

# V. skupina PS, $ns^2np^3$

Dusík, fosfor, arsen, antimon, bismut

- ❖ **N** a **P** jsou nekovy (tvoří kovalentní vazby), **As**, **Sb** jsou polokovy, **Bi** je typický kov
- ❖ pro **N** je charakteristická tvorba  $\pi_p$  vazeb
- ❖ **P** má vakantní 3d-orbitaly a je schopen se silně elektronegativními prvky (F, O) vytvářet  $\pi_{pd}$  interakce
- ❖ je schopen tyto orbitaly použít pro tvorbu vyšších koordinačních čísel (5 a 6) v uspořádání trigonální bipyramidy a oktaedru
- ❖ **As** a **Sb** jsou amfotery, v **oxidačním stupni V** mají oxidační vlastnosti.
- ❖ **As** upřednostňuje koordinační číslo 4,
- ❖ **Sb** v antimoničnanech má většinou koordinační číslo 6
- ❖ vůči vodíku jsou všechny prvky ve formálním oxidačním stupni **-III**, stabilita tohoto oxidačního stupně se stoupajícím atomovým číslem klesá, což souvisí s klesající energií vazby **M—H**

# Vlastnosti prvků V. sk. PS

	<b>N</b>	<b>P</b>	<b>As</b>	<b>Sb</b>	<b>Bi</b>
atomové číslo	7	15	33	51	83
hustota [g.cm <sup>-3</sup> ]	1,027	1,828 (bílý)	5,73	6,68	9,80
teplota tání °C	- 210	44,1	816 (4 MPa)	630,7	271,4
teplota varu °C	<b>- 195,8</b>	280,5	615 (subl.)	1587	1564
Kov. poloměr [pm]	70	110	121	141	146
Ion. energie [eV] I <sub>1</sub>	14,53	10,488	9,81	8,639	7,287
I <sub>2</sub>	29,60	19,72	18,63	16,5	16,68
I <sub>3</sub>	47,43	30,16	28,34	25,3	25,56
I <sub>4</sub>	77,5	51,4	50,1	44,1	45,3
I <sub>5</sub>	97,9	65,0	62,3	56	56
oxidační stupně	<b>-III až +V</b>	<b>-III až +V</b>	<b>-III, +III, +V</b>	<b>-III +III +V</b>	<b>-III +III +V</b>
elektronegativita	<b>3,07</b>	2,06	2,20	1,82	1,9

# Dusík

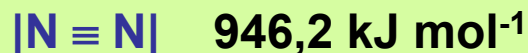
## Výskyt

- je součástí zemské atmosféry (cca 78 %)
- chilský ledek  $\text{NaNO}_3$
- amonné soli
- jako biogenní prvek je amidickou součástí bílkovin

❖ Molekula dusíku je **izostrukturní a izoelektronová** s některými jinými molekulami eventuálně ionty:



❖ Rozdělení elektronové hustoty je však v molekule  $\text{N}_2$  symetrické, čímž si (také vzhledem k vysoké vazebné energii) vysvětlujeme nízkou chemickou reaktivitu molekulárního dusíku.



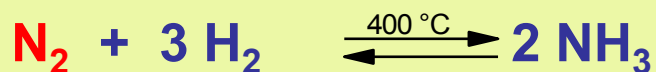
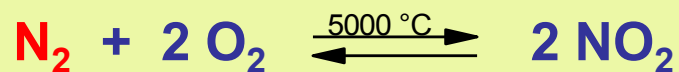
# Vazebné možnosti dusíku

Typ hybridizace	Typ vazby	Příklady
$sp^3$	$4\sigma$	$\text{NH}_4^+$ , $(\text{CH}_3)_3\text{NO}$ , $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$
	$3\sigma + 1 \text{ vp}$	$\text{NH}_3$ , $\text{NF}_3$ , $\text{NH}_2\text{-NH}_2$
	$2\sigma + 2 \text{ vp}$	$\text{Na}^+\text{NH}_2^-$
	$1\sigma + 3 \text{ vp}$	$\text{Li}_2^{2+}\text{NH}_2^-$
$sp^2$	$3\sigma + 1\pi \text{ delok.}$	$\text{HNO}_3$ , $\text{NO}_2\text{Cl}$ , $\text{NO}_3^-$
	$2\sigma + 1 \text{ vp} + 1 \text{ delok.}$	$\text{NOF}$ , $\text{NO}_2^-$
$sp$	$2\sigma + 2\pi \text{ delok.}$	$\text{NO}_2^+$
	$1\sigma + 1 \text{ vp} + 2\pi$	$\text{NNO}$ (koncový atom N)

vp – volný elektronový pár

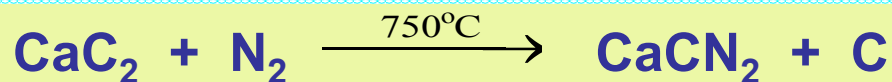
# Reaktivita dusíku

❖ Dusík reaguje pouze s malým počtem látek, většinou až za vysoké teploty, příp. přítomnosti katalyzátorů (Fe, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>):



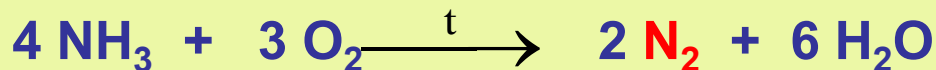
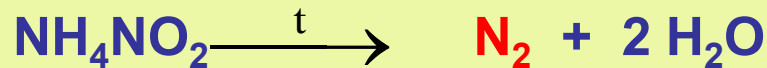
❖ S kovy tvoří za vysokých teplot nitridy: Mg, Ca, Sr, Ba, B, Al, Si a Ti.

❖ Průmyslový význam má reakce, při které vzniká kyanamid vápenatý

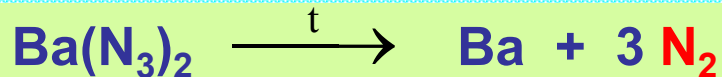


# Příprava, výroba a užití dusíku

## Příprava



## Příprava velmi čistého dusíku



azid barnatý

## Výroba

 frakční destilací zkapalněného vzduchu

	t. v. (°C)
$\text{N}_2$	- 196
$\text{O}_2$	- 183

## Užití

- výroba amoniaku, kyseliny dusičné, kyanamidu vápenatého  $\text{CaCN}_2$
- jako ochranná atmosféra proti oxidaci látek vzdušným kyslíkem.

# Sloučeniny dusíku a vodíku

Baze:	amoniak $\text{NH}_3$	hydrazin $\text{N}_2\text{H}_4$
Kyselina:	azoimid $\text{HN}_3$	
Soli:	azid amonný $\text{NH}_4\text{N}_3$	azid hydrazinia(1+) $\text{N}_2\text{H}_5\text{N}_3$
Nestabilní:	diazen (diimid) $\text{HN}=\text{NH}$ (-180 °C)	tetrazen $\text{H}_2\text{N}-\text{N}=\text{N}-\text{NH}_2$ (-30 °C)

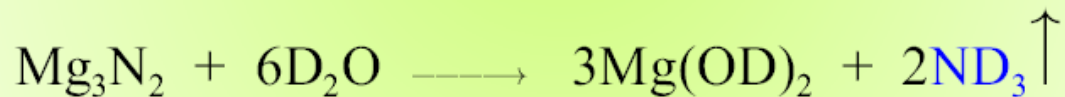
**Neexistuje:** hydrid amonný  $\text{NH}_4\text{H}$

# Sloučeniny dusíku a vodíku - amoniak



Bezbarvý plyn, charakteristického zápachu,  
teplota tání -77,7 °C, teplota varu -33,4 °C

## Příprava

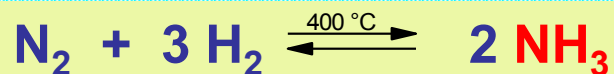


příprava deuterovaného amoniaku

## Výroba

ze **čpavkových vod** (odpadní produkt výroby v plynárnách a koksovnách) reakcí s  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

přímou syntézou dle Habera a Bosche



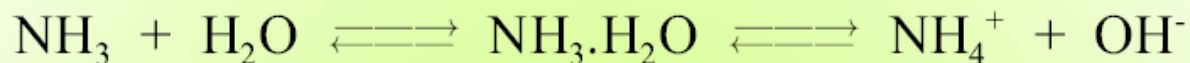
$\Delta H = -92 \text{ kJ mol}^{-1}$ , 20-100 MPa



# Sloučeniny dusíku a vodíku - amoniak

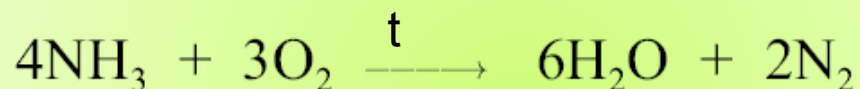
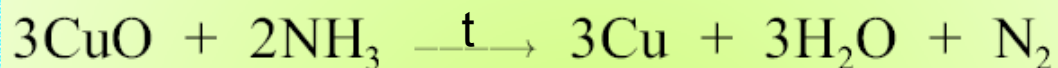
## Reakce amoniaku

s vodou

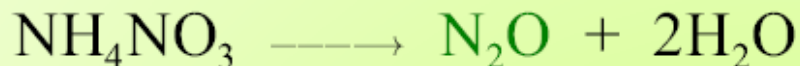
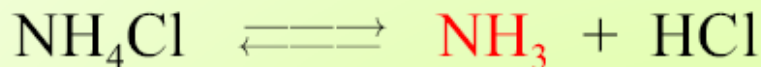


amoniak se výborně se rozpouští ve vodě

amoniak jako  
redukční  
činitlo

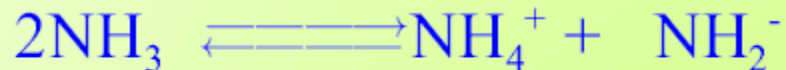


rozdíl ve výsledku  
termického rozkladu  
amonných solí



# Sloučeniny dusíku a vodíku - amoniak

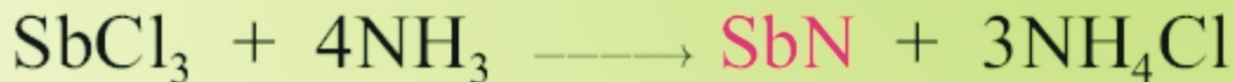
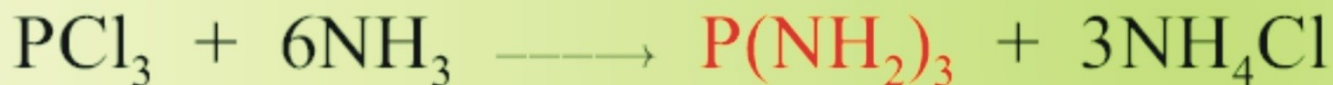
Autoionizační reakce v kapalném amoniaku



$$K \approx 10^{-30}$$

tj. pH stupnice je  
v rozsahu 1- 30

Amonolýza vede k amidům, imidům nebo nitridům



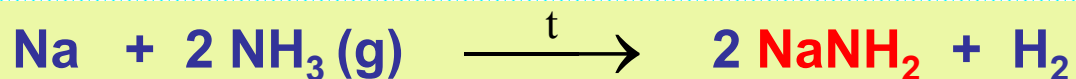
# Sloučeniny dusíku a vodíku - amoniak

## Použití amoniaku

- ❖ v podobě amonných solí slouží jako dusíkaté hnojivo
- ❖ je výchozí surovinou pro výrobu kyseliny dusičné
- ❖ výroba sody Solvayovou metodou
- ❖ cirkulační kapalina v chladicích zařízeních
- ❖ do prodeje přichází jako 25% vodný roztok nebo zkapalněný v ocelových lahvích
- ❖ celosvětová roční produkce amoniaku se pohybuje v řádu 100 milionů tun

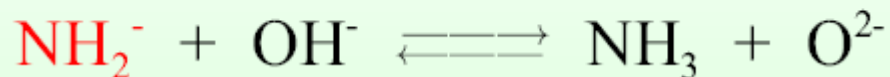
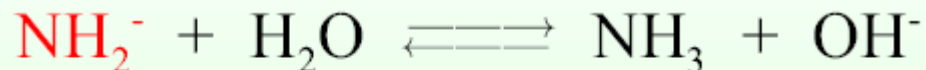
# Sloučeniny dusíku a vodíku – amidy, imidy

Průmyslově se vyrábí **amid sodný**  
(používá se v organické syntéze)



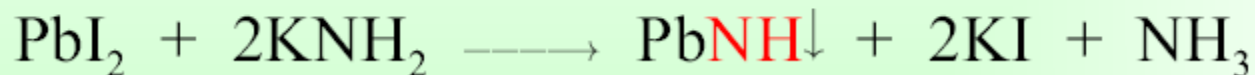
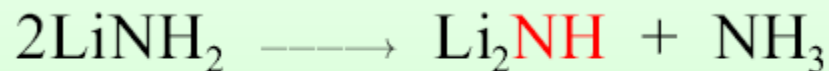
**Amidy**

Ve vodě a roztocích alkálií podléhají hydrolyze



**Imidy**

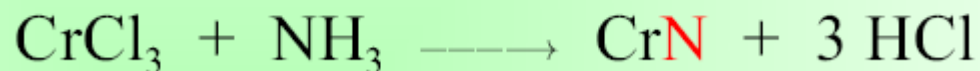
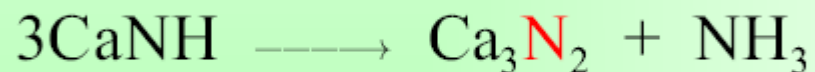
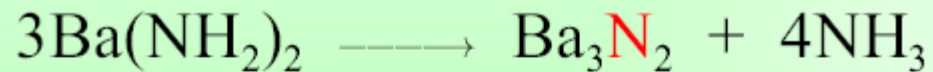
Imidů kovů je známo jen několik, např.  $\text{Li}_2\text{NH}$ ,  $\text{CaNH}$  apod.  
Vznikají obvykle (spontánním) termickým rozkladem amidů.



# Sloučeniny dusíku a vodíku - nitridy

## Nitridy

### Příprava



### Rozdělení nitridů

**Iontové** ( $\text{Li}_3\text{N}$ ,  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ ,  $\text{Be}_3\text{N}_2$ ,  $\text{Ca}_3\text{N}_2$ )

**Intersticiální**  $\text{XN}$  ( $\text{X} = \text{Ti}, \text{Zr}, \text{V}, \text{Nb}, \text{U}$ ),  $\text{X}_2\text{N}$  ( $\text{X} = \text{Mo}, \text{W}$ ), .. ( $\text{Mn}_3\text{N}_2$ ,  $\text{U}_2\text{N}_3$ )

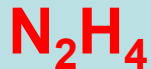
**Kovalentní** ( $\text{AlN}$ ,  $\text{BN}$ ,  $\text{S}_x\text{N}_y$ )

S vodou hydrolyzují



# Sloučeniny dusíku a vodíku - hydrazin

Hydrazin



Bezbarvá, na vzduchu dýmající kapalina

teplota tání 1,4 °C, teplota varu 113,5 °C

Zahříváním na vyšší teplotu se rozkládá (někdy s výbuchem).

Chloramin jako  
meziprodukt

Výroba:



Hydrazin se izoluje v podobě málo rozpustného hydrogensíranu hydrazinia  $\text{N}_2\text{H}_5^+\text{HSO}_4^-$ .

Hydrazin se mísí s vodou v libovolném poměru. Podobně jako amoniak vytváří hydrát  $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  a takto přichází obvykle do prodeje.

# Sloučeniny dusíku a vodíku - hydrazin

Reakce  
hydrazinu



**Pozn.:**

**Redukční účinky hydrazinu se využívají při výrobě drahých kovů**

**Hydrazidy**

Vodík v hydrazinu je “kyselý”  $\Rightarrow$  lze připravit **hydrazidy**



S chloridy kyseliny lze získat hydrazidy kyselin



# Sloučeniny dusíku a vodíku - hydrazin

## Použití hydrazinu

- ❖  $\text{N}_2\text{H}_4$  a jeho methylderiváty se využívají jako raketová paliva
- ❖ Samotný hydrazin je vynikající redukční činidlo (jeho oxidační zplodiny jsou plynný dusík a voda)
- ❖ Řada derivátů má použití v zemědělství, medicíně aj.

## Příprava tetrafluorohydrazinu





# Sloučeniny dusíku a vodíku – azoimid

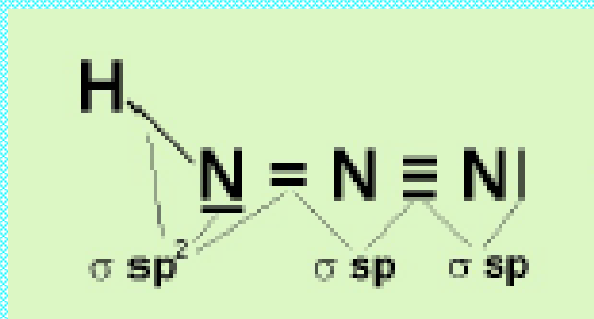
kyselina azidovodíková

Azoimid

$\text{HN}_3$

Bezbarvá kapalina, **teplota tání - 80 °C, teplota varu 35,7 °C**,  
úderem vybuchuje

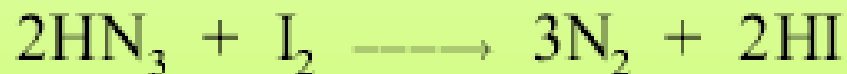
Vodné roztoky reagují kyselě ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ).



Výroba



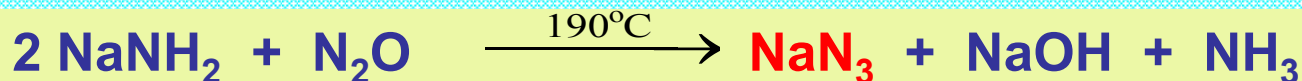
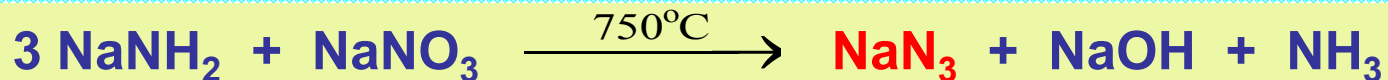
Reakce s jodem



# Sloučeniny dusíku a vodíku – azidy

## Azidy

Stálejší jsou alkalické soli :



**Azidy alkalických kovů a alkalických zemin jsou stálé**, ve vodě rozpustné, teplem se rozkládají za vzniku dusíku a kovu bez výbuchu.

Snadného rozkladu azidu sodného se využívá při konstrukci automobilových airbagů. Při nárazu automobilu je elektricky odpáleno přesně dávkované množství azidu sodného, který se rozkládá podle rovnice:



Vzniklý dusík okamžitě naplní airbag, zatímco kovový sodík je přeměněn reakcí s dusičnanem draselným ( $\text{KNO}_3$ ) a oxidem křemičitým ( $\text{SiO}_2$ ) na bezpečnou formu silikátového „skla“.

**Azidy těžkých kovů jsou explozivní**,  $\text{AgN}_3$ ,  $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$  a  $\text{Hg}(\text{N}_3)_2$  se používají do roznětek (lze je získat srážením).



# Sloučeniny dusíku a vodíku – hydroxylamin

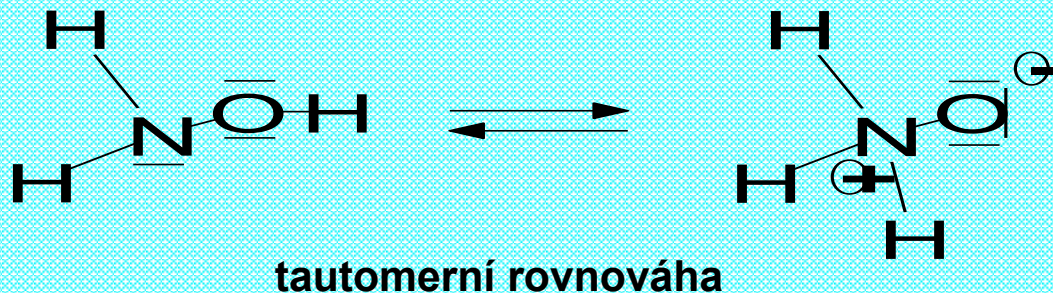
Hydroxylamin  
 $\text{NH}_2\text{OH}$

Bílá krystalická látka (t. tání  $32\text{ }^\circ\text{C}$ ), dobře rozpustná ve vodě.

V bezvodém stavu disproportionuje (zahřátím s výbuchem).

Je slabší zásadou než amoniak,  $K_b = 6,6 \cdot 10^{-9}$ .

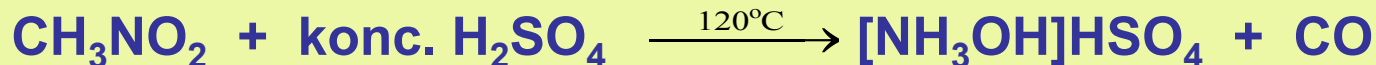
Má redukční i oxidační účinky, podléhá i disproportionaci.



Jeden z mnoha způsobů výroby



v praxi



nitromethan

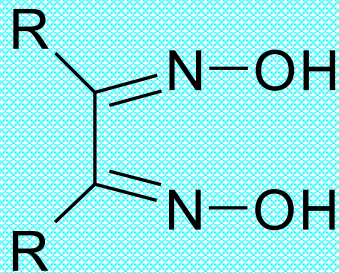
hydrogensíran hydroxylamonný

# Sloučeniny hydroxylaminu

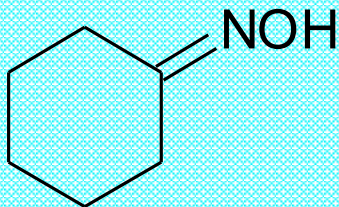
Existují hydroxylamonné soli, např.  $[\text{NH}_3\text{OH}]\text{Cl}$ ,  $[\text{NH}_3\text{OH}]_2\text{SO}_4$  aj.

Tvoří komplexy typu  $[\text{Zn}(\text{NH}_2\text{OH})_2\text{Cl}_2]$ .

S aldehydy a ketony reaguje za vzniku **oximů**



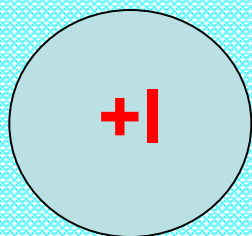
diacetyldioxim ( $\text{R} = \text{CH}_3$ ) (**Čugajevovo činidlo**) se používá ke gravimetrickému **stanovení  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Pd}^{2+}$**  (tvorba jasně červené sraženiny)



cyklohexanonoxim – prekurzor pro výrobu polymerů na **bázi  $\epsilon$  – kaprolaktamu** (polyamidy jako silon, nylon, perlon)

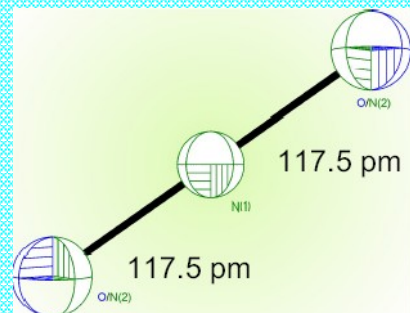
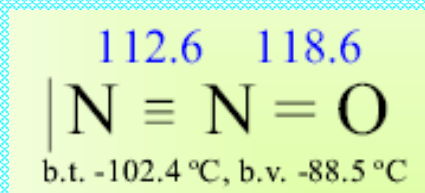
# Kyslíkaté sloučeniny dusíku

Dusík tvoří oxidy ve všech oxidačních stupních **I – V**,  
ne vždy známe odpovídající kyseliny.



**Azoxid**  $\equiv$  **oxid dusný**

Bezbarvý plyn (t. tání  $-90,8\text{ }^{\circ}\text{C}$ , t. varu  $-88,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ )



**Výroba**



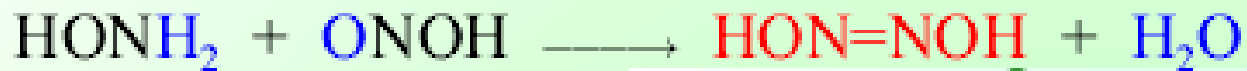
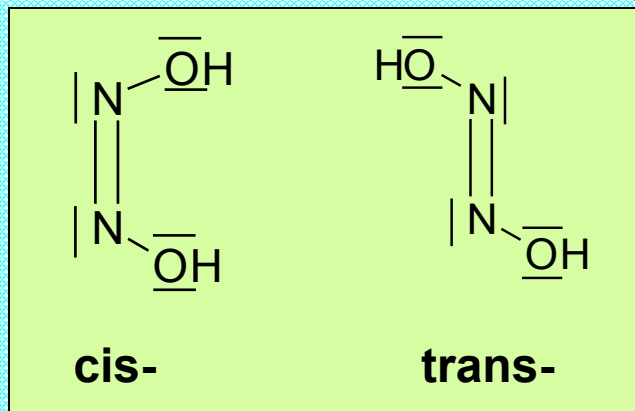
Chemicky reaktivní, za zvýšené teploty se však rozkládá na dusík a kyslík a vykazuje pak oxidační vlastnosti.



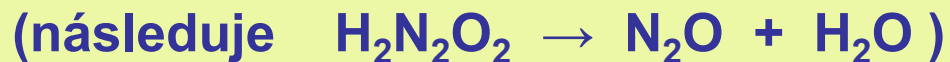
Používal se jako „**rajský plyn**“ při narkózách a rovněž jako hnací plyn bombiček na výrobu šlehačky.

# Kyslíkaté sloučeniny dusíku

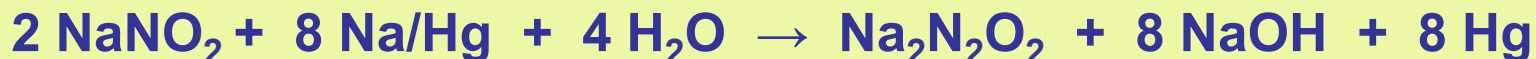
**Kyselina didusná  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$**  - slabá dvojsytná kyselina, v suchém stavu je to nestálá kyselina (rozklad za výbuchu)



Výroba



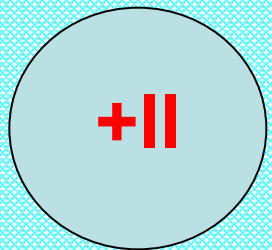
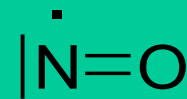
Stálejší **solí** vznikají redukcí dusitanů či dusičnanů ve vodném prostředí sodíkovým amalgámem:



# Kyslíkaté sloučeniny dusíku

## Oxid dusnatý NO

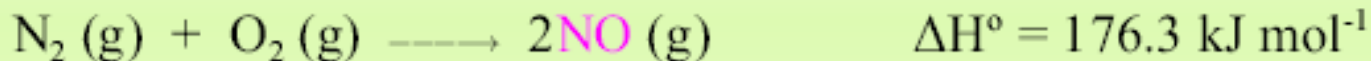
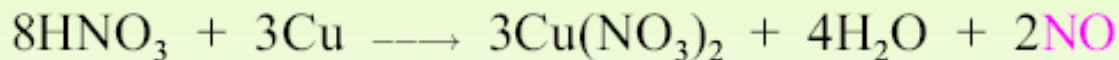
Bezbarvý paramagnetický plyn  
(teplota tání  $-163,6\text{ }^{\circ}\text{C}$ , varu  $-151,8\text{ }^{\circ}\text{C}$ ).



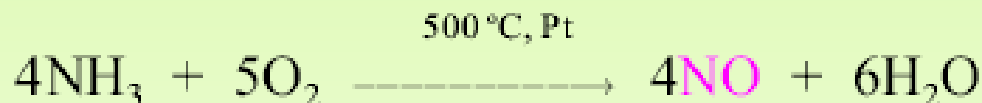
Nepárový elektron je delokalizován po celé molekule, čímž je zabráněno tvorbě dimeru  $\text{N}_2\text{O}_2$ .

Oxid dusnatý je neutrálním oxidem, nereaguje s vodou.

### Příprava



### Výroba



### Okamžitá reakce s kyslíkem:



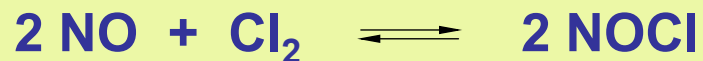
Oxidace silnými oxidačními  
činidly  $\Rightarrow \text{HNO}_3$

Redukce vede k  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_2\text{OH}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$

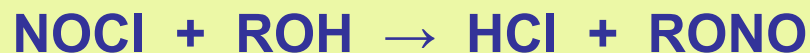
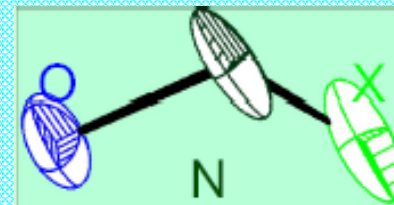
Pozn.: Oxid dusnatý je velmi jedovatý !

# Kyslíkaté sloučeniny dusíku

**Sloučeniny nitrosylu NOX** (X = F, Cl, Br)



kovalentní sloučenina



příprava esterů kyseliny dusité

**Sloučeniny s nitrosylovým kationtem NO<sup>+</sup>**

Oxid dusnatý celkem snadno odštěpuje nepárový elektron za vzniku nitrosylového kationtu NO<sup>+</sup>.



Kation NO<sup>+</sup> je izoelektronový s CO, CN<sup>-</sup>, N<sub>2</sub>.

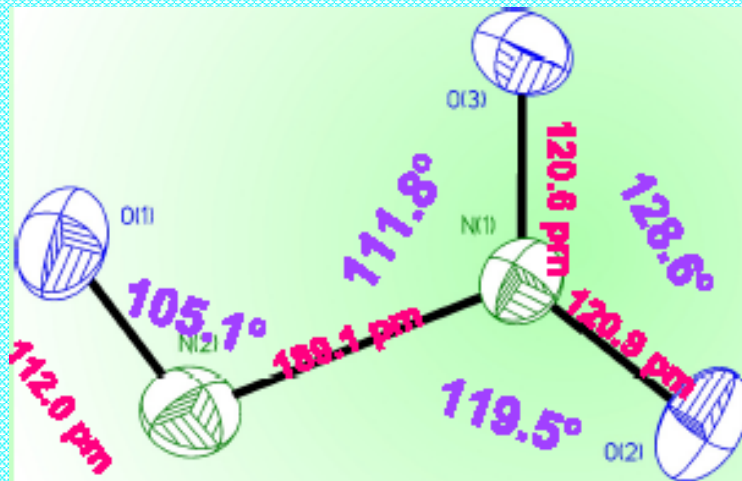
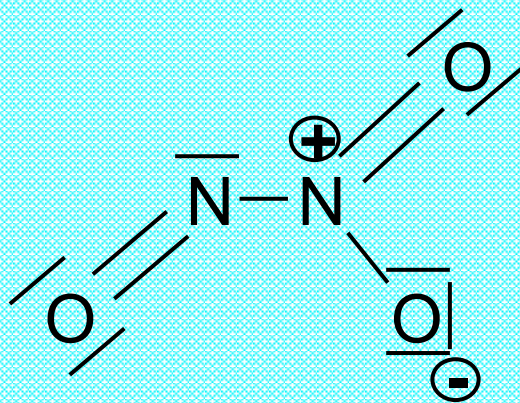
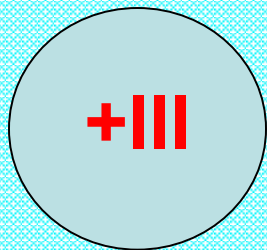
Vytváří komplexy, např. nitroprussid sodný Na<sub>2</sub>[Fe(CN)<sub>5</sub>NO] – kvalitativní důkaz přítomnosti železa



# Kyslíkaté sloučeniny dusíku

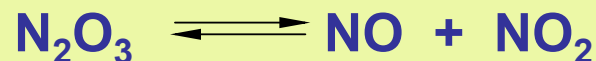
Oxid dusitý  $N_2O_3$

Existuje jako chemické individuum pouze při velmi nízkých teplotách v pevném stavu jako světle modrá látka (t. t.  $-102\text{ }^\circ\text{C}$ ).



plošné uspořádání s neobvykle dlouhou vazbou N- N

V kapalném stavu, tím spíše nad teplotou varu ( $\sim 3\text{ }^\circ\text{C}$ ) dochází ke zřetelné disproportionaci:



$\Rightarrow$  Jako oxid dusitý se chová i ekvimolární směs  $NO + NO_2$ , resp. směs  $NO + O_2$  v náležitém poměru.

# Kyslíkaté sloučeniny dusíku

Oxid dusitý považujeme za **anhydrid kyseliny dusité**



V alkalickém prostředí poskytuje  $\text{N}_2\text{O}_3$  **dusitan**



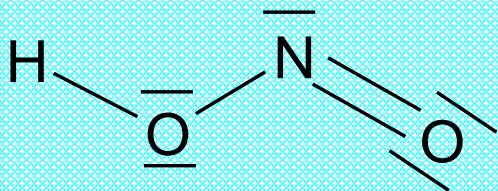
Se silnými kyselinami reaguje  $\text{N}_2\text{O}_3$  za vzniku kationtů  **$\text{NO}^+$**



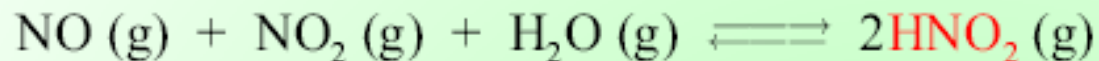
# Kyslíkaté sloučeniny dusíku

**Kyselina dusitá**  $\text{HNO}_2$

Středně silná kyselina ( $K_a = 6 \cdot 10^{-4}$ )



Vznik



Příprava



Kyselina dusitá je **nestálá**, už při pokojové teplotě disproportionuje

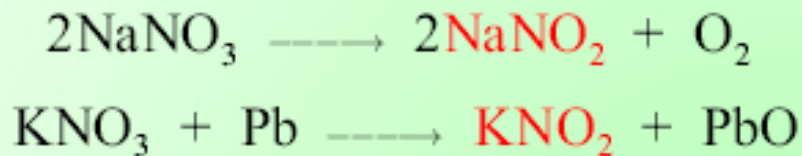


Redoxní  
vlastnosti  $\text{HNO}_2$



# Kyslíkaté sloučeniny dusíku

Soli (**dusitany**) jsou  
v pevném stavu stálé



$\text{NaNO}_2$  pro průmyslové účely se připravuje absorpcí nitrozních plynů



Oxidace dusitanu silnými oxidačními činidly



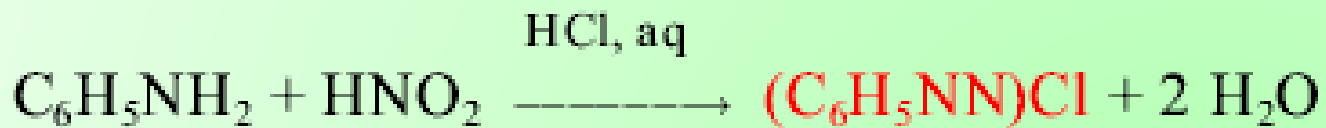
**permanganatometrické stanovení dusitanů**

Pozn.: **Dusitany jsou jedovaté !**

# Kyslíkaté sloučeniny dusíku

Velmi důležité a zajímavé jsou kondenzační reakce s amoniakem, alifatickými a aromatickými aminy

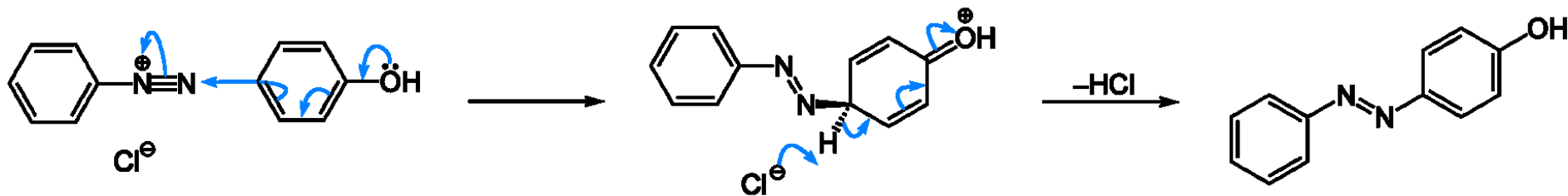
**Diazotační reakce** mají průmyslové využití při výrobě tzv. **azobarviv**.



anilin

chlorid benzendiazonia

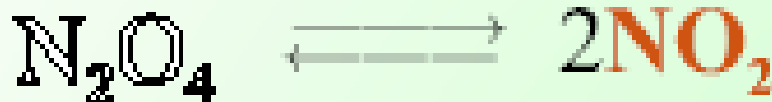
Kopulační reakce a fenolem vede ke vzniku azobarviv



# Kyslíkaté sloučeniny dusíku

+IV

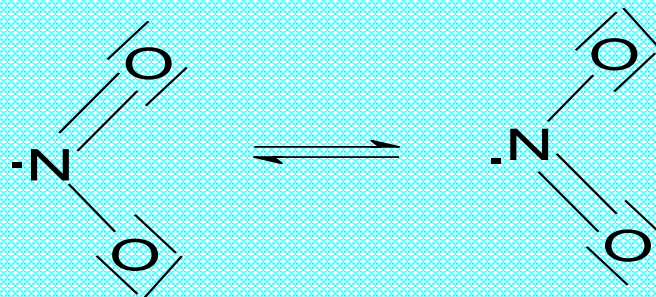
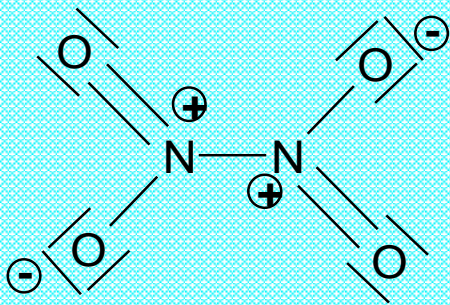
Oxid dusičitý  $\text{NO}_2$ , resp.  $\text{N}_2\text{O}_4$



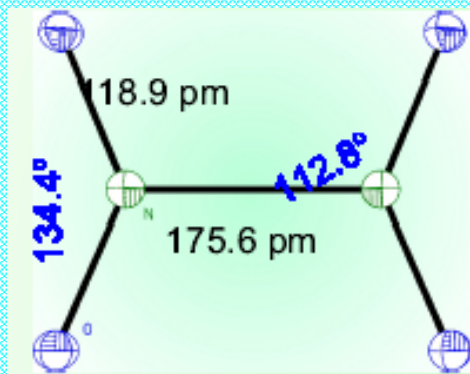
21,2 °C	0,1 %
100 °C	90 %
140 °C	100 %

bezbarvá diamagnetická forma

hnědá paramagnetická forma

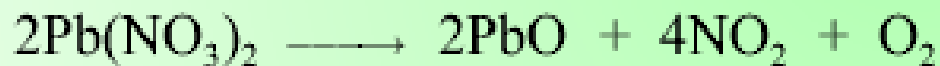


resonanční struktury

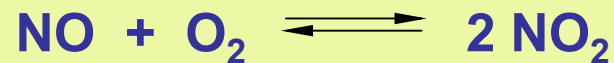


neobvykle dlouhá vazba N-N

Příprava



Výroba



# Kyslíkaté sloučeniny dusíku

Reaktivita **oxidu dusičitého** je značná a je důsledkem přítomnosti jednak nepárového elektronu, jednak  $\pi_p$  vazeb

Disproporcionace



následuje:



princip průmyslové výroby kyseliny dusičné

V alkalickém prostředí, v němž jsou dusitany stálé, probíhá také disproporcionační reakce



Za vysoké teploty (nad 150 °C) se rozkládá



Pozn. : Rozklad je úplný při asi 650 °C. Tím si vysvětlujeme mohutné oxidační vlastnosti  $\text{NO}_2$  při vyšších teplotách (v atmosféře  $\text{NO}_2$  hoří uhlík, fosfor, síra a řada kovů).

# Kyslíkaté sloučeniny dusíku

+V

Oxid dusičný  $N_2O_5$

Výroba opatrnou dehydratací kyseliny dusičné



(g) a  $\ominus$



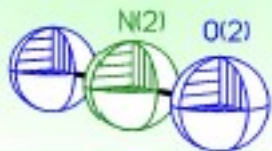
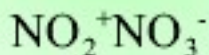
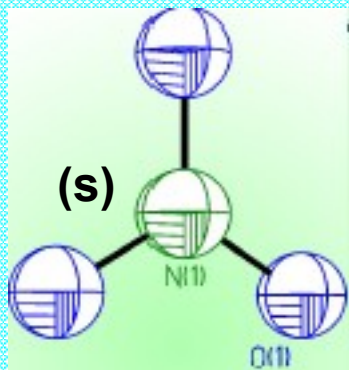
Je anhydridem  
kyseliny dusičné



Má mohutné  
oxidační účinky



$\text{NO}_2$  podléhá iontové disociaci a poskytuje  
soli nitrylu

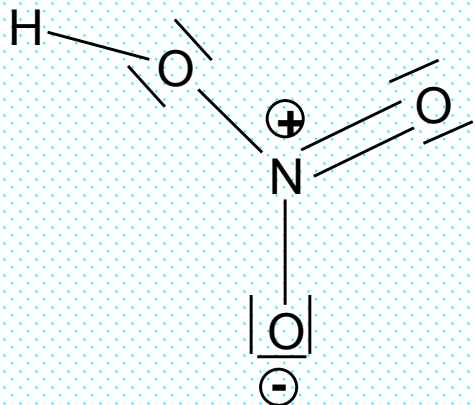


(t. tání 30 °C)



# Kyslíkaté sloučeniny dusíku

## Kyselina dusičná $\text{HNO}_3$

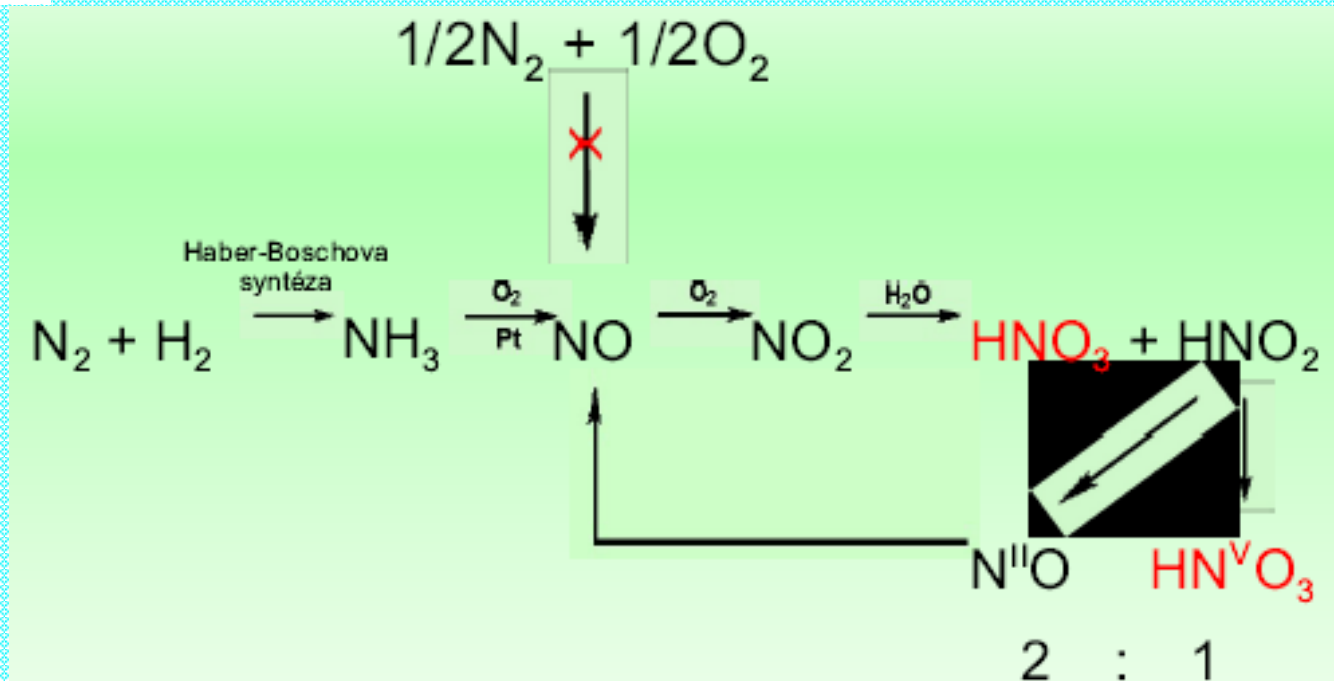


V krystalickém stavu bezbarvá,  
v kapalném stavu je zbarvena žlutě  
(teplota tání - 41,6 °C, teplota varu 84 °C)

Vytváří hydráty  $\text{HNO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  a  $\text{HNO}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$

Do prodeje přichází jako 68% azeotrop  
(t. varu 121,9 °C)

## Schema výroby



# Kyslíkaté sloučeniny dusíku

Výroba bezvodé  $\text{HNO}_3$  – původní výroba  $\text{HNO}_3$  z chilského ledku



resp. vakuovou destilací konc.  $\text{HNO}_3$  s konc.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , popř.  $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$

Rozpuštěním  $\text{NO}_2$  v bezvodé  $\text{HNO}_3$  se získává tzv. **dýmavá kyselina dusičná**, používaná v organické chemii pro nitrace.

nitratacidium

Autoprotolýza



zásada

# Kyslíkaté sloučeniny dusíku

Rozdíly v chování zředěné (pod 5 %) a koncentrované  $\text{HNO}_3$



průběh závisí na koncentraci  $\text{HNO}_3$

Z ušlechtilých kovů takto nereagují pouze Au, Pt, Rh a Ir, reaguje však stříbro i rtuť.

Konc.  $\text{HNO}_3$  sloužila k oddělování (odlučování) zlata a stříbra, odtud historický název „lučavka“.

**Lučavka královská**

směs konc.  $\text{HCl}$  a konc.  $\text{HNO}_3$  (3 : 1)

Má mnohem silnější oxidační vlastnosti  
reaguje i se **Au a Pt**



Pozn.: Podobné vlastnosti má i směs  $\text{H}_2\text{SeO}_4 + \text{HCl}$ .

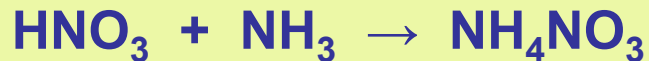
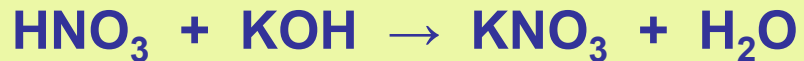
# Kyslíkaté sloučeniny dusíku

Oxidační vlastnosti konc.  $\text{HNO}_3$  se projevují i vůči nekovovým prvkům: např. fosfor je oxidován až na  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , síra na  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , jod na  $\text{HIO}_3$ .

**Dusičnany** Jsou všechny rozpustné, není-li barevný kation, jsou bezbarvé.

## Možnosti přípravy dusičnanů

### neutralizace



### podvojný rozklad



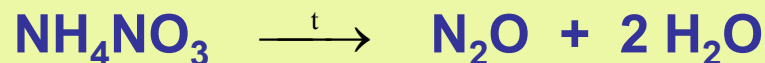
### rozpuštění kovů v kyselině

# Kyslíkaté sloučeniny dusíku

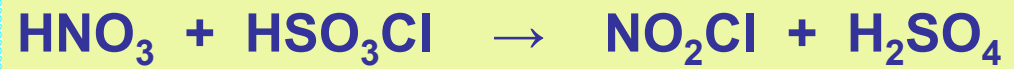
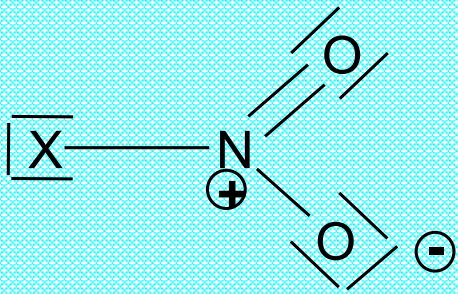
Vodné roztoky dusičnanů postrádají oxidační vlastnosti.

V **taveninách jsou však dusičnany silná oxidační činidla** (historická výroba černého střelného prachu).

Všechny dusičnany jsou termicky nestálé, rozklad probíhá různě podle druhu kationtu.



# Halogenidy nitrylu



# Kyslíkaté sloučeniny dusíku

## Použití HNO<sub>3</sub>

Použití HNO<sub>3</sub> je obrovské.

výroba průmyslových hnojiv (ledek sodný, draselný, vápenatý, amonný)

výroba dusitanů má HNO<sub>3</sub>

výroba nitrosloučenin, organických barviv, léčiv

jako základní chemikálie

Pozn. Existuje i kyselina orthodusičná H<sub>3</sub>NO<sub>4</sub>



# Sloučeniny s vazbou dusík - halogen

Výchozí látka	F	Cl	Br	I
$\text{NH}_3$	$\text{NH}_2\text{F}$	$\text{NH}_2\text{Cl}$	$\text{NH}_2\text{Br}$ expl.	$\text{NH}_2\text{I}$ expl.
	$\text{NHF}_2$	$\text{NHCl}_2$	$\text{NHBr}_2$ expl.	
	$\text{NF}_3$ velmi stálý	$\text{NCl}_3$	$\text{NBr}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ expl.	$\text{NI}_3 \cdot \text{NH}_3$ expl.
$\text{N}_2\text{H}_4$	$\text{N}_2\text{F}_4$			
$\text{HN}_3$	$\text{FN}_3$ expl.	$\text{ClN}_3$ expl.	$\text{BrN}_3$ expl.	$\text{IN}_3$ expl.

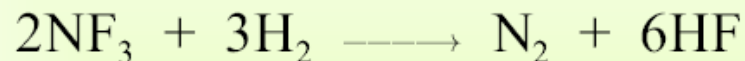
Halogenderiváty amoniaku nemají s výjimkou chloraminu  $\text{NH}_2\text{Cl}$  (důležitý meziprodukt při výrobě hydrazinu) praktické použití.



# Sloučeniny s vazbou dusík - halogen

## fluoridy

$\text{NH}_n\text{F}_{3-n}$  ( $n = 0 - 2$ ) elektrolýzou taveniny  $\text{NH}_4\text{HF}_2$  (vzniká i  $\text{N}_2\text{F}_2$ )

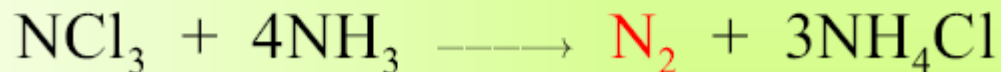
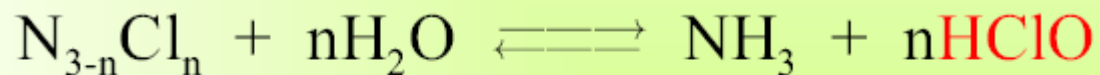


## chloridy

$\text{NH}_n\text{Cl}_{3-n}$  ( $n = 0 - 2$ ) zaváděním chloru do roztoku chloridu amonného

$\text{NH}_2\text{Cl}$  pH > 8.5     $\text{NHCl}_2$  pH ≈ 5     $\text{NCl}_3$  pH < 4.5

## Reakce halogenidů dusitých



## jodidy

$\text{NI}_3 \cdot \text{NH}_3$  “jododusík”

jeho vznik je možný při reakcích amoniaku se sloučeninami jodu –

je silně explozivní

# Sloučeniny s vazbou dusík - síra

Jednoduchá vazba N-S je velmi pevná.

Běžně se vyskytuje v amidech sulfonových kyselin

Př. **sulfonamidy** (farmaceutika)  $R-SO_2-NR_2$

**cyklamáty** (umělá sladidla)  $C_6H_{11}NH-SO_3Na$

## Binární sloučeniny dusíku a síry

**Tetranitrid tetrasíry**  $S_4N_4$  Oranžové krystaly (t. t. je 178 °C), zahřevem, třením, úderem snadno vybuchující.



Existuje celá řada **thiazenových sloučenin** obsahujících

vazebné seskupení **S – N - halogen**