

# BERYLLIUM, HOŘČÍK

## Beryllium

Beryllium má značku Be a jeho protonové číslo je 4. Nachází se ve 2. skupině periodického systému prvků. Beryllium, jako oxid objevil v berylu ( $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$ ) francouzský chemik Nicolas Louis Vauquelin v roce 1797. Beryllium jako kov připravili redukcí chloridu berylnatého kovovým draslíkem nezávisle na sobě německý chemik Friedrich Wöhler a francouzský chemik Antoine Alexandre Brutus Bussy v roce 1828.

Přírodní beryllium je zastoupen jedním stabilním izotopem s nukleonovým číslem 9. Ve vysokých vrstvách atmosféry vzniká tzv. kosmogonické beryllium s nukleonovým číslem 10. V přírodě se beryllium vyskytuje pouze ve sloučeninách. Celkem je známo přes 100 nerostů s obsahem tohoto prvku. Nejznámější z nich je např. beryl ( $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$ ), bromelit ( $\text{BeO}$ ), behoit ( $\text{Be}(\text{OH})_2$ ), fenakid ( $\text{Be}_2\text{SiO}_4$ ) a bertrandit ( $\text{Be}_4\text{Si}_2\text{O}_7(\text{OH})_2$ ). Nejvyšší obsah beryllia, tedy 36 %, se nachází v bromelitu.

### Elektronová konfigurace a vazebné možnosti:

Elektronová konfigurace je  $2s^2$ . Nejčastěji se vyskytuje v oxidačním stavu +2.

### Vlastnosti:

Lesklý, lehký, ocelově šedý, velice tvrdý kov. Teplota tání je  $1287\text{ }^\circ\text{C}$  a teplota varu je  $2472\text{ }^\circ\text{C}$ . Ze skupiny 2 je nejméně reaktivní. Vysoce toxický a řadí se mezi karcinogeny. Při orálním požití vytěsňuje z organismu, zejména hořčík a vápník. Otrava se projevuje poškozením ledvin, jater a krevetvorby. Inhalací dochází k poškození nosohltanu – berylióza. Rozpouští se v hydroxidech za vzniku vodíku. Sloučeniny beryllia jsou prudce jedovaté.

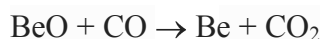
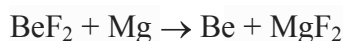
### Sloučeniny:

- a) **Hydridy** – polymerní hydrid, tvoří řetězce. Tvoří se účinkem vodíku na chlorid berylnatý. Za vyšších teplot by to šlo i z berylu.
- b)  **$\text{Be}_3\text{B}_2$ ,  $\text{Be}_2\text{C}$ ,  $\text{Be}_3\text{N}_2$ ,  $\text{BeSO}_4$** -vznikají přímou syntézou prvků, za vysokých teplot. Jsou to pevné látky.
- c) **Halogenidy** – tvoří sloučeniny se všemi halogenidy. Vytvářejí se účinkem halogenvodíku na Be. 
$$\text{Be} + 2 \text{HX} \rightarrow \text{BeX}_2 + \text{H}_2$$
- d) **Komplexy** – fluoro komplexy, například tetrafluoroberylnatan sodný.

- e) **Oxidy** – BeO se tvoří na povrchu Be. Je to bílá krystalická látka, která má teplotu tání 2600 °C. Tvrdost podle Mohsovi stupnice je 9.
- f) **Be(OH)<sub>2</sub>** největší podobnost s Al(OH)<sub>3</sub> - amfoterní charakter – tvoří kyseliny i zásady.
- g) **Kyseliny a soli** – BeCO<sub>3</sub>·4H<sub>2</sub>O, BeSO<sub>4</sub> a jiné.

### **Příprava a výroba:**

- Běžný způsob, kterým se vyrábí beryllium z bertranditu je sulfátový způsob. Na rudný koncentrát se působí horkou kyselinou sírovou, beryllium přejde do roztoku síranu berylnatého. Přídavkem uhličitanu amonného se vysráží ostatní příměsi. Po jejich odfiltrování zůstává v roztoku ve formě dobře rozpustného diakarbonatoberylnatanu amonného, který se zahřátím na teplotu 165 °C převede na nerozpustný hydroxid berylnatý, který se následně působením kyseliny fluorovodíkové převede na fluorid berylnatý.
- 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.
- Dalším způsobem je redukce fluoridu berylnatého roztaveným hořčíkem v elektrické peci při teplotě 950 °C.
- Výroba beryllia je také možná redukcí oxidu berylnatého v elektrické peci při teplotách přes 1400 °C:



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

### **Použití a využití:**

- Minerály se používají ve šperkařství jako drahokamy a polodrahokamy. Beryllium je součástí některých slitin, např. slitina beryllia, cínu a mědi označována jako beryliový bronz, který se používá k výrobě nejiskřivějšího náradí. Konstrukce jaderných zbraní, výroba rentgenových trubic.
- Beryliový terčik může být v kombinaci s α-zářičem využit jako zdroj neutronů potřebných k nastartování štěpné reakce.

- Chlorid berylnatý ( $\text{BeCl}_2$ ) se používá jako katalyzátor v organické chemii, fluorid berylnatý ( $\text{BeF}_2$ ) jako inhibitor reakcí proteinů v biochemii, nitrid berylnatý ( $\text{Be}_3\text{N}_2$ ) jako součást žáruvzdorné keramiky a oxid berylnatý ( $\text{BeO}$ ) se používá jako izolant v polovodičových součástkách a je součástí teplo vodivých past.

## Hořčík

Hořčík má značku Mg a jeho protonové číslo je 12. Nachází se ve 2. skupině periodického systému prvků. V přírodě se elementární hořčík jako prvek nevyskytuje, je znám pouze jako dvojmocný kation ve sloučeninách. Hořčík je osmý nejrozšířenější prvek. Průměrný obsah hořčíku v zemské kůře činí 2,35 % hmoty. Přírodní hořčík je směsí 3 stabilních izotopů s nukleonovým číslem 24, 25 a 26.

Nejznámější minerály, které obsahují hořčík jsou magnezit ( $\text{MgCO}_3$ ), dolomit ( $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ ), serpentinit ( $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ), olivín ( $\text{MgSiO}_4$ ), pyrop ( $\text{Mg}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_4)_3$ ), mastek ( $\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_2$ ) a azbest ( $\text{H}_4\text{Mg}_3\text{Si}_2\text{O}_9$ ). Nejvyšší obsah hořčíku, tedy 60,3 %, má minerál periklas ( $\text{MgO}$ ). Celkem bylo mineralogicky popsáno 900 nerostů s obsahem hořčíku.

### Elektronová konfigurace a vazebné možnosti:

Elektronová konfigurace hořčíku je  $3s^2$ . Nejčastěji se vyskytuje v oxidačním stavu +2.

### Vlastnosti:

Hořčík je stříbřitě bílý, lesklý a poměrně měkký kov, dobré tažnosti. Tvrdost podle Mohsovi stupnice je 2,5. Teplota tání je  $648,8^\circ\text{C}$  a teplota varu je  $1090^\circ\text{C}$ . Za normální teploty reaguje s kyslíkem a vodou. Hoří bílým zářivým plamenem.

### Sloučeniny:

$\text{MgO}$  – neprojevuje náznak amfoterního chování a je dobře rozpustné jenom v kyselinách.

### Příprava a výroba:

Vyrábí se zejména tavnou elektrolýzou  $\text{MgCl}_2$ . Při elektrolýze se na grafitové anodě uvolňuje chlor a na železné katodě hořčík. Roztavený hořčík stoupá v tavenině na povrch a sbírá se děrovanými lžicemi. Méně často termickými způsoby z  $\text{MgO}$ .

### **Použití a využití:**

Součást lehkých slitin a jako redukční činidlo pro výrobu dalších kovů (např. titanu, zirkonia, niobu nebo hafnia) Krollovým postupem. Součást Grignardova činidla, které má velké uplatnění u organických syntéz. MgO se používá k výrobě žáruvzdorných materiálů. MgSO<sub>4</sub> se využívá v lékařství a v lázeňství, jako potravinářské plnivo E 518 a jako důležitý zdroj hořčíku pro výživu rostlin.

### **Zdroje**

1. Klikorka, J., Hájek, B., & Votinský, J. (1989). *Obecná a anorganická chemie: celostátní vysokoškolská učebnice pro vysoké školy chemicko-technologické* (2., nezm. vyd.). Praha: Státní nakladatelství technické literatury.
2. Beryllium, hořčík, [online], [cit. 2017]. Dostupné z [www.prvky.com](http://www.prvky.com)