

Otázka: Prvky p3 (pentely)

Předmět: Chemie

Přidal(a): Eliška 

Charakteristika prvků p^3 - pentelů

- prvky 15. (V.A) skupiny, p^3 prvky, pentely
- dusík, fosfor, arsen, antimon, bismut
- mají 5 valenčních elektronů, el. konfigurace $ns^2 np^3$
- od fosforu mají volné d orbitaly → schopny excitace:
 - 1) $ns^2 np^3$, trojvazné, ox. č. III/-III
 - 2) $ns^1 np^3 nd^1$, pětivazné, ox. č. V

1)



2)



- dusík není schopen excitace, i přesto ale může mít ox. č. V – jedna z vazeb je koordinační
- s rostoucím Z roste kovový charakter prvků – dusík a fosfor jsou nekovy, arsen a antimon polokovy, bismut kov
- s rostoucím Z klesá jejich reaktivita a také kyselost
- stabilní el. konfiguraci nejčastěji získávají tvorbou tří kovalentních vazeb – pak mají ox. č. -III
- se vzrůstajícím Z roste stabilita sloučenin s ox. č. III a klesá stabilita sloučenin s ox. č. V
arsen, antimon a bismut jsou v přírodě málo rozšířené, nacházejí se především ve formě siřných rud a používají se např. na výrobu slitin
- rozpustné sloučeniny arsenu jsou jedovaté a používají se k hubení hlodavců (např.

arzenik – oxid arsenitý As_4O_6)

Dusík

- 2 stabilní izotopy – ^{14}N (99,5 %) a ^{15}N
- výskyt:
 - volný v atmosféře ve formě dvouatomových molekul (78 obj. %), vzduch je proto hlavním zdrojem dusíku
 - vázaný:
 - v anorganických sloučeninách, např. v minerálech chilský ledek NaNO_3 a draselný ledek (salitr) KNO_3 , dále v amonných solích a dusitanech
 - v organických sloučeninách, např. v bílkovinách, nukleových kyselinách, je to biogenní prvek
- vlastnosti a reakce:
 - bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, málo rozpustný ve vodě, kyselinotvorný, nehořlavý
 - ve všech skupenstvích tvoří dvouatomové molekuly N_2 , trojná vazba je pevná → nízká reaktivita
 - oxidační čísla od -III do V
 - ve sloučeninách může být maximálně čtyřvazný
 - nejelektronegativnější prvek ($X = 3,1$)
 - vzhledem k vysoké elektronegativitě je schopen vytvářet vodíkové vazby
 - za běžných podmínek se neslučuje ani s velmi reaktivními prvky
 - zvýšením teploty a tlaku se reaktivita podstatně zvyšuje, protože dojde k rozštěpení molekuly N_2 na samostatné atomy, které jsou velmi reaktivní a slučují se s mnohými prvky
- příprava:
 - termickým rozkladem dusitanu amonného:
 - $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- výroba:
 - frakční destilací zkapalněného vzduchu
- použití:
 - přepravuje se stlačený v tlakových ocelových lahvích se zeleným pruhem
 - při výrobě různých sloučenin – amoniaku, kyseliny dusičné, dusíkatých hnojiv
 - elementární dusík se pro svou malou reaktivitu uplatňuje jako ochranný plyn

tvořící inertní atmosféru všude tam, kde není žádoucí styk látek se vzdušným kyslíkem (např. při výrobě výbušnin)

- tekutý dusík se používá jako chladivo ($t_v = -196\text{ °C}$)

- amoniak:

- dříve nazýván čpavek
- za běžných podmínek bezbarvý plyn štiplavého zápachu a svíravé chuti
- díky vodíkovým vazbám, které tvoří, má ve srovnání s hydridy ostatních prvků 15. skupiny vysokou teplotu tání
- je mimořádně dobře rozpustný ve vodě ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, dříve NH_4OH – hydroxid amonný) o dobré rozpouštědlo
- v přírodě se tvoří rozkladem organických sloučenin obsahujících dusík
- volný elektronový pár na dusíku způsobuje jeho zásaditý charakter, je schopen vázat proton H^+ za vzniku NH_4^+
- má redukční vlastnosti:
 - $3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 \rightarrow 3\text{Cu} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$
- laboratorně se připravuje rozkladem amonných solí silnými zásadami:
 - $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- průmyslově se vyrábí tzv. Haber-Boschovou syntézou, tedy vysokotlakou katalyzovanou syntézou prvků:
 - $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$

- použití:

- výroba průmyslových hnojiv obsahujících amonné soli nebo dusičnany
- výroba kyseliny dusičné, sody
- kapalný jako chladicí médium
- reaguje s kyselinami za vzniku amonných solí
- s vodou amoniak částečně reaguje:
 - $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

- amonné soli:

- obsahují kation NH_4^+
- většinou jsou bezbarvé (bílé), krystalické, ve vodě rozpustné, tepelně nestálé (uvolňuje se amoniak)
- nejznámější je chlorid amonný, tzv. salmiak NH_4Cl – používá se při pájení kovů a v lékařství
- dusičnan amonný NH_4NO_3 se používá jako průmyslové hnojivo

- oxidy:
 - jsou složkou výfukových plynů a průmyslových exhalací
 - většinou jsou dráždivé a jedovaté
 - způsobují kyselé deště
 - meziprodukty výroby kyseliny dusičné
 - vznikají při redoxních reakcích dusíkatých sloučenin
 - oxid dusný N_2O :
 - rajský plyn
 - bezbarvý, nasládlé chuti, málo rozpustný ve vodě
 - jeho směs s vodíkem při styku s plamenem vybuchuje
 - vdechováním malého množství N_2O nastává stav veselosti a opojení, při intenzivní inhalaci působí jako narkotikum
 - používal se v anesteziologii k narkózám, jako náplň do bombiček (např. se šlehačkou)
 - oxid dusnatý NO :
 - bezbarvý plyn
 - radikál, má nepárový elektron
 - velmi reaktivní
 - snadno se oxiduje na oxid dusičitý
 - lze ho připravit přímou syntézou za vysokých teplot:
 - $N_2 + O_2 \rightarrow 2 NO$
- oxid dusitý N_2O_3 :
 - rozpouštěním ve vodě vzniká kyselina dusitá:
 - $N_2O_3 + H_2O \rightarrow 2 HNO_2$
- oxid dusičitý NO_2 :
 - červenohnědý jedovatý plyn
 - vzniká při špatném uchovávání kyseliny dusičné
 - radikál
 - snadno tvoří dimer, tím se stabilizuje (N_2O_4)
 - silné oxidační činidlo
 - používá se jako okysličovadlo v raketové technice
- oxid dusičný N_2O_5 :
 - rozpouštěním ve vodě vzniká kyselina dusičná:
 - $N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2 HNO_3$
- kyseliny:

- kyselina dusitá HNO_2 :
 - středně silná jednosytná kyselina
 - nestálá, snadno podléhá oxidaci i redukci
 - její vodný roztok se získá reakcí dusitanů s neoxidujícími kyselinami:
 - $\text{AgNO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{HNO}_2 + \text{AgCl}$
 - příprava:
 - $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_2$
 - používá se při výrobě barviv (především její soli – dusitany → azobarviva)
 - její soli dusitany MNO_2 jsou dobře rozpustné ve vodě
- kyselina dusičná HNO_3 :
 - silná jednosytná kyselina
 - čistá je bezbarvá
 - světlem se rozkládá na NO_2 , H_2O a O_2 (oxid dusičitý pak způsobuje žluté zabarvení), proto se uchovává v tmavých lahvích
 - s vodou je neomezeně mísitelná
 - koncentrovaná je 68%
 - silné oxidovadlo, oxidační skoro všechny kovy, pouze:
 - Au a některé platinové kovy (Pt, Rh, Ir, Nb, Ta) reagují jen s lučavkou královskou, což je směs HNO_3 a HCl v poměru 1:3
 - Fe, Cr a Al se v koncentrované HNO_3 pasivují, tzn. pokrývají se vrstvou oxidů, které brání další reakci, a reagují proto pouze se zředěnou kyselinou
 - bílkoviny jejím působením žloutnou (xantoproteinová reakce – důkaz bílkovin)
 - příprava – rozkladem dusičnanu sodného kyselinou sírovou:
 - $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3$
 - průmyslová výroba – nepřímou katalytickou oxidací amoniaku:
 - 1. syntéza amoniaku:
 - $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \xrightarrow{\text{Fe}, 450^\circ\text{C}, \text{MPa}} 2 \text{NH}_3 (\text{g})$
 - 2. oxidace amoniaku:
 - $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$
 - 3. oxidace oxidu dusného:
 - $2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$
 - 4. reakce oxidu dusičitého s vodou:
 - $3 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{HNO}_3 + \text{NO}$

- použití – výroba organických barviv, léčiv (např. nitroglycerin), celulóznych laků, výbušnin, dusíkatých hnojiv a dusičnanů
- její soli jsou dusičnany MNO_3 :
 - rozpustné ve vodě
 - při vyšších teplotách mají oxidační vlastnosti
 - termicky se rozkládají na dusitany až oxidy
 - lze je získat reakcí kyseliny dusičné s kovy, oxidy kovů nebo uhličitany
 - $\text{CuO} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - zvýšené koncentrace dusičnanů a dusitanů v potravinách jsou zdravotně závadné
- dusíkaté deriváty uhlovodíků:
 - nitrosloučeniny $\text{R} - \text{NO}_2$
 - aminy
 - primární $\text{R} - \text{NH}_2$
 - sekundární R_2NH
 - terciární R_3N
 - heterocykly (např. pyridin, pirimidin, purin)
 - bílkoviny
 - nukleové kyseliny

Fosfor

- výskyt:
 - v přírodě se nachází jen ve sloučeninách:
 - anorganické – minerály apatit a fosforit $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_2$ (mají stejné složení, ale odlišnou strukturu), $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – složka kostí a zubů živočichů
 - organické – nukleové kyseliny, fosfolipidy, koenzymy NAD a NADP, ATP
 - patří mezi biogenní prvky (kosti, zuby, nukleové kyseliny, ATP)
- vlastnosti a reakce:
 - fyzikálními vlastnostmi se podobá kovům o znám je ve třech modifikacích (červený, bílý, černý):
 - bílý (žlutý) fosfor P_4 :
 - voskově měkký, lehce se krájí

- ve tmě světélkuje
- ve vodě nerozpustný, rozpustný v CS₂
- prudce jedovatý, značně reaktivní
- na vzduchu samozápalný (proto se uchovává pod vodou):
 - $P_4 + 5 O_2 \rightarrow P_4O_{10}$
- červený (fialový) fosfor P_n:
 - méně reaktivní než bílý
 - nejedovatý, ve vodě i v CS₂ nerozpustný
 - vzniká zahříváním bílého fosforu v inertní atmosféře
 - barva tmavočervená, hnědá i fialová (záleží na způsobu přípravy)
 - tvoří řetězce
- černý fosfor = kovový:
 - krystalická, tmavě šedá látka s kovovým leskem
 - dobře vede el. proud a teplo
 - nejstabilnější a nejméně reaktivní
 - vrstevnatá struktura
 - vzniká zahřátím červeného fosforu nad teplotu 400 °C za vysokého tlaku
- vazebné možnosti fosforu jsou podobné jako u dusíku, charakter vazeb s kovy i nekovy je většinou kovalentní
- ve sloučeninách nabývá oxidačních čísel -III a V
- na rozdíl od dusíku netvoří fosfor vodíkové můstky
- výroba:
 - bílý fosfor se vyrábí z apatitu redukcí koksem v přítomnosti křemene v el. peci
 - červený fosfor se vyrábí přeměnou bílého fosforu za nepřístupu vzduchu při teplotě 350 °C
 - laboratorně se fosfor obvykle nepřipravuje
- použití:
 - bílý:
 - dříve k výrobě samozápalných leteckých pum a dělostřeleckých granátů (způsobuje těžké popáleniny) – dnes zakázáno
 - výroba jedovatých nástrah k hubení hlodavců
 - výroba farmaceutických preparátů
 - červený:
 - schopen vzplanout při silnějším zahřátí (např. třením) → zápalky (na škrátku) a pyrotechnika
 - příprava téměř všech sloučenin fosforu (např. kyseliny fosforečné, fosfátů)

- černý:
 - v elektrotechnice při výrobě polovodičů typu N
 - v menším množství se přidává do slitin kovů (do pájek, bronzu, speciálních ocelí) – zvyšuje tvrdost
- bezokyslíkaté sloučeniny fosforu:
 - fosfan PH_3 :
 - je obdobou amoniaku, ale vazba P – H je slabší než N – H
 - za běžných podmínek bezbarvý, prudce jedovatý plyn nepříjemného česnekového zápachu
 - čistý je na vzduchu samozápalný
 - má redukční vlastnosti
 - difosfan P_2H_6
 - fosfidy – sloučeniny fosforu s elektropozitivnějšími prvky (např. fosfid vápenatý Ca_3P_2)
 - halogenidy fosforu
- oxidy:
 - tvoří dimery
 - oxid fosforitý P_4O_6 :
 - bílá, jedovatá, vosku podobná krystalická látka, snadno tající
 - vzniká spalováním fosforu za omezeného přístupu vzduchu:
 - $\text{P}_4 + 3 \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_6$
 - je kyselý, s vodou poskytuje roztok kyseliny fosforité
 - snadno se oxiduje
 - oxid fosforečný P_4O_{10} :
 - bílá, sněhu podobná sloučenina, která při teplotě 358,9 °C sublimuje
 - vzniká spalováním fosforu v nadbytku vzduchu a ochlazením par ve velkých komorách:
 - $\text{P}_4 \xrightarrow{\text{O}_2} \text{P}_4\text{O}_6 \xrightarrow{\text{O}_2} \text{P}_4\text{O}_{10}$
 - má mimořádnou dehydratační schopnost, proto se často používá jako sušidlo
 - po osvětlení zeleně světélkuje
- kyseliny:
 - kyselina fosforitá H_3PO_3 :

- bezbarvá krystalická látka, ve vodě dobře rozpustná
- má hygroskopické účinky
- používá se jako redukční činidlo
- kyselina trihydrogenfosforečná H_3PO_4 :
 - = kyselina ortofosforečná
 - trojsytná, středně silná kyselina
 - ve vodných roztocích je dvojsytná
 - je stálá, nemá oxidační vlastnosti
 - většinu kovů nerozpouští (dochází k pasivaci)
 - krystalická čirá látka
 - při zahřívání dochází ke vzniku kyseliny metafosforečné:
 - H_3PO_4 (HPO_3)_n
 - vznik:
 - $\text{P}_4\text{O}_{10} + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{H}_3\text{PO}_4$
- vyrábí se rozkladem fosforečnanů kyselinou sírovou
- použití:
 - ve farmacii jako přísada do roztoku peroxidu vodíku (zpomaluje jeho rozklad)
 - výroba průmyslových hnojiv (např. superfosfát), léčiv, pracích prostředků
 - povrchová úprava kovů
 - zpracování ropy
 - výroba nealkoholických nápojů – okyselování (např. Coca Cola)
 - výroba zubních tmelů
- tvoří tři řady solí:
 - dihydrogenfosforečnany MH_2PO_4
 - hydrogenfosforečnany M_2HPO_4
 - fosforečnany M_3PO_4
 - dihydrogenfosforečnany jsou ve vodě rozpustné, hydrogenfosforečnany a fosforečnany jsou rozpustné jen jako soli alkalických kovů
 - fosforečnany se používají jako změkčovadla vody v pracích práscích
 - fosforečnan vápenatý $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$:
 - obsažen v minerálech fosforitu a apatitu
 - ve vodě nerozpustný
 - surovina pro výrobu fosforečných hnojiv – např. superfosfát
 - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2 \text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$

- ATP:
 - adenosintrifosfát o univerzální makroergická sloučenina tvořící spojovací článek mezi exergonickými a exergonickými reakcemi
 - tvoří se z ADP (adenozindifosfátu) navázáním zbytku kyseliny fosforečné v procesu nazývaném fosforylace
 - energie se uvolňuje hydrolýzou makroergických vazeb mezi fosfátovými zbytky – na 1 mol je to 33 kJ

Hnojiva

- slouží k výživě rostlin, k dodávání minerálních látek (především C, N, P, K, Ca, Mg, S)
- minerální látky jsou přijímány rozpuštěné ve vodě – ta je zdrojem H a O
- dále jsou potřeba i stopové prvky (B, Mn, Zn, Cu, Co, Mo, Si, Na, Cl,...)
- dusík:
 - podporuje bujný růst, sytě zelenou barvu rostlin, hodně listů
 - způsobuje malou odolnost vůči chorobám a málo plodů – ty jsou netrvanlivé, nevybarvené, bez vůně
 - při nedostatku jsou rostliny malé, slabé, neduživé, světle zelené, listy i plody předčasně opadávají
 - dobré je hnojit jím na jaře
- fosfor:
 - podporuje růst květů a plodů, které jsou krásně voňavé a vybarvené
 - zkracuje vegetační období
 - při nedostatku mají rostliny málo květů, které jsou malé a zasychají, plody opadávají, jsou chuťově nevýrazné a vybledlé, listy mají červené žilky
- draslík:
 - je potřebný na konci vegetačního období
 - způsobuje vysokou odolnost vůči mrazu, plísním a chorobám
 - při nedostatku – malá odolnost vůči suchu a mrazu, rostliny se snadno lámou a kroutí se jim listy
- vápník:
 - důležitý pro kořenový systém a pro tvorbu pevných větví, silné kůry, kmene a slupky plodů
 - při nedostatku jsou rostliny málo zakořeněné
 - důležitý je hlavně na podzim

- hořčík:
 - je součástí chlorofylu → sytě zelené listy
- síra:
 - součást bílkovin a rostlinných silic
- železo:
 - podporuje tvorbu chlorofylu
- stopové prvky:
 - bor – důležitý pro květy a plody
 - hliník – součást buněčných stěn
 - křemík, sodík, chlor – součást katalyzátorů
 - měď – důležitá pro tvorbu chlorofylu
 - molybden – podporuje činnost půdních bakterií
- statková hnojiva (přírodní) – hnůj, trus, kompost (organické zbytky + vápno + zemina), močůvka, zelené hnojení
- průmyslová (syntetická hnojiva):
 - jednosložková:
 - N – NaNO_3 , KNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NH_3 , NH_4^+
 - P – $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, superfosfát
 - K – KCl , K_2SO_4 , K_2O
 - vícesložková:
 - NPK 1 (obsahuje nejvíc N), NPK 2 (obsahuje nejvíc P), NPK 3 (obsahuje nejvíc K)
 - Cererit (NPK + mikroprvky)
 - floran

1. [Pentely \(prvky p3\) – otázka z chemie](#)
2. [Pentely – maturitní otázka \(2\)](#)
3. [Prvky V. A skupiny – maturitní otázka z chemie](#)