel maalal. Arvatavasti on salpeeter sääl tekkinud meretaimedete kõdunemisest. Kasutatakse neid lademaid üle saja aasta ja siiani olid need ainukeseks lämmastiku saamise vahendiks (see kestis käesoleva sajandi alguseni).

KNO₃ Kaalisalpeeter. Samuti valge kristallisool. Ka seda leidub looduses, kuid võrdlemisi vähe. Suurem osa valmistatakse kunstlikult. Saadakse tshiili salpeetrist.



Tekib ka mullas bakterite mõjul. On baktereid, mis muudavad õhu lämmastiku salpeetriks.

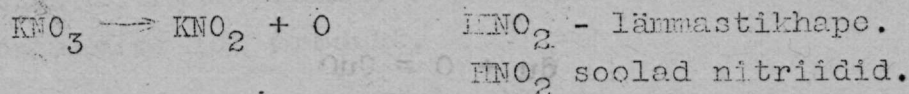
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ Kaltsiumnitraat. Lubi neutraliseeritakse lämmastikhappega.

NH_4NO_3 Ammooniumnitraat.

Kõlemad lähevad väetisainena turule. Neist on viimane odava- maid väetisaineid.

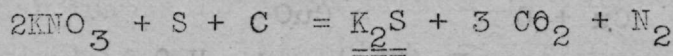
AgNO_3 Hõbedanitraat - pörgukivi. Tarvitatakse meditsiinis. Mõjub hävitavalt kudedele.

Ka lämmastikhapete soolad on oksüdeeruvad. Raskete metallide soolad lagunevad täielikult, kuna kergete metallide soolad osaliselt.



HNO_2 ei ole ennast võimalik isoleerida, kuna ta on vähe püsiv. Nitriidid on siiski püsivad ja neid on tarvitusel orgaanilises keemias.

Püssirohi on KNO_3 , S, C segu. Selle segu põlemist võib järgmise reaktsioonina väljendada:



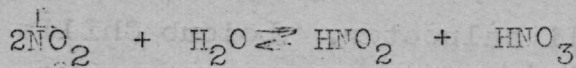
K_2S on aine, mis peamiselt suitsu tekitab. Gaasid CO_2 ja N_2 paisuvad ja sellel paisumisel põhjenebki gaaside lõhkuv mõju. Nende gaaside maht on umbes 2000 korda enam, kui püssirohu maht. Lõhna püssirohule plahvatuse juures annavad väavelvesiniku jäljed.

NO_2

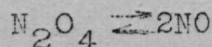
NO - harilikus temp. värvitu, mis kergesti õhuga ühineb andes NO_2 .

NO - ei lahustu vees.

NO_2 - lahustub vees andes lämmastikhappe ja lämmastikhappe segu.

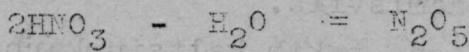


NO on kergesti vedeldav mil ta aatomite arv moolis suureneb, saame N_2O_4



N_2O Lämmastikalahapend. Värvitu gaas. Saadakse ammooniumnitraadi kuumutades. Rahvapärane nimetus naerugaas. Tarvitatakse meditsiinis uimastamiseks.

N_2O_5 Lämmastikhappe anhüdriid.



N_2O_3 Lämmastikushappe anhüdriid. Väga obapüsiv.



Lämmastiku väärisuus hapniku suhtes muutub ühest kuni viieni.

Lämmastiku ühendid tarvitatakse peaaesjalikult lõhkeainete ja väetisainete valmistamisel.

Taimed tarvitavad oma valkude ohitamiseks väga palju lämmastikku.

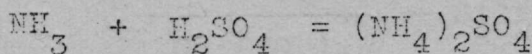
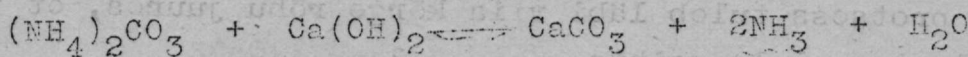
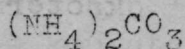
Et taimed lämmastikku nullast peaaesjalikult mineraalsooladest saavad. On ka taimi, mis oma lämmastikku õhust saavad rikastades mulda mügarbakterite abil lämmastikuga. Sellest kõigest on vähe

Kunstlikud lämmastikusoolad.

1. Võetakse õhust.

2. Kasutatakse küttaainetest saadud lämmastikku.

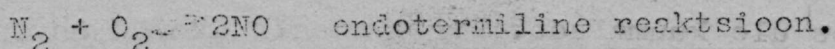
Kivisööe kuivajamisel tekib muude produktide kõrval gaasina ammoniak, mida juhatakse läbi vee, mis tekitab ühes söega süsihapuammooniumi:



See lahu aurutatakse välja, tekib vävelhapuammoonium.

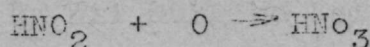
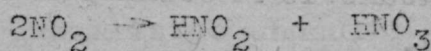
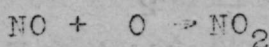
Praegu toodetakse sel teel umbes $\frac{1}{2}$ milj. tonni lämmastikku.

Käesoleva sajandi alul läks korda välja töötada tehniliselt kasulikud meetodid õhust lämmastiku saamiseks.



Mida kõrgem t° , seda enam liigub reaktsioon ülemise noole sihis. Tekkinud ühendit tuleb väga kiirelt jahutada.

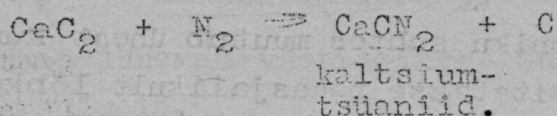
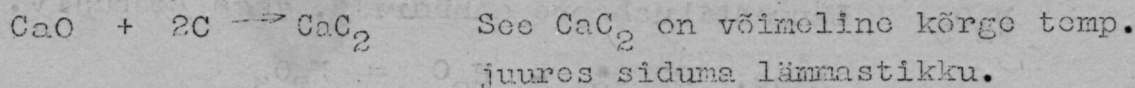
Selle kiire jahutamise meetodi saavutasid Norra insenerid. Nad asetavad elektri kaare magnetpooluste vahelo. Säält juhtis läbi õhu ja hapniku segu. Kui juba NO on käes, siis on odaspidi kergem saada teisi lämmastikühendeid.



Selline viis on tarvitusel maades, kus on käepärast palju odavat elektrit. (Norras, Šveitsis jne.).

Teine õhulämmastiku saamisviis.

Kui mõjuda lubjale söega, tekib kaltsiumkarbiid.

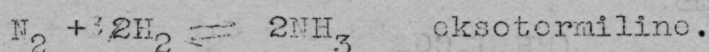


CaCN_2 tarvitatakse väetisainona teisel kujul. Mõjutades veega, saame $2\text{CaCN}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NH}_3 + \text{CaCO}_3$

Selle viisi järgi töötakse väga palju. 2 protsessi juures tuleb õhust eraldada puhast lämmastikku, sest õhu hapnik oksüdeerub. Et saada puhast lämmastikku, selleks tarvitatakse küttegaase.

Küttegaadid juhitakse vette CO_2 lahustub jättes järgi puhta lämmastiku.

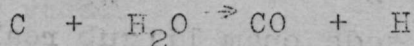
Teatavatel tingimustel võib ka vesinikku ja lämmastikku ühendada ammoniakiks.



See protsess tuleb läbi viia kõrge rõhu juures, et tasakaal lähaks ülemise noole ssihis.

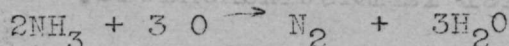
Tasakaalu kiiruse saavutamiseks tarvitatakse katalüsaatorit. Tarvitatakse rauapuru. Lämmastiku ja vesiniku segu juhitakse üle katalüsaatori umbes 200 atm. rõhu ja 500°C juures, kusjuures väljub umbes 10% sisaldav ammoniakigaas.

Puhast H saadakse elektrolüüsi teel, vesigaasist. (Vett juhtides üle kuumale söele.



Segu $\text{CO} + \text{H}_2$ nim. vesigaasiks ja tarvitatakse gaasilise kütteenainena), koksiahju gaasidest.

Ammoniak oksüdeeritakse lämmastikhappeks. Ammoniak õhus ei põle. Puhtas hapnikus põleb lämmastikuks ja veeks.



Et lämmastik muutuks lämmastikhapendiks, selleks tarvitatakse katalüsaatorid.



see meetod arenes välja Saksamaal ilmasõja aegu.

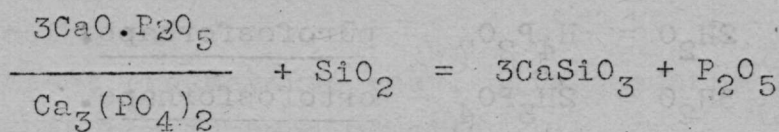
	looduslik N	küttea- neist N	sünteti- line N
1913.	56000 tn.	36000 tn.	8000 tn.
1929.a.	22000 tn.	19000 tn.	59000 tn.

Paukelavhõbe, pükrühape, troitiül, pürokselün - kõik tarvi-
tatakse ^{vad} lämmastikku valmistamisel. Ilmasõjas tarvitati lõhkeai-
neid 4 milj. tonni.

Lämmastikuga ühte rühma kuulub Fosfor, arseen ja antimoon.

Fosfor. P. Vabalt looduses ei leidu. P on levinenud ühen-
dites. Peaasjalikult fosforiidina $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Ühendites liitena
veel CaFe leidub fosfor apatiidina. Eriti palju taimede ja loo-
made org., taimede seemnetes. Peale põletamist kondid koosnevad
peaasjalikult puhtast kaltsiumfosfaadist.

Fosforit saadakse kas looduslikkudest Ca ühenditest või ka
kontidest. Kondijahu kuumutakse kõrge t° juures liiva ja söega.



Raskelt lenduvad happed tõrjuvad kergelt lenduvad happed
sooladest välja. Selle protsessi juures P destilloomrub ja ta auru
rud kondenseeruvad kõvaks ainaks - valgeks fosforiks.

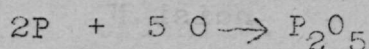
P osineb ka mitmes modifikatsioonis. Harilikult püsib valge
fosfor. Valge P on väga aktiivne, ühineb toatemperatuuris hapni-
kuga. Erikaal 1,85. Pimedas kiirgab. Et ta õhus kergesti oksüde-
eerib, siis hoitakse teda vee all. Kange mürk. Nahale tekitab
põletishaavu. Kui valget fosfori ilma õhu juurepääsuta kuumutada
300°, siis muutub valge fosfor punaseks.

Valge fosfor on kristalliline, punane amorfne. Punane fosfor
hariliku t° juures õhus ei oksüdeeri, ei kiirga pimedas, erikaal
2,20. Lahustub orgaanilistes ühendites võrdlemisi raskelt. Puna-
ne fosfor ei ole ka nii mürgine kui valge.

Must fosfor. Kui punast fosfori kuumutada suure rõhu all,
siis tekib must fosfor - grafiidi taolino. Selle erikaal on 2,61.

Fosfor on väga aktiivne element. Ühineb kergesti õhuhapnikuga, halogeenidega, metallidega. Tarvitatakse võrdlemisi palju tikutööstuses, punast fosforit, mis on tikutoosi peal. Tikupead on väevilist ja mingist oksüdeerijast.

P ja fosforiühendisi tarvitatakse suitsukatete valmistamiseks. P suits ei ole mürgine. P suitsus sinine lakmuspaber muutub punaseks. Õhus oksüdeerides fosfor põleb fosforhappe anhüdriidiks.

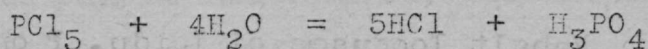


Veega annavad need hapuid lahused, tekitades n.n. fosforhappeid.

NH₃ analoogiliselt on ka tuntud PH₃

PCl₃ PCl₅ Fosfortrikloriid. Fosforpentakloriid.

Mõjudes neile veega muutuvad need fosforhappeks ja soolhappeks.



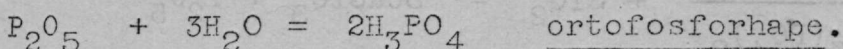
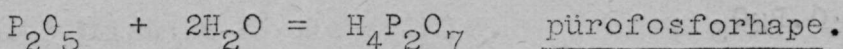
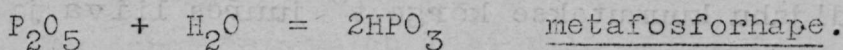
Fosfori ja hapniku ühendid.

P₂O₅ vastab N₂O₅ Vees lahustudes annab see fosfor-

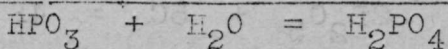
P₂O₃ " N₂O₃ happeid, olenedes mitme molekuli

veega see fosforhappe anhüdriid

ühineb.



HPO₃ kui selle vesilahu keeta, saame ortofosforhappe.



H₃PO₄ = H₂O + H₄P₂O₇ Kuumutades ortofosforhapet kuumutamisel 200° saame pürofosforhappe.

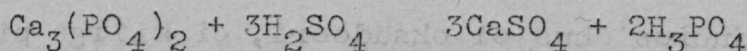
H₃PO₄ - selle happe soolad MH₂PO₄ - primäär.

M₂HPO₄ - sekundäär.

M₃HPO₄ - tertsiäär.

Fosforhapped on nõrgad happed.

Looduslikkudest fosfaatidest tõrjutakse fosforhappe välja väävelhappe abil.



Fosfaadid - fosforhappe soolad.

Praktiliselt tarvitatakse kõige rohkem fosforit väetisainena. Et väetisaine küllalt mõju oleks, selleks peab ta vähesel määral

vees lahustuv olema. Lahustunud olekus on ainult taimedel võimalik teda vastu võtta. Väetisainena tarvitatakse rohkem kaltsiumfosfaate.

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ Trikaltsiumfosfaat. Liiga vähe lahustuv ja selle tõttu väetisaineks kõlbmatu.

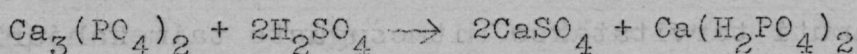
$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ See on juba enam lahustuv ja on kasulikum tarvitada.

Nii looduslikud fosfaadid ja kondijahu esinevad trikaltsiumfosfaadina. Selleks et nad oleks taimedele kättesaadavamad, selleks tuleb neid ümbertöötada superfosfaadiks.

On aga mullas palju mullahappeid, igasugused orgaanilised happed, siis võib fosforiiti tarvitada ka puhtal kujul.

Meie fosforiit töötatakse ümber sel teel, et jahvatakse peeneks jahuks ja nii ta tulebki müügile.

Fosforiidi ümbertöötamine.



Mõjutakse fosforiidile väävelhappega. Tekib kaltsium ja gipsi segu, mis läheb müügile superfosfaadi nime all. Superfosfaadi ilmaproduksioon on umbes 15 milj. tonni aastas.

Veel on n.n. toomasjahu, mis tekkivad raua puhastamisprotsessil.

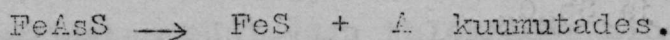
Samuti saadakse kondijahust kondid sisaldavad kuni 60% trikaltsiumfosfaati.

Kontidest eraldatakse rasv. Siis saadakse liimi ja ülejäänud osa läheb kondijahuna müügile.

Tihti valmistatakse kondijahust ka puhas fosforit.

Arsen As.

Looduses leidub ühendites metallidega, suuremalt jaolt suffiididega.

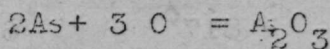


Kuna püriidid kõik arseeni sisaldavad, siis sattus väävelhappesse alati arseeni. Selletõttu oli arseeni jälgi kõikides sulfaatides. Nüüdse kontaktmeetodi juures enam arseeni ühendisi ette ei tule väävelhappes.

Arsen esineb mitmes modifikatsioonis. Kristalliline tume hall, erikaal 5,2. Teine modifikatsioon on must amorfne pulber. kõik arseenid oksüdeerivad õhus.

Arseni ühendites on iseloomulikuks sibula lõhn.

Õhus arseen oksüdeerub arseentrioksidiks.



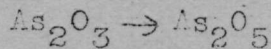
As_2O_3 on valge pulber, müügil arseenikumi nime all. Vees vähe la-

hustuv, kergesti lahustub aga lehelistes.



Happeliste omadustega anhüdrüit H_3AsO_3 - arseenishape.
Arseenishappe soolad - arseniidid.

Arseentrioksiidi edasi oksüdeerides saame arseenipentaoksiidi.



Peale nende ühendite annab arseen kergesti ühendisi ka vesinikuga.

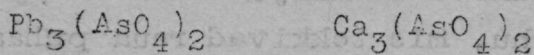
Kõik arseeniühendused on mürgised. Eriti mürgine on arseenikum, mis on keskaegast tuntud tugeva mürgina.

Vaba arseeni tarvitatakse lisana mõnele metalli sulamile, et sulami kõvadust tõsta.

Arseeniühendusi tarvitatakse meditsiinis ravivahendina. Nad mõjuvad hävitavalt pisilastele.

Samuti tarvitatakse mitmesuguste taimekahjurite hävitamiseks. Arseenisoolad jahvatakse peeneks pulbriks ja pillutakse väljadele.

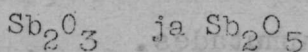
Peasjalikult kaltsiumi ja tinaarsonaate.



Samuti mürkgaaside valmistamisel. Lewisiit - aevastusgaas sisaldavad molekulis arseeni.

Antimoon Sb

Mida kõrgemale aatomikaal sel rühmal tõuseb seda lähemale lähenevad ainete omadused metallidele. Hõbevalge, võrdlemisi kõva aine. Tarvitatakse mitmesugustes sulamistes sulami kõvaduse tõstmiseks. Trükimetallis. Pb 80% Sb 20%. Oksiide annab 2. Vesinikuga ühend SbH_3



Sb_2O_5 lahustub nii alustes kui hapetes.

Sb_2O_3 lahustub ainult alustes (omab nii ainult happelised omadused).

Võttes kokku selle rühma elemendid, saame:

	N	P	As	Sb	
	14,01	31,02	74,93	121,76	aatomkaal.
(vedel)	0,879	1,83 (valge)	5,72	6,69	erikaal.
		2,20 (pun.)			
		44°	317°	630°	sulamistapp. keeristapp.

Keemilised omadused: R-grupi nimetus.

Vesiniku ühendid RH_3

Hapniku ühendid R_2O_3 R_2O_5

Metallilised omadused tõusevad ja metalloiidide omadused vähenevad aatomkaalude tõusu järjekorras.

Süsinik C.

Süsinikku leidub looduses vabalt, veel rohkem aga ühendite-na. Süsihapugoolad - paekivi, dolomiit. Süsihapugaas ja orgaanilised ühendid.

Omaval ajal jagati keemia anorgaaniliseks ja orgaaniliseks, kus viimased aineid arvati ainult elava looduse mõjul tekkinuiks. Mõõdunud sajandi alul õnnestus valmistada kusiainet kunstlikult, selle tõttu kadus vahe anorgaanilise ja orgaanilise keemia vahel sel kujul.

Süsinikühendite keemia - orgaaniline keemia, mida tööjaotuse tõttu eraldatakse anorgaanilisest.

Süsinik esineb looduses mitmes allotroopses modifikatsioonis. Teemant on kristalliline läbipaistev aine, tugevalt valguskiiri murdev. Teemandi laiukohad Transvaalis, Indias jne. Erikaal 3,5. Väga kõva aine. Mineraalide kõvaduseskaala kesotsas. Teemandipuru tarvitatakse kõva ainete lihvimiseks, puuri otstarbeks jne. Hapnikus teemant põleb süsihapugaasiks.

Grafiit on teine süsiniku modifikatsioon. Tumhall kristalliline metallläikega aine. Erikaal kõigub 2,17 - 2,3 vahel. Leidub Ceylonis, Kanadas, Madagaskaril jne. Võrdlemisi pehme. Paremad pliiatsid valmistatakse puhtast grafiidist. Tarvitatakse ka määrdeainena puhtal kujul. Suuremalt jaolt lisatakse siiski juurde määrdeõlile. Õhus grafiit ei põle, küll aga puhtas hapnikus. Õhus moodustab süsi väga tulekindla aine, kuna sulab 3500° juures. Sellepärast tarvitatakse grafiiti tulekindla savi jaoks.

Koksi, vaiku ja liiva kõrge temperatuuri juures 1-2 päeva kuumutades saab kunstlikult grafiiti. See on tihti looduslikest grafiitidest parem.

Peale nende on tuntud süsiniku amorfseid modifikatsioonid. Süsi tekib siis, kui süsinikku tekitavad ained täielikult ei ühine.

Puusüsi, koks, valmistatakse kunstlikult kuiva destillatsiooni teel puust ja kivisöest.

Tahm kuulub ka amorfsete süsiliikide hulka. Tarvitatakse värvide ja tušide valmistamiseks. Ta on kindlaimid värvaineid.

Amorfse süe erikaal on 1,9. Amorfne puusüsi on urbane, sisaldades õhku ja selle tõttu ujub ta vees. Pulbrina vajub ta põhja.

Süsi sulab 3500°C juures ja sulanud süe jahtumisel tekib grafiit. On katsutud kunstlikke teemante valmistada, lahustades sütt vedelas rauas. Sütt välja kristalliseerides vedelast rauast, kristalliseerub väikesed kristallid, mida ennem arvati teemandiks, kuid hilisemad katsed on näidanud, et need kristallid sisaldavad raualisandeid.

Kvantitatiivne analüüs on näidanud, et kõik need modifikatsioonid on puhas süsi. Süsiniku modifikatsioonid annavad põlemisel peaaegu ühesugust soojust, nii ei ole suuri lahkuaineluid nende sisemises energias. Röntgenoloogiliselt uurides grafiiti ja teemandi kristalle, kus on leitud vahed nende sisemises struktuuris.

Teemandi kristallid on korrapärased oktaeedrid ja aatomid on nii jaotatud, et keskel asub üks aatom ja oktaeedri tippudel asuvad teised aatomid.

Grafiidil on need selliselt jagunenud.

Sellega on seletatav ka grafiidi soomusetaoline struktuur.

Kuiv puu sisaldab umbes 50% C, peale selle veel O, H. Kuival destillatsioonil jääb päälle vedelate ja gaasiliste produktide eraldamist järgi puusüsi.

Gaasilisi produkte ei kasutata puu kuivajamisel.

Kuival destillatsioonil annab puu umbes 30% puusütt. Tarvitatakse sepaõena ja gaaside ja vedelike absorbeerimiseks. Väit. puusü piirituse puhastamine sünnib puusü abil. Samuti värvained absorbeeritakse puusü abil. Gaasimaskides kasutatakse puusü absorbeerivat omadust.

Kuna süe absorbeeriv mõju oleneb pinna suuruselt ja pinna suurus sõotera läbilõikest, selle tõttu valmistatakse väga väikeste osadega söepuru, millega söepuru pind (aktiivne pind) suureneb.

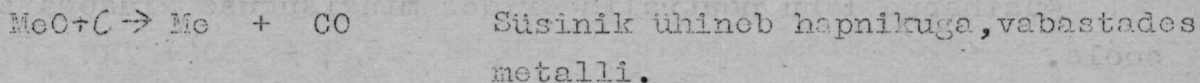
Seda aktiivset sütt tarvitatakse tehnikas kergelt lendavate (näit. bensiin) ainete absorbeerimiseks.

Kivisüsi.

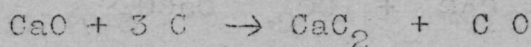
On looduses tekkinud samade protsesside tagajärjel, millest valmistatakse praegu puusütt ja koksi kuivajamisel. See on sündinud miljonite aastate jooksul, kuid lõppprodukt on sama. Antratsiit (95% C). Kivisüsi (70% - 90%), Pruunsüsi (65% - 70%).

Keemilised omadused.

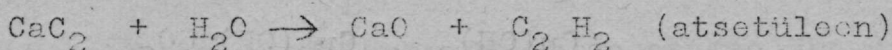
Hariliku t^o juures teiste elementidega ei reageeru, küll aga kõrgemate t^o juures. Kergelmini reageerub amorfne süsi, raskemalt teemant. Kasutatakse peamiselt metallide saamiseks maakidest.



Metallidega annab karbiite. Tuntuim on kaltsiumkarbiit.



CaC₂ - puhtal kujul on valge. Tarvitatakse peamiselt atsetüleeni saamiseks. Mõjudes veoga karbiit laguneb.



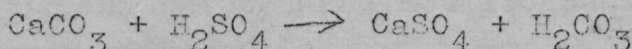
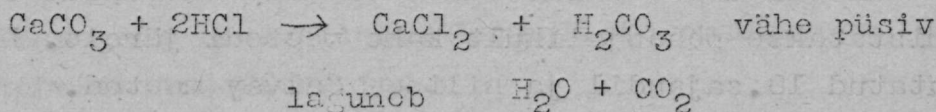
Atsetüleeni tarvitatakse jalgratta lampides, metallide keevitamiseks, sest atsetüleeni leek on väga kõrge temperatuuriga. Metallide keevitamisel on atsetüleen segatud hapnikuga.

Oma valge leegi tõttu tarvitatakse atsetüleeni ka valgustusks.

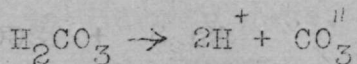
Metaan CH₄ Leegi valgus tekkitab sellest, et kõik süsinik ei põle atsetüleeni juures täielikult ära ja säilinud C osad hõõguvad, mis ongi valge leegi põhjus. Metaani juures on näit. leek kollane.

- CO - vingugaas.
- CO₂ - süsihapugaas.

CO₂ - leidub õhus ja tekib sääl, kus süsinikku sisaldavad ained põlevad või kõdunevad. Ka hingamise juures tekib samuti, vulkaanilise tegevuse juures. Laboratooriumites saadakse mõjudes süsihappesoola peale happega.



H₂CO₃ - süsihape on eksisteeriv ainult vesilahudes. Vesilahudes on dissotsieerunud.

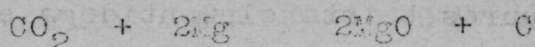


Süsihappesega saab H₂ metalliga asendades hapuid ja neutraal-soole.

CO₂ on kergesti kompromiteeritav. Tuleb müügile terassilindrites ja tarvitatakse madalate t^o saavutamiseks.

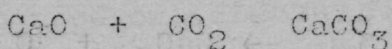
Keemiliselt on see väga kindel ühend. Kuumutades kõrge t^o juures on ta püsiv.

Redutseerida C-ks võib teda ainult Mg abil.

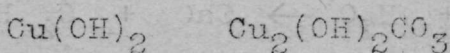


Süsihappe soolad.

Süsihappe lahu neutraliseerides mingisuguse alusega saame see soole.



Süsihappesoolad hüdrolyseeruvad väga kergesti.



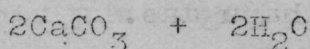
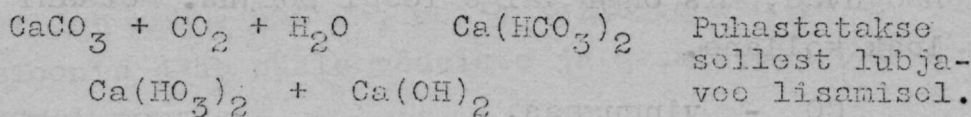
CO₃ Looduses leidub süsihappe soole võrdlemisi palju mitmesugusel kujul.

CaCO₃ - paekivi.

CaCO₃MgCO₃ - dolomiit.

kriit, kaltsiit on kõik süsihappe soolad.

Kaltsiumkarbiit on vees lahustumatu. On aga vees süsihappgaasi, siis tekib hapusüsihapukaltsium, mis põhjustabki vee kalkuse.

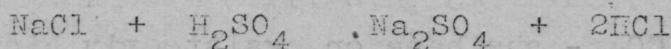


Lubjavee asemele võib tarvitada sooda või seebikivi lahu, mis on aga kallim.

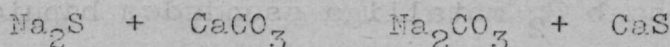
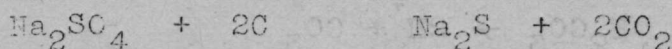
MgCO₃ CaCO₃ - dolomiit.

Kunstlikult valmistatud sooladest on tuntud sooda. Soodat valmistatakse peamiselt kahe meetodi järele. LeBlanc'i viis leiutatud 18. sajandil ja hilisem Salvay meetod.

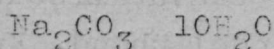
Le Blanc'i viis.



Na₂SO₄ redutseeritakse kuumutades söega.



Soda segu veega pestes lahustub sooda, mis vett aurutades eraldub kristallidena sooda, sisaldades 10 molekuli kristallvett.



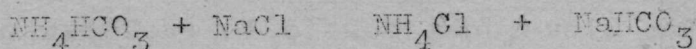
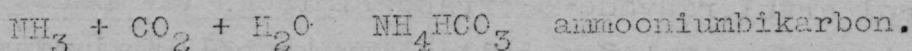
Soda kuumutades lahkub vesi ja sooda on müügil kaltsineeri-

tud sooda nime all.

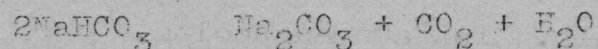
Soodatööstus kuulub keemiliste rasketööstuste hulka.

Salvay viis.

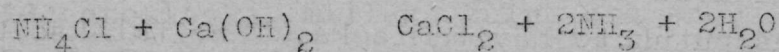
Köödusoola lahusesse juhitakse süsihapugaasi ja ammoniaki.



Tekib nelja soola segu. Kõige raskemini on lahustatav NaHCO_3 . Segu aurutades sadeneb esmalt see aine. Müügile läheb see söögisooda nime all.



Kuumutades laguneb. Vabanev CO_2 kasutatakse ära esimese reaktsiooni jaoks.

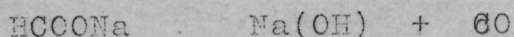


Nii saadakse esimeseks protsessiks tarvilinev ammoniak.

Le Blanci protsessi juures saadakse kõrvalproduktina vääruslikku soolhapet.

K_2CO_3 - Potaš Valge vees lahustuv sool. Saadakse analoogiliselt Le Blanci viisile. Seda saadakse ka puutuhast. Puutuhk olenedes sordist sisaldab kuni 30% kaaliumkarbonaati. Tarvitatakse seebi ja klaasi tööstusel.

CO - vingugaas. Kui süsi vähese õhu juuresolekul põleb. Võib saada mõnedest keemilistest ainetest peaaegu puhtal kujul. Sipelgahapu naatrium kuumutades laguneb:

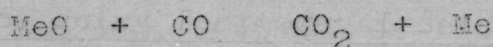


Vingugaas põleb värvitu loogina. Õhus põledes muutub süsihapugaasiks.

$$\text{CO} + \text{O} \rightarrow \text{CO}_2$$

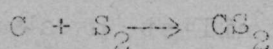
Süsihapugaas on vesilahus happeliste omadustega, kuna vingugaasi lahu on indfferentne.

Vingugaasi kasutatakse metalloksüüdide redakttsiooniks. Tal on taandavad omadused.



Värvitu ja lõhnatu gaas. Tugevalt mürgine. 1% sissehingatavas õhus. CO on juba surmav. Hingamine põhjeneb sellel, et punased verelibled seovad õhuhapniku. Samuti seovad nad ka CO. Kui nad on aga sidunud vingugaasi, siis punased verelibled ei ole võimalised siduma hapnikku. Selletõttu on vingugaasi mürgitus lämbumismürgitus.

CS₂ Väävelsüsinik



Juhtides vääveliaure üle kuumaa süte.

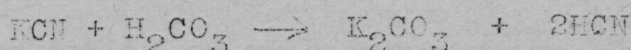
Lahustub palju orgaanilisi ja anorgaanilisi aineid. Tarvitatakse suurel arvul rasvade ekstraherimiseks taimedest ja kontidest. Mürgine. Tarvitatakse sellelõttu ka põllumajanduses põllukahjurite hävitamiseks.

Tsüaanühendid CN.

Süsinik ja lämmastik kõrge temperatuuri juures ühinevad tsüaanühenditeks.

KCN - tsüaanvesinik. Tüttavamad soolad.

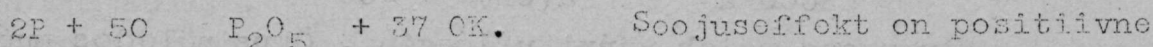
KCN ja NaCN Tarvitatakse neid sooli galvaniseerimisel. Tsüaanühendid kuuluvad tugevaimate mürkide hulka. Tarvitatakse gaasilises olekus putukate hävitamiseks. Tarvitatakse ka sõjagaasina.



Termokeemiline seadus.

Suurem hulk keemilisi reaktsioonide juures on togemist soojuse eraldamisega ja soojuse tarvitamisega.

Selle reaktsioonide soojuseffektide määramine ja mõõtmine on võimalik võrdlomisi täpsalt. Tehnikas ja füüsikas soojuseffekt arvestatakse kaalu või mahuhulga peale. Keemias arvestatakse aga aine hulga peale.



soojus eraldub. St. 62 gr. fosfori ja 80 g hapnikku annavad 142 g. antud ainet, mille juures eraldub 370 K soojust.

Kuna aine tekib elementidest, siis nimetatakse seda aine tekkimissoojuseks.

Kui mingisuguse aine tekkimissoojus võrdub teatud hulga kaloritele, siis aine lagunemisel kulub sama hulk kaloreid.

See seadus kuulub keemia põhiseaduste hulka.

Neutralisatsioon:

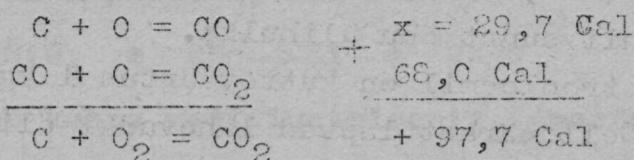
- | | | |
|----|---|-------------|
| 1) | $2Na(OH) + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O + 31,4 \text{ K}$ | 14,75 Cal |
| 2) | $NaOH + H_2SO_4 = NaHSO_4 + H_2O + 14,75 \text{ Cal.}$ | + 16,65 Cal |
| | $NaHSO_4 + NaOH = Na_2SO_4 + H_2O + 16,65 \text{ Cal.}$ | 31,40 Cal |

Läksime välja ühest mol. seebikivist ja ühest mol. väävelhappest, mõlemil juhul ning lõppresultaadid saime täpsalt ühesugused, nii aine hulkaade, kui soojuseffekti poolest.

S+ soojuseffekt ei olene teest, mille kaudu meie lõppproduktid saame, vaid lõppproduktidest.

See on n.n. Hessi reegel.

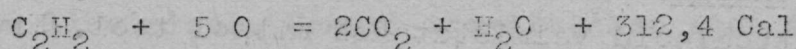
Soojuseffekt ei olene teest, vaid ainete^{alg-} ja lõppsoojusväärtustest.



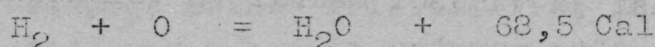
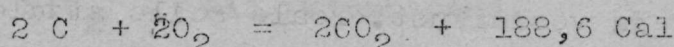
Hessi reegli põhjal saame arvutada soojuseffekti ainete tekkimisel, millede mõõtmine mingil põhjusil meil raskendatud on.

Esimese reaktsiooni puhul on tarvis lahendada lõhkuda süsiniku molekulid aatomiteks, milleks kulub osa energiat.

Halva kütmise juures jääb kasutamata vingugaasi ühinemine hapnikuga.



Atsetüleeni look on erakordselt kõrge temp.



$$257,1 \text{ Cal}$$

Näib nagu ei maksaks siin Hessi seadus.

See vahet võib ainult sellega seletada, et 55,2 Cal on atsetüleeni tekkimissoojus.

$$312,4 - 257,1 \text{ Cal} = 55,2 \text{ Cal}$$

Küttaained.

Üldiselt: Kindlad, vedelad ja gaasilised küttaained.

Kindlad küttaained - kivisüsi, puu, turvas, põlevkivi.

Kõik kindlad küttaained sisaldavad peale süsinikku, vesinikku ja hapnikku.

H - (peale antratsiidi) leidub küttaaines 5 - 6 %

Puus on hapnikku üle 40%, kivisüsi 10-15%, antratsiit 2-3%.

Kindla küttaaine põlemisel tekkivad CO₂, H muutub vooks, samuti niiskus muutub küttegaasidoks. Kui põlemine ei ole täielik, siis tekib küttegaasides ka CO.

Ühtegi küttaainet ei ole võimalik tarvitada teoreetilise õhu hulgaga. Tulob alati tarvitada õhu ülihulka ja kuna õhk koosneb suuremalt jaolt N-st, siis solletõttu kütamise väärtus langeb, sest soendada tuleb ka N.

Parimal juhul läheb kütmisel korstna kaudu kaotsi umbes 30% kütteväärtust.

Suurim kütteväärtus on antratsiidil umbes 8000 Cal, turbal -
3400 Cal.

Vedelad kütteained.

Nafta,

Bensiin.

Petroolium.

Piiritus mõnel juhul mootorite kütteainena.

Neil on see paremus, et neid on kergem õhuga segada ja sellepärast pole tarvis nii suurt õhu ülihulka.

Bensiinil ja petrooliumil on kütteväärtus 1 kg peale rohkem kui 10000 Cal. Sellepärast laevad lähevadki õliküttele üle.

Gaasilised kütteained.

Valgustusgaas.

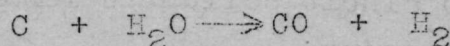
Vesigaas.

Generaatorgaas.

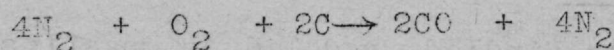
Nende paremuseks on nende parem segatavus õhuga. Samuti võib neid otte soendada.

Gaasilisi kütteaineid valmistatakse mitmel teel. Kivisütt destilleeritakse kuivalt. Eralduv gaas - valgustusgaas koosneb peaaesjalikult metaanist ja vosinikust. Peale selle sisaldab vingugaasi, süsihappugaasi ja vähesel määral värvetsüsiniku auru. Nende lisanduste tõttu on ta mürgine.

Vesigaas. Läbi hõõguva söe kihi juhitakse söeaure. Vesi laguneb vingugaasiks ja vosinikuks ja soda segu nimetatakse vesi-gaasiks.



Generaatorgaas. Hõõguvasse söekihti juhitakse piiratud hulgal õhku. Süsi ei põle täielikult ära.



Leek.

Jgasugune leek koosneb kolmest kihist. Seesmisel osas on tihedam põleva aine auru.

Hariliku piirituslambiga
kuni 900°.

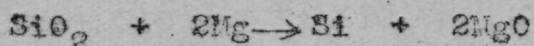
Atsotüleoni leek 3000°

Gaasilambil 1400°

Silicium Si.

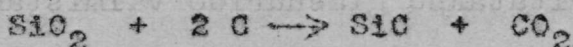
Üsinihuga ühes rühmas. On samuti neljavalentne. Kuna C moodustab anorgaanilise keemia aluse, nii moodustab anorgaanilise looduse aluse räni. Ka orgaanilises looduses leidub räni. Mitmed taimed sisaldavad.

Vabal kujul võib saada kvartslüvast-silitsiumbioksiidist redutseerides. Redutseerida võib nende ainetega, mille sugulus Si suurem on hapnikuga, kui ränil.



Esineb kahes modifikatsioonis. Amorfse pulbrina ja kristallilisena.

Hariliku temperatuuri juures inaktiivne element. Ühineb ainult fluoriga. Kõrgema t^o juures ühineb paljude teistega.



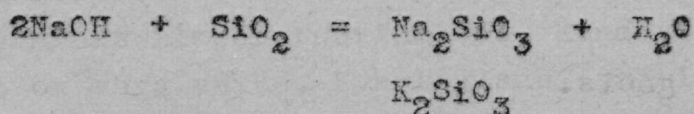
SiC - Silitsiumkarbiit - karborundum. Valmistatakse kunstlikult elektriühjades. Peaaegu teemantkõva, mikspärast tarvitatakse lihvimisel. Samuti tarvitatakse seda tulekindla materjalina.

SiO₂ - Silitsiumhapend.

Looduses esineb kristallilise ja amorfse ainena. Kvarts, kvartslüüv, mäekristall. Kalliskivid - ametist ja topaal on mäekristallid mitmesuguste lisanditega. Amorfseina esineb suurtes lademetes kieselguurina või diatomeidinaime all. See on suure absorptsiooni võimega. Tarvitatakse soojusisolatsiooniks - dünamiidid valmistamiseks jne. Leidub mitmel pool. Meil leidub Tõrvas las.

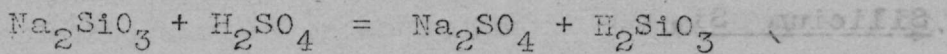
Keemilised omadused.

Happeline hapend. Kuna ta vees lahustamata, siis saadakse seeli sel teel, et mõjutakse liivaga alustele kõrgete temperatuuride juures.



Na ja K silikaadid on ainukesed silikaadid, mis vees lahustuvad. Neid seole nimetatakse ka vesiklaasiks. Vesiklaasi valmistatakse suurel määral. Puu imutatud vesiklaasiga, muutub tulekindlaks. Alamad sorti seebi valmistamisel.

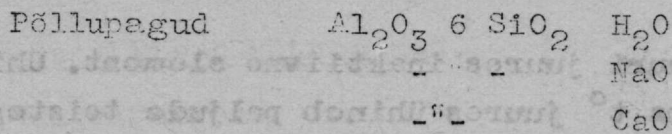
Mõjudes vesiklaasile happega, saame süldisarnase tarretise. Täheandab sadostus välja vett sisaldav ränihape.



Soda sadet filtreerides ja aurutades jääb järele amorfne pulber SiO_2

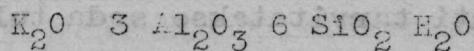
H_2O	SiO_2	Teoreetiliselt oleks võimalik
$2\text{H}_2\text{O}$	SiO_2	saada viimasel kohal olevat
$2\text{H}_2\text{O}$	3SiO_2	ühendit.
m H_2O	n SiO_2	

Looduslikud silikaadid.



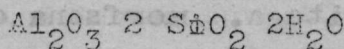
Noid mineraale tarvitatakse glasuuride valmistamiseks mitmesuguseis savitööstusis.

Vilgukivi on ka aluminiumi silikaat, sisaldades peale muu vett.



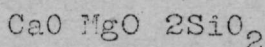
Harilikult on vilgukivi värvitu. Musta värvi vilgukivi sisaldab ka magneesiumi. Kuna vilgukivi läbipaistev, tarvitatakse kõrgete t^o juures klaasi asetäitjana.

Kaoliin.



Soda sisaldab iga savi. Täitsa puhast kaoliini leitakse märja ja olekus lademetena. Teda võib vormida ja siis põletada.

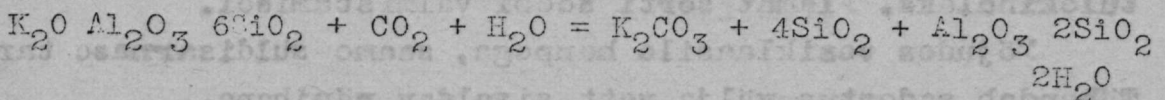
Asbest.



Leidub looduses kiutaolise mineraalidena. Valmistatakse pappi ja Kuna see papp ei sisalda orgaanilisi aineid, siis tarvitatakse tulekaitse abinõuna. Kuna ta halvasti soojust juhib, siis

Graniit - gneis.

Koosneb vilgukivi, põllupao ja kvartsi segust. Looduslikult silikaadid on püsivad ühendid, kuid siiski porsuvad aja jooksul ilmastiku mõjul. Pöllupagu laguneb süsihappugaasi ja vee mõjul kaoliiniks ja süsihappesooladeks.



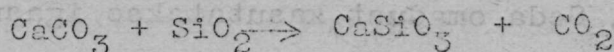
Taimed tarvitavad oma kudede üleshitamiseks kaaliumi. Porsumise protsessil tuleb mullapinda juure kaalium ja kaoliin.

Meie saviladomused sisaldavad küll tublisti kaoliini, kuid sääl juures suurel hulgal teisi mineraalaineid.

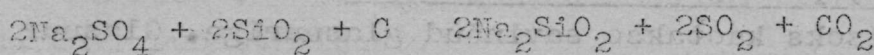
Kunstlikest silikaatidest valmistatakse ja kasutatakse tehnikas.

Klaas.

Valmistatakse sooda, pakkivi või kriidi kuumutamisel puhta kvartsliiduga, kus tekivad Na või K silikaadid.



Valmistatakse ka naatriumsulfaadi sulatamisel kvartsliidu ja söega.



Sooda asemel võttes potaši, saame klaasi kus Na asemel on K. Kui hulka suurendada saab kõvema klaasi. Tinaoksuüdi tarvitamisel saadakse võrdlemisi pehme klaasi, millel on suur kiirte murdnise võime. Tarvitatakse kristallklaasina.

Valmistatakse veel klaasisorte, kus klaasi paisumiskoeffitsient viiakse õige väiksoks. Klaasi vastupidavus t^o kõikumistele olenob klaasi paisumiskoeffitsiendist.

Boorhappe lisamisel klaasile vähendatakse klaasi paisumiskoeffitsienti.

Klaasi värv on harva valge. Puhta läbipaistva klaasi jaoks peavad toormaterjalid täiesti puhtad olema. Raud annab klaasile rohka värvingu. Kvartsilid peab täiesti puhas olema.

Värvilist klaasi saadakse klaasi valmistamisel juure lisades mitmesuguste metallide oksüüde. Koobalti ühendid värvivad klaasi siniseks.

Klaasi omadused.

Klaas ei tohi kristalliseeruda. Kuid aegade jooksul klaasid muutuvad tuhmiks klaasi kristalliseerimise tõttu. Peale harilikude klaasi valmistatakse kvartsklaasi, mille koosseis on puhas kvarts. Tarvitatakse laboratooriumites, kuna selle klaasi paisumiskoeffitsient on väga väike. Kvartsklaasi valmistamist pidurdas kvartsi kõrge sulamistemperatuur - umbes 1500°C.

Kvartsklaas lasob palju rohkem läbi ultravioletti kiiri, kui teised.

Killunemata klaas saavutatakse kahe klaasi üksteisele kleepimises.

Tsement.

Alumiinium ja kaltsiumsilikaatide segu mitmes vahukorras. Tuleb võtta liiva, kaltsiimi, saadakse pakkivist ja allumiiniumi savist. Segu jahvatakse peeneks pulbriks. Praegu tarvitatakse

toruahjo põletamisel (meil Kundas samuti) Torudesse juhitakse ühtlasi ka kütteeaine, milleks tarvitatakse kivisööe või põlevkivi tolmu. Põletatud aine - klinker - jahvatakse veskides peeneks jahuks, mil kujul läheb müügile. Parema tsementi on Portland tsement.

Savi.

Peamiseks aineks mis savile plastilised omadused annab on kaoliin. Savi koosseis on väga mitmesugune. Savil on omadused märjas olekus olla plastiline. Seda omadust kasutatakse igasuguste saviesemete valmistamiseks.

Savist vormitud ese põletades vormi kuju jääb alale, kui mass muutub kindlaks. Põletamisel savis tekivad uued koomilised omadused ühendid, peamiselt silikaadid. Savinõud on urbsed. Selle kõrvaldamiseks kaetakse savinõud glasuuriga. Glasuur on klaas, millega kaetakse nõud, et urbsust kaotada.

Savi värv oleneb lisandusist, mille peamiselt annab raud. Värvitud saviesemeid valmistatakse täielikult puhtast savist. Näit. portselanesemed, kaoliini, kvartsi ja põllupao täiesti puhtast segust. Portselaani on põletatud nii kõrgelt, et tema poorid on kokku sulanud. Portselaan on kõige kõrgem keraamika tööstuse saavutus. Vähem väärtuslikum on fajans. Fajansi pind on urbne ja ei ole läbipaistev.

On väga tihedaks põletatud kunstlikke silikaate - klinkerkivi.

Kolloidid ja aine kolloidaalolek.

Teatavalt tingimusil võime vesiklaasile lisada hapet võib saada, et nähtavat sadet ei tekki.

Valgus minnes läbi selle segu, saavad valguskiired nähtavaks, ehkki segus olevad osakesed mitte nähtavad ei ole.

Savi loksutades vees, savi suspendeerub vees. Samuti rasva ja vee juures rasv suspendeerub. Seda suspensiooni või emulsiooni võime tähele panna kujukalt piima juures. Harilikult lahudes tuleb oletada, et aine on lagunenu kuni molekulideni. Niisugune lahu on täiesti läbipaistev. Valguskiiri juhtides läbi lahu ei ole näha valguskiiri. Suspensioonides ja emulsioonides on näha juuba palju silmaga üksikuid aine osi. Mikroskoobiga võib näha aineosi kuni 0,1 suuruseni $1 = 0,001$ mm Ultramikroskoopides võib näha osakesi 100 - 1 vahel.

$1 = \frac{1}{1000}$ on osakeste piirkond, kui aine moodustab kolloidaalse lahu. Kava arvati, et ainult teatud ained annavad kolloidaalse lahu. Nüüd on saadud väga palju aineid umbes eelpool mainitud suuruses.

Aino jagumisel sellises suuruses on palju omapärasoid omadusi. Näit. sütt. Kolloidaalsoid lahused ei või mitte üksi t^o muutusega muuta tarretanud olekuks. Munavalge juures munavalge tarretub t^o t^o süsuga. Kolloidaalsetele lahudetele juure lisades soola lahu võib kolloidaalsetest lahust välja sadeneda antud aine.

Ained ühinevad nii suurteks osadeks, et sadenevad.

Kolloidid absorbeerivad ka lahust teisi aineid. Absorptsioon oleneb aine pinna suurusest. Kolloidide absorptsioon on võrdlemisi suur. Tihti kolloidaalsed osakesed kannavad elektrilaengut. Kui läbi kolloidaalse lahu juhtida elektrit, siis kolloidaalsed osakesed liiguvad elektroodidele.

Harilik savi kannab miinuslaengut. Soda asjaolu ongi kasutatud savi puhastamiseks.

Tööstuses on eraldatud kolloidkeemia füüsikisest keemiast.

Germaanium Inglitina.

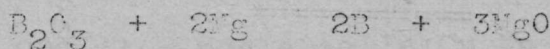
Tina kuuluvad samasse gruppi, kus on C ja Si.

Süsinik ja siliitsium neljavalentsed elemendid. Selle tagajärjel annavad sarnaseid ühendite tüüpe. Füüsikiselt omaduselt

CO₂ SiO₂ muutuvad samuti aatomkaaludega nagu eelmised elementide

Boor. B.

Vabalt looduses ei leidu. Küll aga boorhappena ja boorhappe sooladena.



Boor esineb mitmes modifikatsioonis - amorfseina ja kristallilisena.

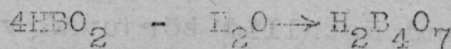
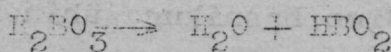
H₂BO₃ - boorhape.

Boorhape tekib vulkaanide läheduses ja veeaurudega on see hape lendav ja temperatuuri langedes kristalliseerub veest välja. Sooja vees lahustub boorhapet palju, külmas vees vähem.

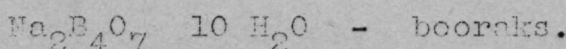
Tarvitatakse desinfektsiooniks ja haavade pesemiseks.

On kolmevalentne. Selle kujuline boorhape soole ei anna, küll aga tetraboorhape.

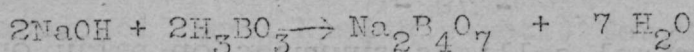
H₂B₄O₇ - Tetraboorhape. - saadakse kui boorhappest eraldada vesi.



Sellele happetele vastav sool on



Saadakse kas otsikohe loodusest mineraalina või boorhappele mõjudes lehelisega.



Tarvitatakse booraksit metallide keevitamisel. Kõige kuumuse juures booraks lahustab metalloksüüde. Tarvitatakse klaasitööstuses eriklaasi sortide valmistamiseks.

Metallid.

=====

Metallid omavad metallilise läike. Kui aga metall esineb pulbrina, siis sel metalliläiget ei ole. Metallid on hääd soojus ja elektrijuhid. Paremad neist on vask ja hõbe, kuna halvemad tina ja olavhõbe.

Metallide kõvadus on väga erinev. Kroonil on toemandi kõvadus, kuid Na ja K on väga pehmed. Sulamistemperatuurid on väga erinevad. Wolfram 3370° - olavhõbe - 40°C

Kerged metallid - erikaal 5

Rasked metallid - erikaal 5

Kerged metallid: K, Na, Ca, Mg, Al.

Metallide keemilised omadused.

Annavad positiivse laenguga ioone. Metalloidide ioonid on negatiivsed.

Metallid võib paigutada järgmisesse ritta.

K, Na, Ba, Sr, Ca, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Pb, Sn, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

Pinge rida.

=====

Üks selle rea omadusi. Üks eelmise rea metall tõrjub iga järgmise ühendist välja.

Näit. silmakivi lahusesse paigutades raudnaela, tõrjub raud vase ühendist välja, mis sadestub raua poole.

Nood metallid, mis on enne vesinikku, need tõrjuvad vesiniku ka, need ühenditest välja. Teiselpool vesinikku olevad metallid ei tõrju vesinikku ühendeist.

Soda rida nim. pinge reaks. Nähtavasti metallide omadus on teisi metalle välja tõrjuda olenob metallide ioniseerimise võimost. Esimesed metallid mis kergemini ioniseerivad tõrjuvad välja raskemini ioniseeritavaid metalle.

Näit. elemendi võime hapnikuga ühinemiseks ja samuti ühendi püsimine on rea alul suurem kui rea lõpus olevail elementidel.

Rea alguses seisvad metallid tõrjuvad veest vesiniku välja ühinedes hapnikuga ja annavad veega metall-hüdroksüüde.

enne vesinikku seisvaid metalle looduses ühendites ei leidu. Rea lõpus seisvad metallid esinevad nii ühenditena, kui ka ainult vabalt (Au, Pt).

Metallid moodustavad üksteisega sulamid. Sulami jahutamisel tekib kõva aine. Metallid omavahel moodustavad keemilisi ühendeid. On tuntud rida ühendeid vase ja tsingi vahel.

Sulamid metallide vahel on kindel lahu. Kui keemilist ühendit vaadelda mikroskoobi all, näeme täiesti homogeenset segu. Sulamid ei ole sugugi ühtlased. Sulamitest kristalliseeruvad välja ja mitmed komponendid. Metallide sulamitel on sama omadus. Kui ühte metalli teises sulatada, siis sulamistemperatuur langeb nii-sama kui lahuste juures.

Sulami sulamistemperatuur on madalam, kui igal üksikul komponendil Pb ja Ag sulami sulamistemperatuur on 280° .

Neid sulameid nimetatakse eutektiline sulam s.t. kergelt sulav.

Voodi metall sulamis $t^{\circ} 75^{\circ}$.

Metallide sulamid on harilikult komponentidest kõvemad ja omavad teisega väärtusi.

Valge vask - messing.

Cu ja Zn segu. Kõvem kui need metallid üksikult ja vähem oksüdeeritav.

Pronks.

Vase ja inglistina segu. Masinaosade ja kujude valmistamiseks.

Duralumiinium - 90% Al, peale selle Cu Mn ja Zn. Sulam on kerge ja väga kõva.

Uus hõbe.

Vase, tsingi ja Ni segu. Sööginõud.

Trüki metall.

Koosneb inglistinast, seatinast ja antimoonist. Viimane

Laagrite metallid.

Tarvitatakse laagrite valamiseks. Hea laagri metall peab vastama teatud nõuetele. Peab olema küllalt tugev ja elastiline. Ta koosneb põhimassist, mis on võrdlemisi pehme ja elastiline. Sellest põhimassist on välja kristalliseerunud kõvad komponendid. Põhimass on Sn ja Zn segu, millele on lisatud Sb, Cu Ni.

Jootmismetall.

Sn ja Pb. Parim oleks puhas Sn, mis on aga liialt kallis.

Amalgaamid.

Metallide lahud elavhõbedas. Peaaegu kõik metallid peale raua ja terase lahustuvad elavhõbedas.

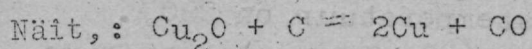
Metallide saamine maakidest.

Uurem osa metalle on ühenditena looduses ja metallurgia ülesanne on leida viise kuidas neist ühenditest metalle saada. Metallurgia on igivana tööstus, sest juba ürgajal osati saada metalle maakidest täiesti puhast metalli.

Ühendid, milledest saadakse metalle, võib jagada hapendid, sulfiidid ja karbonaadid.

Oksüüdidest.

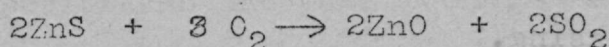
Harilik viis on redutseerimine söega.



Analoogiline protsess raua ja tinaoksüüdiga.

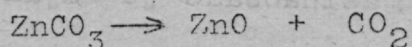
Sulfiididest.

Paljud sulfiidid õhus kuumutades muutuvad oksüüdidiks, mida söega redutseerides võime saada puhta metalli.



Karbonaadidest.

Jällegi võib muuta oksüüdidiks, milledest edaspidine protsess on juba eelpool kirjeldatud

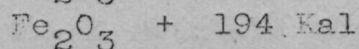
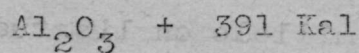


Metallimaake ei leidu looduses kunagi puhtal kujul. Alati on süüal segus teisi metalle. Et neist segudest saada puhast metalle, peab neid segama segudega, mis maagi muudavad kergesti sulavaks.

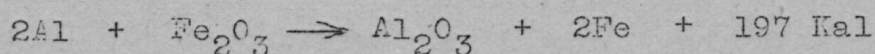
Sulamisvahendina tarvitatakse kergesti sulavaid mineraale - sulapagu. Need sulades moodustavad n.n. schlakid, kust saadakse puhas metall.

Teine võimalus on redutseerimine alumiiniumiga, sest mitmed ühendid on väga püsivad ja neid ei ole võimalik söega redutseerida.

Võrdlemisi püsiva ühendi ja kergesti annab hapnikuga Al. See viis laiutati Hol schmidt poolt, kes nimetas seda alumino-termiliseks protsessiks.



Näit. kuumutades Al ja Fe oksüüdi segu



Siin eraldub see soojushulk lühikese aja jooksul ja see soojushulk on võimeline tõstma segu t^o väga kiirelt.

Seda segu nim. termiitiks ja seda tarvitatakse keevitamisel.

Seda aluminotermilist viisi võib tarvitada ka teiste metallide juures. Sel viisil peasjalikult saadakse Cr, Mn ja W.

Kolmas viis on elektrokeemiline või elektrometallurgiline. Vastav maak sulatatakse ja vastavast sulamist lastakse elektrivool läbi. Metall läheb negatiivsele poolusele.

Neljas viis puhastatakse elektrolüütiliselt.

Lehelised metallid.

Tahtsamad K ja Na.

Teistest Liitium Li, Tseesium Cs, Rubiidium Rb.

Kõigil neil metallidel on palju ühiseid omadusi. Hüdroksüüdid ja oksüüdid on vees kergesti lahustuvad. Ohus on nad kergesti oksüdeerivad. Kõik need metallid harilikult t^o juures laotavad vett ja peaaegu kõikide soolad on vees lahustuvad.

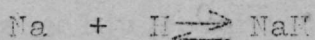
Naatrium.

Na ühendeid on looduses väga palju. Tuntuim ühend NaCl.

Metallilist Na saadakse elektrolüüsi teel keedusoola või seebikivi lahust. Selleks elektrolüüsiks tuleb erilist aparatuuri, sest vees ei saa seda läbi viia, kuna Na lahustab vett.

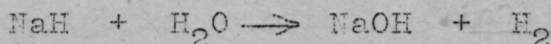
Keemilised omadused.

Ühineb kergesti hapnikuga, halogeenidega. Ühineb ka värvli ja vesinikuga kõrgemate t^o juures, kus tekib h.n. naatriumhüdriid.



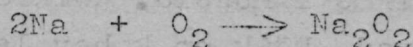
Kõik lehelismetallid ühinevad kergesti vesinikuga.

NaH vesilahus annab Na⁺ ja H⁻. See on ainuke erand, sest kõikjal on H positiivne ion. Hüdrüüdi kasutatakse muuseas õhu- laevadel vesinikkude tagavarade kaasavõtmiseks, sest selle abil saab maandudes vee abil kergesti vesinikku.

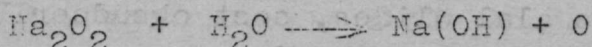


Na₂O₂ - naatriumsuperoksüüd.

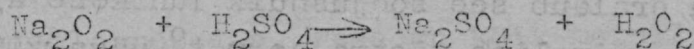
Saadakse, kui metallilise Na peale kõrgema t^o juures mõjuda O-ga. Umbes 300^o juures.



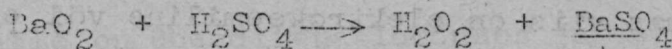
See on valge pulber, mida tarvitatakse oksüdeerijana. Vesilahus Na₂O₂ laguneb.



Na₂O₂ vesilahu on tugev oksüdeerija. Kui sellele mõjuda hape- tega näit. H₂SO₄-ga, siis

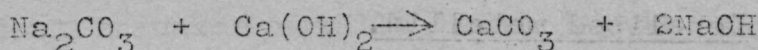


Selliselte võib valmistada vesinikülihapendit. Kuna aga Na_2SO_4 vees kergesti lahustub, siis tarvitatakse selleks otstarbeks baariumsuperoksiidi.



NaOH - Seebikivi.

Valmistatakse ja tarvitatakse väga suurtes hulkades. Saadakse peaaesjalikult kahel viisil



Vesilahu välja aurutades saame kindla aine. Valge kristalliline aine tuleb müügile pulkadena.

Teine võimalus on elektrolüüsi teel. Elektrolüüsil tekib kõrvalproduktina kloor.

Seebikivi tarvitatakse seebi, klaasi ja värvimistööstusis.

Kaalium K.

=====

Looduses leidub merevees NaCl kõrval. Paljud silikaadid sisaldavad kaaliumi. Paljud K ühendid on analoogilised Na ühenditega.

KOH Selle valmistamine on täiesti analoogiline seebikivi valmistamisele. Kaalihüdroksiid annab vedelaid n.n. rohelist seepi. Kaalisooli tarvitatakse väetisainena.

Kainiit $\text{KClMgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

Karnaliit $\text{KClMgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Peale selle sisaldab kaalisooli puutuhk.

Muldlehelismetallid.

Sia kuuluvad Kaltsium (Ca), Strontsium (Sr), Baarium (Ba) ja Radium (Ra).

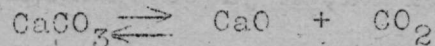
Kaltsium (Ca).

Tuntuim metall muldlehelismetallide rühmast. Selle rühma üldine iseloomustus. Fuhtas olekus on vähem aktiivsemad kui lehelismetallid. Lahutavad vett vähem energiliselt. Hüdroksiidid annavad vees leheslikke lahuseid. Kõikide nende metallide oksiidid on taskelt sulavad. Kõik on kahevalentsed. Võib saada neid sulakloriidide elektrolüüsil. Iseloomuliku metalllaikuga, kõvemad kui lehelismetallid - kuuluvad siiski kergete metallide hulka. Koitakse alal õlides, sest oksüdeerib kergesti.

Kaltsiumi sisaldavad mineraalid paekivi, kriit, gips, marmor, fosfaadid - fosforiit ja silikaadid.

CaO Kustutatamata lubi.

Saadakse paekivi kuumutamisel.

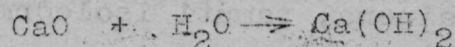


Kõrgete t^o juures reaktsioon toimub ülemise noole sihis, kuna madalate t^o juures alumise noole sihis toimub.

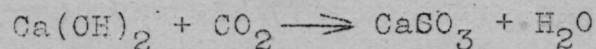
Häriliku t^o juures kustutatamata lubi ühineb õhus leiduva CO₂-ga moodustades jällegi CaCO₃. Puhas lubi on helevalge.

Ca(OH)₂ Kustutatud lubi.

Lubja kustutakse veega, mille juures eraldub palju soojust.



Tarvitatakse ehitustehnikas ja samuti keemias, kus tarvita- takse odavat alust. Tarvitatakse sideainena ja krohvina. Ajajook- sul see segu õhu käes kivineb, kuna ühineb õhus leiduva CO₂-ga.



Sellepärast mitmete vanade ehitiste müürid on väga kõvaks muutunud. Selle tõttu on ka uued ehitised niisked pikemat aega. Ruumide kuivatamiseks lühikese ajajooksul tarvitatakse kunstlik- ku võtet. Ruumid täidetakse süsihappugaasiga. Selle abil saavuta- takse ruumide kuivatamine 2-nädala jooksul.

Teised metallid selles rühmas sarnanevad kaltsiumile.

Magneesium Mg.

Siaa gruppi kuuluvad ka Mg, Zn, Cd ja Hg. Kõik metallid on kahevalentsed, väljaarvatud Hg, mis esineb ka ühevalentsena.

Mg on looduses palju levinenud. Leidub MgCO₃ - magnesiit. MgCO₃ CaCO₃ - dolomiit.

Samuti leidub teda kainiidis. Ka merevees leidub magneesiumi.

Saadakse praegu peamiselt sula magneesiumkloriidi elektro- lüüsil, kus Mg eraldub katoodil.

Omadused: Hõbevalge kerge metall. Õhus ei ole püsiv. Kattub valge oksüüdi korruga ja see kiht kaitseb teda edaspidise oksü- datsiooni eest. Oksüdeerimisele on siiski vastupidavam kui lehe- lismetallid. Õhus põleb kergesti. Tarvitatakse peasjalikult päevapildistamisel. Sisaldab palju ultravioletti kiiri ja nende tõttu ongi ta leek keemiliselt mõjuv.

Sulamid. Mg sulamites annab sulamitele kerguse kõvaduse ja sitkuse. Nende omaduste tõttu kasutatakse lennuasjanduses.

Elektroonmetall - 90% Mg peale selle Zn ja Cu.

Ühendid. MgO Valge pulber. Vees veidi lahustuv, andes veele lehelise reaktsiooni. Lahustub hapetes andes vastavaid soo- li. Tarvitatakse apteekides põletatud magneesiumi nime all. Tehnikas tarvitatakse tulekindlate nõude ja tiiglite valmistami- sel.

Vees lahustudes annab MgO magneesiumhüdroksüüdi.

$Mg(OH)_2$ magneesiumhüdroksüüd.

On nõrgem alus, kui Na, K ja Ca hüdroksüüdid, andes alusliisi soole.

$MgCl_2$ magneesiumkloriid.

Tarvitatakse tehnikas segus magneesiumoksüüdiga. Seda niisutades saadakse plastiline mass, mis hiljem kõveneb - n.n. Sorel-tsement. Tarvitatakse põrandate valmistamisel. Juure lisatakse täitematerjalina saepuru. Vesikiviid valmistatakse samast massist.

Asbest. - veevaba silikaat sisaldab peale Mg veel Ca. Tarvitatakse tulekindla ainena, samuti isoleermaterjalina kuna asbesti soojusjuhtivus on väga väike.

Tsink Zn.

Tsinki leidub looduses mineraalides. Tsinkkarbonaat $ZnCO_3$ ja tsinkläige ZnS .

Need mõlemad muudetakse oksüüdiks - karbonaadid kuumutamisel ja tsinkläige. Sõega sega tud oksüüd kuumutatakse kõrge temp-ni. Tsink 1300° - $1400^{\circ}C$ juures destilleerub ja jahutades sadeneb. Müügile läheb laastudena ja pulkades.

Füüsilised omadused.

Tsink kuulub raskete metallide hulka. Erikaal 7,0. Sinakas-valge kristalliline metall. Harilikus temp. rabe, kuid soendades annab ta taguda ja venitada. Tsingist valmistatakse mitmesuguseid tarberiistu. Rauda kaetakse tsingiga, et kaitsta rauda oksüdatsiooni eest. Tarvitatakse elektritööstuses jne.

Keemilised omadused.

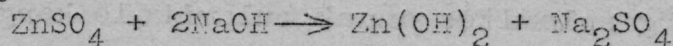
Ühineb ainult kõrgete temperatuuride juures.

ZnO - tsinkoksüüd.

Valge pulber tuntud tsinkvalge nime all. Tarvitatakse valge värvina. Kuumutades läheb kollaseks, kuid jahtumisel saab tagasi endise värvi. Segus kloortsingi lahuga kõvastub tsemenditaoliselt kõvaks. Seda segu tarvitatakse hammaste plommimiseks. Vees on tsinkoksüüd lahustumatu. Sel teel, nagu Na ja K juures ei ole tsinkhüdroksüüdi saamine võimalik.

$Zn(OH)_2$ - tsinkhüdroksüüd.

Saadakse sel teel, et mõnes lahustuvas tsinksoolas sadestatakse $Zn(OH)_2$ välja.



Tsinkhüdroksüüdil on happelised ja aluslised omadused - amfoteerne hape.

Elavhõbedat tarvitatakse mitmesugustes füüsilistes aparaatides. lõhkeainetes tarvitatakse paukelavhõbedana. Samuti tarvitatakse veel metallide puhastajana. Lahustab metalle andes amalgaame. Hiljem elavhõbedat aurutades saame puhta metalli.

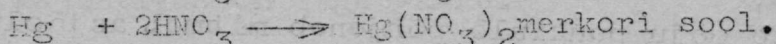
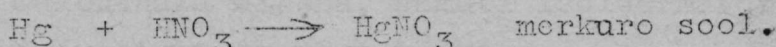
Ühevalentsed elavhõbeda ühendid - merkuro soolad.

Kahevalentsed elavhõbeda ühendid - merkuri soolad.

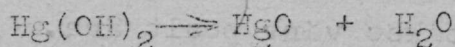
HgO - elavhõbedaksüüd.

Punane pulber, mis kuumutades 650° juures laguneb elavnõbedaks ja hapnikuks.

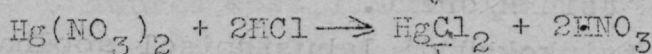
Elavhõbe ei lahustu soolhappes, vähesel määral lahustub väävelhappes ja kõige paremini lämmastikhappes.



Hüdroksüüte elavhõbe ei moodusta. Kus on eeldusi nende tekimiseks, sääl tekib oksüüd ja vesi.



Elavhõbeda nitraadid on valged vees lahustuvad soolad.



HgCl - merkurokloriid tuntud kalomeli nime all. Valge pulber.

Merkurikloriid tuntud sublimatei nime all.

Sublimatei lahused tarvitatakse desinfektsiooniks.

Alumiinium Al.

Looduses on levinenuim metall. Maakamar koosneb umbes 50% O, 25% Si ja järgmisena esineb Al 7%. Al sisaldavad savi, kaoliin, põllupagu, vilgukivi jne. Maakidena ei tarvitata neid metalle, vaid krioliiti ja boksiite.

Krioliiti leidub lademetena Islandis ja Gröönimaal.

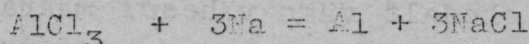
Krioliit. $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$

$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

Puhtas olekus on mõlemad valged kristallilised pulbrid.

Alumiiniumi valmistas esimesena 1827.a.

Sai sel teel, et alumiiniumkloriidis kloor seoti kaaliumi või Na.



See seamisviis oli võrdlemisi kallid. Pärast hakati valmistama AlCl_3 ja NaCl sulast segust, kuid seegi oli kallid. Al tarbemetallina ei tulnud oma kõrge hinna tõttu üldse kõne alla.

Praegu saadakse, nagu öeldud kahest maagist nende sulatatud maakide elektrolüüsi teel "lektrolüüs toimub suurtes ahjudes, mis on vooderdatud graffiidiga.

elektrolüüsil tõuseb temp. nii kõrgeks, et maak sulab ja sulandis läheb edasi elektrolüüs. Al langeb tiigli põhja, kuna hapnik liigub + poolusele ja lisandused vajuvad schlakina sula Al peale.

Füüsikalised omadused.

Erikaal 2,7. Kerge läikiv metall. Õhus hapendub veidi. See oksüüdi kiht on õhuke, kuid edaspidise hapendumise eest siiski kaitsob.

Tarvitatakse köögiriistade valmistamisel, sulamites tarvitatakse duralumiiniumi nime all. Al ühendid ei ole mürgised.

Praegune Al toodang on umbes 300000 tonni.

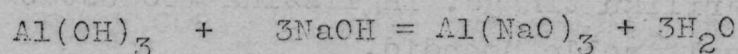
Keemilised omadused.

Peale eelpool mainitud ühendite leidub ka ilma veeta ühendisi.

Al_2O_3 Sulab kaunis kõrge t° all. Looduses leidub selle oksüüdi kristalle, mis värvilistena on tuntud kalliskividena - rubiin, smaragd.

Kui Al sooladele mõjuda lehelisega, siis tekib alumiiniumhüdrosüüd.

Al soolad on valged kristallilised soolad.

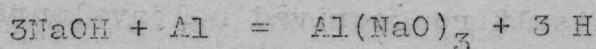


H_3AlO_3 võime ka nii kirjutada, et näidata selle happelisi omadusi.

Alumiiniumhüdrosüüdile lehelist lisades muutub ta aluminaadiks. $Al(OH)_3$ mängis happe osa.

Alumiinium soolad on amfoteersed.

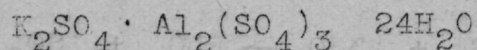
Al lahustub ka lehelistes, tekitades aluminaadi.



Seda reaktsiooni tarvitatakse ka laboratooriumites vesiniku saamiseks.

Alumiiniumi nõudes ei või keeta lehelisi toite, küll aga happelisi.

Alumiiniumsulfaati saadakse kaoliini lahustades väävelhappes. Kui kaaliumsulfaati ja Al-sulfaati koos lahustest välja aurutada, siis kristalliseeruvad need ühendid kaksiksooladena.



Kaaliumallaun. See allaun mõjub verele, pannes verejooksu seisma, tarvitatakse habemeajamisel. Suurel viisil tarvitatakse paberitööstuses, paberi liimimisel. Tarvitatakse veel nahaparkimisel ja värvitööstuses.



Kui Al soolhappes lahustada ei saa meie $AlCl_3$, sest see vesilahus ei ole püsiv.

Al soolad ei ole püsivad, mis on tekkinud $Al(OH)_3$.

Al ühend, mis saadakse kaoliini, värvli ja söe kõrge t° juures kokkusulatamisel.

Nende ühendite tähine koosseis on tundmatu.

Need on värvilised ja lähevad müügile ultramarini nime all.

Inglüstina (Stannum) Sn. Tina Pb.

Inglüstina leidub vabalt väga vähe. Peamine maak on SnO_2 - tinakivi. Sellest saadakse puhas metall söega redutseerides.



Inglüstina on valge metall, sulab 230° juures. Kristalliline, pehme metall, kuid tinast siiski kõvem. Tina moodustab ka modifikatsioone, nagu väävel.

Harilik inglüstina modifikatsioon on erikaaluga 7,3.

2.mod. on erikaaluga 5,7, see on erinev madalamate t° juures.

See nähe on tuntud tinakatku nime all. Sellest inglüstinast valmistatakse staniolpaberit, tuubisi mitmeid sulameid. Jootmismetallis segus hariliku tinaga. Inglüstina moodustab kaks rida oksüüde ja vastavalt selle ühendid.

SnO ja SnO_2 Need mõlemad oksüüdid on amfoteersed, andes hapete ja aluste sooli.



stanniit.

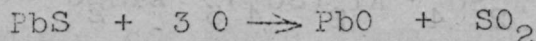
Analoogiliselt reageerivad neljavalentsed inglüstina ühendid. lõppproduktina andes stannaate. $Sn(ONa)_4$.

Inglüstina happeid saadakse sel teel, et inglüstina oksüdeeritakse.

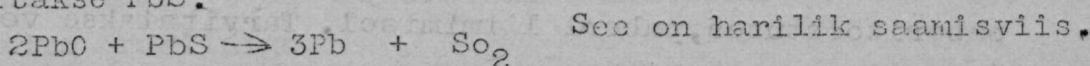
Tina Plumbum Pl.

Mooduses leitakse ühenduses väävliga - tinaläige. PbS .

Tinaläiget oksüdeeritakse õhus kuumutades saadakse tinaoksüüd, mida mida redutseerides söega annab puhta tina.



Valmistamisel tarvitatakse teist moodust, et tinaoksüüdi redutseeritakse PbS .



See on harilik saamisviis.

Ērikaal 11,3. Sulamis temperatuur 327° . Ūhus oksüdeeritav
kuud jällogi see oksüüdi kiht kaitses tina edaspidise oksüdat-
siooni eest.

Lahustub hästi lämmastik ja äädikhappes, vähe väävel ja
soolhappes. Seda tina omadust vähe lahustada väävelhappes tarvi-
tatakse väävelhappe saamiseks tinakambri protsessi juures. Veel
tarvitatakse torude juures. elektri kaablid kaetakse tinaga, ak-
kumulaatorite plaatide juures jne.

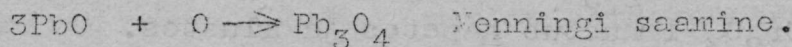
Oksüüdid.

Pb_2O PbO - tinahapend.

Pb_3O_4 , PbO_2 - tinasuperoksüüd.

Pb_2O - kollane pulber. Pb_3O_4 - punane pulber - kasutatakse
menningi värvina. PbO_2 - must pulber. PbO tarvitatakse klaasi
ja savitööstuses. Viimasos glasuurina. Madala t° juures tekib kol-
lane pulber, kõrgema t° juures kollakaspunane.

Peaaegu kõik teised tina ühendid saadakse PbO .



Koemilised omadused.

Pb_2O - alusline.

PbO - amfoteerne.

PbO_2 - happeline.



Tinaoksüüd lahustub lehelistes, andes vastavaid sooli n.n.
plumbiite.

$Pb_3O_4 - Pb_2PbO_4$ võib vaadelda, kui ortotinahappe
soola.

Lahustuvad on tina soolad lämmastikhappes ja äädikhappes
- atsotaadid.

Kõik teised soolad on lahustumatud.

Alusline tinakarbonaat.

Valmistatakse suurel hulgal ja tarvitatakse valge värvina.
Tina lahustatakse äädikhappes. Selle lahule mõjutatakse süsihappesega
millest tekib lahustumatu sool.

$Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$ - tinavalge.

Kui tinavalget tarvitatakse kohal, kus on kokkupuutumist
väävelvesinikuga, sääl muutub kollaseks, kuna tekib sääl väävlis-
tina.

Kroom Cr.

Cr leidub looduses kaksikühendina rauaga.

$\text{Cr}_2\text{O}_3\text{FeO}$ - kroomraauakivi.

Soda tarvitatakse peamiselt kroomi saamiseks maagina.

Kroom puhtal kujul on väga kõva, läikiv metall, sulab 1500° juures. Tarvitatakse sulamites terase lisandites, andes erilise kõva terase, samuti roostevabaterase.

Kroomi ühendid.

Nimi tulob kreeka keelsest sõnast chromos - värviline.

Kõik kroomisoolad on värvilised.

Oksüüdid.

CrO - kroomühendid alusline

Cr_2O_3 - kroomiühendid amfoteerne

CrO_3 - hapeline.

CrO - vähepüsivad õhus.

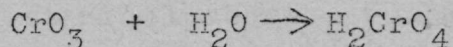
Cr_2O_3 - enam püsivad.

Cr_2O_3 lahustub hapetes ja alustes.

Vävelhappes $\text{Cr}(\text{SO}_4)_3$ kromiidid

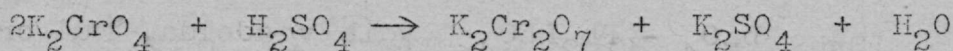
Leholises $\text{Cr}(\text{CNa})_3$

CrO_3 on iseloomulik happe anhüdriid.

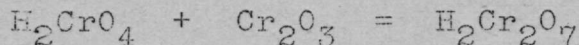


Kroomhape on vähe püsiv.

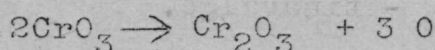
CrO_3 on punane, kõva, kindel aine. Vees lahutumatu. Lahustub aga lehelistes, andes vastavaid sooli.



bikroomhape



Bikromaatühendisi tarvitatakse tehnikas väga mitmesugusteks otstarbeteks. Kroomnaha valmistamiseks. Nad annavad munavalgega teatud ühendeid. Tina kromatid PbCrO_4 tarvitatakse punase värvina. Laborotooriumites tarvitatakse oksüdeerivate ainetena.



Mangaan Mn.

Looduses leidub võrdlemisi vähe puhtalt. Peamised maagid millest saadakse on MnO_2 . Saamisviis on analoogiline kroomile, mida saavutati Goldschmidti viisi järel.

Mangaan on kõva, läikiv rauataoline aine. Tarvitatakse li- sandusena terasele, andes terasele erilise kõvaduse. H.n. peegol- teras sisaldab kuni 20% Mn.

ühendid.

annab terve rea oksüide.

MnO₂ - amfoteerno.

MnO - alusline

Mn₂O₃

MnO₃ - hapeline.

Mn₂O₇

Hapete anhüdrüidid.

	vastav sool	vastav hape	anhüdrüd
MnO ₃	K ₂ MnO ₃	H ₂ MnO ₄	MnO ₃
	manganaat		

Mn ₂ O ₇	KMnO ₄	2HMnO ₄ - H ₂ O	Mn ₂ O ₇
	permanganaat		

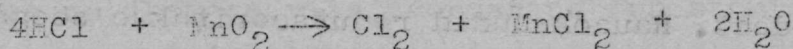
MnO sünnitab manganosoolad, mis on kõige püsivamad.

Mn₂O₃ sünnitab manganisoolad.

Ka permanganaadid on püsivad soolad.

MnCl₂ - mangaankloriid. Lõhkeaineteks selle saamisel on

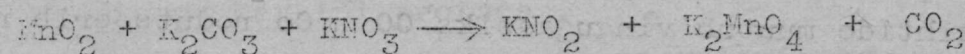
MnO₂.



Ka teisi mangaaniühendeid saadakse pürolüüsidist.

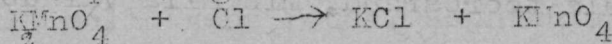
Manganaadid.

K₂MnO₄ saadakse mangaankaaliummanganaat pürolüüsiidi sulatamisel salpêtris, millele paremaks sulamiseks lisatakse juure soodat.



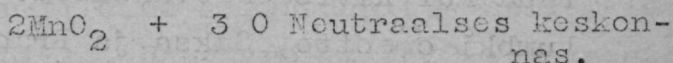
Kaaliummanganaat on vähe püsiv juba õhuhapnik oksüdeerib selle kaaliumpermanganaadiks.

K₂MnO₄ - kaaliumpermanganaat.



Saadakse K₂MnO₂ kloori läbi juhtides. Violetid kristallid.

Tarvitatakse praktiliselt mitmesuguseiks otstarbeiks oma tugeva oksüdeeriva mõju tõttu. See oksüdeeriv mõju põhjoneb sellel, et see sool annab kergesti hapniku ära.



Tarvitatakse palju meditsiinis oma antiseptiliste omaduste tõttu. Oksüdeerib bakterid ära. Tarvitatakse kõri loputuseks.

Raud Fe.

Siia rühma kuuluvad ka nikkol Ni ja kobalt Co.

Fe on etallidest peale Al. kõige levinum. Kujutab umbes 1/20 maakamara massist. Leidub ainult ühenditena. Keegid, millest saadakse on oksüüdid, sulfaadid, silikaadid ja vähesel määral karbonaadid.

- Fe_3O_4 - magnetiline rauamaak (magnetilised omadused).
- Fe_2O_3 - rauaoksüüd - punane rauamaak.
- $2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$
- $FeCO_3$ - rauapaas FeS_2 - püriit.

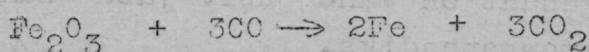
saamiseks tarvitatakse kõige maake peale väävliit sisaldavate. Väävel viib raua kvaliteedi alla. Peamiselt kasutatakse oksüüde ja vähesel määral karbonaate.

Raua tootmine on õige suur. Toodeldakse 20 korda enam kui teisi metalle kokku.

1700.	oli raua aastatootang	0,1 milj. tonni
1800.a.	" " " "	1,0 " "
1900.a.	" " " "	66,0 " "
j praegu	umbes	140,0 " "

Raua tootmine sünnib samadel viisidel, kui teiste metallide oksüüdidest. Rauaoksüüdid redutseeritakse söega. Raua produktiooni suuruse tõttu tuleb soda taandamist suures masstaabis läbi viia.

See protseduur sünnib kõrgahjudes (kuni 25 m kõrged, 6-7 m läbimõõduga) Kõrgahi täidetakse alul koksiga ja kõrgemal koksi kihid vahelduvad maagi kihiga. Alt puhutakse õhku sisse. Koks hõõgudes põleb süsihappugaasiks, mis tungides läbi kõrgemate söekihtide muutub vingugaasiks CO . CO redutseerib rauaoksüüde.



Tekib sula tooresraud, mis alla valgub ja alt sulas olekus välja voolab.

Harilikult ei saada läbi tekkinud CO hulgaga, vaid tarvitatakse CO ülihulka. Selleks juhatakse ülevalt lahkunud CO_2 alt küttegaasina uuesti ülesse.

Parimad raua saamise kohad on seal kus meil saadaval nii raua kui kivisöekaevandused. Ruhri piirkonnas kuuluvad need kumbki omaette, Saksa ja Prantsusmaale millest tingitud nende maade vahelised tülid.

Seal viisil saadakse toores raud või malm, mis sisaldab palju lisandusi. Peamisi ühendusi on süsi. Süsinikku lahustu-

nult kuni 5%. Peale selle teisi lisandusi olenevdes maahidest. Süsiniku sisalduselt olenevad raua omadused.

Selle järgi tehakse vahet raual, terasel ja malmil.

Tehniline raud	vähem kui 0,3%
teras	0,3 - 2%
malm	2 - 5%

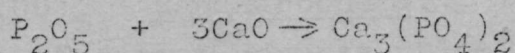
Need vahekorrad pole mitte täiesti täpsed, sest on eriotstarbe terase sorte, millede C% on hulga kõrgem siin näidatudust.

Malmist terase ja raua saamiseks tuleb seda puhastada C ja teistest kõrvalistest ainetest. Selleks on mitu viisi.

Bessemeri protsess.

Protsess on saanud nime leiutaja järgi. Suured pirnitaelised nõud täidetakse vedela malmiga, kust õhku läbi juhitakse. Malmis olev C annab nii palju soojust, et väljast pole vaja soojust juure viia.

Rauas leidub peale muu ka P-ühendaid. P oksüdeerimiseks pirn vooderdakse aluslise ainega millega saab P_2O_5 andes vastavaid sooli.



See on Thomase viis tooresraua puhastamiseks. Seda soola tarvitatakse väetisainena toomasjahu nime all.

Toores raud sulab umbes 1200° juures - raud 1500° juures. Kida puhtamaks toores raud oksüdeeritakse, seda kõrgemaks läheb sulamispunkt. Bessemeri viis ei võimalda nii kõrgeid t° saavutada, et raud oleks täiesti vedel. Raud on plastilises olekus.

Siemes Martini protsess.

Tarvitatakse kõrgemate t° saavutamiseks. Need on eriliselt konstrueeritud ahjud, kus ärapõlunud küttegaaside soojust tarvitatakse õhu ette soendamiseks. Vanni mahutatakse malmi ja peale selle vana rauda. Hapniku mõjul põleb C ära ja C sisaldust võib reguleerida soovi järele. Ka Siemesi Martini vannides võib tarvitada aluslist voodert nagu Thomase protsessi juures.

Malmi omadused.

Tehakse vahet halli ja valge malmi vahel. C võib rauas mitmel viisil lahustuda. Grafiidina lahustunult - hall malm. Ühineb ka rauaga andes karbiite. Rauakarbiit Fe_3C - tsementiit. Sel karbiidil on heledad kristallid ja segus rauaga annab valge malmi.

Malmi sulatamistemperatuur on rauast madalam. Malm on hästi valatav, sest paisub jahutamisel. Võrdlemisi kõva, kuid rabe.

Teras.

Oluline omadus on karastatavus. Karastamine muudab terase kõvaks ja plastiliseks. Terasa kõvadust on võimalik pehendada järelsoenduse ja aeglase jahutamisega. Soondades teras muudab värvi ja selle värvi järgi võime otsustada kõvaduse üle. Kui kiirelt jahutada, siis C läheb lahusesse tsemendiidina. Tsemendiid ja raua segu annavadki rauale tema omadused.

Peale süsiniku annavad terasele erilisi omadusi Ni, Cr ja W. lisandused, Ni suurendab sitkust, Cr - kõvadust. Kroomterasest valmistatakse saad, puurid. Lisades peale kroomi veel volframi saame veelgi kõvema terase, mis oma omadused veelgi-kõvem kõrge kuumuseni alles hoiab. Tarvitatakse tööriistade juures, mis töötamisel kuumenevad.

Kroomi ja nikkelt tarvitatakse roostevaba terase saamiseks.

Raud.

Tehnikas tarvitatakse võrdlemisi vähe. Elektrotehnikas magnetode juures, sest elektrimagnetides kaovad peale voolu kõrvaldamist südamiku magnetilised omadused silmapilkselt kui see puhast rauast valmistatud.

Ääkiiv, sitke, hõbevalge metall. Sulamis $t^{\circ} 1520^{\circ}$. Erikaal 7,8. Iga raud õhus roostetab kattudes õhukese oksüüdi korruga. CO_2 juuresolu soodustab roostetamist. Keemiliselt puhas raud ei roosteta.

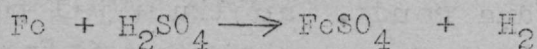
Rauda kaetakse roostetamise eest õlivärvidega ja teiste metallidega. Alused kaitsevad rauda roostetamise eest. Sellespärast raudbetoonis armatuur ei roosteta.

Rauühendid.

FeO - ferroühendid.

Fe_2O_3 - ferriühendid.

$FeSO_4 \cdot 7H_2O$ - rauavitriol, saadakse raua sulamisel värvel-happes.

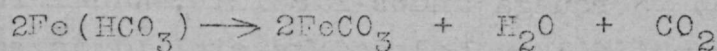


Kahovalentsed rauaühendid on vähopüsivad, sest õhu käes oksüdeerivad kolmevalentsseiks.

$FeCO_3$ - rauakarbonaat.

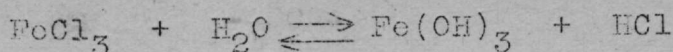
$Fe(HCO_3)_2$ - rauabikarbonaat.

leidub soovetes, kus raud sadoneb välja. Sellest soovete kollakas värv.



$Fe(OH)_3$ sadoneb välja

Kolmevalentsed rauühendid nõrga hapetega ühendoid ei anna.

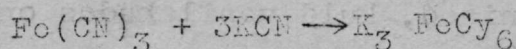
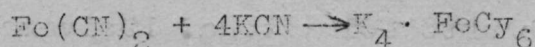
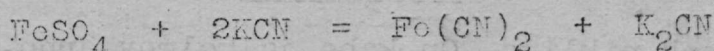


Nõrga happe puhul lähob tasakaal ülemise noole sihis lõpuni.

Kollane veresool $\text{K}_4 \text{FeCy}_6$ kaaliumferrotsüaniid.

Punane veresool $\text{K}_3 \text{FeCy}_6$ kaaliumferriitsüaniid.

Kaaliumtsüaniid sadestub ferro või ferri soola lahudes kollase sadena. See sade lahustub kaaliumtsüaniidi ülihulgas kompleksühendiks - kaaliumferrotsüaniidiks kollane veresool ja kaaliumferriitsüaniidiks - punane veresool.



Cy - tähendab CN radikaali.

Selliseid kompleksühendisi on keemias palju tuntud, mis on väga mitmesuguse püsivusega.

Nood veresoolad ei ole mürgised ained. Nimi veresool on tulnud sellest, et neid ennem valmistati verd sisaldavaist looma jäänetest. Nüüd saadakse valgustusgaasi puhastusmassist.

$\text{Fe}(\text{CO})_5$ Rauakarbonüüd.

Kui kõrgete t° juures ühinevad raud ja vingugaas. See karbonüüd on vedelik, mida tarvitatakse lisandina bensiinile, et teha seda kloppimiskindlaks. Bensiin kloppimise tõttu süütab enneaegselt. Muuseas meie kodumaal bensiin on kloppimiskindlam välismaal bensiinist.

$\text{Fe}_4 \text{FeCy}_6$ Ferrotsüaniid.

Kui kolmevalentse rauasoolale mõjuda ferrotsüanikaaliumiga, siis tekib lahustumatu kolmevalentne ferrotsüaniid.



Seda soola tuntakse Berliini sinise nime all.

Nikkel Ni.

Looduses leidub ainult ühendites, ehedalt ainult meteoroides. Looduses on ühendites väävli ja arseeniga. Nikli soolad on rohekate värvi.

Nikkel on valge metall, väga kõva ja hästi poleeritav. Ei oksüdeeru ka niiskes õhus. Sellepärast tarvitatakse raua katmiseks.

Suurel määral tarvitatakse niklit sulamites.

Uus hõbe - sisaldab Cu, Zn ja Ni.

Alpaka

Nikkelteras - 36% Ni ja 64% Fe. Sellel on paisumiskoeffi-
cent sama mis klaasil, sellepärast tarvitatakse elektrotehnikas
elektripirnide valmistamisel.

Nikkel on kahe ja kolmeväärne.

Pulbrilises olekus tarvitatakse orgaanilistes süsteesides
katalüsaatorina.

Koobalt Co.

Sarnaneb nikliga. On kahe ja kolmeväärne. Füüsikaliste oma-
duste poolest langeb ühte eelmistega. Püsivamad on kaheväärsed
soolad. Soolad on sinised, kuid vesilahudes on need ühendid roo-
sad.

Plaatimetallid.

Siia kuuluvad Plaatin Pt, Ruteonium Ru, Roodium Rh, Pallaa-
dium Pd, Osmium Os, Iriidium Ir.

Neid metalle leidub looduses õige vähe, samuti ei moodusta
nad ühendisi teiste elementidega, kui moodustavad, siis väga
raskelt ja ühendid on vähepüsivad.

Plaatin

Väärismetall. Looduses leidub peaaegu ainult vabalt. Tarvi-
tatakse puhta metallina või sulamina iriidiumiga või mõne teise
plaatinmetalliga. Väga raske metall, sulab 1750° juures. Vastu-
püдав hapetele. Lahustub ainult kuningvees ja ei üheski happes.

Tarvitatakse keemias tarvitusel olevate aparaatide ja tiig-
lite valmistamiseks, samuti elektrilampides hõõgniitidoks.

Pulbri kujul tarvitatakse katalüsaatorina.

Pallaadium Pd.

Kahe ja kolmevalentne. Eriline omadus on vesinikku absor-
beerida. Absorbeerib kuni 900 mahtu vesinikku 1 mahu Pd vastu.

Osmium Os.

Raskim metall. Erikaal 22,48. Sulamis t° 2500°. Ei sulane
isegi pauksaasi loegis. Tarvitatakse hõõglampide traatide val-
mistamisel.

Vask Cu.

Vaske leidub looduses ehedalt ja ühendites. Ühendites on
väävli ja karbonaatidega. Maakidest ei saada otseskohe puhas

vask, vaid ennem saadakse toores vask, millest elektrolüüsi teel saavutatakse puhas vask.

Vask on punane metall. Sulamistemperatuur 1083° . Õhu mõjule võrdlemisi vastupidav. Niiskes õhus osaliselt oksüdeerub. Peale selle mõjub vasele CO_2 . Aja jooksul vask kattub aluslise karbonaadi kihiga. See rohukas kiht $Cu_2(OH)_2CO_3$. See kiht kaitses vaske edaspidise oksüdatsiooni eest.

Vask ühendites on ühe ja kahevalentne. Kahevalentsed ühendid on püsivamad.

CuO - vaseoksid - must pulber.

Cu_2O - punane pulber.

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ - vasevitriol - sinine silmakivi.

Fristallisatsiooniga veega on see sinine sool, kuid ilma veeta valge.

Hõbe Ag.

Leidub looduses vabalt ja seoses iseäranis väävliga hõbedaläikes. Peaaegu kõik hõbeda maagid sisaldavad tina ja ümberpöörduvalt. Erilistel metallurgilistel viisidel puhastatakse hõbe.

Hõbe on pehme, veniv metall. Kõige parem soojuse ja elektri juht.

Kuna hõbe pehme on, siis puhtalt teda tarvitada ei saa. Selle tõttu tarvitatakse teda sulamites vasega. Ag üksi on liig pehme.

Õhu hapnik Ag-le ei mõju, seepärast köetakse tihti teisi metalle Ag-ga.

Ag-le mõjub väävelvesinik, Ag ühineb väävliga.

Hõbeda sulfiid on musta värvi.

Lahustub Ag HNO_3 -s.

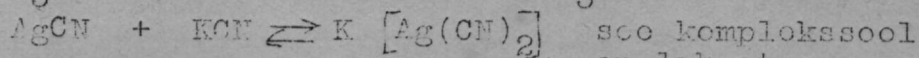
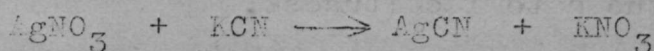
Saadaks $AgNO_3$, see on valge sool, mida tarvitatakse palju meditsiinis.

See sool laguneb kergelt kokkupuutudes oksüdeeritavate ainete peale. Meditsiinis tarvitatakse seda desinfitseerimiseks.

Hõbedat tarvitatakse ka hõbetamiseks. Hõbetamiseks võib tarvitada hõbeda nitraadi lahu.



Raskus on selles, et $AgNO_3$ lahus on Ag ioone palju. Seepärast tarvitatakse lahuseid kus Ag kents. väike on, muidu pole hõbeda kord püsiv, pudeneb maha.



See sool
põle lahustuv

see komplekssool on lahustuv. tarvit. hõbedamiseks.

Ag^+ CN⁻

Kõbeda ioonid sadenevad (-) poolusele.

Oma ühendites on Ag 1-valentne.

Kaudsel teel on võimalik saada ka Ag ja O ühendeid. Ag_2O .

Kuld Au.

=====

Kulda leidub looduses ainult vabalt. Ta kuulub väärismetallide hulka. Kõik need metallid ühinevad väga raskelt teiste ainetega. Kuld on kallis. Teda tarvitatakse väärtuste mõõdupuuna, kuldosemete valmistamiseks.

Kulda saame: 1). kuld puhastatakse - pestakse teda sisalduvast liivast välja, 2) kuld viiakse lahusesse ja nimelt tsüaniidide abil. Soda lahu äraaurutades, võib puhast kulda kas või elektrolüütilisel teel saada.

Kuld on 1 ja 3 valentne oma ühendites. Lahustub kuld ainult kuningvees, tekivad kompleksühendid.

Elementide perioodiline süsteem.

Li reas aluslehelised omadused kahanevad ja happelised omadused suurenevad. Elementid on korraldatud aatomkaalu järjekorras.

Na reas odasi minnes ka aluslised omadused kahanevad ja happelised omadused suurenevad. Ne ja Ar juures on lõpe.

K uus reas on Na samane element.

Keemilised omadused muutuvad perioodiliselt. K peale perioodi koosneb kuni kreptonini. Kui asetada elementide aatomkaalu suuruse järjekorras, siis elementide keemilised ja füüsikalised omadused muutuvad perioodiliselt.

Solles süsteemis on elemendi koht seotud füüsikaliste ja keemiliste omadustega.

Solles reas 2 elemendi vahelise elemendi omadused on ka vahelised. Solles süsteemis leiduvad ka teatavad ebajärjekäendus.

Selle süsteemi leidis Mendeljejev ja Robert Mayer. Tol ajal arvati, et keemilised omadused olenevad aatomkaalust. Müüd aga on kerkinud õpetus aatomi ehitusest.

Radiaktiivsus.

Bequerel leidis, et uraani soolad mõjuvad päevapildi plaadile. Mõned uraani maagid mõjuvad veel rohkem päevapildi plaadile. Seda elementi, mis seal uraani maagides niisuguse omadustega leidub, nimetati (Curdi) raadiumiks.

Ra on 2-valentne metall. Ta mõjub päevapildi plaadile. Ta võib pimedas teatud aineid ($ZnSO_4$) kiirgama panna. Raadiumi läheduses õhk muutub juhiks õhk kondseerub. Ra eraldub soojust. Ra kiirtel on ka füsioloogiline mõju, nad võivad kasvavaid rakke hävitada. Naha peal kaua mõjudes tekitavad paisid jne.

Raadiumi kiired on 3-liiki:

1) α - kiired, need on materjaalsed osakesed, mis kannavad (+) laengud ja mille mass on 4, lendavad võrdlemisi kiirelt - kuni 20000 km/sek.

2) β - kiired, need on negatiivsed el.osakesed, on elektroonid (ei ole materjaalsed osakesed).

3) γ - kiired. Ka need ei ole materjaalsed osakesed, vaid on elektromagnetilised võnkumised ja sarnanevad valgusekiirtele.

226

222



206 (tina)

Ra lagunemise lõppprodukt on tina.

Aatom, mille lagunemise vaheproduktina õieti Ra saadakse on uraan. Uraani aatomid lagunevad väga aeglaselt.

Radioaktiivsete ainete eluosa on väga erinev.

Tuldi otsusele, et keemiliste elementide aatomid pole püsivad. Elementid ise lagunevad, võib ka kunstlikult aatomeid lõhkuda. (Naatom lõhutati O ja H aatomiteks). Lõhutakse sel teel, et neid aatomeid pommitakse teiste aatomitega (α -osakestega).

Aatomi ehitus.

Lõpuks tuldi aatomi ehituse kohta otsusele: Aatom koosneb tuumast ja tuuma ümber keerlevaist elektroonest. Aatom ise on neutraalne. Tuum kannab positiivset laengut, kuna elektronid on negatiivse laenguga. Elementide omadused on õieti tuuma laengu perioodilised funktsioonid. On mõeldav, et ühesuguse tuuma laengu juures elementidel erinev aatomkaal on. On ka mõeldav see, et selles süsteemis ühe kohapeal võib olla mitu elementi erineva aatomkaaluga peaaegu ühesuguste omadustega. Niisuguseid elemente nim. isotoopideks. Vesinik aatomkaaluga 1 ja 2. C isotoop aatomkaaluga 12, 13, 14.

Fraktilised aatomkaalud on isotoopide segu aatomkaal.

