

## Be – Beryllium

**Historie:** Jako oxid byl objeven roku 1798 LouiSEM Vanguelinem v minerálu berylu podle něho také tento prvek dostal jméno. V kovové formě připravili beryllium redukcí chloridu berylnatého kovovým draslíkem nezávisle na sobě Friedrich Wöhler a Antoine Bussy roku 1828.

**Výskyt:** V přírodě se beryllium jako elementární prvek nevyskytuje, najdeme ho pouze ve sloučeninách. Mezi nejznámější patří: beryl a chrysoberyl.

**Výroba:** Vlastní výroba kovového beryllia se následně provádí elektrolýzou taveniny směsi fluoridu berylnatého a sodného v atmosféře argonu, elektrolýza probíhá při teplotě 350°C, na niklové katodě se vylučuje práškové beryllium, anoda bývá grafitová.

**Vlastnosti:** Je to lehký, tvrdý kov s vysokým bodem tání. Je z kovů skupiny 2A nejméně reaktivní. Na vzduchu je stálý. Zředěné kyseliny a roztoky alkalických hydroxidů je dobře rozpouštějí za vývoje vodíku.  $\text{Be} + 2 \text{HCl} + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2 + \text{H}_2$

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

**Oxid berylnatý** – 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:  $\text{BeO} + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

**Využití:** Praktické využití nalézá beryllium jako součást některých slitin, zejména pro jadernou techniku a pro výrobu RTG trubic, dále  $\text{BeO}$  jako keramický materiál a složka některých speciálních skel. Slitina beryllia s cínem a mědí- berylliový bronz, se používá k výrobě nejiskřivého náradí pro práce v explozivním prostředí.

**Toxické účinky** - 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.

## Mg - Hořčík

**Historie:** Objeven roku 1720 Joseph Black, poprvé Mg v elementární formě elektrolýzou taveniny  $\text{MgCl}_2$  připravil roku 1808 sir Humphrey Davy.

**Výskyt:** V přírodě se elementární hořčík jako prvek nevyskytuje, je znám pouze jako dvojmocný kation ve sloučeninách. 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:

<b>magnezit</b> $\text{MgCO}_3$	<b>dolomit</b> $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$	<b>serpentinit</b> $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
<b>spinel</b> $\text{MgO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$	<b>karnalit</b> $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	<b>kieserit</b> $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$
<b>olivín</b> $\text{MgSiO}_4$	<b>azbest</b> $\text{H}_4\text{Mg}_3\text{Si}_2\text{O}_9$	<b>mastek</b> $\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_2$
<b>pyrop</b> $\text{Mg}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_4)_3$	<b>brucit</b> $\text{Mg}(\text{OH})_2$	<b>sepiolit</b> $\text{Mg}_3[\text{Si}_4\text{O}_{10}] \cdot \text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

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:** Elektrolýzou roztavené směsi  $MgCl_2$  a  $KCl$ . Chlorid draselný slouží jako přísada pro snížení teploty tání  $MgCl_2$

**Vlastnosti:** Stříbřitě bílý, lesklý a měkký kov, jeho tvrdost se pohybuje kolem 2,5 podle Mohse. Krystaluje v hexagonální krystalové struktuře. Zapálen na vzduchu shoří intenzivně bílým zářivým plamenem za vzniku  $MgO$  a  $Mg_3N_2$ . S vodou reaguje za vzniku  $Mg(OH)_2$  a vývoje vodíku.  
 $Mg + 2H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2$

**Využití:** V minulosti se práškový hořčík ve směsi s vhodnými oxidujícími složkami 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. Tyto činidla jsou organokovové sloučeniny hořčíku obecného vzorce  $RMgY$  v němž je R alkyl a Y halogen. Připravují se reakcí halogenovaných uhlovodíků s práškovým hořčíkem v etherickém roztoku.

**Sloučeniny:**  $MgO$  neproказuje náznak amfoterního chování, jsou dobře rozpustné jenom v kyselinách. Používá se k výrobě žáruvzdorných materiálů. Hydridy hořčíku slouží jako zásobníky vodíku.