**Anita Sobotková (457424)**

**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 (Be3Al2Si6O18) 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 (Be3Al2Si6O18), bromelit (BeO), behoit (Be(OH)2), fenakid (Be2SiO4) a bertrandit (Be4Si2O7(OH)2). Nejvyšší obsah beryllia, tedy 36 %, se nachází v bromelitu.

**Elektronová konfigurace a vazebné možnosti:**

Elektronová konfigurace je 2s2. Nejčastěji se vyskytuje v oxidačním stavu +2.

**Vlastnosti:**

Lesklý, lehký, ocelově šedý, velice tvrdý kov. Teplota tání je 1287 °C a teplota varu je 2472 °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 krvetvorby. Inhalací dochází k poškození nosohltanu – berylióza. Rozpouští se v hydroxidech za vzniku vodíku. Sloučeniny beryllia jsou prudce jedovaté.

**Sloučeniny:**

1. **Hydridy** – polymerní hydrid, tvoří řetězce. Tvoří se účinkem vodíku na chlorid berylnatý. Za vyšších teplot by to šlo i z berylu.
2. **Be3B2, Be2C, Be3N2, BeSO4**-vznikají přímou syntézou prvků, za vysokých teplot. Jsou to pevné látky.
3. **Halogenidy** – tvoří sloučeniny se všemi halogenidy. Vytvářejí se účinkem halogenvodíku na Be. Be + 2 HX → BeX2 + H2
4. **Komplexy** – fluoro komplexy, například tetrafluoroberylnatan sodný.
5. **Oxidy** – BeO se tvoří na povrchu Be. Je to bílá krystalická látka, která má teplotu tání 2600 ºC. Tvrdost podle Mohsovi stupnice je 9.
6. **Be(OH)2** největší podobnost s Al(OH)3 - amfoterní charakter – tvoří kyseliny i zásady.
7. **Kyseliny a soli** – BeCO3.4H2O, BeSO4 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:

BeF2 + Mg → Be + MgF2

2BeO + C → 2Be + CO2

BeO + CO → Be + CO2

* 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 součást některých slitin, např. slitina beryllia, cínu a mědi označována jako beryliový bronz, který se používá k výrobě nejiskřivého nářadí. Konstrukce jaderných zbraní, výroba rentgenových trubic.
* Beryliový terčík může být v kombinaci s α-zářičem využit jako zdroj neutronů potřebných k nastartování štěpné reakce.
* Chlorid berylnatý (BeCl2) se používá jako katalyzátor v organické chemii, fluorid berylnatý (BeF2) jako inhibitor reakcí proteinů v biochemii, nitrid berylnatý (Be3N2) jako součást žáruvzdorné keramiky a oxid berylnatý (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 (MgCO3), dolomit (CaCO3 . MgCO3), serpentinit (3MgO. 2SiO2. 2H2O), olivín (MgSiO4), pyrop (Mg3Al2(SiO4)3), mastek (Mg3Si4O10(OH)2) a azbest (H4Mg3Si2O9). Nejvyšší obsah hořčíku, tedy 60,3 %, má minerál periklas (MgO). Celkem bylo mineralogicky popsáno 900 nerostů s obsahem hořčíku.

**Elektronová konfigurace a vazebné možnosti:**

Elektronová konfigurace hořčíku je 3s2. 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 °C a teplota varu je 1090 °C. Za normální teploty reaguje s kyslíkem a vodou. Hoří bílým zářivým plamenem.

**Sloučeniny:**

MgO – neprojevuje náznak amfoterního chování e je dobře rozpustné jenom v kyselinách.

**Příprava a výroba:**

Vyrábí se zejména tavnou elektrolýzou MgCl2. 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 Mg O.

**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. MgSO4 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)