

# KOVY ALKALICKÝCH ZEMIN

(Ca – Vápník, Sr- Stroncium, Ba – Baryum, Ra – Radium)

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

kovy alkalických zemin

↙

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Obrázek 1: Periodická soustava prvků

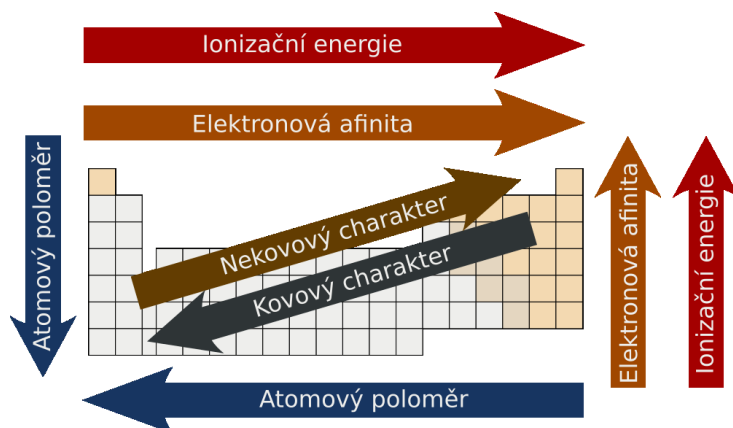
Kovy alkalických zemin patří do 2. skupiny v tabulce PSP od Mendělejeva. Značíme je jako  $s^2$  prvky. Vrchní 2 prvky se sem neřadí, jelikož se výrazně liší. Jedná se o Mg (hořčík) a Be (beryllium). Tyto dva nejlehčí kovy ve 2. skupině periodického systému mají (kromě chemických vlastností, které plynou z jejich skupiny) po některých stránkách diagonální podobnost. Hořčík má mnohé vlastnosti podobné s lithiem a beryllium je podobné s hliníkem.

V názvosloví proto zatím označujeme skupinovým názvem kovy alkalických zemin pouze čtyři těžší prvky 2. skupiny. Patří sem vápník, stroncium, baryum a radium.

U těchto kovů také vyniká diagonální podobnost. Ca, Sr, Ba jsou velmi blízké těžším alkalickým kovům. Radioaktivní radium má však velmi blízké vlastnosti předešlých tří kovů alkalických zemin. Tento název je odvozen podle vlastností oxidů, případně hydroxidů, které se svojí zásaditostí podobají hydroxidům alkalických kovů. Jejich sloučeniny jsou málo reaktivní, podobně jako  $\text{Al(OH)}_3$ , který se označoval jako zemina.

Elektronová konfigurace je  $ns^2$ , jelikož tyto kovy mají 2 valenční elektrony, a proto ve sloučeninách jsou vždy v oxidačním stavu +II. Způsobuje to, že prvky se snaží být, co nejstabilnější. V našem případě se tyto prvky snaží získat konfiguraci vzácných plynů (prvky 18. skupiny v PSP), takže snadno poskytují tyto 2 elektrony.

Ve srovnání s  $s^1$  prvky mají  $s^2$  prvky menší atomové poloměry, vyšší teploty tání a hustoty. Jsou tvrdší a křehké, méně reaktivní, mají větší ionizační energie (což je energie potřebná k odtržení jednoho elektronu). Kvůli malé hodnotě elektronegativity je u kovů alkalických zemin iontová vazba (u Be a Mg už vazba kovalentní)



Obrázek 2: Rostoucí vlastnosti v PSP

## Výskyt a rozšíření na zemi

Kovy alkalických zemin se v přírodě vyskytují pouze ve sloučeninách.

### 1) Vápník

- 5. nejrozšířenější prvek na Zemi
- biogenní prvek (obsažen v zubech, kostech, tělních tekutinách)
- sloučeniny:  $\text{CaCO}_3$  (vápenec),  $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  (sádrovec),  $\text{CaF}_2$  (kazivec), součástí křemičitých a fosforečných (v apatitech<sup>1</sup>) minerálů

### 2) Stroncium

- 15. nejrozšířenější prvek na Zemi
- minerál:  $\text{SrSO}_4$  (celestin)

### 3) Baryum

- 14. nejrozšířenější prvek na Zemi
- minerál:  $\text{BaSO}_4$  (baryt)

<sup>1</sup> Apatit je fosforečnan vápenatý s příměsí fluóru, chlóru a vody. Může v přírodě vyskytovat v celé škále barev v závislosti na jeho chemické příměsi (Mn, Sr, Y, Ce, La, Na, Mg a další) a to přes zelenou, žlutou, fialovou, bezbarvou, hnědou, šedou, k růžové až modré

#### 4) Radium

- silně radioaktivní prvek, vznikající v rozpadové řadě uranu a thoria (objevuje se za jejich přítomnosti)
- všechny izotopy radia podléhají poměrně rychle dalšímu radioaktivnímu rozpadu, proto je jeho obsah v přírodě velmi nízký

#### Vlastnosti



**VÁPNÍK**



**STRONCIUM**



**BARYUM**



**RADIUM**

*Obrázek 3: Vzhled kovů alkalických zemin*

- se svými vlastnostmi se podobají alkalickým kovům
- stříbrolesklé, měkké kovy, tvrdost srovnatelná s Pb (baryum je dokonce tvrdší než olovo), body tání  $< 1000^{\circ}\text{C}$
- na vzduchu jsou nestálé (nejméně reaktivní je vápník), uchovávání pod inertním rozpouštědlem (petrolej)
- jsou to neušlechtilé kovy, které snadno odevzdávají své dva valenční elektrony:  
$$\text{M} \rightarrow \text{M}^{2+} + 2 \text{e}^{-}$$
- soli stroncia a barya: **JEDOVATÉ!!**
- sloučeniny jsou bílé v pevném stavu, bezbarvé v kapalném stavu
- patří k těm lepším vodičům elektrického proudu a tepla

- ionty kovů alk. zemin barví plamen:

vápník - cihlově červeně



stroncium - karmínově červeně



baryum - zeleně



radium - karmínově červeně



## Historie

Vápník, stroncium a baryum získal v elementárním stavu Angličan Humphry Davy (r. 1808) elektrolýzou. Oxid kovu smíchal na platinové desce, kterou zapojil jako anodu, s oxidem rtuťnatým. Katodou byl platinový drát ponořený do rtuti. Elektrolýzou vznikl amalgam (slitina kovu se rtuť) příslušného kovu, ze kterého byl kov získán oddestilováním rtuti.

Název calcium pochází z latinského calx, což znamená vápno. Vápenaté sloučeniny jsou lidstvu známé již od starověku. Z vápence nebo sádrovce se totiž získává malta.

Stroncium a baryum byly pojmenovány podle svých minerálů – stroncianitu  $\text{SrCO}_3$  (byl objeven nedaleko skotské obce Strontianu) a barytu  $\text{BaSO}_4$  (barys – řecky těžký, český mineralogický název těživec vystihuje jeho vysokou měrnou hmotnost, tj. hustotu).

Radium bylo objeveno v roce 1898 manželky P. a M. Curieovými v uranové rudě v jáchymovském smolinci (uraninitu)  $\text{U}_3\text{O}_8$ . Prvek byl pojmenován podle vlastnosti svých atomů vysílat záření (radius – latinsky paprsek).



Obrázek 4: Smolinc

## Výroba a využití

Kovy alkalických zemin se získávají především z hornin nebo jejich minerálů, jelikož se nevyskytují v ryzí formě.

Vápník: elektrolýzou taveniny  $\text{CaCl}_2$  (chlorid vápenatý)

Stroncium: redukce z jeho oxidů hliníkem

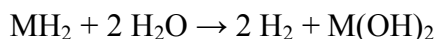
Baryum: redukce z jeho oxidů hliníkem (křemíkem)

Kovy alkalických zemin nemají ve své nesloučené podobě prakticky žádné významné využití, až na tzv. kovový vápník. Ten se využívá do speciálních slitin a na přípravu jiných kovů, k regulaci obsahu C v litině a k odstranění Bi z Pb. V podobě svých sloučenin však patří k velmi využívaným prvkům. Použití vápenatých sloučenin je velmi široké a různorodé (sklářství, ve stavebnictví vápno, sádra, cihly a cementy, v keramickém průmyslu porcelán a kamenina). Strontnaté soli jsou používány v pyrotechnice, síran barnatý se uplatňuje jako kontrastní látka v medicíně a k záchytu rentgenových paprsků.

## Sloučeniny kovů alkalických zemin

### **Hydridy ( $\text{MH}_2$ )**

Bílé krystalické látky, s vodou bouřlivě reagují za vzniku vodíku:



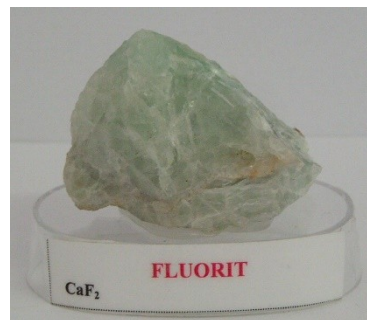
Hydrid vápenatý  $\text{CaH}_2$  se používá jako silné redukční činidlo a také sušidlo (pro svou reaktivitu s vodou).

### **Halogenidy ( $\text{MX}_2$ )**

- Fluoridy  $\text{MF}_2$  jsou ve vodě nerozpustné (s rostoucí teplotou rozpustnost roste), tepelně stálé látky, které krystalují ve formě bezvodých solí.

Významným zástupcem je fluorid vápenatý  $\text{CaF}_2$ , mineralogicky fluorit (kazivec). Používá se jako surovina pro výrobu sloučenin fluoru.

Ostatní halogenidy jsou na rozdíl od fluoridů ve vodě rozpustné.



*Obrázek 5: Minerál fluorit*

- $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  hexahydrát chloridu vápenatého

Používá se do chladicích směsí, k ochraně sypkých materiálů (např. uhlí) před zamrzáním (30% vodný roztok  $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  tuhne až při teplotě  $-55 \text{ }^\circ\text{C}$ ), zimní posyp komunikací ( $\text{NaCl}$  je účinný do  $-7 \text{ }^\circ\text{C}$ , roztok  $\text{CaCl}_2$  je účinný do  $-35 \text{ }^\circ\text{C}$ ), ve farmacii (infuzní roztoky), v potravinářství (E 509) jako protispěková látka – zabraňuje tvorbě hrudek v sypkém materiálu.

- $\text{SrCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  hexahydrát chloridu strontnatého

Používá se k výrobě stroncia elektrolýzou taveniny  $\text{SrCl}_2$  a k výrobě dalších strontnatých solí v zábavní pyrotechnice -barví plamen intenzivně červeně

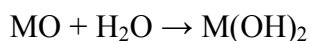
- $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  dihydrát chloridu barnatého

Používá se v zábavní pyrotechnice, barví plamen do zelena

## **Oxidy MO**

$\text{CaO}$ ,  $\text{SrO}$ ,  $\text{BaO}$  jsou bílé krystalické látky iontového charakteru. Mají vysoké teploty tání.

Všechny reagují s vodou i vodní párou za vzniku hydroxidů:



- $\text{CaO}$  oxid vápenatý (pálené vápno)

Pálené vápno má velký význam ve stavebnictví, užívá se ho k výrobě hašeného vápna.

Hašené vápno je pak využíváno jako součást malty a sádry ke zvýšení tvrdosti materiálu.

příprava: termickým rozkladem (při cca  $900^\circ\text{C}$ ) uhličitanu vápenatého:  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$



Obrázek 6 Pálené vápno

-reakce s vodou (tzv. hašení vápna):  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$  (hašené vápno)

$\text{Ca(OH)}_2$  + písek + voda  $\rightarrow$  malta

-vytvrdnutí malty:  $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

### Hydroxidy $\text{M(OH)}_2$

Vytvářejí silně zásadité vodné roztoky. Zásaditost hydroxidů roste od  $\text{Ca(OH)}_2$  (středně silná zásada) k  $\text{Ba(OH)}_2$  (silná zásada).

- $\text{Ca(OH)}_2$  hydroxid vápenatý (hašené vápno)

Hydroxid vápenatý vzniká reakcí  $\text{CaO}$  (páleného vápna) s vodou – tzv. hašením vápna:

$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$  Kvůli bouřlivé reakci se  $\text{CaO}$  sype vždy do vody, směs je nutné promíchávat, aby nedošlo k přehřátí a vystříknutí. I při použití malého množství vody může teplota směsi přesáhnout  $100^\circ\text{C}$ . Je to žíravá látka, je potřeba chránit si pokožku a také zrak. Hydroxid vápenatý je velmi málo rozpustný ve vodě a s rostoucí teplotou se rozpustnost snižuje. Využíváme ve stavebnictví, je součástí malty a omítkových směsí. Používá se k neutralizacím kyselin a výrobě vápenatých solí, ve stomatologii v prostředcích s baktericidním účinkem k čištění kořenových kanálků

Rozpustnost hydroxidů strontnatého a barnatého se naopak s rostoucí teplotou zvyšuje.

### Uhličitany $\text{MCO}_3$

Jsou to pevné, ve vodě nerozpustné látky, tepelně nestálé a existují pouze ve formě vodných roztoků.

- $\text{CaCO}_3$  uhličitán vápenatý (vápenec)

Vyskytuje se ve skořápkách mlžů, vejcích, křídě, mramor. Zahříváním vzniká pálené vápno. Používá se v kamenictví na výrobu obkladů, do čistících prostředků.

- $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  hydrogenuhličitan vápenatý

Způsobuje přechodnou tvrdost vody. Lze varem odstranit.

### Fosforečnany $\text{M}_2\text{PO}_4$

- $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  – dihydrogenfosforečnan vápenatý

je rozpustný ve vodě a používá se jako hnojivo. Je součástí hnojiva *superfosfát*.

### Sírany $\text{MSO}_4$

Na rozdíl od síranu beryllnatého a hořečnatého jsou sírany kovů alkalických zemin ve vodě téměř nerozpustné.

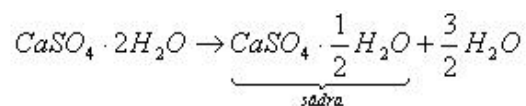
- $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  dihydrát síranu vápenatého (sádrovec)

Bílá krystalická nerozpustná látka, používá se ve stavebnictví. Sádrovec pražíme při  $260^\circ\text{C}$ , aby se z něj stal hemihydrát, který se prodává pod názvem sádra

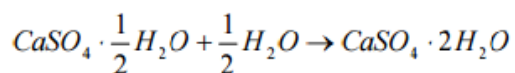


Obrázek 7: Stavební sádra

- výroba sádry:



následně tvrdnutí:





- BaSO<sub>4</sub> síran barnatý (baryt)

Těžký nerozpustný prášek. Využívá se při ochraně před rentgenovým zářením. Při rentgenovém snímkování trávicího traktu vypije pacient suspenzi síranu barnatého ve vodě a po několika desítkách minut je možno získat velmi kvalitní snímek pacientova žaludku a střev. Nízká rozpustnost této sloučeniny přitom zamezí možnosti otravy pacienta toxickým iontem Ba<sup>2+</sup>. Síran barnatý je také složkou omítek, kterými jsou pokrývány zdi rentgenových ordinací a brání tak nechtěnému ozáření lékařského personálu.

## Seznam použité literatury:

- Toužín, J. Stručný přehled prvků. 1. vydání. 2008. 225 stran. ISBN: 9788073995270
- Mareček, A. a Honza, J. Chemie pro čtyřletá gymnázia 1.díl. 3. vydání. 1998. 240 stran. ISBN: 8071820555
- KLIKORKA, Jiří, Bohumil HÁJEK a Jiří VOTINSKÝ. *Obecná a anorganická chemie*. Vyd. 1. Praha: SNTL-nakladatelství technické literatury, 1985, 591 s. ISBN 04-612-85.
- BENEŠOVÁ, Marika. *Odmaturuj! z chemie*. Vyd. 1. Brno: Didaktis, 2002, 89 - 91. ISBN 80-86285-56-1.
- BANÝR, Jiří a Renata HŘÍCHOVÁ. *Základy anorganické chemie*. Praha: Univerzita Karlova v Praze, 1981, 256 s. ISBN 60-69-81.

## Internetové zdroje:

- <https://is.muni.cz/el/1431/podzim2007/C1441/publikace/ch04s05.html>

obr. 2: <http://z-moravec.net/chemie/zaklady-chemie/periodicka-tabulka-prvku-a-periodicita-vlastnosti/>

obr. 3:

[https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/9/96/Calcium\\_unter\\_Argon\\_Schutzgasatmosph%C3%A4re.jpg](https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/9/96/Calcium_unter_Argon_Schutzgasatmosph%C3%A4re.jpg)

obr. 4: <https://cs.wikipedia.org/wiki/Uraninit>

obr. 5: <http://www.ehagr.cz/detail/sadra-stavebni-30kg-seda/>