**KOVY ALKALICKÝCH ZEMIN**

**VÁPNÍK**

Chemické vlastnosti a reakce vápníku:

* Poměrně měkký, lehký, reaktivní kov
* Patří mezi lepší vodiče el. proudu a tepla
* Prudce reaguje s vodou za vzniku hydroxidu a vývoje vodíku
 Ca + 2H2O → Ca(OH)2 +H2
* Při teplotě nad 200°C reaguje s vodní párou za vzniku oxidu a hydridu

 2Ca + H2O → CaO + CaH2

Sloučeniny vápníku:

* Ve sloučeninách se vyskytuje výhradně v oxidačním stupni II
* Vodné roztoky solí vápníku jsou bezbarvé, nerozpustné sloučeniny vápníku jsou bílé

Výskyt vápníku v přírodě:

* Elementární vápník se v přírodě nevyskytuje
* Vápník je třetí nejrozšířenější kov a pátý nejrozšířenější prvek v přírodě
* Mezi důležité užitkové nerosty vápníku jsou minerály **kalcit (vápenec) CaCO3**, **dolomit CaCO3\*MgCO3**, **anhydrit (sádrovec) CaSO4\*2H2O**, **fluorit (kazivec) CaF2**

Výroba vápníku:

* Vápník se vyrábí elektrolýzou taveniny svých halogenidů; základní surovinou je **CaCl2 (chlorid vápenatý)**

Využití vápníku:

* Obrovský význam mají sloučeniny vápníku pro výrobu stavebních materiálů (cement, sádra, vápno)
* **CaO2 (peroxid vápníku)** se používá jako hnojivo
* **Ca(MnO4)2 (manganistan vápenatý)** je složkou bělících zubních past
* **Vápník má obrovský význam pro lidský organismus:** je nejdůležitější látkou při tvorbě kostí a zubů, ovlivňuje srážlivost krve; nedostatek vápníku může způsobit poruchy růstu u dětí a u dospělých způsobuje řídnutí a měknutí kostí

**STRONCIUM**

Chemické vlastnosti a reakce stroncia:

* Šedobílý, lesklý a poměrně měkký kov
* Sr reaguje s neoxidujícími kyselinami za vzniku strontnaté soli a vývoje vodíku

 Sr + 2HCl → SrCl2 + H2

* Sr je značně reaktivní prvek
* Oxidační číslo je Sr2+

Výskyt stroncia v přírodě:

* Volné stroncium v přírodě není
* Důležité minerály stroncia jsou **SrSO4 (celestin)** a **SrCO3 (stroncianit)**
* Nejvyšší obsah stroncia má SrF2 (fluorid strontnatý)

Výroba stroncia:

* Pro průmyslovou výrobu je hlavním zdrojem stroncia Sr(NO3)2 (dusičnan strontnatý)
* Výroba kovového stroncia se provádí elektrolýzou tavenin jeho halogenidů nebo aluminotermickou redukcí oxidu strontnatého 3SrO + 2Al → 3Sr + Al2O3

Praktické využití stroncia:

* **SrCl2 (chlorid strontnatý)** se používá do zubních past pro lidi s citlivými zuby
* **Dusičnan strontnatý Sr(NO3)2**, **bromid strontnatý SrBr2** a **chlorečnan strontnatý Sr(ClO3)2** se využívají v pyrotechnice – barví plamen intenzivně červeně
* **SrO2 (peroxid strontnatý)** se používá jako bělidlo
* Radioaktivní izotop **90Sr** je silný zdroj beta záření a využívá se v radioterapii

**BARYUM**

Chemické vlastnosti a reakce barya:

* Šedobílý, lesklý a měkký kov
* Chemicky značně **reaktivní prvek** s elektropozitivním charakterem
* **Hoří na vzduchu** za vzniku oxidu BaO, peroxidu BaO2 a nitridu Ba3N2
* **S vodou bouřlivě reaguje** za vzniku hydroxidu Ba(OH)2 a vývoje vodíku
* Všechny rozpustné sloučeniny barya jsou **jedovaté**

Výskyt barya v přírodě:

* **V přírodě se** elementární baryum **nevyskytuje**
* **Výskyt** je znám pouze **ve sloučeninách**, ve kterých vystupuje **výhradně jako dvoumocný kation Ba2+**
* Nejznámějšími minerály jsou: baryt BaSO4, witherit BaCO3 a nitrobaryt Ba(NO3)2, benitoid BaTiSi3O (ve šperkařství jako náhrada diamantu)

Výroba a využití barya:

* **Výroba** barya se provádí **tavnou elektrolýzou fluoridu nebo chloridu**: nejprve se provede redukce barytu uhlíkem (redukce barytu se provádí v elektrické peci při teplotě 950-1100°C a jejím produktem je rozpustný sulfid barnatý, který se reakcí s kyselinou fluorovodíkovou nebo chlorovodíkovou převede na příslušný halogenid potřebný k tavné elektrolýze):

 BaSO4 + 4C → BaS + 4CO

 BaS + 2HCl → BaCl2 + H2S

* Dalším způsobem je **redukce oxidu barnatého hliníkem nebo křemíkem**:

 3BaO + 2Al → 3Ba + Al2O3

 3BaO + Si → 2Ba + BaSiO3

* Baryum se používá jako **složka** některých **slitin** (s niklem - kabely k zapalovacím svíčkám), k výrobě bílých pigmentů, plniva plastických hmot a k ochranným nátěrům proti RTG a radioaktivnímu záření

Sloučeniny barya:

* Síran barnatý **BaSO4** - **kontrastní látka při** **radiodiagnostických metodách** v medicíně, bílý pigment a plnivo
* Siřičitan barnatý **BaSO3** - **bělidlo papíru**
* Uhličitan barnatý **BaCO3** - jako jed na krysy
* Fluorid barnatý **BaF2** - k **výrobě detektorů rentgenového a gama záření**

**RADIUM**

Chemické vlastnosti a reakce radia:

* **Při zahřátí na** teplotu **100°C** **na vzduchu** radium **hoří** za vzniku oxidu radnatého RaO a nitridu radnatého Ra3N2:

 2Ra + O2 → 2RaO

 3Ra + N2 → Ra3N2

* **S vodou reaguje** kovové radium **prudce** za vývoje vodíku a za vzniku hydroxidu radnatého:

 Ra + 2H2O → Ra(OH)2 + H2

* **Ve sloučeninách** vystupuje radium v **oxidačním stupni II** jako radnatý kation **Ra2+**

Výskyt radia v přírodě:

* Radium je **obsaženo v důlních vodách uranových dolů**
* Známým nerostem radia je radiobaryt (Ba,Ra)SO4
* Pro **objev** radia měla zásadní **význam těžba uranových rud a výroba uranových barev v Jáchymově** (právě v odpadu z jáchymovské továrny na uranové barvy objevila **M. Curie** v roce **1898** nový prvek – radium)

Výroba a využití radia:

* **Čisté kovové radium se** **nevyrábí**, **pro technické a léčebné využití** se používají pouze jeho **sloučeniny**
* **Praktické využití** nachází radium jako **zdroj radioaktivního záření** pro léčebné, diagnostické i další účely
* **Rudný koncentrát** s obsahem radia se **oxidačně praží** (tím dojde k **odstranění síry** **a arsenu**) - výpražek se **rozpustí v kyselině sírové** a **působením chloridu barnatého se vysráží** radium