

# PRVKY 13. SKUPINY (TRIELY)

1 <b>H</b> Hydrogen 1.008	2 <b>He</b> Helium 4.0026																
3 <b>Li</b> Lithium 6.94	4 <b>Be</b> Beryllium 9.0122																
11 <b>Na</b> Sodium 22.990	12 <b>Mg</b> Magnesium 24.305																
19 <b>K</b> Potassium 39.098	20 <b>Ca</b> Calcium 40.078	21 <b>Sc</b> Scandium 44.956	22 <b>Ti</b> Titanium 47.867	23 <b>V</b> Vanadium 50.942	24 <b>Cr</b> Chromium 51.996	25 <b>Mn</b> Manganese 54.938	26 <b>Fe</b> Iron 55.845	27 <b>Co</b> Cobalt 58.933	28 <b>Ni</b> Nickel 58.693	29 <b>Cu</b> Copper 63.546	30 <b>Zn</b> Zinc 65.38	31 <b>Ga</b> Gallium 69.723	32 <b>Ge</b> Germanium 72.630	33 <b>As</b> Arsenic 74.922	34 <b>Se</b> Selenium 78.971	35 <b>Br</b> Bromine 79.904	36 <b>Kr</b> Krypton 83.798
37 <b>Rb</b> Rubidium 85.468	38 <b>Sr</b> Strontium 87.62	39 <b>Y</b> Yttrium 88.906	40 <b>Zr</b> Zirconium 91.224	41 <b>Nb</b> Niobium 92.906	42 <b>Mo</b> Molybdenum 95.95	43 <b>Tc</b> Technetium (98)	44 <b>Ru</b> Ruthenium 101.07	45 <b>Rh</b> Rhodium 102.91	46 <b>Pd</b> Palladium 106.42	47 <b>Ag</b> Silver 107.87	48 <b>Cd</b> Cadmium 112.41	49 <b>In</b> Indium 114.82	50 <b>Sn</b> Tin 118.71	51 <b>Sb</b> Antimony 121.76	52 <b>Te</b> Tellurium 127.60	53 <b>I</b> Iodine 126.90	54 <b>Xe</b> Xenon 131.29
55 <b>Cs</b> Caesium 132.91	56 <b>Ba</b> Barium 137.33	57–71	72 <b>Hf</b> Hafnium 178.49	73 <b>Ta</b> Tantalum 180.95	74 <b>W</b> Tungsten 183.84	75 <b>Re</b> Rhenium 186.21	76 <b>Os</b> Osmium 190.23	77 <b>Ir</b> Iridium 192.22	78 <b>Pt</b> Platinum 195.08	79 <b>Au</b> Gold 196.97	80 <b>Hg</b> Mercury 200.59	81 <b>Tl</b> Thallium 204.38	82 <b>Pb</b> Lead 207.2	83 <b>Bi</b> Bismuth 208.98	84 <b>Po</b> Polonium (209)	85 <b>At</b> Astatine (210)	86 <b>Rn</b> Radon (222)
87 <b>Fr</b> Francium (223)	88 <b>Ra</b> Radium (226)	89–103	104 <b>Rf</b> Rutherfordium (267)	105 <b>Db</b> Dubnium (268)	106 <b>Sg</b> Seaborgium (269)	107 <b>Bh</b> Bohrium (270)	108 <b>Hs</b> Hassium (277)	109 <b>Mt</b> Meitnerium (278)	110 <b>Ds</b> Darmstadtium (281)	111 <b>Rg</b> Roentgenium (282)	112 <b>Cn</b> Copernicium (285)	113 <b>Nh</b> Nihonium (286)	114 <b>Fl</b> Flerovium (289)	115 <b>Mc</b> Moscovium (290)	116 <b>Lv</b> Livermorium (293)	117 <b>Ts</b> Tennessine (294)	118 <b>Og</b> Oganesson (294)

- s výnimkou **bóru** (vykazuje **nekovové** správanie a zaraďuje sa medzi **polokovy**) sú ostatné prvky 13. skupiny **kovy** so striebřistým vzhľadom a elektrickou vodivosťou
- supert ťažký umelý chemický prvok **Nihónium**  ${}_{113}\text{Nh}$  (polčas rozpadu  $\sim 10\text{s}$ )
- **Bór** je začiatkom myslenej uhlopriečky (od bóru po astát) **oddelujúcej v tabuľke nekovy od kovov** napriek určitým **nepravidelnostiam** v atómových vlastnostiach prvkov 13. skupiny je trend rastúceho kovového charakteru prvkov v skupine zhora nadol **zachovaný**

## Vlastnosti atómov prvkov 13. skupiny:

- elektrónová konfigurácia ich valenčnej vrstvy je  $ns^2np^1$
- **vel'kost' atómov** v skupine **rastie** zhora nadol



$$r_a(\text{B}) = 85 \text{ pm}$$

$$r_{\text{ion}}(\text{B}^{3+}) = 27 \text{ pm}$$



$$r_a(\text{Al}) = 143 \text{ pm}$$

$$r_{\text{ion}}(\text{Al}^{3+}) = 54 \text{ pm}$$



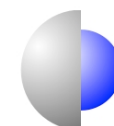
$$r_a(\text{Ga}) = 135 \text{ pm}$$

$$r_{\text{ion}}(\text{Ga}^{3+}) = 62 \text{ pm}$$



$$r_a(\text{In}) = 167 \text{ pm}$$

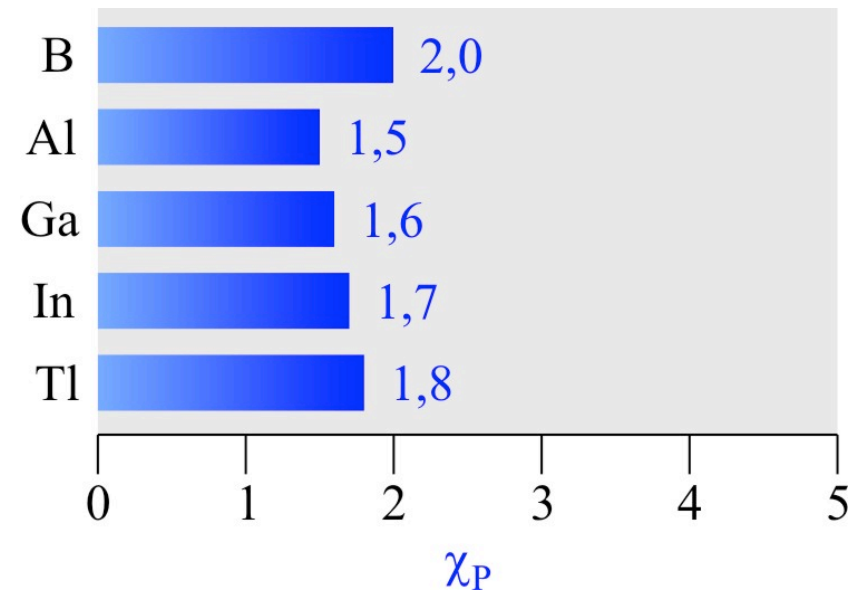
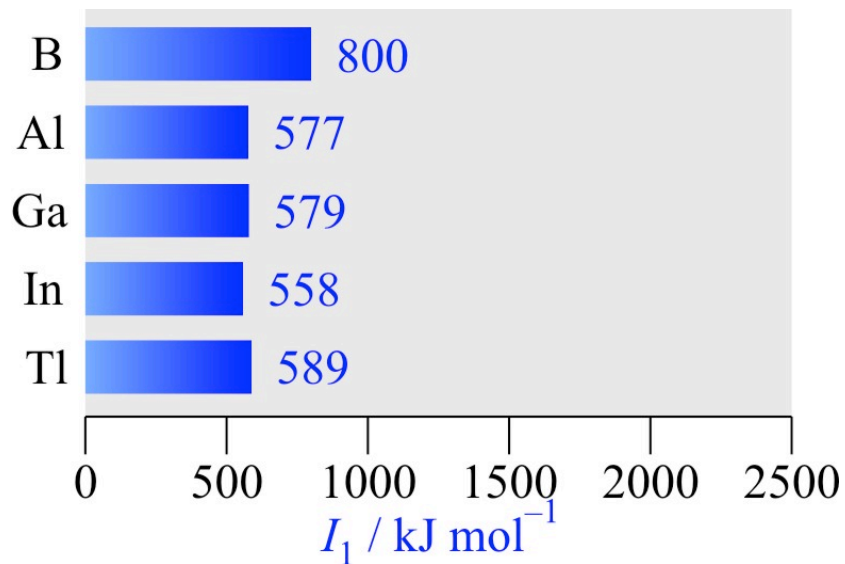
$$r_{\text{ion}}(\text{In}^{3+}) = 80 \text{ pm}$$



$$r_a(\text{Tl}) = 170 \text{ pm}$$

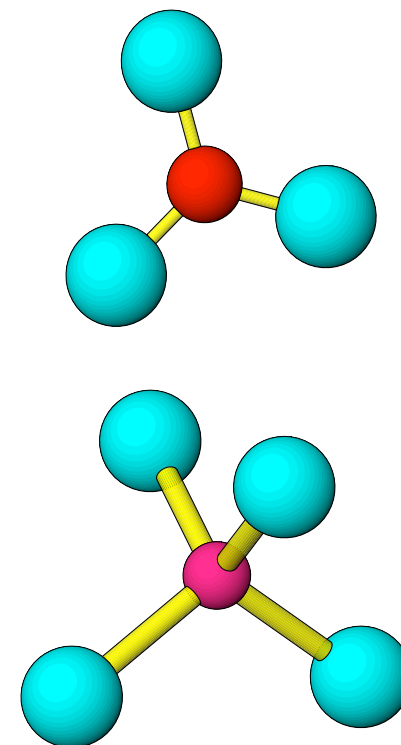
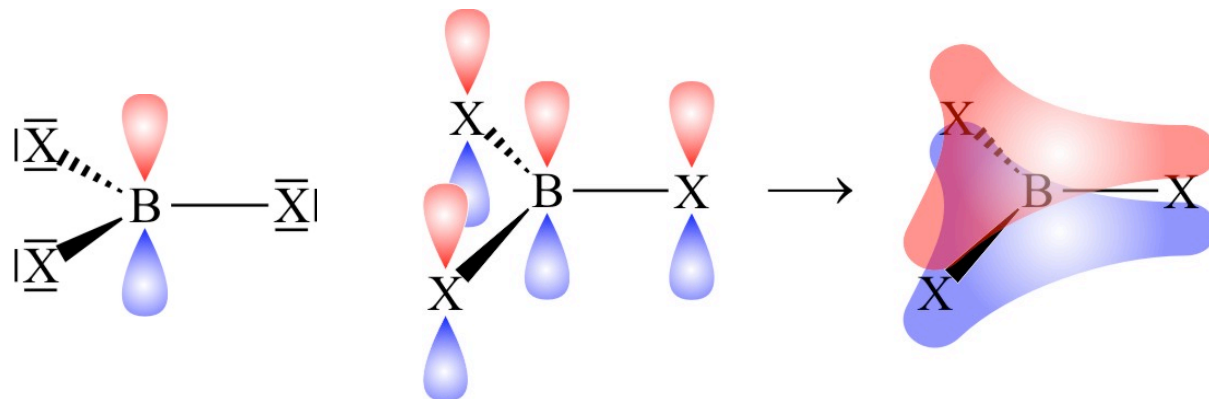
$$r_{\text{ion}}(\text{Tl}^+) = 150 \text{ pm}$$

- **bór** má *oveľa menší* atómový polomer, *vyššiu* ionizačnú energiu a elektronegativitu ako *ostatné prvky* skupiny
- **bór** sa v zlúčeninách viaže *kovalentnými* (prevažne polárnymi) väzbami a zlúčeniny s iónmi atómov bóru prakticky nepoznáme
- **hliník** bežne považovaný za kov, má niektoré *nekovové vlastnosti*, (jeho väzby k iným nekovom majú značne kovalentný charakter)
- *ostatné prvky* skupiny sa už viac správajú ako *kovy* a s nekovmi tvoria iónové zlúčeniny

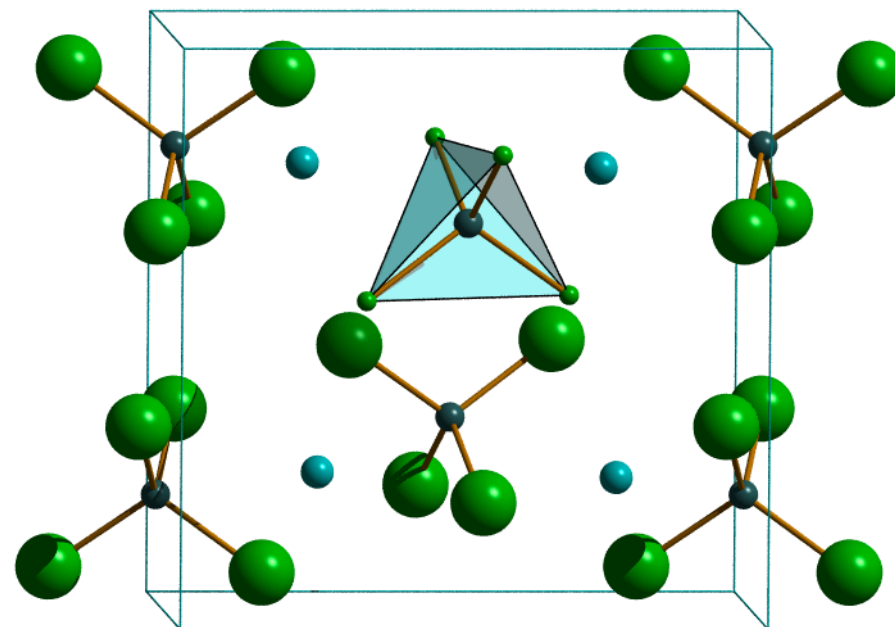


- **bór** tvorí väzby označované ako „*elektrónovodeficitné*“
- strednou hodnotou elektronegativity a schopnosťou tvorby zlúčenín s väzbou B–B a B–H sa *podobá* na *uhlík*
- výraznejšie sa *diagonálna podobnosť* bóru s kremíkom prejavuje v stabilite a variabilite zlúčenín s kyslíkom.

- charakteristické oxidačné číslo bóru je III (**B<sup>III</sup>**)
- **nižšie** oxidačné čísla má bór v zlúčeninách s väzbou **B - B**
- atóm B je najčastejšie **trojväzbový** (trigonálne - planárne útvary)
- prázdny 2p<sub>z</sub> - orbitál umožňuje tvorbu **delokalizovanej π-väzby**
- maximálna **väzbovosť** bóru je 4 (tetraedrické útvary)
- zlúčeniny vystupujú ako **Lewisove kyseliny**

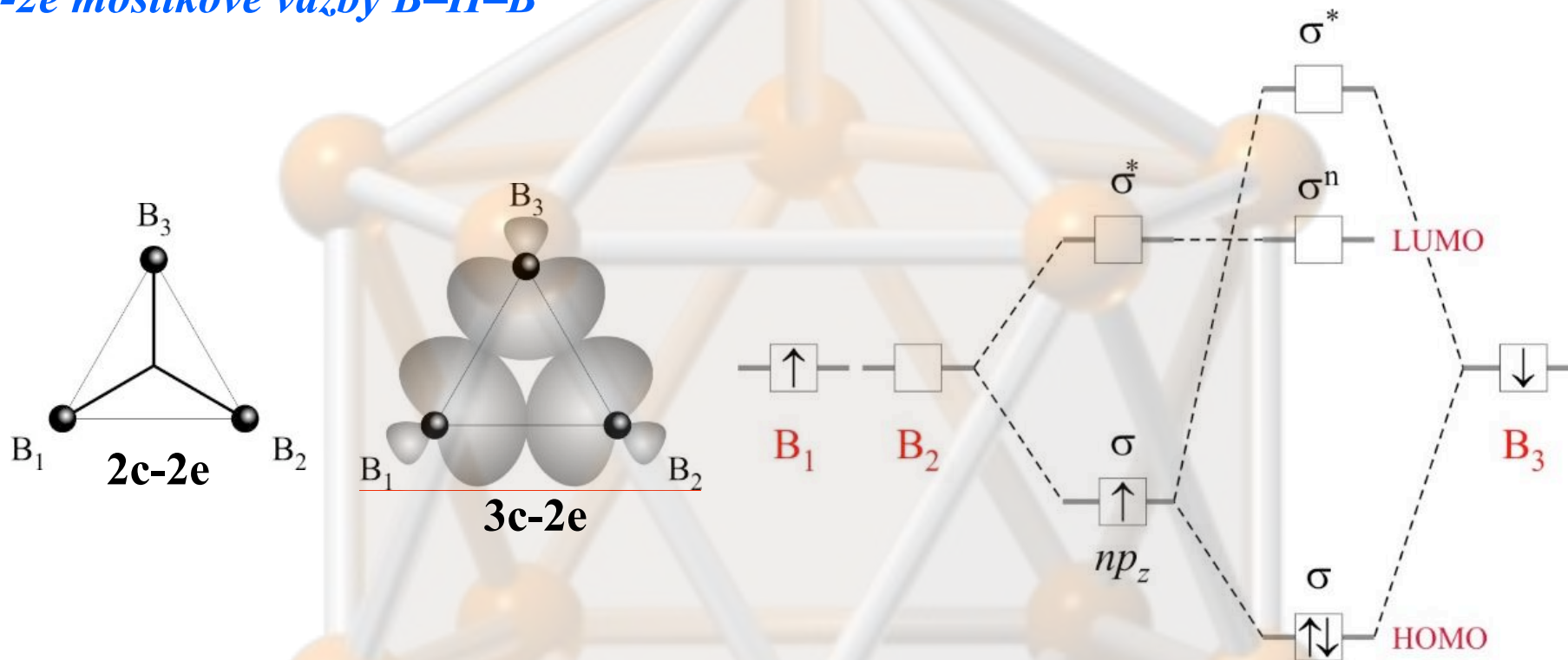


- prvky 13. skupiny vystupujú **vo viac ako v jednom** oxidačnom stave
- **Al** oxidačný stav **+III** (nezávisle od toho či sa viaže iónovo alebo kovalentne)
- Ga, In a Tl majú aj druhý oxidačný stav **+I**
- pre **Tl** je oxidačný stav **+I dominantný** (efekt inertného elektrónového páru)
- **GaCl<sub>2</sub>** - štruktúra zlúčeniny určená ako **[Ga]<sup>+</sup>[GaCl<sub>4</sub>]<sup>-</sup>**, (Ga je v oxidačnom stave **+I** a tetraedricky koordinované atómami chlóru v oxidačnom stave **+III**)



**Trojcentrové väzby v chémii bóru** vytvorené na tomto princípe môžu mať dvojaký charakter:

- **trojcentrové uzavreté väzby B–B–B**, usporiadané do trojuholníka
- **ikozaéder B<sub>12</sub>**- len tri dvojcentrové 2c-2e väzby a 10 trojcentrových 3c-2e väzieb (B–B–B - jedna stena trojuholníka) a 10 elektrónov na tvorbu väzieb oboch typov medzi ikozaédrami
- **3c-2e mostíkové väzby B–H–B**



- rovnakým spôsobom môžeme na základe **trojcentrového formalizmu** vysvetliť aj vznik mostíkových trojcentrových väzieb B–H–B v boránoch
- v molekulových zlúčeninách charakteristická tvorba **p<sub>π</sub>–p<sub>π</sub> donorovo-akceptorových kovalentných väzieb**
- tvoria sa s niektorými **atómami nekovov** (halogény, kyslík, dusík) s **voľnými elektrónovými pármami** (skrátene väzbovej dĺžky bór–nekov v porovnaní s dĺžkou jednoduchej väzby)
- pre atómy bóru nie je typická **katenácia** (najčastejšie **trojuholníkové spojenie troch atómov bóru** (štruktúra B<sub>12</sub> a niektoré typy boránov alebo mostíkové jednotky B–H–B (napr. v B<sub>2</sub>H<sub>6</sub>))

"**Combo prvok**" môžeme definovať ako kombináciu prvku ( $n-x$ ) skupiny s prvkom ( $n+x$ ) skupiny za tvorby zlúčenín zodpovedajúcich čistej látke tvorenej prvkom  $n$ -tej skupiny.

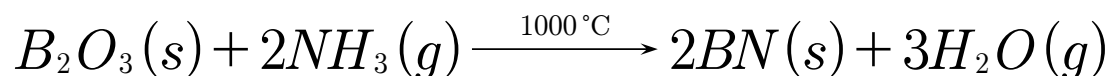
- molekula **CO** sa **podobá** na molekulu **N<sub>2</sub>** (obidve molekuly obsahujú trojitú väzbu a majú podobnú teplotu varu:  $-196^{\circ}\text{C}$  (N<sub>2</sub>) a  $-190^{\circ}\text{C}$  (CO))
- hlavným dôvodom pre **podobné správanie** je, že molekuly CO aj N<sub>2</sub> sú **izoelektrónové**

### **Bór - dusík analógy uhlíkových častíc**

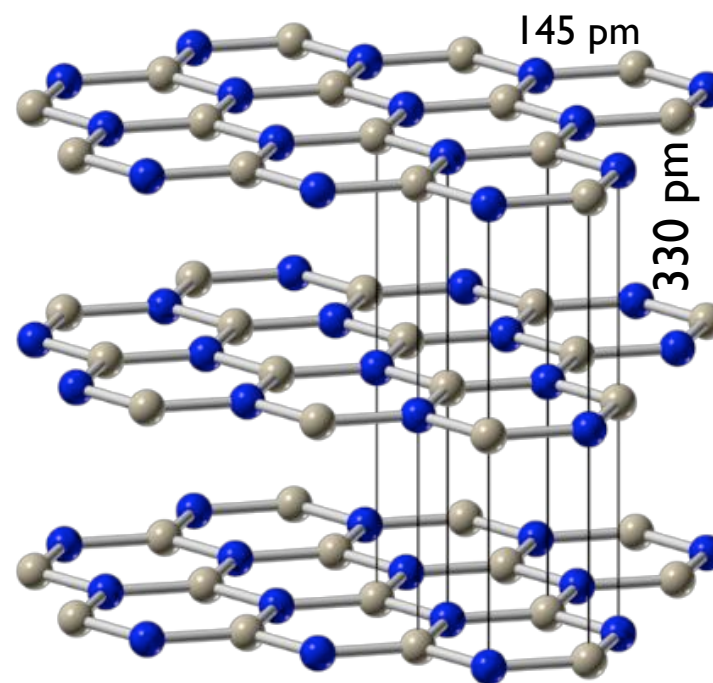
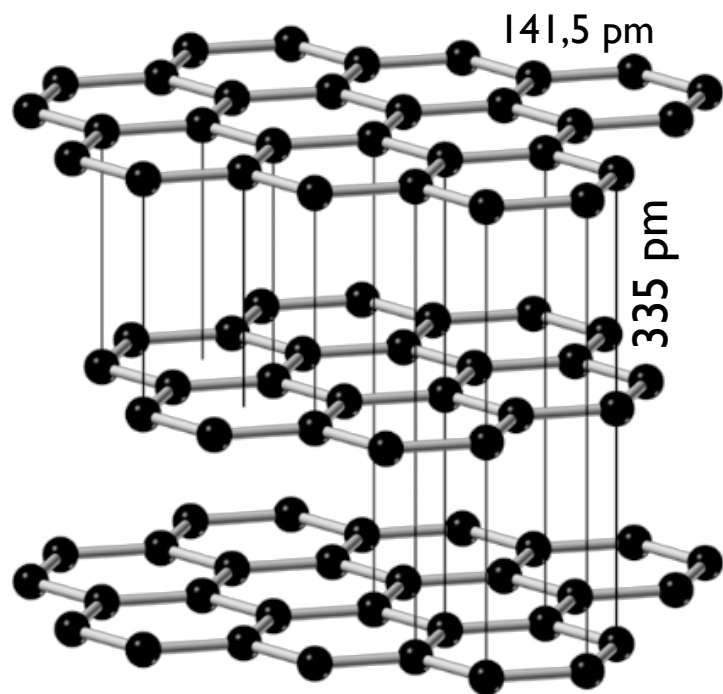
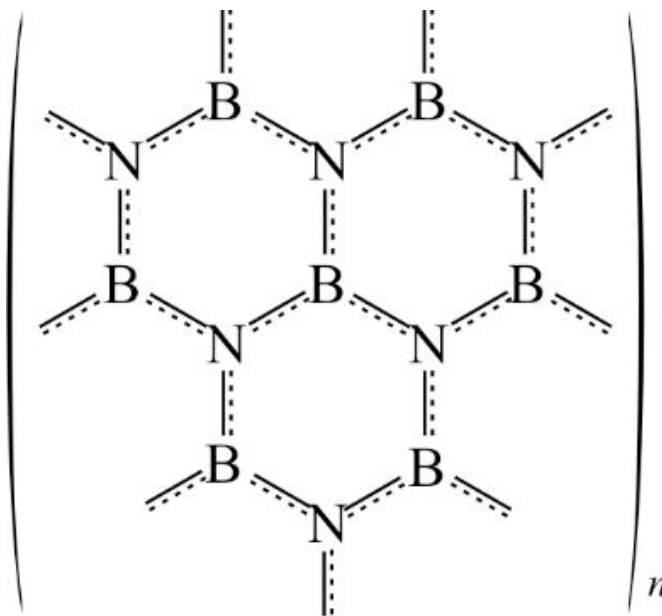
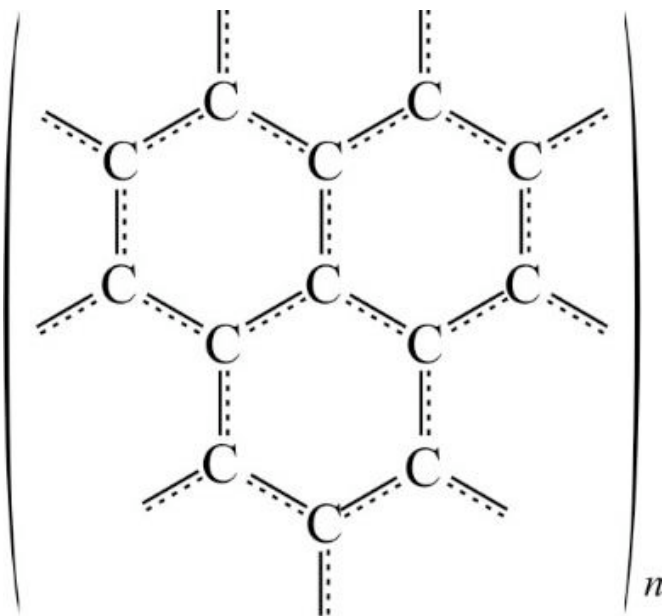
- príkladom "Combo prvkov" je kombinácia atómov **bóru** a atómov **dusíka** (B:  $-1e^{-}$  a N:  $+1e^{-}$  oproti uhlíku)
- rozmery a elektronegativita atómov uhlíka sú skoro rovnaké ako priemer týchto vlastností v prípade bóru a dusíka

Atóm	Atómový polomer (pm)	Ionizačná energia (kJ.mol <sup>-1</sup> )	Elektronegativita
B v BN	85	800	2
N v BN	70	1402	3
Priemer B a N	<b>77,5</b>	<b>1101</b>	<b>2,5</b>
C	77	1086	2,5

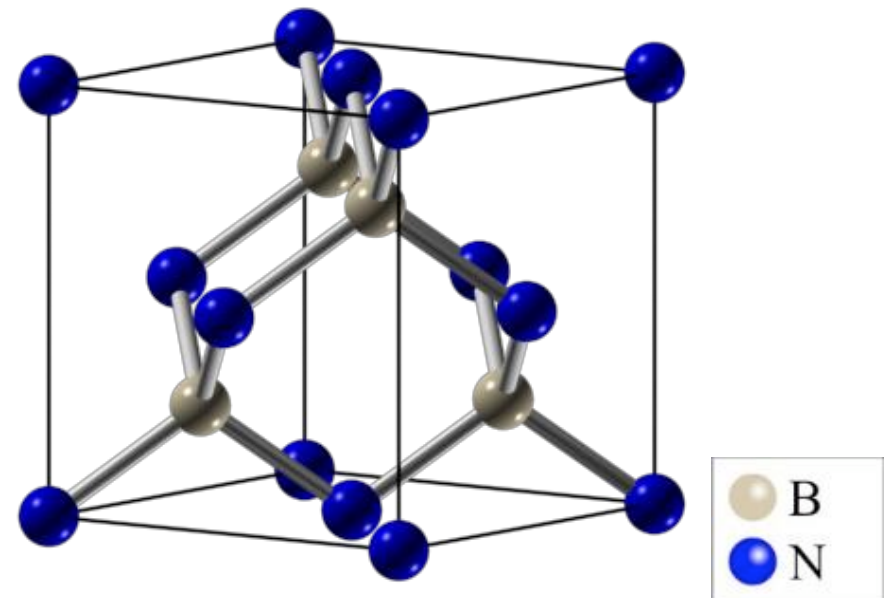
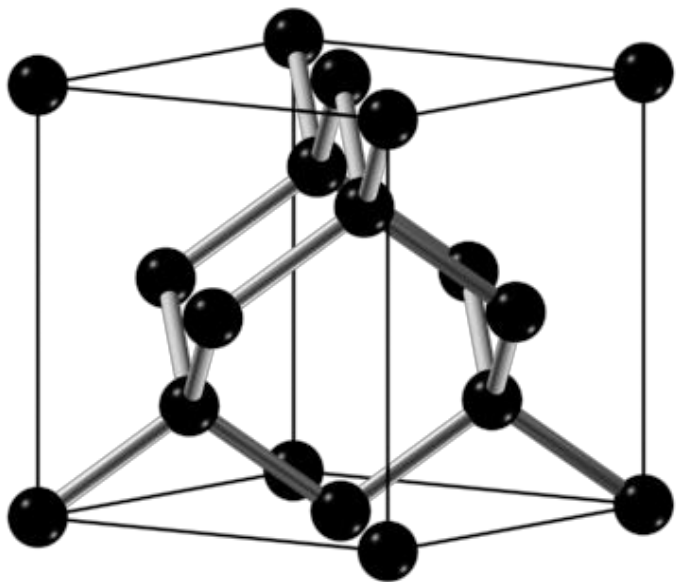
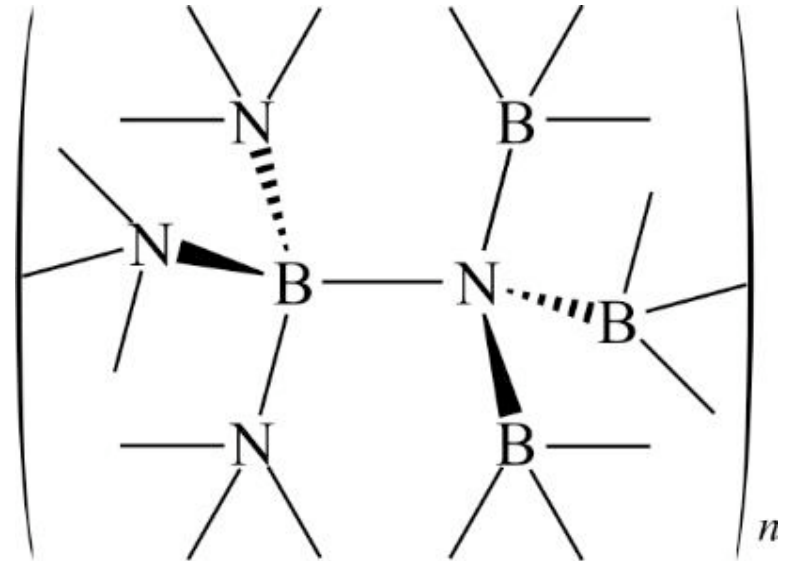
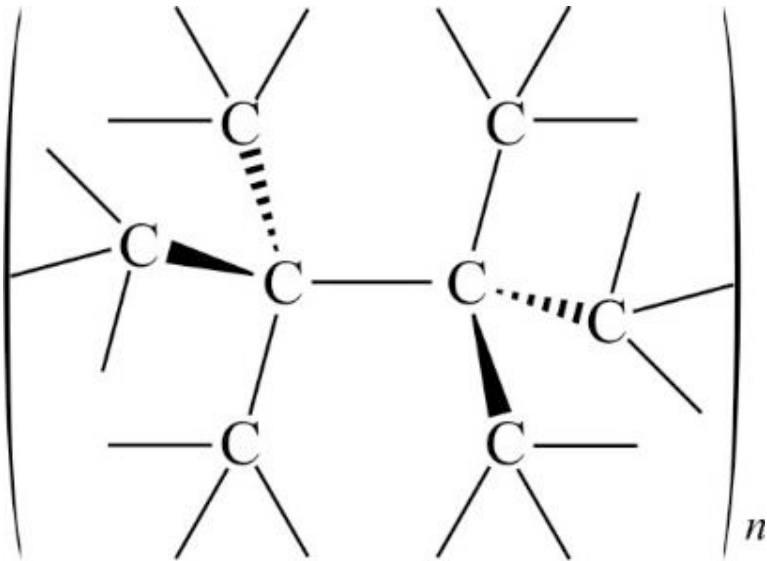
- **alotropické modifikácie uhlíka** grafit (mazivo) a diamant (najtvrdšia látka v prírode) "horia" zahrievaním na vzduchu (plynný CO<sub>2</sub>), čo **vylučuje** ich využitie na **vysokoteplotné aplikácie**
- **analógiou** vrstevnatej alotropickej modifikácie uhlíka – **grafitu**, použiteľnou pri vysokých tlakoch a teplotách je **hexagonálna modifikácia nitridu bóritého** α-BN ( $\rho = 2,18 \text{ g cm}^{-3}$ ):



- $\alpha$ -BN je výborné vysokoteplotné, chemický odolné *mazivo* a na rozdiel od grafitu je  $\alpha$ -BN biela tuhá látka, ktorá *nevedie elektrický prúd*

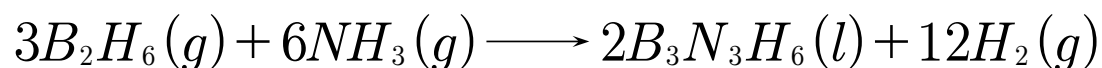


- *analógom* diamantu je látka nazývaná *borazon*
- *kubická* polymorfná modifikácia **BN** je podobne ako diamant *tvrdý* a *chemický inertný* pri *vysokých teplotách*
- borazon sa často preto používa *miesto diamantu* ako *brúsny materiál*



## Ďalšie *podobnosti* medzi *zlúčeninami bór - dusík* a *zlúčeninami uhlíka*

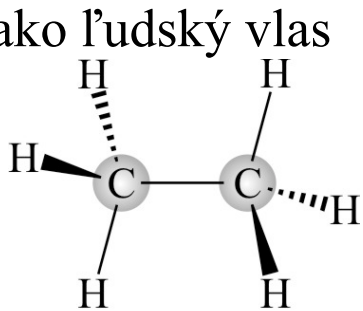
- reakciou diboránu a amoniaku sa získa **borazín** (cyklický analóg benzénu):



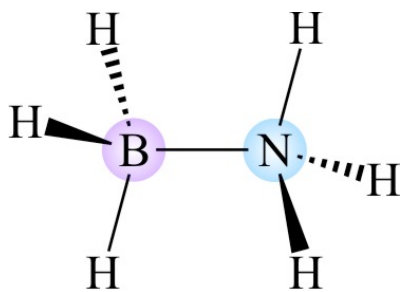
- zlúčenina používaná pre **syntézu ďalších** bór - dusík uhlíkových **analógov** (doteraz bez priemyselného využitia)

**Nitrid bóru** tvorí aj ďalšie štruktúry podobné štruktúram tvoreným uhlíkom - **nanorúrky**.

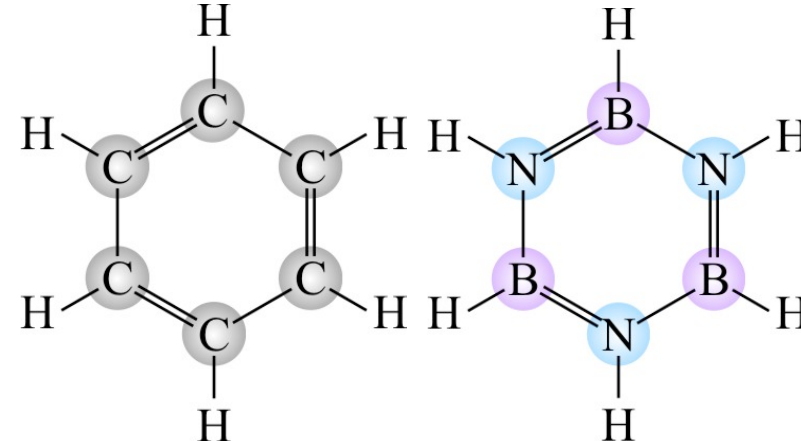
- dôležitým **rozdielom** vo vlastnostiach nanorúriek nitridu bóritého a uhlíka je ich elektrická **vodivosť**
- nanorúrky **uhlíka vedú** elektrický prúd, naopak nanorúrky **BN** sú **izolátormi**
- v roku 2003 sa podarilo **skombinovať** tieto dva typy nanorúriek do jednej štruktúry: vodivá nanorúrka uhlíka je vložená do izolujúcej nanorúrky BN
- výsledkom je **izolovaný vodivý drôt** 100 000 krát tenší ako ľudský vlas



etán, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>

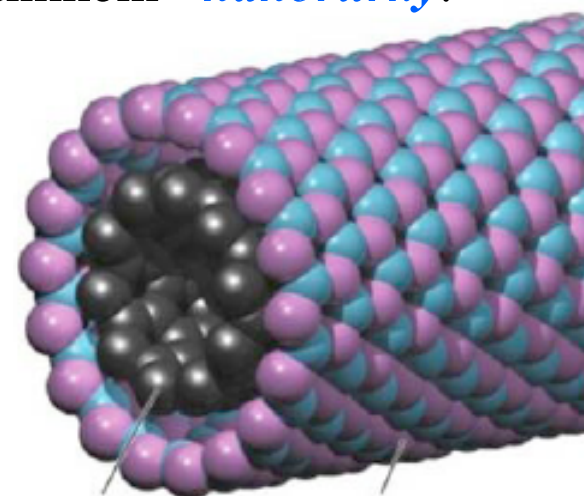


aminborán, BNH<sub>6</sub>



benzén, C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>

borazín, B<sub>3</sub>N<sub>3</sub>H<sub>6</sub>



Vodivá nanorúrka uhlíka

Izolujúca nanorúrka nitridu bóritého

- izolektrónový H<sub>3</sub>NBH<sub>3</sub>** má niekoľko podobností s etánom **H<sub>3</sub>CCH<sub>3</sub>**
- rozdiely** (teplota topenia a varu) spôsobené veľmi polárnou väzbou bór - dusík, vzniká silná **dipól - dipólová interakcia** medzi susednými molekulami



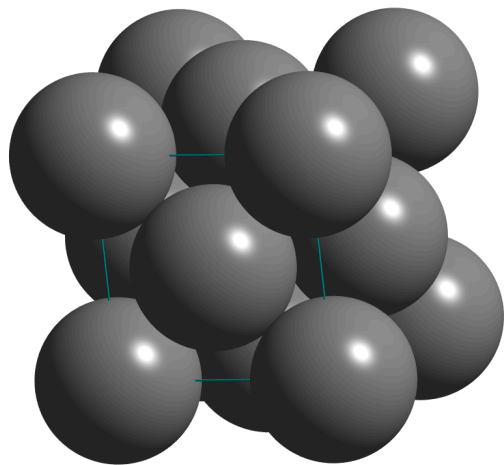
## Vlastnosti prvkov 13. skupiny ako jednoduchých látok

- pri kovových prvkoch sa **nepozoruje** jednoduchý **trend** v **teplotách topenia**
- **teploty varu** v skupine s rastúcim atómovým číslom **klesajú**
- rôzna **kryštálová štruktúra** v tuhej fáze

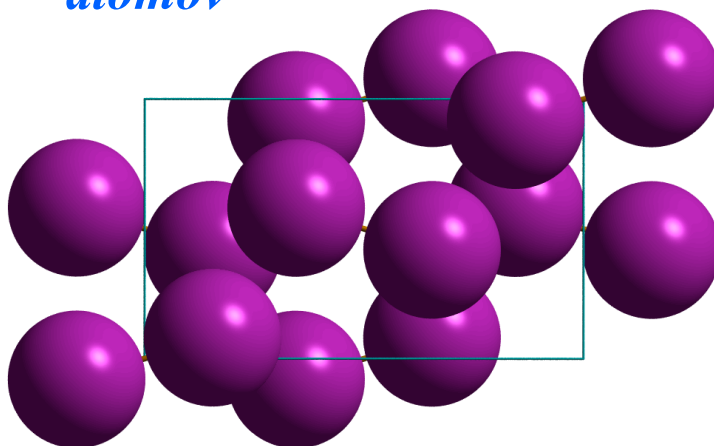
**Bór** má vlastnosti typické pre látky s **atómovou štruktúrou** s kovalentnými väzbami ( $t_t$ ,  $t_v$ , 9 až 11° Mohsovej stupnice tvrdosti), tvorí **ikozaédre** B<sub>12</sub>

**Ostané** prvky 13. skupiny majú **kovovú štruktúru**:

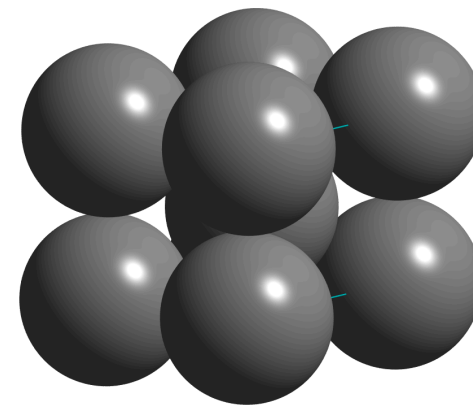
**Hliník** má plošne centrovanú **kubickú** štruktúru



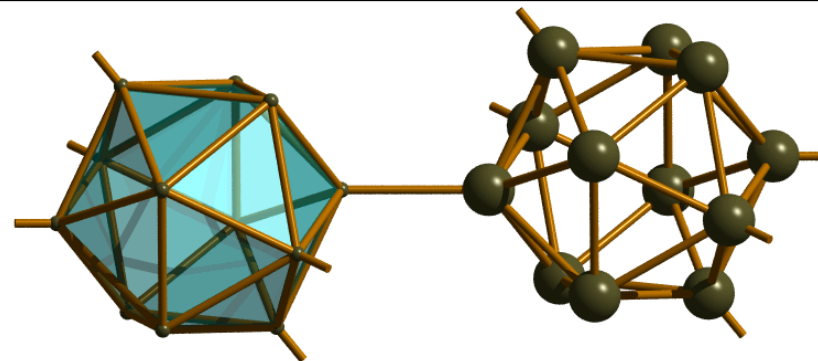
**Gálium** vytvára jedinečnú štruktúru obsahujúcu **páry atómov**



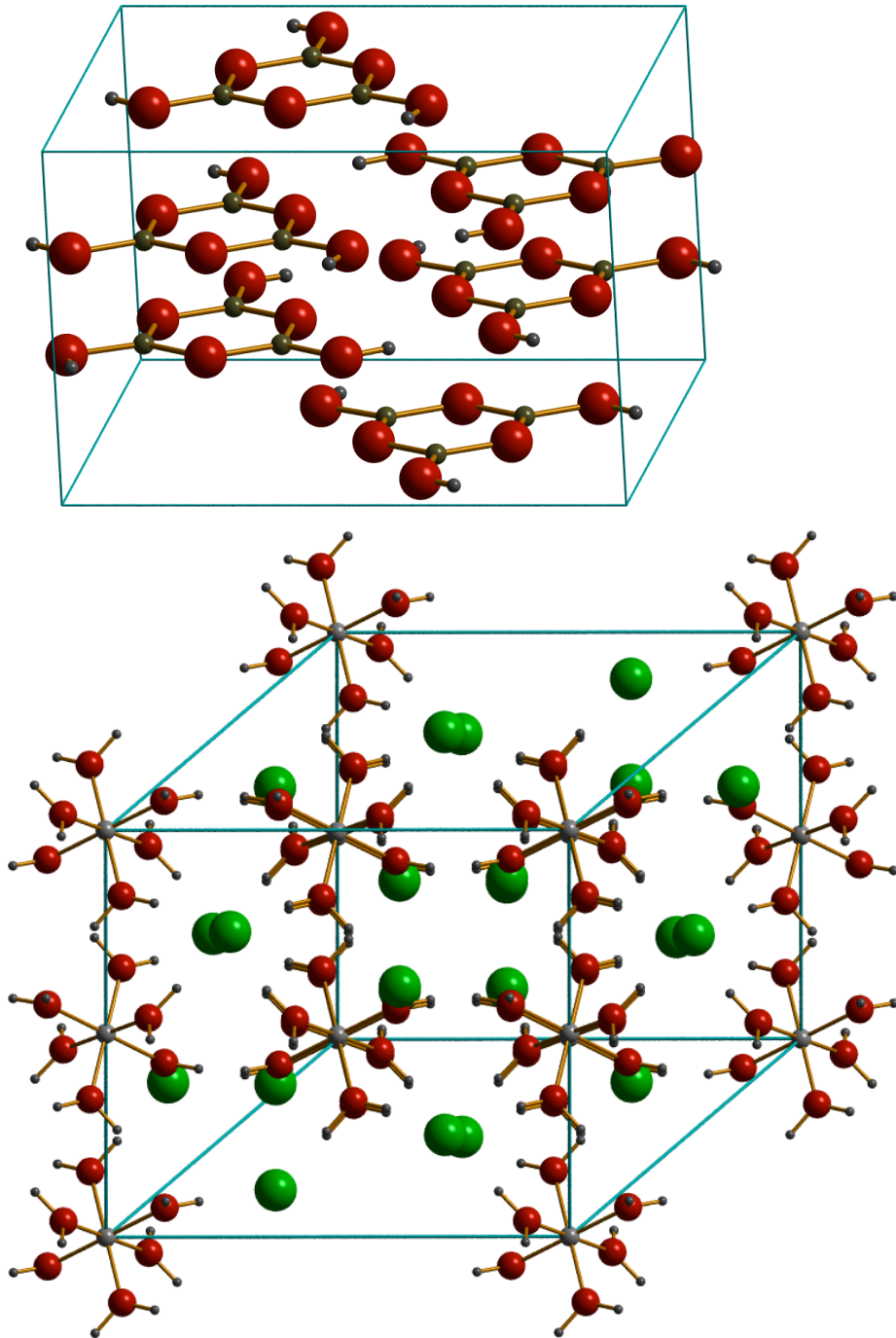
**Indium a Talium** vytvárajú napr. ortorombickú priestorovo centrovanú štruktúru (viac alotropov)



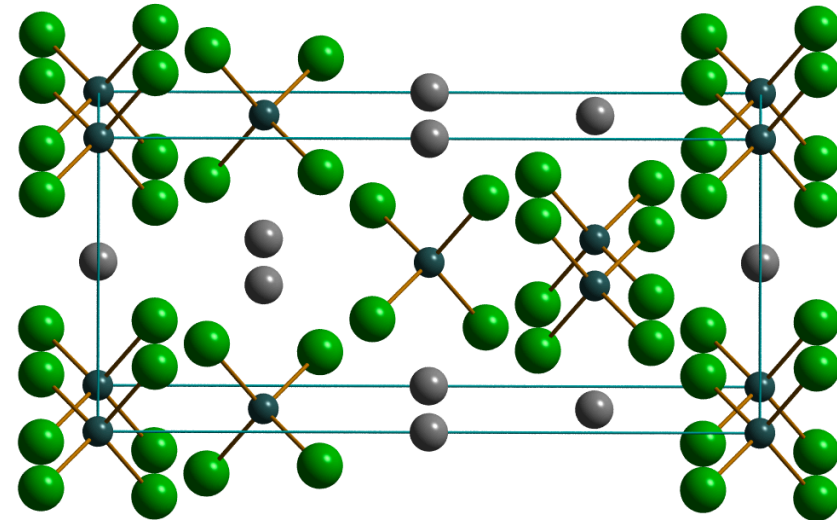
Prvok	Teplota topenia (°C)	Teplota varu (°C)
B	2180	3650
Al	660	2467
Ga	30	2403
In	157	2080
Tl	303	1457



*Bór*, polokov prednostne tvorí *kovalentné* väzby ( $\text{H}_3\text{BO}_3$ )



Veľká *nábojová hustota* iónov 13. skupiny - *kovalencia* bežná aj medzi *kovovými prvkami* skupiny (veľký náboj a malý polomer kovového iónu,  $\text{Tl}[\text{TlCl}_4]$ )



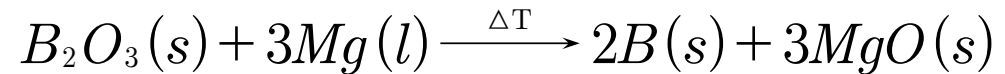
- *iónový stav* prvkov 13. skupiny sa *stabilizuje hydratáciou* ich kovových iónov (enormná hydratačná entalpia Al:  $-4665 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , katión  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ )

Skupina	Ión	Nábojová hustota ( $\text{C}\cdot\text{mm}^{-3}$ )
1	$\text{Na}^+$	24
2	$\text{Mg}^{2+}$	120
13	$\text{Al}^{3+}$	364



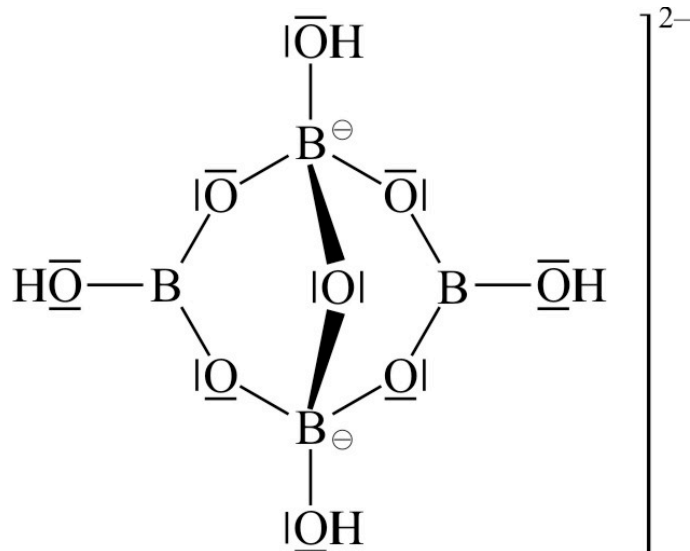
**Bór** je jediný prvok 13. skupiny klasifikovaný ako *nekov*. My sme ho zaradili medzi *polokovy*. Avšak na základe tvorby *oxoaniónov* a chémie *hydridov*, je ho možné považovať za *nekov*.

- bór môžeme pripraviť z jeho *oxidu* zahrievaním s reaktívnym kovom:



**Výskyt:** - *elementárny* bór je v zemskej kôre *vzácný* prvok, významnejšie sú v niektorých lokalitách veľké náleziská jeho *solí* (s *intenzívnou vulkanickou aktivitou*; Rusko, Tibet, Turecko a púštne oblasti Kalifornie)

- v podobe minerálov (*bórax* a *kernit* so zložením  $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$  a  $Na_2B_4O_7 \cdot 4H_2O$ )



- *skutočná štruktúra* boritanových aniónov v uvedených mineráloch je zložitejšia ako vyplýva z uvedených vzorcov (bórax obsahuje anión  $[B_4O_5(OH)_4]^{2-}$ )
- vzorec *boraxu* vystihujúci jeho zloženie:  
 $Na_2[B_4O_5(OH)_4] \cdot 8H_2O$



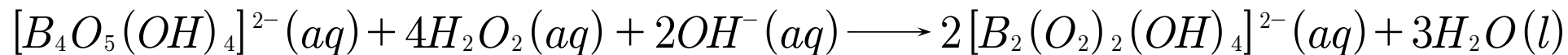
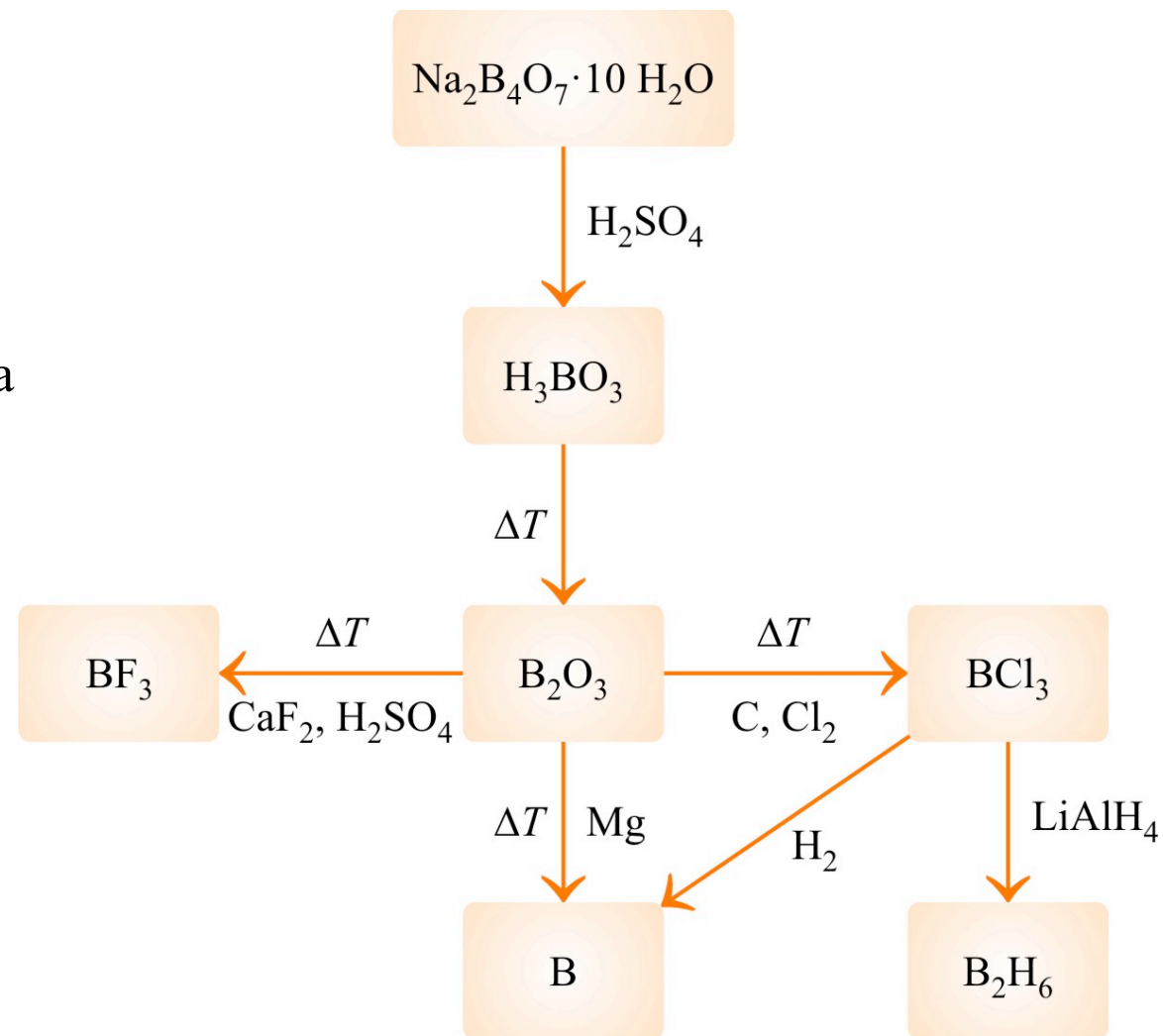
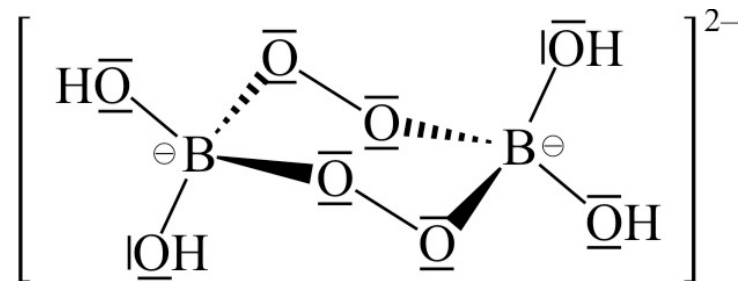
*bórax*



*kernit*

## Výroba a použitie - svetová produkcia zlúčenín bóru je viac ako 3 milióny ton ročne

- ~ 35% produkcie bóru na výrobu **borokremičitanového skla** (bežne používané sodné sklo trpí termickým šokom)
- v **detergentoch** (saponátoch) sa využíva **peroxoboritan sodný**  $\text{Na}_2[\text{B}_2(\text{O}_2)_2(\text{OH})_4]$  (efektívne bieliace činidlo účinné pri teplotách vody  $90^\circ\text{C}$ )



- dôležitá úloha v **jadrových elektrárňach** (silný absorbent neutrónov; bór obsahujúce kontrolné tyče sa spúšťajú do reaktorov v snahe udržať jadrovú reakciu pri ustálenej rýchlosti)
- bórity sa používajú na **konzerváciu** (ochranu) **dreva**, na **spomalenie požiaru** a **spájanie**

**Borány** - zlúčeniny **bóru s vodíkom** s veľmi **neobvyklým** zložením, štruktúrou a vlastnosťami

- **viac hydridov** ako pre bór je známych len pre **uhlík** (v súčasnosti viac ako 50 neutrálnych  $B_nH_m$  a ešte väčšie množstvo aniónových boránov  $B_nH_m^{x-}$ )
- majú **kladné hodnoty  $\Delta G^\circ_f$**  (termodynamicky **nestabilné**, rozkladajú sa na bór a vodík)

**Chémia boránov je zaujímavá pre:**

- **tvar** molekúl boránov rozdielny od iných hydridov
- **spôsob väzby** v boránoch (vyžaduje použitie teórie MO)
- **reakcie** boránov, ktoré sú zaujímavou paralelou a zároveň sa odlišujú od reakcií v **organicknej chémii**

**Štruktúra boránov** - borány a ich deriváty sa klasifikujú do troch skupín:

**1. kloso-borány** - majú kompletne **uzavretý** polyéder atómov bóru a ich všeobecný vzorec je  $B_nH_n^{2-}$  ( $n = 6, 12$ ); ( $B_6H_6^{2-}$ ,  $B_{12}H_{12}^{2-}$ ).

- **Neutrálne** borány v tejto skupine **nie sú známe**.

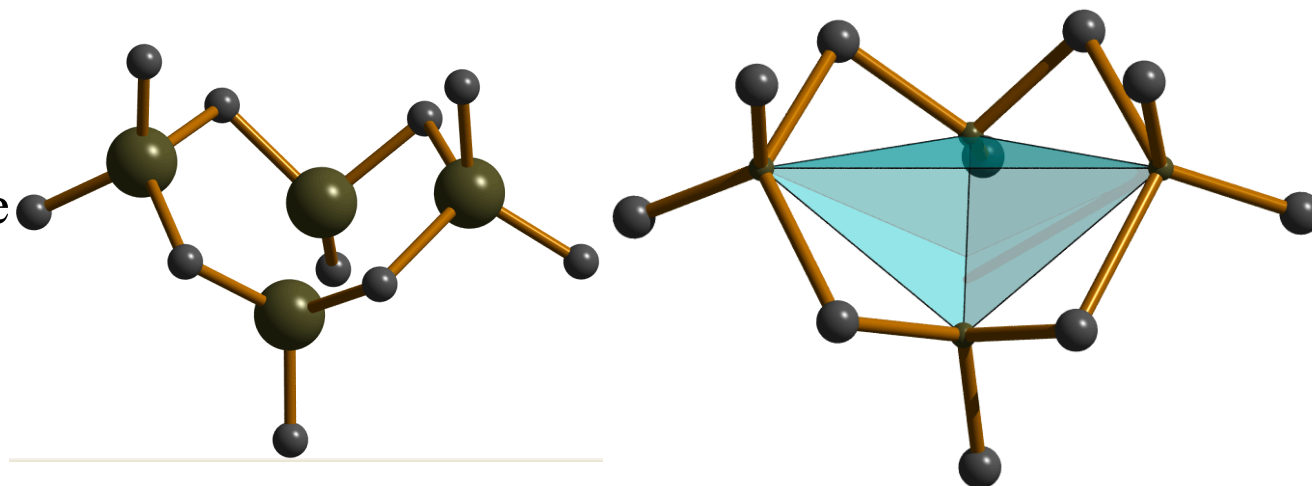
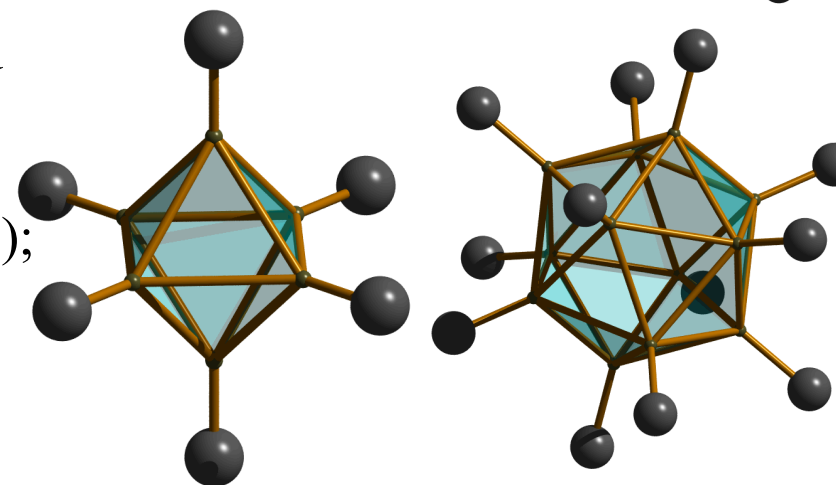
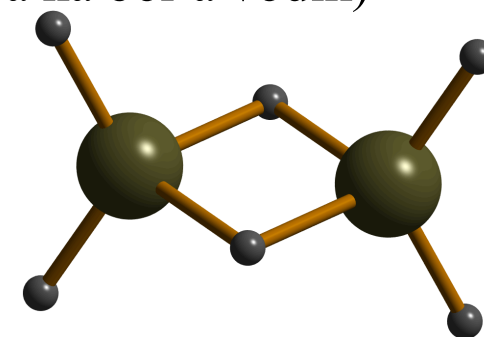
**2. nido-borány** - s **neuzavretou štruktúrou**, v ktorej jeden

z vrcholov polyédra zostáva neobsadený atómom bóru.

Všeobecný vzorec tejto skupiny je  $B_nH_{(n+4)}$  ( $n = 2, 5, 6, 10$  a pod.),

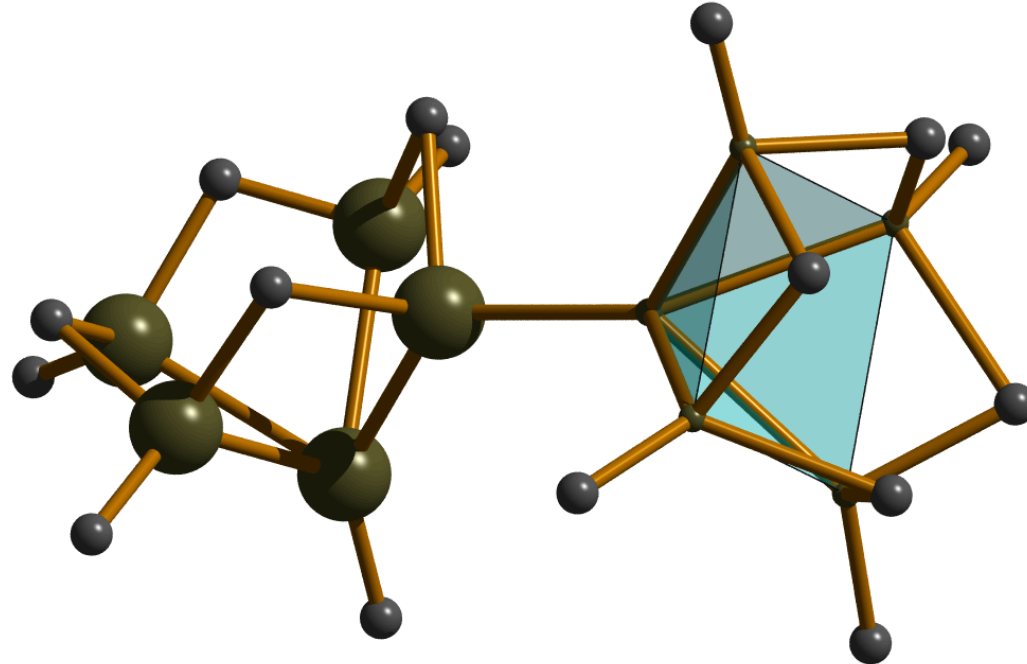
$B_nH_{(n+3)}^-$  ( $n = 4, 5, 9, 10$

a formálne aj 1) a  $B_nH_{(n+2)}^{2-}$  ( $n = 10, 11$ ) ( $B_2H_6$ ,  $B_5H_9$  a  $[B_5H_8]^-$ )



### 3. *arachno-bórány* s *viac otvorenou*

*štruktúrou*, v ktorej dva vrcholy štruktúrnej jednotky sú neobsadené. Všeobecný vzorec tejto skupiny je  $B_nH_{(n+6)}$  ( $n = 4, 5, 6, 8, 9 \dots$ ),  $B_nH_{(n+5)}^-$  ( $n = 2, 3, 5, 9, 10 \dots$ ) a  $B_nH_{(n+5)}^{2-}$  ( $n = 10$ ) ( $B_4H_{10}$  a  $[B_4H_9]^-$ )



#### **Wadove pravidlá:**

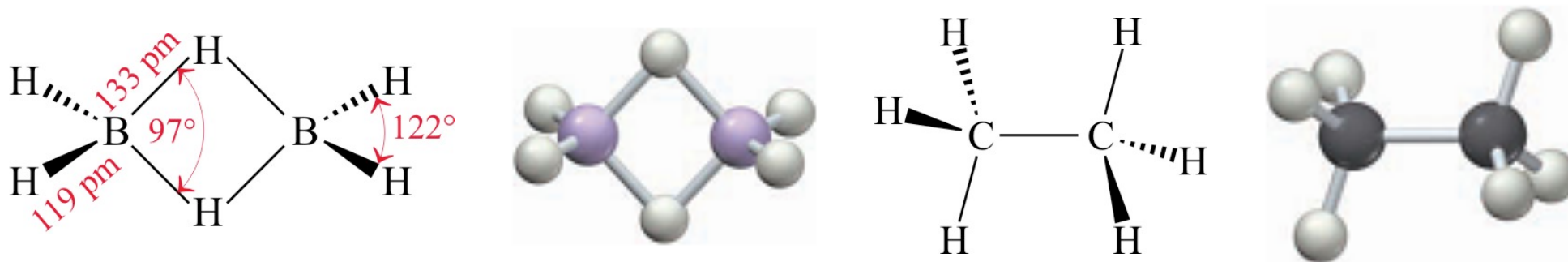
Štruktúra boránu sa môže tvoriť zo štruktúrnych jednotiek BH (obsahuje len koncové atómy vodíka) a ďalšie atómy vodíka v štruktúre boránu sú viazané iným spôsobom.

Počet **SEP** (skeletálnych elektrónových párov) vypočítame nasledujúcim spôsobom:

1. Vypočítame celkový počet valenčných elektrónov (tri elektróny na každý atóm bóru a jeden elektrón na atóm vodíka) + náboj na anióne boránu
2. odpočítame dva elektróny pre každú štruktúrnu jednotku BH
3. Počet elektrónov podelený dvomi vyjadruje počet SEP, ktorý určuje typ boránu.
4.  $n + 1$  skeletálnych elektrónových párov a  $n$  atómov bóru, štruktúra boránu je úplná (uzatvorená) - typ **kloso**-borán
5.  $n + 1$  skeletálnych elektrónových párov a  $n - 1$  atómov bóru, v štruktúre boránu chýba jeden vrchol - typ **nido**-borán
6.  $n + 1$  skeletálnych elektrónových párov a  $n - 2$  atómov bóru, v štruktúre boránu chýbajú dva vrcholy - typ **arachno**-borán

**Väzby v boránoch** -*najjednoduchším* izolovaným **boránom** je diborán **B<sub>2</sub>H<sub>6</sub>**

- **variabilita** boránov súvisí s **väzbovými vlastnosťami** atómov bóru
- v boránoch sa tvoria **elektrónovo - deficitné** väzby (väzby medzi *m* atómami zabezpečuje menej než **2(m - 1) elektrónov**)
- **predstaviteľom** molekúl s elektrónovo-deficitnými väzbami je diborán **B<sub>2</sub>H<sub>6</sub>**:

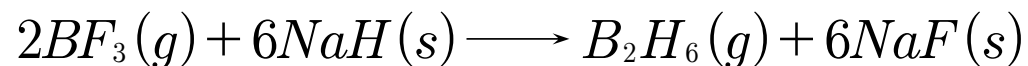


- zo štruktúry je zrejmé, že väzba bóru s terminálnymi atómami vodíka **B-H<sub>t</sub>** (väzbová vzdialenosť 119 pm) je **pevnejšia**, než väzba **B-H<sub>m</sub>** (väzbová vzdialenosť 133 pm) s mostíkovým atómom vodíka
- **líši sa** od štruktúry etánu a je nezvyčajná (atóm vodíka je najčastejšie **jednoväzbový**)
- väzby **B-H<sub>m</sub>-B** sa správajú ako **slabé kovalentné** väzby
- väzby v molekule diboránu môžeme opísať aj použitím teórie **hybridizácie**:

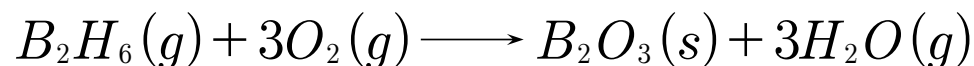


- s **terminálnymi** atómami vodíka sa vytvoria štyri lokalizované **2c-2e<sup>-</sup>** väzby
- **zostávajúce** dva elektrónové páry vytvoria **dve** trojcentrové dvojelektrónové **3c-2e<sup>-</sup>** väzby

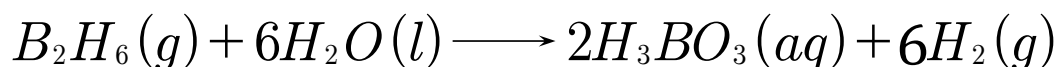
**Príprava a reakcie boránov** - toxický  $B_2H_6$  sa **priemyselne vyrába** reakciou fluoridu bóritého s hydridom sodným (každoročne ako 200 ton):



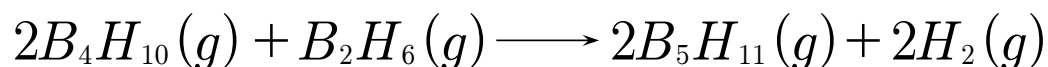
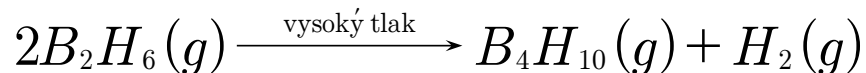
• borány majú čiastočné záporné náboje na vodíkových atómoch vzhľadom na nízku elektronegativitu bóru, čo spôsobuje **veľkú chemickú reaktivitu** týchto zlúčenín (diborán ako väčšina neutrálnych boránov horí na vzduchu a pri zmiešaní s čistým  $O_2$  exploduje):



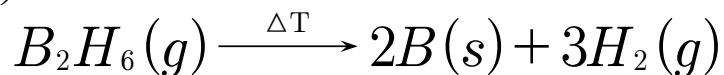
• značne exotermická reakcia **diboránu s vodou** vedie k tvorbe kyseliny trihydrogenboritej  $H_3BO_3$  (niekedy sa uvádza ako  $B(OH)_3$ ) a vodíka:



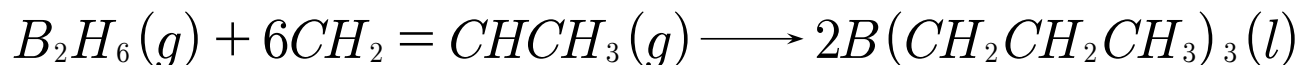
• väčšina **d'alších boránov** sa pripravuje z **diboránu** (tetraborán(10) sa pripravuje kondenzáciou dvoch molekúl diboránu, podobne aj pentaborán(11) sa tvorí reakciou tetraboránu(10) s ďalšou molekulou diboránu):



• **zohrievaním diboránu** na vysoké teploty dochádza k jeho rozkladu na vodík a čistý bór (spôsob prípravy čistého bóru):



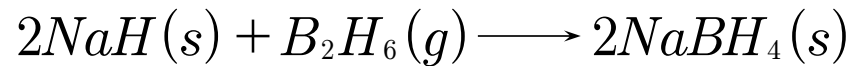
• **diborán** je **dôležité činidlo** v **organickej chémii**; reaguje s nenasýtenými uhľovodíkmi (tie ktoré majú dvojitú  $C=C$  alebo trojitú  $C\equiv C$  väzbu) za tvorby alkylboránov:



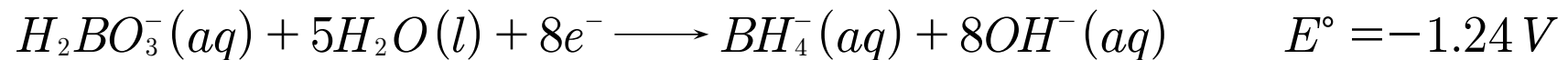


**Tetrahydridoboritanový anión**  $[BH_4]^-$  - veľké využitie, oveľa **stálejší** ako neutrálne borány (**rekryštalizuje** ako sodná soľ zo studeného vodného roztoku)

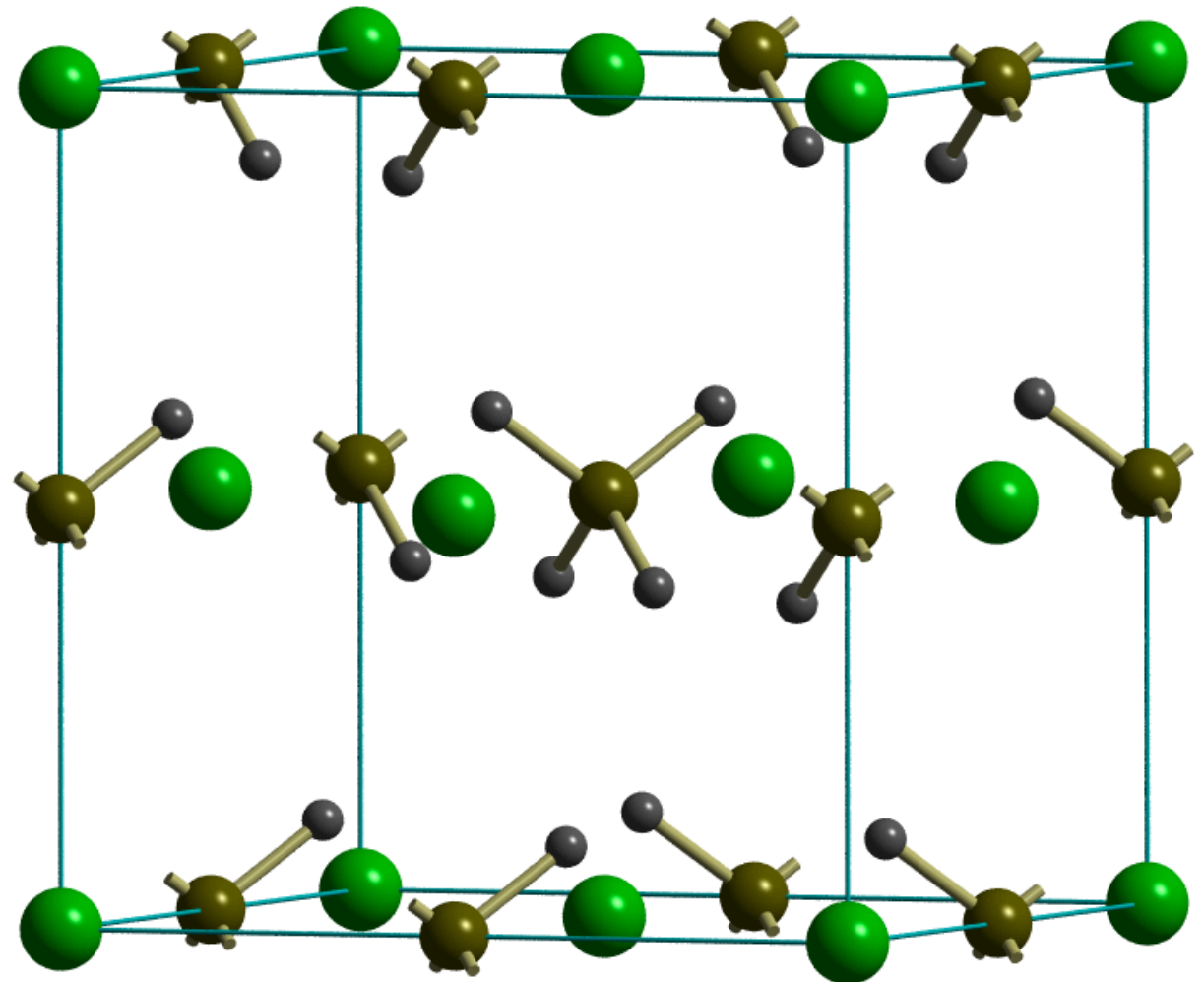
- **pripravuje sa** reakciou hydridu sodného s diboránom:



- tetrahydridoboritan sodný je veľmi užitočné **redukčné činidlo**; v silne zásaditom roztoku (pH = 14) je oxidačno - redukčný potenciál polreakcie silne záporný:

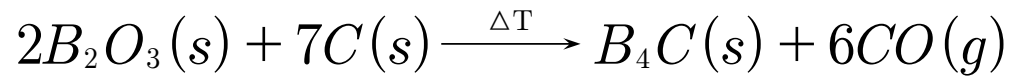


- použitie aniónov  $BH_4^-$  na „**chemické poniklovanie**“ redukciiu kationov  $Ni^{2+}$  ( $E^\circ(Ni^{2+}/Ni) = -0,23 V$ )
- $NaBH_4$  dôležité, **selektívne redukčné činidlo** (organické **aldehydy** na primárne alkoholy a **ketóny** na sekundárne alkoholy bez redukciiu iných funkčných skupín napr. karboxylových)



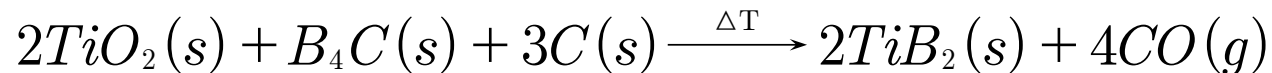
**Boridy** - binárne zlúčeniny bóru ( $B_4C$ ,  $TiB_2$ ,  $MgB_2$ ,  $BN$ ), veľmi **tvrdé**, vysoká **teplota topenia** a sú **chemicky odolné** voči agresívnemu prostrediu (používajú sa ako konštrukčný materiál)

- jedna z **najtvrdších** známych zlúčenín je karbid tetrabóru ( $B_4C$  štruktúra je založená na štruktúre elementárneho bóru, pozostávajúca z ikozaédrov  $B_{12}$ )
- **pripravuje** sa redukciou oxidu boritého uhlíkom:

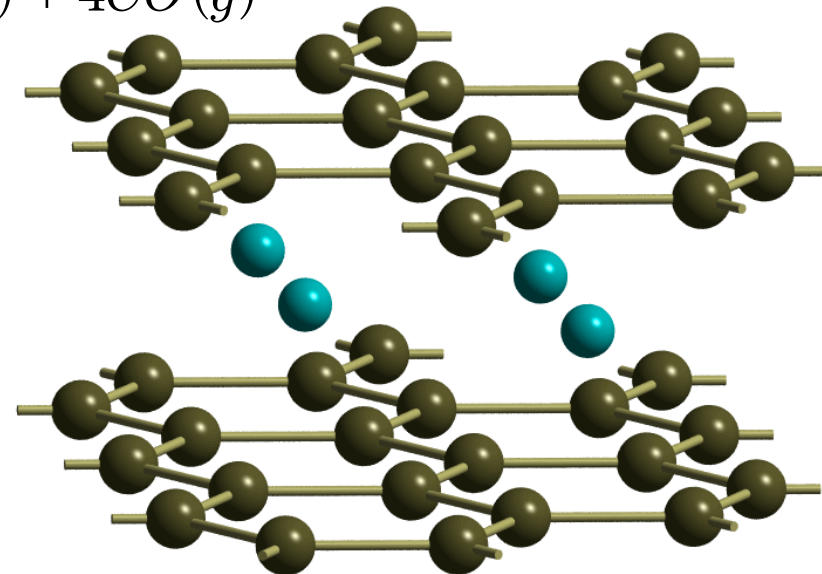
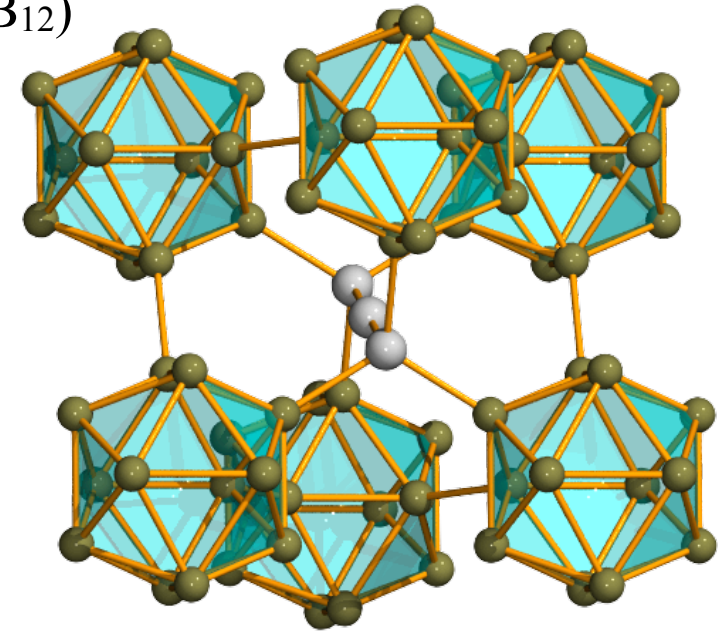


- **použitie  $B_4C$**  (nepriestrelné šatstvo, platničky na obklad napr. útočných helikoptér Apache, vysoko - perforované bicyklové rámy)

- východiskový materiál na **pripravu iných** tvrdých materiálov ako je diborid titánu:



- tvorí hexagonálne vrstvy iónov bóru (**izoelektrónové** a **izoštruktúrne** s grafitom)
- **kovové kationy** sú umiestnené medzi vrstvami bóru

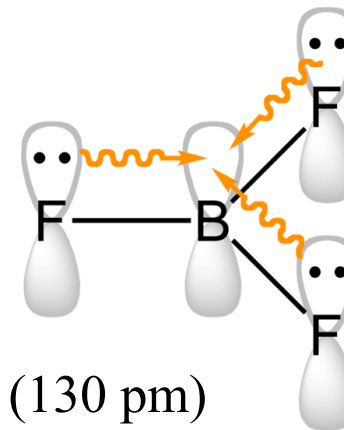


**Halogenidy borité -  $BX_3$**  sú reaktívne, prchavé kovalentné zlúčeniny, zložené z *trigonálne planárnych molekúl*

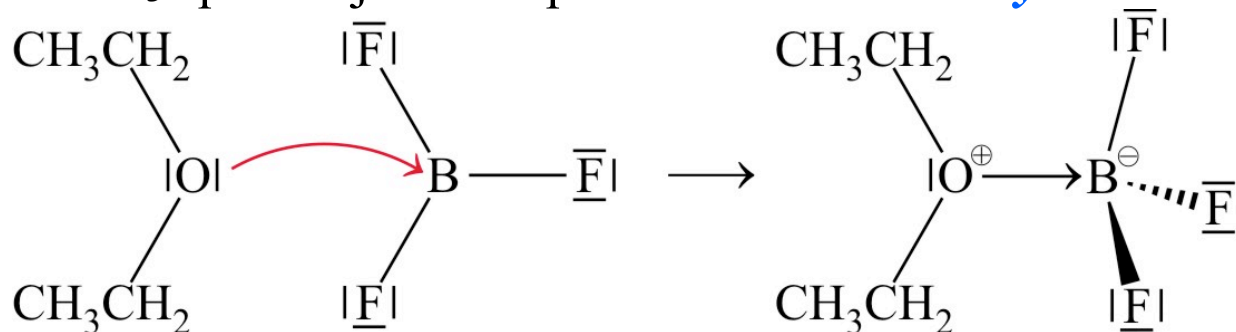
- z hľadiska *väzbových vlastností* je zaujímavý  $BF_3$  (prototyp *Lewisovej kyseliny*)
- veľkú chemickú *reaktivitu väčšiny nekovových chloridov* v porovnaní s iónovými chloridmi je možné interpretovať na príklade *chloridu boritého*

**Fluorid boritý - energia väzby B–F** je *extremne vysoká*  $613 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  (hodnota zrovnateľná s hodnotami väzbovej energie dvojitej väzby)

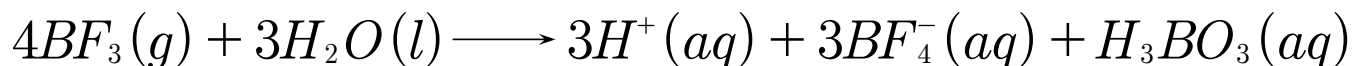
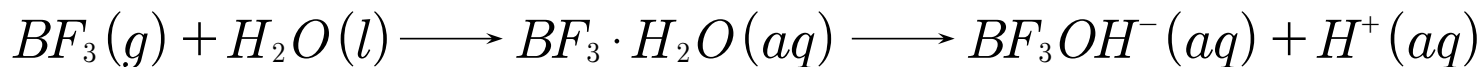
- *stabilita* elektrónovo-deficitnej molekuly je spôsobená *silnou kovalentnou väzbou* tvorenou okrem  $\sigma$  väzby aj delokalizovanou  $\pi$  väzbou v molekule



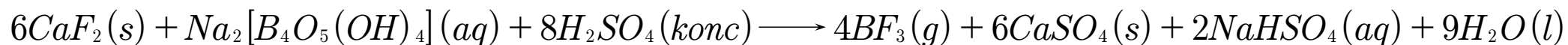
- *dôkazom* je existencia dlhších väzieb v  $BF_4^-$  (145 pm) v porovnaní s  $BF_3$  (130 pm)
- *voľný  $2p_z$*  orbitál v  $BF_3$  spôsobuje že sa správa ako *Lewisova kyselina*:



- fluorid boritý *hydrolyzuje* vo vodnom roztoku za vzniku kyslých roztokov:



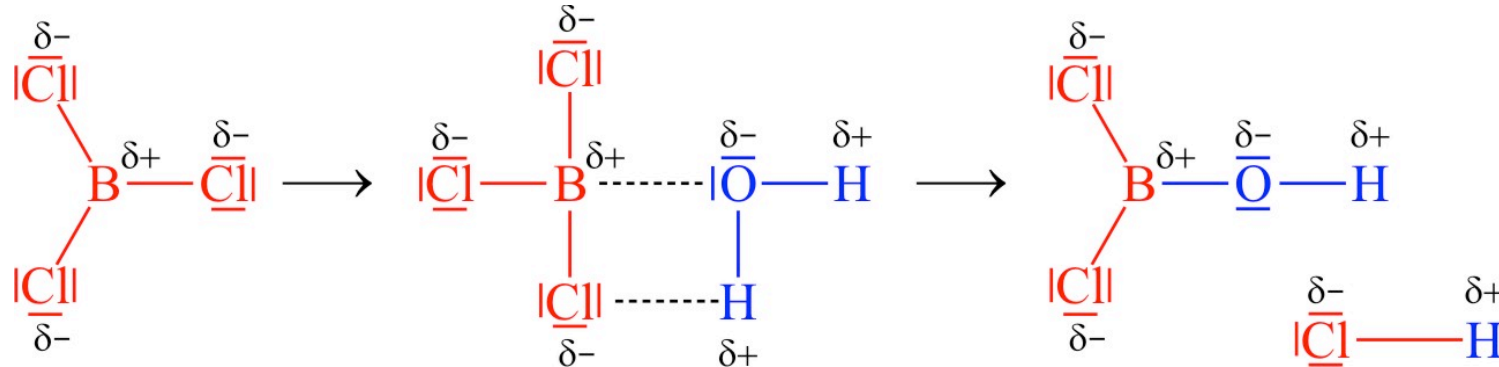
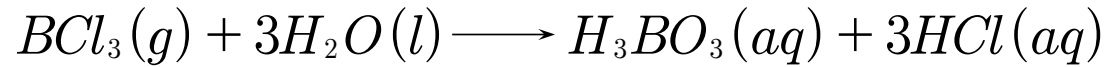
**Príprava  $BF_3$ :**



- priemyselne sa využíva ako *Lewisova kyselina*, alebo *katalyzátor* v organických reakciách

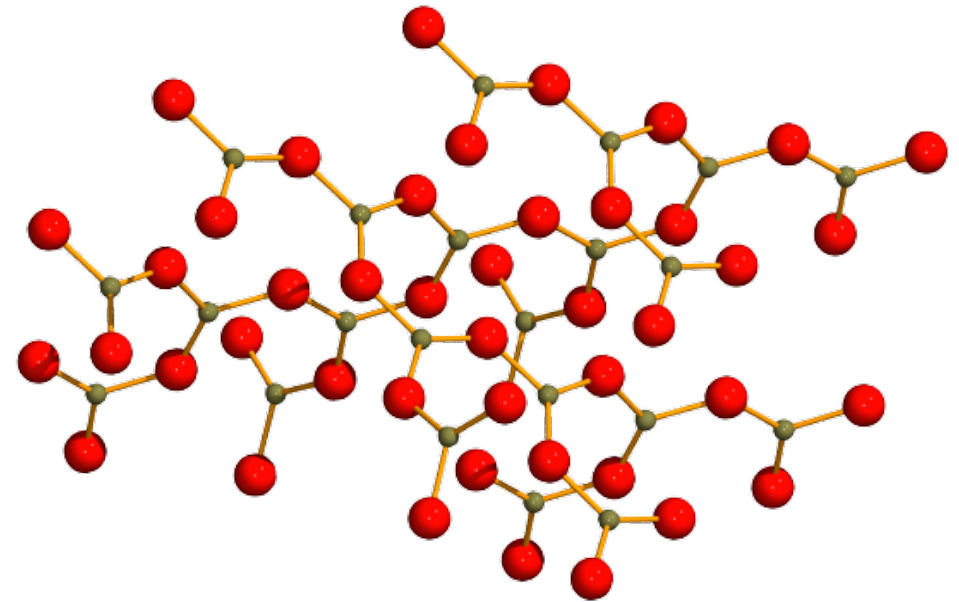
**Chlorid boritý** - *slabšia  $\pi$ -väzba* ako v prípade fluoridu bóritého ( $\text{BCl}_3$  je *silnejšia* Lewisova kyselina ako  $\text{BF}_3$ )

- prebublávanie plynného  $\text{BCl}_3$  vo *vode* vedie k tvorbe kyseliny trihydrogénbóritej:



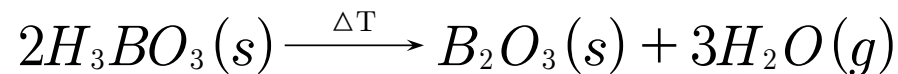
**Oxid boritý, kyselina trihydrogenboritá a boritany**

- tvorené trigonálnymi útvarmi  $\text{BO}_3$  (veľmi *silné* väzby  $\text{B-O}$ )
- v *štruktúre* kryštalickeho oxidu boritého  $\text{B}_2\text{O}_3$  vytvárajú trigonálne útvary  $\text{BO}_3$  priestorovú kovalentnú sieť
- *taví sa* pri  $450\text{ }^\circ\text{C}$  a rýchlym *ochladením* taveniny vzniká *sklovitá amorfná tuhá látka*
- *tavenina*  $\text{B}_2\text{O}_3$  *rozpušťa* mnohé *kovové oxidy* ako aj oxid kremičitý za vzniku rôznorodých *skiel* rozličného zloženia (*bórosilikátové sklá* s dobrou chemickou odolnosťou)

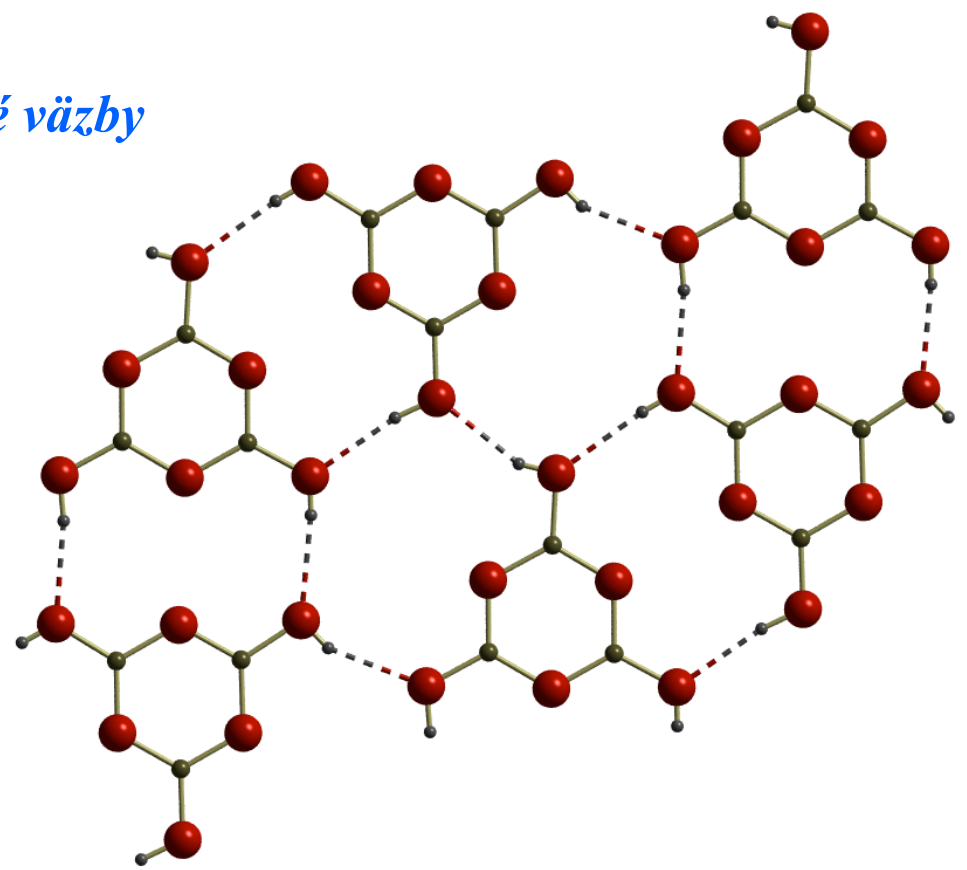
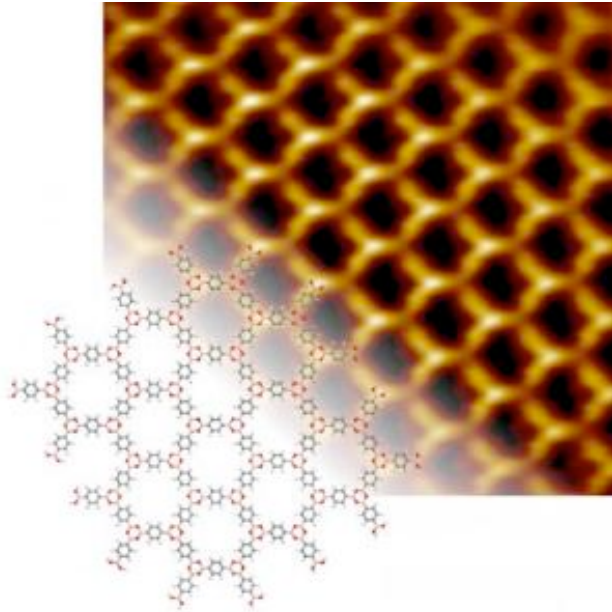


Oxid boritý  $\text{B}_2\text{O}_3$  je *kyslý oxid*, ľahko sa *hydratuje* za vzniku kyseliny trihydrogenbóritej

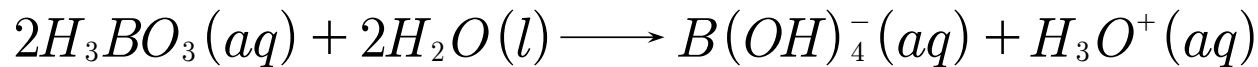
**Príprava:**



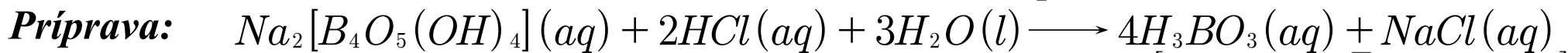
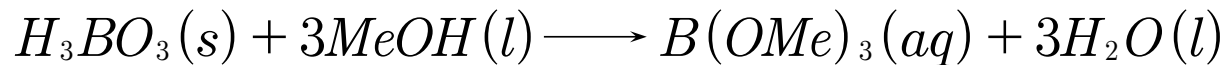
**Kyselina trihydrogenboritá** - slabá kyselina  
s **vrstevnatou štruktúrou** obsahujúcou **vodíkové väzby**



**Kyslý charakter**  $H_3BO_3$  je spôsobený jej správaním sa ako **Lewisova kyselina**:

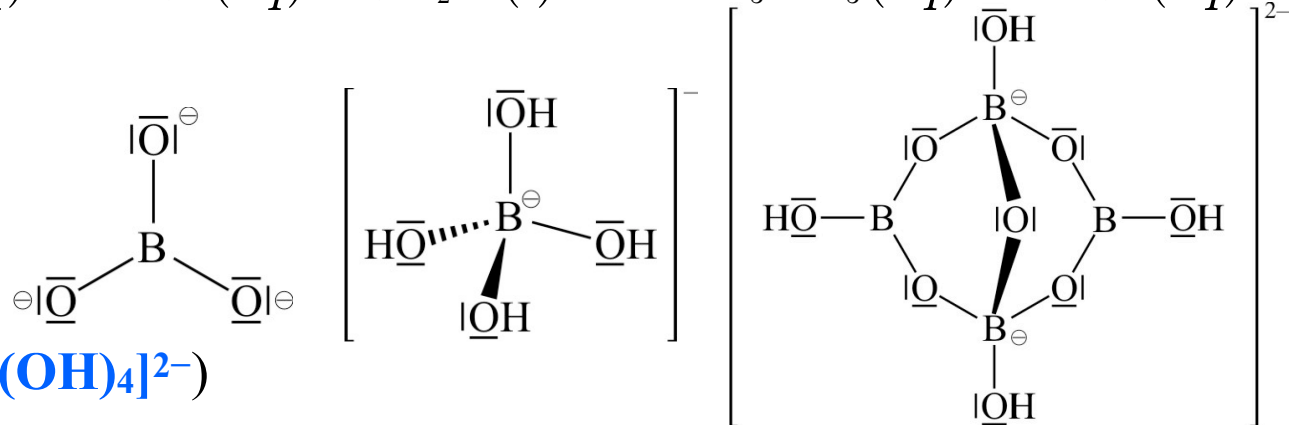


Kyselina trihydrogenboritá **reaguje s alkoholmi** za vzniku boritanov (trimetoxyboritanu):



Existujú **rozmanité štruktúry**

boritanových aniónov zložené z planárnych skupín  $BO_3$ , tetraedrických skupín  $BO_4$  a ich **kombinácií** a množstvo zlúčenín obsahujúcich takéto anióny ( $[B_4O_5(OH)_4]^{2-}$ )



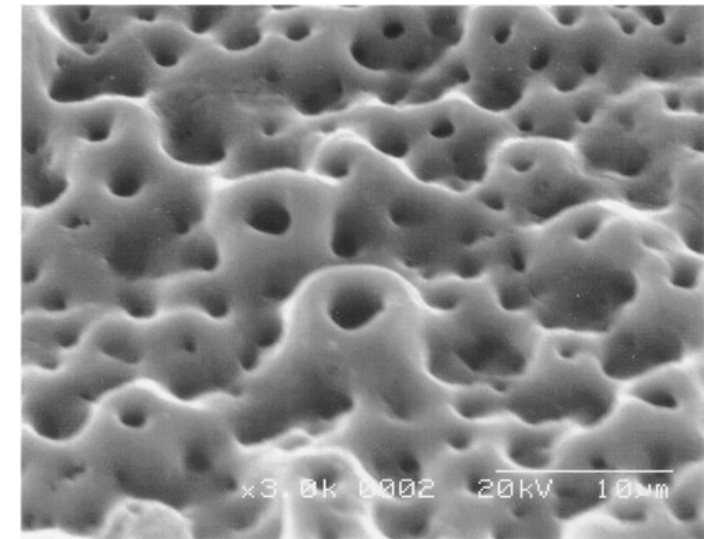
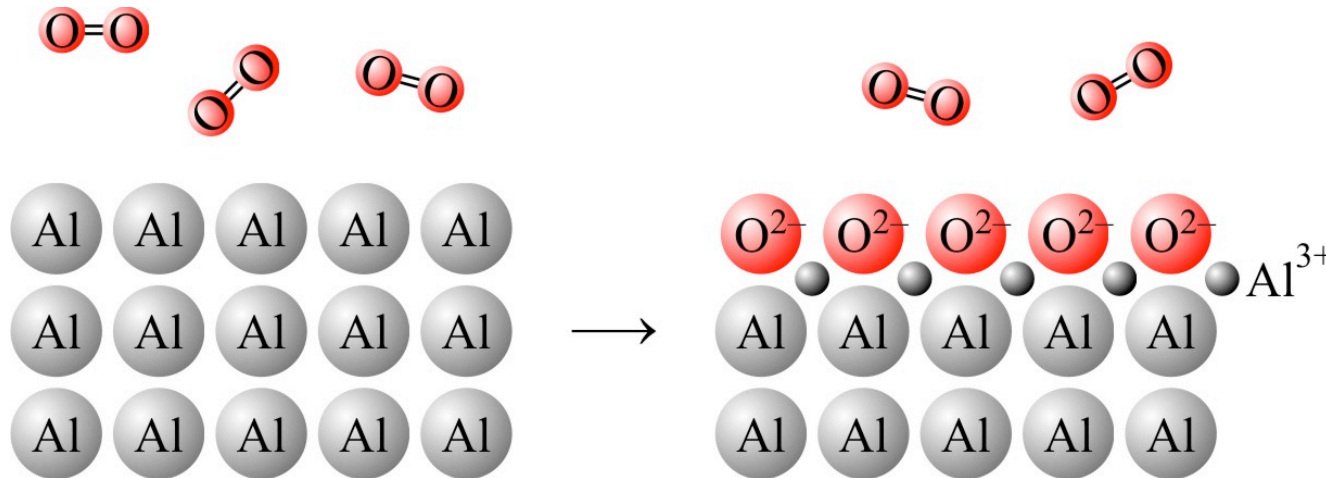
### ***Diagonálna podobnosť bóru a kremíka:***

- bór tvorí tuhý ***kyslý oxid  $B_2O_3$***  podobne ako kremík tvorí ***kyslý oxid  $SiO_2$***  ( $Al_2O_3$  je amfotérny a  $CO_2$  je kyslý)
- kyselina trihydrogenboritá  **$H_3BO_3$**  je ***slabá kyselina*** podobne ako  **$H_4SiO_4$**
- existuje veľký počet polymérnych ***boritanov*** a ***kremičitanov***, ktorých ***štruktúry*** sú založené na ***zdielaných atómoch kyslíka***
- ***obidva prvky*** bór aj kremík tvoria ***plynné hydridy*** (oba prvky sú polokovy, majú podobné elektronegativity a ich atómy majú podobné veľkosti - ***podobné chemické správanie***)



**Hliník** - kov s veľkým *záporným štandardným oxidačno-redukčným potenciálom* (očakávaná veľká reaktivita)

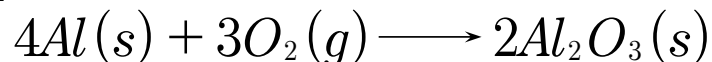
- povrch hliníka rýchlo reaguje s  $O_2$  (vzniká *nepriepustná oxidová vrstva  $Al_2O_3$*  hrúbky  $10^{-4}$  až  $10^{-6}$  mm)
- iónový polomer  $O^{2-}$  (124 pm) podobný kovovému polomeru atómu Al (143 pm); *povrchová vrstva* sa takmer nemení (malý polomer  $Al^{3+}$  (68 pm) sa presne hodí do intersticiálnych polôh oxidovej vrstvy)  $\Rightarrow$  *pasivácia*



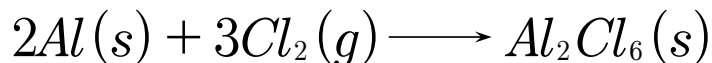
- *anodickou oxidáciou* je možné získať oxidovú vrstvu hrúbky **0.01 mm** (hrubá povrchová vrstva absorbuje farbivá a pigmenty a takýmto spôsobom je možné získať *farebný povrch*)
- hliník ako *konštrukčný materiál* s *nízkou hustotou* ( $2.7 \text{ g.cm}^{-3}$ , druhou najnižšou z kovov po horčíku  $1.7 \text{ g.cm}^{-3}$ )
- *dobry vodič tepla* (výroba kuchynského riadu) i keď nie je tak dobrý ako meď
- *dobry vodič elektriny* (dôležitý materiál pre výrobu elektrických vodičov)
- *problém* pri použití hliníka ako vodiča je pri spojeniach (s elektrochemicky nepodobným kovom môže vo vlhku vytvoriť elektrochemický článok; oxidácia (*korózia*) hliníka)

## Chemické vlastnosti hliníka:

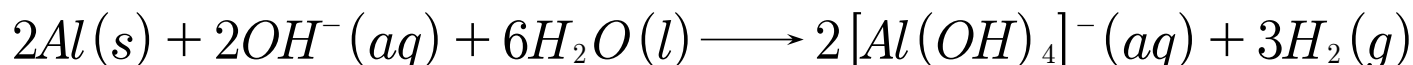
- práškový Al **horí** za vzniku práškového oblaku oxidu hlinitého:



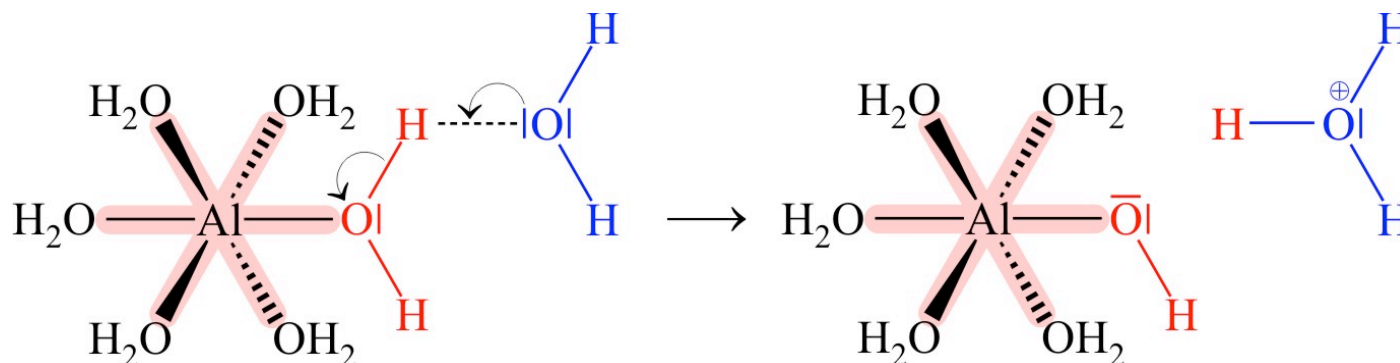
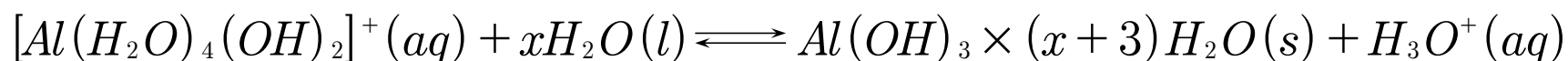
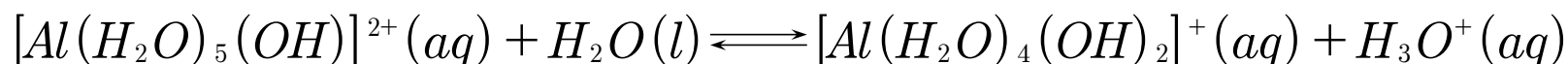
- hliník horí veľmi **exotermicky s halogénmi** ako napr. chlóróm:



- podobne ako berýlium je **amfotérny** kov reagujúci ako s kyselinami tak aj so zásadami:



- vodný roztok hlinitej zlúčeniny obsahuje kation  $[Al(H_2O)_6]^{3+}$  podliehajúci **hydrolyze**:



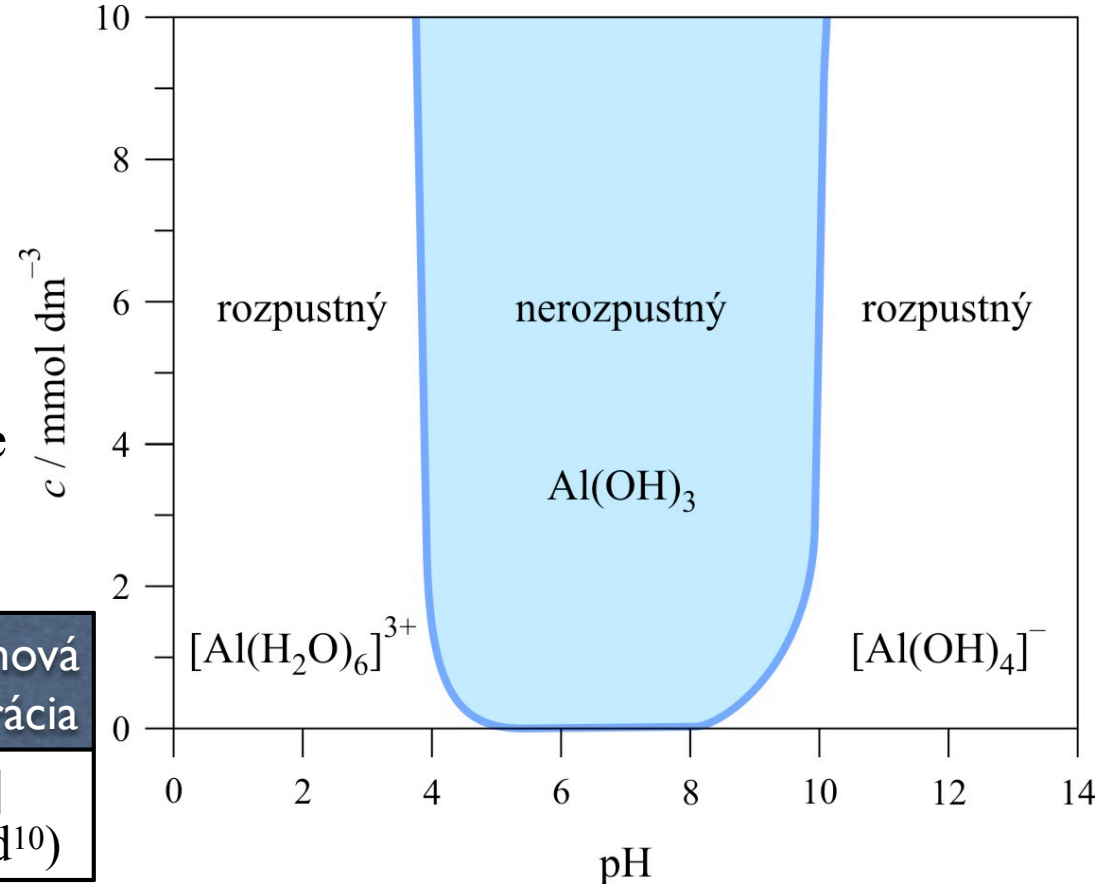
- zmes chloridov hydroxido-iónov  $[Al(H_2O)_5(OH)]Cl_2 + [Al(H_2O)_4(OH)_2]Cl$  nazývaný **aluminium chlorhydrate** je prostriedok proti poteniu
- prídavok hydroxidovýchiónov** k hlinitým kationom najskôr vyzráža želatínovú zrazeninu hydroxidu hlinitého, ktorý sa v prebytku hydroxidovýchiónov rozpúšťa za vzniku  $[Al(OH)_4]^-$



- kationy  $\text{Al}^{3+}$  sú **rozpuštné** pri **nízkych** a pri **vysokých** hodnotách pH, ale **nerozpuštné** pri **neutrálnych** podmienkach
- použitie ako **antacid** (lieky proti kyseline; nerozpuštná zásada schopná neutralizovať prebytočnú žalúdočnú kyselinu)

**Podobnosť hliníka a skandia** - aj na základe **elektrónovej konfigurácie**  $\text{Al}^{3+}$  umiestnenie hliníka do 3. skupiny PSP

lón 3. skupiny	Elektrónová konfigurácia	lón I 3. skupiny	Elektrónová konfigurácia
$\text{Sc}^{3+}$	[Ar]	$\text{Al}^{3+}$ $\text{Ga}^{3+}$	[Ne] [Ar](3d <sup>10</sup> )



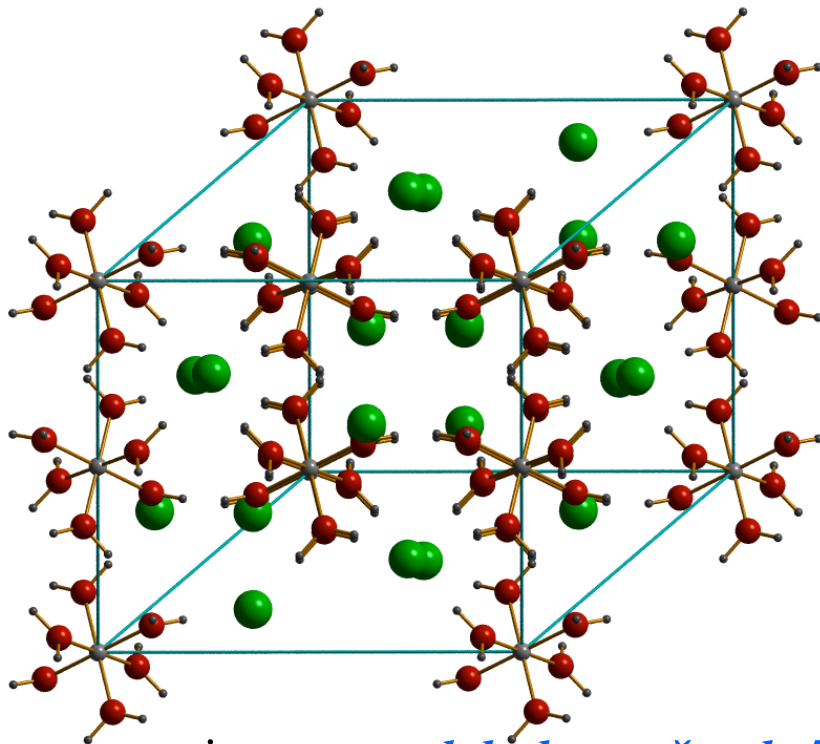
- podobnosť hliníka s prvkami 3.skupiny sa prejavuje aj v **teplotách topenia** a **štandardných elektródových potenciáloch**:

Prvky 3. skupiny			Prvky I 3. skupiny		
Prvok	Teplota topenia (°C)	$E^\circ$ (V)	Prvok	Teplota topenia (°C)	$E^\circ$ (V)
–	–	–	Al	660	-1,66
Sc	1540	-1,88	Ga	30	-0,53
Y	1500	-2,37	In	160	-0,34
La	920	-2,52	Tl	300	+0.72
Ac	1050	-2,6	–	–	–

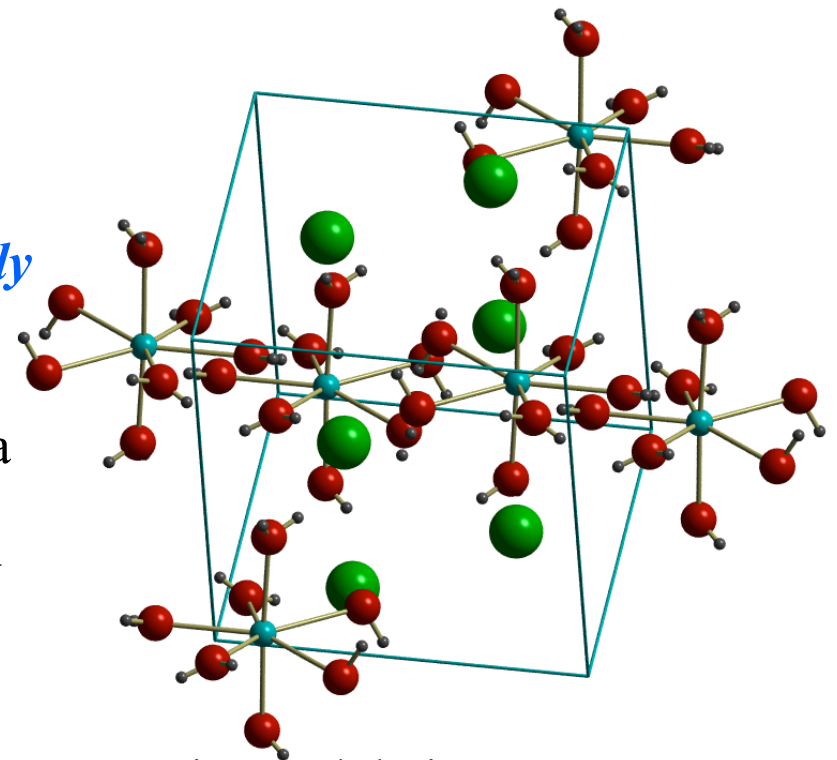
- vo **vodných** roztokoch katióny  $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$  aj  $\text{Sc}^{3+}(\text{aq})$  **hydrolyzujú** (vznik kyslých roztokov obsahujúcich polymérne hydroxido častice)
- **prídavkom hydroxidových iónov** k príslušným katiómom vznikajú koloidné **zrazeniny**
- v **nadbytku hydroxidových iónov** sa zrazeniny **rozpúšťajú** na aniónové častice
- obidva kovy tvoria **izomorfné zlúčeniny** typu  $\text{Na}_3[\text{MF}_6]$  ( $\text{M}^{\text{III}}$ :  $\text{Al}^{\text{III}}$  alebo  $\text{Sc}^{\text{III}}$ )

**Chémia reaktívneho hliníka sa značne líši od chémie nereaktívneho kovu gália:**

- rozdiely sú v **typoch zlúčenín** (Ga podobne ako B tvorí **plynný** hydrid  $\text{Ga}_2\text{H}_6$ ; Al tvorí **tuhý biely polymérny** hydrid  $(\text{AlH}_3)_x$ )
- **preublávanie** plynného sulfánu  $\text{H}_2\text{S}$  cez vodný roztok  $\text{Ga}^{3+}(\text{aq})$  vedie k tvorbe zrazeniny  $\text{Ga}_2\text{S}_3$ , v prípade hlinitej zlúčeniny sa pozoruje tvorba zrazeniny  $\text{Al}(\text{OH})_3$  (podobne v prípade skanditej zlúčeniny sa tvorí  $\text{Sc}(\text{OH})_3$ )



- **kryštálovou štruktúrou** sa **hlinité halogenidy** viac podobajú **halogenidom scanditým** (tvoria kryštalohydráty, gálité halogenidy netvoria)



- naproti tomu, **molekulovou štruktúrou** sa **hlinité halogenidy** viac podobajú **halogenidom gálitým** - tvoria **diméry** (tavenina a plynné skupenstvo)

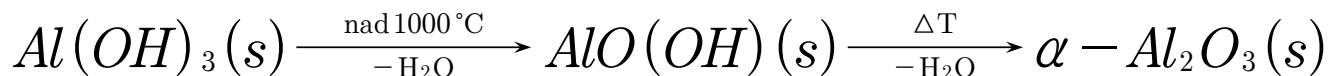
**Oxid a hydroxid hlinitý** - existuje viacero **polymorfných modifikácií** oxidu hlinitého

- najznámejšie sú vysokoteplotná  **$\alpha$  modifikácia**  $\text{Al}_2\text{O}_3$  (tvrdý minerál korund) a nízkoteplotná  **$\gamma$  modifikácia**  $\text{Al}_2\text{O}_3$  (menej kompaktná gama-alumina)

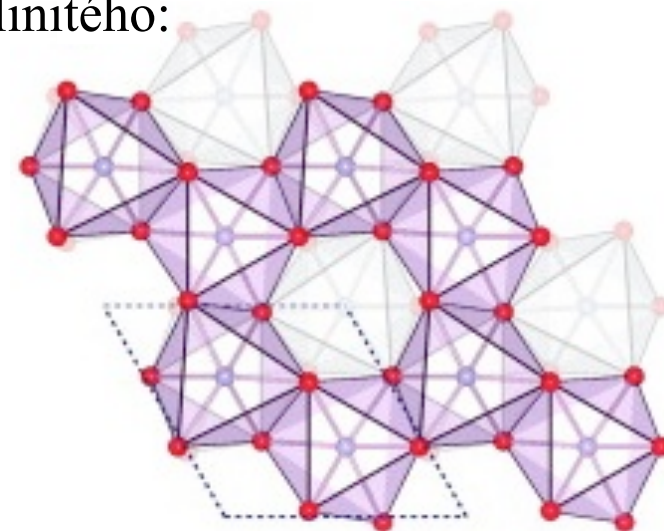


**Korund** - veľmi **tvrdý** materiál používaný na brúsenie

- **odolný** voči **teplote** (teplota topenia je 2020 °C; vymurovka vysokoteplotných pecí)
- $\alpha$ -modifikácia  $\text{Al}_2\text{O}_3$  sa **pripravuje** termickou dehydratáciou hydroxidu hlinitého:

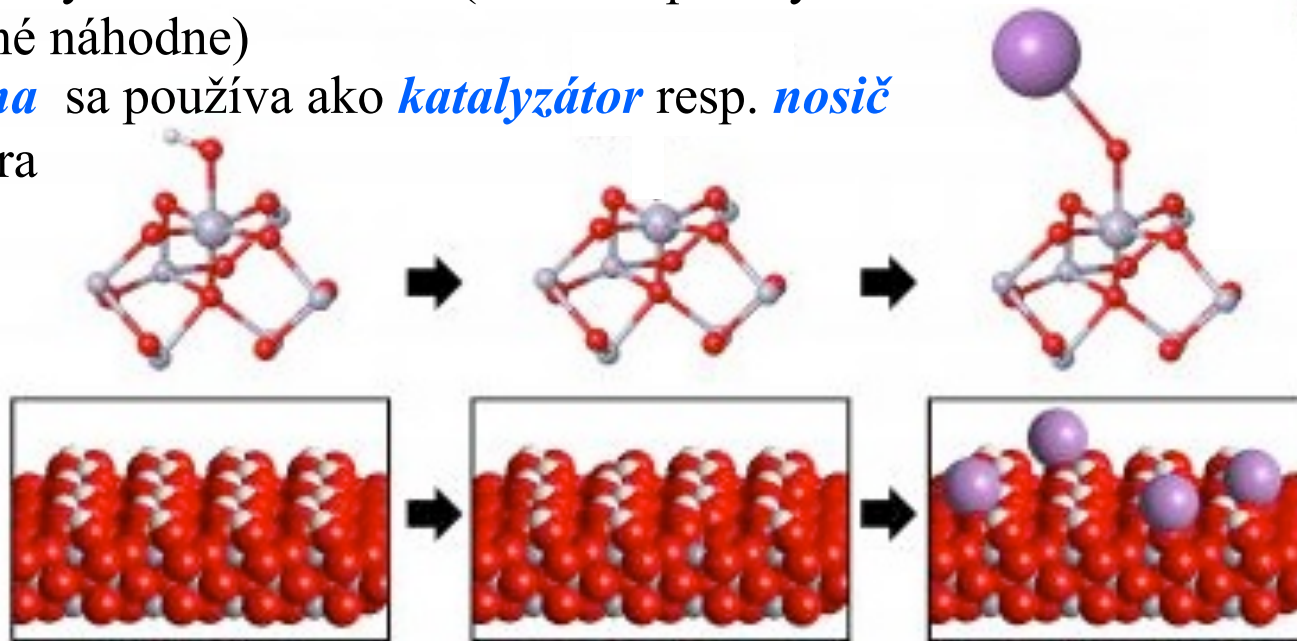


- $\alpha$ -modifikácia sa používa pri **elektrolytickej výrobe hliníka**
- **kompaktná** ( $\rho = 4,0 \text{ g cm}^{-3}$ ) **rombická štruktúra** s atómami kyslíka v **najtesnejšom hexagonálnom** usporiadaní a atómami hliníka v  **$\frac{2}{3}$  oktaédrických dutín**
- $\text{Al}_2\text{O}_3$  tvorí **polodrahokam biely zafír** (umelý možno pripraviť kryštalizáciou z taveniny)
- **červené** sfarbenie **rubínu** spôsobujú stopy  $\text{Cr}^{3+}$
- **modré** sfarbenie **zafíru** sú to stopy  $\text{Fe}^{3+}$  a  $\text{Ti}^{4+}$

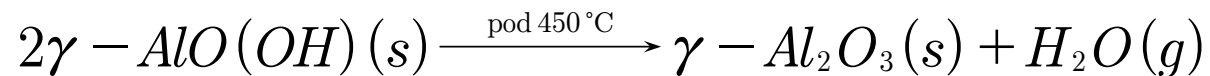
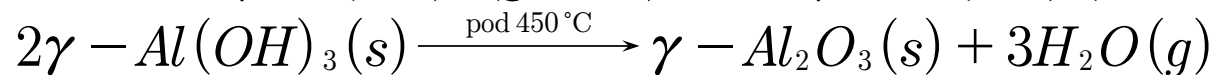


Nízokoteplotná  $\gamma$  modifikácia  $\text{Al}_2\text{O}_3$  má **menej kompaktnú** štruktúru ( $\rho = 3,4 \text{ g cm}^{-3}$ )

- mäkká látka s **veľkým povrchom** (tzv. aktivovaný  $\text{Al}_2\text{O}_3$ )
- **defektná** kryštalová štruktúra (niektoré polohy v štruktúre sú obsadené náhodne)
- **$\gamma$ -alumina** sa používa ako **katalyzátor** resp. **nosič** katalyzátora



Pripravuje sa **dehydratáciou**  $\gamma$ -  $\text{Al}(\text{OH})_3$  (gibbsit) alebo  $\gamma$ -  $\text{AlO}(\text{OH})$  (böhmit):



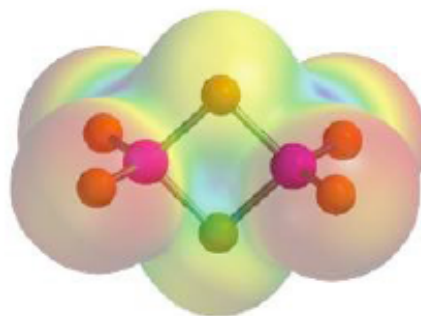
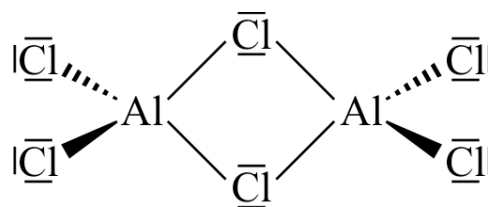
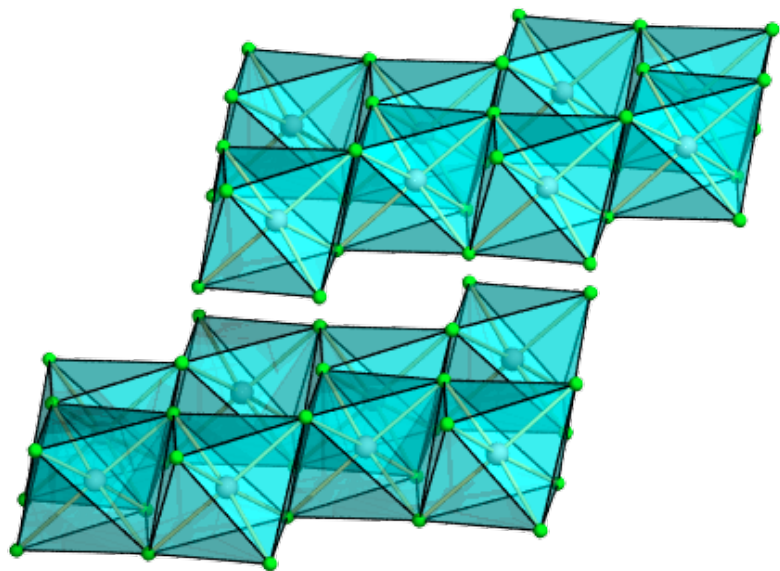
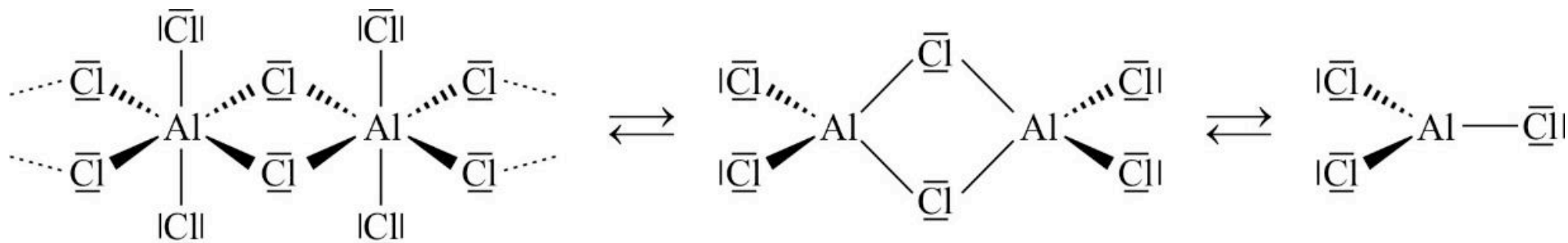
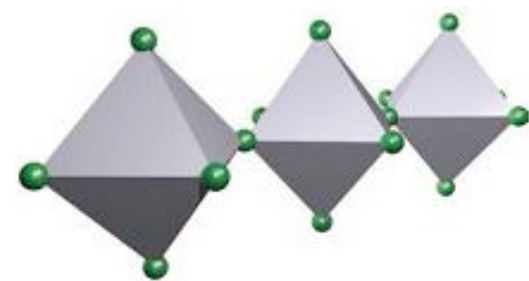
**V prírode** sa nachádzajú **stálejšie** modifikáciami hydroxidu hlinitého ( $\gamma$ - $\text{Al}(\text{OH})_3$  - **gibbsit** a **hydrargilit**), **menej stálou** modifikáciou je  $\alpha$ - $\text{Al}(\text{OH})_3$  (**bayerit**). Pripravujú sa **zrážaním**:



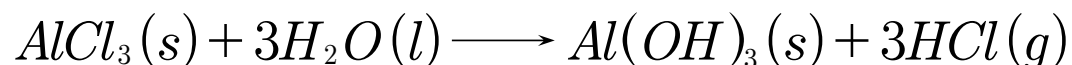
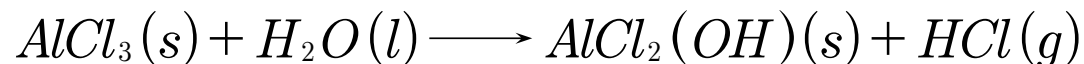
- hydroxid hlinitý sa zráža ako **biela páperovitá zrazenina** (schopnosť viazať nečistoty, preto sa používa na čistenie vody)
- $\text{Al}(\text{OH})_3$  aj  $\text{Ga}(\text{OH})_3$  sú **amfotérne** hydroxidy

## Halogenidy hlinité - zaujímavá skupinu zlúčenín:

- **fluorid hlinitý** sa **taví** pri **1290°C**, chlorid hlinitý **sublimuje** pri **180°C** a bromid a jodid hlinitý sa **tavia** pri **97.5°C**, resp. **190°C**
- **AlF<sub>3</sub>** má teplotu topenia typickú pre **iónovú** zlúčeninu
- teploty topenia **AlBr<sub>3</sub>** a **AlI<sub>3</sub>** sú charakteristické pre malé **kovalentné molekuly**
- spôsobené **veľkou nábojovou hustotou** Al<sup>3+</sup> (364 C.mm<sup>-3</sup>) ⇔ všetky anióny (okrem malého F<sup>-</sup>) budú **polarizované** a dôjde k tvorbe kovalentných väzieb (tvorba **dimérov** Al<sub>2</sub>Br<sub>6</sub> a Al<sub>2</sub>I<sub>6</sub>)
- **hexahydrát chloridu hlinitého** tvorí v tuhom stave **iónovú kryštalovú štruktúru**
- **bezvodý chlorid hlinitý** tvorí v tuhom stave **vrstevnatú štruktúru**, ktorá sa v tavenine **rozpadne** za vzniku molekulových **dimérov** a pri zvýšenej teplote disociuje na **monomér**:

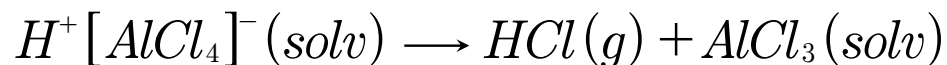
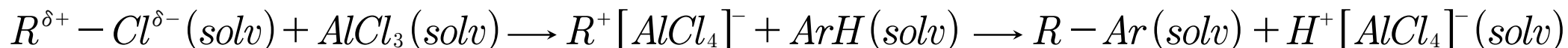


- dôsledkom vrstevnatej štruktúry bezvodého  $\text{AlCl}_3$  v tuhom stave je, že jeho reakcie sú viac typické pre **kovalentný typ chloridu**
- kovalentné správanie sa konkrétne prejavuje v procese rozpúšťania bezvodého  $\text{AlCl}_3$ , ktorý **reaguje s vodou** typickým spôsobom kovalentného chloridu za vývoja značného množstva tepla a za tvorby hmly chlorovodíka:

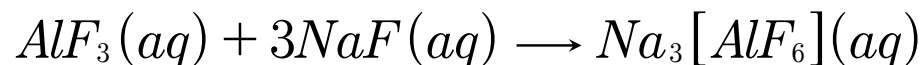


**Bezvodý chlorid hlinitý** je dôležité činidlo v **organicknej chémii** (katalyzátor pre substitučné reakcie aromatických zlúčenín - **Friedel-Craftsove reakcie**)

- celkovú reakciu môžeme vyjadriť ako reakciu medzi **aromatickou zlúčeninou**  $\text{Ar-H}$  a **chloroorganickou zlúčeninou**  $\text{R-Cl}$ .  $\text{AlCl}_3$  reaguje ako silná kyselina s  $\text{R-Cl}$  za tvorby  $\text{AlCl}_4^-$  a karbokatiónu. Karbóniový kation reaguje s aromatickou zlúčeninou za vzniku substituovanej aromatickej zlúčeniny  $\text{Ar-R}$  a katiónu  $\text{H}^+$ . Tento kation potom rozkladá  $\text{AlCl}_4^-$  naspäť na chlorid hlinitý:

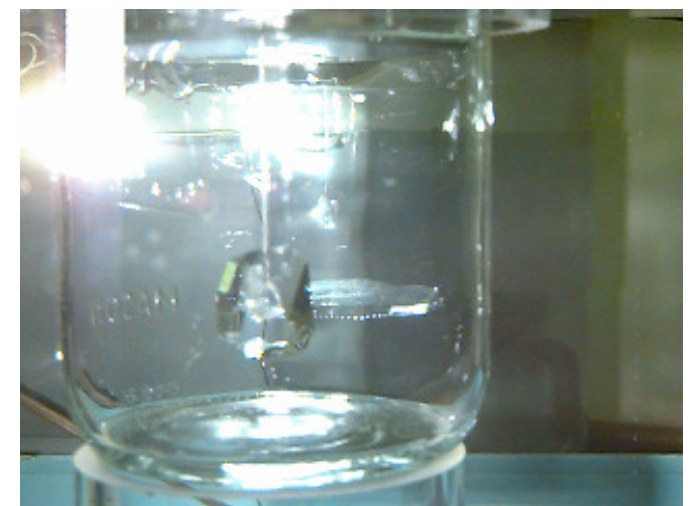


- ostatné halogenidy  $\text{AlX}_3$  majú tiež vlastnosti **silných Lewisových kyselín** (akceptorové schopnosti v závislosti od indukčného efektu atómov X klesajú v poradí:  $\text{AlCl}_3$   $\text{AlBr}_3$   $\text{AlI}_3$ )
- odlišné je správanie  $\text{AlF}_3$  - zlúčeniny s prevažne iónovou väzbou (neschopnosť reagovať s vodou)
- aj napriek tomu sa  $\text{AlF}_3$  správa ako Lewisova kyselina:



**Kamence** - všeobecný vzorec  $M^+M^{3+}(SO_4^{2-})_2 \cdot 12H_2O$  (štruktúru lepšie vyjadruje vzorec  $M^+[M(OH_2)_6]^{3+}(SO_4^{2-})_2 \cdot 6H_2O$ )

- **veľké kryštály** môžeme získať zmiešaním **ekvimólových** množstiev  $M^I_2SO_4$  a  $M^{III}_2(SO_4)_3$
- **vhodné** zlúčeniny na **pestovanie kryštálov** (jednomocný kation  $K^+$ ,  $Rb^+$  a  $NH_4^+$ , zatiaľ čo trojmocný kation je najbežnejšie  $Al^{3+}$ ,  $Cr^{3+}$  a  $Fe^{3+}$ )



Pomenovanie **kamenec** patrí **bezfarebnej** zlúčenine obsahujúcej kation  $[Al(OH_2)_6]^{3+}$ , ostatné sú pomenované ako **chromitý kamenec (tmavofialový)** a **železitý kamenec (svetlofialový)**

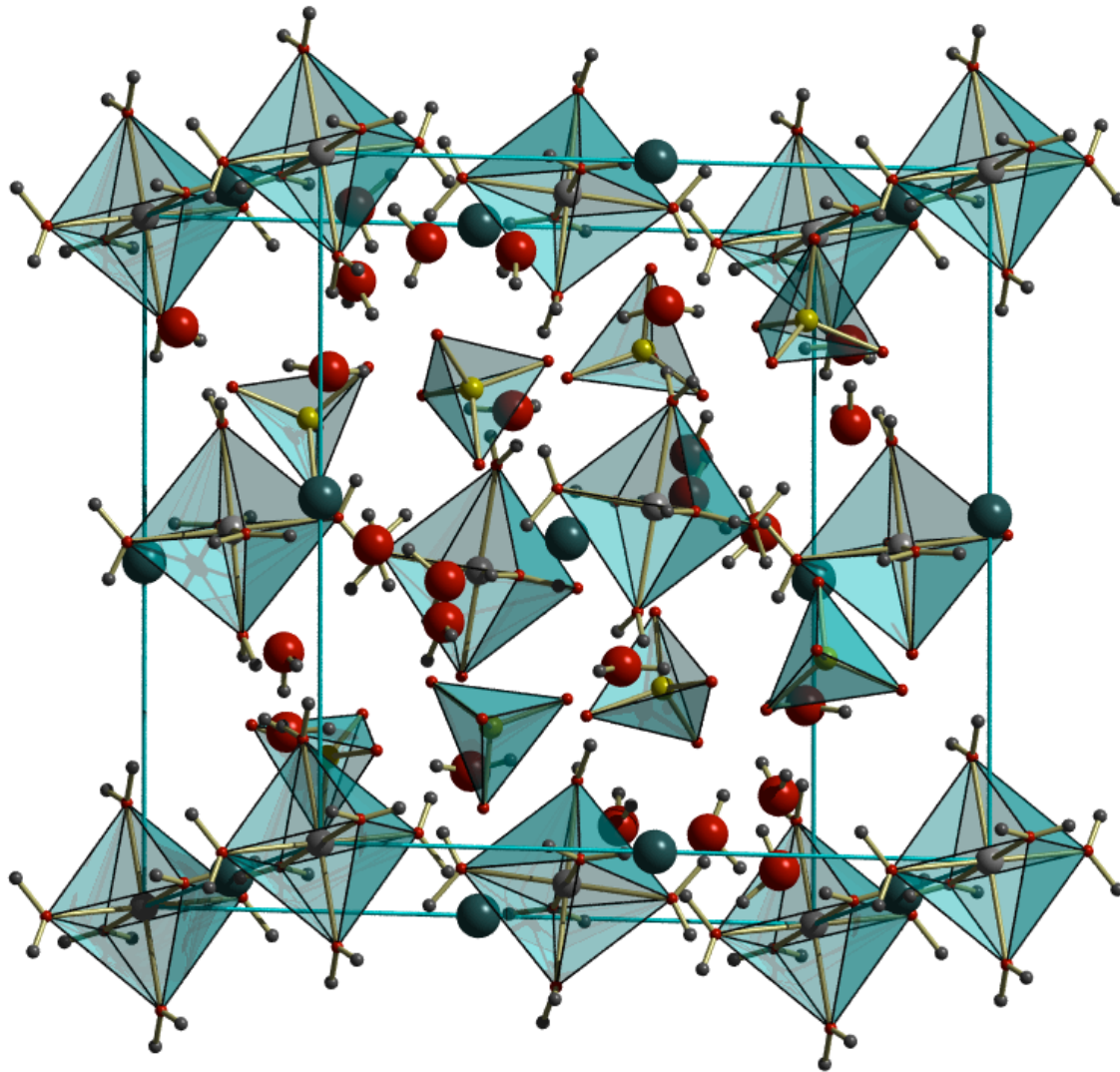
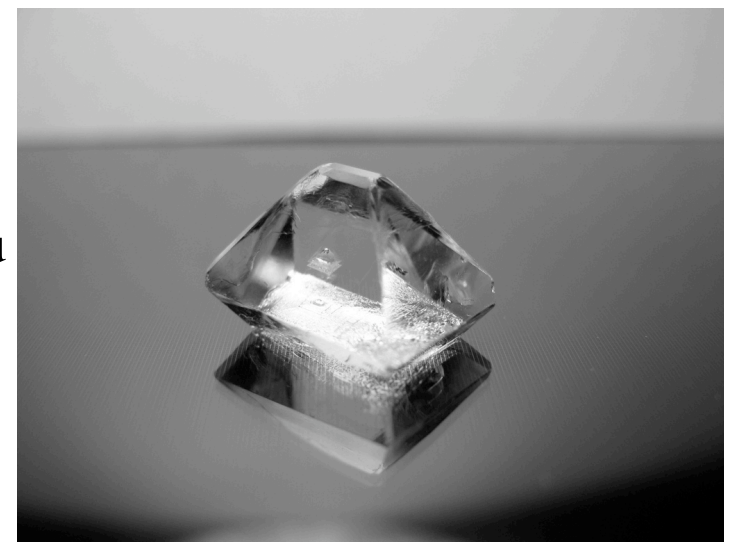


**Izomorfná substitúcia** - schopnosť iónu substituovať druhý ión pričom zostane zachovaná kryštálová štruktúra

- **pri zachovaní kryštálovej štruktúry môže byť nahradený jeden ión druhým ak majú rovnaký náboj a rozdiel v iónových polomeroch nie je väčší ako 20 %**
- **veľký rozdiel** v iónových polomeroch izomorfizmus **vylučuje**, ale **blízke hodnoty** iónových polomerov **nezaručujú** že izomorfizmu nastane
- **izoštruktúrne látky** môžu tvoriť **zmesové kryštály** ( $K_2(Al, Cr)(SO_4)_4$ )

**Síran hlinito-draselný** - kamelec  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  jediný **bežný** vo vode **rozpustný** hlinitý minerál

- dôležitá úloha v **priemysle farieb** pre permanentnú absorpciu farby na šatstvo (morením v roztoku kameňa sa vytvorí na povrchu šatstva vrstva hydroxidu hlinitého schopná okamžite viazať molekuly farby)



- kamelec **kryštalizuje** z **ekvimólovej zmesi** síranu draselného a síranu hlinitého za tvorby  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ .
- kryštály kameňa majú veľkú **stabilitu kryštalovej mriežky**, pretože síranové anióny sú v štruktúre umiestnené medzi alternujúce draselné a hexaakvahlinité katióny
- zlúčenina sa niekedy **používa** na zastavenie nepatrného **krvácania** (ako sú náhodné porezania pri holení), pretože táto zlúčenina spôsobuje **koaguláciu proteínov** na povrchu bunky, bez toho aby došlo k usmrteniu bunky samotnej.



## ***Diagonálna podobnosť hliníka a berýlia***

- ***nábojové hustoty***  $\text{Be}^{2+}$  a  $\text{Al}^{3+}$  sú podobné ( $\text{Be}^{2+}$ :  $1108 \text{ C mm}^{-3}$  a  $\text{Al}^{3+}$ :  $770 \text{ C mm}^{-3}$  – za predpokladu tetraédrickej koordinácie)
- vo vodnom roztoku ***akvatovaný kation*** ( $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ ) podobne ako ( $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ )
- obidva kationy dostatočne polarizujú molekuly vody a vo vodnom roztoku sa pozoruje ich ionizácia (***hydrolýza***) v dôsledku ktorej sú roztoky berylnatých a hlinitých zlúčenín ako napr.  $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$  alebo  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  kyslé
- obidva kovy sa na vzduchu ***pasivujú***
- obidva kovy tvoria iónové ***karbidy*** ( $\text{Be}_2\text{C}$  a  $\text{Al}_4\text{C}_3$ ) obsahujúce anión  $\text{C}^{4-}$
- berýlium a hliník tvoria ***halogenidy*** ako napríklad  $\text{BeCl}_2$  a  $\text{AlCl}_3$ , ktoré reagujú ako ***Lewisove kyseliny***

## ***Toxicita hliníka***

- po kyslíku a kremíku ***tretí najrozšírenejší prvok*** v Zemskej kôre
- napriek jeho značnému výskytu v životnom prostredí je to ***vysoko toxický kov***
- koncentrácia hlinitých iónov  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$  ( $5 \cdot 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$ ) je dostatočná na ***usmrtenie rýb***
- pre niektoré plodiny napr. pšenicu (obilie) je zvyšujúca sa kyslosť pôdy (uvolňovanie hlinitých iónov) hneď druhý faktor spôsobujúci ***pokles výnosov*** niekedy až o 80%

## ***Riziko tália***

- v podobe tálnych zlúčenín je ***tálium vysoko toxický prvok***
- môže ***nahrádzať*** draselný kation v biochemických procesoch
- do životného prostredia vstupuje primárne ***horením uhlia*** a pri ***výrobe cementu***
- tálium ako nebezpečný vedľajší produkt vzniká pri ***tavení olovnatých rúd***