**Dusík**

# Obecné vlastnosti:

Prvek V. A skupiny, nekov, biogenní prvek (v bílkovinách). Za normálních podmínek bezbarvý plyn bez chuti a zápachu, lehčí než vzduch, ve vodě málo rozpustný, není jedovatý.

Elektronová konfigurace ns2 np3, 5 valenčních elektronů, 3 nespárované elektrony - možnost vázat 3 atomy vodíku za vzniku hydridů. Může dosáhnout stabilní elektronové konfigurace nejbližšího vzácného plynu M-III, mohou ale také odštěpit až 5 elektronů a mít oxidační číslo V

Dusík je maximálně čtyřvazný (nemůže excitovat do d-orbitalu). Snadno tvoří násobné vazby: C≡N, N=O…

Oxidační čísla: -III až V. Nejčastěji +5 a +3.

-III NH3 amoniak II NO oxid dusnatý

-II N2H4 hydrazin III HNO2 kyselina dusitá

-I NH2OH hydroxylamin IV N2O4 oxid dusičitý

0 N2 dusík V HNO3 kyselina dusičná

I N2O oxid dusný

Elektornegativita dusíku 3.

Volný: 78% objemových ve vzduchu, v sopečném a zemním plynu

Vázaný: NaNO3 chilský ledek

KNO3 draselný ledek

Objeven Scheelem v 18. století, Lavoisier pojmenoval. Přírodní dusík je směsí 2 izotopů 14N a 15N.

# Chemické vlastnosti:

Elementární dusík tvořen molekulami N2, vytváří dvouatomové molekuly N2 (N≡N) - trojná vazba v molekule je velmi stabilní (6krát pevnější než vazba jednoduchá), štěpí se až za vysokých teplot (kolem 4000 °C) → molekulový je velmi málo reaktivní (inertní), atomový dusík je velmi reaktivní.

3. nejelektronegativnější prvek (po F a O), ve všech sloučeninách s vodíkem tvoří vodíkové můstky

málo reaktivní, za normálních podmínek reaguje pouze s Li, Mg a Ca

6Li + N2 → 2Li3N 3Ca + N2 → Ca3N2

S většinou látek reaguje až za vysoké teploty:

N2 + 3H2 → 2NH3 (t, p)

N2 + O2 → 2NO (t = 1000 °C)

N2 + 3Mg → Mg3N2 (t)

# Příprava:

* **laboratorní:**

NH4NO2 → N2 + 2H2O (t)

2NH3 + 3Cl2 → N2 + 6HCl 2NH3 + Br2 → N2 + NH4Br

(NH4)2Cr2O7 → N2 + Cr2O3 + 4H2O („sopka“, t)

(NH4)2SO4 + 2NaNO2 → Na2SO4 + 2N2 + 4H2O

* **průmyslová:**

Frakční destilací zkapalněného vzduchu (vzniká spolu s kyslíkem, má podobnou teplotu varu)

# Použití:

- přepravuje se v ocelových lahvích se zeleným pruhem

- k výrobě NH3, HNO3, průmyslových hnojiv, ...

- k vytvoření inertní = netečné atmosféry (nad hořlavinami)

- k chlazení

- v ocelářství

# Sloučeniny:

A) Sloučeniny dusíku s vodíkem

* **NH3 - amoniak (čpavek,** azan**)**

Bezbarvý, štiplavě páchnoucí plyn, leptá sliznici, nervový jed. Hybridizace sp3, tvar trigonální pyramidy. Dá se zkapalnit (chladící směs).

Přítomen v nepatrném množství ve vzduchu, sopečných plynech, vzniká rozkladem dusíkatých organických látek (tlení).

Příprava:

Haber-Boschovou syntézou: N2 + 3H2 → 2NH3 (t = 450 °C, p = 10-100 MPa, kat. Fe)

Významné i uvolnění z amonných sílí silnou bazí: 2NH4Cl + Ca(OH)2 → 2NH3 + CaCl2 + 2H2O

Amoniak se oxiduje kyslíkem: 4NH3 + 3O2 → 2N2 + 6H2O nebo chlorem 2NH3 + 3Cl2 → N2 + 6HCl

Katalyzované spalování: 4NH3 + 5O2 → 4NO + 6H2O

Rozpouští se ve vodě: NH3 + H2O → NH4+ + OH- (NH4OH)

Volný elektronový pár na dusíku způsobuje zásaditý charakter

- může být vázan jako ligand v komplexních sloučeninách např. [Cu(NH3)4]2+

- použití: výroba HNO3, průmyslových hnojiv, kapalný jako chladící směs, jako analytické činidlo

S kyselinami reaguje za vzniku amonných solí: 2NH3 + H2SO4 → (NH4)2SO4

* **Amonné soli**

- obsahují NH4+, bílé krystalické látky, většinou dobře rozpustné ve vodě

NH4Cl - salmiak, užívá se jako náplň do suchých článků, při pájení

(NH4)2SO4 - průmyslové hnojivo

NH4NO3 - průmyslové hnojivo, výroba trhavin

(NH4)2CO3 - součást kypřících prášků

(NH4)2S - v analytické chemii k důkazu kationtů

* **Hydrazin N2H4**

Nízkomolekulární, bezbarvá kapalina.

Příprava: NH3 + ClO- → NH2Cl + OH-

NH3 + NH2Cl + OH- → N2H4 + Cl- + H2O

Reakce se uskutečňuje za přítomnosti želatiny, nebo klihu, vážou přítomné stopy těžkých kovů.

Zásada, méně bazický než amoniak. S vodou hydráty, nejstabilnější monohydrát. Tvoří soli hydrazinia, poměrně stálé. Silnější redukční činidlo než amoniak – oxidace na elementární dusík.

Reakce s kyslíkem a chlorem obdobné jako amoniak.

* **Azoimid HN3**

Syntéza: N2H4 + HNO2 → HN3 + 2H2O

nebo NO2 + NaNH2 → NaN3 + H2O vzniklý azid sodný rozložen kyselinami na HN3

Je nestálý, oxidační i redukční účinky, slabá kyselina.

* **NH2OH hydroxylamin**

Derivát amoniaku, nestálá, tající, bílá, krystalická látka. Slabě zásaditý, tvoří soli hydroxylamonné.

* **Amidy** - obsahují NH2-  **Imidy** - obsahují NH2-  **Nitridy** - obsahují N3-
* **Hydrazidy a azidy**

B) Kyslíkaté sloučeniny dusíku

* **Oxidy**

Dusík tvoří 5 poměrně stálých oxidů. Jsou jedovatou a nebezpečnou složkou exhalací.

**N2O oxid dusný** = rajský plyn

Není jedovatý, způsobuje euforii až bezvědomí - používá se jako narkotikum, dále jako hnací plyn do šlehačkových bombiček.

Příprava: NH4NO3 → N2O + 2H2O

**NO oxid dusnatý**

Bezbarvý, vzniká spalováním benzínu, snadno se oxiduje na NO2 vzdušným kyslíkem.

Příprava: zř. 8HNO3 + 3Zn → 2NO + 3Zn(NO3)2 + 4H2O

Průmyslová výroba: 4NH3 + 5O2 → 4NO + 6H2O (t, kat. Pt očkovaná Ir)

Pro výrobu HNO3

**N2O3 oxid dusitý**

Nestálý, lze jej zjistit jen při teplotách nižších než 100°C. Příprava ze směsi NO a NO2 1:1.

**NO2 oxid dusičitý**

Hnědočervený silně toxický plyn charakteristického zápachu. Silné oxidační činidlo.

Lomená molekula s jedním nepárovým elektronem, hybridizace sp2. Dimeruje - N2O4 - bezbarvý plyn, Vzniká: 2NO + O2 → 2NO2

Příprava:

reakcí konc. HNO3 s kovy: konc. 4HNO3 + Cu → 2NO2 + Cu(NO3)2 + 2H2O

termickým rozkladem dusičnanů: 2Pb(NO3)2 → 4NO2 + 2PbO + O2

Reaguje s vodou: N2O4 + H2O → HNO3 + HNO2

Použití: pro výrobu HNO3, okysličovadlo raketových pohonů

Ničí ozonovou vrstvu, vzniká při spalování benzínu

**N2O5 oxid dusičný**

Pevná krystalická bezbarvá látka.

Teplem se rozkládá na oxid dusičitý.

Příprava: 2 HNO3 + P2O5 → N2O5 + 2 HPO3 nebo 2 NO2 + O3 → N2O5 + O2

Silně kyselí, s vodou poskytuje kyselinu dusičnou.

* **Kyseliny a jejich soli**

**HNO2 kyselina dusitá**

Nestálá (stálá pouze ve zředěných roztocích), velmi slabá

Příprava: NaNO2 + HCl → HNO2 + NaCl

- zahříváním se rozkládá: HNO2 → HNO3 + 2NO + H2O

Soli **dusitany** mají použití jako redukční činidla, v barvířství

NH4NO2 se zahříváním rozkládá: NH4NO2 → N2 + 2H2O

Některé dusitany (alkalických kovů) lze připravit tepelným rozkladem dusičnanů:

2NaNO3 → 2NaNO2 + O2

Dusitany jsou vesměs dobře rozpustné ve vodě, některé jsou hygroskopické (NaNO2, KNO2)

**HNO3 kyselina dusičná**

Silná kyselina, koncentrovaná 50 - 70% (63%), na vzduchu dýmá, má oxidační vlastnosti

Uchovává se v tmavých lahvích, na světle se rozkládá:

4HNO3 → 4NO2 + 2H2O + O2

S uhlíkem reaguje:

4HNO3 + C → 4NO2 + 2H2O + CO2

Zředěná reaguje s kovy:

zř. 8HNO3 + 3Zn → 2NO + 3Zn(NO3)2 + 4H2O

Koncentrovaná reaguje s kovy:

konc. 4HNO3 + Cu → 2NO2 + Cu(NO3)2 + 2H2O

Reaguje s většinou kovů s výjimkou Au, Pt, s Al, Cr, Fe dochází k pasivaci

HCl + HNO3 (3:1) tvoří lučavku královskou, která rozpouští i zlato

Laboratorní příprava:

2NaNO3 + H2SO4 → Na2SO4 + 2HNO3

- použití: v laboratořích, výroba hnojiv, plastů, barviv, léčiv, výbušnin, kinofilmů, nitrační směs (HNO3 + H2SO4) - nitrace organických sloučenin

- bílkoviny působením HNO3 žloutnou - xantoproteinová reakce

Výroba - ve 4 fázích:

N2 → NH3 → NO → NO2 → HNO3

I. N2 + 3H2 → 2NH3 (t = 450 °C, p = 10-100 MPa, kat. Fe)

II. 4NH3 + 5O2 → 4NO + 6H2O

III. 2NO + O2 → 2NO2

IV. 3NO2 + H2O → HNO3 + NO

nebo 2NO2 + H2O → HNO3 + HNO2 HNO2 → HNO3 + 2NO + H2O (t)

- soli **dusičnany** jsou rozpustné ve vodě, mají význam hlavně jako hnojiva

- termický rozklad dusičnanů:

a) 2NaNO3 → 2NaNO2 + O2

b) 2Zn(NO3)2 → 2ZnO + 4NO2 + O2

c) 2AgNO3 → 2Ag + 2NO2 + O2

d) NH4NO3 → N2O + 2H2O

C) DALŠÍ SLOUČENINY:

HCN - kyanovodík

KCN - cyankály

KCNO - kyanatan draselný

KSCN - rhodanid

CaCN2 - kyanamid vápenatý

CO(NH2)2 - močovina

NOHSO4 - hydrogensíran nitrozilu

NOCl - chlorid nitrozilu

NO2F - fluorid nitrylu