

## 10. p<sup>1</sup> prvky, p<sup>2</sup> prvky, soli

### - p<sup>1</sup> prvky

- III. A skupina – triely
- Elektronová konfigurace: ns<sup>2</sup>np<sup>1</sup>
- Zástupci: bor, hliník, galium, indium thalium
- Vyjma boru, který je polokovem, jsou zbylé prvky kovy
- Oxidační číslo je rovno hodnotě +III
  - U galia, india a thalia může nabývat hodnoty +I
- Vyrůstá atomový poloměr a kovový charakter se vzrůstajícím Z

### - Bor – <sub>5</sub>B

- Poměrně vzácný na Zemi i ve vesmíru
- Vyskytuje se pouze ve sloučeninách, nejčastěji boritanech či borsilikátech
- Příprava termickou reakcí: redukcí hořčíkem oxidu boritého vzniká bór a oxid hořečnatý
  - $\text{B}_2\text{O}_3 + 3 \text{Mg} \rightarrow 2 \text{B} + 3 \text{MgO}$
- Vlastnosti:
  - Chemicky téměř nereaktivní, nerozpustný v HCl a HF
  - Vlastnostmi se podobá křemíku (diagonální podobnost)
    - Tvoří kovalentní vazby
  - Vytváří podobné sloučeniny jako uhlík
  - Dimerizace – boran v realitě neexistuje, jelikož pro bór je to energeticky nevýhodné, spojuje se do diboranu –  $2 \text{BH}_3 \rightarrow \text{B}_2\text{H}_6$
- Sloučeniny:
  - Oxid boritý –  $\text{B}_2\text{O}_3$ 
    - Vzniká hořením boru na vzduchu
      - Většinou se připravuje žháním kyseliny borité
    - Bezbarvá sklovitá látka, která reaguje s vodou za vzniku  $\text{H}_3\text{BO}_3$
  - Kyselina boritá –  $\text{H}_3\text{BO}_3$ 
    - Tvoří bílé šupinové krystaly, v nichž jsou její rovinné molekuly vzájemně poutány do vrstev vodíkovými můstky
    - Velmi slabá kyseliny
    - Málo rozpustná ve vodě
    - Používá se k impregnaci dřeva proti plísním
    - Slabý roztok tzv. bórová voda se používá jako kapky do očí, desinfekční účinky
  - Nitrit bóru – BN
    - žáruvzdorný bílý materiál, nevede elektrický proud
    - téměř nereaktivní
    - Využívá se na vyzdívky
  - Karbid bóru –  $\text{B}_4\text{C}$ 
    - tvrdostí podobný diamantu
    - používá se na brusky, v raketové technice, na brzdové destičky, neprůstřelné vesty, leštění kovů
  - Borax –  $\text{Na}_2[\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4] \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$ 
    - nejvýznamnější sůl kyslíkatých kyseliny boru
    - těžitelný nerost, bílá pevná látka
    - používá se na výrobu smaltů a porcelánů

- **Hliník** –  $_{13}\text{Al}$

- Vyskytuje se pouze ve sloučeninách
- Vyrábí se elektrolýzou taveniny bauxitu s přídavkem kryolitu (tavidlo – snižuje teplotu k nutnosti elektrolýzy, i přesto je nutná teplota skoro  $1\,000\text{ }^{\circ}\text{C}$ )
  - na katodě vzniká hliník, na anodě vzniká kyslík
  - jelikož je výroba náročná, je zpracováván hliníkový šrot
- **Vlastnosti:**
  - Stříbrolesklý, tažný, kujný, lehký, tepelně i elektricky vodivý kov
  - Nízká hustota
  - Odolný vůči korozi, pasivuje se – potáhne se vrstvou oxidu
  - Amfoterní – reaguje jak s kyselinou, tak s hydroxidem
  - Má redukční vlastnosti, využití v aluminotermii
  - Vytváří komplexní sloučeniny, komplexní soli
- **Využití:**
  - Hliníkové slitiny
    - Dural (slitina hliníku s hořčíkem a mědí)
  - Výroba pánví hrnců apod., ale pokrývají se keramickou nebo teflonovou nebo analogem teflonu, kvůli účinkům hliníku
  - Mincovní kov
  - Aluminotermie
    - Díky redukčním vlastnostem hliníku se získávají některé kovy z jejich oxidů za vysokých teplot
- **Sloučeniny**
  - Bauxit –  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ 
    - hydratovaný oxid hlinitý
    - chemickým složením odpovídá oxidu-hydroxidu hlinitého
  - Kryolit –  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ 
    - výroba smaltů a mléčné sklo
  - Oxid hlinitý –  $\text{Al}_2\text{O}_3$ 
    - Připravuje se spalováním hliníku
    - Vyskytuje se v různých strukturních modifikacích
      - Korund – modifikace  $\alpha$ 
        - těžko tavitelný, nerozpustný v roztocích hydroxidů
        - Drahokamy: rubín a safír
        - Brusné materiály: smrek – šedivá barva
  - Hydroxid hlinitý –  $\text{Al}(\text{OH})_3$ 
    - Má amfoterní charakter
    - V kyselinách se rozpouští za vzniku hlinitých solí, v zásadách vznikají hydroxohlinitany
  - Sírán hlinitý –  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 
    - Užívá se v papírenském a textilním průmyslu
    - Využívá se v čistírnách odpadních vod k úpravě vody čiřením
  - Octan hlinitý – otoky, barvení látek
- Aluminium – z řečtiny: „hořká sůl“ – název nejspíše pochází z kamence, který se používal na stahy při krvácení –  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

- **p<sup>2</sup> prvky**

- IV. A skupina – tetrelly
- Elektronová konfigurace: ns<sup>2</sup>np<sup>2</sup>
- Zástupci: uhlík (nekov), křemík (polokov), germanium (polokov), cín (kov), olovo (kov)
  - Všechny prvky IV. A skupiny jsou pevné látky
- Oxidační číslo nabývá hodnot +II a +IV
- Uhlík je maximálně čtyřvazný, ostatní mohou být až šestivazné, jelikož mají volné d orbitaly

- **Uhlík – <sup>6</sup>C**

- Vyskytuje se ve formě grafitu a diamantu, vázaný v CO<sub>2</sub> a uhličitanech
- Je stavební jednotkou veškeré živé hmoty
- Elementární uhlík se vyskytuje ve třech alotropických modifikacích:
  - Grafit
    - Šesterečná struktura
    - Vodivé vlastnosti, psací vlastnosti, elektricky vodivý, neprůhledný
    - Hustota: 2,2 g/cm<sup>3</sup>
    - Využití: mazadla, pigmenty, tužky, elektrody, tavicí kelímky, aktivní uhlí
  - Diamant
    - Křehlová struktura
    - velmi pevné vazby, nejtvrdší prvek, průhledný, elektricky nevodivý, syntetické diamanty
    - Hustota: 3,5 g/cm<sup>3</sup>
    - Využití: klenotnictví, broušení, vrtáky, řezací kotouče
  - Fullereny
    - Uměle připravené
    - Získává se odpařováním grafitové elektrody v elektrickém v oblouku
      - Reakce se provádí v heliové atmosféře
      - Modifikace je tvořena různými molekulami o různém složení
      - Byli izolovány např. molekuly C<sub>60</sub>, C<sub>70</sub>, C<sub>94</sub>
- **Výskyt:**
  - Antracit – 95%
  - Černé uhlí – 80%
  - Hnědé uhlí – 70%
  - Lignit – 60%
  - Rašelina – 50%
  - Vápenec, dolomit, soda
  - Oxid uhličitý, oxid uhelnatý
  - Součástí všech organických sloučenin
- **Vlastnosti:**
  - Nemá dostatečnou elektronegativitu na to, aby tvořil vodíkové můstky
  - Tvoří násobné vazby
  - Tvoří složité řetězce a sloučeniny
  - Poměrně málo reaktivní, s jinými prvky reaguje až za vyšších teplot
  - Aktivní uhlí – slouží adsorpci plyných látek (filtry ochranných masek) a jako živočišné uhlí při nemocech trávicího traktu

○ **Výroba:**

- Koks – uhlík, který se vyrábí tepelným rozkladem bez přístupu vzduchu
- Saze – velmi nízký přístup vzduchu, na výrobu: pneumatik a plastů

○ **Sloučeniny:**

- Uhličitany – viz. maturitní otázka č. 9
- Kyselina uhličitá –  $\text{H}_2\text{CO}_3$ 
  - sodovka
  - využívá se na výroba sody, výroba cukru
  - známe jsou její soli a hydrogensoli
- Oxid uhličitý –  $\text{CO}_2$ 
  - Nedýchatelný, není jedovatý, 1,5krát těžší než vzduch
  - vzniká při dýchání a spalování
  - produktem dokonalého spalování všech organických sloučenin, pálením vápence
  - velmi slabé oxidační činidlo
  - lehce zkapalnitelný
  - stlačitelný do lahví – označení černým pruhem
- Oxid uhelnatý –  $\text{CO}$ 
  - Bezbarvý, bez zápachu, karcinogenní
  - vdechováním se váže na hemoglobin
  - silné redukční činidlo, velmi reaktivní
  - vzniká hořením paliv, hořením uhlíku za nedostatku kyslíku, přeháněním vodní páry přes rozžhavený koks – vodní plyn, rozkladem kyseliny mravenčí
  - využívá se jako generátorový plyn
- Sirouhlík –  $\text{CS}_2$ 
  - Bezbarvá jedovatá kapalina, nerozpustná ve vodě
  - Napolární rozpouštědlo
  - Vzniká z prvků za zvýšené teploty
- Kyanovodík –  $\text{HCN}$ 
  - Prudce jedovatý, způsobuje ochrnutí dýchacího centra
  - Rozpustný ve vodě, bezbarvá kapalina
  - Vyrábí se reakcí methanu s amoniakem při teplotách nad 1 200 °C
  - Jeho soli jsou též prudce jedovaté
    - $\text{KCN}$  – cyankáli
  - využití anionů  $\text{CN}^-$  jako ligandů, které již nejsou jedovaté
- Acetylid vápenatý –  $\text{CaC}_2$ 
  - Při reakci s vodou vzniká acetylen a hydroxid vápenatý
- Karbid křemíku –  $\text{SiC}$ 
  - broušení nožů

- **Křemík** –  $_{14}\text{Si}$

- Druhý nejrozšířenější prvek v přírodě (po kyslíku)
- Vyskytuje se pouze v kyslíkatých sloučeninách
- Používá se jako polovodič v elektrotechnickém průmyslu, zejména při výrobě mikročipů
- **Vlastnosti**
  - Tmavošedá, kovově lesklá, tvrdá, křehká krystalická látka
  - Svou strukturou se podobá diamantu, avšak je křehčí
  - Tvoří kovalentní vazby, netvoří vodíkové můstky
  - Není příliš reaktivní, reaguje za vysokých teplot
  - Je rezistentní vůči kyselinám s výjimkou HF
- Získává se redukcí oxidu křemičitého karbidem vápenatým nebo uhlíkem v elektrických pecích.
- **Sloučeniny**
  - Křemen –  $\text{SiO}_2$ 
    - čistý: polodrahokamy – křišťál, citrín, ametyst, opál, achát
    - znečištěný: písek
    - Pevná krystalická látka, odolný vůči kyselinám kromě HF
    - Výroba skla, výroba porcelánu
  - Kyselina křemičitá –  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ 
    - Výroba silikagelu – adsorpční vlastnosti a využití v chemických laboratořích
  - Křemičitany – např. granáty, turmalín
  - Hlinitokřemičitany – např. slídy, živce
  - Silikony
    - Organokřemičité polymerní sloučeniny
    - Jsou mimořádně tepelně odolné a mají hydrofobní charakter
    - Používají se jako mazací oleje, nátěrové hmoty, izolační materiál

## - Soli

- Kyslíkaté a bezkyslíkaté látky, které se skládají z aniontů kyselin a kationtů kovů nebo amonného kationtu
- Charakteristika:
  - Krystalické látky
  - vysoké teploty tání a varu
  - v roztoku a tavenině vedou elektrický proud
  - tvoří iontové vazby
- Příprava:
  - Neutralizace
  - Přímá syntéza z prvku (reakce kovů s nekovem)
  - Reakce oxid kovu a oxid nekovu ( $\text{CaO} + \text{CO}_2$ )
  - Reakce kovu s kyselinou
  - Reakce kyselinotvorného oxidu s hydroxidem
  - Reakce dvou solí – srážecí reakce
    - Podvojná záměna
    - např.  $\text{AgNO}_3 + \text{NaBr} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{AgBr}$
  - Kyselinotvorný oxid
    - tvoří s vodou kyseliny
    - jedná se převážně oxidy nekovů
    - elektronegativita je větší než 2
  - Zásadotvorný oxid
    - tvoří s vodou hydroxidy
    - jedná se převážně o oxidy alkalických kovů a kovů alkalických zemin

## - Hydrolýza solí

- Je reakce solí s vodou za vzniku oxoniových kationtů nebo hydroxidových aniontů
- Soli jsou ve vodném roztoku v podobě iontů
- Ionty soli odvozené od slabých kyselin a zásad podléhají hydrolýze a poskytují nebo odebírají vodě  $\text{H}^+$ 
  - Při hydrolýze proto vznikají ionty  $\text{H}_3\text{O}^+$  a  $\text{OH}^-$
- Ionty soli odvozené od silných kyselin a zásad nepodléhají hydrolýze, neboť zůstávají v roztoku téměř úplně disociované
- Příklady
  - $\text{NH}_4\text{NO}_3$ 
    - Rozklad ionty –  $\text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$
    - Kationt reaguje s vodou za vytvoření amoniaku a oxoniového kationtu
    - $\text{pH} < 7$
  - $\text{ZnS}$ 
    - rozklad na ionty –  $\text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-}$
    - $\text{Zn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}_3\text{O}^+$
    - $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HS}^- + \text{OH}^-$
    - $\text{pH} = 7$