

Otázka: Prvky p2 (tetrelly)

Předmět: Chemie

Přidal(a): Eliška 

Charakteristika prvků p²

- prvky 14. (IV.A) skupiny periodické soustavy prvků, tetrelly
- uhlík, křemík, germanium, cín, olovo
- mají 4 valenční elektrony, konfigurace valenční vrstvy je $ns^2 np^2$
- všechny jsou schopny excitace
- všechny jsou pevné látky
- se stoupajícím protonovým číslem roste kovovost – uhlík a křemík jsou nekovy, germanium je polokov, cín a olovo jsou kovy
- uhlík je maximálně čtyřvazný, ostatní prvky jsou až šestivazné (mohou využít prázdné nd-orbitaly)
- běžná oxidační čísla jsou -II, II, IV
- se stoupajícím Z klesá stálost sloučenin s oxidačním číslem IV a stoupá stálost sloučenin s oxidačním číslem II
- volně se vyskytuje pouze uhlík, ostatní jenom ve sloučeninách

Uhlík

výskyt:

- v přírodě volný i vázaný
- volný krystalizuje ve dvou alotropických modifikacích jako:
 - diamant – krychlová soustava
 - každý atom uhlíku je kovalentně poután se 4 sousedními atomy ve

vrcholech tetraedru

- nejtvrdší nerost v přírodě (tvrdost = 10)
 - elektricky nevodivý, čirý
 - užití – šperkařství, brusný materiál
-
- grafit, tuha – hexagonální soustava
 - má vrstevnatou strukturu – v jednotlivých vrstvách jsou pevné kovalentní vazby, mezi vrstvami slabé Van der Waalovy
 - černošedé zbarvení, kovový lesk
 - je měkký, dobře vede elektrický proud
 - užití – elektrody, tužky, mazadlo ložisek, tavicí kelímky, moderátory pro jaderné reaktory
-
- fullereny:
 - připraveny uměle odpařením grafitové elektrody v heliové atmosféře
 - velké molekuly o různém složení (C_{60} , C_{70} , C_{80} , C_{81} , C_{90} , C_{91} , ...) ve tvaru mnohostěnů („fotbalové míče“)
 - užití – supravodivé materiály, předpokládané léčivo na AIDS o volný dále ve formě koksu, sazí, živočišného uhlí
-
- vázaný:
 - v anorganických sloučeninách, např. nerosty kalcit $CaCO_3$, magnezit $MgCO_3$, horniny dolomit a vápenec ($MgCO_3 \cdot CaCO_3$)
 - v atmosféře a minerálních vodách jako oxid uhličitý CO_2
 - je součástí ropy a zemního plynu (uhlovodíky)
 - ve všech organických sloučeninách
 - biogenní prvek

vlastnosti a reakce:

- má schopnost řetězit se a tvořit násobné vazby
- poměrně málo reaktivní, s jinými prvky reaguje až při vyšších teplotách
- netvoří vodíkové můstky (má příliš nízkou elektronegativitu)
- oxidační čísla -II, 0, II, IV
- elektronová konfigurace:
 - 1) ${}_6C [{}_2He] 2s^2 2p^2$ – dvouvazný
 - 2) ${}_6C^* [{}_2He] 2s^1 2p^3$ – čtyřvazný

↑↓

↑	↑	
---	---	--

--	--	--	--

↑

↑	↑	↑
---	---	---

--	--	--	--	--

- hybridní stavy uhlíku:

Hybridizace	Typ vazeb	Násobnost vazeb	Tvar molekuly
sp ³	4x σ	4 jednoduché	tetraedr
sp ²	3x σ + 1x π	2 jednoduché, 1 dvojná	trojúhelník
sp	2xσ + 2x π	1 jednoduchá a 1 trojná, nebo dvě dvojně	lineární

- k reakcím se používají technické formy uhlíku, např. koks nebo uhlí

výroba:

- vyrábí se rozkladem organických sloučenin bez přístupu vzduchu
- uměle se vyrábějí obě modifikace uhlíku – grafit i diamant

použití:

- palivo (koks, uhlí)
- redukce kovů z rud
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{C} \rightarrow 3 \text{CO} + 2 \text{Fe}$
- aktivní uhlí (pórovitá forma uhlíku s velkým povrchem) slouží k adsorpci plyných látek např. ve filtrech ochranných masek nebo v lékařství při nemocech trávicího traktu jako tzv. živočišné uhlí
- saze (technický uhlík) – rozptýlený uhlík vznikající při nedokonalém spalování organických látek, využívají se jako plnidlo při výrobě pneumatik a plastů

sirouhlík CS₂:

- bezbarvá jedovatá kapalina, nerozpustná ve vodě
- nepolární rozpouštědlo (rozpouští např. bílý fosfor)
- vzniká z prvků za zvýšené teploty:
 - $2 S + C \rightarrow CS_2$

kyanovodík HCN:

- bezbarvá kapalina, rozpustná ve vodě
- prudce jedovatý, způsobuje ochrnutí dýchacího centra
- jeho roztok – kyselina kyanovodíková – se chová jako velmi slabá kyselina
- od kyseliny kyanovodíkové odvozujeme soli kyanidy:
 - prudce jedovaté
 - nejznámější kyanid draselný = cyankáli (zápach po hořkých mandlích)
 - KCN a NaCN se používají při získávání zlata a stříbra

karbidy:

- sloučeniny uhlíku s elektropozitivnějšími prvky
- jsou tvrdé, pevné, mají vysokou teplotu tání
- nelze u nich určit oxidační číslo, názvy proto často tvoříme opisem (např. Be₂C = karbid dyberilia, B₄C – karbid tetraboru, aj.)
- iontové karbidy – s alkalickými kovy a kovy alkalických zemin, s vodou tvoří acetylen:
 - $CaC_2 + 2 H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + CH \quad CH$
- CaC₂ = karbid vápenatý, acetylid vápenatý
- kovalentní karbidy – např. SiC (tzv. karborundum – brusný materiál), Be₂C

oxidy:

- oxid uhelnatý CO:

- bezbarvý plyn, bez zápachu, ve vodě málo rozpustný
 - vzniká hořením uhlíku za nedostatku kyslíku:
 - $2\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}$
 - velmi reaktivní, silné redukční činidlo (při redukci vzniká velké množství tepla):
 - $\text{Fe}_2\text{CO}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$
 - připravuje se rozkladem kyseliny mravenčí:
 - $\text{HCOOH} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$
 - je jedovatý, má schopnost vázat se na hemoglobin (4x lépe než kyslík) a zabraňuje tak přenosu kyslíku – může dojít k zadušení
 - součást výfukových plynů
 - je součástí průmyslově významných plynů – vodního plynu (H_2 , CO) a generátorového plynu (N_2 , CO)
-
- oxid uhličitý CO_2 :
 - bezbarvý, lehce zkapalnitelný plyn bez chuti a zápachu
 - 1,5x těžší než vzduch
 - není jedovatý, je jen nedýchatelný
 - vzniká při dokonalém spalování uhlíku za dostatečného přístupu vzduchu, při dýchání, tlení, hnití a kvašení:
 - $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
 - přepravuje se v ocelových lahvích s černým pruhem
 - slabé oxidační činidlo, méně reaktivní než CO
 - jeho ochlazením vzniká pevný oxid uhličitý, tzv. suchý led
 - připravuje se reakcí uhličitánů se silnými kyselinami nebo jejich tepelným rozkladem:
 - $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2$
 - používá se při výrobě nápojů, cukru, sody, kapalný jako náplň do sněhových hasicích přístrojů, pevný jako suchý led (chlazení)
 - jeho rozpouštěním ve vodě vzniká slabá kyselina uhličitá
 - jeho zvýšené množství v atmosféře způsobuje skleníkový efekt

kyselina uhličitá:

- dvojsytná, slabá, velmi nestálá kyselina
- existuje jen ve vodném roztoku
- připravuje se zaváděním oxidu uhličitého do vody:
 - $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
- při zahřívání se rozkládá zpět na oxid uhličitý a vodu
- vytváří dvě řady solí – uhličitany a hydrogenuhličitany
- významným derivátem je fosgen COCl_2 (chlorid karbonylu) – jedovatý, dusivý, bezbarvý plyn bez zápachu, vzniká při hašení tetrachlorovými hasicími přístroji

soli:

- uhličitany M_2CO_3 :
 - ve vodě nerozpustné (kromě uhličitanů alkalických kovů a $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$)
 - vznikají tepelným rozkladem hydrogenuhličitanů:
 - $2 \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - rozkládají se teplem a kyselinami:
 - $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
 - uhličitan vápenatý CaCO_3 :
 - výroba páleného vápna:
 - $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
 - hašení vápna:
 - $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
 - tuhnutí malty:
 - $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - uhličitan sodný Na_2CO_3 :
 - triviálně soda
 - používá se k odstranění trvalé tvrdosti vody
 - součást čisticích prostředků
 - uhličitan draselný K_2CO_3 = potaš
- hydrogenuhličitany MHCO_3 :
 - ve vodě rozpustné
 - způsobují přechodnou tvrdost vody
 - hydrogenuhličitan sodný NaHCO_3 :
 - jedlá soda

- používá se v potravinářství (kypřící prášky, šumivé nápoje) a v lékařství (při zvýšené kyselosti žaludečních šťáv – slouží k jejich neutralizaci)
- krasové jevy:
 - jejich podstatou je vzájemná přeměna mezi uhličitánem a hydrogenuhličitánem vápenatým:
 - $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
 - reakce zleva doprava – rozpouštění vápence (vznik jeskyní apod.)
 - reakce zprava doleva – vznik nerozpustného uhličitanu vápenatého v podobě krápníků
- tvrdost vody – je dána obsahem rozpuštěných minerálních látek
 - přechodná tvrdost – způsobena hydrogenuhličitany
 - může být odstraněna povařením:
 - $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 - (rozpustný hydrogenuhličitan se mění na nerozpustný uhličitan)
 - trvalá tvrdost – způsobena především sírany (CaSO_4 , MgSO_4)
 - lze ji odstranit přidáním uhličitanu sodného (sody):
 - $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
 - (rozpustný síran se mění na nerozpustný uhličitan)
 - měkká voda je například dešťová nebo kojenecká

Křemík

výskyt:

- po kyslíku druhý nejrozšířenější prvek na Zemi (25,8 hm. %)
- obsahuje ho třetina všech známých nerostů
- elementární křemík je uměle vyrobená látka, v přírodě existuje pouze ve sloučeninách
- v přírodě se nachází téměř výlučně ve formě kyslíkatých anorganických sloučenin s ox. číslem IV jako:
 - křemen SiO_2
 - křemičitany (např. granáty, turmalín)
 - hlinitokřemičitany (např. slídy, živce)
 - opál – částečně vykrystalizovaný koloidní hydratovaný SiO_2

- biogenní prvek

vlastnosti a reakce:

- patří mezi polokovy
- tmavošedý, kovově lesklý, tvrdý, křehký, krystalický, lehký
- svou strukturou se podobá diamantu, vazby jsou ale méně pevné, a proto je křehčí
- i přes stejný počet elektronů ve valenční vrstvě se od uhlíku výrazně liší způsobem vazby a tedy i strukturou svých sloučenin
- vystupuje ve většině sloučenin jako čtyřvazný, zřídka troj- nebo dvojitý
- díky nízké hodnotě elektronegativity mají jeho vazby kovalentní charakter, tvoří vodíkové můstky
- není příliš reaktivní, s ostatními prvky se slučuje až za vysokých teplot (např. s kyslíkem na oxid křemičitý, se sírou na disulfid, s uhlíkem na karbid, s většinou kovů na silicidy)
- je rezistentní vůči kyselinám s výjimkou HF

výroba:

- redukce oxidu křemičitého karbidem vápenatým nebo uhlíkem v elektrických pecích:
 - $\text{SiO}_2 + \text{CaC}_2 \rightarrow \text{Si} + \text{Ca} + 2 \text{CO}$
 - $\text{SiO}_2 + 2 \text{C} \rightarrow \text{Si} + 2 \text{CO}$

použití:

- jako polovodič v elektrotechnickém průmyslu (polovodič – látka, která vede elektrický proud pouze za určitých podmínek, např. za vyšších teplot, při ozáření, apod.)

silicidy:

- sloučeniny křemíku s kovy, např. Li_3Si , CaSi_2 , BaSi_3

- vodou ani zředěnými kyselinami se většinou nerozkládají

silany:

- sloučeniny křemíku s vodíkem
- tvoří stejně jako alkany řadu obecného vzorce $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$
- mono- a disilan jsou plyny, vyšší jsou kapaliny
- jsou samozápalné a velmi reaktivní, s vodou reagují za vývoje vodíku

halogenidy křemičité:

- těkavé o nejvýznamnější je fluorid křemičitý SiF_4 :
 - vzniká jako produkt při zpracování fluoroapatitů
 - s vodou poskytuje kyselinu hexafluorokřemičitou H_2SiF_6 , která existuje jen v roztoku a její soli jsou hexafluorokřemičitany M_2SiF_6

karbid křemíku SiC:

- karborundum
- brusný materiál

oxid křemičitý SiO_2 :

- pevná, tvrdá, chemicky odolná a obtížně tavitelná látka s prostorovou strukturou
- základní strukturu tvoří tetraedr SiO_4 , v jehož vrcholech jsou 4 atomy kyslíku spojené pevnými vazbami s atomem křemíku uprostřed
- jednotlivé tetraedry jsou navzájem spojeny společným atomem kyslíku
- 3 základní modifikace
 - křemen $\leftarrow - 870\text{ }^\circ\text{C} \rightarrow$ tridymit $\leftarrow - 1470\text{ }^\circ\text{C} \rightarrow$ cristobalit

- odolný vůči vodě i všem kyselinám kromě HF
- v přírodě se oxid křemičitý nejčastěji nachází jako drobně krystalický znečištěný křemen – písek
- odrůdy:
 - křišťál – bezbarvý
 - ametyst – fialový
 - růženín – růžový
 - záhněda – hnědá
 - citrín – žlutý
- používá se ve stavebnictví (písek), při výrobě skla, porcelánu a šperků
- křemenné sklo:
 - vzniká roztavením a rychlým ochlazením čistého křemene
 - obtížně se zpracovává, ale má řadu vlastností významných pro laboratorní využití (nízká tepelná roztažnost, odolnost vůči chemikáliím)
 - firmy SIMAX (česká) a PYREX (francouzská)
- výroba skla:
 - sklo – homogenní amorfnní látka vznikající ochlazením taveniny
 - obyčejné sklo má vzorec $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6 \text{SiO}_2$
 - suroviny – křemen, vápenec, soda = tzv. sklářský kmen
 - směs se roztaví, roztaví (1400 – 1500 °C) a přidají se k ní čerící látky (např. As_2O_3) sloužící k odstranění bublinek
 - ochlazení a zpracování – např. foukání, válcování, lití
 - vypálení, pomalé ochlazení výrobků
 - broušení, leptání, malování
 - speciální skla (s příměsemi):
 - B_2O_3 – chemické sklo PbO –
 - optické přístroje oxidy Co, Cu
 - Cr – barevná skla

kyselina křemičitá H_4SiO_4 :

- známá jen ve vodném roztoku
- vzniká okyselením vodných roztoků alkalických křemičitanů nebo hydrolyzou halogenidů křemičitých
- delším stáním nebo zahřátím se přeměňuje v rosolovitý gel, jehož vysušením získáme amorfnní tvrdý gel – silikagel, který má díky své pórovitosti velmi dobré adsorpční vlastnosti a používá se v chemických laboratořích

křemičitany:

- vznikají tavením oxidu křemičitého s hydroxidy a uhličitany alkalických kovů:
 - $\text{SiO}_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{SiO}_2 + \text{M}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{M}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$
- jejich základní stavební jednotkou jsou tetraedry SiO_4 spojené do větších celků přes atomy kyslíku
- u hlinitokřemičitanů je část atomů křemíku nahrazena hliníkem (hlinitokřemičitan vápenatý – složka cementů)
- v přírodě jsou rozšířeny jako nerosty nebo časté součásti hornin, k nejdůležitějším patří např. živce, kaolinit, azbest nebo slídy
- vodní sklo – viskózní vodný roztok křemičitanů (Na_2SiO_3 , K_2SiO_3), používaný jako konzervační nebo tmelící prostředek
- používají se především pro výrobu keramiky a cementu
- keramika:
 - materiál vzniklý vypálením hmoty vytvořené ze směsi kaolínu (hornina obsahující nerost kaolinit), jílu a hlín
 - nejkvalitnějším keramickým výrobkem je porcelán, vyráběný z nejčistšího kaolínu, živce a křemene
- cement:
 - jemný prášek tvořený nejčastěji směsí křemičitanů a hlinitanů vápenatých
 - slouží k přípravě malty a betonu
- silikony:
 - syntetické organokřemičité polymerní sloučeniny obsahující v molekulách pravidelně se opakující jednotku
 - mimořádně tepelně odolné a hydrofobní
 - používají se např. jako mazací oleje, nátěrové hmoty, izolační, jako lékařské implantáty

Germanium

- šedobílá, lesklá, křehká, v přírodě zřídka se vyskytující látka
- používá se na výrobu polovodičových součástek

Cín

výskyt:

- v přírodě jen ve sloučeninách – např. cínovec (kasiterit) SnO_2

vlastnosti a reakce:

- 3 krystalové modifikace:
 - šedý cín (α) $\leftarrow 13,2\text{ }^\circ\text{C}$ $\rightarrow$ bílý cín (β) $\leftarrow 161\text{ }^\circ\text{C}$ $\rightarrow$ křehký cín (γ)
 - krychlová čtverečná kosočtverečná soustava
- bílý cín:
 - poměrně měkký, stříbrolesklý kov
 - lze z něj snadno zhotovit drát nebo tenká fólie (staniol)
 - na vzduchu se pokrývá vrstvičkou SnO_2 – ochrana před korozí
 - odolný vůči vzduchu, vodě, kyselým i zásaditým roztokům
 - užití – povrchová úprava méně odolných kovů (tzv. pocínování)
 - součást mnoha slitin – např. bronz ($\text{Sn} + \text{Cu}$), klempířská pájka ($\text{Sn} + \text{Pb}$), ložiskový kov ($\text{Sn} + \text{Sb}$)
- šedý cín:
 - šedý prášek
 - cínové předměty (např. historické nádoby) nelze skladovat při teplotách nižších než $13,2\text{ }^\circ\text{C}$ – rozpadají se
 - prášek napadá i nezasažené části bílého cínu – tzv. cínový mor

výroba:

- z oxidu cíničitého redukcí uhlím:
 - $\text{SnO}_2 + 2\text{C} \rightarrow \text{Sn} + 2\text{CO}$

sloučeniny:

- sloučeniny cíničitě jsou stabilnější než cínaté
- cínaté sloučeniny mají redukční účinky
- oxid cíničitý SnO_2 se používá při výrobě smaltů

Olovo

výskyt:

- elementární jen vzácně
- většinou ve sloučeninách – např. galenit PbS

vlastnosti a reakce:

- šedý, měkký, dobře tvarovatelný kov
- výrobky z něj mají malou pevnost
- na vzduchu se pokrývá vrstvou oxidu olovnatého (chrání ho před další oxidací)
- nerozpouští se ve zředěných kyselinách, rozpouští se v kyselině dusičné
- reaktivnější než cín
- páry i rozpustné sloučeniny jsou jedovaté, v těle se kumuluje a obtížně se vylučuje
- způsobuje bledost, anemii, zácpu, koliku, křeče, poškození mozku a ledvin

výroba:

- pražením galenitu na oxid olovnatý a jeho následnou redukcí:
 - $\text{PbS} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{PbO} + 2 \text{SO}_2$
 - $\text{PbO} + \text{C} \rightarrow \text{Pb} + \text{CO}$

použití:

- ochrana před rentgenovým zářením (pohlcuje γ -záření) o výroba středověkých oken, olověných akumulátorů, střeliva, olověného skla (zvyšuje index lomu) – lustry, těžítka,...
- slitiny – pájky (slitiny kovů sloužící ke spojování kovů pájením) – cín + olovo

sloučeniny:

- sloučeniny olovnaté jsou stabilnější než olovičité – všechny olovičité sloučeniny jsou oxidačními činidly, snadno se redukuje na olovnaté
- oxid olovnatý PbO:
 - několik barevných forem – žlutý prášek, nebo červená forma = klejt – výroba skla a fermeží
 - $2 \text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb(OH)}_2$ – zásaditý uhličitan olovnatý: bílá krycí barva, která působením H_2S černá $\rightarrow$ vzniká černý PbS (způsobuje černání obrazů)
- oxid olovičitý PbO₂ – výroba olověných akumulátorů
- oxid olovnato-olovičitý Pb₃O₄ = 2PbO.PbO₂:
 - minium = suřík
 - má oranžovočervenou barvu
 - výroba antikoročních nátěrových směsí
 - je toxický – omezuje se

akumulátory: o sekundární elektrické články (po vybití je lze opětovně dobít)

- tvoření:
 - anoda vyplněná PbO₂: $\text{Pb}^{\text{IV}} \rightarrow \text{Pb}^{\text{II}}$
 - katoda – houbovitě olovo: $\text{Pb}^0 \rightarrow \text{Pb}^{\text{II}}$
 - obě elektrody ponořeny do roztoku H_2SO_4
- při vybíjení a nabíjení probíhá reakce:
 - $\text{PbO}_2 + \text{Pb} + \text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow 2 \text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{E}$
- při vybíjení vzniká síran olovnatý a voda $\rightarrow$ klesá koncentrace H_2SO_4

1. [Tetrelly \(prvky p2\) – otázka z chemie](#)
2. [P2 prvky – IV.A skupina – otázka z chemie](#)
3. [Prvky I.A skupiny – maturitní otázka z chemie](#)

