

**MASARYKOVA UNIVERZITA V BRNĚ**  
**PEDAGOGICKÁ FAKULTA**

**BOR**

**ANORGANICKÁ CHEMIE 2**

Anna Baniová – 432952

## OBSAH

<b>ÚVOD</b> .....	<b>3</b>
<b>CHARAKTERISTIKA SKUPINY</b> .....	<b>3</b>
<b>CHEMICKÉ VLASTNOSTI</b> .....	<b>3</b>
<b>ALOTROPICKÉ MODIFIKACE</b> .....	<b>4</b>
<b>PŘÍPRAVA</b> .....	<b>4</b>
<b>SLOUČENINY</b> .....	<b>4</b>
<b>Borany</b> .....	<b>4</b>
<b>Boridy</b> .....	<b>5</b>
<b>Halogenidy</b> .....	<b>5</b>
BF <sub>3</sub> – fluorid boritý .....	5
BCl <sub>3</sub> – chlorid boritý .....	6
<b>Oxosloučeniny boru</b> .....	<b>6</b>
B <sub>2</sub> O <sub>3</sub> – oxid boritý .....	6
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> – kyselina trihydrogenboritá .....	6
<b>Boritany</b> .....	<b>6</b>
<b>Další sloučeniny boru</b> .....	<b>7</b>
NB – nitrid boritý .....	7
C <sub>4</sub> B – karbid boru.....	7
B <sub>2</sub> S <sub>3</sub> – sulfid boritý.....	7
<b>VYUŽITÍ</b> .....	<b>7</b>
<b>ZDROJE</b> .....	<b>8</b>

## Úvod

Bor objevili v roce 1808 tři významní chemici, a to anglický chemik sir Humphrey Davy a francouzi Joseph Louis Gay-Lussac a Louis Jacques Thénard. Původ názvu prvku je odvozen z arabského slova būrag, což znamená bílý a je to označení pro borax. Prvek je tedy pojmenován podle boraxu – borum. Mezinárodní název prvku vyjadřuje podobnost s uhlíkem – boron, resp. **bor(ax + carb)on**. Jeho průmyslově významná ložiska se nacházejí v Turecku, USA, Rusku a Chile.

## Charakteristika skupiny

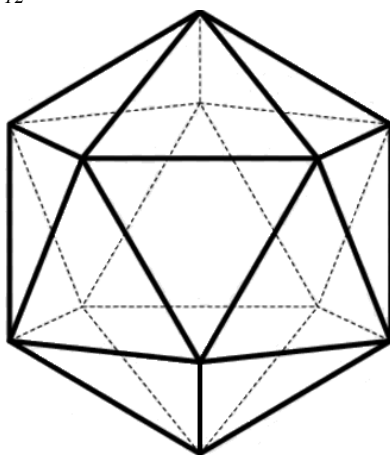
Bor je prvek třinácté skupiny periodické soustavy prvků, která bývá označována také za triely. V této skupině prvků se dále nachází hliník, gallium, indium a thallium. Bor patří rovněž mezi *p-prvky*, a jeho základní elektronová konfigurace valenční sféry je  $2s^2 2p^1$ . Bor je jako jediný ze skupiny trielů polokov, jelikož má vlastnosti na hranici mezi kovy a nekovy. Ve sloučeninách je bor vázán kovalentními vazbami, nejčastěji je uplatňován oxidační stupeň +III, elektronegativita je 2,04 a molární hmotnost dosahuje hodnoty  $10,81 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

Svými vlastnostmi se bor podobá uhlíku a křemíku. Příčinou této podobnosti je tzv. *elektronová deficience boru*, což znamená, že bor má ve valenční sféře 3 elektrony, tedy o jeden elektron méně, než je počet jeho valenčních orbitalů.

## Chemické vlastnosti

Ve vesmíru i na Zemi je bor vzácný, vyskytuje se pouze ve sloučeninách, a to především v boritanech nebo borosilikátech. V zemské kůře se vyskytuje v rozsahu asi do 9 ppm. Mohsova stupnice uvádí tvrdost boru 9,3 – velmi tvrdá látka. Má dva stabilní izotopy –  $^{10}\text{B}$  a  $^{11}\text{B}$ . Má vysokou teplotu tání i varu, což je způsobeno uspořádáním atomů do níže zmíněného *ikosaedru*  $B_{12}$ .

Bor existuje v několika alotropických modifikacích, jejichž základní strukturní jednotkou je tzv. *ikosaedr*  $B_{12}$ .



Za obvyčejné teploty je na vzduchu stálý, v amorfním stavu se při zahřívání na  $700 \text{ }^\circ\text{C}$  na vzduchu zapaluje a hoří načervenalým plamenem. Spalováním v proudu kyslíku dosahuje vyšší teploty a bor pak téká a barví plamen zeleně.

## Alotropické modifikace

- Amorfni – hnědá až černá práškovitá látka, reaktivnější než krystalické modifikace
- Krystalické – černošedá, velmi tvrdá látka, velmi inertní (za vyšší teploty reaktivita roste)
  - $\alpha$  – *rhomboedrická*: nejjednodušší krystalová struktura (pouze jediný ikosaedr  $B_{12}$ ), největší hustota ze všech alotropů ( $\rho = 2,45 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ )
  - $\beta$  – *rhomboedrická*: trigonální – černá lesklá látka, 105 atomů boru v elementární buňce, tetragonální – 192 atomů boru v elementární buňce

## Příprava

Bor lze získat redukcí kovů za vysoké teploty ( $B_2O_3 + 3 Mg \rightarrow 2 B + 3 MgO$ ), elektrolitickou redukcí roztavených boritanů či tetrafluoroboritanů ( $KBF_4$  v roztavené směsi  $KCl/KF$  při teplotě  $800^\circ\text{C}$ ) nebo redukcí halogenidů vodíkem ( $2 BCl_3 + 3 H_2 \rightarrow 2 B + 6 HCl$ ).

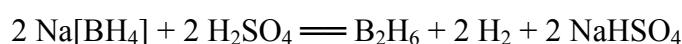
## Sloučeniny

### Borany

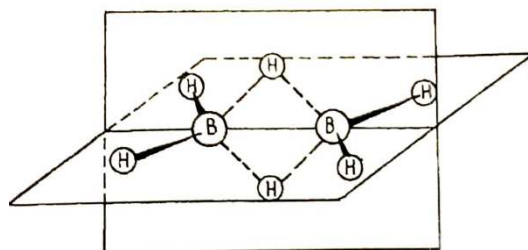
Borany jsou sloučeniny boru s vodíkem. Studium boranů se zabýval Stock v letech 1909 – 1936. Jejich struktura je velmi neobvyklá a to díky své elektronově deficitní třířadové vazbě (tři atomy vzájemně vázané pouze jedním elektronovým párem). Složení molekul lze vyjádřit obecnými vzorci  $B_nH_{n+4}$  a  $B_nH_{n+6}$ . Nejjednodušším stabilním boranem je diboran  $B_2H_6$ . Ten lze získat např. reakcí tetrahydridoboritanu lithného s etherátem fluoridu boritého:



nebo reakcí  $Na[BH_4]$  s koncentrovanou kyselinou sírovou:



Diboran je výchozí látka pro většinu vyšších boranů. V molekule diboranu je každý atom boru obklopen čtyřmi atomy vodíku, přičemž dva z nich jsou společné oběma atomům boru.



V molekule diboranu existují tedy dva typy vazeb. Čtyři atomy vodíku, které leží ve stejné rovině, jsou vázány  $\sigma$  vazbami a zbývající dva atomy vodíku jsou vázány elektronově deficitními vazbami. Systém tří atomů BHB je vzájemně poután prostřednictvím dvou elektronů, a to je důvod, proč je toto spojení označováno jako třicenterní dvouelektronová vazba. Borany s menší relativní molekulovou hmotností jsou plynné nebo kapalné látky, vyšší borany (počínaje dekaboranem) jsou většinou tuhé látky. Borany jsou velmi reaktivní,

některé se na vzduchu samovolně zapalují. Podle struktury lze borany rozdělit do několika skupin:

- closo-borany – předpona pochází z řeckého slova clovo, což znamená klec. Closo-borany jsou uzavřené mnohostěnné klastry z  $n$  atomů boru. ( $n=6$  až  $12$ )
- nido-borany – název odvozen z latinského nidus, nebo-li hnízdo. Nido-borany jsou neuzavřené struktury, v nichž klastr  $B_n$  obsazuje  $n$  vrcholů z  $(n+1)$  vrcholového mnohostěnu ( $B_nH_{n+4}$ ,  $B_nH_{n+3}^-$ ,  $B_nH_{n+2}^{2-}$ )
- arachno-, hypho-, conjuncto-borany
- karborany

## Boridy

Boridy jsou sloučeniny boru s elektropozitivnějším prvky, než je sám bor. V současné době je známo více než 200 takovýchto sloučenin. Většinou mají nestechiometrické složení, které se pohybuje v rozmezí  $M_5B$  až  $MB_{66}$  ( $M$  = atom kovu). Tyto látky jsou většinou velmi tvrdé, netěkavé, chemicky značně inertní a mají vysoké body tání. Některé z nich mají dobrou elektrickou i tepelnou vodivost. Přípravují se přímým slučováním prvků ( $Cr + n B \rightarrow CrB_n$ ), redukcí oxidů kovů elementárním borem ( $Sc_2O_3 + 7 B \rightarrow 2 ScB_2 + 3 BO$ ), redukcí směsi oxidu kovu a oxidu boritého karbidem boru ( $Eu_2O_3 + 3 B_4C \rightarrow 2 EuB_6 + 3 CO$ ). Boridy se používají jako elektrody v průmyslových procesech, a to především jako neutronové štíty a kontrolní tyče v jaderném průmyslu. Struktura boridů je velmi zajímavá. Můžou se vyskytovat ve formě izolovaných atomů boru, izolovaných dvojic  $B_2$ , rozvětvených řetězců atomů boru, šestiúhelníkových vrstev, případně v trojrozměrné struktuře.

## Halogenidy

Halogenidy jsou nízkomolekulární látky o vzorci  $BX_3$  ( $X = F, Cl, Br, I$ ). Jejich molekuly jsou planární a mají tvar rovnostranného trojúhelníku. Jsou to velmi těkavé, vysoce reaktivní sloučeniny.  $BF_3$  a  $BCl_3$  jsou plynné látky,  $BBr_3$  je těkavá kapalina a  $BI_3$  je pevná bílá látka. Všechny halogeny borité jsou látky s deficitem elektronů na středovém atomu, proto se chovají jako akceptory elektronových párů, to znamená jako Lewisovy kyseliny. U halogenidů boritých snadno probíhá hydrolyza vodou:  $BX_3 + 3 H_2O \rightleftharpoons H_3BO_3 + 3 HX$ . Z halogenů boritých nejprudčeji hydrolyzuje  $BI_3$ . Halogenidy boru se využívají jako katalyzátory v organické chemii.

**$BF_3$  – fluorid boritý** je ostře páchnoucí, bezbarvý plyn, ve velkém se používá jako katalyzátor různých průmyslových pochodů:

- ethery nebo alkoholy + kyseliny  $\rightarrow$  estery +  $H_2O$  nebo ROH
- alkoholy + benzen  $\rightarrow$  alkylbenzeny +  $H_2O$
- polymerace olefinů a olefinoxidů
- Friedelově - Craftsově reakci podobné acylace a alkylace

Plynný fluorid boritý lze připravit reakcí boritanů nebo oxidu boritého s fluorovodíkem:



**BCl<sub>3</sub> – chlorid boritý** je za normálních podmínek plyn štiplavého a dráždivého zápachu. Je vysoce toxický a žíravý. Připravit se dá přímým sloučením elementárního boru s chlorem:  $2 B + 3 Cl_2 \rightarrow 2 BCl_3$ . Kapalný chlorid boritý se nejčastěji připravuje redukční chlorací oxidu boritého při 500°C:  $B_2O_3 + 3 C + 3 Cl_2 \xrightarrow{500^\circ C} 2 BCl_3 + 3 CO$

**BBr<sub>3</sub> – bromid boritý** je bezbarvá dýmavá kapalina. Obvykle se vyrábí zahříváním oxidu boritého s uhlíkem za přítomnosti bromu:  $B_2O_3 + 3 C + 3 Br_2 \xrightarrow{} 2 BBr_3 + 3 CO$ . Používá se například k výrobě fotovoltaických článků, ve farmaceutickém průmyslu, fotografických procesech.

## Oxosloučeniny boru

**B<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – oxid boritý** je stálý a nejběžnější oxid boru. Připravuje se termickou dehydratací kyseliny borité:  $2 H_3BO_3 \rightarrow B_2O_3 + 3 H_2O$  nebo vzniká hořením boru na vzduchu. Díky polymernímu charakteru, který oxid boritý má, je málo těkavý. V amorfnní formě je vystavěn z trigonálních planárních atomových skupin BO<sub>3</sub>, jež jsou nepravidelně zřetězeny tak, že dvě sousední skupiny mají jeden společný atom kyslíku. Oxid boritý je bezbarvá, sklovitá látka, která má kyselý charakter, a proto reaguje s vodou za vzniku kyseliny borité. Redukovat se dá pouze velmi silnými redukčními činidly. Rozpouští většinu oxidů kovů, přičemž vznikají často různě zbarvené borité skla.

**H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> – kyselina trihydrogenboritá** tvoří bílé šupinkovité krystaly, v nichž jsou její rovinné molekuly vzájemně poutány do vrstev prostřednictvím vodíkových můstků. Je to velmi slabá kyselina, nemá oxidační vlastnosti. Lze ji získat z jejich solí vytěsněním kyselinou sírovou nebo kyselinou chlorovodíkovou. V koncentrovaných roztocích kyseliny borité se uplatňuje také tvorba polyjaderných aniontů, které mívají cyklickou strukturu. Zředěný vodný roztok kyseliny borité, nebo-li borová voda, se používá v očním lékařství například jako umělé slzy. Další využití nachází kyselina boritá, díky intenzivně zelené barvě plamene, v pyrotechnice. Vytváří soli boritany.

## Boritany

Mnohé boritany se nacházejí v přírodě, obvykle v hydratované formě. Svým stechiometrickým složením odpovídají solím kyseliny trihydrogenborité nebo kyseliny hydrogenborité. Mohou však být odvozeny i od dalších hypotetických polyjaderných kyselin boritých. Jejich struktura obsahuje trigonálně planární atomové skupiny BO<sub>3</sub> nebo tetraedrické skupiny BO<sub>4</sub>. Boritany se dvěma až pěti atomy v jediném aniontu vytvářejí obvykle pravidelné krystalické uspořádání. Nemají zřetelné oxidačně-redukční vlastnosti. Pouze extrémně silná redukční činidla dokáží převést boritany na elementární bor nebo na boridy. Ve vodném roztoku silně hydrolyzují a jejich roztoky mají alkalickou reakci. Boritany se využívají ve sklářství na výrobu borosilikátových skel, skleněných vláken či pěn na izolaci, jsou součástí smaltů a prostředků pro snížení hořlavosti. V průmyslu se významnou měrou uplatňuje **borax**, nebo-li oktahydrát tetrahydroxo-pentaoxotetaboritanu disodného (Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>5</sub>(OH)<sub>4</sub> · 8H<sub>2</sub>O). Borax je jednoklonný křehký minerál. Největší ložisko boraxu na světě leží v tureckém regionu Střední Anatólie. Používá se v chemickém a potravinářském průmyslu, sklářství – pro přípravu glazur, smaltů, speciálních optických skel, papírenství, v zemědělství jako hnojivo a také jako tavidlo. Pro tyto účely je borax připravován uměle.

## Další sloučeniny boru

### Nitrid boritý

**NB** – **nitrid boritý** je bílá, termicky velmi stálá látka, která nevede elektrický proud. Je málo reaktivní. Přípravuje se reakcí chloridu boritého s amoniakem za teploty 750°C. Vzniká také přímou reakcí boru s dusíkem. Průmyslově se vyrábí tavením kyseliny borité s močovinou v atmosféře vodíku. Má polymerní charakter – vyskytuje se ve dvou modifikacích, a to v hexagonální a kubické. Ve své hexagonální modifikaci vykazuje prakticky stejnou strukturu jako grafit. V kubické formě má tvrdost větší než diamant a snadno se z něj dají připravit až centimetrové krystaly. Lze jej také převést při vysoké teplotě a tlaku na modifikaci kubickou.

### Karbid tetraboru

**C<sub>4</sub>B** – **karbid boru** je černá, velmi tvrdá a chemicky odolná látka. Vyrábí se zahříváním boru nebo oxidu boritého s uhlím v elektrické peci. Strukturu karbidu boru tvoří ikosaedry B<sub>12</sub> a tříčlenné lineární uhlíkaté řetězce. Používá se k výrobě neprůstřelných vest a ochranných štítů bojových letadel, dále jako materiál na výrobu brzdových a spojkových obložení nebo jako brusivo při broušení a leštění kovů.

### Sulfid boritý

**B<sub>2</sub>S<sub>3</sub>** – **sulfid boritý** je nažloutlá pevná látka s tendencí ke skelné povaze. Svou vrstevnatou strukturou připomíná nitrid boritý. Zahřátím sulfidu boritého a síry na 300°C za přesně definovaných podmínek vznikne bezbarvý, na vlhkost citlivý B<sub>8</sub>S<sub>16</sub>, který má strukturu podobnou porfinu.

## Využití

Bor je velmi důležitý prvek. V krystalické formě se používá jako složka brusných směsí. Je také výborným legujícím prvkem při přípravě řady slitin hliníku. Používá se ve sklářském průmyslu především na výrobu skla. Sloučeniny boru - B<sub>4</sub>C, BN, B<sub>6</sub>O – se používají jako brusiva a pro výrobu obráběcích nástrojů. Kyselina boritá se používá jako konzervant kaviáru. Fluorid boritý se používá jako kyselý katalyzátor iontových polymerací alkenů, jako tavidlo při pájení hořčíku, jako detektor neutronů a jako velmi silná Lewisova kyselina nachází značné využití v organické chemii. Chlorid boritý a dichlorid boritý (B<sub>2</sub>Cl<sub>4</sub>) se využívá při organických syntézách. Hydridoboritan lithný (LiBH<sub>4</sub>) je důležité redukční činidlo v organické chemii, boritan sodný peroxohydrát trihydrát (NaBO<sub>2</sub>·H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>·3H<sub>2</sub>O) se jako bělilo používá k výrobě pracích a kosmetických prostředků. Dusičnan boritý je používán ve sprejích jako dezinfekční činidlo. Sulfid boritý je využíván při výrobě speciálních skel. Diboran se používá při výrobě polovodičů.

## Zdroje

- KLIKORKA, Jiří, Jiří VOTINSKÝ a Bohumil HÁJEK. *Obecná a anorganická chemie*. 2., nezm. vyd. Praha: SNTL, 1989, 592 s.
- MAREČEK, Aleš a Jaroslav HONZA. *Chemie: pro čtyřletá gymnázia*. 3.vyd., oprav. Olomouc: Nakladatelství Olomouc, 2002, 240 s. ISBN 80-7182-055-5.
- [online]. [cit. 2015-11-16]. Dostupné z: <https://is.muni.cz/el/1431/jaro2005/C2442/skripta/kapitola0502.html>
- Bor, chemický prvek. *www.prvky.com*. [online]. © 2009-2015 [cit. 2015-11-16]. Dostupné z: <http://www.prvky.com/5.html#vyuziti>