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

  $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
- Při teplotě nad 200°C reaguje s vodní párou za vzniku oxidu a hydridu

  $2Ca + H_2O \rightarrow CaO + CaH_2$

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) $CaCO_3$**, **dolomit $CaCO_3*MgCO_3$**, **anhydrit (sádrovec) $CaSO_4*2H_2O$**, **fluorit (kazivec) CaF_2**

Výroba vápníku:

- Vápník se vyrábí elektrolýzou taveniny svých halogenidů; základní surovinou je **$CaCl_2$ (chlorid vápenatý)**

Využití vápníku:

- Obrovský význam mají sloučeniny vápníku pro výrobu stavebních materiálů (cement, sádra, vápno)
- **CaO_2 (peroxid vápníku)** se používá jako hnojivo
- **$Ca(MnO_4)_2$ (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

  $Sr + 2HCl \rightarrow SrCl_2 + H_2$
- Sr je značně reaktivní prvek
- Oxidační číslo je Sr^{2+}

Výskyt stroncia v přírodě:

- Volné stroncium v přírodě není
- Důležité minerály stroncia jsou **$SrSO_4$ (celestin)** a **$SrCO_3$ (stroncianit)**
- Nejvyšší obsah stroncia má SrF_2 (fluorid strontnatý)

Výroba stroncia:

- Pro průmyslovou výrobu je hlavním zdrojem stroncia $Sr(NO_3)_2$ (dusičnan strontnatý)
- Výroba kovového stroncia se provádí elektrolýzou tavenin jeho halogenidů nebo aluminotermickou redukcí oxidu strontnatého $3SrO + 2Al \rightarrow 3Sr + Al_2O_3$

Praktické využití stroncia:

- **$SrCl_2$ (chlorid strontnatý)** se používá do zubních past pro lidi s citlivými zuby
- **Dusičnan strontnatý $Sr(NO_3)_2$**, **bromid strontnatý $SrBr_2$** a **chlorečnan strontnatý $Sr(ClO_3)_2$** se využívají v pyrotechnice – barví plamen intenzivně červeně
- **SrO_2 (peroxid strontnatý)** se používá jako bělidlo
- Radioaktivní izotop **^{90}Sr** 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 BaO_2 a nitridu Ba_3N_2
- **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 Ba^{2+}**
- Nejznámějšími minerály jsou: baryt $BaSO_4$, witherit $BaCO_3$ a nitrobaryt $Ba(NO_3)_2$, benitoid $BaTiSi_3O$ (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):

  $$BaSO_4 + 4C \rightarrow BaS + 4CO$$
  $$BaS + 2HCl \rightarrow BaCl_2 + H_2S$$

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

  $$3BaO + 2Al \rightarrow 3Ba + Al2O_3$$
  $$3BaO + Si \rightarrow 2Ba + BaSiO_3$$

- 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 **$BaSO_4$ - kontrastní látka při radiodiagnostických metodách** v medicíně, bílý pigment a plnivo
- Siřičitan barnatý **$BaSO_3$ - bělidlo papíru**
- Uhličitan barnatý **$BaCO_3$** - jako jed na krysy
- Fluorid barnatý **BaF_2** - 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 Ra_3N_2:

$$2Ra + O_2 \rightarrow 2RaO$$
$$3Ra + N_2 \rightarrow Ra_3N_2$$

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

$$Ra + 2H_2O \rightarrow Ra(OH)_2 + H_2$$

- **Ve sloučeninách** vystupuje radium v **oxidačním stupni II** jako radnatý kation **Ra^{2+}**

Výskyt radia v přírodě:

- Radium je **obsaženo v důlních vodách uranových dolů**
- Známým nerostem radia je radiobaryt $(Ba,Ra)SO_4$
- 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