

MO 7 - p³ prvky

- 1) Charakteristika na základě postavení v PSP.
- 2) Fyzikální a chemické vlastnosti.
- 3) Sloučeniny dusíku.
- 4) Sloučeniny fosforu.
- 5) Dusíkatá a fosforečná hnojiva.

prvky V.A. skupiny - pentely - p³ prvky

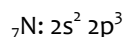
- N – plyn, nekov, P – nekov, As, Sb - polokovy, Bi – kov (Náš Pan Asistent Sbaštil Bismust)
- 5 valenčních elektronů v orbitalech ns² np³
- oxidační čísla -III, III a V (max. + ox. č.)
- s rostoucím protonovým číslem roste **kovový** charakter a klesá **elektronegativita**

stabilizace

- sdílením 3 elektronových párů se vytváří 3 kovalentní vazby (N₂, NH₃)
- přijetím 3 elektronů vznikají trojmocné anionty N³⁻, P³⁻
- **dusík**, který nemá k dispozici d orbitaly (**nemůže excitovat**) může tvořit pouze **4 kovalentní vazby** (z toho 1 donor akceptorovou neboli koordinačně-kovalentní v NH₄⁺), proto je maximálně 4 vazný
- ostatní prvky skupiny mohou vytvořit **až 5 kovalentních vazeb** (elektrony excitují do d orbitalů) a tak mohou nabývat až oxidační číslo +V

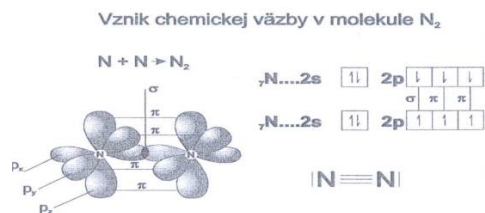
N - DUSÍK

zápis val. e.



charakteristika

- **bezbarvý** nedýchatelný plyn bez chuti a zápachu, **nehořlavý, nepodporuje hoření**
- tvoří **dvouatomové** molekuly
- stabilizace tvorbou **3 kovalentních vazeb** N^{III}
- trojná vazba (velmi pevná) mezi atomy plynného dusíku - ve formě N₂ velmi stabilní = **inertní**, neslučivý (využití jako inertní atmosféra)
- **trojvazný**, ostatní prvky až 5-ti vazné (excitovaný stav)
- max. **čtyřvazný** při vytvoření koordinačně-kovalentní (donor-akceptorové) vazby v amonném kationtu
- tvorba **vodíkových můstků** (H a F, O, N)
- teplota varu -196 °C, bod tání -211 °C
- 3. **nejelektronegativnější** prvek PSP
- lehčí než vzduch



výskyt

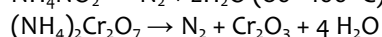
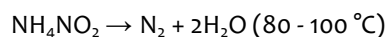
- volný ¾ objemu vzduchu (78%)
- vázaný především v minerálech: dusičnany **NaNO₃** - chilský ledek (Chile, Peru; hnojivo)
KNO₃ - draselný ledek (sanytr)
- v organických látkách : bílkoviny, nukleové kyseliny (DNA, RNA – nukleotidy a jejich dus. báze A, G, C, U, T)
- dále v NH₃, v oxidech dusíku nacházejících se v atmosféře

koloběh dusíku v přírodě

- některé bakterie vážou atmosférický dusík a pomocí enzymu **nitrogenázy** jej převádějí na NH_3 = biologická fixace (hl. **bobovité** rostliny = jetel, hrách, vlčí bob, vikev - hlízkové bakterie)
- rozkladem** odpadu a mrtvých organismů vzniká další NH_3
- nitrifikace** je děj kdy se NH_3 v půdě přeměňuje na NO_2^- a NO_3^-
- denitrifikace** je děj, kdy se NO_3^- a NO_2^- využívají jako stavební materiál pro růst rostlin
- průmyslová fixace - používáním **průmyslových hnojiv** NH_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, KNO_3 se do půdy dostává nežádoucí množství dusičnanů a dochází k narušení přirozené rovnováhy
- eutrofizace** je zvýšená koncentrace živin (N, P) v povrchových vodách, což se projevuje zvýšeným výskytem řas a sinic; při jejich rozkladu pak voda přichází rozpuštěný kyslík, což má za následek úhyn vodních živočichů

příprava

- tepelným rozkladem



výroba

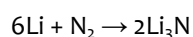
- frakční destilace kapalného vzduchu

použití

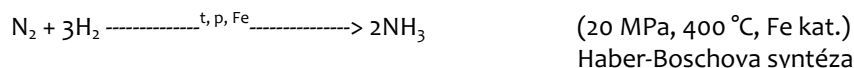
- inertní atmosféra** při přečerpávání pohonných hmot, hořlavin, v chemických výrobcích, železárnách, ocelárnách
- rychlé zmrazování na nízkou teplotu, vypalování bradavic
- uchovávání biologického materiálu
- směs Ar s N_2 se dává do žárovek
- výroba **hnojiv**
- surovina pro **výrobu NH_3 , HNO_3**
- přeprava v ocelových lahvách se **zeleným** pruhem

chemické vlastnosti

- přímo reaguje pouze s některými elektropozitivními prvky (Mg, Li) za vzniku nitridů



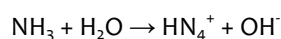
- reaguje s většinou látek až při **vysokých teplotách a tlacích**
- s vodíkem se slučuje za vyšší teploty v přítomnosti katalyzátoru



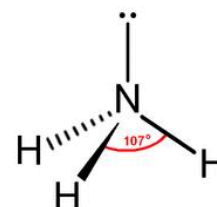
sloučeniny

amoniak NH_3

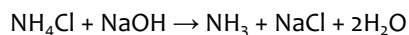
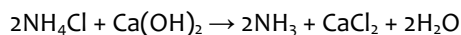
- čpavek
- bezbarvý**, snadno **zkapalnitelný** plyn **čpavého** (štiplavého) zápachu
- lehčí než vzduch
- vznik rozkladem dusíkatých organických látek
- tvoří **vodíkové můstky** – rozpustný ve vodě, vysoká teplota tání a varu
- molekula NH_3 je **polární** s **volným elektronovým párem**, který způsobuje, že má **zásaditý** charakter, vzniká amonný NH_4^+ kation, dobře se rozpouští ve vodě:



- vodný roztok má zásaditou reakci = hydroxid amonný



příprava



výroba

- přímá syntéza z prvků
- Haber-Boschova syntéza $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$ (20 MPa, 400 °C, Fe kat)

reakce

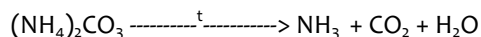
- protolytické reakce
- na vzduchu hoří
 - $4\text{NH}_3 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$ (neúplné spalování)
 - $4\text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$ (700 °C, Pt kat. - úplné spálení)
- reaguje s **kyselinami** za vzniku **amonných solí**
 - $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (využití při výrobě hnojiv)
- může být vázán v **koordinačních** sloučeninách jako ligand (donor elektronového páru)
 - $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ - tetraamminměďnatý kation
- za vysokých teplot se rozkládá na $\text{N}_2 + \text{H}_2$
 - $3\text{CuO} + 2 \text{NH}_3 \rightarrow 3 \text{Cu} + 3 \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$

použití

- prodává se jako 24% vodný roztok, nebo zkapalněný v tlakových lahvích
- výroba HNO_3 , dusíkatých hnojiv, výbušniny, plasty, dřívě chladicí médium
- výroba sody Solvayovým způsobem:
 - $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$ jedlá soda
 - $2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ soda

solí

- od amoniaku se odvozují amonné sole
 - $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ salmiak, bílý dým
- bílé krystalické iontové sloučeniny a tedy dobře rozpustné ve vodě a jiných polárních rozpouštědlech
- rozkládají se teplem – termický rozklad:

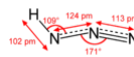


- NH_4Cl - chlorid amonný – suché články, lékařství
- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ - síran amonný – průmyslové hnojivo, pájení, dýmovnice, bonbony
- $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ - uhličitan amonný – součást prášků na kypření těsta
- $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ - sulfid amonný – analytická chemie (důkazové činidlo některých kationtů)
- NH_4NO_3 - dusičnan amonný – k přípravě NO, třaskaviny; směs s CaCO_3 = ledek vápenatoamonný – hnojivo

amidy, imidy, nitridy

- amidy – NH_2^- např. NaNH_2 - amid sodný, využívá se jako redukční činidlo

- imidy – NH^2 např. Li_2NH - imid lithný
- nitridy – N^3 nejvýznamnější jsou kovové nitridy, které mají vysokou tvrdost, vysoké body tání, vodivé např. TiN - nitrid titanitý
- N_2H_4 - diazan, hydrazin
 - jedovatá kapalina, neomezeně mísitelná s vodou
 - používá se v teplárnách na úpravu vody, proti korozi kotlů, je to redukční činidlo, váže kyslík, při úniku dochází k ekologickým katastrofám - nedostatek kyslíku způsobuje úhyn ryb
- NH_2OH - hydroxylamin
 - výroba kaprolaktamu (z něj nylonová vlákna)
- HN_3 - azoimid, azidovodík
 - explozivní jedovatá kapalina
 - soli se nazývají azidy (anion N_3^-), azidy těžkých kovů jsou třaskaviny
 - $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ - azid olovnatý
 - AgN_3 - azid stříbrný - používá se do rozbušek, nevlhne
 - NaN_3 - azid sodný se dává do airbagů

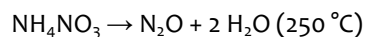


kyslíkaté sloučeniny

- dusík s kyslíkem tvoří **7 oxidů**, ale stálé jsou jen N_2O , NO , NO_2

N_2O

- plynné anestetikum, rajský plyn



NO

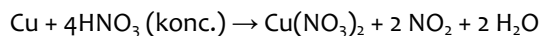
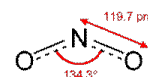
- bezbarvý plyn
- reakcí s kyslíkem přechází na hnědý NO_2 – hnědé páry, prudce jedovatý
- průmyslově se vyrábí oxidací NH_3

$$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O} \quad (700 \text{ }^\circ\text{C}, \text{Pt kat.})$$
- laboratorní příprava

$$3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \text{ (zřed.)} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$$
- objevuje se ve výfukových plynech

NO_2

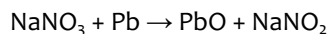
- při pokojové teplotě **hnědočervený plyn**
- má volné elektronové páry a proto snadno při nižších teplotách **dimeruje** $2 \bullet\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$ – projevuje se **odbarvením**
- leptavé účinky, podílí se na **kyselých deštích**
- složka průmyslových emisí a výfukových plynů
- laboratorní příprava



HNO_2

- kyselina dusitá

$$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_2$$
- **slabá** kyselina
- jako čistá sloučenina nebyla izolována, stálá je pouze jako vodný roztok
- soli dusitany NO_2^- se uvolňují z hnojiv do vody a znehodnocují pitnou vodu, **100× toxičtější** než NO_3^-
- soli se získávají mírnou redukcí dusičnanu olovem

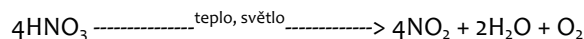


- **NaNO_2 (E250)**
 - přidává do masných výrobků, kde ničí bakterie *Clostridium botulinum* produkující botulotoxin
 - stabilizátory barvy - mají schopnost chemicky reagovat s molekulami myoglobinu a dodávat krvavě červenou barvu masným výrobkům, prodlužují životnost výrobků a zabraňují oxidaci tuků

- dusitany v kombinaci s přírodními sekundárními aminy (aminokyseliny, aroma, aj.) tvoří nitrosaminy, silné **rakovinotvorné** látky - vznikají při smažení slaniny za vysokých teplot, během výroby potravin, skladování a vytvářejí se i v lidském žaludku

HNO₃

- bezbarvá kapalina, prodává se jako 68%
- světlem se snadno rozkládá (uchovává se v tmavých lahvích (jako H₂O₂, AgNO₃)) za vzniku žlutohnědých par



výroba

- dříve z chilského ledku

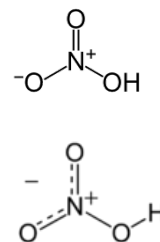
$$2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$$
- dnes z amoniaku (N₂ nejde oxidovat přímo)

$$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O} \quad (700\text{ }^\circ\text{C, Pt kat.})$$

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

$$3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$$

rezonanční struktury k. dusičné:



koncentrovaná i zředěná má **oxidační** účinky

- při reakci s kovy nevzniká vodík
- silné oxidační činidlo, reaguje se všemi kovy kromě Au a s platinovými kovy

reakce s ušlechtilými kovy

- při reakci **zředěné** kyseliny s ušlechtilými kovy vzniká NO

$$3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \text{ (zřed.)} \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$$
- při reakci **koncentrované** kyseliny s ušlechtilými kovy vzniká NO₂

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

$$\text{Ag} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
- **Au a Pt** se rozpouští pouze v lučavce královské (směs HCl a HNO₃ 3:1)

reakce s neušlechtilými kovy

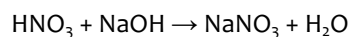
- při reakci s neušlechtilými kovy dochází k maximální **redukci dusíku**

$$4\text{Zn} + 10\text{HNO}_3 \text{ (zřed.)} \rightarrow 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$$
- **Fe, Al, Cr** - s **konc. HNO₃** nereagují a **pasivují** se, rozpouští se naopak ve zředěné HNO₃
- HNO₃ reaguje i s organickými látkami
 - **nitrace** (nitrační směs HNO₃ + H₂SO₄ (dehydratační činidlo))
 - bílkoviny působením HNO₃ žloutnou (tzv. **xantoproteinová** reakce)

soli

- NO₃⁻ - dusičnany jsou výbušné a mají silné oxidační účinky
- zahřátím se rozkládají a uvolňují kyslík

$$2\text{KNO}_3 \rightarrow 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$$
- soli kyseliny dusičné, dobře rozpustné ve vodě (sledovaný ukazatel u pitné vody – 50 mg/l pro dospělé, 10 mg/l pro kojence a děti)
- významná hnojiva: NaNO₃ chilský ledek, NH₄NO₃ amonný ledek, KNO₃ draselný ledek
 (NaNO₃ a KNO₃ – oxidovadlo v černém střelném prachu)
- příprava neutralizací



důkaz

- xantoproteinovou reakcí – bílkoviny žloutnou

dusíkatá hnojiva

- a) přírodní – chlěvská mrva, močůvka
- b) průmyslová – ledky; ledek amonný – těkavý a výbušný a proto se mísí s mletým vápencem

P – FOSFOR

z řec. fós = světlo
fóros = nosič

objev

- 1669 Němec H. Brandt

výskyt

- volný se v přírodě nevyskytuje

vázaný

- apatit - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaX}_2$ (X – Cl, F)
 - fluoroapatit $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$, chloroapatit $\text{Ca}_5\text{Cl}(\text{PO}_4)_3$ a hydroxyapatit $\text{Ca}_5\text{OH}(\text{PO}_4)_3$, které jsou průmyslově využívány k výrobě fosforu
- fosforit - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$ – zásaditý fosforečnan vápenatý
- biogenní prvek - **zuby** - v zubní sklovině je čistý hydroxyapatit, **kosti** - $\text{Ca}_5\text{OH}(\text{PO}_4)_3$, **guáno**, **bílkoviny** - fosfoproteiny (kasein), v **tucích** - fosfolipidy (biomembrány, mozek), v **nukleových kyselinách** – DNA, RNA; v ATP



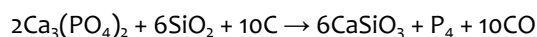
el. konfigurace

- zkrácená el. konfigurace
- v základním stavu 3vazný
- 1. exc. stav: 5ti vazný – 5 kovalentních vazeb

oxidační čísla

- -III, III, V
- elektronegativita 2,19 – většina vazeb má polární charakter

výroba



fyzikální vlastnosti

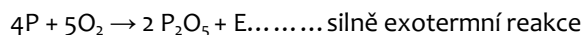
- 3 modifikace
- bílý, červený, černý

b í l ý

- P_4 – tetraedry
- měkký - dá se krájet nožem
- TOXIVKÝ
- samovznítitelný – uchovává se pod vrstvou vody a rozpouští se v polárních rozpouštědlech (CS_2)



- silně reaktivní (nejreaktivnější modifikace)
- páry fosforeskují - světélkuje
- páry se oxidují na P_2O_5



- páry se na vzduchu oxidují - žlutá fluorescence
- využívá se na výrobu zápalek a signální munice, hubení krys

červený

- P_n – lineární; amorfní
- není toxický, ale může být znečištěn stopami bílého fosforu
- tvrdý
- málo reaktivní, na vzduchu stálý
- vyrábí se zahříváním bílého fosforu v inertní atmosféře (bez přístupu vzduchu) na teplotu okolo 300 °C
- škrťátka krabičky sirek (červený se teplem mění na bílý a ten se samovznítí), na hlavičce $KClO_3$

černý

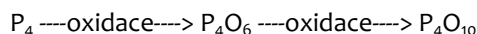
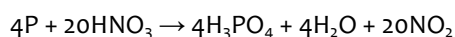
- P_n – prostorový, vrstevnatá struktura
- kovový fosfor
- nejméně reaktivní
- tepelně i elektricky vodivý
- netoxický
- nerozpustný ve vodě ani v organických rozpouštědlech

použití fosforu

- zápalky ($Sb_2S_3 + KClO_3$ - hlavička sirky, červený P + skelný prach + MnO_2 - škrťátko)
- pyrotechnika
- bílý fosfor v zápalných bombách

chemické vlastnosti

- prudce reaguje s oxidačními činidly např. HNO_3



sloučeniny

fosfan

- PH_3
- slabě **bazický** (slabší než NH_3) – volný el. pár $PH_3 + H^+ \rightarrow PH_4^+$... fosfoniový kationt
- bezbarvý, **toxický** plyn, zapáchající po česneku, na vzduchu samozápalný

příprava

- hydrolýzou Na_3P nebo Ca_3P_2

$$Ca_3P_2 + 6H_2O \rightarrow 2PH_3 + 3 Ca(OH)_2$$
- nebo...

$$2Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O \rightarrow 2PH_3 + 3Ca(OH)_2$$

P^{3-}

- fosfidy
- např. $Zn_3P_2^{-III}$
 - fosfid zinečnatý, dříve se používal jako jed na hlodavce
 - v žaludku reaguje s HCl a vzniká jedovatý fosgen, hlodavec se otráv

- při skladování ale často docházelo k požárům kvůli tomu, že nebyl čistý a reakcí vody s nečistotami také vznikal samozápalný fosfan

- Ca_3P_2 , AIP

P_2H_4

- difosfan
- jedovatá kapalina, páry na vzduchu samozápalné, doprovází fosfan

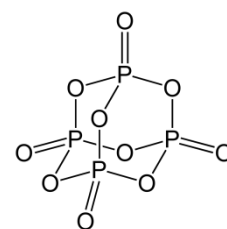
oxidy

P_4O_6

- **dimerní** forma oxidu - struktura odvozena od základní tetraedrické jednotky bílého fosforu, kde mezi atomy fosforu jsou atomy kyslíku
- bílá toxická krystalická látka
- vzniká při spalování P za nedokonalého přístupu vzduchu

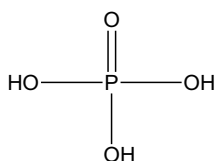
P_4O_{10}

- dimerní forma oxidu – opět odvozen od tetraedru P_4
- **bílá**, sněhu podobná látka, silně navlhavá (vzniká gel polyfosforečných kyselin), sublimuje
- vzniká dokonalým spalováním fosforu v nadbytku kyslíku
- silné **dehydratační** vlastnosti, používá se jako sušidlo (daleko lepší než silikagel)

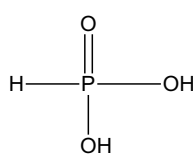


kyseliny

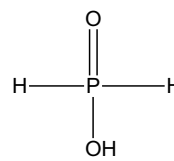
sytnost kyslíkatých kyselin fosforu



H_3PO_4



H_3PO_3



H_3PO_2

HPO_3

- kyselina monohydrogenfosforečná
- bílá krystalická látka, dobře rozpustná ve vodě, rozpuštěním přechází na H_3PO_4

H_3PO_3

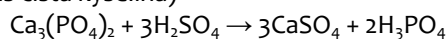
- kyselina trihydrogenfosforitá
- dvojsytná

H_3PO_4

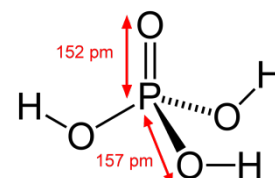
- bezbarvá pevná krystalická látka dobře rozpustná ve vodě, prodává se jako 85% roztok
- většinu kovů nerozpouští, protože se na jejich povrchu vytváří vrstvička nerozpustných fosforečnanů
- **středně silná** trojsytná kyselina
- **nemá oxidační účinky**

výroba

- z apatitu (vznikne nepříliš čistá kyselina)



- $\text{P}_4 + 5\text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}$
- $\text{P}_4\text{O}_{10} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}_3\text{PO}_4$



- spalováním fosforu a rozpuštěním vznikajícího oxidu fosforečného ve vodě (velmi čistá kyselina)
- zahříváním vznikají **polykyseliny**

$$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{H}_5\text{P}_3\text{O}_{10} \quad (\text{HPO}_3)_n \text{ k. polyfosforečná}$$

disociace

- 3 řady solí



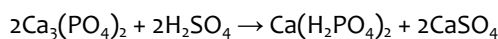
??? amfoterní částice:

- H_2PO_4^- ve vodě rozpustné
- HPO_4^{2-} ve vodě rozpustné jen soli alkalických zemin
- PO_4^{3-} ve vodě rozpustné jen soli alkalických zemin

reakce vodného roztoku $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$:

použití

- výroba fosforečných hnojiv, léčiv, pracích prostředků (od 1. 10. 2006 zakázány)
- fosfátování = povrchová úprava kovů
- výroba Coca-Coly
- vznik **superfosfátu**:



- $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot 2\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ = superfosfát
- KH_2PO_4 - hnojivo
- $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ - impregnace tkanin a hnojivo
- $\text{Na}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$ - trifosforečnan pentasodný - změkčování vody, nesmí se ale dávat do pitné vody

As – ARSEN

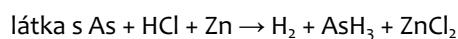
- realgar As_4S_4 , arzenopyrit FeAsS , auripigment As_2S_3
- ox. č.: -III, III, V

vlastnosti

- alotropický (žlutý, červený, hnědý), kovový je stálý
- kovový arsen je netoxický, ale v organismu se oxiduje na bílý As_2O_3 (arsenik, otrušík), který je jedovatý

použití

- slitiny s Pb a Cu - zvyšuje tvrdost Pb broků
- v zemědělství – herbicidy
- po arsenu mají koně lesklejší srst
- Marshova-Liebigova zkouška na arsen - látka se dá do baňky s HCl, přidá se zinek, vznikající arsenovodík, který je tepelně nestálý, a ten se rozloží plamenem v trubici
- v místě plamene vzniká arsenové zrcátko



výroba

- zahříváním arzenopyritu bez O_2 – rozklad: $\text{FeAsS} \rightarrow \text{FeS} + \text{As}$

sloučeniny

- toxické

AsH₃

- arsan (arsin, arsenovodík)
- hořlavý plyn, hoří na As₂O₃

As₂O₃

- arsenik (utrejch)
- bílý prášek, umrtvování zubních nervů, odbarvování skla

Sb – ANTIMON

- **ox. č. (-III), III, V**
- antimonit Sb₂S₃(leštěnec antimonový)
- použití - výroba akumulátorů (4 - 5 % Sb)
- polovodičové součástky
- do slitin

výroba

- pražení Sb₂S₃ a redukce Sb₂O₃ C

vlastnosti

- alotropický : černý, žlutý - nestálé, kovový Sb - čedobílý lesklý kov

užití

- do slitin: liteřina Pb + Sb, ložiskový kov Sb + Pb + Sn

sloučeniny

- rozp. jsou jedovaté SbH₃-stiban
- Sb₂O₃, Sb₂O₅; oranžové - Sb₂S₃, Sb₂S₅

Bi - BISMUT

- ox. č.: III, (V)

výskyt

- Bi₂S₃-leštěnec bismutový, Bi₂O₃-okr bismutový

vlastnosti

- načervenalý, křehký kov, na vzduchu stálý

užití

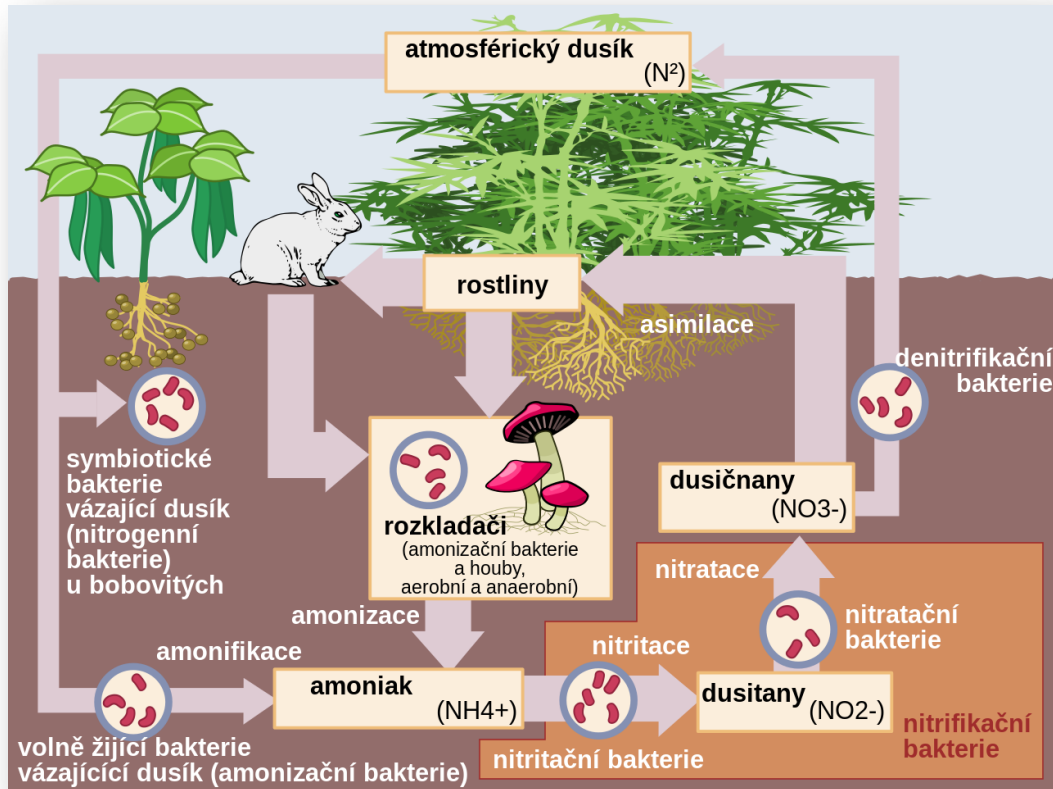
- nízkotající slitiny: Woodův kov Bi, Pb, Sn, Cd t.t.=60°C; Roseův kov Bi, Pb, Sn t.t.=94°C, součást léků

sloučeniny

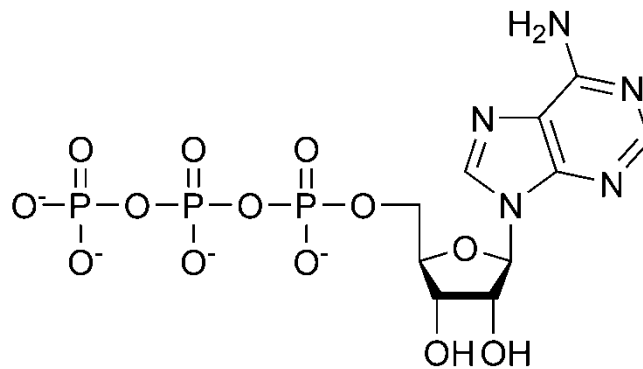
- BiH_3 -bismutovodík
- Bi_2O_3 -žlutý
- Bi_2S_3 -červenohnědý
- $\text{Bi}(\text{OH})_3$, $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$

Dodatky:

koloběh dusíku v přírodě:



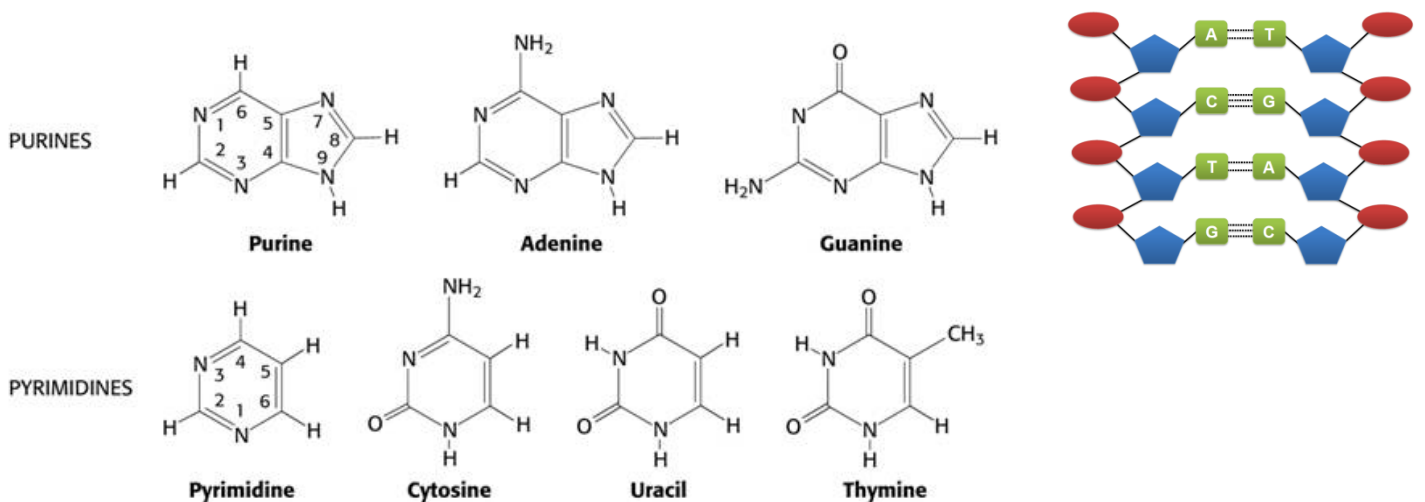
ATP
(obsahuje makroergické vazby):



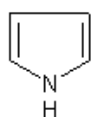
DNA a RNA

purinové a pyrimidinové báze:

komplementarita N-bází v DNA:



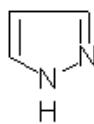
Heterocyklické sloučeniny:



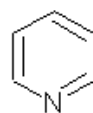
1*H*-Pyrrol



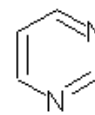
1*H*-Imidazol



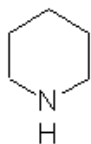
1*H*-Pyrazol



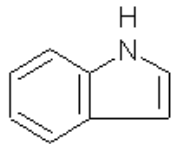
Pyridin



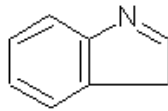
Pyrimidin



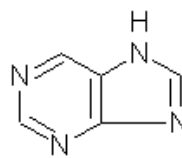
Piperidin



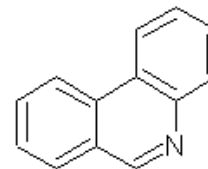
1*H*-Indol



3*H*-Indol



7*H*-Purin



Fenanthridin