

**MASARYKOVA UNIVERZITA**  
**PEDAGOGICKÁ FAKULTA**  
**KATEDRA FYZIKY, CHEMIE A ODBORNÉHO**  
**VZDĚLÁVÁNÍ**

**Alkalické kovy**

**Anorganická chemie 2**

Nikola Reichmanová, 406866  
Monika Machatová, 403254

## Charakteristika skupiny

Alkalické kovy jsou prvky 1. skupiny periodické soustavy prvků neboli  $s^1$ -prvky. Patří mezi ně *lithium (Li)*, *sodík (Na)*, *draslík (K)*, *rubidium (Rb)*, *cesium (Cs)*, *francium (Fr)*. V základním stavu mají elektronovou konfiguraci  $ns^1$ . Vyskytují se pouze ve formě svých sloučenin, ve kterých mají vždy oxidační číslo I.

Všechny alkalické kovy jsou měkké, stříbrolesklé, neušlechtilé kovy s malou hustotou (plavou na vodě). Vyznačují se svou malou mechanickou pevností, nízkým bodem tání, nestálostí na vzduchu a značnou reaktivitou. Uskladňují se pod inertním rozpouštědlem (např. pod petrolejem). Jsou dobrými vodiči tepla a elektrického proudu.

## Vazebné možnosti atomů

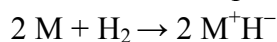
Atomy alkalických kovů mají ve valenční sféře 1 elektron, který odštěpují tím snadněji, čím vyšší je jejich protonové číslo. Reaktivita tedy roste směrem dolů od Li k Cs, Fr je prvek velmi vzácný a silně radioaktivní, z chemického hlediska nemá význam). Kationty se vyznačují elektronovou konfigurací shodnou s elektronovou konfigurací nejbližšího vzácného plynu.

Alkalické kovy mají malou ionizační energii, která ve skupině klesá směrem dolů. Vyznačují se nízkou hodnotou elektronegativity, která způsobuje, že ve sloučeninách mají převážně iontové vazby. V běžných sloučeninách mají výhradně kladný oxidační stav I. Ve svých dvouatomových molekulách (v plynné fázi) tvoří nepolární kovalentní vazby. V tuhých nebo kapalných kovech se nachází vazba kovová.

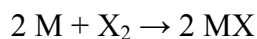
## Chemické vlastnosti

Alkalické kovy jsou charakteristické svou reaktivitou, která vzrůstá od lithia k cesiu. Na vzduchu se snadno oxidují a pokrývají vrstvou oxidačních produktů (oxidy, hydroxidy, uhličitany). Při spalování na vzduchu tvoří lithium  $\text{Li}_2\text{O}$  (znečištěný peroxidem  $\text{Li}_2\text{O}_2$ ) a sodík  $\text{Na}_2\text{O}_2$  (znečištěný  $\text{Na}_2\text{O}$ ). Ostatní alkalické kovy tvoří hyperoxidy ( $\text{KO}_2$ ,  $\text{RbO}_2$ ,  $\text{CsO}_2$ ), které obsahují anionty  $\text{O}_2^-$ .

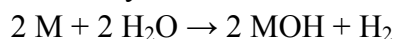
Mají silné redukční schopnosti, s vodíkem reagují za vzniku iontových hydridů:



Prudce reagují s ostatními nekovy - se sírou za vzniku sulfidů  $\text{M}_2\text{S}$ , s halogeny vznikají halogenidy  $\text{MY}$ :



S uhlíkem a křemíkem reaguje pouze lithium ( $\text{Li}_2\text{C}_2$ ,  $\text{Li}_6\text{Si}_2$ ). S alkoholy reagují za vzniku alkoholátů, s amoniakem amidů a vodíku. S vodou reagují alkalické kovy bouřlivě za vzniku příslušného hydroxidu a vodíku:



## Sloučeniny

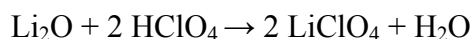
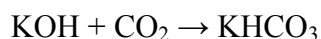
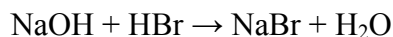
Po přechodu do oxidačního stavu I ztrácejí atomy alkalických kovů svou reaktivitu a mají konfiguraci vzácného plynu. Kationty lithných, sodných, draselných, rubidných a cesných solí jsou bezbarvé. Soli alkalických kovů mají většinou iontový charakter, dobře se rozpouští ve vodě, chovají se jako silné elektrolyty.

Oxidy alkalických kovů se připravují reakcí peroxidů nebo hyperoxidů s alkalickým kovem:



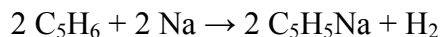
Hydroxidy jsou silné, jejich bazicita vzrůstá od hydroxidu lithného k hydroxidu cesnému.

Soli alkalických kovů lze připravit neutralizační reakcí kyseliny a hydroxidu alkalického kovu nebo reakcí kyselého oxidu s hydroxidem alkalického kovu nebo rozpuštěním oxidu alkalického kovu v kyselině:



Soli organických kyselin, alkoholů a fenolů (např. octan sodný, ethanolát lithný, fenolát sodný) jsou běžnými a technicky významnými látkami.

Organokovové sloučeniny alkalických kovů jsou látky s vazbou uhlík-kov, lze je připravit reakcí uhlovodíku s alkalickým kovem:



## **Výroba a použití**

V chemickém průmyslu a technice se uplatňují především sodné a draselné sloučeniny. Zdrojem pro výrobu sodných solí je zejména minerál halit NaCl a mořská voda, pro výrobu draselných solí sylvín KCl aj.

Výroba hydroxidu sodného a hydroxidu draselného se provádí elektrolytickou cestou z vodného roztoku NaCl nebo KCl.

### **Lithium (Li), Sodík (Na), Draslík (K):**

- mají menší hustotu než voda, tzn. plavou na vodě
- jsou měkké (dají se krájet nožem (Li je z nich nejtvrdší)), lehké, stříbrolesklé kovy
- **jsou vysoce reaktivní, reagují s vodou bouřlivě až explozivně:**
  - Sodík – reaguje s vodou za vzniku hydroxidu sodného ( $2 \text{ Na} + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ NaOH} + \text{H}_2$ )
  - Draslík – reaguje s vodou za vzniku hydroxidu draselného ( $2 \text{ K} + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ KOH} + \text{H}_2$ )
  - Lithium - reaguje s vodou za vzniku hydroxidu lithného ( $2 \text{ Li} + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ LiOH} + \text{H}_2$ )
- **Li, Na i K reagují s H za mírného zahřátí:**
  - Lithium – reaguje s vodíkem za vzniku hydridu lithného ( $2 \text{ Li} + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{ LiH}$ )
  - Sodík - reaguje s vodíkem za vzniku hydridu sodného ( $2 \text{ Na} + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{ NaH}$ )
  - Draslík - reaguje s vodíkem za vzniku hydridu draselného ( $2 \text{ K} + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{ KH}$ )
- **Charakteristicky barví plamen**, důkaz zbarvení pomocí platinového drátku, na který se nanese malé množství zkoumané látky. Drátek se poté vloží do plamene a ten ho charakteristicky zbarví. V případě:
  - $\text{Li}^+$  – zbarvení karmínově červeně
  - $\text{Na}^+$  - žlutě
  - $\text{K}^+$  - světle fialově
- **Na a K:**
  - Jsou z alkalických kovů nejrozšířenější (zastoupení ostatních prvků v přírodě z s<sup>1</sup> prvků velmi malé)
  - Vyskytují se v lidském těle, kde se Na vyskytuje převážně v extracelulárním prostoru a K především uvnitř buněk). Jejich hlavní úlohou v organismu je udržovat osmotický tlak tekutin, acidobazickou rovnováhu a umožňovat svalovou a nervosvalovou aktivitu).
- **Li, Na i K:**
  - Na vzduchu se silně oxidují (silné redukční činidlo = sám sebe oxiduje), proto se uchovávají v ochranném prostředí (petroleji).

### **Lithium (Li):**

- **Objeven** Arfwedsonem r. 1817
- Jako jediný z alkalických kovů **reaguje** za vyšších teplot **s molekulovým dusíkem** a vzniká nitrid lithný:  $6 \text{ Li} + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{ Li}_3\text{N}$
- Vyskytuje se ve formě sloučenin, např.:
  - $\text{LiH}$  – používá se k výrobě  $\text{LiAlH}_4$
  - $\text{Li}_2\text{S}$  – rozpustný ve vodě, silně zásaditý charakter
  - $\text{LiOH}$  – málo hygroskopický (= málo rozpustný ve vodě)
- **Použití:**
  - Pro svou mimořádně nízkou hustotu se přidává do slitin s hliníkem – součástky letadel, z Li se také připravují anody miniaturních elektrochemických článků s dlouhou životností.

### **Sodík (Na):**

- **Objev:** Sir Humphry Davy (1807)
- **Vyskytuje se** v různých křemičitanech, živcích a slídách. Nejznámější minerál je:  
NaCl – sůl kamenná neboli halit, používá se v potravinářství  
NaNO<sub>3</sub> – dusičnan sodný neboli chilský ledek, používá se jako hnojivo případně pod označením E 251 se používá v potravinářství jako konzervační přísada u masných výrobců
- **Další významné sloučeniny:**  
NaHCO<sub>3</sub> – jedlá soda je součástí kypřicího prášku, neutralizace poleptání kyselinou, při překyselení žaludku, výroba hasicích přístrojů.  
NaOH – používá se na výrobu mýdel, léčiv, v laboratořích.  
Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> – soda, používá se při výrobě skla, v textilním a papírenském průmyslu.

### **Draslík (K):**

- **Objev:** Sir Humphry Davy (1807)
- Je nezbytný pro růst rostlin...použití u dusičnanů! (NaNO<sub>3</sub>, KNO<sub>3</sub>).
- **Vyskytuje se** v různých křemičitanech, živcích a slídách. Nejznámější minerál je:  
KCl – chlorid draselný neboli sylvín  
KNO<sub>3</sub> – dusičnan draselný neboli draselný ledek, použití hnojivo a pyrotechnika, při rozpouštění ve vodě dochází k silnému ochlazení roztoku
- **Další významné sloučeniny:**  
KOH – k výrobě mýdel, při výrobě léčiv.  
K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> – (potaš) při výrobě skla, v textilním a papírenském průmyslu.

## Literatura a zdroje

BENEŠOVÁ, Marika, Erna PFEIFEROVÁ a Hana SATRAPOVÁ. *Odmaturuj! z chemie. 2.*, přeprac. vyd. Brno: Didaktis, c2014, 192 s. Odmaturuj!. ISBN 978-80-7358-232-6.

KLIKORKA, Jiří, Bohumil HÁJEK a Jiří VOTINSKÝ. *Obecná a anorganická chemie. 2.*, nezměn. vyd. Praha: SNTL - Nakladatelství technické literatury, 1989, 592 s.

MAREČEK, Aleš a Jaroslav HONZA. *Chemie pro čtyřletá gymnázia. 3.*, opr. vyd. Olomouc: Nakladatelství Olomouc, c1998, 240 s. ISBN 8071820555.