

# PRVKY PÁTÉ SKUPINY

Do této skupiny patří dusík, fosfor, arsen, antimon a bismut. Společnou vlastností těchto prvků je **pět valenčních elektronů** v orbitalech ns a np:

Obecná konfigurace:  $ns^2 np^3$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow$   $\uparrow$   $\uparrow$

Nejvyšší kladné oxidační číslo těchto prvků je +V, maximální záporné –III. Doplněním elektronové konfigurace na konfiguraci následujícího vzácného plynu přijmutím tří elektronů je děj energeticky značně nevýhodný, proto se s takovými aniony prakticky nesetkáváme, pouze v některých výjimečných případech u dusíku. Všechny tyto prvky převážně vytvářejí kovalentní vazby, které odvozujeme jednak od jejich základního stavu, jednak (s výjimkou dusíku) od jejich prvního excitovaného stavu.

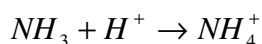
Z	Značka	Název	Relativní atomová hmotnost	teplota		X	Oxidační čísla
				tání	varu		
7	N	dusík	14,007	-210	-195,8	3,00	-III, -II, -I, I, II, III, IV, V
15	P	fosfor	30,973	44,1	280	2,15	-III, III, V
33	As	arsen	74,921	817	610	2,00	-III, III, V
51	Sb	antimon	121,75	630,5	1375	2,10	(-III), III, V
83	Bi	bismut	208,98	271	1560	1,80	III, (V)

## DUSÍK

Ve sloučeninách se dusík snaží získat elektronovou konfiguraci následujícího vzácného plynu – neonu:

- vytvořením nitridového iontu  $N^{3-}$ , který se vzhledem k vysokému náboji výjimečně vyskytuje v některých nitridech alkalických kovů ( $Li_3N$ ,  $Na_3N$ )
- Vytvořením tří kovalentních vazeb, ať již tří jednoduchých vazeb ( $NH_3$ ) nebo jedné dvojně a jedné jednoduché vazby ( $FN=NF$ ), popřípadě jedné vazby trojně ( $N_2$ ).

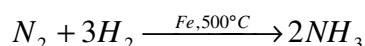
Protože při vytvoření jakékoliv vazby dochází k uvolnění energie a vzniklá sloučenina přechází do stabilnějšího stavu, používá dusík volný elektronový pár na vytvoření koordinačně-kovalentní vazby:



## Vlastnosti dusíku

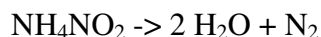
Ve všech skupenských stavech vytváří dusík dvouatomové molekuly  $N_2$  (**molekulový dusík**), který je mimořádně stabilní. **Atomový dusík** není schopen samostatné existence, protože při vytvoření vazby mezi atomy dusíku se v molekulovém dusíku uvolní velké množství energie.

**Vazebná energie 946 kJ způsobuje v molekulovém dusíku jeho chemickou inertnost.**



## Výskyt, výroba a použití dusíku

V laboratoři se dusík připravuje tepelným rozkladem dusitanu amonného:



Průmyslově se dusík vyrábí frakční destilací kapalného vzduchu.

Do obchodů se dodává stlačen v ocelových lahvích označených zeleným pruhem. V laboratořích se používá k vytvoření inertní atmosféry, která zabraňuje oxidaci látek vzdušným kyslíkem. K podobným účelům se používá dusík i v průmyslu. Dusík je základní sloučeninou na výrobu amoniaku, kyseliny dusičné a průmyslových hnojiv. Dusík patří mezi biogenní prvky.

## Sloučeniny dusíku

Dusík vytváří celou řadu sloučenin, z nichž většinu zařazujeme do organické chemie. Oxidační číslo dusíku nabývá ve sloučeninách hodnot celých čísel od -III do +V.

Anorganické sloučeniny dusíku se ve větším množství v přírodě vyskytují zřídka, s výjimkou dusičnanu sodného  $NaNO_3$  (čilský ledek).

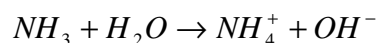
## Sloučeniny s vodíkem

Nejdůležitější sloučeninou dusíku s vodíkem je amoniak (čpavek)  $NH_3$ . Je přítomen v nepatrném množství ve vzduchu (vzniká rozkladem dusíkatých organických látek) a v sopečných plynech.

Volný elektronový pár na atomu dusíku a polarita vazeb N – H způsobuje, že mezi jednotlivými molekulami  $NH_3$  vznikají vodíkové vazby. Molekula amoniaku je polární.

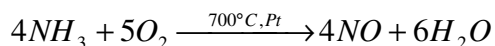
**V chemických reakcích má amoniak má amoniak převážně zásaditý charakter, protože působí jako akceptor protonu.**

Ve vodě se amoniak dobře rozpouští, přičemž pouze malá část molekul  $NH_3$  s vodou reaguje:



Roztok amoniaku ve vodě se nazývá **hydroxid amonný**. Při reakcích s kyselinami vznikají soli obsahující kationt  $NH_4^+$ , tzv. soli amonné.

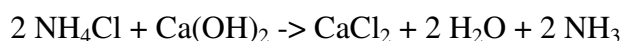
Jednou z nejdůležitějších reakcí amoniaku je jeho reakce s kyslíkem (pro výrobu kyseliny dusičné):



Kapalný amoniak je polární rozpouštědlo, které podléhá (jako voda) autoprotolýze:



V laboratoři se amoniak připravuje působením hydroxidů na amonné soli:



Průmyslově se vyrábí přímým slučováním (syntézou) vodíku a dusíku, tzv. Haberovou – Boschovou metodou:



Amonné soli, obsahující kationt  $\text{NH}_4^+$ , jsou bílé krystalické látky, dobře rozpustné ve vodě.

vzorec	název	Použití
$\text{NH}_4\text{Cl}$	chlorid amonný	při pájení, v suchých článcích, v lékařství
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	síran amonný	průmyslové hnojivo
$\text{NH}_4\text{NO}_3$	dusičnan amonný	příprava NO a třaskavin, průmyslové hnojivo
$\text{NH}_4\text{CO}_3$	uhličitan amonný	prášky na kypření těsta
$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	sulfid amonný	v analytické chemii

Amoniak se používá k výrobě kyseliny dusičné, uhličitanu sodného (sody) a průmyslových hnojiv.

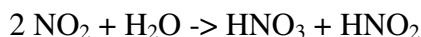
### Oxidy a kyslíkaté kyseliny dusíku

Celkem je známo pět oxidů dusíku: bezbarvý  $\text{N}_2\text{O}$  a NO, bezbarvý dimer  $\text{N}_2\text{O}_4$ , hnědočervený monomer  $\text{NO}_2$  a bezbarvá tuhá látka  $\text{N}_2\text{O}_5$ :

oxidační číslo	oxid		kyselina		příklad soli	
	vzorec	název	vzorec	název	vzorec	název
I	$\text{N}_2\text{O}$	dusný	$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$	dídusná	$\text{Ag}_2\text{N}_2\text{O}_2$	dídusnan stříbrný
II	NO	dusnatý	$\text{HNO}_2$	dusitá	KNO <sub>2</sub>	dusitan draselný
III	$\text{N}_2\text{O}_3$	dusitý				
IV	$\text{NO}_2$	dusičitý	$\text{HNO}_3$	dusičná	NaNO <sub>3</sub>	dusičnan sodný
	$\text{N}_2\text{O}_4$	dimer oxidu dusičitého				
V	$\text{N}_2\text{O}_5$	dusičný				

Oxidy dusíku je možné připravit redukcí kyseliny dusičné nebo dusičnanů různými redukčními činidly. Vznik jednotlivých oxidů závisí na koncentraci kyseliny dusičné, na síle redukčního činidla a na teplotě, při níž probíhá daná reakce.

Podle reakce oxidů dusíku ve vodném prostředí je můžeme rozdělit na netečné (N<sub>2</sub>O) nebo kyselinotvorné:



**Kyselina dusičná HNO<sub>3</sub>** patří k nejdůležitějším a nejsilnějším anorganickým kyselinám. V čistém stavu je bezbarvou kapalinou. Její 68% roztok se označuje jako **koncentrovaná kyselina dusičná**. Roztoky kyseliny dusičné jsou většinou zbarveny dožluta až dočervena, protože působením světla dochází pomalu k jejímu rozkladu za vzniku NO<sub>2</sub>:



**Kyseliny dusičná je silné oxidační činidlo. Její oxidační vlastnosti závisí na koncentraci kyseliny, reaktivnosti látky a teplotě reakce.**

Obecně platí, že čím je látka reaktivnější a čím kyselina dusičná zředěnější, tím silněji se kyselina dusičná redukuje:

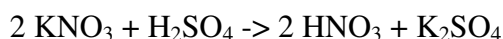
měď (málo reaktivní kov) + kyselina dusičná (koncentrovaná) → oxid dusičitý

měď (málo reaktivní kov) + kyselina dusičná (50%) → oxid dusnatý

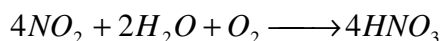
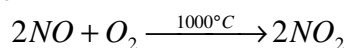
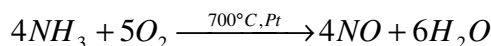
zinek (velmi reaktivní kov) + kyselina dusičná (zředěná) → oxid dusný

Kyselina dusičná oxiduje všechny kovy s výjimkou zlata a některých platinových kovů. Tyto kovy reagují se směsí koncentrované kyseliny chlorovodíkové a koncentrované kyseliny dusičné v poměru 3 : 1 s tzv. **lučavkou královskou**.

**V laboratoři** se kyselina dusičná připravuje reakcí dusičnanu sodného nebo draselného s koncentrovanou kyselinou sírovou:



**Průmyslově** se kyselina dusičná vyrábí metodou katalytického spalování amoniaku. Takto vzniklý oxid dusnatý se při teplotě 1000°C oxiduje na oxid dusičitý, jehož reakcí s vodou vzniká kyselina dusičná:



Kyselina dusičná se používá na výrobu barviv, léčiv a výbušnin.

**Dusičnany** (soli kyseliny dusičné) jsou většinou dobře rozpustné ve vodě. Zahřátím se rozkládají. Dusičnany označované jako ledky jsou průmyslová hnojiva, např. NaNO<sub>3</sub> (čilský ledek), KNO<sub>3</sub> (draselný ledek), NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> (amonný ledek) atd. Dusičnan draselný se používá jako silné oxidační činidlo.

## FOSFOR, ARSEN, ANTIMON, BISMUT

Tyto prvky vytvářejí několik alotropických modifikací. Od fosforu jsou známy tři modifikace: bílý, červený a černý fosfor.

**Bílý fosfor je velmi reaktivní, nejméně reaktivní je fosfor černý.**

Bílý fosfor není na vzduchu stálý (musí se uchovávat pod vodou).

### Sloučeniny fosforu, arsenu, antimonu a bismutu

Sloučeniny s vodíkem a halogeny

prvek	hydridy		chloridy
	vzorec	název	vzorec
P	PH <sub>3</sub>	fosfan	PCl <sub>3</sub> , PCl <sub>5</sub>
As	AsH <sub>3</sub>	arsan	AsCl <sub>3</sub> , AsCl <sub>5</sub>
Sb	SbH <sub>3</sub>	stiban	SbCl <sub>3</sub> , SbCl <sub>5</sub>
Bi	BiH <sub>3</sub>	bismutan	BiCl <sub>3</sub>

### Oxidy a kyslíkaté kyseliny fosforu

**Kyseliny trihydrogenfosforečná** H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, běžně zvaná kyseliny fosforečná, je nejznámější kyselina fosforu s oxidačním číslem pět. Je to středně silná kyselina, která v tuhém stavu tvoří bezbarvé krystalky. Je velmi stálá a nemá oxidační vlastnosti. Je trojsytná, vytváří tři řady solí, které se používají jako hnojiva (superfosfát).