

**Triely**

## B, Al, Ga, In, Tl

B - nekov; Al, Ga a In - amfoterní, Tl - kov

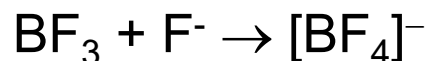
- elektronová konfigurace:  $ns^2np^1$ ,

oxidační číslo:  $B^{III}$ ;  $Al^{III}$ ,  $Ga^{III,I}$ ,  $In^{III,I}$  a  $Tl^{III,I}$

- k chemickým vazbám využívají elektrony  $s^2p^1$  ; tři hybridní orbitály  $sp^2$

- s atomovým číslem roste iontový podíl vazby

- B a Al tvoří kovalentní sloučeniny, které jsou elektronově deficitní  $\Rightarrow$  chovají se jako Lewisova kyselina, mají tendenci doplnit sextet elektronů na oktet tvorbou komplex. aniontu, např.:



- naproti tomu Tl se chová jako alkalický kov (typicky iontová vazba)

- stálost mocenství  $+III$  podél skupiny klesá a roste stálost  $+I$

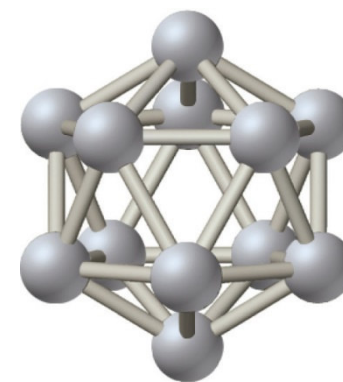
(u Tl je  $+I$  velmi stálé – vliv relativistického efektu)

# Bor

Bor se vyskytuje v třech modifikacích, základem jejich struktury je ikosaedr  $B_{12}$ . Atomy boru jsou v ikosaedru pospojované se sousedy 5 delokalizovanými vazbami. Jednotlivé modifikace se liší uspořádáním ikosaedrů v krystalické struktuře, případně i přítomností i jiných seskupení ( $B_6$ ,  $B_{10}$ ), nebo i přítomností jednotlivých atomů boru.

**Krystalický bor** je mimořádně tvrdý a má vysoké teploty tání a varu. Má šedčernou barvu a kovový lesk.

**Amorfní bor** je hnědá práškovitá tuhá látka, jejíž hustota je nižší než hustota krystalické formy.



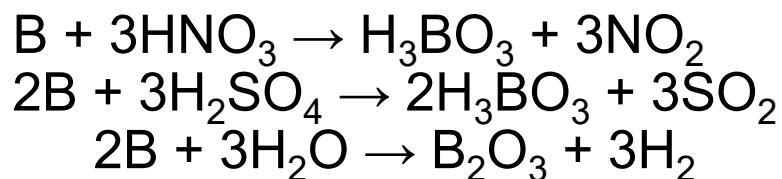
$B_{12}$  icosahedron in elemental boron

Bor má vysoký bod tání (2300 °C), na vzduchu je stálý. Ve sloučeninách je vázán výlučně kovalentními vazbami.

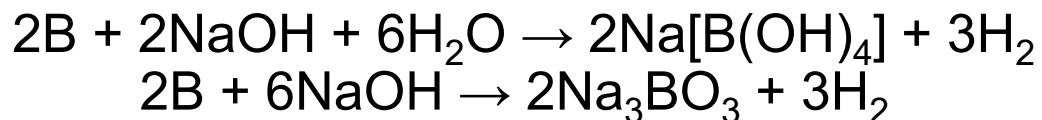
Podobnost spíše s Si, než s Al (viz diagonální podobnost v periodické tabulce), kyselina boritá je podobná kys. křemičitě; B(OH)<sub>3</sub> je kyselina, ale Al(OH)<sub>3</sub> převážně zásaditý s částečně amfoterním chováním.

Ve sloučeninách vystupuje bor většinou v oxidačním stavu III, vzácně též I a II. Ze sloučenin *jednomocného boru* jsou známy např. nestabilní fluorid borný BF a chlorid borný BCl, *dvojmocný bor* je znám ve formě nestabilního oxidu bornatého BO a jodidu bornatého B<sub>2</sub>I<sub>4</sub>.

Bor se vyznačuje vysokou chemickou odolností a to i proti silným okysličovadlům, nereaguje ani s kyselinou fluorovodíkovou, ale oxiduje se horkou kyselinou dusičnou a sírovou a při teplotě přes 600°C reaguje s vodní párou:



Amorfní bor reaguje s roztoky i taveninami hydroxidů alkalických kovů:



Za laboratorní teploty bor reaguje přímo pouze s fluorem, s ostatními halogeny se slučuje až při teplotách nad 400 °C. Se sírou se slučuje na sulfid boritý  $B_2S_3$  při teplotách nad 600 °C, za zvláštních podmínek vytváří také sulfid zajímavého složení  $B_8S_{16}$ . S fosforem reaguje při teplotě 1000 °C za vzniku fosfidu BP, teprve při teplotě 2000°C reaguje s uhlíkem.

Díky své vysoké afinitě ke kyslíku a k dalším elektronegativním prvkům, je bor, za vhodných podmínek, schopen vytěsňovat kovy z oxidů, chloridů a sulfidů.

S řadou přechodných kovů reaguje za tvorby boridů se zajímavými vzorci, např.  $Cr_5B_3$ ,  $Re_7B_3$ ,  $Pd_5B_2$  nebo  $Ru_{11}B_8$ .

Krystalický bor, se pro svou vysokou tvrdost používá jako **složka brusných směsí** a jako **pří sada ocelí** zlepšuje jejich kalitelnost.

Bor je také důležitým legujícím prvkem při **přípravě řady slitin** hliníku. Jeho přidavkem se podstatně zjemňuje struktura slitin a zvyšuje schopnost hliníku zachytávat neutrony, přidavek boru současně zvyšuje elektrickou vodivost čistého hliníku.

Využití boru v **jaderné energetice** je založeno na velkém účinném průřezu izotopu  $^{10}\text{B}$  vůči tepelným neutronům a je výhodné i proto, že produkty reakce jsou stále neradioaktivní Li a He. Proto se využívá bor, podobně jako beryllium, k výrobě řídicích tyčí v reaktorech a neutronových zrcadel v jaderných reaktorech. Bor je jeden z mála prvků, které přicházejí v úvahu jako palivo pro jadernou fúzi.

Bor a jeho sloučeniny **barví plamen intenzivně zeleně**. Tento jev se uplatňuje při přípravě směsí pro pyrotechnické účely a v analytické chemii slouží jako důkaz přítomnosti boru.

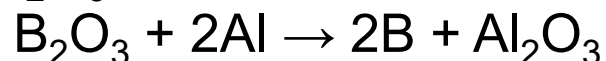
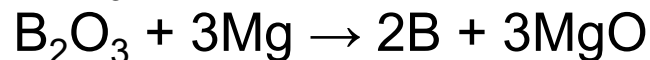
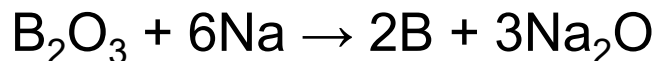
Významné místo patří sloučeninám boru ve sklářském a keramickém průmyslu. Tzv. **borosilikátová skla** se vyznačují vysokou tepelnou odolností a pod označením Pyrex (v Česku Simax) slouží k výrobě chemického i kuchyňského nádobí. V keramice nalézá bor uplatnění především jako **složka emailů a glazur**.

Uplatňuje se při výrobě **mýdel a detergentů**, a žáruvzdorných materiálů.

Směs neodymu, železa a boru je využívána pro výrobu permanentních NdFeB magnetů.

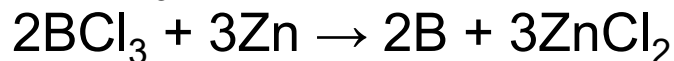
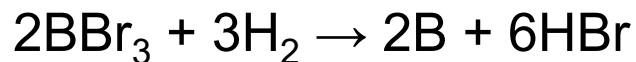
K minerálům boru patří např. **borax**  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , pro průmyslovou těžbu má dnes v celosvětovém měřítku rozhodující význam **colemanit**  $\text{Ca}_2\text{B}_6\text{O}_{11} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

**Výroba amorfního boru** se provádí metalotermickou redukcí oxidu boritého  $\text{B}_2\text{O}_3$  kovovým sodíkem, hořčíkem nebo hliníkem:

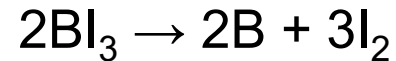


Surový amorfní bor se zbavuje nečistot varem se zředěnou kyselinou chlorovodíkovou nebo promýváním kyselinou fluorovodíkovou.

**Výroba krystalického boru** se provádí redukcí bromidu boritého  $\text{BBr}_3$  vodíkem při teplotě přes  $1200^\circ\text{C}$  nebo redukcí chloridu boritého  $\text{BCl}_3$  zinkem za teploty  $900^\circ\text{C}$ .



Velmi čistý bor je možné připravit termickým rozkladem jodidu boritého  $\text{BI}_3$  při teplotě  $1000\text{ }^\circ\text{C}$  na elektricky žhaveném wolframovém vlákně (*van Arkelova a de Boerova metoda*)



nebo redukcí chloridu boritého vodíkem působením vysokofrekvenčního elektrického výboje (*Hackspillova metoda*).

Mezi další způsoby výroby boru patří termický rozklad boranů a tavná elektrolýza fluoroboritanů.





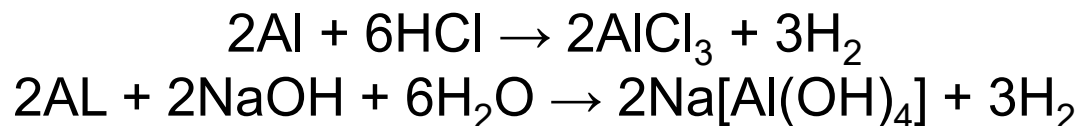
# Hliník

je na čerstvém řezu stříbřitě bílý, lesklý a velice lehký kov, s vysokou odrazivostí světla (zrcadla) i UV záření.

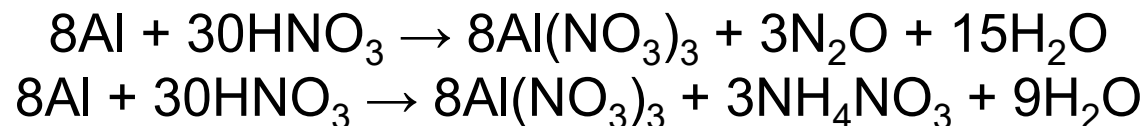
Na vzduchu se povrch hliníku poměrně rychle pokrývá vrstvou oxidu  $\text{Al}_2\text{O}_3$  - vůči čisté vodě odolný, roztoky solí odstraňují ochrannou vrstvu  $\Rightarrow$  rychlá koroze; odolnost hliníku vůči korozi se zvyšuje zesílením vrstvičky  $\text{Al}_2\text{O}_3$  na povrchu kovu a to buď chemicky (v roztoku chromanu), nebo častěji elektrolyticky (eloxování).

Ve sloučeninách se hliník nejčastěji vyskytuje v ox. stavu III, sloučeniny jednomocného a dvojmocného hliníku jsou méně obvyklé: nestabilní chlorid hlinný  $\text{AlCl}$  je meziproduktem při chemické rafinaci hliníku, oxid hlinatý  $\text{AlO}$ , dvojmocný hliník se vyskytuje v řadě organických sloučenin.

Hliník je prvek s amfoterním charakterem. S kyselinami tvoří hlinité soli  $\text{Al}^{3+}$ , se silnými zásadami reaguje hliník za vzniku tetrahydroxohlinitanů  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ :



Reakce hliníku s kyselinou dusičnou probíhají bez vývoje vodíku, se zředěnou kyselinou vzniká oxid dusný, reakcí hliníku s velmi zředěnou kyselinou dusičnou vzniká dusičnan amonný:



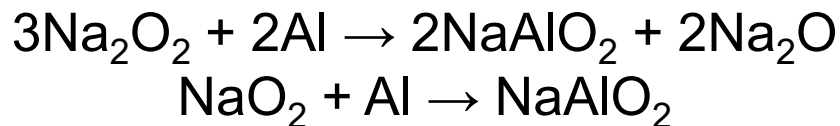
S halogeny se slučuje přímo, reakce jsou silně exotermní, s kapalným bromem reaguje práškový hliník prudce za vývoje plamene.

Se selenem a tellurem reaguje explozivně za vzniku selenidu  $\text{Al}_2\text{Se}_3$  a teluridu  $\text{Al}_2\text{Te}_3$ .

S dusíkem se slučuje na nitrid  $\text{AlN}$  až za teplot 800-1200°C, s amoniakem reaguje za tvorby nitridu až při teplotě nad 600°C,

Přímá reakce hliníku se sírou probíhá za vzniku snadno hydrolyzujícího sulfidu hlinitého  $\text{Al}_2\text{S}_3$  již od teploty 150°C.

Již za mírně zvýšené teploty okolo 70 – 100 °C reaguje s peroxidy a hyperoxidy alkalických kovů za vzniku alkalických hlinitanů:



Vodné roztoky hlinitých solí jsou bezbarvé, nerozpustné hlinité sloučeniny jsou bílé látky. Jednou z mála známých barevných sloučenin hliníku je světle žlutý karbid  $\text{Al}_4\text{C}_3$ .

Hliník je nejrozšířenější kov a je třetí nejrozšířenější prvek zemské kůry. V přírodě se v ryzí formě obvykle nevyskytuje, sloučeniny hliníku jsou rozptýleny v zemské kůře.

Mezi nejdůležitější minerály hliníku patří orthorombický **boehmit**  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  a monoklinický **gibbsit**  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  (*hlavní složky bauxitu*), **kryolit**  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  a **korund**  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

Hlavní surovinou pro výrobu hliníku je **bauxit**, hornina obsahující  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  a hydroxidy hliníku

**autochtonní bauxit**, méně kvalitní, primární zvětralinový materiál vázaný na matečnou horninu.

**alochtonní bauxit**, kvalitnější sekundární sedimentární materiál, tvořený sedimentárními vrstvami z materiálu připraveného ze značné dálky. Vyšší kvalita sekundárního bauxitu je způsobena vymytím nežádoucích příměsí  $\text{SiO}_2$  a  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  během transportu a následné sedimentace.

1) Výroba hliníku se od roku 1886 provádí elektrolytickým rozkladem oxidu hlinitého rozpuštěného v roztaveném kryolitu - **Hallův-Héroultův postup**. Čistý oxid hlinitý pro elektrolýzu se připravuje různými metodami, které se volí podle poměru hmotnosti oxidu hlinitého k hmotnosti oxidu křemičitého.

Poměrně univerzální je alkalická **spékací metoda**, která spočívá ve vypalování bauxitu, vápence a sody v rotační peci. Vypálené slínky se vylouží vodou, vzniklý hlinitan sodný  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$  se rozkládá oxidem uhličitým na hydrát hlinitý, ten se po odfiltrování kalcinuje za vzniku oxidu hlinitého.

Pro bauxity s nízkým obsahem křemene se používá mokrá, **Bayerův způsob** přípravy oxidu hlinitého, který spočívá v rozkladu mletého, žíhaného bauxitu hydroxidem sodným za zvýšeného tlaku a teploty v autoklávech různé konstrukce. Vzniklý roztok hlinitanu sodného se filtrací zbaví nečistot ( $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , hydratovaný  $\text{SiO}_2$ ), podrobí hydrolýze a rozkladu pomocí oxidu uhličitého, následně se kalcinuje na oxid hlinitý. Vedlejším produktem Bayerova způsobu je soda, která se kaustifikuje vápnem za vzniku hydroxidu sodného, ten se vrací zpět na začátek procesu.

Méně používaný je **kyselý způsob** přípravy oxidu hlinitého, při kterém se na rudu působí roztokem minerálních kyselin. Hliník přechází do roztoku jako hlinitá sůl příslušné kyseliny. Soli se podrobí hydrolyze, vzniklý hydroxid hlinitý se kalcinuje za vzniku oxidu hlinitého.

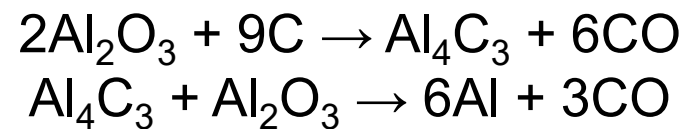
**Buchnerův způsob** přípravy oxidu hlinitého spočívá v loužení rudy kyselinou dusičnou v autoklávu. Vzniklý dusičnan hlinitý se čistí frakční krystalizací, následnou kalcinací vzniká oxid hlinitý a kyselina dusičná, která se vrací do procesu.

**Goldschmidtův způsob** využívá loužení rudy kyselinou siřičitou.

**Haglundův způsob** spočívá v tavení rudy, pyritu a uhlí v elektrické peci, hliník přechází do strusky ve formě oxidu a sulfidu, struska plave na slitině železa a křemíku. Následuje rozklad strusky kyselinou chlorovodíkovou, sulfid hlinitý se rozkládá za vývoje sirovodíku, zbytkem je čistý oxid hlinitý.

Důležitým vedlejším produktem všech způsobů přípravy oxidu hlinitého je gallitan sodný  $\text{NaGaO}_2$ , ze kterého se získává gallium.

2) Kromě elektrolytického způsobu je také možná **karbotermická výroba hliníku** z oxidu hlinitého. Karbotermická redukce se provádí koksem v šachtové nebo elektrické obloukové peci za teplot přes 2000°C. Dvoustupňový průběh redukce popisují rovnice:



Další možností je tzv. **Tóthův proces**, který je založen na redukci chloridu hlinitého manganem. Vstupní surovinou není bauxit, ale kaolín a jíly se zvýšeným obsahem hliníku. Suroviny se po kalcinaci podrobí chloraci, vzniklý chlorid se redukuje manganem při teplotě 260°C.

## Rafinace

Surový elektrolytický hliník dosahuje čistoty 99,5%, pro zvláštní účely se dále elektrolyticky nebo chemicky rafinuje až na čistotu 99,999%.

Při **elektrolytické rafinaci** se jako elektrolyt používá tavenina chloridu barnatého a fluoridu hlinitého, surový hliník se slévá s mědí pro dosažení vyšší hustoty, rafinovaný hliník plave na povrchu elektrolytu.

Při **chemické rafinaci** se na roztavený surový hliník při teplotě 1200 °C působí parami chloridu hlinitého za vzniku chloridu hlinného  $\text{AlCl}_3$ . Vzniklý subchlorid se po ochlazení na 700°C rozkládá zpět na chlorid hlinitý a čistý tekutý hliník, chlorid hlinitý se recykluje. Tento postup se nazývá subchloridová metoda rafinace hliníku. Další chemickou metodou rafinace hliníku je zavádění chloru do taveniny, většina přítomných příměsí přechází na chloridy, které se usazují na povrchu taveniny.

Mezi další metody rafinace hliníku patří např. **vakuový způsob**, k odstranění vodíku se používá probublávání argonem a dalšími inertními plyny.

Na velmi vysokou čistotu se hliník rafinuje speciálními postupy mezi které patří např. **zonální rafinace**, **frakční krystalizace** nebo **elektrolýza z roztoku organických rozpouštědel** -  $\text{Na}[\text{Al}(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{F}] \cdot \text{Al}(\text{C}_2\text{H}_5)_3$ .



Hliník se používá čistý nebo ve formě slitin jako konstrukční materiál. Slitiny hliníku mají všestranné použití, jsou lehké a pevné.

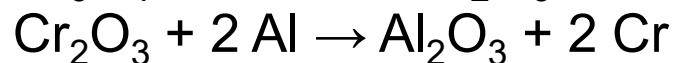
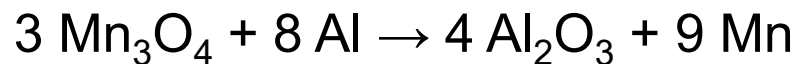
Hlavním legujícím prvkem hliníkových slitin je Si, který zvyšuje pevnost a slévárenské vlastnosti a v kombinaci s hořčíkem umožňuje vytvrzování. Nejdůležitější slitiny hliníku jsou **magnalium** (10-35 % Mg), **duraluminium** (Cu, Mg, Mn, Si), **silumin** (13 -25 % Si), **hydronalium** (Mg) nebo **pental** (Mg, Si). Mezi nejpevnější slitiny hliníku patří slitiny se Zn, Mg, Ti, Cr a Cu.

Praktické využití hliníku i jeho slitin je velmi rozmanité. Největší množství, více než 40 % celosvětové produkce hliníku se spotřebovává na výrobu **plechovek na nápoje**, 24 % hliníku spotřebuje automobilový průmysl, 12 % hliníku najde uplatnění v **elektrotechnice** (el. vodiče), 8 % se využívá ve stavebnictví, 3% vyrobeného hliníku se využívá v leteckém průmyslu nebo k výrobě **hliníkového nádobí**.

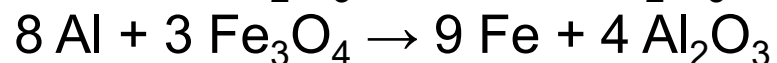
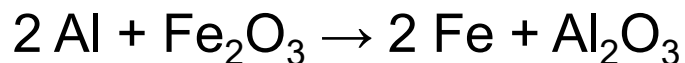
Jako potravinářské barvivo E 173 se hliník využívá k barvení dortů a cukrovinek.

Hliník se využívá v tzv. **aluminotermickém (termitovém) procesu**, který má široké použití při výrobě kovů:

směs příslušného oxidu a práškového hliníku se zapálí, za vysoké teploty proběhne redukce oxidu hliníkem, např.:



Nejznámějším příkladem je termit, což je směs práškového hliníku a oxidu železitého v poměru 1:3.



Je využívána pro svařování kolejnic.



# Organokovové sloučeniny hliníku

**Organohlinitý hydrid**  $(C_4H_9)_2AlH$  je hydrogenační a redukční činidlo v řadě organických syntéz.

**Triethylaluminium**  $(C_2H_5)_3Al$  používané jako katalyzátor polymerace alkenů (*Zieglerův-Nattův katalyzátor*).

**Triethylalkoholát hlinitý**  $(C_2H_5O)_3Al$  je katalyzátorem při přípravě esterů karboxylových kyselin z aldehydů (*Tiščenkova reakce*).

**Diocan hlinitý**  $HOAl(C_2H_3O_2)_2$  se připravuje reakcí hlinitanu sodného ( $NaAlO_2$ ) s kyselinou octovou. Používá v lékařství (Burowův roztok) na obklady otoků - působí chladivě a pomáhá otoky vstřebávat.

# Gallium

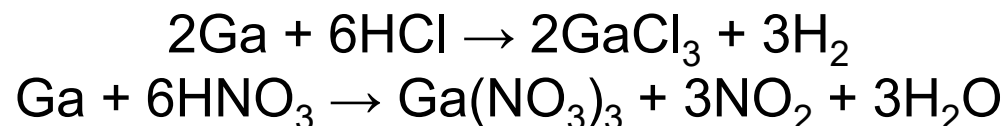
= bílý lesklý kov; velmi nízký bod tání 29,78 °C; chemicky podobný Al; ve sloučeninách vystupuje gallium nejčastěji jako trojmocné, vlastnosti gallitých sloučenin se podobají vlastnostem sloučenin hlinitých (*např. oxid gallitý je stejně jako oxid hlinitý amfoterní*). Sloučeniny gallia v dalších oxidačních stavech nejsou příliš rozšířené, je znám např. nestabilní oxid gallný Ga<sub>2</sub>O, který se chová jako extrémně silné redukční činidlo. Oxid gallný nelze získat přímou reakcí z prvků, připravuje se reakcí oxidu gallitého s galliem při teplotě 500°C:



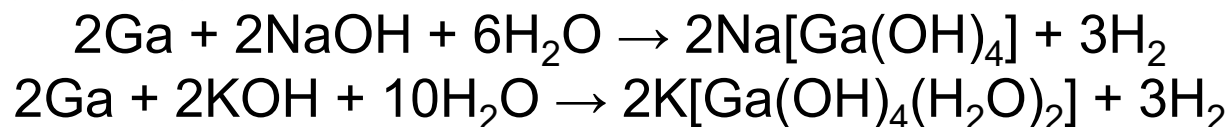
Zajímavostí jsou sloučeniny gallnaté, které se sice elektrochemicky jeví jako dvoumocné, ale ve skutečnosti se pravděpodobně jedná o směs Ga<sup>+</sup> a Ga<sup>3+</sup>.

Velká objemová roztažnost během fázového přechodu: při tuhnutí gallium zvětšuje svůj objem o více než 3% a nesmí se proto, z bezpečnostních důvodů, uchovávat ve skleněných ani kovových nádobách.

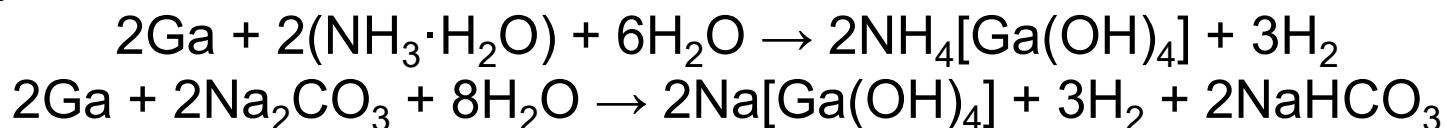
Na vzduchu je gallium stálé, má amfoterní vlastnosti, za tepla se dobře rozpouští v běžných minerálních kyselinách za vzniku gallité soli



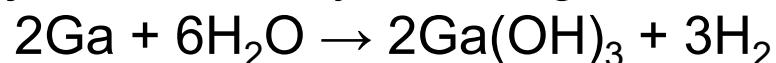
Reaguje s hydroxidy alkalických kovů za vzniku tetrahydroxogallitanů nebo diaquatetrahydroxogallitanů:



Gallium ochotně reaguje s vodným roztokem amoniaku nebo uhličitánů alkalických kovů:



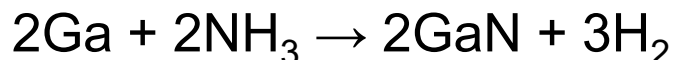
S horkou vodou reaguje za vzniku hydroxidu gallitého a vývoje vodíku:



Již za běžných teplot gallium prudce reaguje s fluorem, chlorem a bromem za vzniku fluoridu gallitého  $\text{GaF}_3$ , chloridu gallitého  $\text{GaCl}_3$  a bromidu gallitého  $\text{GaBr}_3$ , pouze s jodem se na jodid gallitý  $\text{GaI}_3$  slučuje až po zahřátí.

Se sírou reaguje až za teploty  $1200^\circ\text{C}$  za vzniku sulfidu gallitého  $\text{Ga}_2\text{S}_3$ .

S dusíkem přímo nereaguje, nitrid gallitý  $\text{GaN}$  lze získat reakcí s amoniakem při teplotách přes  $1200^\circ\text{C}$ :



S vodíkem tvoří těkavý hydrid gallan  $\text{GaH}_3$ , který je stabilní pouze při teplotách pod  $-30^\circ\text{C}$  a velmi nestabilní digallan  $\text{Ga}_2\text{H}_6$ , naopak vysokopolymerní hydrid  $[\text{GaH}_3]_x$  je stabilní.

Velmi nestabilní jsou i **hydridogallitany těžkých kovů**, zejména hydridogallitan stříbrný  $\text{AgGaH}_4$  nebo thallitý  $\text{Tl}(\text{GaH}_4)_3$ , naopak hydridogallitany alkalických kovů jsou stálé.

Gallium společně s indiem patří mezi jediné dva kovy, které netvoří karbidy.

V přírodě se gallium vyskytuje velmi vzácně, téměř vždy doprovází hliník, bývá izomorfní příměsí zinku ve sfaleritu a ve stopových množstvích je obsaženo v uhlí.

### **Výroba galia**

se v minulosti nejčastěji prováděla kyselým loužením odpadních produktů po sulfidickém pražení rud zinku, dnes se gallium ve formě gallitanu sodného  $\text{NaGaO}_2$  získává extrakcí eterem z odpadních produktů při výrobě hliníku.

Kovové gallium se z roztoku galitanu sodného získává elektrolýzou v alkalickém prostředí, katodou je kapalně gallium, anoda je grafitová. Na velmi vysokou čistotu se gallium čistí zonální rafinací, podobným způsobem jako křemík.

Gallium se používá k **pokovování vysoce kvalitních zrcadel**, k výrobě polovodičů, ferritů a **speciálních slitin s velmi nízkou teplotou tání**.

Slitina gallia s indiem taje již při 16°C. Slitina galistan (Ga, In, Sn) má teplotu tání -20°C a používá se jako náhrada rtuti v teploměrech.

Slitina gallia s cínem a bismutem se používá na **zubní plomby**.

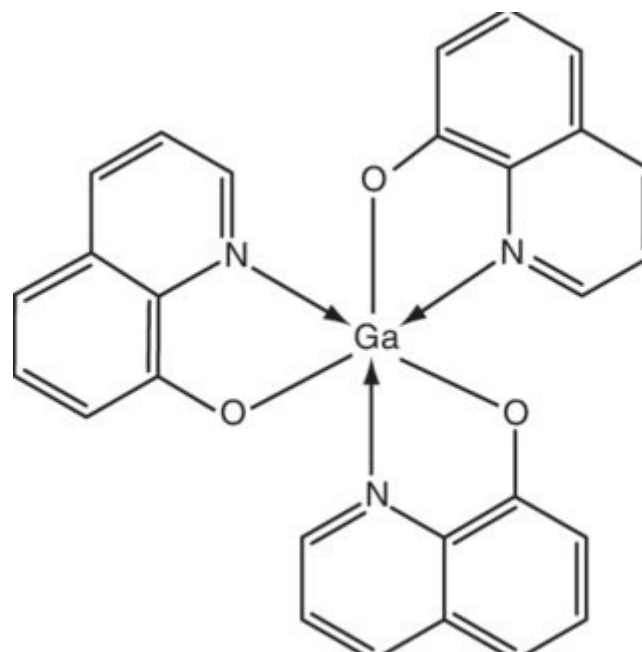
**Intermetalické sloučeniny gallia s plutoniem** PuGa, Pu<sub>3</sub>Ga a Pu<sub>6</sub>Ga se používají k legování plutonia. Přídavek gallia zlepšuje jeho mechanické vlastnosti, zejména tvářitelnost a obrobitelnost, nutnou k výrobě jaderných zbraní.

Radioaktivní izotopy gallia <sup>67</sup>Ga a <sup>68</sup>Ga se využívají v medicíně jako **radiofarmaka**.

**Tenkvrstvý fotovoltaický článek CIGS** (Copper Indium Gallium DiSelenide): mezi hlavní výhody článku CIGS patří zejména jeho citlivost na červenou složku světla. CIGS dokonaleji využívá energii difuzního světla, které převládá při zatažené obloze nebo mlze. Tenkovrstvý fotoelektrický článek CIGS je účinnější při malém osvitu a v těchto podmínkách překonává účinnost klasických FV modulů z křemíku. Výhod článku **CIGS** využívají pokročilé trubcové fotovoltaické panely druhé generace.

# Organokovové sloučeniny gallia

**Maltolát gallitý**  $\text{Ga}(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_3)_3$  je účinné chemoterapeutikum (protizánětlivé účinky). Kosmetický pleťový krém obsahující gallium maltolát se prodává pod názvem *Gallixa*.





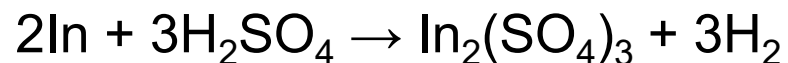
# Indium

stříbrobílý lesklý kov, měkký (lze krájet nožem), na vzduchu je poměrně stálé, jen velmi pomalu se pokrývá vrstvou žlutozeleného oxidu inditého  $\text{In}_2\text{O}_3$ .

Ve sloučeninách se vyskytuje nejčastěji v oxidačním stupni III, sloučeniny india v ox. stupních I a II jsou značně nestálé a rozkládají se za vzniku indité soli a elementárního india

- ochotně se slučuje s halogeny, s chlorem dokonce za vývoje plamene
- po zahřátí se přímo slučuje se sírou, selenem a tellurem.
- s uhlíkem se přímo neslučuje a netvoří karbidy, podobné chování má z kovů pouze gallium

Indium se snadno rozpouští ve zředěné kyselině sírové za vzniku síranu inditého a vývoje vodíku:



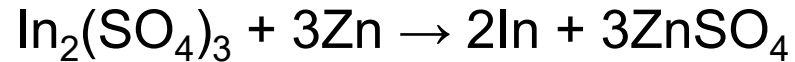
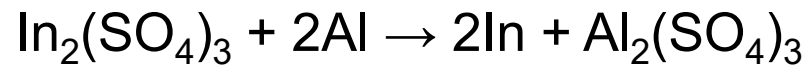
Reakce india s kyselinou dusičnou probíhá **bez vývoje vodíku**:



V alkalickém prostředí vytváří trojmocné indium inditany  $[\text{InO}_2]^-$  a hydroxoinditany  $[\text{In}(\text{OH})_4]^-$ , v kyselém prostředí vytváří inditý kation  $\text{In}^{3+}$ .

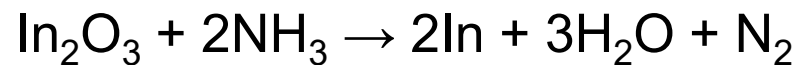
Indium se koncentruje se jako příměs v sulfidech těžkých kovů. Pro průmyslovou výrobu má praktický význam jeho výskyt ve formě pevných roztoků ve sfaleritu.

Výroba india se provádí z odpadních produktů po destilační rafinaci zinku (elektrolýzou chloridu inditého  $\text{InCl}_3$ ), méně z odpadních produktů po rafinaci cínu a olova. Obvyklým způsobem získávání india je **elektrolýza** nebo **loužení kyselinou sírovou**. Z výluhu se indium získává srážením pomocí oxidu zinečnatého, sraženina je po promytí roztokem hydroxidu sodného opět rozpuštěna v kyselině sírové. Z roztoku je indium odděleno cementací hliníkem nebo zinkem jako indiová houba nebo vysráženo pomocí sulfanu:



Surové indium se po přetavení **rafinuje** elektrolyticky, elektrolytem je roztok chloridu inditého. Produktem je indium o čistotě až 99,97%.

Starší metoda výroby kovového india spočívala v **redukci oxidu inditého** plynným amoniakem při teplotě 250°C:



Indium se ve slitině s bismutem používá na zubní plomby.

Během 2. světové války se používalo k pokovování ložisek pro letecké motory.

Indiem se pokovují nejkvalitnější zrcadla pro náročné použití.

Slitiny india s olovem nebo zlatem dobře smáčejí sklo a zachovávají si mechanické vlastnosti i za velmi nízkých teplot, slouží k výrobě těsnění skleněných průzorů pro vysoké vakuum a nízké teploty (*urychlovače částic, kosmické lodě*).

V současnosti se indium ve formě fosfidu InP a pevného roztoku směsného oxidu  $\text{In}_2\text{O}_3 \cdot \text{SnO}_2$  (*ITO - Indium Tin Oxide*) stále více využívá k výrobě tenkovrstvých fotoelektrických článků CIGS pro trubicové fotovoltaické panely, LED diody, LCD displeje, dotykové obrazovky a dalších polovodičové součástky.

Radioaktivní izotop  $^{115}\text{In}$  se používá jako součást detektoru neutrin.

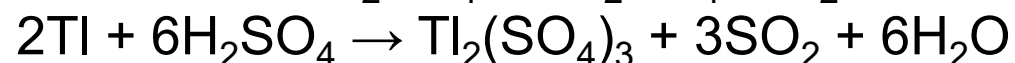
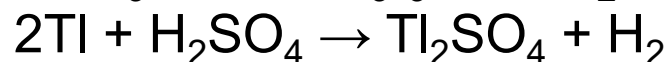
# Thallium

je stříbřitě bílý, lesklý a velmi měkký kov. Patří mezi supravodiče I. typu. Na vzduchu se povrch kovu samovolně pokrývá tmavě šedou vrstvou oxidu thallného  $Tl_2O$  a oxidu thallitého  $Tl_2O_3$ , ze kterých působením vzdušné vlhkosti postupně vzniká žlutý hydroxid thallný  $TlOH$ .

Ve sloučeninách vystupuje thallium převážně v oxidačním stupni I, chemické vlastnosti thalných sloučenin se nejvíce podobají vlastnostem a chování sloučenin alkalických kovů. Sloučeniny trojmocného thallia se snadno redukuje, jsou nestálé, používají se jako silná oxidační činidla.

- s halogeny ochotně reaguje již za normální teploty,
- s křemíkem, fosforem, sírou, selenem a tellurem se slučuje až po zahřátí.
- s uhlíkem se slučuje na karbid  $TlC$  až při teplotě okolo  $2400^\circ C$ .

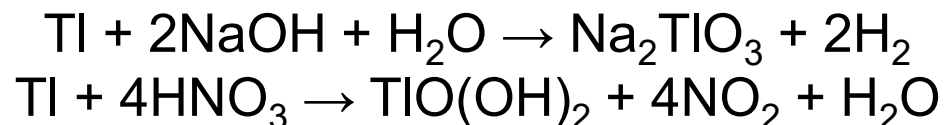
Kompaktní kovové thallium se dobře rozpouští ve zředěné i koncentrované kyselině dusičné, méně ochotně ve zředěné i koncentrované kyselině sírové:



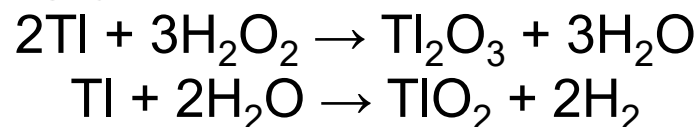
Kovové thallium reaguje s koncentrovanou kyselinou chlorovodíkovou syčenou chlorem za vzniku kyseliny tetrachlorothallité:



Práškové thallium reaguje i s hydroxidy, jeho reakce s koncentrovanou kyselinou dusičnou probíhá odlišně od kovového thallia:



Za laboratorní teploty reaguje s koncentrovaným roztokem peroxidu vodíku, při teplotě přes 800°C reaguje s vodní párou:



Oxid thallný reaguje s vodou na silně zásaditý hydroxid (podobnost s alk. kovy)



zahříváním  $\text{Tl}_2\text{O}_3$  vzniká  $\text{Tl}_2\text{O}$

Velice zvolna se Tl rozpouští v ethanolu. Thallium tvoří četné, většinou dobře rozpustné a toxické sloučeniny. Sloučeniny jednomocného thallia zbarvují plamen intenzivní zelenou barvou.

Přídavek 8,5% thallia ke rtuti snižuje její teplotu tání až na -60°C (*teploměry pro měření nízkých teplot*).

Surovinou pro výrobu thallia jsou odpadní prachy z výroby olova a zinku. Odpadní prach se nejprve **louží kyselinou sírovou**, získaný výluh se neutralizuje oxidem zinečnatým a ochladí se, tím dojde k vyloučení chloridu  $\text{TlCl} \cdot \text{CdCl}_2$ . Podvojný chlorid se promývá horkou vodou. Chlorid kademnatý se přitom rozpustí a zbývající sraženina chloridu thallného se s přídavkem sody a kyanidu sodného taví na surový kov.

Surové thallium se **rafinuje** rozpouštěním v kyselině sírové a cementuje zinkem. Výsledným produktem je čisté houbovitě thallium, které se podle potřeby briketuje a přetavuje na kovové thallium. V současnosti se se při izolaci thallia stále častěji používají organická extrakční činidla a měniče iontů.

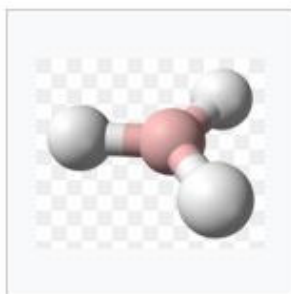
V technické praxi se používají speciální slitiny thallia, např. slitiny odolávající silným minerálním kyselinám. Thallium se používá k výrobě polovodičů a supravodičů.

Radionuklid  $^{201}\text{Tl}$  se připravuje v cyklotronu a využívá se v medicíně např. k zátěžové scintigrafii při vyšetření ischemie myokardu.

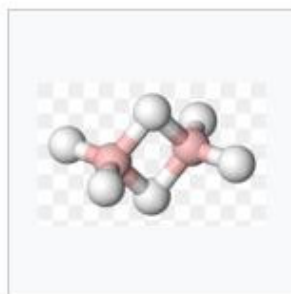
# Hydridy

## Hydridy boru

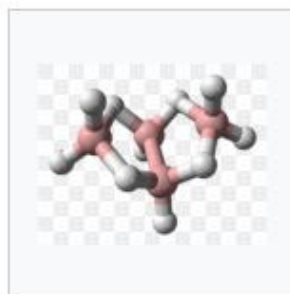
- borany typu  $B_nH_{n+4}$  nebo  $B_nH_{n+6}$  ( $B_2H_6$ ,  $B_4H_{10}$ ,  $B_5H_9$ ,  $B_6H_{10}$ ,  $B_{10}H_{14}$ ) jsou těkavé, samozápalné a snadno hydrolyzují (podobně jako hydridy Si)
- diboran  $B_2H_6$  je plyn, borany se středně velkými molekulami jsou kapaliny, těžší jsou tuhé látky
- borany jsou sloučeniny elektronově deficitní - tzn. atomy boru a vodíku v jejich molekulách mají méně valenčních elektronů (bor 3 a vodík 1) než valenčních at. orbitalů (bor 4 a vodík 1)
- v boranech- B tvoří též komplexní hydridy typu  $[BH_4]^-$ , široce používaná reduk. činidla



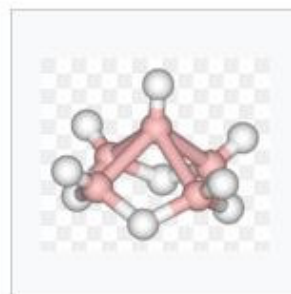
Borane,  $BH_3$ , a highly reactive and rarely observed borane.



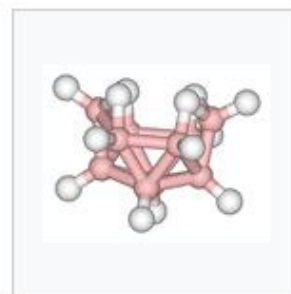
Diborane,  $B_2H_6$



Tetraborane,  $B_4H_{10}$



Pentaborane-9,  $B_5H_9$

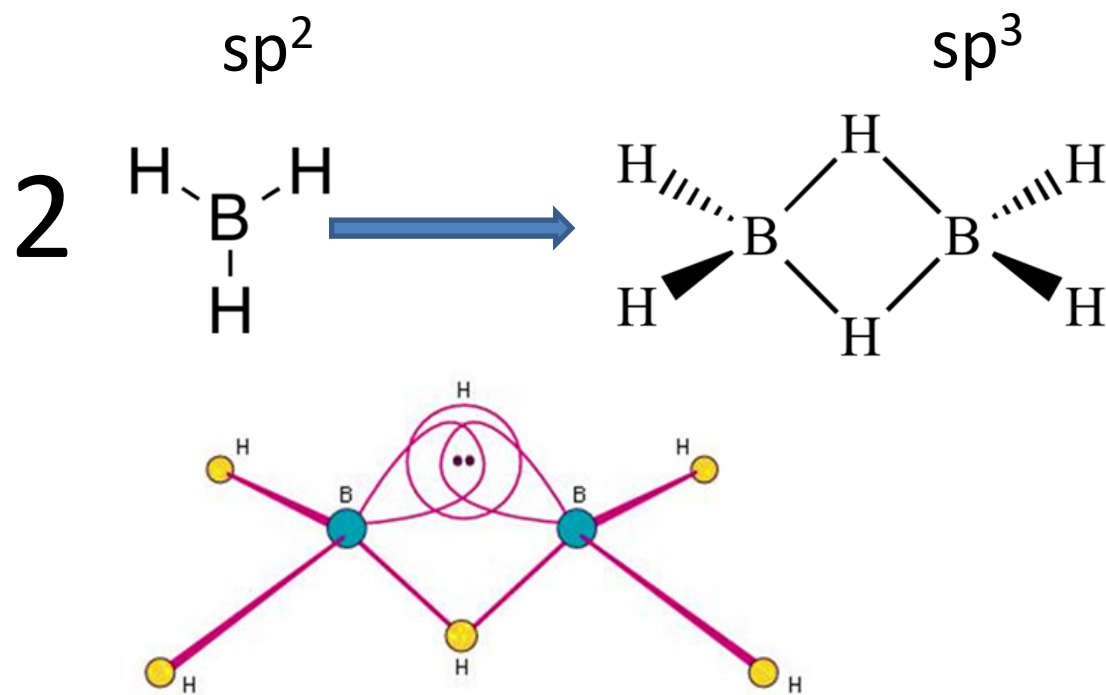


Decaborane-14,  $B_{10}H_{14}$



$B_{12}H_{12}^{2-}$

## Třístředová dvouelektronová vazba



**Diboran**  $B_2H_6$  se používá při výrobě polovodičů jako dopant typu p.

**Hydridoboritan lithný**  $LiBH_4$  je důležitým redukčním činidlem v organické chemii



## Boridy

jsou sloučeniny boru s kovy. Existuje široká škála boridů s různou stechiometrií a krystalickou strukturou. Jsou to mimořádně elektricky i tepelně vodivé, tvrdé, žáruvzdorné, chemicky netečné a netěkavé materiály s vysokými teplotami tání.

Příkladem mohou být mimořádně vodivé **diboridy Zr, Hf, Nb a Ta**, které tají vesměs až nad 3 000 °C. **TiB<sub>2</sub>** má tepelnou a elektrickou vodivost 5x vyšší než kovový Ti, borid zirkonia **ZrB<sub>2</sub>** dokonce 10x vyšší. **Borid hořečnatý Mg<sub>3</sub>B<sub>2</sub>** patří mezi velmi perspektivní materiály z hlediska vývoje supravodičů. Má vysokou hodnotu kritické teploty. **Boridy fosforu a arsenu** jsou slibné vysokoteplotní polovodiče.

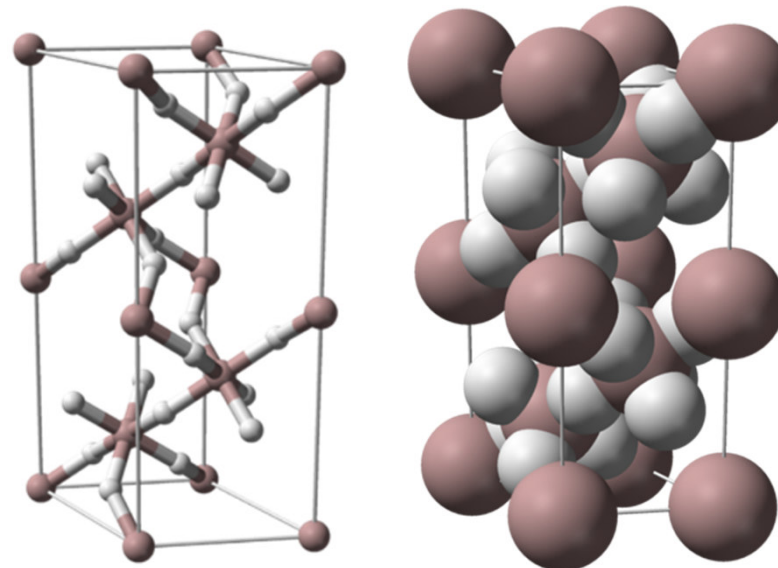
Boridy TiB<sub>2</sub>, ZrB<sub>2</sub> a CrB<sub>2</sub> našly uplatnění jako materiál na lopatky turbín, vnitřní povrchy spalovacích komor a raketových trysek. Schopnosti odolávat roztaveným kovům se využívá při výrobě vysokoteplotních reakčních nádob. Nacházejí se i v jaderných elektrárnách jako neutronové štíty a kontrolní tyče v reaktorech.

**Hydrid hlinitý (alan)**  $(\text{AlH}_3)_n$  bezbarvá pyrophorická pevná látka, redukční činidlo v organické syntéze.



**Hydrid gallinitý (gallan)**  $(\text{GaH}_3)_n$

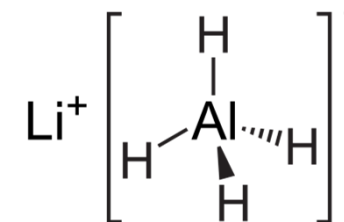
**Hydrid inditý (indan)**  $(\text{InH}_3)_n$



Reakce s hydridem lithným v etheru dává tetrahydridohlinitan lithný:



Obdobně existují komplexní hydridy  $\text{LiGaH}_4$  a  $\text{LiInH}_4$

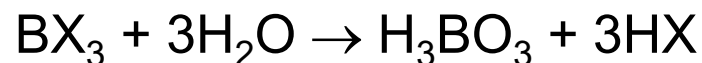


**Hydrid thallitý (thallan)**  $\text{TlH}_3$  – dosud nebyl izolován a charakterizován.

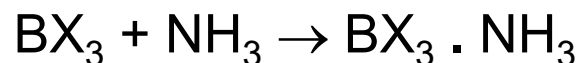
# Halogenidy

## Bor

- fluorid je plyn, chlorid a bromid jsou kapaliny, jodid je tuhá látka
- od fluoridu k jodidu vzrůstá rychlost hydrolyzy (jodid se hydrolyzuje explozivně)

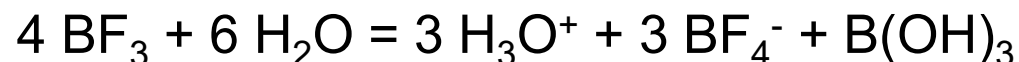


$\text{BX}_3$  - Lewisovy kyseliny, ochotně tvoří komplex. anionty, slučují se snadno s donory el. párů (vodou, alkoholy, ethery, amoniakem apod.) za vzniku adičních sloučenin, např:

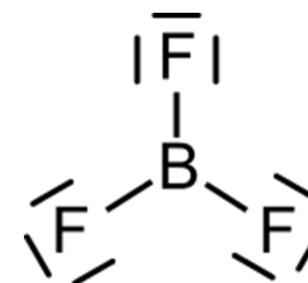


$\text{BF}_3$  - bezbarvý plyn, nejsilnější Lewisova kyselina, s  $\text{F}^-$  tvoří pevné tetraedrické  $\text{BF}_4^-$  anionty, soli velmi silné **kys. tetrafluoroborité**  $\text{HBF}_4$

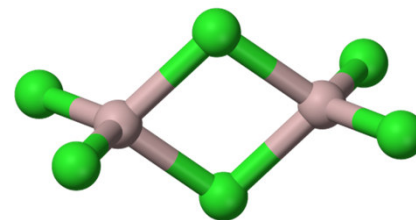
- kyselina vzniká hydrolyzou  $\text{BF}_3$ :



$\text{K}[\text{BF}_4]$  ve vodě velmi málo rozpustný, slouží ke stanovení draslíku.



**Chlorid boritý**  $\text{BCl}_3$  a **dichlorid boritý**  $\text{B}_2\text{Cl}_4$  nacházejí využití v organických syntézách.



## Halogenidy Al, Ga, In a Tl

- tvoří i při teplotách blízkých bodu varu dimerní molekuly  $\text{M}_2\text{X}_6$ , s tvarem tetraedrů spojených hranou (snaha po doplnění elektronových oktetů)
- vodou se hydrolyzují (analogie k B), hydrolyzu lze potlačit okyselením
- v roztocích s nadbytkem halogenidů vytvářejí komplexní anionty, např.  $\text{AlF}_3$  tvoří s fluoridy alk. kovů fluorohlinitany  $\text{AlF}_4^-$ ,  $\text{AlF}_5^{2-}$  a  $\text{AlF}_6^{3-}$
- pouze Tl tvoří stálé halogenidy typu  $\text{Tl}^+\text{X}$
- fluoridy jsou nejméně těkavé a nejméně rozpustné, kromě  $\text{TlF}$  - dobře rozpustný.

**Kryolit**  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$  – minerál, používaný při výrobě hliníku z bauxitu, glazur a optických skel.

**Chlorid gallitý**  $\text{GaCl}_3$  se používá jako katalyzátor řady organických reakcí.

**Fluorid inditý**  $\text{InF}_3$  se používá k výrobě neoxidových skel a katalyzuje některé organické reakce. **Chlorid inditý**  $\text{InCl}_3$  jako silná Lewisova kyselina nalézá využití v organické chemii. **Jodid indný**  $\text{InI}$  slouží jako luminofor v halogenidových výbojkách.

**Bromid thallný**  $\text{TlBr}$  se používá k výrobě fotografických materiálů citlivých k infračervenému světlu. **Jodid thallný**  $\text{TlI}$  slouží jako luminofor v halogenidových výbojkách.

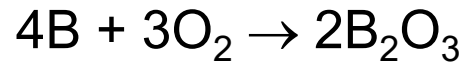
**Chlorohydrát hliníku** = skupina solí obecného vzorce  $\text{Al}_n\text{Cl}_{(3n-m)}(\text{OH})_m$ . Je aktivní složkou komerčních antiperspirantů. Nejčastěji se v deodorantech a antiperspirantech používá  $\text{Al}_2\text{Cl}(\text{OH})_5$ . Jako koagulant při úpravě vod odstraňuje organickou složku a koloidní částice v suspenzi.

# Oxosloučeniny

## Bor

### Oxid boritý $B_2O_3$

- bezbarvá, oxidoredukčně stálá, hygroskopická látka, vzniká hořením boru v kyslíku:

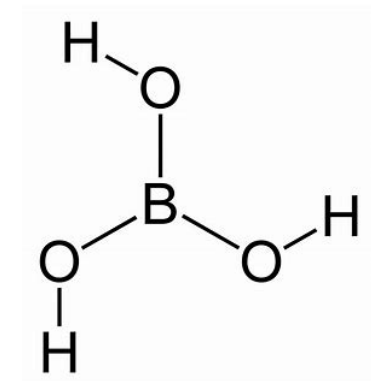
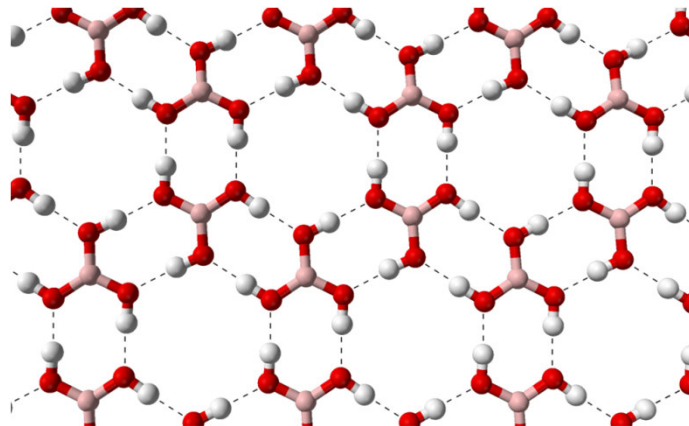
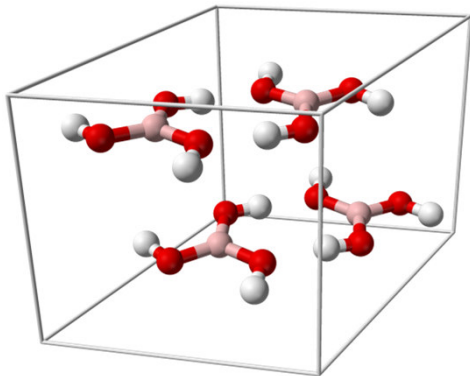


- ten je kyselinotvorným anhydridem  $H_3BO_3$  :



### Kyselina boritá $H_3BO_3$ (orthoboritá, trihydrogenboritá, trioxoboritá)

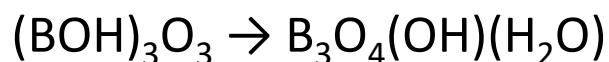
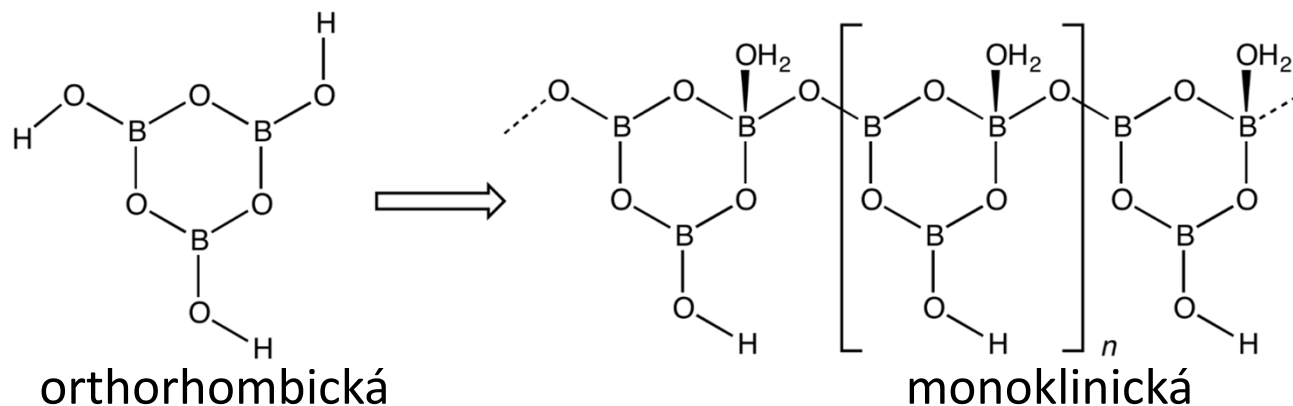
- krystalická bílá látka, ve vodě málo rozpustná.



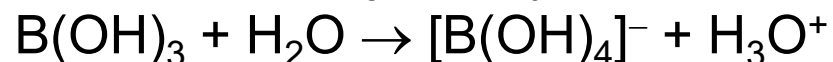
Zahřátím nad 100 °C se kyselina trihydrogenboritá dehydratuje na **kyselinu hydrogenboritou** (metaboritou)  $(\text{HBO}_2)_n$



známou ve třech krystalových modifikacích (orthorhombické, monoklinické a kubické) lišících se svými stavebními jednotkami, hustotou i koordinačními čísly atomů boru (3, 3 i 4, 4).



Obě kyseliny borité jsou velmi slabé jednosytné, Lewisovy kyseliny:



Dalším zahříváním přechází kyselina metaboritá na oxid boritý.

- zředěné vodné roztoky kyseliny borité (obvykle 2 až 3% roztok) se používají v očním lékařství pod označením *borová voda* nebo *umělé slzy*.
- kyselina boritá slouží jako **konzervant** E 284 ke konzervaci kaviáru
- kyselina boritá i její soli odpuzují nepříjemný hmyz jako mravence, šváby apod. a slouží proto jako součást insekticidů.
- kyselina boritá se dává do **chladiwa primárního okruhu tlakovodních jaderných reaktorů** (bor velmi dobře absorbuje neutrony), kde slouží k řízení výkonu jaderného reaktoru. Promícháváním chladiwa v reaktoru se koncentrace kyseliny borité vyrovnává v celém objemu a tedy i v celém objemu stejnou měrou reguluje štěpnou řetězovou reakci. Proto se regulace  $H_3BO_3$  používá během normálního provozu k regulaci výkonu reaktoru.

$H_3BO_3$  se v přírodě vyskytuje jako minerál sassolit.

Vytváří soli – **boritany**, ve kterých vystupuje vždy pouze jako jednosytná kyselina. Trioxoboritany (orthoboritany) lze připravit pouze tavením.



V **rostlinách** je bor biogenním prvkem. Je přijímán z vody v půdě ve formě elektroneutrální kyseliny borité ( $H_3BO_3$ ). Bor se váže na *cis*-hydroxylové (diolové) skupiny pektinu *ramnogalakturonanu II*, což je polysacharid důležitý pro stavbu buněčné stěny rostlin. Pravděpodobně ovlivňuje vlastnosti buněčné stěny a především její pružnost a s tím související schopnost růst.

*Kyselina boritá* obsažená v natronu užívaném v období Staré říše při balzamování nebožtíků podobně reagovala s proteiny v tělech.

Comparison of sodium and borate content as well as alkaline phosphatase activity in bone samples of Pharaonic Egypt derived from different excavation sites

Historical period	Sample	Excavation site	Sodium ( $\mu\text{mol/g}$ bone)	Borate ( $\mu\text{mol/g}$ bone)	Alkaline phosphatase ( $\text{mU/g}$ bone)
Contemporary autopsy			306	0	$352.0 \pm 32.0$
Ptolemaic period	Inv. No. 17668 <sup>a</sup>	Unknown	n.d.	$1.30 \pm 0.2$	$5.8 \pm 0.3$
Old Kingdom	W5241 <sup>b</sup>	Giza	335	0	$0.7 \pm 0.03$
	W9257 <sup>b</sup>	Giza	1231	$0.95 \pm 0.10$	$14.8 \pm 1.3$
	W9259 <sup>b</sup>	Giza	397	0	$3.5 \pm 0.5$
	W9260 <sup>b</sup>	Giza	1120	$0.25 \pm 0.05$	$4.4 \pm 0.1$
	W9261 <sup>b</sup>	Giza	1498	$1.15 \pm 0.05$	$5.4 \pm 0.2$
	W9307 <sup>b</sup>	Giza	354	0	0
	W9323 <sup>b</sup>	Giza	468	0	0
	S15803 <sup>c</sup>	Gebelein	227	0	0
	Inv. No. 3052 <sup>d</sup>	Giza	n.d.	0	0
Inv. No. 3114 <sup>d</sup>	Unknown	n.d.	0	0	
Inv. No. 14702 <sup>a</sup>	Unknown	n.d.	0	0	

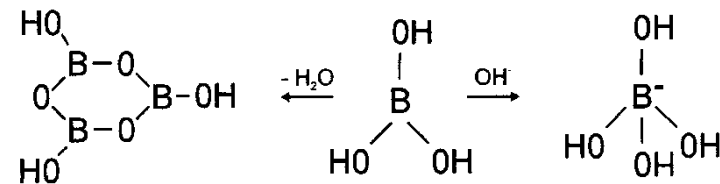


Fig. 1. Trigonal planar and tetrahedral structure of boric acid.

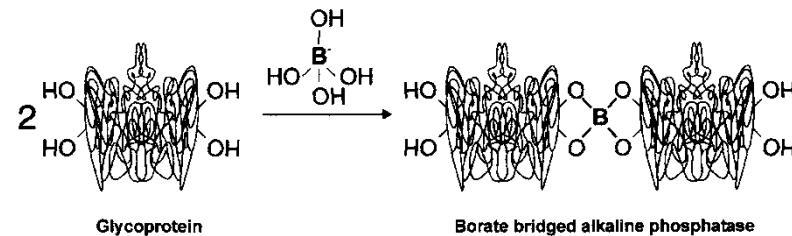
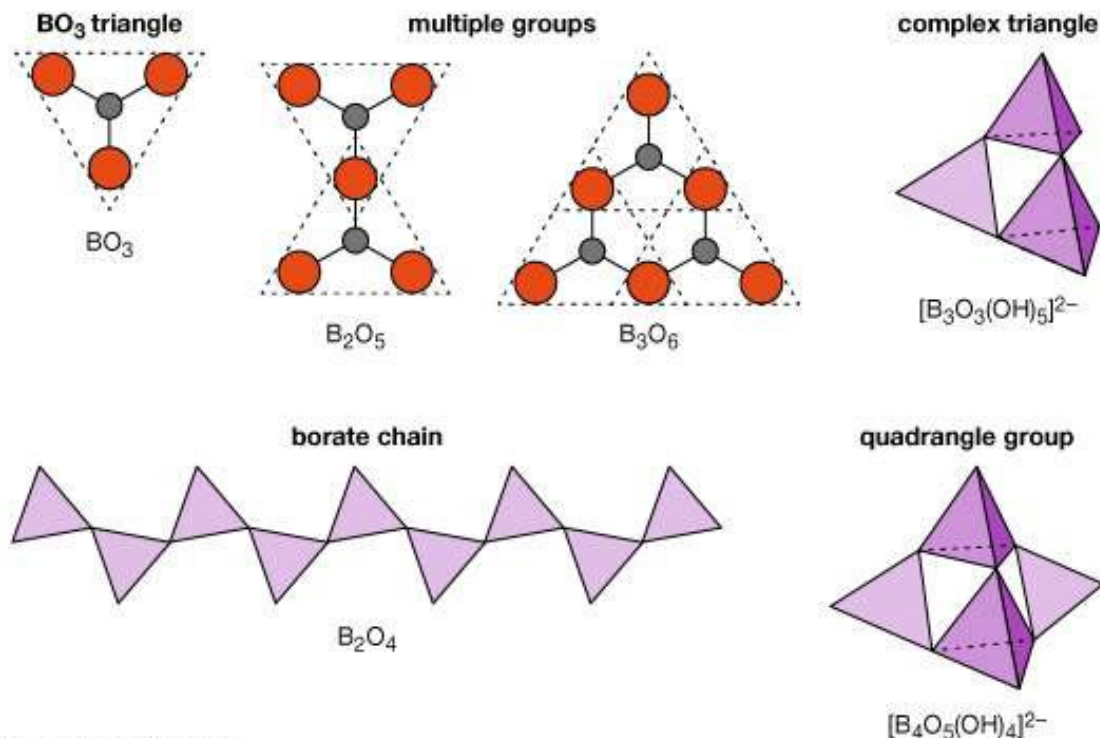


Fig. 6. Proposed borate-bridged alkaline phosphatase oligomers.

Základními stavebními jednotkami **boritanů** jsou trigonálně planární skupiny  $\text{BO}_3$  a tetraedrické jednotky  $\text{BO}_4$ , které se prostřednictvím kyslíkových atomů spojují v polymerní řetězce nebo cykly - struktura a zákonitosti jejich výstavby jsou podobné jako u křemičitanů (viz diagonální podobnost v periodické tabulce). Základními stavebními jednotkami boritanů jsou trigonálně planární skupiny  $\text{BO}_3$  a tetraedrické jednotky  $\text{BO}_4$ , které se prostřednictvím kyslíkových atomů spojují v polymerní řetězce nebo cykly.

Types of borate linkages



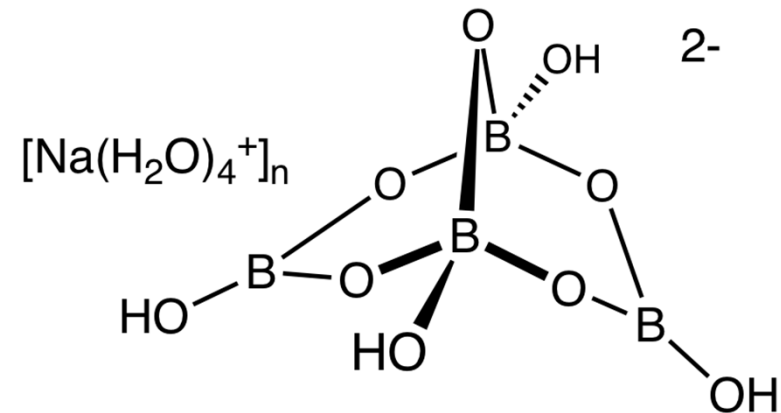
Soli kyseliny borité s alkalickými kovy nacházejí uplatnění při impregnaci dřeva proti plísním, houbám a hnilobám. Ošetření dřeva kyselinou boritou zároveň snižuje jeho hořlavost a tím možnost vzniku požáru v budovách.

## Borax

- tetraboritan disodný, dříve uváděný vzorec  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ , podle struktury oktahydrát tetrahydroxo-pentaoxotetraboritanu disodného



- v přírodě vzácný (minerál **borax**)

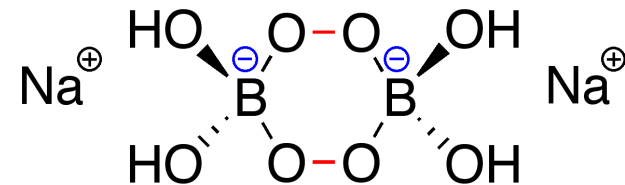


Bezvodý borax se velmi často uplatňuje v **metalurgii**, kde jeho tavenina překrývá roztavený kov a funguje jako ochranný prvek **proti oxidaci** zpracovávané slitiny, dále se využívá při pájení kovů a slitin (mosazi, Cu, bronzu) plamenem, při výrobě smaltovaného nádobí (jako ochranný prvek proti oxidaci zpracovávané slitiny) a speciálních optických skel.

V analytické chemii je směs boraxu s uhličitanem sodným **univerzálním tavidlem**, používaným pro **rozklady** geologických a dalších obtížně rozpustných vzorků.

*Boraxová perlička* - tavenina boraxu se zkoumanou látkou v očku Pt - drátku, charakteristické zbarvení perličky podle kovu; např.: Cu - zelenomodré; Co - modré; Mn - fialové apod.

$\text{NaBO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ , **peroxotrihydrát tetraboritanu sodného**, se využívá jako oxidační činidlo s bělicími účinky v textilním průmyslu, ve vodném roztoku uvolňuje peroxid vodíku  $\text{H}_2\text{O}_2$



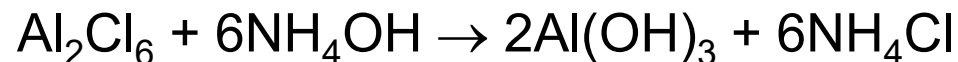
Těkavý **trimethylester kyseliny orthoboritě**  $\text{B}(\text{OCH}_3)_3$  se tvoří se tvoří působením methanolu v přítomnosti koncentrované kyseliny sírové na kyselinu orthoboritou jeho hoření provázené zeleným zbarvením plamene se využívá k důkazu boru.



# Hliník

**Hydroxid hlinitý** ( $\text{Al}(\text{OH})_3$ ) je nejstabilnější sloučeninou hliníku za standardních podmínek. Hydroxid hlinitý je amfoterní. V silně kyselém prostředí tvoří kationty  $\text{Al}(\text{OH})_2^+$ , v zásaditém prostředí vzniká tetrahydroxohlinitanový aniont  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ . Toto jsou dva nejčastější ionty ve zředěném roztoku. V koncentrovanějších roztocích vznikají polymerní ionty.

Získá se srážením hlinitých solí amoniakem:



$\text{Al}(\text{OH})_3$  stáním či teplotou přechází v  $\text{AlO}(\text{OH})$ :



a tepelnou dehydratací dále až na  $\text{Al}_2\text{O}_3$

Používá se jako adjuvans ve vakcínách a jako antacidum a také jako stabilizátor glazur, zejména pro výpal v pecích na dřevo.

Ve vodárenství se využívá k čiření vody (jedna z operací při výrobě pitné vody).

## Oxid hlinitý $\text{Al}_2\text{O}_3$

bílá prášková látka, ve vodě je nerozpustná, ale bobtná za vzniku hydroxidu hlinitého. Oxid hlinitý má amfoterní povahu, působením kyselin se rozpouští za vzniku solí hlinitých a působením zásad tvoří hlinitany. Má vysokou teplotu tání a varu a velmi vysokou tvrdost.

Krystaluje v několika modifikacích bezvodých a několika modifikacích hydratovaných, např. *šesterečná* (korundová), tvrdá, velmi odolná vůči hydrataci a působení kyselin a *krychlová*, snadno přijímá  $\text{H}_2\text{O}$  a rozpouští se v kyselinách.

Má vysokou adsorpční schopnost, té se využívá např. v chromatografii (Alumina).

**Korund** je nejčastěji přirozeně se vyskytující krystalická forma oxidu hlinitého. Mnohem méně běžné **rubíny** a **safíry** jsou drahokamy (vděčí za své charakteristické barvy stopám iontů barevných kovů ve své struktuře).

V přírodě se dále vyskytují také **hydratované** podoby oxidu hlinitého: v podobě monohdrátu  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  (nerosty boehmit a diaspor, které se od sebe liší krystalovou modifikací) a trihydrátu  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$  (gibbsit).

Jelikož je oxid hlinitý chemicky inertní, relativně netoxický a bílý, tak se využívá jako **plnivo** do plastických hmot, porcelánu, zubních cementů, barev a do opalovacích krémů.

Jako **katalyzátor** se využívá v široké škále reakcí ve všemožných odvětví průmyslu. Například se využívá v Clausově procesu výroby síry ze sirovodíku. Dále se používá v organické syntéze k dehydrataci alkoholů na alkeny a na některé Ziegler-Nattovy polymerizace.

Velmi často se využívá jako **abrazivum** - v Mohsově stupnici má oxid hlinitý tvrdost 9 z 10, patří tedy k nejtvrdějším materiálům: smirkový papír, v přípravcích na opravu poškrábaných CD/DVD disků, v zubních pastách. V různých aplikacích nahrazuje o hodně dražší diamanty jako **ochranný prvek** se používá v leštidlech na parkety, kterým má tak zaručit větší odolnost.

Lze ho využít ve **filtrech** na odstraňování vzdušné vlhkosti ze vzduchu. Oxid hlinitý má vynikající sorpční vlastnosti a v chemických laboratořích se využívá pro chromatografii. Ve **zdravotnictví** se využívá jako materiál pro výrobu umělých kyčelních kloubů.

Při výrobě cementu je sledovanou veličinou poměr obsahu  $\text{Al}_2\text{O}_3$  k obsahu  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , který se nazývá **aluminátový modul cementu**. Ten podstatným způsobem ovlivňuje vlastnosti cementu, zejména množství hydratačního tepla, vznikajícího během procesu tvrdnutí betonu.

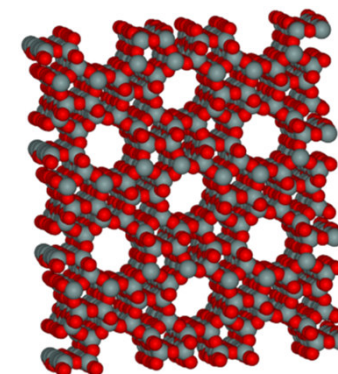
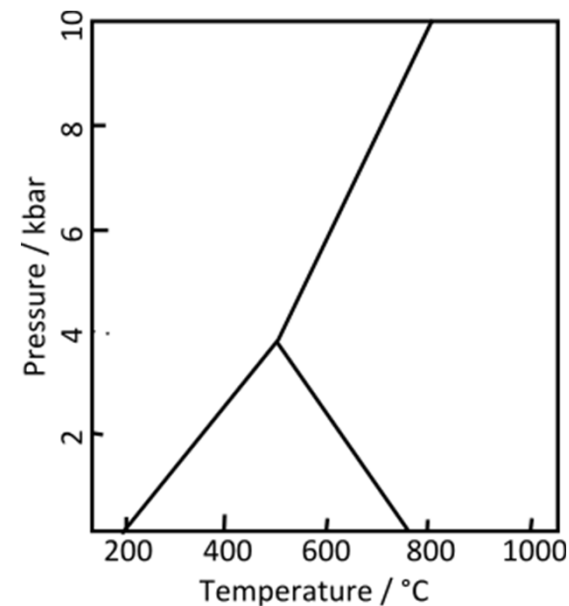
# Aluminosilikáty

= podvojně hlinitokřemičitany, hlavní složka kaolínu a jílovitých minerálů a živce (hlínu tvoří znečištěné produkty větrání živců).

**Andalusit, kyanit, a sillimanit** jsou aluminosilikátové minerály o složení  $\text{Al}_2\text{SiO}_5$  resp.  $(\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{SiO}_2)$ . Jsou používány jako indexové minerály v metamorfovaných horninách.

$\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_5(\text{OH})_4$ ,  $(\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$  - minerál **kaolinit**. Jemný bílý prášek, používá se jako plnivo do plastů a papíru a jako pigment.

**Zeolity** jsou krystalické hydratované aluminosilikáty alkalických kovů a kovů alkalických zemin. Jejich prostorové uspořádání atomů vytváří kanálky a dutiny konstantních rozměrů. V těchto kanálcích se mohou zachytávat látky tuhého, kapalného a plynného skupenství.





Zeolity můžeme rozdělit do dvou skupin: zeolity vytvořené uměle a přírodní zeolity. Díky efektivní výrobě průmyslových zeolitů, mají oproti těm přírodním téměř nulový výskyt nečistot v mřížkách.

### *Použití*

- Zeolity bývají jednou ze základních složek **bezfosfátových pracích prášků**.

- Použití zeolitu jako **sorbentu, molekulárního síta a katalyzátoru** (umožňuje dehydrataci, výměnu iontů a absorpci molekul různé velikosti, aniž by došlo k jejich narušení).

- Zeolity se používají jako **solární termokolektory** a v adsorpčních **chladicích zařízeních**. Zde se využívá jejich vysokého zahřívání při adsorpci a schopnost hydratace a dehydratace při zachování strukturální stability. Tato hygroskopická vlastnost spojená s inherentní exotermní reakcí (způsobující zahřátí) při přechodu z dehydratované do hydratované formy předurčuje přírodní zeolity k využití odpadového tepla a tepelné sluneční energie.

- Zeolit se používá jako **filtrační medium** pro čištění zahradních jezírek, rybníků a akvárií. Pórovitá struktura zeolitu poskytuje optimální povrch pro kolonizaci biologicky užitečných nitrifikačních bakterií.

- Přípravky pro **zastavení krvácení**: při kontaktu s krví v ráně a jejím okolí vychytávají z krve molekuly vody, zatímco větší struktury zůstanou v ráně a tím podpoří přirozené stavění krvácení.

- V **kyslíkových koncentrátorech**, kde jsou umělé zeolity schopné za určitého tlaku odfiltrovat dusík ze vzduchu, takže prošlá směs má výrazně vyšší podíl kyslíku. Filtr je ovšem následně nutné regenerovat

**Topaz** = křemičitan hlinitý s obsahem fluoru,  $\text{Al}_2\{\text{SiO}_4(\text{F},\text{OH})_2\}$ , abrazivum (brusné prášky a pasty); ozdobný a drahý kámen

### **Smíšené oxidy spinelového typu $\text{M}^{\text{II}}\text{Al}_2\text{O}_4$**

- vznikají společným tavením oxidů obou prvků
- vzdorují vodě a kyselinám

**Spinel**  $\text{MgAl}_2\text{O}_4$  = červený drahý kámen. Velké spinely zdobí čelenku a lilie svatováclavské koruny Karla IV.



**Síran hlinitý** se jako potravinářské plnivo E 520 používá ke zpevnování konzervované zeleniny a masa a jako koagulační a flotační činidlo při čištění odpadních vod.

**Kamenec draselno-hlinitý**  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  vzniká zvětráváním žulových skal v teplém a vlhkém prostředí. V ájurvédě a čínské medicíně se využívá nejen z vnějšku, ale také vnitřně. Kamenec draselno-hlinitý se využívá především jako antiperspirant, pro zastavení drobného krvácení a také k vyčiňování kůží a kožešin.

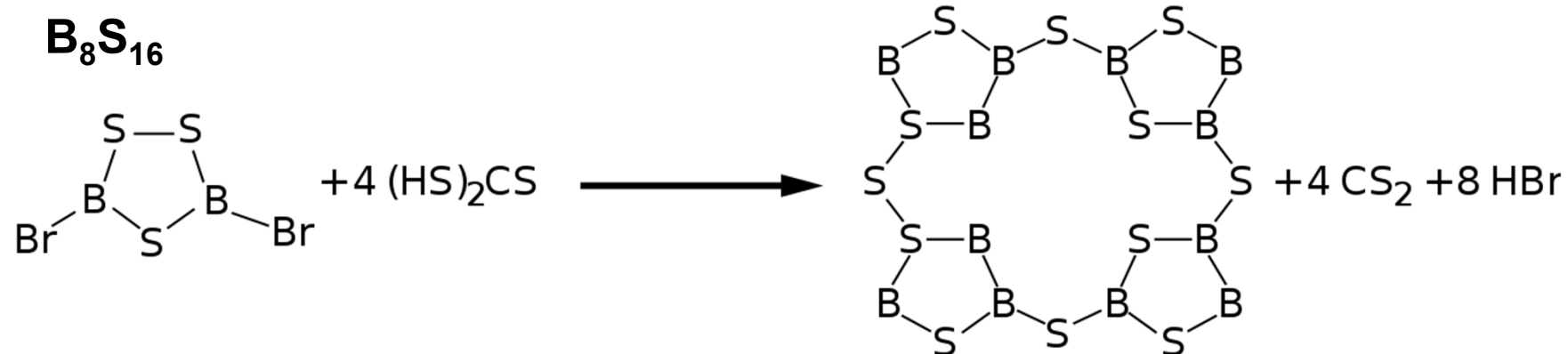
## Kyslíkaté sloučeniny ostatních trielů

**Oxid inditý**  $\text{In}_2\text{O}_3$  se používá k přípravě antistatických vrstev a k výrobě polovodičů. Je žlutý a nerozpouští se v roztocích hydroxidů.

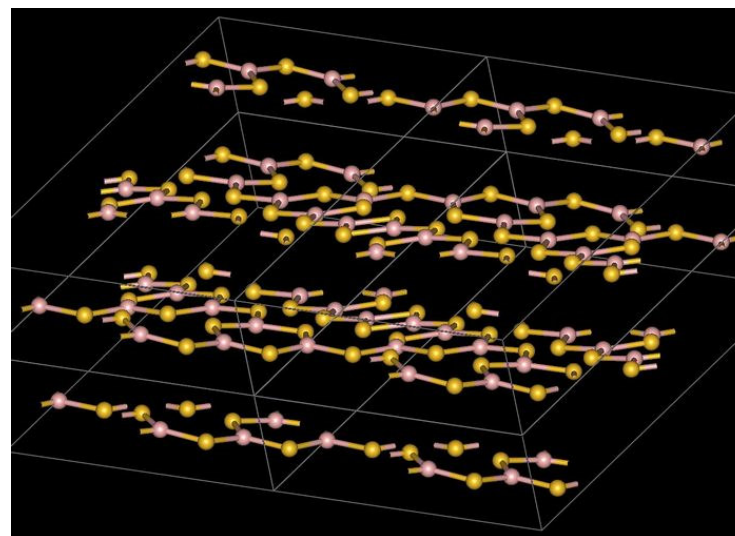
**Oxid thallitý**  $\text{Tl}_2\text{O}_3$  je hnědá látka, rozpustná v kyselinách na soli thallité, snadno se redukuje na stálejší soli thallné

**Oxid thallný**  $\text{Tl}_2\text{O}$  černá hygroskopická látka, vznikající tepelným rozkladem žlutého  $\text{TlOH}$ , v kyselinách se rozpouští na thallné soli. se používá k výrobě speciálních skel s vysokým indexem lomu.

# Sirné sloučeniny



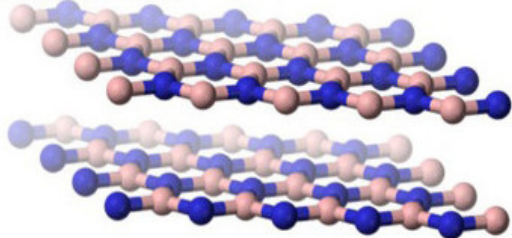
**Sulfid boritý**  $B_2S_3$  je polymerní materiál, složka “high-tech” skel a činidlo pro přípravu organosirných sloučenin.



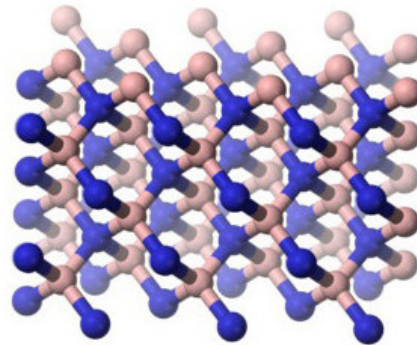
# Sloučeniny s dusíkem

**Nitrid boritý BN** je málo reaktivní, velmi stálá látka, která má podobnou strukturu jako uhlík. Kubická forma BN (tzv. „borazon“) patří spolu s diamantem k **nejtvrdším známým látkám**. V současné době jsou k dispozici technologické procesy pro pokrytí kovových povrchů tímto nitridem a kovoobráběcí nástroje s tímto povlakem jsou výrazně tvrdší a dlouhodobě odolnější.

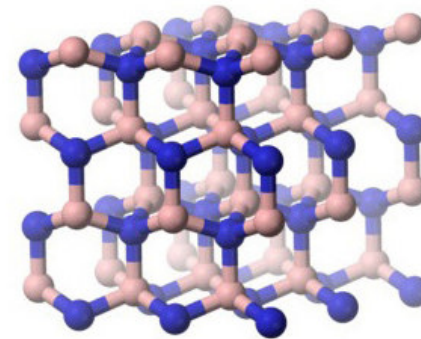
ACM  
ADVANCED CERAMIC MATERIALS



Hexagonal form (h-BN)  
hexagonal  
analogous to graphite

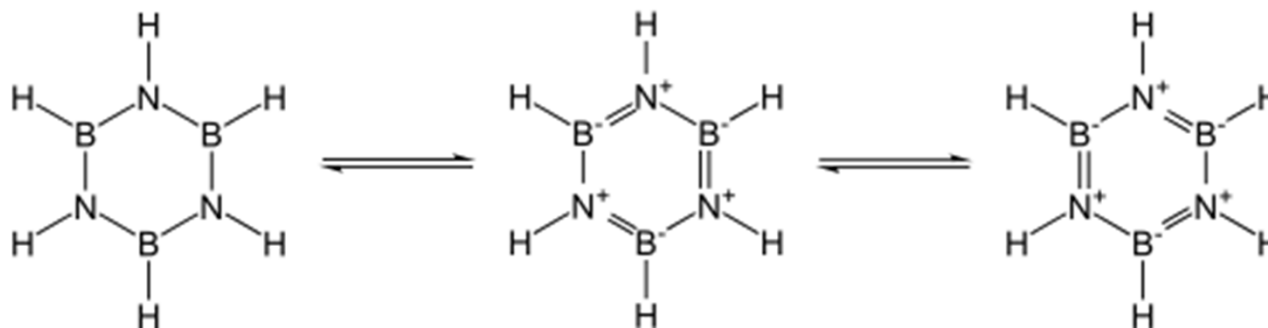
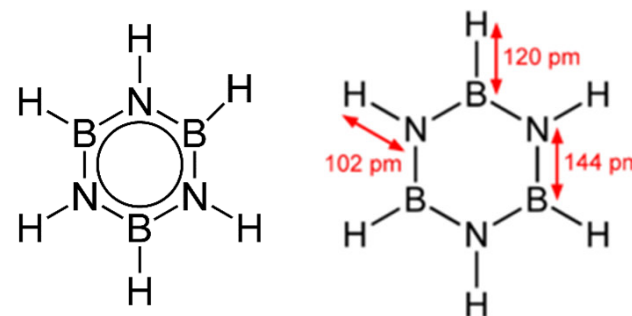


Cubic form (c-BN)  
sphalerite structure  
analogous to diamond

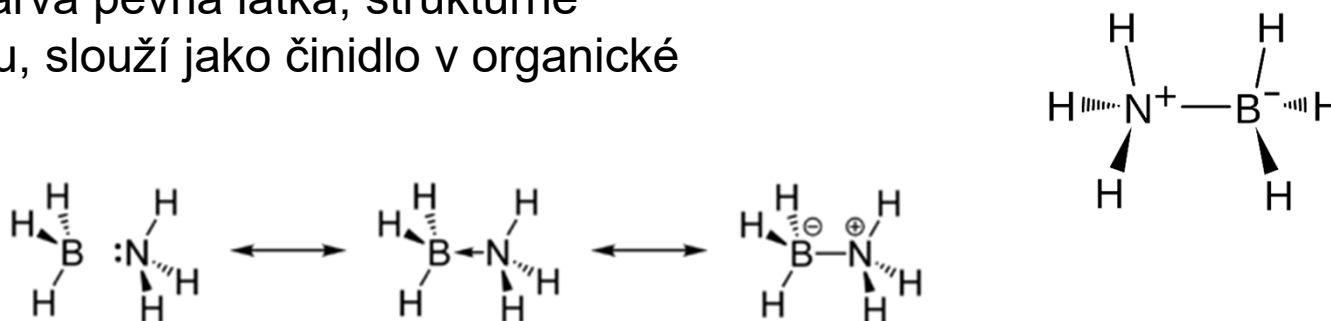


Wurtzite form (w-BN)  
wurtzite structure  
analogous to lonsdaleite

**Borazol (borazin, cyklotriborazan)**  $B_3H_6N_3 =$  bezbarvá kapalina aromatického zápachu. Fyzikálními vlastnostmi i strukturou je příbuzný izoelektronovému benzenu (anorganický benzen).



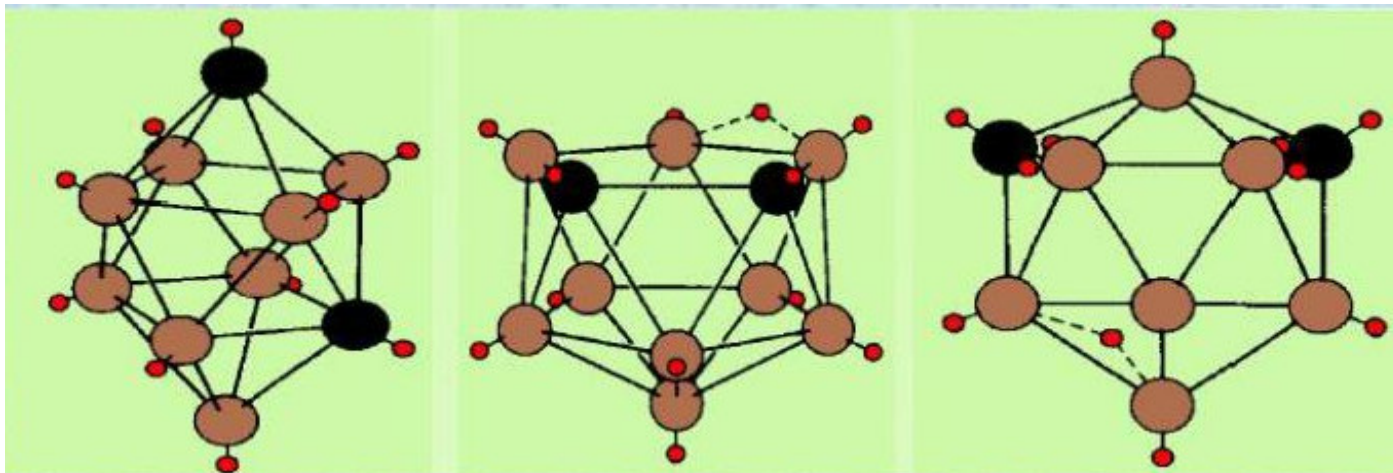
**Borazan** je bezbarvá pevná látka, strukturně analogická ethanu, slouží jako činidlo v organické syntéze.



## Sloučeniny s uhlíkem

Velmi tvrdým materiálem je také **karbid boru**  $B_4C$ , používaný jako brusivo a leštič kovů. Dále ho lze najít v obložení brzd a spojek, je materiálem v neprůstřelných vestách a v ochranných štítech bojových letadel.

**Karborany** = sloučeniny boru, uhlíku a vodíku odvozené náhradou skupiny BH polyedrického boranu skupinou CH. Karborany mohou mít velmi složité prostorové struktury, oproti boranům jsou stálejší.



**Gallium a indium jsou jediné 2 kovy, které netvoří karbidy.**



Nejdůležitější sloučeniny gallia jsou **arsenid galitý** GaAs, **nitrid galitý** GaN, **fosfid galitý** GaP a **antimonid galitý** GaSb, které se používají k výrobě LED diod a mnoha dalších elektronických součástek. **Arsenid inditý** InAs a antimonid inditý InSb se používají k výrobě fotodiod.

**Dusičnan galitý**  $\text{Ga}(\text{NO}_3)_3$  je hlavní součástí léků k léčbě cystické fibrózy.

**Dusičnan inditý**  $\text{In}(\text{NO}_3)_3$  se používá v pyrotechnice - barví plamen intenzivně modře.

**Fosforečnan gallitý**  $\text{GaPO}_4$  má piezoelektrické vlastnosti a slouží k výrobě snímačů tlaku.

**Uhličitan thallný**  $\text{Tl}_2\text{CO}_3$  se používal jako fungicid,

**Sulfid thallný**  $\text{Tl}_2\text{S}$  se používal ke konstrukci fotonásobičů v přístrojích pro noční vidění,

**Azid thallný**  $\text{TlN}_3$  se experimentálně používal v pyrotechnice.

**Octan thallný**  $\text{CH}_3\text{COOTl}$  se využívá v mikrobiologii jako selektivní živná půda.

**Mravenčan thallný**  $\text{TlCOOH}$  se používá k přípravě roztoků o velmi vysoké hustotě (až  $4,3 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ ) a pod názvem Clericiho roztok se využívá v mineralogii ke stanovení hustoty nerostů.

**Síran thallný**  $\text{Tl}_2\text{SO}_4$  látka bez chuti a zápachu, byl používán jako rodenticid (nyní je zakázán).

Thallium i všechny jeho sloučeniny jsou **prudce toxické**, účinky se projevují se zpožděním → byly proto využívány k trávení hlodavců. Otrava thalliem se projevuje padáním vlasů.



# **Prvky II. hlavní podskupiny**

# Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra

**Ca, Sr, Ba - kovy alkalických zemin,**

**elektronová konfigurace:** vzácný plyn + 2s elektrony:

**Be** - (He)2s<sup>2</sup>, **Mg** - (Ne)3s<sup>2</sup>, **Ca** - (Ar)4s<sup>2</sup>, **Sr** - (Kr)5s<sup>2</sup>,

**Ba** - (Xe)6s<sup>2</sup>, **Ra** - (Rn)7s<sup>2</sup> ;

**oxidační čísla:** prvky nabývají pouze ox. čísla II

Všechny prvky jsou kovy, v porovnání s alk. kovy mají vyšší bod tání a varu a vyšší hustotu

Výrazně elektropozitivní charakter, tvoří ochotně ionty Me<sup>2+</sup>,

Be: amfoterní chování, diagonální analogie s Al

Typ vazby:

Be je typická kovalentní vazba, Mg - jistý podíl kovalence, pro ostatní je typická iontová vazba;

Rozpustnost hydroxidů vzrůstá s rostoucím at. číslem:

např.  $\text{Be}(\text{OH})_2$  -  $3 \cdot 10^{-7} \text{M}$ ;  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  - 0.11 M;

Rozpustnost síranů odstupňována opačně, nejméně rozpustný je  $\text{BaSO}_4$

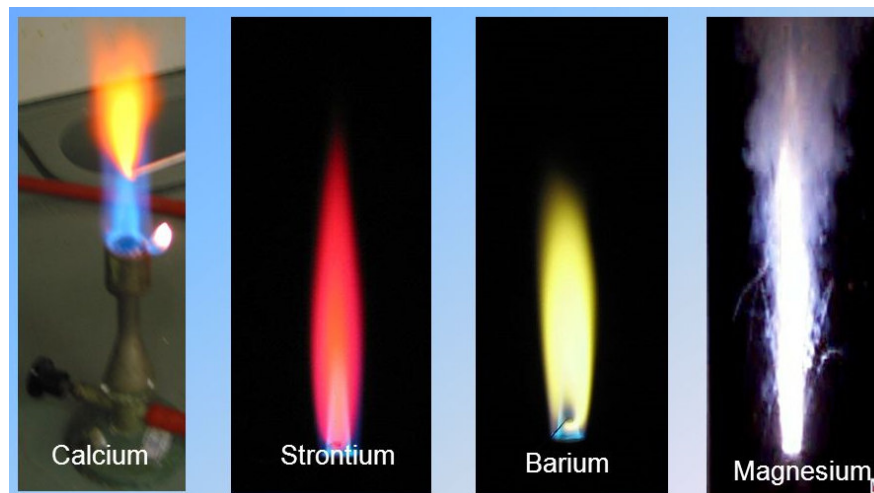
Reakce s uhlíkem: Ca, Sr, Ba reagují přímo s uhlíkem za vzniku karbidů  $\text{MeC}_2$  (iontové acetylidy)

Těkavé sloučeniny barví plamen:

Ca - cihlově červeně, Sr - karmínově

červeně, Ba - světle zeleně,

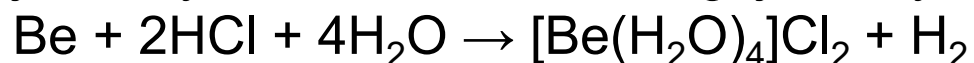
Ra - karmínově červeně



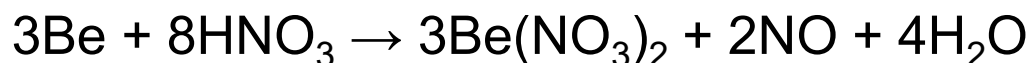
# Beryllium

je lesklý, ocelově šedý, velice tvrdý kov. Existují dvě alotropické modifikace beryllia, hexagonální  $\alpha$ -Be přechází při teplotě 1254°C na kubické  $\beta$ -Be. Má amfoterní charakter: rozpouští se v kyselinách i v alkalických hydroxidech

Beryllium je na suchém vzduchu stálé, se vzdušným kyslíkem reaguje za vzniku oxidu beryllnatého BeO až za teploty 900°C, v koncentrované kyselině dusičné se pasivuje vrstvou oxidu a dále se v ní nerozpouští, ale se zředěnými neoxidujícími kyselinami ochotně reaguje za vývoje vodíku:



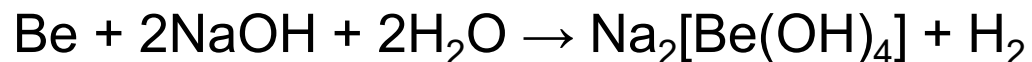
Reakce beryllia se zředěnými oxidujícími kyselinami probíhají bez vývoje vodíku:



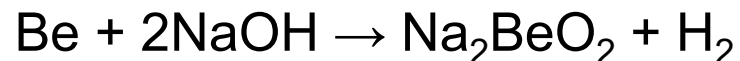
Reakci s koncentrovanou kyselinou fluorovodíkovou vzniká komplexní kyselina tetrafluoroberyllnatá:



Na rozdíl od ostatních kovů druhé skupiny beryllium ochotně reaguje s roztoky alkalických hydroxidů a jeho sloučeniny snadno hydrolyzují. Těmito vlastnostmi se beryllium odlišuje od ostatních prvků druhé hlavní poskupiny a více se podobá hliníku:



Při teplotě 400-500°C reaguje s taveninami alkalických hydroxidů za vzniku alkalických beryllnatanů:



S vroucí vodou reaguje za vzniku oxidu a hydroxidu beryllnatého a vývoje vodíku:



S dusíkem a uhlíkem se přímo slučuje až za vysokých teplot, s acetylenem  $\text{C}_2\text{H}_2$  tvoří acetylid  $\text{BeC}_2$  již při teplotě 400°C.

S fluorem reaguje již za laboratorní teploty, s chlórem se slučuje při 250°C, s bromem a jodem probíhá reakce až při teplotě nad 480°C.

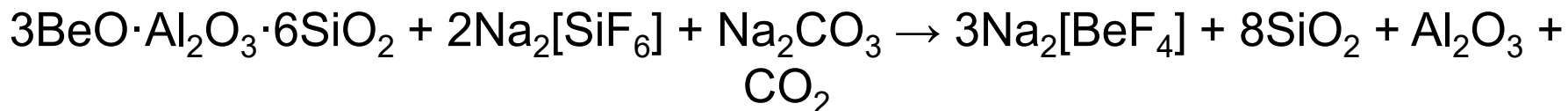
Se sírou se přímo slučuje na sulfid beryllnatý  $\text{BeS}$  až při teplotě nad 1100°C. S vodíkem se přímo neslučuje, ale tvoří hydrid  $\text{BeH}_2$ , který je nutné připravovat nepřímým způsobem.

Ve sloučeninách v tuhém stavu vystupuje beryllium nejčastěji jako bezbarvý kation beryllnatý  $\text{Be}^{2+}$ , ale v roztocích vystupuje téměř výhradně jako kation tetraaquaberyllnatý  $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ , tvoří také anion beryllnatanový  $\text{BeO}_2^{2-}$ .

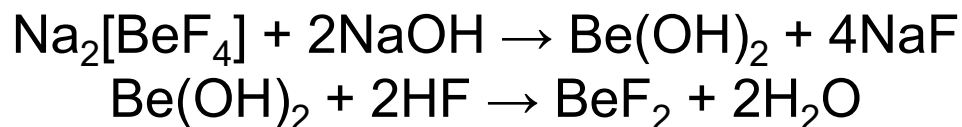
Nalézá se pouze ve sloučeninách. Nejznámějšími minerály beryllia jsou **beryl**  $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$  (odrůdy smaragd a akvamarín) a **chrysoberyl**  $\text{BeAl}_2\text{O}_4$ . nejdůležitějším užitkovým minerálem beryllia je v současnosti **bertrandit**  $\text{Be}_4\text{Si}_2\text{O}_7(\text{OH})_2$ .

## Výroba beryllia

**Fluoridový způsob** se používá zejména při výrobě z berylu. Rudný koncentrát se při teplotě  $750^\circ\text{C}$  taví s hexafluorokřemičitanem sodným  $\text{Na}_2[\text{SiF}_6]$  a uhličitanem sodným  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  nebo hydroxidem sodným  $\text{NaOH}$ . V současnosti se hexafluorokřemičitan sodný nahrazuje dostupnějším hexafluorohlinitanem sodným  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ . Beryllium přejde na rozpustný tetrafluoroberyllnan sodný  $\text{Na}_2[\text{BeF}_4]$ :



Tavenina se po vychladnutí rozemele a vyluhuje horkou vodou, z výluhu se přidavkem  $\text{NaOH}$  vysráží beryllium ve formě hydroxidu, který se následně působením  $\text{HF}$  převede na fluorid  $\text{BeF}_2$ :

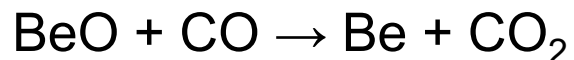
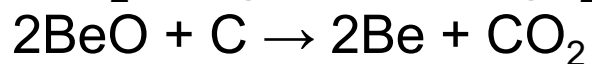
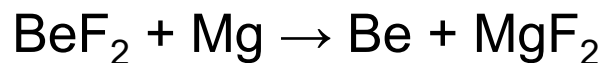




V současnosti je běžnější **sulfátový způsob** výroby beryllia z bertranditu. Na rudný koncentrát se působí horkou kyselinou sírovou, beryllium přejde do roztoku ve formě síranu beryllnatého  $\text{BeSO}_4$ . Přídavkem roztoku uhličitanu amonného  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  se vysráží ostatní příměsi. Po jejich odfiltrování zůstává v roztoku beryllium ve formě dobře rozpustného dikarbonatoberyllnatu amonného  $(\text{NH}_4)_2[\text{Be}(\text{CO}_3)_2]$ , který se zahřátím na teplotu  $165\text{ }^\circ\text{C}$  převede na nerozpustný hydroxid  $\text{Be}(\text{OH})_2$ . Hydroxid se dále zpracovává stejným postupem jako v případě fluoridové metody.

### **Redukce a rafinace**

Vlastní výroba kovového beryllia se následně provádí elektrolýzou taveniny směsi fluoridu beryllnatého a sodného v atmosféře argonu, elektrolýza probíhá při teplotě  $350\text{ }^\circ\text{C}$ , na niklové katodě se vylučuje práškové beryllium, anoda bývá grafitová. Dalším způsobem je redukce  $\text{BeF}_2$  roztaveným hořčíkem v elektrické peci při teplotě  $950\text{ }^\circ\text{C}$ . Výroba beryllia je také možná redukcí oxidu  $\text{BeO}$  uhlíkem v elektrické peci při teplotách přes  $1400\text{ }^\circ\text{C}$ :



Na čistotu 99,98% se surový kov rafinuje destilací za sníženého tlaku, na čistotu až 99,999% se rafinuje zonálním tavením pomocí vysokofrekvenčního ohřevu obdobně jako křemík nebo germanium.

Praktické využití nalézá beryllium jako součást některých slitin, zejména pro **jadernou techniku a pro výrobu RTG trubic.**

Slitina beryllia s cínem a mědí - berylliový bronz, se používá k výrobě **nejiskřivého nářadí** pro práce v explozivním prostředí.

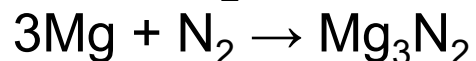
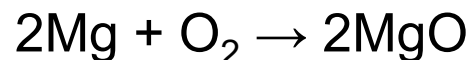
Beryllium se používá ke konstrukci **jaderných zbraní**, kde plní dvojí funkci. Plášť z beryllia okolo štěpného materiálu slouží jako účinný odražeč neutronů, berylliový neutronový reflektor umožňuje ve zbrani použít menší, než teoretické kritické množství štěpného materiálu. Berylliový terčík může být v kombinaci se silným  $\alpha$ -zářičem, obvykle se používá polonium 210, využit jako zdroj neutronů potřebných k nastartování štěpné reakce. Neutronový iniciátor podstatně ovlivňuje dynamiku řetězové reakce v celém objemu štěpného materiálu.

Beryllium i jeho sloučeniny jsou vysoce toxické látky a řadí se mezi karcinogeny 2. kategorie.

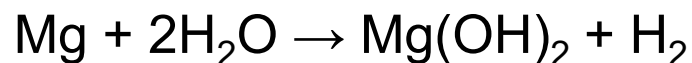


# Hořčík

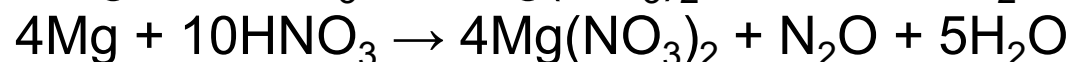
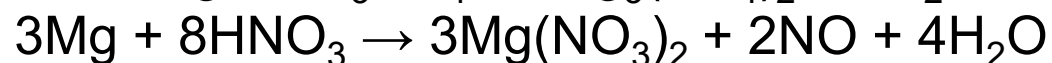
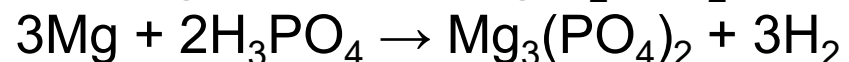
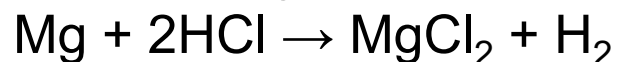
je stříbřitě bílý, lesklý a poměrně měkký kov. Zapálen na vzduchu hořčík shoří intenzivním, **oslnivě bílým plamenem** (používal se jako blesk při fotografování) za vzniku oxidu MgO a nitridu Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>. Průběh hoření hořčíku popisují rovnice:



Za zvýšené teploty reaguje s vodou za vzniku hydroxidu hořečnatého a vývoje vodíku:

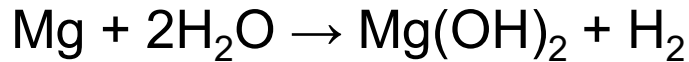


Reakce hořčíku s minerálními kyselinami probíhá za vývoje vodíku, reakce hořčíku s kyselinou dusičnou probíhají bez vzniku vodíku:



## MRE (Meal, ready to eat)

= potraviny původně určené do bojového nasazení. Ohřivač se aktivuje přilitím vody, která reaguje s práškovým hořčíkem (ve slitině s malým množstvím železa, za přítomnosti kuchyňské soli) uvnitř obalu.



Exotermická reakce mezi vodou a hořčíkem umožní přivedení vody k varu, vzniklá pára dokonale prohřeje dávku potravin asi za 10 minut.



Hořčík reaguje také s koncentrovanými horkými roztoky amonných halogenidů:



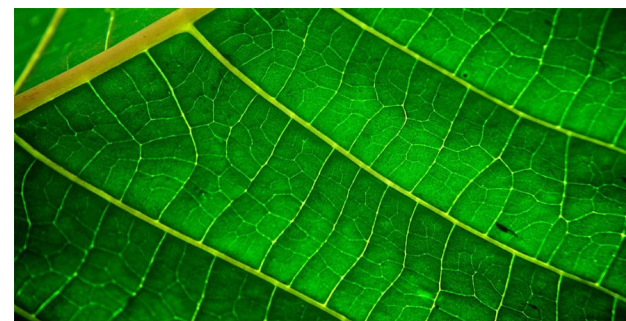
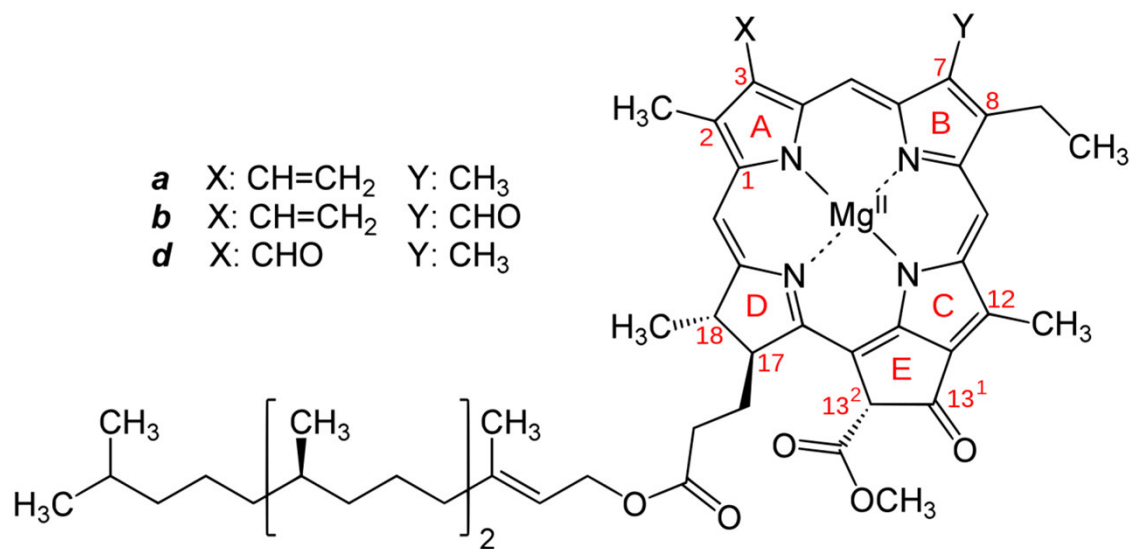
Za laboratorní teploty reaguje s vlhkým chlorem, s vodíkem se slučuje na hydrid  $\text{MgH}_2$  při teplotě  $175^\circ\text{C}$ , s dusíkem a amoniakem reaguje za vzniku nitridu  $\text{Mg}_3\text{N}_2$  až při teplotě nad  $780^\circ\text{C}$ , s křemíkem tvoří silicid  $\text{Mg}_2\text{Si}$  při teplotách nad  $650^\circ\text{C}$

Vodné roztoky solí hořčíku jsou bezbarvé, mezi barevné výjimky patří rozpustný žlutý chroman hořečnatý  $\text{MgCrO}_4$ . Nerozpustné sloučeniny hořčíku jsou bílé látky.

V přírodě se elementární hořčík vyskytuje pouze jako dvojmocný kation ve sloučeninách. Mezi nejdůležitější minerály hořčíku patří **magnezit**  $\text{MgCO}_3$ , **dolomit**  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ , **serpentin**  $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , **spinel**  $\text{MgO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ , **karnalit**  $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , **kieserit**  $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , **olivín**  $\text{MgSiO}_4$ , **azbest**  $\text{H}_4\text{Mg}_3\text{Si}_2\text{O}_9$ , **mastek**  $\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_2$ , **pyrop**  $\text{Mg}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_4)_3$ , **brucit**  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  a **sepiolit**  $\text{Mg}_3[\text{Si}_4\text{O}_{10}] \cdot \text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ .

Hořčík se významnou mírou podílí na **složení mořské vody**. Spolu s vápníkem je hořčík nejčastější příčinou **tvrdosti přírodních vod**.

Hořčík je důležitý **biogenní prvek**, jako významná složka **chlorofylu** se vyskytuje ve všech zelených rostlinách. Dostatečný obsah hořčíku v potravinách je podmínkou správné funkce lidského organismu.



## Výroba hořčíku

Hořčík se vyrábí zejména tavnou elektrolýzou  $\text{MgCl}_2$ , méně často termickými způsoby z  $\text{MgO}$ .

Chlorid hořečnatý potřebný pro **elektrolytickou výrobu hořčíku** se připravuje rozdílnými způsoby podle druhu vstupní suroviny.

Pokud se jako surovina používá **dolomit**  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ , provádí se nejčastěji norský postup, který spočívá v pálení dolomitu za vzniku oxidů  $\text{MgO}$  a  $\text{CaO}$ , následuje hydratace oxidů za vzniku hydroxidů  $\text{Mg(OH)}_2$  a  $\text{Ca(OH)}_2$ , nerozpustný hydroxid hořečnatý se po odfiltrování kalcinuje za vzniku  $\text{MgO}$ , který se chloruje za přítomnosti uhlíku za vzniku  $\text{MgCl}_2$ .

Jestliže se jako vstupní surovina používá **serpentin**  $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , provádí se kanadský postup, který spočívá v louhování suroviny kyselinou chlorovodíkovou, vzniklý chlorid hořečnatý z roztoku vykristalizuje, po opětovném rozpuštění se provádí čištění pomocí iontoměničů, následuje další krystalizace a sušení.

Pokud se k přípravě chloridu hořečnatého používá **mořská voda**, nejprve se z ní působením vápenného mléka vysráží hydroxid hořečnatý  $\text{Mg(OH)}_2$  a ten se působením kyseliny chlorovodíkové převede na chlorid hořečnatý  $\text{MgCl}_2$ .

Nejjednodušší je využití **karnalitu**  $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , který se kalcinací zbaví krystalické vody a je připraven k elektrolýze.

Vlastní výroba hořčíku se provádí **elektrolýzou taveniny bezvodého chloridu hořečnatého** s přídavkem NaCl a KCl (*snížení teploty tání, zvýšení elektrické vodivosti*),  $\text{CaCl}_2$  (*zvýšení hustoty elektrolytu*) a  $\text{CaF}_2$  (*rychlejší spojování kapek hořčíku*).

Surový hořčík se **rafinuje** přetavováním pod vrstvou solné taveniny nebo v atmosféře inertních plynů. Rafinace hořčíku na vysokou čistotu se provádí sublimací ve velmi zředěné atmosféře argonu.

Méně rozšířené, a dnes téměř nepoužívané způsoby výroby hořčíku jsou **karbotermický, karbidotermický a silikotermický** způsob výroby hořčíku redukcí  $\text{MgO}$ , je možná také aluminotermická výroba z  $\text{MgCl}_2$ .

Karbotermická a karbidotermická výroba hořčíku se prováděla v elektrické obloukové peci redukcí oxidu hořečnatého karbidem vápenatým nebo uhlím při teplotě  $1200\text{ }^\circ\text{C}$ . Silikotermický způsob výroby hořčíku se provádí redukcí páleného dolomitu křemíkem nebo ferrosiliciem v ocelolitinových retortách zahříváných až na teplotu  $2000\text{ }^\circ\text{C}$ .

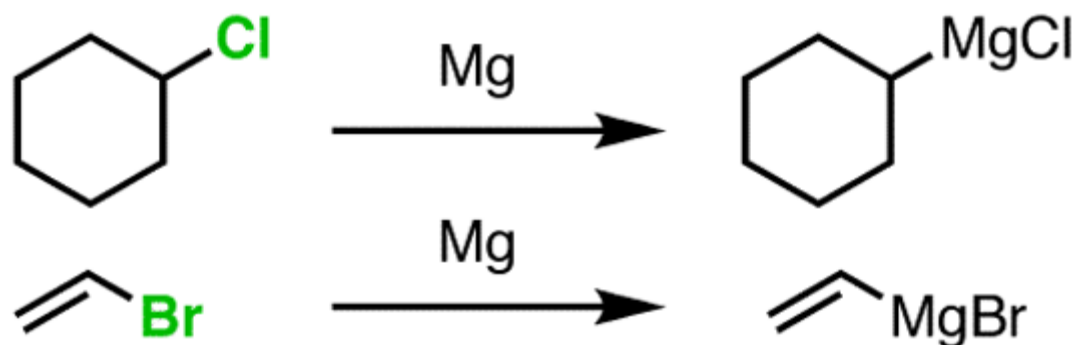


## Praktické využití

V minulosti se práškový hořčík ve směsi s vhodnými oxidy používal jako zdroj intenzivního světla pro **fotografické blesky**.

Největší uplatnění dnes nalézá hořčík jako součást **lehkých slitin** a jako **redukční činidlo** pro výrobu dalších kovů (titan, zirkonium, niob, hafnium) Krollovým postupem.

Jako součást **Grignardova činidla** nalézá hořčík uplatnění ve velké řadě organických syntéz.



## Slitiny hořčíku

Větší praktický význam než čistý kov, mají pro technickou praxi **slitiny hořčíku**. Mezi nejdůležitější a nejstarší hořčíkové slitiny patří **dural** (Mg+Al+Cu+Mn), **elektron** (Mg+Al+Zn+Mn) a **magnalium** (Mg+Al).

Moderní slitiny hořčíku obsahují příměsi i dalších prvků, označování hořčíkových slitin písmennými kódy:

hořčíková slitina s označením **AE42** obsahuje kromě 4% hliníku také cca 2,5% neodymu, komerčně úspěšná slitina **ZE41** obsahuje 4,2 % zinku a 1,2 % neodymu. Další technicky využívané hořčíkové slitiny jsou AZ91, AM20, AM50, AM60, AS21, ZC63, EZ33, QE22, WE54. Hořčík se také používá k výrobě biodegradovatelných lékařských implantátů (*slitiny Mg-Ca nebo Mg-Zn-Ca*).

### **Hořčíkové kompozity**

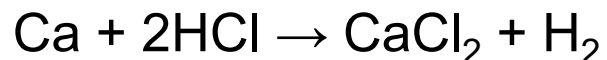
Progresivním konstrukčním materiálem jsou **hořčíkové kompozity**, které se vyrábějí vkládáním výztuže ve tvaru částic nebo vláken různé délky do hořčíkové matrice - "*Metal Matrix Composites*" – MMCs. Jako výztuž se nejčastěji používá oxid hlinitý, uhlíková vlákna, karbid křemíku SiC a karbid boru B<sub>4</sub>C. Hořčíkové kompozity se vyrábějí metodami práškové metalurgie, difuzním spojováním výztuže s matricí nebo infiltrací vláken výztuže roztaveným kovem.

# Vápník

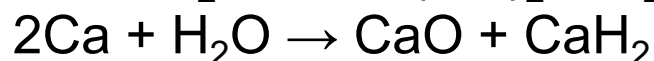
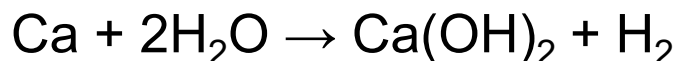
je šedobílý, na čerstvém řezu lesklý, měkký, neušlechtilý kov. Na vzduchu se oxiduje, po zahřátí hoří:



Snadno se rozpouští ve zředěných minerálních kyselinách:

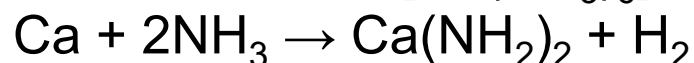
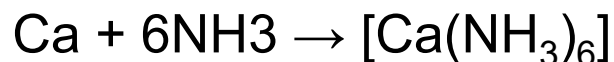


Prudce reaguje s vodou za vzniku hydroxidu a vývoje vodíku, při teplotě nad 200°C reaguje s vodní párou za vzniku oxidu a hydridu:



S fluorem reaguje již za laboratorní teploty, s ostatními halogeny se přímo slučuje až při teplotách nad 200°C. S kyslíkem reaguje při teplotě nad 300°C, s uhlíkem se slučuje při teplotě nad 550°C.

S amoniakem reaguje již při teplotě -40°C za vzniku hexaaminvápenatého komplexu, pokud je reakce vápníku s amoniakem katalyzována železem nebo platinou vzniká amid:



Ve sloučeninách se vyskytuje výhradně v oxidačním stupni II. Vytváří také komplexní sloučeniny ve kterých má koordinační číslo 6. Vodné roztoky solí vápníku jsou bezbarvé, nerozpustné sloučeniny vápníku jsou bílé, mezi barevné výjimky patří žlutý chroman vápenatý  $\text{CaCrO}_4$ , modrý boritan vápenatý  $\text{Ca}_3(\text{BO}_3)_2$  nebo černý silicid vápenatý  $\text{CaSi}_2$ .

V přírodě se elementární vápník nevyskytuje, ale v zemské kůře je v množství 3,25 % hmot. rozptýlen ve svých sloučeninách. Vápník je třetí nejrozšířenější kov a pátý nejrozšířenější prvek v přírodě.

Nejdůležitějšími užitkovými nerosty vápníku jsou minerály **kalcit** (vápenec) a **aragonit**  $\text{CaCO}_3$ , **dolomit**  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ , **anhydrit**  $\text{CaSO}_4 \cdot 0.5\text{H}_2\text{O}$  a **sádrovec**  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , **apatit**  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{F}, \text{Cl}, \text{OH})$  a **fluorit** (kazivec)  $\text{CaF}_2$ . K velice vzácným minerálům vápníku patří sulfid **oldhamit**  $\text{CaS}$ , který se výjimečně nalézá v některých meteoritech.

V kostech a zubech živočichů se nachází **hydroxyapatit** ( $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ )  $\text{CaCO}_3$ , je základní stavební materiál korálů, ramenonožců, schránek měkkýšů a skořápek vajec plazů a ptáků.

V množství 0,16 % hmot. se vápník nachází také v mořské vodě a spolu s hořčíkem způsobuje tvrdost vody.

Obrovský praktický význam mají sloučeniny vápníku zejména pro výrobu stavebních materiálů (cement, sádra, vápno).

Mineralogickou zvláštností jsou přírodní **vápenaté sloučeniny organických kyselin**,

Acetáty: **calclacit**  $\text{Ca}[\text{Cl}_2\text{CH}_3\text{COO}]\cdot 10\text{H}_2\text{O}$  a **paceit**  $\text{CaCu}(\text{CH}_3\text{COO})_4\cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,

Fomiáty: **formicait**  $\text{Ca}(\text{HCOO})_2$

Oxaláty: **whewellit**  $\text{Ca}(\text{C}_2\text{O}_4)\cdot \text{H}_2\text{O}$ , **weddelit**  $\text{Ca}(\text{C}_2\text{O}_4)\cdot 2\text{H}_2\text{O}$  a **caoxit**  $\text{Ca}(\text{C}_2\text{O}_4)\cdot 3\text{H}_2\text{O}$ . Oxaláty whewellit a weddelit se také vyskytují jako součást ledvinových a močových kamenů.

Na dně Weddelova moře u Anktarktidy byl v roce 1936 v hloubce 2600 m nalezen unikátní minerál vápníku odvozený od kyseliny citronové **earlandit**  $\text{Ca}_3(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7)\cdot 4\text{H}_2\text{O}$ .

Vápník je nejdůležitější látkou při tvorbě kostí a zubů, je nutný k přenosu nervových vzruchů, ovlivňuje srážlivost krve, aktivuje některé hormony a kontroluje rovnováhu kyselin.

## Výroba vápníku

Podobně jako ostatní kovy alkalických zemin, se i vápník vyrábí **elektrolýzou taveniny svých halogenidů**. Základní surovinou pro elektrolytickou výrobu vápníku je chlorid vápenatý  $\text{CaCl}_2$  získávaný chlorací oxidu vápenatého. Anoda je grafitová, **katoda je tekutá** ze slitiny vápníku s mědí, zinkem nebo olovem. Elektrolýza probíhá při teplotě  $700^\circ\text{C}$ , slitina se během ní postupně obohacuje vápníkem a je z elektrolyzáru odváděna.

Čistý vápník se z obohacené slitiny odděluje destilací při teplotě  $1000^\circ\text{C}$  a tlaku 20 kPa. Pro řadu technických aplikací se vápník ze slitiny neodděluje.

V menší míře se používá také **elektrolýza se železnou katodou**.

Kromě tavné elektrolýzy se provádí **aluminotermická výroba** vápníku. Brikety slisované z oxidu vápenatého a práškového hliníku se za normálního tlaku zahřívají na teplotu  $1200^\circ\text{C}$  v nerezové retortě:



Po ukončení redukce se snížením tlaku na 3Pa oddestiluje čistý vápník.

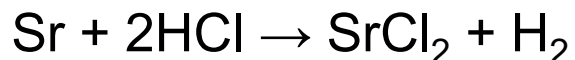
Produktem obou výrobních metod je kovový vápník ve formě desek nebo tyčí o čistotě 98-99%.

Kovový vápník nachází využití jako **součást některých slitin** a jako **redukční činidlo** pro výrobu kovů ze skupiny lanthanoidů.

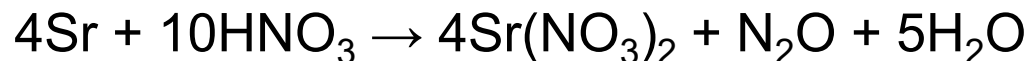
# Stroncium

je šedobílý, lesklý a poměrně měkký kov. Kovové stroncium se na vzduchu rychle pokrývá nažloutlou vrstvou oxidu stronnatého. Jsou známy tři krystalografické modifikace, práškové stroncium je pyroforní, na vzduchu hoří.

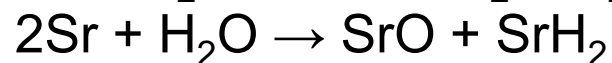
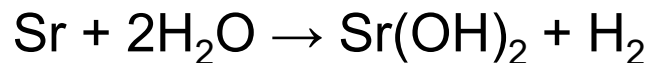
Stroncium reaguje s neoxidujícími kyselinami za vzniku stronnaté soli a vývoje vodíku:



Se zředěnou kyselinou dusičnou reaguje za vzniku stronnaté soli a vývoje oxidu dusného, s velmi zředěnou kyselinou vzniká dusičnan amonný:



Za normální teploty reaguje s vodou za vzniku hydroxidu stronnatého, při teplotě nad 200°C reaguje s vodní párou za vzniku oxidu a hydridu stronnatého:



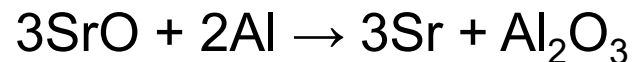
Stroncium je chemicky značně reaktivní prvek, s řadou ostatních prvků se přímo slučuje.

Ve sloučeninách vystupuje stroncium téměř výhradně jako dvojmocný kation  $\text{Sr}^{2+}$ , za zvláštních podmínek může stroncium ve sloučeninách existovat i v oxidačním stupni -II jako stroncidový anion. Stroncidy jsou velmi nestabilní sloučeniny, které působí jako silná redukční činidla.

Vodné roztoky solí stroncia jsou bezbarvé, nerozpustné sloučeniny stroncia jsou bílé látky, mezi barevné výjimky patří žlutý chroman strontnatý  $\text{SrCrO}_4$ .

Hlavním **zdrojem stroncia** pro průmyslovou výrobu je dusičnan strontnatý  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ , který se získává jako vedlejší produkt při výrobě kombinovaných hnojiv typu NPK rozkladem přírodních fosfátů kyselinou dusičnou. Z rozložené břečky se dusičnan odděluje krystalizací, konverzí s uhličitánem amonným se převádí na uhličitán strontnatý, který je základní látkou pro přípravu všech dalších sloučenin stroncia.

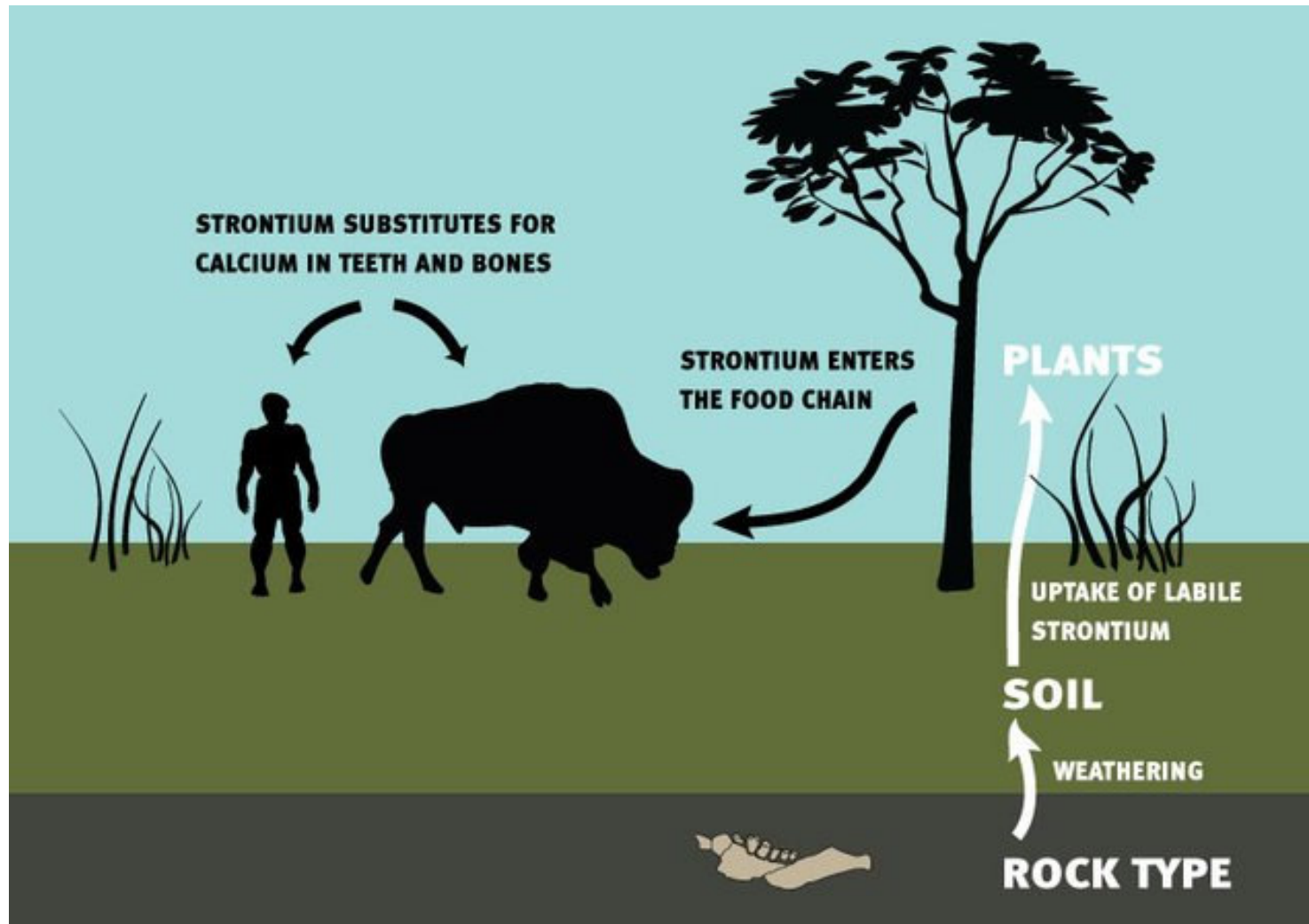
Výroba kovového stroncia se provádí **elektrolýzou tavenin** jeho halogenidů nebo **aluminotermickou redukcí** oxidu strontnatého:



“Kovové stroncium je součástí některých **lehkých slitin**, přídavek stroncia se používá pro **výrobu ferrito-keramických magnetů**.”

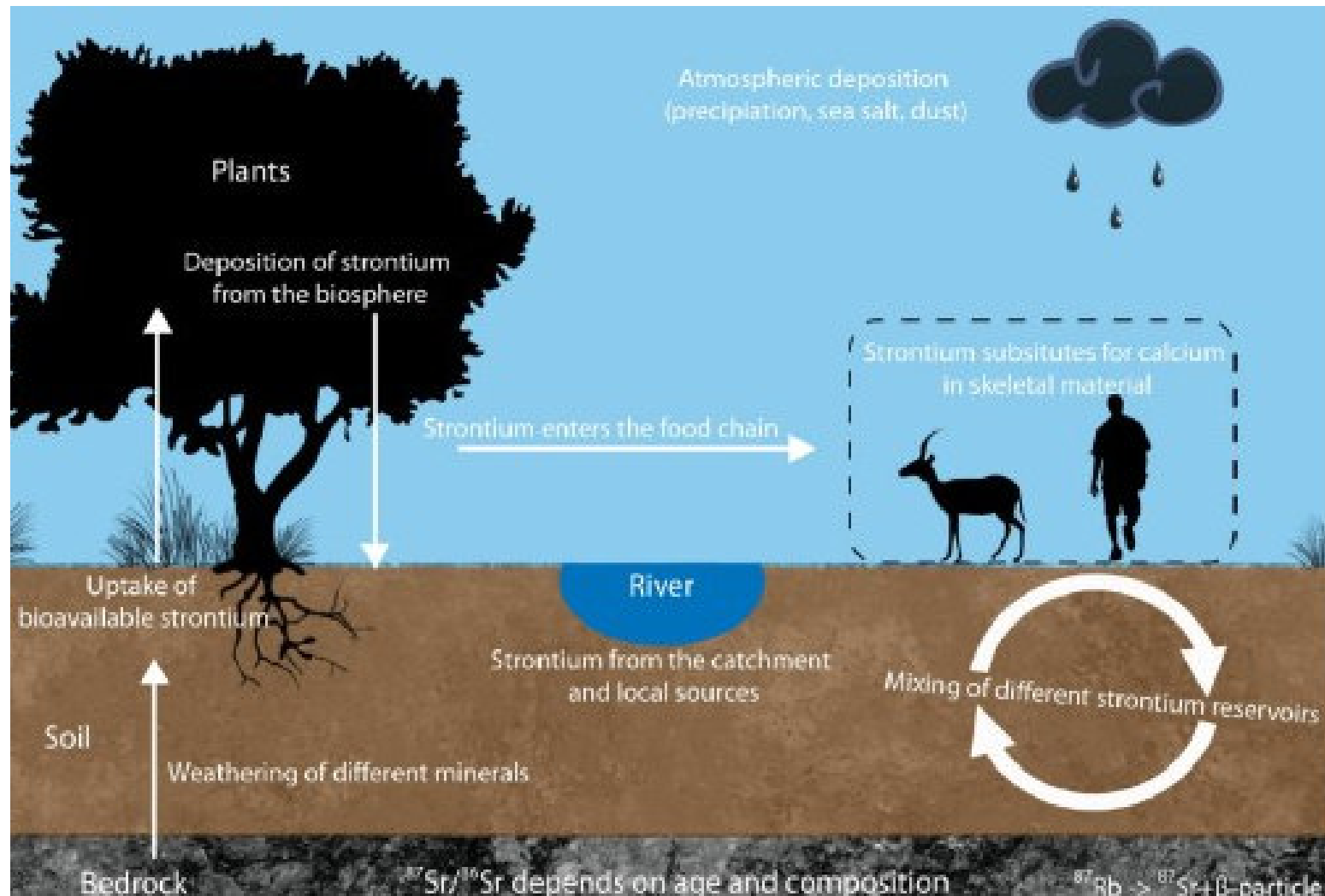


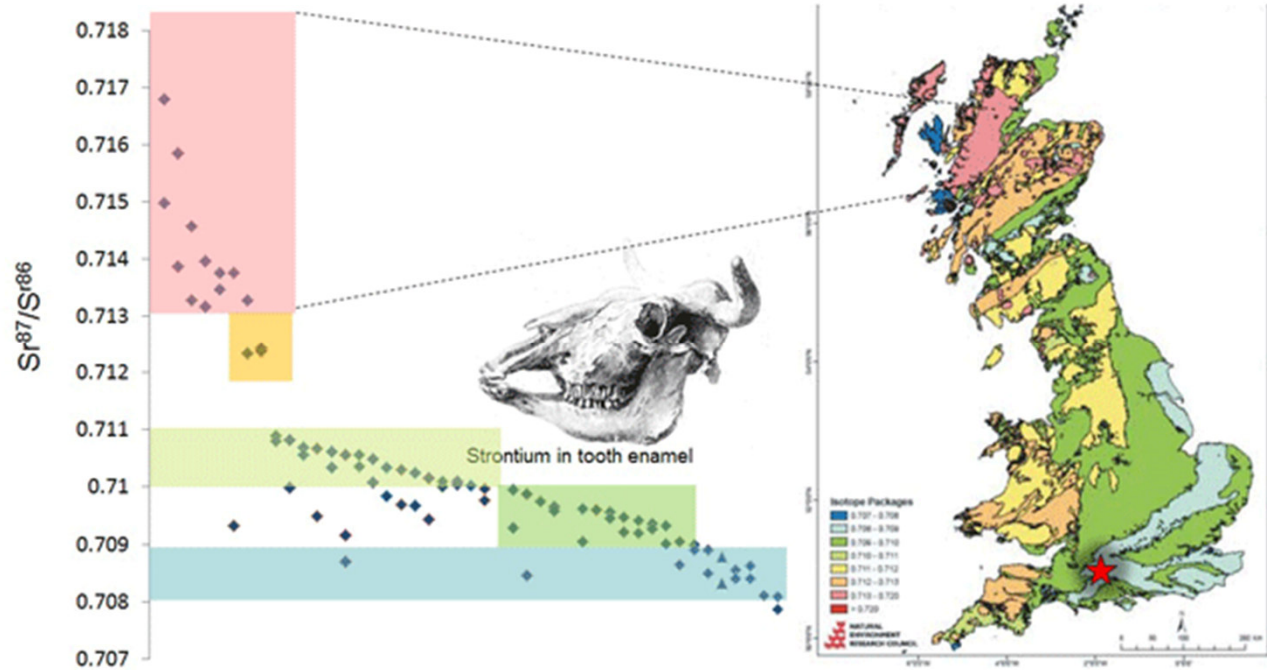
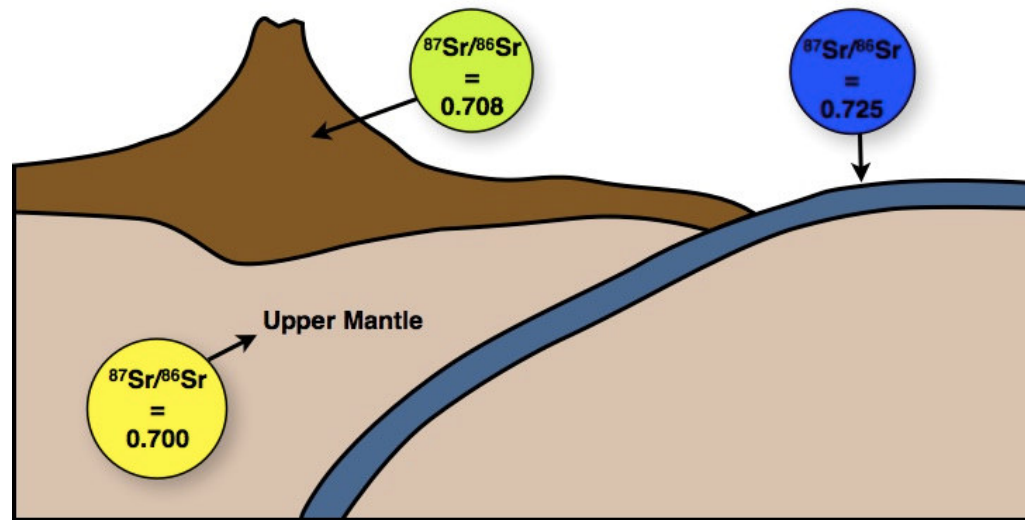
Radioaktivní izotop  $^{90}\text{Sr}$  (poločas rozpadu 28.8 let) vznikal při zkouškách jaderných zbraní, zabudovával se do koster lidí a živočichů.



Jako silný zdroj beta záření se využívá v radioterapii a jako trvanlivý a lehký energetický zdroj pro satelity, automatické meteostanice a navigační bóje.

Stroncium tvoří celkem 28 izotopů s hmotnostními čísly 75 až 102, z toho čtyři ( $^{84}\text{Sr}$ ,  $^{86}\text{Sr}$ ,  $^{87}\text{Sr}$  a  $^{88}\text{Sr}$ ) jsou stabilní a jsou součástí přírodního stroncia, ve kterém má nejvyšší podíl (82,6 %) izotop  $^{88}\text{Sr}$ .

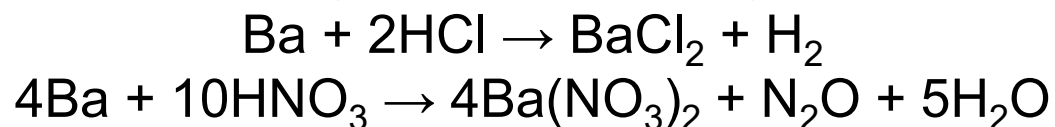




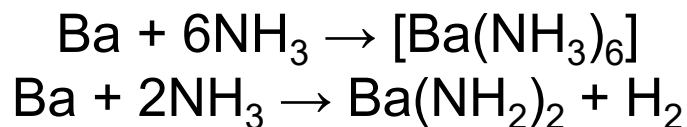
## Baryum

je šedobílý, lesklý a měkký kov. Baryum je chemicky značně reaktivní prvek s elektropozitivním charakterem. Zapáleno hoří na vzduchu za vzniku oxidu BaO, peroxidu BaO<sub>2</sub> a nitridu Ba<sub>3</sub>N<sub>2</sub>, s vodou bouřlivě reaguje za vzniku hydroxidu Ba(OH)<sub>2</sub> a vývoje vodíku.

Dobře se rozpouští ve zředěných minerálních kyselinách:



Se všemi halogeny se přímo slučuje při teplotě nad 100°C, se sírou reaguje při teplotě 150°C, s vodíkem tvoří hydrid při teplotě okolo 300°C, s uhlíkem se slučuje při teplotě nad 500°C. Naopak s amoniakem reaguje za vzniku hexaaminbarnatého komplexu již za teploty -40°C. Pokud je reakce barya s amoniakem katalyzována platinou, nevzniká uvedený komplex, ale amid:



Práškové baryum může být pyroforní.

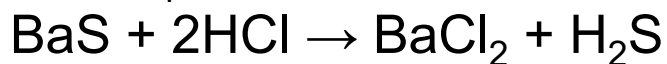
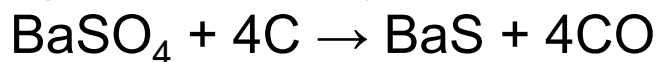
Všechny rozpustné sloučeniny barya jsou jedovaté.



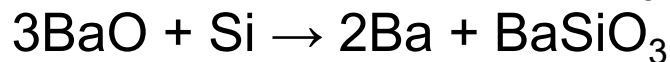
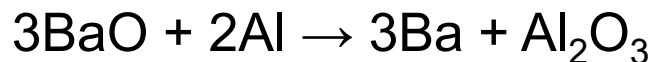
Žlutý chroman barnatý  $\text{BaCrO}_4$ , jedna z mála barevných sloučenin barya. Vodné roztoky solí barya jsou bezbarvé.

V přírodě se elementární baryum nevyskytuje, jeho výskyt je znám pouze ve sloučeninách, ve kterých vystupuje výhradně jako dvoumocný kation  $\text{Ba}^{2+}$ . Nejznámějšími minerály barya jsou **baryt**  $\text{BaSO}_4$ , **witherit**  $\text{BaCO}_3$  a **nitrobaryt**  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ , **benitoid**  $\text{BaTiSi}_3\text{O}$  se využívá ve šperkařství jako náhrada diamantu.

Výroba barya se provádí **tavnou elektrolýzou fluoridu nebo chloridu**. Nejprve se provede redukce barytu uhlíkem. Redukce barytu se provádí v elektrické peci při teplotě  $950\text{-}1100^\circ\text{C}$  a jejím produktem je rozpustný sulfid barnatý, který se reakcí s kyselinou fluorovodíkovou nebo chlorovodíkovou převede na příslušný halogenid potřebný k tavné elektrolýze:



Dalším způsobem výroby barya je **redukce** oxidu barnatého **hliníkem nebo křemíkem**:



Baryum se používá jako složka některých **slitin** (*slitina barya s niklem se používá na kabely k zapalovacím svíčkám*).

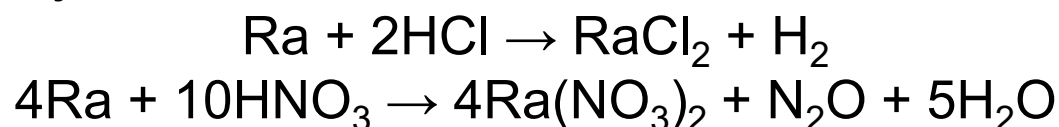
Páry barya se používají jako **redukční činidlo** při přípravě protaktinia, neptunia i některých dalších transuranů.

Značný význam má baryum, ve formě tzv. **YBCO** (*Yttrium Baryum Copper Oxide*) oxidů, při výzkumu a vývoji supravodičů.

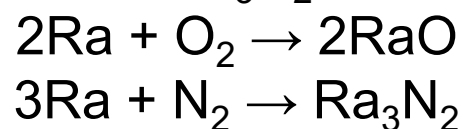
# Radium

je bílý, lesklý radioaktivní kov (záření  $\alpha$  a  $\beta$  , ionizuje vzduch), chemickými vlastnostmi podobný baryu, je však ještě reaktivnější: na vzduchu ihned zčerná - tvoří se oxid a nitrid ( $\text{Ra}_3\text{N}_2$ )

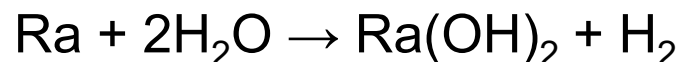
V minerálních kyselinách se rozpouští za vzniku radnaté soli a vývoje vodíku, výjimkou je reakce radia se zředěnou kyselinou dusičnou, při které se vodík neuvolňuje:



Při zahřátí na teplotu  $100^\circ\text{C}$  na vzduchu radium hoří za vzniku oxidu radnatého  $\text{RaO}$  a nitridu radnatého  $\text{Ra}_3\text{N}_2$ :



S vodou reaguje kovové radium prudce za vývoje vodíku a za vzniku hydroxidu radnatého:



s vodou reaguje z kovů II. hlavní podskupiny nejintenzivněji.

Reakce s fluorem a chlorem nastává za vzniku fluoridu radnatého  $\text{RaF}_2$  a chloridu radnatého  $\text{RaCl}_2$  již za laboratorní teploty, se sírou se slučuje na sulfid radnatý  $\text{RaS}$  při teplotě  $150^\circ\text{C}$ .

Ve sloučeninách vystupuje radium v oxidačním stupni II jako radnatý kation  $\text{Ra}^{2+}$ . Radnaté soli, s výjimkou dusičnanu radnatého  $\text{Ra}(\text{NO}_3)_2$ , jsou velmi málo rozpustné ve vodě, jsou obvykle bezbarvé, s výjimkou žlutého chromanu radnatého  $\text{RaCrO}_4$ . Na vzduchu modře světélkují a bezbarvý plamen zbarvují intenzivně karmínově červeně.

Radium se v přírodě vyskytuje společně s radonem, velmi vzácně jako součást rud uranu, z kterých se složitým postupem ve velmi malém množství získává, a v důlních vodách uranových dolů. Známým nerostem radia je **radiobaryt**  $(\text{Ba,Ra})\text{SO}_4$ .

Pro objev radia měla zásadní význam těžba uranových rud a výroba uranových barev v Jáchymově. Právě v odpadu z jáchymovské továrny na uranové barvy objevila M. Curie v roce 1898 nový prvek – **radium**.

Praktické využití nachází radium jako zdroj radioaktivního záření pro léčebné, diagnostické i další účely.



V kovové formě bylo radium připraveno až v roce 1910 (*M. Curie, A. Debierne*) **elektrolýzou taveniny chloridu radnatého**  $\text{RaCl}_2$ . Na rtuťové katodě se radium vyloučilo ve formě amalgamu, ze kterého bylo získáno destilací ve vodíkové atmosféře. Později bylo kovové radium připraveno také **termickým rozkladem azidu**  $\text{Ra}(\text{N}_3)_2$  a **vakuovou redukcí oxidu**  $\text{RaO}$  hliníkem při teplotě  $1200^\circ\text{C}$ .

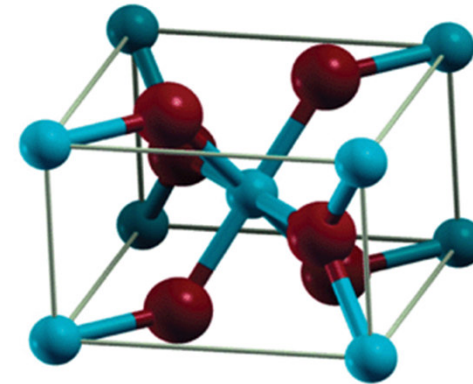
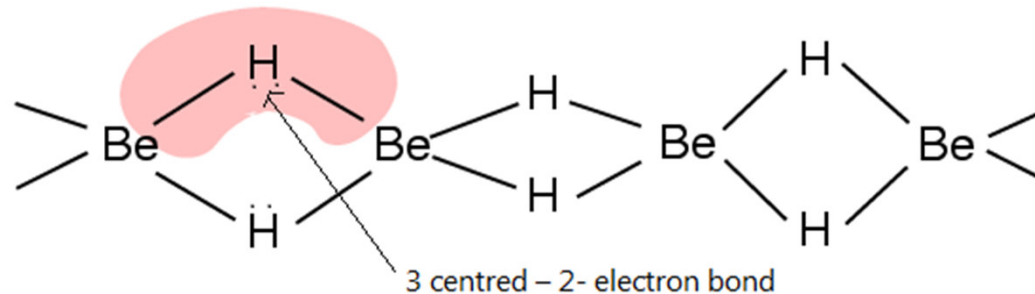
Čisté kovové radium se nevyrábí, pro technické a léčebné využití se používají pouze jeho **sloučeniny**. Rudný koncentrát rudy s obsahem radia se oxidačně praží, tím dojde k odstranění síry a arsenu. Výpražek se rozpustí v kyselině sírové. Působením chloridu barnatého se vysráží radium, v roztoku zůstane uran. Usazenina se převede varem s uhličitanem sodným ze síranů na uhličitany a následně kyselinou chlorovodíkovou na chloridy.

**Oddělování radia od barya** klasickou Curieovou metodou je založeno na frakční krystalizaci, závislé na rozdílné rozpustnosti chloridů radia a barya. Roztok chloridů se odpařuje, až do vzniku zárodečných krystalů, po ochlazení se objeví shluky krystalů bohatší na radium. Krystaly se oddělí, a celý postup se několikrát opakuje, až roztok žádné radium neobsahuje.

Moderní ruský postup oddělování radia od barya využívá frakční srážení radia chromanem barnatým  $\text{BaCrO}_4$ .

# Hydridy

**Hydridy beryllia**  $\text{BeH}_2$  a **hořčíku**  $\text{MgH}_2$  mají schopnost polymerovat a tvořit makromolekulární řetězce.



Hydridy hořčíku  $\text{MgH}_2$  nebo  $\text{Mg}(\text{AlH}_4)_2$  mají značnou perspektivu jako bezpečné zásobníky vodíku.

**Hydridy Ca, Sr a Ba** – iontové hydridy (kation kovu a anion  $\text{H}^-$ ), bezbarvé, krystalické látky, silná redukční činidla.

## Sloučeniny s halogeny

**Chlorid beryllnatý**  $\text{BeCl}_2$  se používá jako katalyzátor v organické chemii, **fluorid beryllnatý**  $\text{BeF}_2$  se používá v biochemii jako inhibitor reakcí proteinů a ve směsi s fluoridem lithným  $\text{LiF}$  jako chladivo v experimentálních jaderných reaktorech MSRE (*Molten Salt Reactor Experiment*)

**Chlorid hořečnatý**  $\text{MgCl}_2$  je základní složkou činidla k důkazu kyseliny fosforečné a jejich solí (*hořečnatá soluce*).

**Chlorid vápenatý**  $\text{CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ , velmi dobře rozpustný, na dialyzační nebo infuzní roztoky, bezvodý- hygroskopický, se používá k sušení plynů jako tzv. chlorkalciový uzávěr k zamezení přístupu vlhkosti do systému, 30 % vodný roztok tuhne při  $-48\text{ }^\circ\text{C}$ . **Bromid vápenatý**  $\text{CaBr}_2$  se používá k přípravě hustých roztoků pro výplachy ropných vrtů.

**Chlorid strontnatý**  $\text{SrCl}_2$  se používá do zubních past pro citlivé zuby,

**Chlorid barnatý**  $\text{BaCl}_2$  a **bromid barnatý**  $\text{BaBr}_2$  jsou důležitými látkami pro snížení obsahu radia při chemickém čištění odpadních důlních vod po těžbě uranu. **Fluorid barnatý**  $\text{BaF}_2$  slouží k výrobě detektorů rentgenového a gama záření.

**Chloristan hořečnatý**  $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$  je hlavní složkou chemických detektorů sirného yperitu -  $\text{S}(\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl})_2$ .

**Chlorečnan vápenatý**  $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$  a **chloristan vápenatý**  $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$  se omezeně využívají v pyrotechnice jako silná oxidační činidla. **Bromičnan vápenatý**  $\text{Ca}(\text{BrO}_3)_2$  se pod označením E 924 používá jako aditivum do mouky (v EU zakázán). **Jodičnan vápenatý**  $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$  je antiseptikum v kosmetických přípravcích. **Chlornan vápenatý**  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  je součástí "chlorového vápna" které se připravuje zaváděním chloru do suspenze hydroxidu vápenatého.

**Bromid strontnatý**  $\text{SrBr}_2$  a **chlorečnan strontnatý**  $\text{Sr}(\text{ClO}_3)_2$  se využívají v pyrotechnice - barví plamen intenzivně červeně.

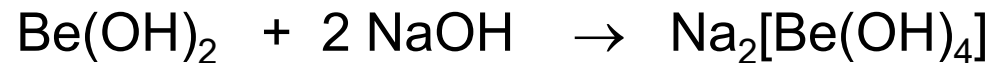
**Chlornan barnatý**  $\text{Ba}(\text{ClO})_2$  je bělicí činidlo a antiseptikum. **Chlorečnan barnatý**  $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$  a **chloristan barnatý**  $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$  se využívají v pyrotechnice - barví plamen zeleně, krystalický chloristan barnatý  $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  se vyznačuje extrémně dobrou rozpustností ve vodě (ve 100 g vody se při teplotě 100 °C rozpustí 6785 g této soli).

# Sloučeniny s kyslíkem

Bílý nerozpustný **hydroxid beryllnatý**  $\text{Be}(\text{OH})_2$  je výchozí látkou pro přípravu většiny ostatních sloučenin beryllia.

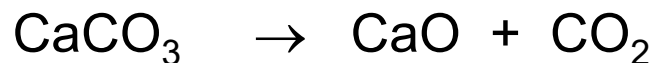
**Oxid beryllnatý**  $\text{BeO}$  se používá jako izolant v polovodičových součástkách a je součástí teplovodivých past.  $\text{BeO}$  lze připravit žíháním hydroxidu  $\text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BeO} + \text{H}_2\text{O}$  nebo uhličitanu  $\text{BeCO}_3 \rightarrow \text{BeO} + \text{CO}_2$

$\text{Be}(\text{OH})_2$  se rozpouští v nadbytku hydroxidu alk. kovu:

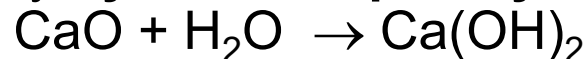


**Oxid hořečnatý**  $\text{MgO}$  se používá k výrobě žáruvzdorných materiálů.  $\text{MgO}$  je tzv. "pálená magnezie". Přípraví se vyžíháním uhličitanu nebo hydroxidu. Reaguje pomalu s vodou  $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$ . **Hydroxid hořečnatý** se využívá se k omezení kyselosti žaludečních šťáv (antacidum).

**Oxid vápenatý** - pálené vápno - vyrábí se žíháním uhličitanu

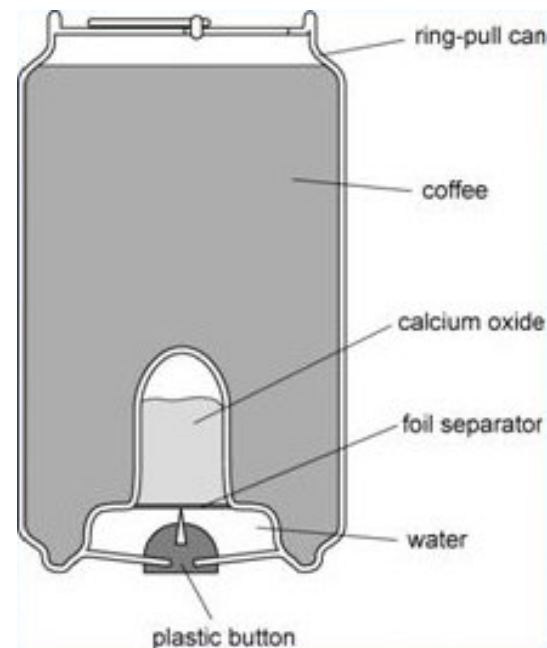
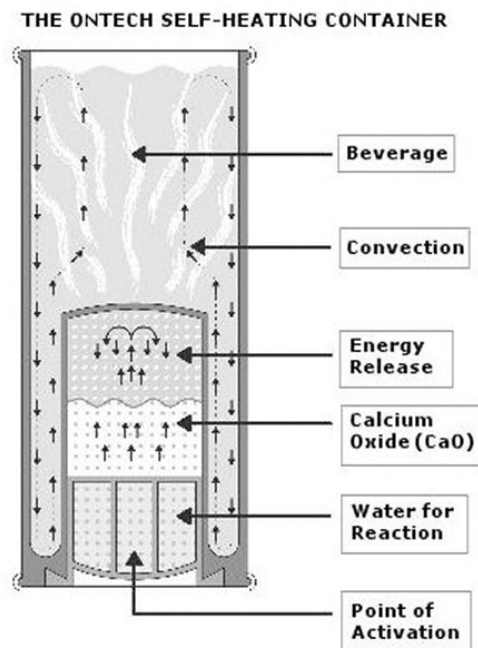
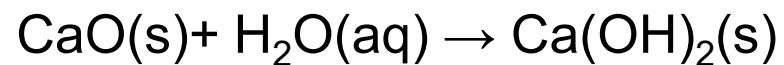


"Hašené vápno" = technický **hydroxid vápenatý**. Hašení vápna:



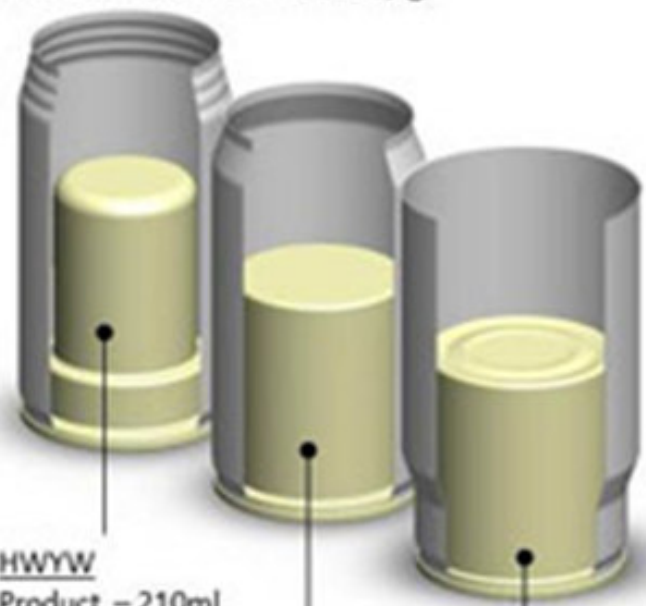
$\text{Ca}(\text{OH})_2$  - mírně rozpustný ve vodě - roztok se nazývá "vápenná voda"; silná zásada, hojně využívaná k alkalizaci v průmyslu, „natronové vápno" - směs hydroxidů sodného a vápenatého.

Teplo které se uvolňuje při reakci oxidu vápenatého s vodou se také využívá v samoohřívacích konzervách:



## Quicklime

(Calcium Oxide + Water → Calcium Hydroxide)



HWYW  
Product – 210ml  
HEU – 109ml  
2:1

HotCan  
Product – 200ml  
HEU – 136ml  
1.5:1

Drinks 2 Go  
Product – 200ml  
HEU – 180ml  
1:1

## Dry-Thermic

(Aluminium + Silicon Dioxide → Aluminium Oxide + Silicon)



**HEAT**<sup>o</sup>  
**GENIE**

Product – 270ml\*  
HEU – 54ml\*  
5:1\*



\* = development figures

**Peroxid vápníku**  $\text{CaO}_2$  se používá jako hnojivo a jako oxidační činidlo při dekontaminaci vody znečištěné ropnými produkty.

**Oxid strontnatý**  $\text{SrO}$  je součástí glazur a skel.

**Peroxid strontnatý**  $\text{SrO}_2$  se používá jako bělidlo, antiseptikum a zejména jako součást značkovací světelné munice.

**Hydroxid barnatý**  $\text{Ba(OH)}_2$  slouží jako katalyzátor při přípravě některých cyklických ketonů (*příprava cyklopentanonu cyklizací kyseliny adipové*).

**Oxid barnatý**  $\text{BaO}$  se používá ve sklářství k úpravě indexu lomu a jako katalyzátor některých organických reakcí.

**Peroxid barnatý**  $\text{BaO}_2$  se využívá v pyrotechnice - barví plamen zeleně, k výrobě peroxidu vodíku a je hlavní součástí iniciačních složí pro snadnější zapálení směsi při aluminotermickém svařování.



## Sloučeniny se sírou

**Síran hořečnatý**  $\text{MgSO}_4$  (*Epsomská sůl*, *hořká sůl*) se vyžívá v lékařství a lázeňství (projímavé účinky), jako potravinářské plnivo E 518 a jako důležitý zdroj hořčíku pro výživu rostlin, zejména jehličnanů.

**Hydrogensířičitan vápenatý**  $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$  znám jen v roztocích, účinná složka sulfitových louhů v papírenském průmyslu, příprava zaváděním  $\text{SO}_2$  do suspenze hydroxidu vápenatého:  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{SO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$

**Sádra** výroba: zahřátím  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  na  $160^\circ\text{C}$  - částečná dehydratace; tuhnutí sádry je nabírání krystalové vody zpět.

**Sulfid strontnatý**  $\text{SrS}$  je součástí depilačních prostředků a luminiscenčních barev. **Sířičitan barnatý**  $\text{BaSO}_3$  se používá jako bělidlo papíru. **Síran barnatý**  $\text{BaSO}_4$  je velmi nerozpustný, využívá se jako kontrastní látka při rentgenové diagnostice zažívacího traktu, jako bílý pigment a plnivo.

Vysoce toxický **arseničnan vápenatý**  $\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$  se v minulosti velmi hojně používal jako herbicid a insekticid k ochraně bavlníku, dnes je jeho použití přísně regulováno a využívá se ve velmi omezené míře k ochraně golfových hřišť.

## Sloučeniny s dusíkem

**Nitrid beryllnatý**  $\text{Be}_3\text{N}_2$  se používá jako součást žáruvzdorné keramiky.

**Dusitan vápenatý**  $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$  slouží k přípravě nemrznoucích roztoků.

**Dusičnan strontnatý**  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ , v pyrotechnice - barví plamen intenzivně červeně.

**Azid barnatý**  $\text{Ba}(\text{N}_3)_2$  se používá k laboratorní přípravě čistého dusíku a jako výchozí látka pro přípravu dalších azidů. **Dusičnan barnatý**  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  je důležitým analytickým činidlem pro určení některých aniontů a využívá se v pyrotechnice - barví plamen zeleně.

## Sloučeniny s fosforem

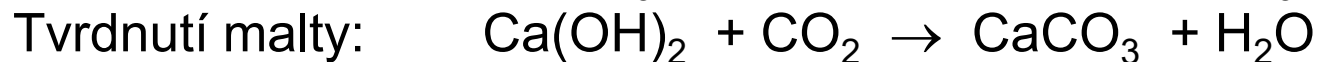
**Fosfid vápenatý**  $\text{Ca}_3\text{P}_2$  slouží jako rodenticid a má značné využití v pyrotechnice jako součást samozápalné munice. **Difosforečnan vápenatý**  $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$  slouží jako abrazivo v zubních pastách.

# Sloučeniny s uhlíkem

**Uhličitan hořečnatý**  $\text{MgCO}_3$ , tzv. "bílá magnézie", se používá do zubních past. Přírodní  $\text{MgCO}_3$  - magnezit se zpracovává na žáruvzdorné vyzdívky do pecí.

**Uhličitan vápenatý**  $\text{CaCO}_3$  se používá v potravinářství jako stabilizátor a barvivo E 170 a jako bílý malířský pigment mušlová běloba.

$\text{CaCO}_3$  - velmi běžný v přírodě, mramor, křída, vápencová pohoří. Transport vápence v krasových útvarech umožňuje rovnováha ustavující se mezi rozpustným  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  a nerozpustným  $\text{CaCO}_3$ :



**Uhličitan strontnatý**  $\text{SrCO}_3$  se používá jako tavidlo do keramických glazur.

**Uhličitan barnatý**  $\text{BaCO}_3$  se používal jako rodenticid a slouží jako katalyzátor při přípravě některých cyklických ketonů (*příprava cyklopentanonu cyklizací kyseliny adipové*).

Mezi další používané vápenaté pigmenty patří **svatojánská běloba**  $\text{Ca}(\text{OH})_2 \cdot \text{CaCO}_3$ , **kostní běloba**  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCO}_3$  nebo **blancophon**  $\text{BaSO}_4 \cdot \text{CaCO}_3$ .

**Kyanid vápenatý**  $\text{Ca}(\text{CN})_2$  slouží jako insekticid a rodenticid.

**Octan vápenatý**  $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$  slouží jako léčivo ke snižování krevní hladiny fosfátů.

**Octan barnatý**  $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba}$  se používá jako mořidlo při barvení tkanin a jako sušidlo nátěrových hmot.

**Acetylid vápenatý** se používal v karbidových lampách a k výrobě hnojiva kyanamidu vápenatého.

## Sloučeniny s křemíkem

**Silicid vápenatý**  $\text{CaSi}_2$  má velmi široké využití ve vojenské i průmyslové pyrotechnice (*výbušné nýty*) a je hlavní účinnou složkou samoohřívacích konzerv.

**Křemičitan vápenatý**  $\text{Ca}_2\text{SiO}_4$  se používá k výrobě nehořlavých izolací.

## Sloučeniny s borem

**Hexaborid vápníku**  $\text{CaB}_6$  se používá jako dezoxidační činidlo v metalurgii barevných kovů.

**Boritan vápenatý**  $\text{Ca}_3(\text{BO}_3)_2$  je součástí glazur, zpomalovačů hoření a reaktivních samotěsnících pojiv.

**Boritan barnatý**  $\text{Ba}(\text{BO}_2)_2$  je používán jako UV stabilizátor PVC a k výrobě optických součástí pracujících v UV části spektra.

## Sloučeniny s d-prvky

**Manganan barnatý**  $\text{BaMnO}_4$  je modrý pigment manganová modř.

**Manganistan vápenatý**  $\text{Ca}(\text{MnO}_4)_2$  je účinnou složkou bělících zubních past.

**Železan barnatý**  $\text{BaFeO}_4$  je důležité oxidační činidlo v organické chemii.

**Ferit**  $\text{BaFe}$  se používá k výrobě permanentních magnetů.

**Chroman vápenatý**  $\text{CaCrO}_4$  se používá jako žlutý pigment vápenatá žluť a jako inhibitor koroze.

**Chroman strontnatý**  $\text{SrCrO}_4$  slouží jako žlutý pigment stronciová žluť k probarvování PVC a jako inhibitor koroze nátěrových hmot na slitiny hořčíku, hliníku a zinku.

**Chroman barnatý**  $\text{BaCrO}_4$  se používá jako pigment baryová žluť, jako inhibitor koroze a jako katalyzátor dehydratace alkanů.

## Sloučeniny s d-prvky

**Titaničitan strontnatý**  $\text{SrTiO}_3$  má velmi vysoký index lomu světla a používá se v optice a jako náhrada diamantu.

**Titaničitan barnatý**  $\text{BaTiO}_3$  vykazuje piezoelektrické vlastnosti a využívá se k výrobě mikrofonů a jako dielektrikum v kondenzátorech.