

# Beryllium, hořčík

Kristýna Bayerová 425413

## Beryllium – Be

### Historie

Beryllium byl objeven v roce 1798 Louisem Vauquelinem. Vauquelin měl analyzovat vzorky minerálů berylu a smaragdu, aby potvrdil myšlenku o stejném složení. Analýzou zjistil, že oba vzorky obsahují novou složku nazvanou berylová zemina. Kovové beryllium připravil poprvé v roce 1828 F. Wöhler a podle minerálu ze kterého kov připravil navrhl jméno. Stejnou metodou tj. redukcí  $\text{BeCl}_2$  kovovým K izoloval nezávisle v témže roce kov A.B. Bussy.



### Vlastnosti

Je to lesklý, lehký, velice tvrdý kov s vysokým bodem tání. Je z kovů skupiny 2A nejméně reaktivní. Beryllium je na suchém vzduchu stálé, se vzdušným kyslíkem reaguje za vzniku oxidu beryllnatého  $\text{BeO}$ . Ochotně reaguje se zředěnými kyselinami a roztoky alkalických hydroxidů za vývoje vodíku.

### Výskyt a rozšíření na Zemi

Beryllium je v zemské kůře poměrně málo rozšířený. Vyskytuje se v obsahu 2 ppm. Beryllium je snadno dostupné, protože beryl tvoří povrchová ložiska v pegmatitových horninách.

### Výroba

Beryllium se získává pražením minerálu berylu s  $\text{Na}_2\text{SiF}_6$  při teplotě 700 až 750 °C, vyloučením rozpustného fluoridu vodou a srážením  $\text{Be}(\text{OH})_2$ . Beryllium se nejčastěji připravuje redukcí fluoridu beryllnatého hořčíkem při teplotě okolo 1300 °C. Druhá nejčastější průmyslová výroba kovové berylia probíhá elektrolýzou směsi roztaveného chloridu beryllnatého a sodného na rtuťové katodě v ochranné atmosféře plynného argonu.

### Sloučeniny

Jsou to látky, kde beryllium zastává funkci elektropozitivní stavební jednotky ( $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{BeSO}_4$ ), jeví sklon k hydrolytickým reakcím. Binární sloučeniny berylia ( $\text{Be}_2\text{B}$ ,  $\text{Be}_3\text{N}_2$ ,  $\text{BeS}$ ), mají kovalentní strukturu a vznikají slučováním prvků při vysokých teplotách a jsou málo reaktivní. Ternární kyslíkaté sloučeniny beryllnaté zejména jejich hydráty jsou dobře rozpustné ve vodě.

- **Hydrid beryllnatý**  $\text{BeH}_2$  je bílá tuhá látka, která se svými vlastnostmi velice podobá hydridu hlinitému.

- **Oxid berylnatý** BeO má kompaktní kovalentní mřížku s prostorovou sítí vazeb je proto tvrdou látkou s vysokým bodem tání. Rozpouští se v taveninách hydroxidů alkalických kovů za vzniku beryllnanů:  $\text{BeO} + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- **Hydroxid berylnatý** Be(OH)<sub>2</sub> je bílá práškovitá látka, která je ve vodě nerozpustná, ale rozpouští se v kyselinách. Slouží jako výchozí látka pro přípravu většiny sloučenin Be.

**Využití:** 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. Používá se na výrobu jaderných zbraní. Oxid berylnatý BeO se používá jako izolant v polovodičových součástkách a je součástí teplovodivých past, dále jako keramický materiál.

### Zdravotní rizika

Beryllium i jeho sloučeniny jsou vysoce toxické látky a řadí se mezi karcinogeny 2. kategorie. Při orálním použití vytěsňuje beryllium z organismu důležité biogenní prvky, zejména hořčík a vápník. Chronická otrava berylliem se projeví poškozením ledvin (nefrotoxické účinky), jater (hepatotoxické účinky) a krvetvorby (hematotoxické účinky). Inhalací dochází k závažnému poškození nosohltanu - berylióza.

## Hořčík - Mg

### Historie

Sloučeniny Mg byly známy už ve starověku, ale o jejich chemické povaze nebylo nic známo až do 17. století. Poprvé hořčík v elementární formě elektrolýzou taveniny chloridu hořečnatého MgCl<sub>2</sub> připravil sir Humphry Davy roku 1808.



### Vlastnosti

Stříbrně bílý, lesklý a měkký kov, jeho tvrdost se pohybuje kolem 2,5 podle Mohsovy stupnice tvrdosti. Hořčík lze díky jeho dobré tažnosti snadno válcovat na plechy a dráty. Hořčík reaguje za normální teploty pomalu s kyslíkem a s vodou. Zapálen na vzduchu hoří intenzivně bílým, zářivým.

### Výskyt a rozšíření na Zemi

Hořčík se v přírodě vyskytuje v horninách hlavně ve formě nerozpustných uhličitanů, síranů a křemičitanů. Minerály hořčíku jsou velmi rozšířené, hořčík je osmý nejrozšířenější prvek. Průměrný obsah hořčíku v zemské kůře činí 2,35 % hmot. Přírodní hořčík je směsí 3 stabilních izotopů s nukleonovými čísly 24, 25 a 26. Mezi nejdůležitější minerály hořčíku patří: magnezit, dolomit, olivín, pyrop, mastek. 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**

Elektrolýzou roztavené směsi  $\text{MgCl}_2$  a  $\text{KCl}$ . Chlorid draselný slouží jako přísada pro snížení teploty tání  $\text{MgCl}_2$ . Chlorid hořečnatý se získává z mořské vody. Při elektrolýze se na grafitové anodě uvolňuje chlor a na železné katodě hořčík (chlorid draselný se začne rozkládat až po rozložení chloridu hořečnatého). Roztavený hořčík stoupá v tavenině na povrch a sbírá se děrovanými lžicemi. Další termický způsob, dnes stále ještě hojně využívaný, spočívá v redukci oxidu hořečnatého karbidem vápenatým nebo uhlíkem.

## **Sloučeniny**

$\text{MgO}$  neproказuje náznak amfoterního chování, jsou dobře rozpustné jenom v kyselinách. Používá se k výrobě žáruvzdorných materiálů. Hydridy hořčíku slouží jako zásobníky vodíku. Velký praktický význam mají slitiny dural, elektron a magnalium.

## **Využití**

V minulosti se práškový hořčík ve směsi s vhodnými okysličovadly používal jako zdroj intenzivního světla pro fotografické blesky. Jako součást Grignardova činidla nalézá hořčík uplatnění ve velké řadě organických syntéz.  $\text{MgO}$  je materiálem pro bazické vyzdívky pecí.  $\text{MgO}$  s  $\text{MgCl}_2$  jsou součástí některých tmelů. Minerály jako třeba dolomit nebo strusky se používají jako hnojivo.