**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 BeCl2 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 BeO . Ochotně reaguje se zředěnými kyseliny 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 Na2SiF6 při teplotě 700 až 750 °C, vyloužením rozpustného fluoridu vodou a srážením Be(OH)2. Beryllium se nejčastěji připravuje redukcí fluoridu berylnatého hořčíkem při teplotě okolo 1300 °C. Druhá nejčastější průmyslová výroba kovové berylia probíhá elektrolýzou směsi roztaveného chloridu berylnatého a sodného na rtuťové katodě v ochranné atmosféře plynného argonu.

**Sloučeniny**

Jsou to látky, kde beryllium zastává funkci elektropozitivní stavební jednotky (BeCl2, BeSO4), jeví sklon k hydrolytickým reakcím. Binární sloučeniny beryllia (Be2B, Be3N2, BeS), mají kovalentní strukturu a vznikají slučováním prvků při vysokých teplotách a jsou málo reaktivní. Ternární kyslíkaté sloučeniny berylnaté zejména jejich hydráty jsou dobře rozpustné ve vodě.

* **Hydrid berylnatý** BeH2 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 beryllnatanů: BeO + 2 NaOH → Na2BeO2 + H2O
* **Hydroxid berylnatý** Be(OH)2 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 beryllnatý 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](http://www.prvky.com/12.html) a [vápník](http://www.prvky.com/20.html). 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 známé už ve starověku, ale o jejich chemiké povaze nebylo nic známo až do17. Století. Poprvé hořčík v elementární formě elektrolýzou taveniny chloridu hořečnatého MgCl2 připravil sir Humphry Davy roku 1808.

**Vlastnosti**

Stříbřitě 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 MgCl2 a KCl. Chlorid draselný slouží jako přísada pro snížení teploty tání MgCl2. 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 lžícemi. Další termický způsob, dnes stále ještě hojně využívaný, spočívá v redukci oxidu hořečnatého karbidem vápenatým nebo uhlíkem.

**Sloučeniny**

MgO neprokazuje 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. MgO je materiálem pro bazické vyzdívky pecí. MgO s MgCl2 jsou součástí některých tmelů. Minerály jako třeba dolomit nebo strusky se používájí jako hnojivo.