

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
K	1 H																	2 He
L	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
M	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
N	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
O	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
P	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
Q	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og

57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Alkalické kovy

Lanthanoidy

Přechodné kovy

Polokovy

Halogeny

Kovy alkalických zemin

Aktinoidy

Kovy

Nekovy

Vzácné plyny



PŘÍRODOVĚDECKÁ
FAKULTA
Univerzita Karlova

Anorganická chemie I (a)

Pentely – dusík

Jan Kotek

Pentely, pniktogeny

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
K	H ¹																	He ²
L	Li ³	Be ⁴											B ⁵	C ⁶	N ⁷	O ⁸	F ⁹	Ne ¹⁰
M	Na ¹¹	Mg ¹²											Al ¹³	Si ¹⁴	P ¹⁵	S ¹⁶	Cl ¹⁷	Ar ¹⁸
N	K ¹⁹	Ca ²⁰	Sc ²¹	Ti ²²	V ²³	Cr ²⁴	Mn ²⁵	Fe ²⁶	Co ²⁷	Ni ²⁸	Cu ²⁹	Zn ³⁰	Ga ³¹	Ge ³²	As ³³	Se ³⁴	Br ³⁵	Kr ³⁶
O	Rb ³⁷	Sr ³⁸	Y ³⁹	Zr ⁴⁰	Nb ⁴¹	Mo ⁴²	Tc ⁴³	Ru ⁴⁴	Rh ⁴⁵	Pd ⁴⁶	Ag ⁴⁷	Cd ⁴⁸	In ⁴⁹	Sn ⁵⁰	Sb ⁵¹	Te ⁵²	I ⁵³	Xe ⁵⁴
P	Cs ⁵⁵	Ba ⁵⁶		Hf ⁷²	Ta ⁷³	W ⁷⁴	Re ⁷⁵	Os ⁷⁶	Ir ⁷⁷	Pt ⁷⁸	Au ⁷⁹	Hg ⁸⁰	Tl ⁸¹	Pb ⁸²	Bi ⁸³	Po ⁸⁴	At ⁸⁵	Rn ⁸⁶
Q	Fr ⁸⁷	Ra ⁸⁸		Rf ¹⁰⁴	Db ¹⁰⁵	Sg ¹⁰⁶	Bh ¹⁰⁷	Hs ¹⁰⁸	Mt ¹⁰⁹	Ds ¹¹⁰	Rg ¹¹¹	Cn ¹¹²	Nh ¹¹³	Fl ¹¹⁴	Mc ¹¹⁵	Lv ¹¹⁶	Ts ¹¹⁷	Og ¹¹⁸

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

- | | | | | |
|------------------------|-------------|----------------|----------|--------------|
| Alkalické kovy | Lanthanoidy | Přechodné kovy | Polokovy | Halogeny |
| Kovy alkalických zemin | Aktinoidy | Kovy | Nekovy | Vzácné plyny |



Pentely, pniktogeny

- N, dusík
- P, fosfor
- As, arsen
- Sb, antimon
- Bi, bismut
- Mc, moscovium

Pnigó (= dusit, řeč.) + gennao (= tvořit, řeč.), tj. dusivé.

N₂ plyn, P má několik modifikací: bílý P₄, tubulárně-vláknitý 1–2D červený/fialový fosfor, a 2D černý fosfor se slabou interakcí mezi vrstvami (2–3D), As: žlutá modifikace As₄, polokovová šedá 2–3D, Sb polokovová 2–3D, Bi kovová mřížka.

Prvek	b.t. / K	b.v. / K	X_{Pauling}	X_{Allen}	$r_{\text{kovalentní}} / \text{\AA}$	$r_{\text{ion}}(\text{G}^{3-}) / \text{\AA}$
N	63	77	3,0	3,1	0,75	1,46
P	317	550	2,2	2,3	1,06	1,86
As	887	1090	2,2	2,2	1,19	–
Sb	904	1860	2,1	2,0	1,39	–
Bi	545	1837	2,0	2,0	1,50	–



Výskyt pentelů

- N: V zemské kůře jen 20 ppm (0,002 %). Primárně v atmosféře (N_2 78 %), minerálů málo (chilský ledek), organická hmota.
- P: 0,11 %. Fosforečnanové minerály – apatit $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot Ca(Cl,F)_2$, fosforit (hydroxyapatit) $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot Ca(OH)_2$ – i biogenního původu (guano); skelet obratlovců, biochemické pochody.
- As: 1,8 ppm. Doprovází sulfidické zrudnění. Vlastní minerály arzenopyrit – $FeAsS$, realgar – As_4S_4 , auripigment – As_4S_6 . Vzácně se vyskytuje i elementární.
- Sb: 0,2 ppm. Doprovází sulfidické zrudnění. Sulfidické minerály – antimonit, Sb_2S_3 .
- Bi: 9 ppb (Au 4 ppb). Doprovází sulfidická zrudnění, příměs v minerálech těžkých kovů. Bismutin Bi_2S_3 , bismit Bi_2O_3 .



Trendy v reaktivitě pentelů

- Dusík je poměrně inertní plyn, přestože má vysokou elektronegativitu (stabilní trojná vazba v N_2 = vysoká aktivační energie pro reakci).
- Reaktivita fosforu extrémně závisí na alotropické modifikaci.
- Arsen a antimon mají polokovové vlastnosti – v nižších mocenstvích se chovají jako ionty kovů, ve vyšších mocenstvích jsou kyselinotvorné, některé alotropické modifikace vedou elektrický proud (polovodiče).
- Bismut je typický kov.
- Dusík nemá k dispozici p -orbitaly, neumí udělat více než 4 jednoduché vazby (sp^3), ostatní mohou mít více vazeb (sp^3d , sp^3d^2). Alternativní vysvětlení je i ve velikosti (malosti) N^V – 5 partnerů se kolem atomu dusíku nevejde.



Trendy v reaktivitě pentelů

- Bazicita NH_3 (vazebný úhel 107°) $\gg$ PH_3 (94°)
Ostatní nebazické – vazebný úhel skoro 90° svědčí o neochotě k sp^3 hybridizaci a tedy k protonizaci.
- Dusík s fluorem přímo nereaguje. Lze připravit „jen“ NF_3 , nikoliv NF_5 (absence d -orbitalů).
Ostatní s fluorem shoří na GF_5 (PF_5 , AsF_5 , SbF_5 , BiF_5).
- S chlorem lze připravit NCl_3 , PCl_5 , AsCl_5 , SbCl_5 a BiCl_3 (efekt inertního s -páru).
- S kyslíkem shoří na NO/NO_2 (ale N_2O_5 je připravitelný), P_2O_5 (resp. P_4O_{10}), As_2O_5 (vysoký tlak O_2), Sb_2O_5 (vysoký tlak O_2) a Bi_2O_3 (ale Bi_2O_5 je připravitelný).



Oxidační čísla pentelů

- Výskyt v přírodě:
Typické oxidační číslo dusíku v přírodě je 0 (N_2 v atmosféře).
Typické oxidační číslo fosforu je V.
Typické oxidační číslo ostatních je III.
- Fosfor a dusík mohou mít prakticky všechna dostupná oxidační čísla (–III až +V) včetně sudých (NO a NO_2 jsou stabilní radikály).
- Těžší jsou typicky III a V, u bismutu efekt inertního s-páru (preference III, Bi^{V} je silné oxidační činidlo).

–III, –II, –I	N	0	I, II	III, IV	V
–III (–II, –I)	P	0	I, II	III, IV	V
–III	As	0	–	III	V
–III	Sb	0	–	III	V
	Bi	0	–	III	V

Dusík

- Biogenní prvek – aminokyseliny, báze nukleových kyselin.
Fixace mikroorganismy (symbiotické bakterie v kořenových hlízkách např. bobovitých rostlin). Naštěstí není zcela inertní – ze vzduchu ho umí vázat klíčové enzymy koordinací na metallocentrum (Fe/Mo).
- „Inertnost“ – s některými kovy tvoří nitridy:
$$\text{N}_2 + 6 \text{Li} \rightarrow 2 \text{Li}_3\text{N}$$
$$\text{N}_2 + \text{Mg/Ca} \rightarrow 2 (\text{Mg,Ca})_3\text{N}_2$$
- Výroba
Frakční destilace zkapalněného vzduchu.
Sorpce vzduchu a selektivní průchod přes separační membránu.
- Příprava
$$2 \text{NaN}_3 \rightarrow 2 \text{Na} + 3 \text{N}_2$$
$$\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$$



Dusík

■ Použití

Plynný N_2 jako inertní atmosféra – elektrotechnika, potravinářství, ale i nenáročná chemie.

Kapalný N_2 jako chladicí médium ($77\text{ K} = -196\text{ °C}$).

Výroba amoniaku – hnojiva a start dalších průmyslových syntéz (výroba HNO_3).

Další organická syntéza – nitrosloučeniny (výbušniny – nitroglycerin, trinitrotoluen).

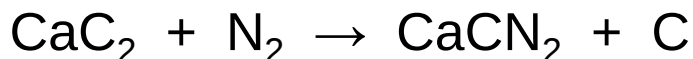
Řada prekurzorů pro anorganickou i organickou syntézu.

Dusitany – konzervace masa, azobarviva.

Azidy – náplně airbagů.

Vysokoenetické sloučeniny.

Výroba $CaCN_2$ (kyanamid vápenatý, dusíkaté vápno) – hnojivo, meziprodukt pro výrobu kyanidů:



Sloučeniny dusíku s vodíkem

■ Systematické názvosloví

N_nH_h	obecný vzorec	mono ($n = 1$)	di ($n = 2$)	tri ($n = 3$)	tetra ($n = 4$)
-azan	N_nH_{n+2}	NH_3	N_2H_4	N_3H_5	N_4H_6
-azen	N_nH_n	—	N_2H_2	N_3H_3	N_4H_4
-azadin	N_nH_{n-2}	—	—	N_3H	—

■ Významné pouze:

NH_3 – amoniak (monoazan)

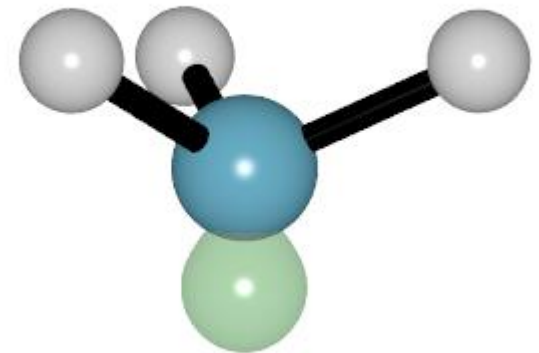
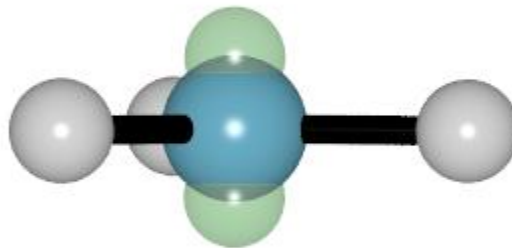
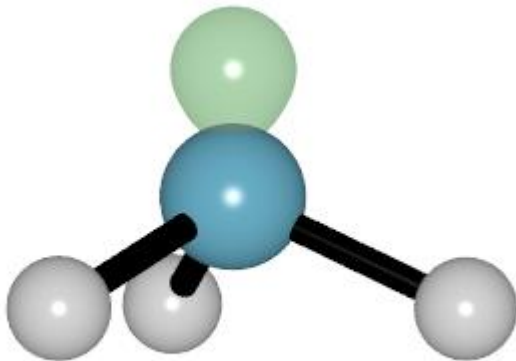
N_2H_4 – hydrazin (diazan)

N_3H – azoimid, též HN_3 – azidovodík (triazadin)



Amoniak, NH_3

- Snadno zkapalnitelný (b.v. = $-33\text{ }^\circ\text{C}$), bezbarvý, jedovatý, leptavý a nepříjemně páchnoucí plyn dobře rozpustný ve vodě (komerční 26%).
- Použitelný jako bezvodé rozpouštědlo.
- Pyramidální molekula vykazující deštníkový efekt (stejně jako aminy, ale ne fosfiny – btw., fosfiny typu $\text{PR}^1\text{R}^2\text{R}^3$ jsou opticky aktivní, aminy $\text{NR}^1\text{R}^2\text{R}^3$ nikoliv).

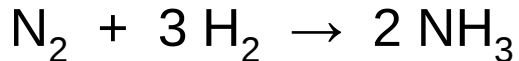


(„Lokalizaci“ elektronů v intermediátu brát s rezervou.)

Amoniak, NH₃

- Výroba

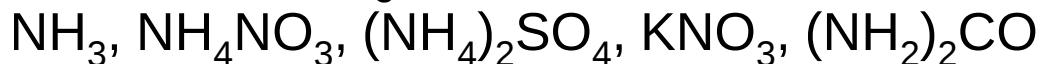
Haberův-Boschův proces (NC 1918): přímé slučování za vysoké teploty (400–500 °C) a tlaku (100–200 atm) za přítomnosti katalyzátoru (Fe).



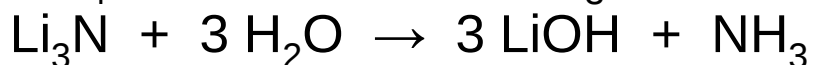
Reakce je exotermická (tj. s vyšší teplotou běží hůře), musí se hledat kompromis mezi rychlostí reakce a konverzí.

Světová produkce cca 175 000 000 tun (spotřebuje asi 1–2 % celosvětově vyrobené energie).

- U amoniaku začíná téměř veškerá průmyslová chemie dusíku – hlavní použití na HNO₃ a hnojiva:

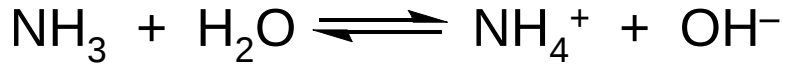


- Příprava:



Amoniak, NH₃

- Slabá báze.

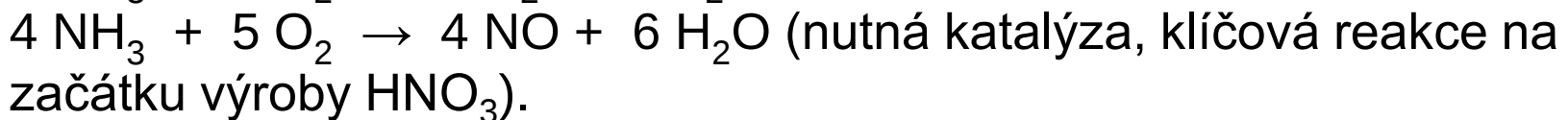
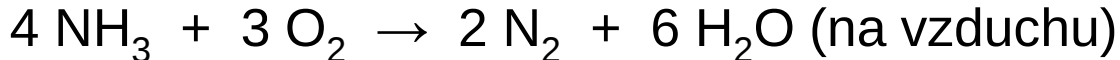
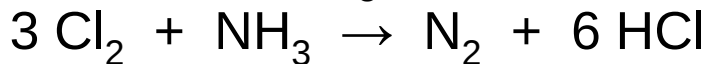
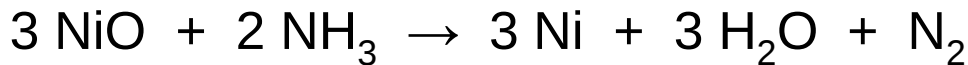


$$\text{p}K_{\text{A}}(\text{NH}_4^+) = 9,2 \quad (\text{p}K_{\text{B}}(\text{NH}_3) = 4,8)$$

Je asi tak stejně silnou bází, jako je kyselina octová silnou kyselinou.

- Dobré koordinační vlastnosti (ammin-komplexy) – afinita k *d*-prvkům.

- Redukční činidlo



- Některé kovy pokrývá pasivujícími nitridy (Fe).



Amoniak, NH₃

- Jako bezvodý je dobrým rozpouštědlem iontových látek.

Podobná disproportionace jako u vody:



V kapalném amoniaku se amonné soli chovají jako silné kyseliny, amidy jako silné zásady.

Kapalný amoniak lze použít pro redukce „volným“ elektronem – elektropozitivní prvky se v NH₃(l) rozpouští za vzniku temně modrých roztoků, jejichž barva je dána „solvatovaným elektronem“ (např. Birchova redukce). Volný elektron vydrží řádově hodiny.

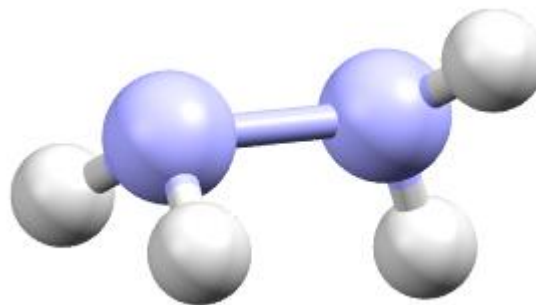
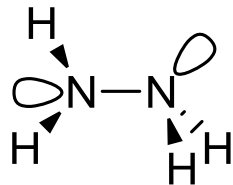


Reakce na amid $2 \text{Na} + 2 \text{NH}_3 \rightarrow 2 \text{NaNH}_2 + \text{H}_2$ je kineticky bráněná (katalyzují ji ionty přechodných kovů). Reakcí s dalším kovem lze připravit i imidy a nitridy (např. Na₂NH a Na₃N).



Hydrazin, N_2H_4

- Páchnoucí kapalina (b.v. 114 °C), jedovatá, explozivní.



- Slabá dvojsytná báze $\text{p}K_{\text{A}1}(\text{N}_2\text{H}_5^+) = 8,2$ ($\text{p}K_{\text{B}1}(\text{N}_2\text{H}_4) = 5,8$)
K protonizaci do druhého stupně je třeba velmi silně kyselé prostředí.
Soli hydrazinia(1+) i hydrazinia(2+): $(\text{N}_2\text{H}_5)\text{Cl}$, $(\text{N}_2\text{H}_6)\text{Cl}_2$
- Výroba:

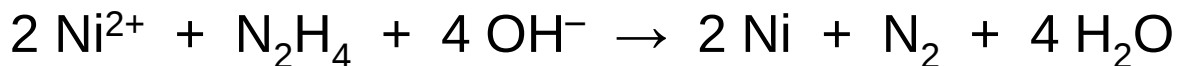
$$\text{NH}_3 + \text{ClO}^- \rightarrow \text{NH}_2\text{Cl} + \text{OH}^-$$

$$\text{NH}_2\text{Cl} + \text{NH}_3 + \text{OH}^- \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4 + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$$
 Konkurenční reakce: $2 \text{NH}_2\text{Cl} + \text{ClO}^- + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{N}_2 + 3 \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$

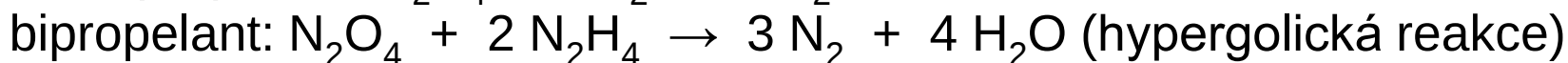
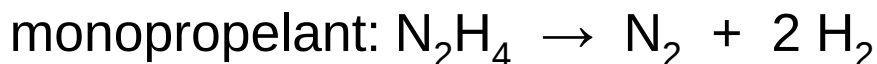
Hydrazin, N₂H₄

■ Použití:

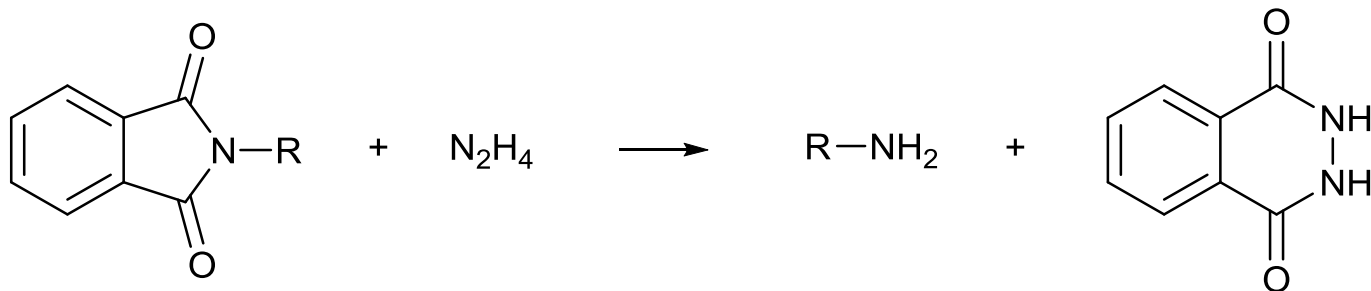
Bezprůdové pokovování:



Raketové palivo:

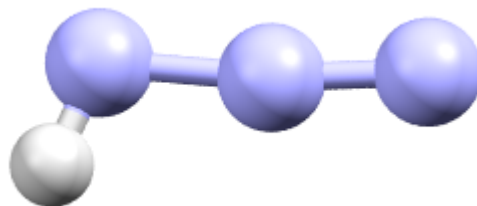
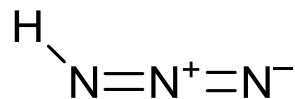


Organická syntéza (Gabrielova syntéza aminů):



Azidovodík (azoimid), HN_3

- Těkavá kapalina (b.v. 36 °C), extrémně jedovatá, velmi explozivní.



- Slabá kyselina – $\text{p}K_{\text{A}}(\text{HN}_3) = 4,6$ (asi jako kyselina octová).
- Výroba:

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

$$\text{N}_2\text{O} + \text{NaNH}_2 \rightarrow \text{NaN}_3 + \text{H}_2\text{O}$$
- Soli – azidy:

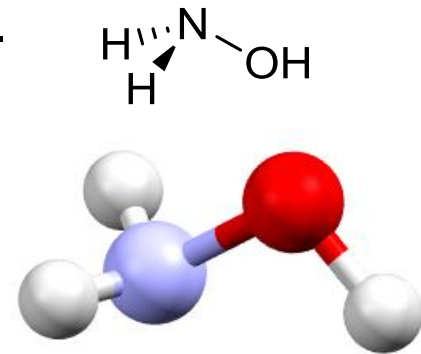
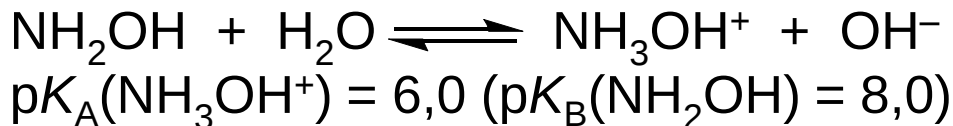
NaN_3 – příprava organických azidů („click“-reakce), airbagy, vysokoenergetické sloučeniny.

$\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ – rozbušky.

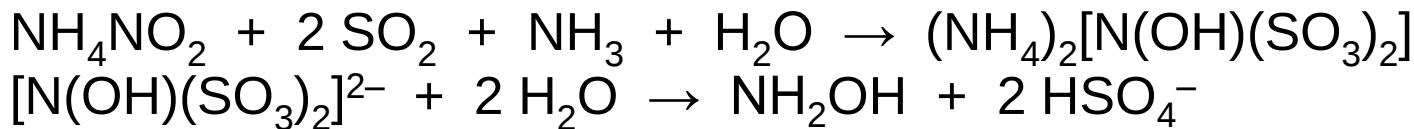
Hydroxylamin, NH_2OH

- Nízkotající pevná látka (b.t. $33\text{ }^\circ\text{C}$), velmi explozivní.

Slabá báze.



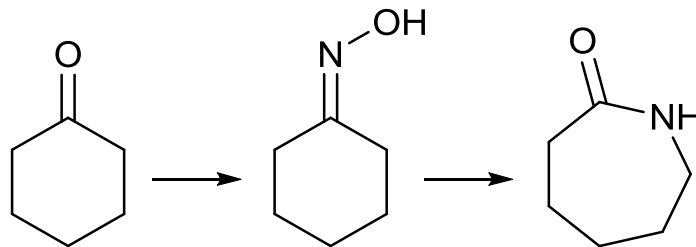
- Výroba – Raschigův proces:



- Použití:

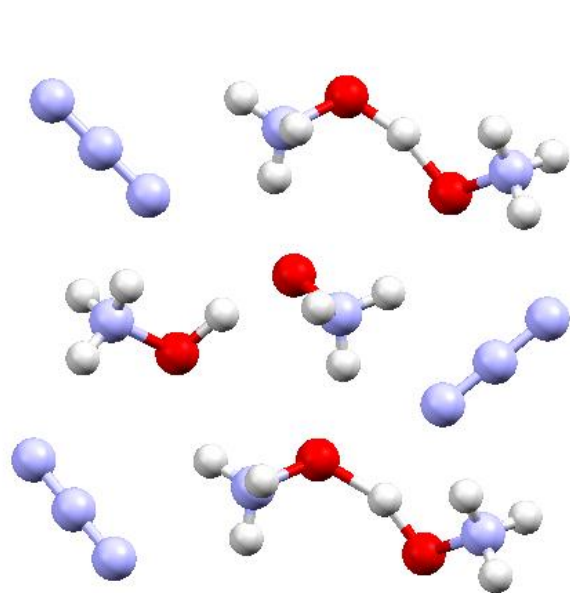
Organická syntéza (redukce, příprava oximů).

Výroba Nylonu 6:
(Silon, Chemlon,
Perlon)

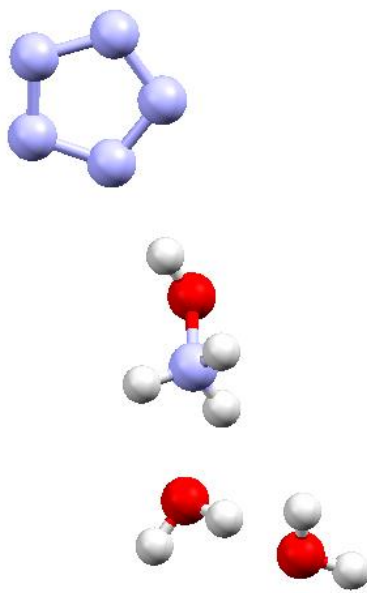


Vysokoenergetické sloučeniny

- Velký obsah dusíku, po iniciaci se uvolňují velmi stabilní N_2 a H_2O .



$(\text{NH}_3\text{OH})\text{N}_3 \cdot \text{NH}_3\text{O}$



$(\text{NH}_3\text{OH})\text{N}_5 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$



$(\text{N}_3)_3\text{PO}$

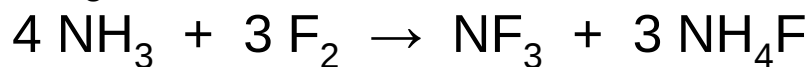
Řada organických azidů.

Halogenidy dusíku / nitridy halogenů

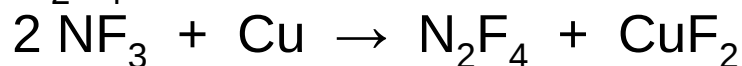
F	NF ₃	N ₂ F ₄	N ₂ F ₂
Cl	NCl ₃		
Br	NBr ₃		
I	NI ₃		

NF₃ je celkem stabilní, ostatní jsou explozivní.

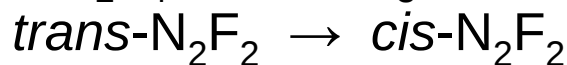
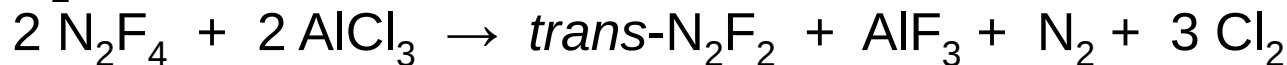
■ NF₃



■ N₂F₄

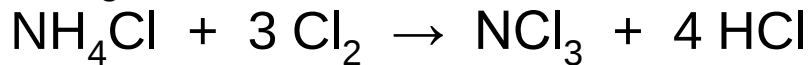


■ N₂F₂



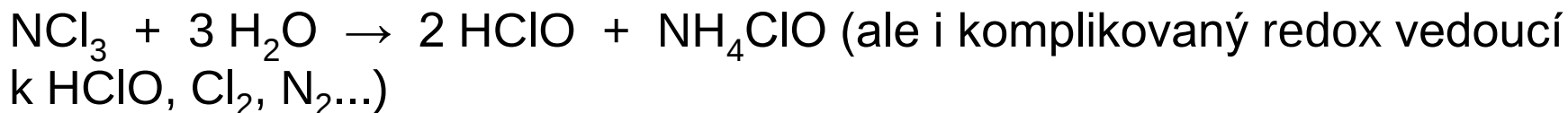
Halogenidy dusíku / nitridy halogenů

- NCl_3



Velmi explozivní.

Bělení mouky.

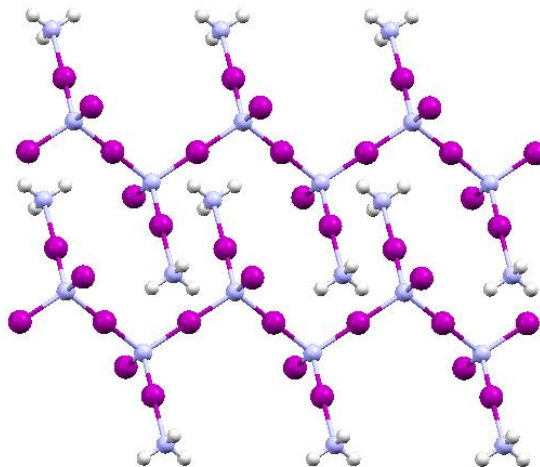


- NHCl_2 , NH_2Cl (dichloramin, chloramin)

Desinfekce. Podezření z kancerogenity (plavčíci v bazénech).

- $\text{NI}_3 \cdot \text{NH}_3$, jododusík

Třaskavina.



Oxidy dusíku

- Oxid dusný, azoxid, N_2O

Rajský plyn (dříve používán jako anestetikum).

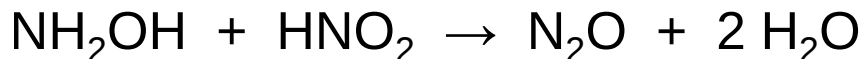


Hnací plyn do šlehačkových bombiček.

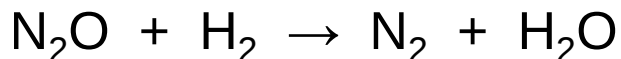
Příprava:



Opatrně!, NH_4NO_3 je za určitých podmínek trhavina – skladované hnojivo [stabilizované zhruba 50 % $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$] explodovalo v Oppau (1921) – 4500 t hnojiva; recentně exploze v Bejrútu (2020) – 2750 t.



Podporuje hoření:



Používán jako oxidační složka velmi teplých plamenů (sklářské práce, svařování) – butan + N_2O má teplotu $> 3000^\circ\text{C}$.



Oxidy dusíku

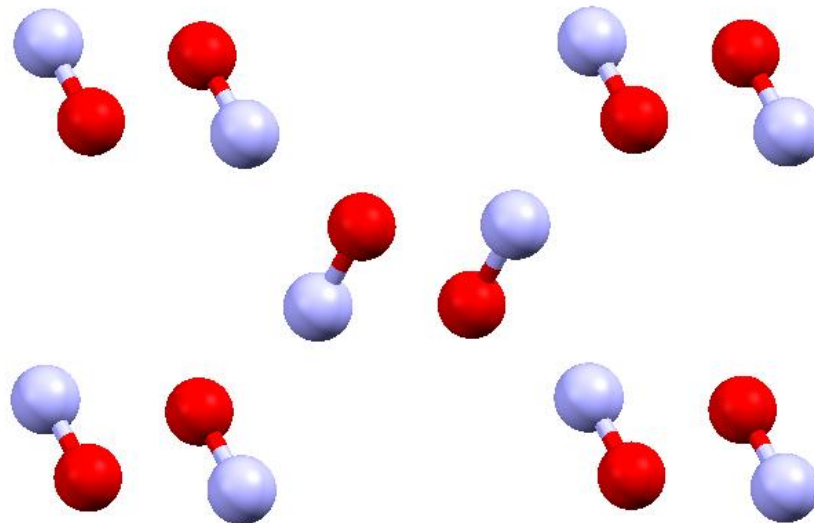
- Oxid dusnatý, NO

Bezbarvý plyn, radikál, při kondenzaci nedimerizuje (jen slabé interakce).

Biologicky aktivní (ovlivnění kardiovaskulárního systému – vazodilatace, erekce, neurotransmitter). „Molekula roku“ 1992, NC 1998.

Snadno se oxidační na NO₂.

Klíčový pro výrobu kyseliny dusičné.



Oxidy dusíku

■ Oxid dusnatý, NO

Výroba:

$\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}$ (elektrický výboj nebo vysoká teplota – při 1000 °C je konverze ~0,1 %, při 2500 °C ~5 %; Birkelandův-Eydeův proces, mohlo si dovolit Norsko díky hydroelektrárnám, 1. pol. 20. stol.)

$4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$ (1200 °C, katalýza Pt/Rh; Ostwaldův proces)

Příprava:

$3 \text{Cu} + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$

NO může vystupovat jako ligand (nitrosyl):

Nitroprusid sodný $\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CN})_5(\text{NO})]$ – léčba vysokého tlaku

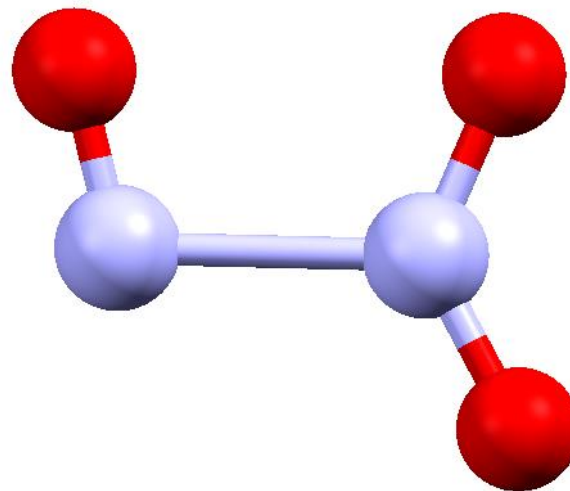
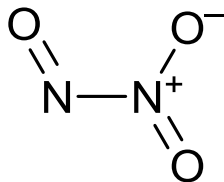
Ion NO^+ izoelektronový s CO a CN^- , koordinuje se atomem dusíku (elektropozitivnějším prvkem, na kterém je více lokalizován zaplněný protivazebný orbital).



Oxidy dusíku

- Oxid dusitý, N_2O_3

Vzniká při kondenzaci směsi NO a NO_2 , dlouhá vazba N–N (1,9 Å).
Tmavě modrá kapalina, modrá pevná látka.



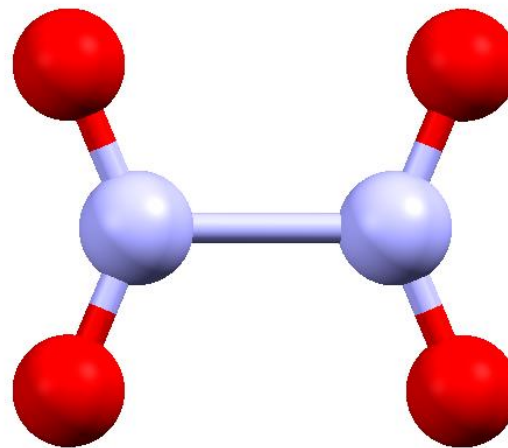
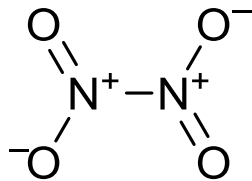
Anhydrid kyseliny dusité:



Oxidy dusíku

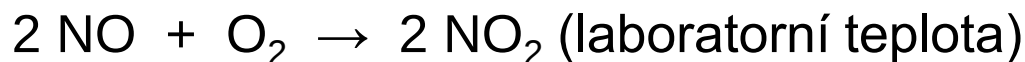
- Oxid dusičitý, NO_2
Rezavý plyn, radikál, lomená molekula (úhel O-N-O = 134°).

Při ochlazení snadno dimerizuje ještě
v plynném stavu na bezbarvý N_2O_4 .



Klíčový pro výrobu kyseliny dusičné. Snadno vzniká oxidací NO.

Výroba:



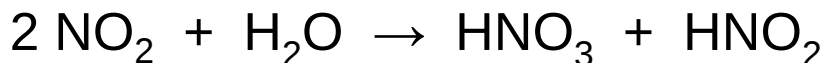
Oxidy dusíku

- Oxid dusičitý, NO₂

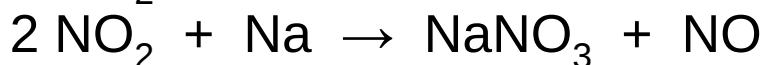
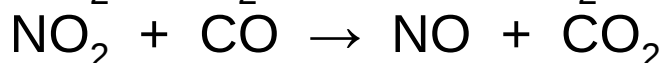
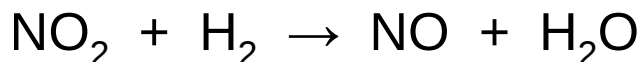
Příprava:



Anhydrid kyselin dusité a dusičné (disproporcionace):



Oxidační činidlo (i raketové palivo, viz hydrazin).



Problém v životním prostředí (viz dále).



Oxidy dusíku

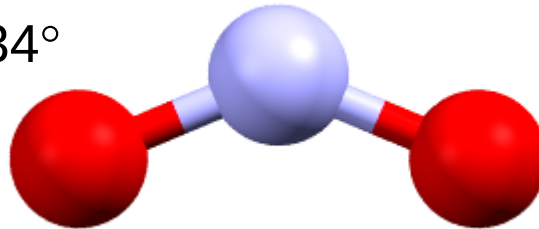
- Oxid dusičitý, NO_2

Radikál, snadno ztratí i přijme elektron. Tvary v souladu se VSEPR:

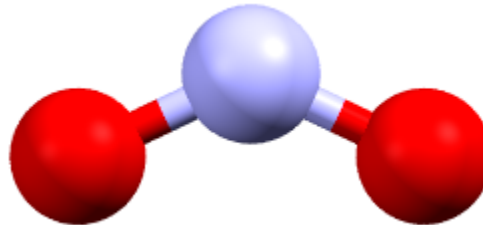
NO_2^+ (nitronium, nitryl, nitroxyl) – úhel O-N-O = 180°



$\text{NO}_2^\bullet$ – úhel O-N-O = 134°



NO_2^- (dusitan) – úhel O-N-O = 129° (KNO_2)



Oxidy dusíku

- Oxid dusičný, N_2O_5
Bílá pevná látka, nepříliš stabilní.

V plynném stavu molekulové povahy.

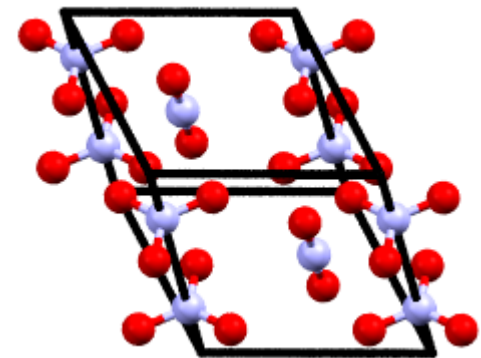
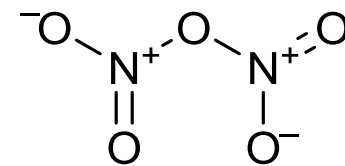
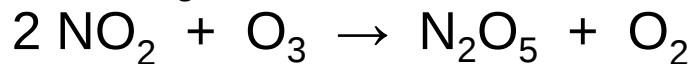
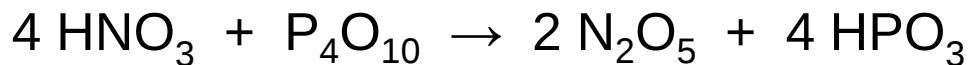
V pevném stavu $\text{NO}_2^+\text{NO}_3^-$.

Rozklad na NO_2 a O_2 už při teplotách kolem $0\text{ }^\circ\text{C}$.

Anhydrid kyseliny dusičné:



Příprava:



Oxokyseliny dusíku a jejich soli

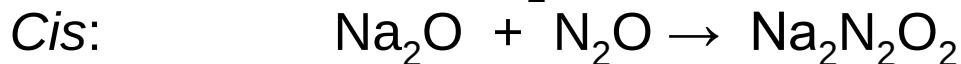
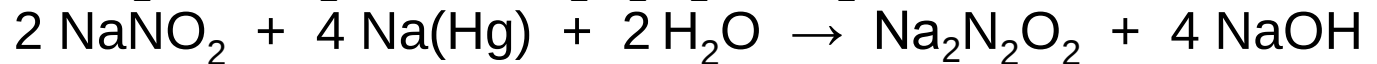
Vzorec	Název	Komentář
$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$	Kyselina didusná	Slabá kyselina, známé soli, $\text{Na}_2(\text{ON}=\text{NO})$ izomerní s nitramidem $\text{H}_2\text{N}-\text{NO}_2$
$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_3$	Kyselina dihydrogendidusnatá	Nestálá, známé soli Angeliho sůl, $\text{Na}_2(\text{ON}=\text{NO}_2)$
$\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_4$	Kyselina tetrahydrogendidusnatá (nitroxylová)	Explozivní, známé soli $\text{Na}_4(\text{O}_2\text{N}-\text{NO}_2)$
HNO_2	Kyselina dusitá	V kyselém stavu nestálá, stálé soli
HOONO_2	Kyselina peroxodusitá	Nestálá
HNO_3	Kyselina dusičná	Stálá silná kyselina, stálé soli
HNO_4	Kyselina peroxodusičná	Explozivní



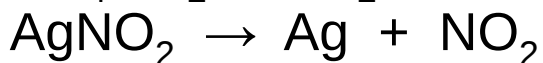
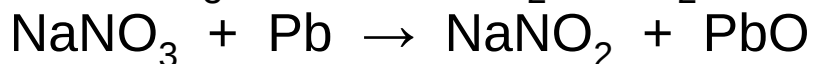
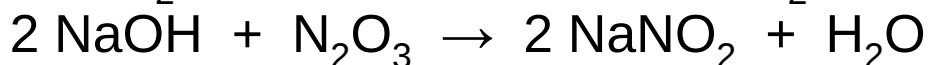
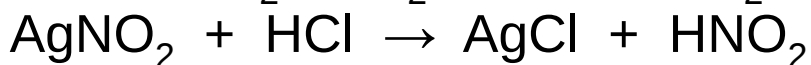
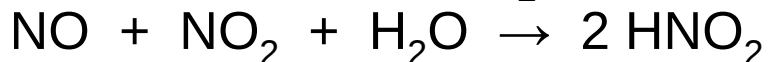
Oxokyseliny dusíku a jejich soli

- Kyselina didusná (diazendiol), $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$, $\text{HON}=\text{NOH}$

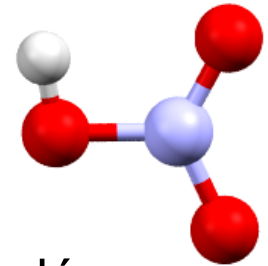
Cis i *trans* izomer, *trans* je stálejší.



- Kyselina dusitá, HNO_2



Oxokyseliny dusíku a jejich soli



- Kyselina dusičná, HNO_3
Bezbarvá kapalina, na světle se rozkládá.
Standardně dodávaná jako 68% roztok, lze připravit i bezvodá.

Výroba:

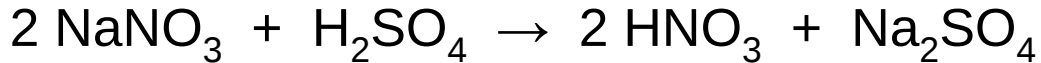
- 1. fáze:** Výroba NO – spálení $\text{N}_2 + \text{O}_2$ v elektrickém oblouku nebo katalytické spálení amoniaku – reakce probíhají za vysoké teploty, při které není NO_2 stálý (rozkládal by se na NO a O_2), proto vzniká primárně NO.
- 2. fáze:** Oxidace NO na NO_2 (běží snadno vzduchem za běžné teploty).
- 3. fáze:** Skrápění NO_2 vodou, rozklad kyseliny dusité, dooxidování NO na NO_2 a opakování procesu:
$$2 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$$
$$3 \text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + 2 \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$$
$$3 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO} + 2 \text{HNO}_3$$
$$4 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{HNO}_3$$



Oxokyseliny dusíku a jejich soli

- Kyselina dusičná, HNO_3

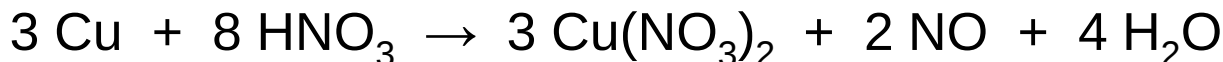
Příprava:



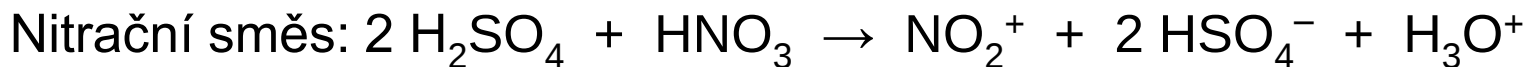
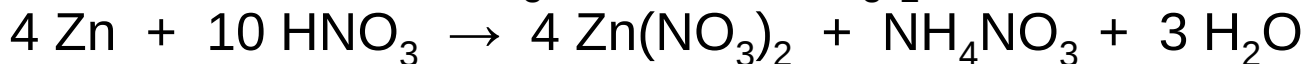
Reakce s kovy:

Pasivace (Al, Fe, Cr)

Oxidační činidlo; při rozpouštění kovů se dusičnan redukuje:



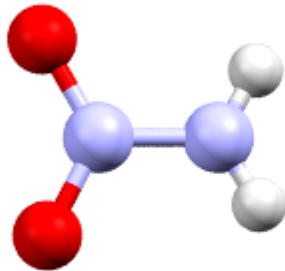
a to i při rozpouštění neušlechtilých kovů. Záleží na koncentraci kyseliny:



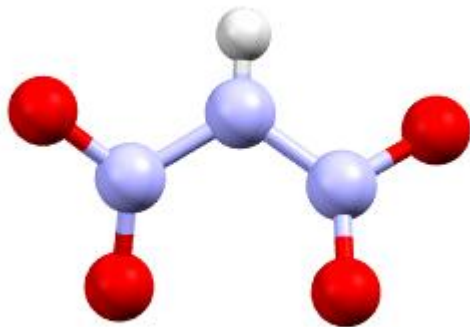
Oxokyseliny dusíku a jejich soli

- Kyselina dusičná, HNO_3
Funkční deriváty:

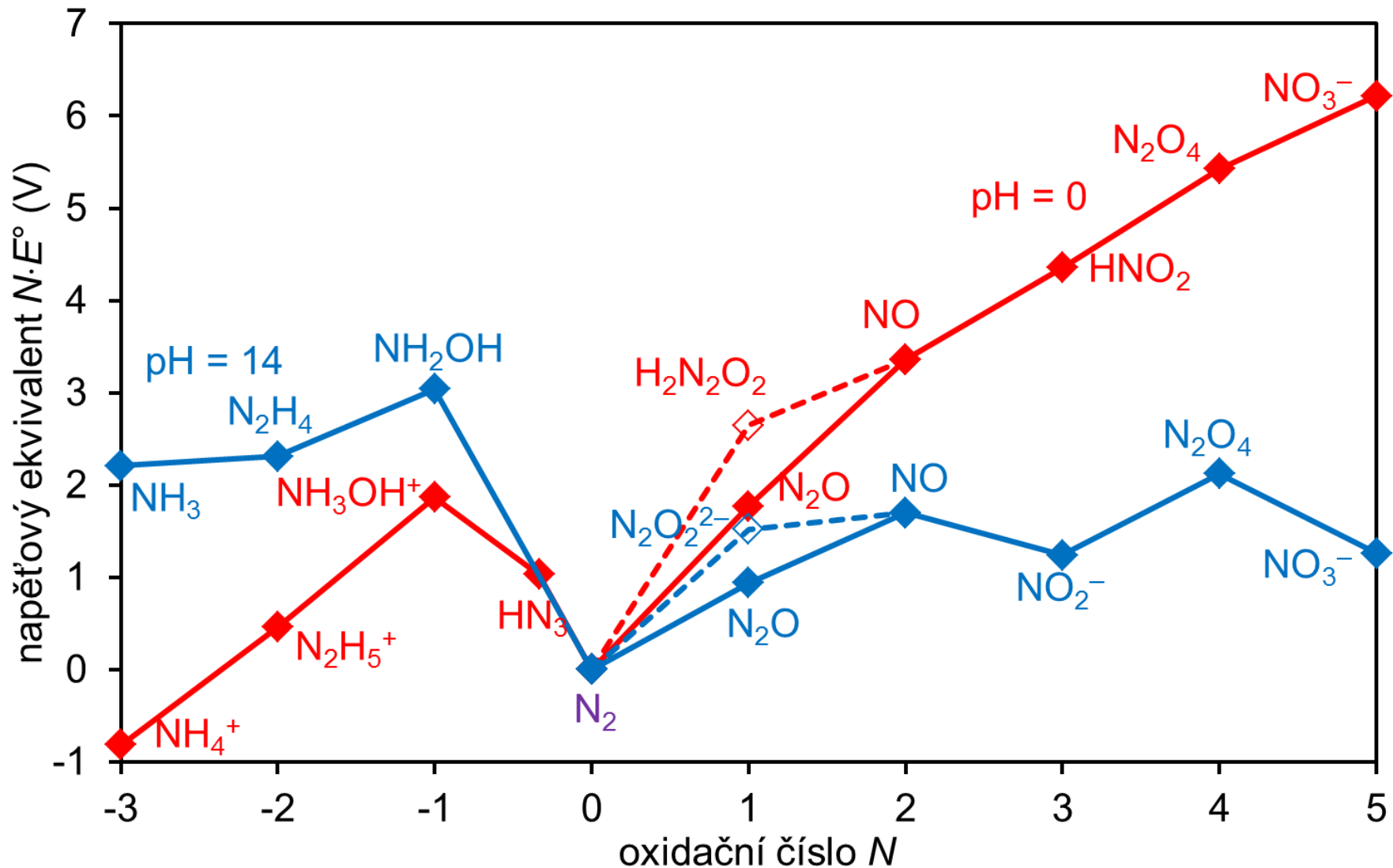
Nitramid



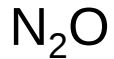
Dinitramid



Redoxní chování sloučenin dusíku



Oxidy dusíku jako polutanty



Významný skleníkový plyn. Díky své stabilitě vydrží v atmosféře dlouho. Vzniká jako odpadní plyn hlavně při výrobě kyseliny adipové (oxidace cyklohexanonu kyselinou dusičnou), též biogenními procesy. Snaha o rozklad na N_2 a O_2 .



Korozivní. NO_2 účinkem měkkého UV záření uvolňuje atomární kyslík, který tvoří ozon (ovšem v přízemních vrstvách atmosféry).

Vznikají při hoření za přístupu vzduchu (např. spalovací motory).

Ve městech přispívají ke vzniku tzv. suchého smogu.

Snaha o omezení obsahu NO_x ve výfukových plynech – používání katalyzátorů (jednak se dooxidovávají vznikající saze a nespálené fragmenty uhlovodíků a CO , jednak se redukuje NO):

