

Lämmastik

1. aatomi ehitus:

aatomraadius keskmine

liidab alati 3 elektroni, võib loovutada kõik võimalikud arvud elektrone (1-5)

Lämmastik võib moodustada mitmesuguseid ühendeid

2. Molekuli ehitus:

koosneb kahest aatomist – N₂

kolmekordne mittepolaarne side, selle tulemusena N molekul väga püsiv.

3. Leidumine looduses:

esineb nii ehedalt kui ühendes:

ehedalt: õhus 78%

ühenditena: valkudes, mineraalidena, tsiili salpeeter (NaNO₃)

4. Füüsikalised omadused:

lõhnata, värvita, maitseta õhust natuke kergem gaasiline aine, vees väga vähe lahustuv, kõrgemal rõhul lahustub paremini, ei ole mürgine, -195°C veeldub.

5. Saamine:

1. õhust (veeldumine, esimesena aurustub lämmastik)

2. NH₄NO₂ – ammooniumnitrit

NH₄NO₂ =>(t°) N₂ + 2H₂O

6. Keemilised omadused:

madalal temperatuuril väga passiivne

reaktsioonivõimeline kuumutamisel, laguneb kuumutamisel:

N₂ => 2N

1. kõige kergemine reageerib vesinikuga:

N₂ + 3H₂ => (t,p) 2NH₃

2. suhteliselt kergesti aktiivsete metallidega:

3Mg + N₂ => Mg₃N₂ (magneesiumnitriid)

3. hapnikuga (ülitugeval kuumutamisel (5000C)

N₂+O₂ =>(t) 2NO

7. Kasutamine:

puhtalt suhteliselt vähe:

lambipirnides, toiduainete säilitamisel, vedel lämmastik jahutamiseks

lämmastiku ühendite tootmine:

1. amoniaak (NH₃)

2. lämmastikhape (HNO₃)

Amoniaak, Ammooniumsoolad:

1. saamine:

tööstuses lämmastiku reageerimine vesinikuga:

2N + 3H₂ => (t,p) NH₃

laboris nuuskpiirituse ehk ammooniumhüdraadi lagundamisel

NH₃ · H₂O (NH₄OH) => NH₃ + H₂O

NH₄Cl + Ca(OH)₂ => CaCl₂ + NH₄OH

2. Füüsikalised omadused:

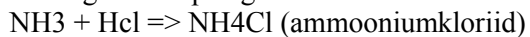
värvita, õhust kergem, terava lõhnaga, gaasiline aine, suures koguses mürgine, veeldub kergelt (8atm või -33C). Lahustub vees väga hästi, üldse kõige paremini lahustuv gaas, 1l vees 700l NH₃. Lahustudes reageerib veega, annab nuuskpiirituse (NH₄OH)

3. Keemilised omadused:

1. NH₃ + H₂O => NH₄OH <=> NH₄⁺ + OH⁻

kuulub aluste klassi on aluste omadustega

2. reageerib hapetega:

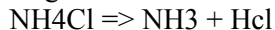


4. Kasutamine:

vesilahust nuuskiiritusena ja väävelhappe tootmisel

5. Ammooniumsoolade omadused:

valged kristallsed ained, kõik vees hästi lahustuvad, kuumutamisel lagunevad kergesti:



6. Ammooniumsoolade kasutamine:

väetistena

NH_4Cl_2 – redutseerijana metallide puhastamisel oksiididest

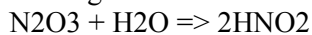
NH_4HCO_3 või $(\text{NH}_3)_2\text{CO}_3$ kergitusainena

Lämmastiku oksiidid:

a. N_2O – dilämmastikoksiid, naerugaas, väikeses koguses tekitab lõbusa meeleolu, suuremas koguses uinutab, värvitu.

b. NO – lämmastikoksiid, tekib õhus äikese toimetel, värvitu gaas.

c. N_2O_3 – dilämmastikoksiid, laguneb kergesti annab selle tulemusena NO ja NO_2 , helesinine vedelik, veega moodustab lämmastikhappe:



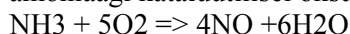
d. NO_2 – pruun gaasiline aine.

e. N_2O_5 – tahke aine, veega moodustab lämmastikhappe

2. Lämmastikoksiid:

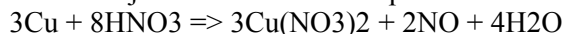
1. saamine:

amoniaagi katalüütilisel oksüdeerimisel:



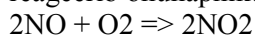
laboris:

vaske lahjendatud lämmastikhappe

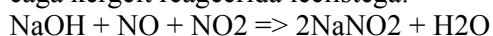


2. omadused:

värvitu, läbipaistev gaasiline aine, õhust hästi natuke raskem, vees praktiliselt ei lahustu, õhu käes ei püsi, reageerib õhuhapnikuga, muutudes lämmastikoksiidiks:



Lämmastikoksiid kuulub inertsete oksiidide hulka, ei reageeri hapete ka ja leelistega, segus NO_2 -ga võib väga kergelt reageerida leelistega:



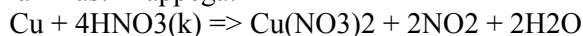
NO on lämmastikhappe tootmise vaheprodukt.

3. Lämmastikdioksiid:

1. saamine:

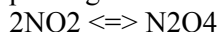
Tööstuses NO ja õhu segamisel: $2\text{NO} + \text{O}_2 \Rightarrow 2\text{NO}_2$

Laboratooriumis vase või mõne teise vähemaktiivse metalli reageerimisel kontseentreeritud lämmastikhappetega:

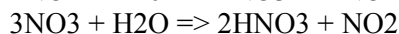
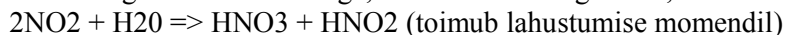


2. Omadused

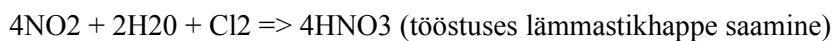
pruun gaasiline aine, molekulid liituvad kahekaupa:



veidi mürgine vastiku lõhnaga, lahustub vees väga hästi, ühltasi reageerib veega, võib toimuda 2 reaktsiooni:



kui vette juhtida hapnikku:



On nii oksüdeerija kui redutseerija.

Lämmastikhape:

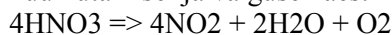
1. Füüsikalised omadused:

värvitu, valguse käes hakkab lagunema, NO₂ lõhnaga (NO₂ tekib lagunemisel) kergesti liikuv vedelik, söövitava ja pleegitava toimega.

2. Keemilised omadused:

a. lagunemine:

kuumutamisel ja valguse käes:



HNO₃ on väga tuleohtlik aine, tuleb eemal hoida kergesti süütvatest ainetest.

b. happelised omadused:

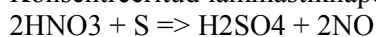
dissotseerub peaaegu täielikult vesilahuses, üks tugevamaid happeid, reageerib aluste, aluseliste oksiidide ja nõrgema happe sooladega.

c. oksüdeerivad omadused:

paljud ained põlevad temas, reageerib peaaegu kõigi metallidega, va Pt ja Au, täiesti kontsekreeritult ja külmalt ei reageeri Alumiiniumiga. Kunagi ei eraldu vesinikku, selle asemel võib tekkida mitmesuguseid gaase:

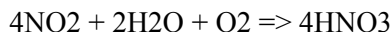
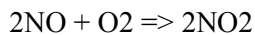
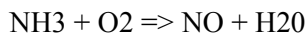
	<i>K => Zn</i>	<i>Zn => Ag</i>
kontsekreeritud	N ₂ O	NO ₂
lahjendatud	NH ₄ NO ₃	NO

Kontsekreeritud lämmastikhape reageerib ka C ja S-iga.



Eriti tugev oksüdeerija on HNO₃ ja HCl segu (vahekord 1:3), nimetatakse ka kuningveeks, hävitab kõiki metalle.

3. tootmine:



Nitraadid:

koosnevad metalli ioonidest ja nitraat ioonidest: KNO₃, NaNO₃, AgNO₃ jne.

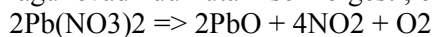
Aktiivsete metallide nitraate nimetatakse salpeetriteks.

1. Füüsikalised omadused:

valged kristallised ained, kõik on vees lahustuvad.

3. Keemilised omadused:

lagunevad kuumutamisel kergesti, enamik nitraatide puhul jääb alles metalli oksiid, NO₂ ja hapnik:



Väga aktiivsete metallide nitraadid lagunevad teisiti, tekib nitrit ja hapnik.

Nitraatide tõestamiseks kasutatakse samalaadset reaktsiooni.

Kasutamine:

1. väetistena (kõige enam ammooniumnitraati)

2. lõhkeainena: must püssirohi (S+C+KNO₃)

3. konserveeriva vahendina

4. AgNO₃ on tuntud põrgukivina, kasutatakse meditsiinis soolatüügaste vastu, söövitava toimega.

Kasutatakse ka fotonduses.