

## Dusík (*Nitrogenium*) ${}_7\text{N}$

Základná charakteristika:

- umiestnenie v PSP - V. A (15.) skupina, 2 perióda

| Značka prvku | Slovenský názov | Z | Elektrónová konfigurácia atómu      | Elektro-negativita (Pauling) | Molárna hmotnosť/<br>g · mol <sup>-1</sup> | Teplota topenia/<br>°C | Teplota varu/°C | Hustota/<br>g · cm <sup>-3</sup> | Oxidačné číslo |
|--------------|-----------------|---|-------------------------------------|------------------------------|--|------------------------|-----------------|----------------------------------|----------------|
| N            | Dusík           | 7 | [He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup> | 3,0                          | 14,01                                      | -210                   | -195,8          | 0,00125                          | od -III po V   |

5 valenčných e<sup>-</sup>, je trojväzbový, má veľkú elektronegativitu ( $\chi = 3$ ).

### Elektrónová konfigurácia dusíka

${}_7\text{N}$ : [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup> alebo  ${}_7\text{N}$ : 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup> (v orbitáli p sú 3 nespárené elektróny)

### Výskyt dusíka

- 78% tvorí vzduch, v sopečných a minerálnych vodách, tvorí minerály – čílsky liadok NaNO<sub>3</sub> alebo draselný liadok KNO<sub>3</sub>.

- Je dôležitý biogénny prvok, tvorí bielkoviny a nukleové kyseliny. Rastliny ho prijímajú pre svoj rast a živočíchy ho využívajú na tvorbu bielkovín.

### Vlastnosti a reakcie dusíka

- N<sub>2</sub> – za bežných podmienok bezfarebný plyn, bez chuti, bez zápachu, vo vode sa rozpúšťa len málo, nie je toxický, ani nebezpečný.
- Molekula dusíka:



je veľmi stabilná, pretože atómy dusíka sú v nej viazané pevnou trojitou väzbou. Je **inertný** - nereaktívny, dusík sa nezlučuje ani s veľmi reaktívnymi prvkami.

- Dusík sa vyskytuje vo forme dvojatómovej molekuly N<sub>2</sub> vo všetkých skupenstvách.
- Oxidačné čísla: -III (v nitridoch) až +V.
- Môže byť v zlúčeninách maximálne štvorväzbový (napríklad v amónnom katióne NH<sub>4</sub><sup>+</sup>).
- Je schopný tvoriť vodíkové väzby.
- Pri zvýšení tlaku a teploty dochádza k rozštípeniu väzby a vznikajú dva atómy dusíka, ktoré sú už veľmi reaktívne.
- Je ľahší ako vzduch a menej rozpustný vo vode ako O<sub>2</sub>.
- Stlačený skvapalnený dusík sa plní do oceľových fliaš označených čiernou farbou.

### Výroba dusíka

- frakčnou destiláciou skvapalneného vzduchu.

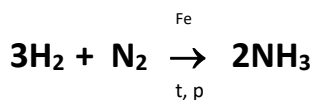
## Využitie dusíka

- spolu s argónom na plnenie žiaroviek;
- ako inertná atmosféra na ochranu pri skladovaní výbušnín;
- tekutý N<sub>2</sub> v kožnom lekárstve - zmrazovanie a na uchovávanie embrií a živočíšnych preparátov. Tekutý - kvapalný dusík je chemicky rovnaký ako plynný dusík, ale vo forme kvapaliny. Je kvapalný i pri normálnom (atmosférickom) tlaku. Jeho teplota varu je - 196°C, pri tejto teplote aj vrije a teda aj odparuje. Pri odparovaní absorbuje veľké množstvo tepla a veľmi rýchlo prenáša tepelnú energiu, tj. veľmi rýchlo ochladzuje – zmrazuje (napr. bradavice, povrchovú časť pokožky poškodenú akné alebo iným zápalom a pod. );
- na výrobu dusíkatých látok, hnojív a umelých vlákien.

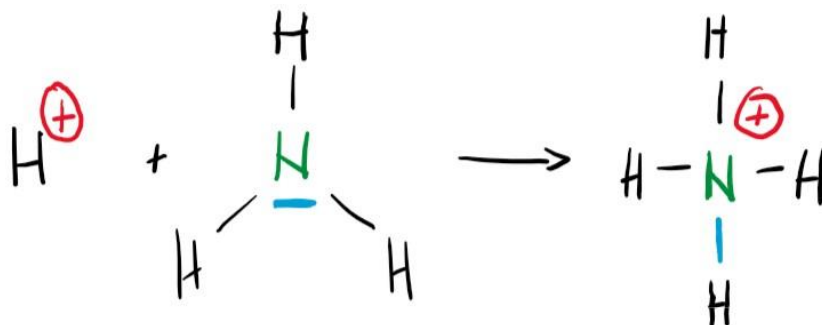
## Zlúčeniny dusíka

### Amoniak NH<sub>3</sub>

- bezfarebný **štipľavý plyn**, leptá sliznice, vyvoláva slzenie, je jedovatý, silná žieravina;
- polárne molekuly s voľným elektrónovým párom na dusíku majú tvar trojbokej pyramídy;
- ľahší než vzduch, dá sa ľahko skvapalniť, vo vodnom roztoku disociuje na NH<sub>4</sub><sup>+</sup> a OH<sup>-</sup>;
- vyrába priamou syntézou plynného dusíka a vodíka pri vysokom tlaku a teplote a za prítomnosti katalyzátora (najčastejšie železa) – Haberova – Boschova syntéza . Za objav tejto vysokotlakovej metódy bola v roku 1918 udelená nemeckému chemikovi F. Haberovi\* Nobelova cena za chémiu. Táto metóda je významná, pretože umožnila priemyselnú výrobu hnojív vo veľkých množstvách:



- Amoniak má len redukčné účinky (kvôli N<sup>-III</sup>) a **zásaditý charakter, vďaka voľnému elektrónovému páru na atóme dusíka** má schopnosť viazať protón vodíka za vzniku amónneho katiónu NH<sub>4</sub><sup>+</sup>;



- vodný roztok amoniaku – čpavok – je slabá zásada, skvapalnený odoberá z okolia teplo, používa sa ako chladiaca látka, ako hnojivo a aj jeho amónne soli –  $(\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4$  síran amónny,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  dusičnan amónny - sú dusíkaté hnojivá;
- **uhličitan amónny** -  $(\text{NH}_4)_2 \text{CO}_3$  súčasť kypriaceho prášku (salajka, jelenia soľ);
- **chlorid amónny** známy aj pod názvom **salmiak**, sa používa ako náplň do suchých článkov, je súčasťou niektorých liečiv. Rozkladá sa pri vyššej teplote:  

$$\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$$

## Kyslíkaté zlúčeniny

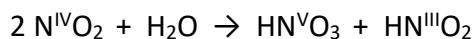
### Oxidy dusíka:

- označované spoločne ako  $\text{NO}_x$  – v priemyselných emisiách, vo výfukových plynoch. Oxidy síry spolu s oxidmi síry spôsobujú kyslé dažde.

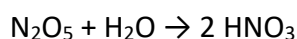
**Oxid dusný  $\text{N}_2\text{O}$**  – bezfarebný plyn, príjemne vonia, má narkotické účinky - anestetikum „rajský plyn“ – omamuje človeka, používa sa aj ako hnací plyn v šľahačkových sprejoch, spôsobuje skleníkový efekt.

**Oxid dusnatý  $\text{NO}$**  – bezfarebný jedovatý plyn, na vzduchu rýchlo oxiduje na oxid dusičitý, vzniká ako medziprodukt pri výrobe kyseliny dusičnej.

**Oxid dusičitý  $\text{NO}_2$**  – červenohnedý plyn, dimerizuje na  $\text{N}_2\text{O}_4$ , veľmi toxický, jeho objem v ovzduší sa sleduje, kontaminant životného prostredia. S vodou disproportionuje:



**Oxid dusičný  $\text{N}_2\text{O}_5$**  - bezfarebná tuhá látka, hygroskopická, výbušná. Reaguje s vodou:



Oxidy dusíka – v priemyselných emisiách, vo výfukových plynoch. Oxidy síry a oxidy dusíka označované ako  $\text{NO}_x$ , spôsobujú kyslé dažde.

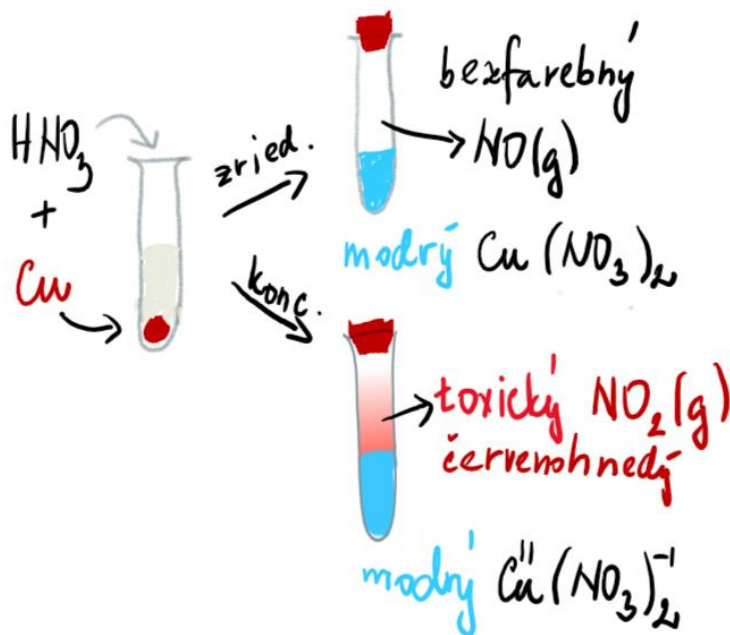
### Kyselina dusičná $\text{HNO}_3$ :

bezfarebná kvapalina, keď dlho stojí, sfarbí sa do žltohneda až červená. Je to silná kyselina so **silnými oxidačnými účinkami**. Jej soli sú dusičnany obsahujúce anión  $\text{NO}_3^-$ .

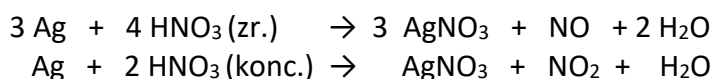
### Reakcia $\text{HNO}_3$ s kovmi:

1.  $\text{HNO}_3$  reaguje s neušľachtilými kovmi, ktoré sa nachádzajú v elektrochemickom rade napätia kovov vľavo od vodíka, ale aj s kovmi napravo za ním (okrem Au, Pt kovov).
2. Pri reakcii s ušľachtilými kovmi sa netvorí plynný vodík, ale vzniká **voda**. Zriedený roztok  $\text{HNO}_3$  reaguje s meďou za vzniku **oxidu dusnatého**, reakciou koncentrovanej kyseliny dusičnej s meďou vzniká **oxid dusičitý**.





Kyselina dusičná reaguje aj so striebrom ( vzniká  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{NO}$  /  $\text{NO}_2$  a voda ) podobne ako s meďou:



3. Zlato a niektoré platinové kovy sa rozpúšťajú len v zmesi koncentrovaných kyselín  $\text{HCl}$  a  $\text{HNO}_3$  zmiešaných v pomere 3 : 1. Táto zmes sa nazýva **lúčavka kráľovská**.
4. Kovy ako železo –  $\text{Fe}$ , chróm –  $\text{Cr}$ , hliník –  $\text{Al}$  sa v koncentrovanej kyseline dusičnej **pasivujú** – čo znamená, že sa pokrývajú súvislou vrstvičkou oxidov, ktoré bránia ďalšej reakcii a reagujú iba so zriedenou kyselinou.
5. Organické zlúčeniny sa pôsobením  $\text{HNO}_3$  nitrujú (v zmesi s kyselinou sírovou) alebo oxidujú.

### Výroba $\text{HNO}_3$

- katalytickou oxidáciou amoniaku.

Vzniká oxid dusnatý, ktorý sa vzdušným kyslíkom oxiduje na oxid dusičitý. Ten následne reaguje s vodou za vzniku kyseliny dusičnej:

- 1) Syntéza amoniaku:  $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$
- 2) Oxidácia amoniaku:  $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$
- 3) Oxidácia oxidu dusnatého:  $2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$
- 4) Reakcia oxidu dusičitého s vodou:  $3 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3 + \text{NO}^{**}$

\*\*Oxid dusnatý z kroku 4 sa opätovne vracia do výroby (krok 3)

Koncentrovaná kyselina dusičná sa predáva často s  $w = 63, 65$  alebo  $68\%$ .

### Využitie $\text{HNO}_3$

- výroba výbušnín a farbív, **dusičnanov** (všetky dusičnany sú dobre rozpustné vo vode a majú oxidačné účinky), ako nitračná zmes s kyselinou sírovou v organických syntézach

Pre dusičnany využívané ako hnojivá sa používa pojem *liadky*: čílsky  $\text{NaNO}_3$ , draselný  $\text{KNO}_3$ , amónny  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  (sú uvedené aj vyššie v texte), vápenatý  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .

**Kyselina dusitá  $\text{HNO}_2$**  – slabá kyselina, nestála, disproportionuje na  $\text{NO}$  a  $\text{HNO}_3$ . Jej soli **dusitany** sú toxické – karcinogénne. Vznikajú v pôde činnosťou baktérií z dusičnanov, ale aj v tele z konzervovaných mäsových výrobkov. V dôsledku nadmerného hnojenia sú dusitany prítomné v zelenine alebo vode v nadlimitných množstvách.

*experiment s kvapalným dusíkom*

<http://www.youtube.com/watch?v=fXvy2WuKJAK>

\*Fritz Haber sa významne podieľal na výskume chemických zbraní a pracoval na príprave chlóru a ďalších smrtiacich plynov (yperity) v 1. svetovej vojne. Pracoval tiež na vývoji kyanidového plynu „Zyklon B“, ktorý sa používal ako insekticíd a neskôr ho použili na vraždenie ľudí v nacistických táboroch, kde ním počas 2. sv. vojny bolo zabitých niekoľko členov jeho rodiny.