

## Mittemetallid

### Vesinik

#### 1. Aatomi ehitus:

1 elektron ja 1 prooton, põhiliselt liidab ühe elektroni, väga harva loovutab.

Deetrium – raske vesinik, aatommass 2 (1 prooton + 1 neutron)

Tritium - Üliraske vesinik, aatommass 3 (1 prooton + 2 neutronit)

#### 2. Leidumine looduses:

leidub nii ehedalt kui ühenditena:

ehedalt: päikeses, atmosfäri ülemistes kihtides

ühenditena: vesi, taim- ja loomorganismid, looduslikud kütused

#### 3. Füüsikalised omadused:

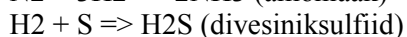
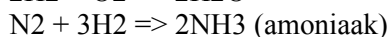
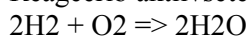
Värvusetu, lõhnata, maitsetu, õhust 14,5 korda kergem gaasiline aine.

Vees praktiliselt ei lahustu, lahustub mitmetes metallides.

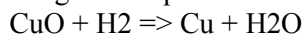
#### 4. Keemilised omadused:

Redutseerija, st loovutab elektrone.

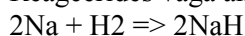
Reageerib aktiivsete mittemetallidega:



Reageerib hapnikku sisaldavate ainetega, võttes ära hapniku:



Reageerides väga aktiivsete metallidega käitub vesibik oksüdeerijana, moodustab hüdriide:

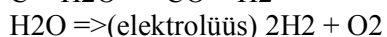
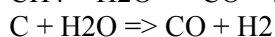
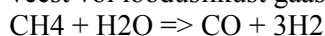


Segades hapnikuga moodustab väga ohtliku paukgaasi, see on väga ohtlik segu, kõige ohtlikum kui hapnikku on segus 2 osa, vesinikku 1 osa.

#### 5. Saamine:

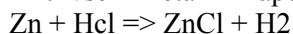
Tööstuses:

veest või looduslikust gaasist:



Laboris:

Aktiivsem metall + hape:



#### 6. Kasutamine:

raketikütus, metallide redutseerimine oksiididest, amoniaagi ja paljude teiste ainete saamine, õhupallid, energeetika, kütuseelemendid.

Hapnik:

#### 1. Aatomi ehitus:

8 prootonit, 8 neutronit, 8 elektroni

Eranditult alati liidab elektrone.

#### 2. Leidumine looduses:

Maal kõige levinum element (45-49%)

Esineb nii ehedalt (õhus), kui ka ühenditena (puidus, mullas, liivas, vees, elusorganismides, kivimites)

#### 3. Allotroopsed teisendid:

Allotroopia on nähtus, kus üks element esineb mitme lihtainena. Hapnikul 3 allotroopset teisendit: 1. dihapnik O<sub>2</sub>; 2. trihapnik O<sub>3</sub> (osoon); 3. monohapnik (esineb väga lühiajaliselt).

Osoon on terava lõhnaga, suuremas koguses mürgine, väheses koguses tervislik, nõrgalt sinaka tooniga, esineb õhkkonna ülemistes kihtides (tekid seal). Veel esineb männimetsades, meres, pesu kuivatamisel tuule ja päikese käes. Väga tugev oksüdeerija, hävitab baktereid, hoiab ära ohtliku UV kiirguse.

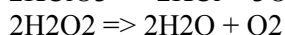
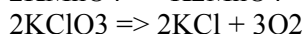
#### 4. Saamine:

Tööstuses:

peamiselt õhust ( kõrge rõhu ja madala temperatuuri juures õhk veeldub ja soojendades aurustub esimesena lämmastik, saadakse peaaegu puhas hapnik), teine võimalus on saada vee elektrolüüsi käigus.

Laboris:

Hapnikurikaste ainete lagundamine:



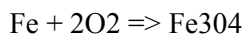
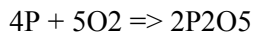
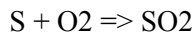
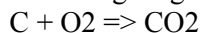
#### 5. Füüsikalised omadused:

värvusetu, lõhnata, maitsetu, õhust natuke raskem gaasiline aine.

Lahustub vees üsna hästi, veeldub väga madalal temperatuuril (-283).

#### 6. Keemilised omadused:

Ta on väga tugev oksüdeerija, temas põlevad väga paljud ained:



#### 7. Kasutamine:

Kõik elusorganismid kasutavad hingamiseks.

Puhast hapnikku kasutatakse operatsioonidel, balloonides, kosmoselaevades, allveelaevades.

Tööstuses põletamisel (terase tootmine) ja keevitamisel.

Keemiatööstuses väga laialdaselt.

Hapniku ja vesiniku ühendid

##### 1. Vesi:

tähtsaim ühend.

Molekulide vahel eriline vesinikside.

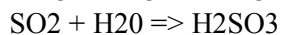
Esined vedelana, sest molekulid ei ole ühekaupa, vaid on liitunud.

Jää korral on molekulid seotud suhteliselt hõredaks kristalliks, seetõttu kergem kui vesi.

Hea lahusti polaarsetele ja ioonilistele ainetele.

Looduses väga levinud.

Keemiliselt väga püsiv, nõrk elektrolüüt, happeliste ja aluseliste omadustega => reageerib mõlemat tüüpi oksiididega:



Aktiivsete metallide suhtes käitub oksüdeerijana, eraldub vesinik.

##### 2. Vesinikperoksiid (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>)

Ebapüsiv, esineb ainult lahusesena vees.

Tugev oksüdeerija, kasutatakse pleegitamisel.

2-3% (kanged) lahused võivad nahale tekitada söövitushaavu.

Päikese valguse käes laguned kiiresti, eraldub monohapnik:



##### 3. Oksiidid:

Aktiivsete metallide oksiidid on aluselised, reageerimisel veega tekivad leelised. Vähemaktiivsete metallide oksiidid on vähem aluselised ei reageeri veega, võivad reageerida hapete lahustega, osa neist on

amfoteersed, võivad reageerida leelistega.

Enamiku mittemetallide oksiidid on happelised, veega reageerides moodustavad vastavaid happeid, erandiks on SiO<sub>2</sub>, mis on polümeerse struktuuriga ja vees praktiliselt ei lahustu, vastav hape on H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>.

Osad mittemetallide oksiidid ei reageeri veega, neile ei vasta ühtegi hapet, need on neutraalsed oksiidid, näiteks NO ja CO.

Halogeeneid:

1. Aatomi ehitus:

väliskihil kõigil 7 elektroni, 1 poolvaba orbitaal.

Põhimuutus on ühe elektroni liitmine kõik peale F võivad loovutada ka paarisarvu elektrone

Oksüdatsiooniastmed: -1, 1, 3, 5, 7

2. Kasutamine:

Igapäevaelus kasutatakse ühendeid:

NaCl, teflon (F ühend), Fluori ühendeid on ka hambavaabas.

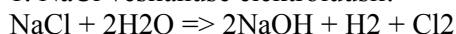
Br ühendeid kasutatakse fotograafias, närvirahustajana.

Joodtinktuuri kantakse haavadele.

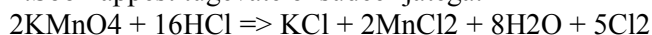
3. Saamine:

Tööstuses: Cl

1. NaCl vesilahuse elektrolüüsil:



2. Soolhappesest tugevate oksüdeerijatega:



4. Füüsikalised omadused:

F ja Cl rohekaskollakat tooni gaasilised ained.

Vastiku lõhnaga, mõlemad mürgised, eriti F.

Suurema koguse sisse hingamine tapab.

Br – punakspruun vedelik, vastiku lõhnaga.

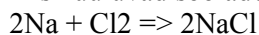
I – hallikasmust tahke aine, joodi aurud on lillad. Jood ei veeldu vaid kohe aurustub, seda nimetatakse sublimatsiooniks.

Kõik nad vees üsna vähe lahustuvad, lahustuvad paremini piirituses, Cl lahustub ainukesena märgataval määral vees, kahustuvus ja mürgisus väheneb joodi suunas.

5. Keemilised omadused:

Ühed aktiivseimad mittemetallid, F söövitab isegi klaasi.

Reageerivad metallidega, klooriga reageerivad peaaegu kõik metallid, ka kuld, tekivad ioonilised ühendid, mis kuuluvad soolade klassi.



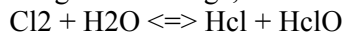
Reageerivad vesinikuga:

Cl reageerib külmalt päikese käes plahvatuslega:

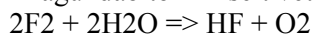


Cl reageerib Br ja I ühenditega, tõrjudes välja Br ja I.

Reageerivad veega, reaktsioon pöörduv:



F lagundab tormiliselt vett, tõrjub välja hapniku:

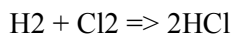


Halogeniidid:

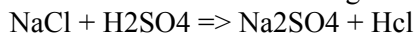
1. Vesinikhalogeniidid:

HF, HCl, HBr, HI

Tööstuses saadakse vesiniku reageerimisel halogeniididega:



Laboratooriumis metallihalogeniidide reageerimisel väävelhappega:



Omadused:

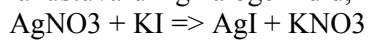
värvuseta, terava lõhnaga, gaasiline aine, lahustub vees uskumatult hästi (1l vees 300l HCl), vees lahustudes muutub soolhappeks.

2. Vesinikhalogeniidhapped:

Vesinikhalogeniidide vesilahused, peale HF kõik tugevad happed, tugevaim HI, sest ta disotseerub paermini kui teised. Reageerivad alustega, aluseliste oksiididega, aktiivsete metallidega, enamike sooladega. Nii oksüdeerivad kui redutseerivad.

3. Metallide halogeniidid:

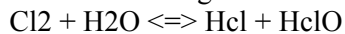
tahked kristallsed ained, enamasti värvitud, enamasti lahustuvad vees (va Ag, Hg, Pb), kõige vähem lahustuvad Ag halogeniidid, neid kasutatakse halogeniidioonide tõestamiseks.



Cl hapniku ühendid

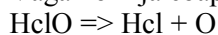
1. Hüpokloorishape:

Saadakse Cl reageerimisel veega:



Tekid segu, mis sisaldab vähesel määral HCl, HClO ja lahustunud Cl. Seda nimetatakse klooriveeks.

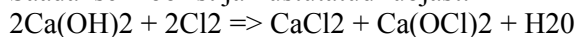
Väga nõrk ja ebapüsiv hape, nõrgem kui H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, laguneb iseenesest:



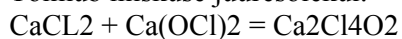
väga tugev oksüdeerija, desinfitseeriva ja pleegitava toimega.

2. Kloorlubi:

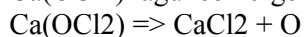
Saadakse kloorist ja kustutatud lubjast:



Toimub niiskuse juuresolekul:



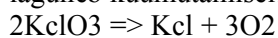
Ca(OCl<sub>2</sub>) laguneb kergelt, eraldub monohapnik:



desinfitseeriva ja pleegitava toimega.

3. Kaaliumikloraat:

laguneb kuumutamisel:



Cl ühendid lagunevad kergesti eraldades hapnikku, järelkult on nad kõik tugevad oksüdeerivad.