

VII. MITTEMETALLIDE KEEMIA. REDOKSREAKTSIOONID RAUDVARA

7.1 MITTEMETALLIDEST ÜLDISELT

Mittemetallid on perioodilisustabelis koondunud üles paremale, hõivates peamiselt IIIA-VIIA rühma. Traditsiooniliselt VIIIA rühma elemente ehk vääriskaase mittemetallideks ei loeta, kuivõrd neile pole iseloomulik keemilistesse reaktsioonidesse astuda.

Mittemetallilise elementide aatomitel on väliskihil võrdlemisi palju elektrone (kõige sagedamini 4-7). Nende aatomiraadius on suhteliselt väike (raadius vähenes perioodis vasakult paremale, sest tuumalaeng suureneb) ja elektronegatiivsus kõrge. Seetõttu käituvad nad sageli keemilistes reaktsioonides oksüdeerijatena – seda eriti metallide suhtes, kes lihtainena on vaid redutseerijad. Siiski võivad mittemetallid käituda reaktsioonides ka redutseerijatena. Seega on mittemetalliliste elementide oksüdatsioonastmed ühendites nii positiivsed kui negatiivsed. Erandiks on fluor, mille OA on alati –I, hapnikul tavapäraselt –II ja vesinikul I (va ühendis metallidega, kus vesinikul on –I, sest metalli OA saab olla vaid positiivne).

Lihtainena esineb mittemetallides kovalentne mittepolaarne side.

Molekulaarsed on kõik VIIA elemendid (kaheaatomilised molekulid F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2), samuti hapnik (O_2), lämmastik (N_2) ja vesinik (H_2). Molekulaarne aine on ka väävel (S_8).

Osa mittemetalle annab lihtainena aga aatomvõrega kristalle: näiteks süsinik (C – teemant), räni (Si) ja boor (B). Aatomvõre puhul molekulidest rääkida ei saa, tegemist on hügelstruktuuridega.

Mainimisväärtne on kindlasti see, et mittemetallide hulgas valitseb oluliselt suurem mitmekesisus kui metallide hulgas. Järgnevalt mõned lühikirjeldused:

- Fluor – peaaegu värvitu (nõrgalt kollane) agressiivne kaheaatomilistest molekulidest gaas; lihtainena looduses ei esine, „süütab” isegi vee;
- Kloor – kollakasroheline agressiivne gaas, võrdlemisi tugev oksüdeerija;
- Broom – punakaspruun kergesti lenduv vedelik;
- Jood – mustjashall tahke kristalne aine, mis juba nõrgal kuumutamisel sublimeerub lillaks auruks. Jooditinktuur, mida saab apteegist, on joodi lahus etanoolis;
- Hapnik – gaasiline aine, mis soodustab põlemist (st vajalik ka hingamiseks);
- Lämmastik – gaasiline ja tavatingimustel väga inertne aine – tugev kolmikside molekulis muudab molekuli lõhkumise väga keeruliseks;
- Vesinik – segus (õhu)hapnikuga plahvatusohtlik väga kerge gaas;
- Väävel – kollane kristalne aine, rabe, ei juhi elektrit ega soojust;
- Süsinik – teemandina kõige kõvem aine, teine esinemisvorm grafiit on seevastu väga pehme.

7.2 ISOTOOBID JA ALLOTROOBID

Isotoobid – ühe ja sama keemilise elemendi aatomid, millel on erinev arv neutroneid (ja seega erinev massiarv).

Näiteks on tuntud ka raske vesinik (tuumas lisaks ühele prootonile ka üks neutron) ja üliraske vesinik (tuumas üks prooton ja kaks neutronit).

Tavalises süsiniku aatomis on massiarv 12: tuumas on 6 prootonit ja 6 neutronit. Radioaktiivse süsiniku, millega määratakse nõ „vanust”, massiarv on 14: tuumas on ikka 6 prootonit, aga neutroneid kaheksa.

Allotroobid – ühe ja sama keemilise elemendi poolt moodustatud erinevad lihtained. Allotroopia võib seisneda:

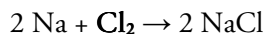
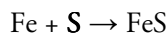
- erinevas aatomite arvus molekulis (nt O_2 ja O_3 – (di)hapnik ja osoon)
- erinevas kristallstruktuuris (nt C – korrapärase teemant ja C – kihiline grafiit; C_{60} – fullereen)

7.3 MITTEMETALLIDE KEEMILISED OMADUSED

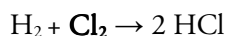
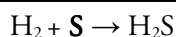
Enamik mittemetalle käitub lihtainena nii redutseerija kui ka oksüdeerijana

Oksüdeerijana käituvad mittemetallid:

- alati metallide suhtes:

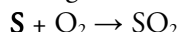


- endast nõrgemate (madalama elektronegatiivsusega) mittemetallide suhtes, nt enamik mittemetalle vesiniku suhtes:



Redutseerijana käituvad mittemetallid:

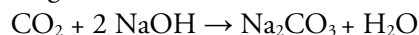
- endast tugevamate, st kõrgema elektronegatiivsusega mittemetallide suhtes:



7.4 MITTEMETALLIDE TÜÜPILISED ÜHENDID

oksiidid

- mittemetallil positiivne oksüdatsiooniaste (võib olla ka maksimaalne), sest hapnikul –II.
- sageli happelised oksiidid, nt CO_2 , SO_2 , SO_3 , N_2O_5 , P_4O_{10} , SiO_2 ...: reageerivad aluste ja aluseliste oksiididega, veega



happeline oksiid + alus → sool + vesi



happeline oksiid + aluseline oksiid → sool



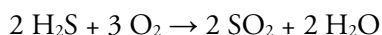
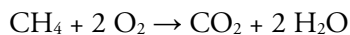
happeline oksiid + vesi → hape

Tuleb arvestada, et mitmed happelised oksiidid (SO_2 , lämmastiku oksiidid) reageerivad õhus veeauruga, mistõttu tekivad vihmavette erinevad happed. Happevihmad põhjustavad veekogude hapestumist, vee-elustiku hävimist, samuti raskemetallide saastet (happevihmad viivad üle lahustunud vormi), lisaks hävitavad kultuurimälestis. Süsihape on aga niivõrd nõrk, et tema sisaldust vihmavees veel happevihmaks ei loeta. Tuleb aga märkida, et tema sisalduse tõttu on tavalinegi vihmavesi pisut happelise keskkonna: pH-5,5.

- osa ka neutraalsed oksiidid, nt CO , NO , N_2O , mis ei reageeri vee ega leelistega

vesinikühendid

- mittemetallil sageli minimaalne oksüdatsiooniaste, sest vesinikul positiivne I.
- võivad elektrone loovutada ehk oksüdeeruda; võivad põleda, andes vastavad oksiidid



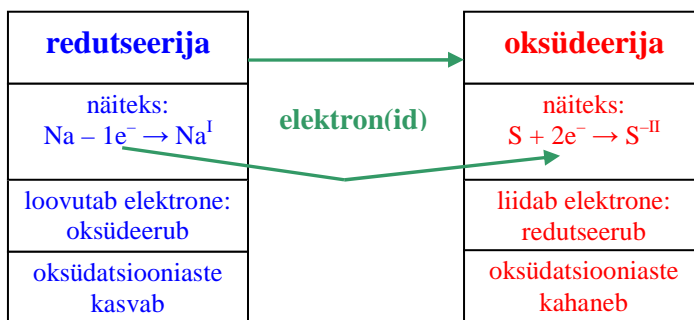
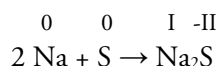
Viimane reaktsioon, milles tekib NO on eriti oluline lämmastikhappe tootmisel: NO oksüdeeritakse edasi NO_2 -ks, mille reageerimisel veega saadakse nii HNO_2 kui HNO_3 . (Maailmas enim toodetud hape on aga väävelhape H_2SO_4 .)

Halogeenide vesinikühendid ehk vesinikhalogeniidid on gaasid, mis annavad vees lahustudes tugeva happe: HCl , HBr , HI . Vesinikfluoriidhape HF on erandlik: ta on keskmise tugevusega hape, sest tema molekule seovad vesiniksidemed, mis takistavad täielikku ionideks jagunemist.

VAHEPALA: REDOKSREAKTSIOONIDE KOKKUVÕTE

Redoksreaktsioon on reaktsioon,

- mille käigus toimub redutseerumine ja oksüdeerumine
- ehk elektroni(de) üleminek ühelt osakeselt teisele
- ning oksüdatsiooniastmete muutumine.



7.6 MITTEMETALLIÜHENDITE KÄITUMINE REDOKSREAKTSIOONIDES

Kui elemendi oksüdatsiooniaste on ühendis...

- maksimaalne** (=rühma number), on ta juba kõik väliskihi elektronid loovutanud ja saab seega vaid elektrone liita: olla **OKSÜDEERIJAJA**
nt väävelhappes H_2SO_4 on väävli OA VI ehk maksimaalne ehk võrdne rühma numbriga, seetõttu on väävelhape (eriti kontsentreeritud) tugev oksüdeerija;
sama kehtib lämmastikhappe HNO_3 kohta, kus lämmastiku OA on V.
Nende oksüdeerivaid omadusi vaatlesime lähemalt punktis 7.5.
Ka perkloorhape HClO_4 on väga tugev oksüdeerija.
- minimaalne** (=rühma number – 8), on ta väliskihile võtnud elektronokteti ja saab vaid elektrone loovutada: olla **REDUTSEERIJAJA**
nt divesiniksulfiidis H_2S on väävli OA -II ehk minimaalne ehk „rühma number miinus kaheksa”, seetõttu on see aine redutseerija ehk saab oksüdeeruda/põleda.
Ka ammoniaak NH_3 , milles lämmastiku OA on -III, on võimeline käituma redutseerijana.
Jodiid, nt NaI , on päris hea redutseerija (joodi OA on seal minimaalne: $7 - 8 = -1$).
- vahepealne**: nii oksüdeerija kui ka redutseerija
nt lihtaine väävel S võib olla nii oksüdeerija (metallide ja vesiniku suhtes) kui ka redutseerija (hapniku suhtes).

7.7 PEAMISTE GAASILISTE MITTEMETALLIDE JA NENDE ÜHENDITE SAAMINE

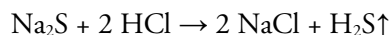
Hapniku saamine: fotosüntees ja vee elektrolüüs: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$

Vesiniku saamine: vee elektrolüüs ja metalli reageerimine happega: $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$

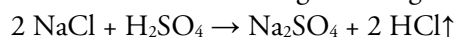
Mitmeid ühendeid saadakse ka elektrolüütide vahelistel reaktsioonidel.

sool + hape → uus sool + uus hape

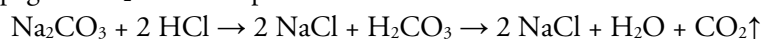
divesiniksulfiid ehk H_2S – mädamuna lõhnaga gaas:



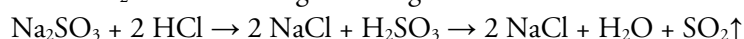
vesinikkloriid HCl – terava lõhnaga ärritav gaas:



süsihappegaas CO_2 – ei toeta põlemist:



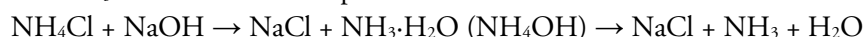
vääveldioksiid SO_2 – terava lõhnaga ärritav gaas:



sool + alus → uus sool + uus alus



nõrgema elektrolüüdi teke:

ammoniaak NH_3 : vesilahus on nuuskpiiritus:



7.8 GAASIDE KOGUMINE

Gaaside tihedused suhtuvad samadel tingimustel nagu nende molaarmassid. See tähendab, et **mida suurem on gaasi molaarmass, seda suurem on tema tihedus (seda „raskem” ta on)**. Võttes õhu keskmiseks molaarmassiks 29 g/mol, saame hinnata gaasi molaarmassi järgi, kas see on õhust kergem või raskem. Gaasi tihedus määrab tema kogumise viisi.

	<p>Gaas olgu õhust väiksema tihedusega! $M(\text{gaas}) < 29 \text{ g/mol}$</p> <p>$\text{H}_2, \text{NH}_3\dots$</p>		<p>Gaas olgu õhust suurema tihedusega! $M(\text{gaas}) > 29 \text{ g/mol}$</p> <p>$\text{CO}_2, \text{O}_2, \text{SO}_2\dots$</p>
---	---	---	---

Osa gaase lahustub vees, osa mitte. Et „sarnane lahustab sarnast”, siis **lahustuvad vees kõige paremini just polaarsed gaasid**, sest ka vee molekul on polaarne.

H₂	0,018 cm ³ /1 cm ³ vees	mittepolaarne kovalentne side, mittepolaarne molekul (aine)
O₂	0,031 cm ³ /1 cm ³ vees	
CO₂	0,878 cm ³ /1 cm ³ vees	polaarne kovalentne side, kuid mittepolaarne molekul (aatomid ühel sirgel). reageerib veega!
H₂S	4,37 cm ³ /1 cm ³ vees	polaarne kovalentne side, polaarne molekul (aine) (H ₂ S ja SO ₂ molekulides on sidemed nurga all!)
SO₂	76 cm ³ /1 cm ³ vees	
HCl	442 cm ³ /1 cm ³ vees	
NH₃	710 cm ³ /1 cm ³ vees	

Gaase, mis vees ei lahustu, kogutakse läbi vee. Näiteks H₂, O₂.

