

## 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  $ns^2 np^3$ , 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:  $C\equiv N$ ,  $N=O\dots$

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

-III	$NH_3$	amoniak	II	NO	oxid dusnatý
-II	$N_2H_4$	hydrazin	III	$HNO_2$	kyselina dusitá
-I	$NH_2OH$	hydroxylamin	IV	$N_2O_4$	oxid dusičitý
0	$N_2$	dusík	V	$HNO_3$	kyselina dusičná
I	$N_2O$	oxid dusný			

**Elektornegativita dusíku 3.**

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

Vázaný:  $NaNO_3$  chilský ledek  
 $KNO_3$  draselný ledek

**Objeven Scheelem v 18. století, Lavoisier pojmenoval.** Přírodní dusík je směsí 2 izotopů  $^{14}N$  a  $^{15}N$ .

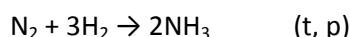
### Chemické vlastnosti:

Elementární dusík tvořen molekulami  $N_2$ , vytváří dvouatomové molekuly  $N_2$  ( $N\equiv N$ ) - 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

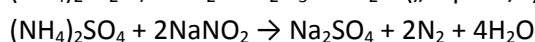
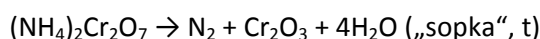
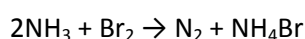
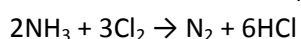
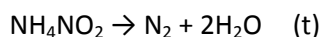


S většinou látek reaguje až za vysoké teploty:



### Příprava:

- laboratorní:**



- průmyslová:**

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

## Použití:

- přepravuje se v ocelových lahvích se zeleným pruhem
- k výrobě  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ , průmyslových hnojiv, ...
- k vytvoření inertní = netečné atmosféry (nad hořlavinami)
- k chlazení
- v ocelářství

## Sloučeniny:

### A) Sloučeniny dusíku s vodíkem

- **$\text{NH}_3$  - amoniak (čpavek, azan)**

Bezbarvý, štiplavě páchnoucí plyn, leptá sliznici, nervový jed. Hybridizace  $sp^3$ , tvar trigonální pyramidy. Dá se zkapalnit (chladicí směs).

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

#### Příprava:

Haber-Boschovou syntézou:  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$  (t = 450 °C, p = 10-100 MPa, kat. Fe)

Významné i uvolnění z amonných solí silnou bazí:  $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{NH}_3 + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Amoniak se oxiduje kyslíkem:  $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$  nebo chlorem  $2\text{NH}_3 + 3\text{Cl}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 6\text{HCl}$

Katalyzované spalování:  $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$

Rozpouští se ve vodě:  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$  ( $\text{NH}_4\text{OH}$ )

Volný elektronový pár na dusíku způsobuje zásaditý charakter

- může být vázan jako ligand v komplexních sloučeninách např.  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

- použití: výroba  $\text{HNO}_3$ , průmyslových hnojiv, kapalný jako chladicí směs, jako analytické činidlo

S kyselinami reaguje za vzniku amonných solí:  $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

- **Amonné soli**

- obsahují  $\text{NH}_4^+$ , bílé krystalické látky, většinou dobře rozpustné ve vodě

$\text{NH}_4\text{Cl}$  - salmiak, užívá se jako náplň do suchých článků, při pájení

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  - průmyslové hnojivo

$\text{NH}_4\text{NO}_3$  - průmyslové hnojivo, výroba trhavin

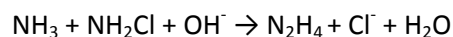
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  - součást kypřících prášků

$(\text{NH}_4)_2\text{S}$  - v analytické chemii k důkazu kationtů

- **Hydrazin  $\text{N}_2\text{H}_4$**

Nízkomolekulární, bezbarvá kapalina.

Příprava:  $\text{NH}_3 + \text{ClO}^- \rightarrow \text{NH}_2\text{Cl} + \text{OH}^-$



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  $\text{HN}_3$**

Syntéza:  $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{HN}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

nebo  $\text{NO}_2 + \text{NaNH}_2 \rightarrow \text{NaN}_3 + \text{H}_2\text{O}$  vzniklý azid sodný rozložen kyselinami na  $\text{HN}_3$

Je nestálý, oxidační i redukční účinky, slabá kyselina.

- **$\text{NH}_2\text{OH}$  hydroxylamin**

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

- **Amidy** - obsahují  $\text{NH}_2^-$    **Imidy** - obsahují  $\text{NH}^{2-}$    **Nitridy** - obsahují  $\text{N}^{3-}$
- **Hydrazidy a azidy**

### B) Kyslíkaté sloučeniny dusíku

- **Oxidy**

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

#### $\text{N}_2\text{O}$ oxid dusný = rajský plyn

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

Příprava:  $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$

#### $\text{NO}$ oxid dusnatý

Bezbarvý, vzniká spalováním benzínu, snadno se oxiduje na  $\text{NO}_2$  vzdušným kyslíkem.

Příprava: zř.  $8\text{HNO}_3 + 3\text{Zn} \rightarrow 2\text{NO} + 3\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

Průmyslová výroba:  $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$  (t, kat. Pt očkovaná Ir)

Pro výrobu  $\text{HNO}_3$

#### $\text{N}_2\text{O}_3$ oxid dusitý

Nestálý, lze jej zjistit jen při teplotách nižších než  $100^\circ\text{C}$ . Příprava ze směsi  $\text{NO}$  a  $\text{NO}_2$  1:1.

#### $\text{NO}_2$ oxid dusičitý

Hnědočervený silně toxický plyn charakteristického zápachu. Silné oxidační činidlo.

Lomená molekula s jedním nepárovým elektronem, hybridizace  $\text{sp}^2$ . Dimeruje -  $\text{N}_2\text{O}_4$  - bezbarvý plyn,

Vzniká:  $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$

Příprava:

reakcí konc.  $\text{HNO}_3$  s kovy: konc.  $4\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow 2\text{NO}_2 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

termickým rozkladem dusičnanů:  $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 4\text{NO}_2 + 2\text{PbO} + \text{O}_2$

Reaguje s vodou:  $\text{N}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$

Použití: pro výrobu  $\text{HNO}_3$ , okysličovadlo raketových pohonů

Ničí ozonovou vrstvu, vzniká při spalování benzínu

#### $\text{N}_2\text{O}_5$ oxid dusičný

Pevná krystalická bezbarvá látka.

Teplem se rozkládá na oxid dusičitý.

Příprava:  $2\text{HNO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{HPO}_3$       nebo  $2\text{NO}_2 + \text{O}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 + \text{O}_2$

Silně kyselé, s vodou poskytuje kyselinu dusičnou.

- **Kyseliny a jejich soli**

#### $\text{HNO}_2$ kyselina dusitá

Nestálá (stálá pouze ve zředěných roztocích), velmi slabá

Příprava:  $\text{NaNO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{HNO}_2 + \text{NaCl}$

- zahříváním se rozkládá:  $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

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

$\text{NH}_4\text{NO}_2$  se zahříváním rozkládá:  $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

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

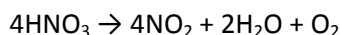
$2\text{NaNO}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2$

Dusitany jsou vesměs dobře rozpustné ve vodě, některé jsou hygroskopické ( $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{KNO}_2$ )

#### $\text{HNO}_3$ kyselina dusičná

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

Uchovává se v tmavých lahvích, na světle se rozkládá:



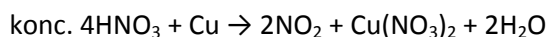
S uhlíkem reaguje:



Zředěná reaguje s kovy:



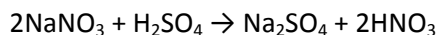
Koncentrovaná reaguje s kovy:



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

HCl + HNO<sub>3</sub> (3:1) tvoří lučavku královskou, která rozpouští i zlato

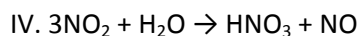
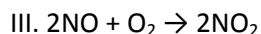
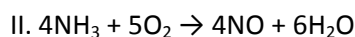
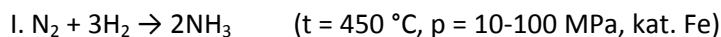
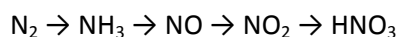
Laboratorní příprava:



- použití: v laboratořích, výroba hnojiv, plastů, barviv, léčiv, výbušnin, kinofilmů, nitrační směs (HNO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) - nitrace organických sloučenin

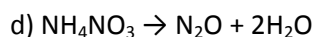
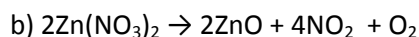
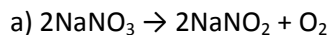
- bílkoviny působením HNO<sub>3</sub> žloutnou - xantoproteinová reakce

Výroba - ve 4 fázích:



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

- termický rozklad dusičnanů:



### C) DALŠÍ SLOUČENINY:

HCN - kyanovodík

KCN - cyankály

KCNO - kyanatan draselný

KSCN - rhodanid

CaCN<sub>2</sub> - kyanamid vápenatý

CO(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub> - močovina

NOHSO<sub>4</sub> - hydrogensíran nitrozilu

NOCl - chlorid nitrozilu

NO<sub>2</sub>F - fluorid nitrylu