**MASARYKOVA UNIVERZITA**

**PEDAGOGICKÁ FAKULTA**

**KATEDRA FYZIKY, CHEMIE A ODBORNÉHO**

**VZDĚLÁVÁNÍ**

**Kovy alkalických zemin**

**Anorganická chemie 2**

 Zámečníková Zdeňka 432965

**Kovy alkalických zemin**

# Úvod

Kovy alkalických zemin získali svůj název podle oxidů a hydroxidů, které se podobají svou zásaditostí alkalickým kovům, ale jsou málo rozpustné. Mezi kovy alkalických zemin patří vápník, stroncium, baryum a radium. V periodické tabulce prvků se nachází ve 2. skupině. Elektronová konfigurace valenčních elektronů je ns2.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| PRVEK | ZNAČKA | Z | ELEKTRONOVÁ KONFIGURACE | ELEKTRONEGATIVITA |
| VÁPNÍK | Ca | 20 | [Ar]4 *s2* | 1,0 |
| STRONCIUM | Sr | 38 | [Kr]5 *s2* | 0,99 |
| BARYUM | Ba | 56 | [Xe]6 *s2* | 0,97 |
| RADIUM | Ra | 88 | [Rn]7 *s2* | 0,97 |

# Chemické vlastnosti prvků

Kromě dominujících chemických vlastností, které plynou z postavení prvků ve skupině, se v jejich chemii uplatňují i vlastnosti plynoucí z tzv. úhlopříčných vztahů. Proto jsou vápník, stroncium a baryum blízké těžším alkalickým kovům.
Kvůli nízké elektronegativitě vápníku, stroncia a barya je pro ně příznačná tvorba iontových vazeb.

Vápník, stroncium a baryum jsou měkké, snadno tavitelné a na vzduchu nestálé. Spontánně reagují s vodou za vzniku hydroxidů a vývoje vodíku.

# Výroba prvků

Nejčastěji se kovy alkalických zemin vyrábí elektrolýzou tavenin chloridů, nebo redukcí příslušných halogenidů sodíkem:

CaCl2 + 2 Na → 2 NaCl + Ca

# Jednotlivé prvky

## 4.1 Vápník

Objevitel: sir Humphrey Davy (1808)

**Vlastnosti**

Vápník je šedobílý, na čerstvém řezu lesklý, měkký, neušlechtilý kov. Snadno se rozpouští ve zředěných minerálních kyselinách:
Ca + 2HCl → CaCl2 + H2

**Výroba a využití**

Zdrojem pro výrobu vápenatých sloučenin je mimo jiné i vápenec CaCO3. Technický význam mají hlavně CaO, Ca(OH)2, CaCl2, CaC2 a CaCN2.
*Oxid vápenatý* se vyrábí ve vápenkách žíháním vápence na 900°C:

CaCO3 → CaO + CO2

Má rozsáhlé využití ve stavebnictví, slouží k výrobě Ca(OH)2, uplatňuje se jako přísada v hutnictví a sklářském průmyslu, používá se také jako hnojiva.

*Hydroxid vápenatý,* který se připravuje hašením CaO s vodou, má také velký význam. Je nezbytný při výrobě Na2CO3 Solvayovým pochodem, při výrobě papíru, hnojiv, zpracování surových kůží, v cukrovarnictví a samozřejmě ve stavebnictví.

*Chlorid vápenatý* se vyrábí reakcí vápence s kyselinou chlorovodíkovou:

CaCO3 + 2 HCl → CaCl2 + CO2 + H2O

**Sloučeniny**

Ve sloučeninách se vyskytuje výhradně v oxidačním stupni II. Vápník vytváří také komplexní sloučeniny, ve kterých má koordinační číslo 6. Vodné roztoky solí vápníku jsou bezbarvé, nerozpustné sloučeniny vápníku jsou bílé, mezi barevné výjimky patří chroman vápenatý CaCrO4 - žlutý, boritan vápenatý Ca3(BO3)2 – modrý nebo černý silicid vápenatý CaSi2.

## 4.2 Stroncium

Objevitel: Martin Heinrich Klaproth, Adair Crewford (1790)

**Vlastnosti**

Stroncium je šedobílý, lesklý a poměrně měkký kov. Kovové stroncium se na vzduchu rychle pokrývá nažloutlou vrstvou oxidu strontnatého.

**Výroba a využití**

Výroba kovového stroncia se provádí elektrolýzou tavenin jeho halogenidů nebo aluminotermickou redukcí oxidu strontnatého:

3SrO + 2Al → 3Sr + Al2O3

*Chlorid strontnatý* SrCl2se používá do zubních past pro citlivé zuby, *oxid strontnatý* SrO je součástí glazur a skel. *Titaničitan strontnatý* SrTiO3 má velmi vysoký index lomu světla a používá se v optice a jako náhrada diamantu a *sulfid strontnatý* SrS je součástí depilačních prostředků a luminiscenčních barev.

**Sloučeniny**

Stroncium je chemicky velmi reaktivní prvek, s řadou ostatních prvků se přímo slučuje. Ve sloučeninách vystupuje stroncium téměř bez výjimky jako dvojmocný kation Sr2+, za zvláštních podmínek může stroncium ve sloučeninách existovat i v oxidačním stupni -II jako stroncidový anion. Stroncidy jsou velmi nestabilní sloučeniny, které působí jako silná redukční činidla.

## 4.3 Baryum

Objevitel: sir Humphrey Davy (1808)

**Vlastnosti**

**Baryum** je šedobílý, lesklý a měkký kov. Je to chemicky značně reaktivní prvek s elektropozitivním charakterem. Zapáleno 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.

Dobře se rozpouští ve zředěných minerálních kyselinách:

Ba + 2HCl → BaCl2 + H2

**Výroba a využití**

 Barnaté soli jako BaCl2, BaCO3, Ba(NO3)2, BaSO4 a BaS se vyrábí z barytu (těživce)BaSO4 a poměrně vzácného minerálu witheritu BaCO3.

*Sulfid barnatý* se připravuje z barytu redukcí uhlíkem

BaSO4 + 4C → BaS + 4CO

při vysoké teplotě (asi 950 – 1100°C) a je výchozí látkou pro výrobu dalších barnatých solí. Reakcí suspenze BaS ve vodě s uhličitanem sodným se získá BaCO3, obdobnou reakcí BaS s kyselinou chlorovodíkovou se vyrábí *chlorid barnatý* BaCl2 (viz reakce výše).

*Chlorid barnatý* se používá v ocelářství i jako složka některých tavných směsí v elektrometalurgii apod.

*Dusičnan barnatý* se vyrábí pro potřeby sklářského průmyslu. Velmi důležitým pigmentem je litopon, směs BaSO4 a ZnS, připravovaná reakcí:

BaS + ZnSO4 → BaSO4 + ZnS

**Sloučeniny**

V přírodě se elementární baryum nevyskytuje, jeho výskyt je znám pouze ve sloučeninách, ve kterých vystupuje výhradně jako dvoumocný kation Ba2+

## 4.4 Radium

Objevitel: Marie Curieová a Pierre Curie (1898)

**Vlastnosti**

**Radium** je bílý, lesklý radioaktivní kov, chemickými vlastnostmi podobný baryu.

V minerálních kyselinách se rozpouští za vzniku radnaté soli a vývoje [vodíku](http://www.prvky.com/1.html), výjimkou je reakce radia se zředěnou kyselinou dusičnou, při které se vodík neuvolňuje:

Ra + 2HCl → RaCl2 + H2

4Ra + 10HNO3  → 4Ra(NO3)2 + N2O + 5H2O

**Výroba a využití**

Elementární radium lze připravit elektrolytickým rozkladem chloridu radnatého. Průmyslově se vyrobí několik gramů radia ročně, což stačí pokrýt celosvětovou potřebu.

Radium se využívá v tzv. radioterapii k ozařování zhoubných nádorů.

**Sloučeniny**

Všechny sloučeniny radia se velmi podobají sloučeninám barya. Pouze nerozpustné soli radia jsou o něco rozpustnější než barnaté a všechny soli radia jsou silně radioaktivní.

## Použité zdroje

Klikorka, J., Hájek, B., & Votinský, J. (1989). *Obecná a anorganická chemie*. (2., nezměn. vyd., 592 s.) Praha: SNTL - Nakladatelství technické literatury.

*Periodická tabulka: Chemické prvky* [online]. 2009 [cit. 2015-11-29]. Dostupné z: http://www.prvky.com/