

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

**Alkalické kovy**

Anorganická chemie 2

Vypracovala: **Veronika Přikrylová**

místo, datum: Kroměříž, 12. 11. 2016

## Alkalické kovy

Alkalické kovy se nacházejí v první skupině periodické soustavy prvků, jedná se o takzvané s1-prvky. Mezi alkalické prvky patří lithium, sodík, draslík, rubidium, cesiu a francium. V základním stavu mají elektronovou konfiguraci  $ns^1$ . Vyskytují se ve formě sloučenin, kde mají oxidační číslo vždy +1.

Alkalické kovy jsou měkké, stříbrolesklé kovy (kromě cesia, to je nazlátlé), které se dají krájet nožem. Jsou měkčí než mastek, z čehož vyplývá, že v Mohsově stupnici tvrdosti mají hodnoty menší než 1. Jsou to neušlechtilé kovy s malou mechanickou pevností a nízkým bodem tání. Tyto prvky dobře vedou teplo a elektrický proud. Na vzduchu jsou velmi reaktivní, aby se zabránilo kontaktu se vzduchem, musejí se uchovávat v láhvi pod inertním rozpouštědlem (např. pod petrolejem). Alkalické kovy mají nízkou hustotu, z tohoto důvodu jsou lehké a plavaly by na vodě, s vodou však bouřlivě reagují. Barví plamen, čehož se využívá v analytické chemii. Na platinový drátek se nanese malé množství zkoumané látky a poté se vloží do plamene, který jednotlivé prvky zbarví:

- Lithium – karmínově červen
- Sodík – žlutě
- Draslík – růžovofialově

Prvek	Lithium	Sodík	Draslík	Rubidium	Cesium
Značka	Li	Na	K	Rb	Cs
protonové číslo – Z	3	11	19	37	55
atomová hmotnost	6,941	22,989	39,098	85,467	132,9
elektronová konfigurace	$[\text{He}]2s^1$	$[\text{Ne}]4s^1$	$[\text{Ar}]5s^1$	$[\text{Kr}]6s^1$	$[\text{Xe}]7s^1$
Elektronegativita	1	0,9	0,8	0,8	0,75
hustota ( $\text{g}/\text{cm}^3$ )	0,5	0,97	0,86	1,53	1,87
teplota tání ( $^{\circ}\text{C}$ )	180	97,5	63,4	38,8	28,7

teploty varu (°C)	1330	889	757	701	685
-------------------	------	-----	-----	-----	-----

## Objev

H. Davy (1807) – jako první izoloval draslík a sodík elektrolýzou odpovídajících roztavených hydroxidů.

J. A. Arfvedson (1817) – objevil lithium

R. W. Bunsen a G. R. Kirchhoff – objevili rubidium a cesium v minerálních vodách pomocí spektroskopie.

M. Perey (1939) – objevila radioaktivní prvek francium

**Spektroskopie:** fyzikální obor, který se zabývá vznikem a vlastnostmi spekter. Tato metoda je založená na interakci elektromagnetického záření se vzorkem.

## Výskyt

Francium se v přírodě vyskytuje v nepatrných množstvích jako produkt radioaktivní přeměny v přirozených radioaktivních rozpadových řadách. Sodík je sedmým nejrozšířenějším prvkem na zemi, nachází se v obrovských množstvích v oceánech v podobě NaCl - sůl kamenná. Draslík je osmým nejrozšířenějším prvkem na zemi, vyskytuje se jako chlorid (KCl – sylvín), podvojný chlorid ( $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – karnalit) a síran  $\text{K}_2\text{Mg}_2(\text{SO}_4)_3$ . Sodík i draslík jsou nezbytnými prvky pro život. Nejvýznamnějším minerálem, který obsahuje lithium je spodumen –  $\text{LiAlSi}_2\text{O}_6$ . Při výrobě lithia je vedlejším produktem rubidium. Cesium se nachází v minerálu polucit –  $\text{Cs}_4\text{Al}_4\text{Si}_9\text{O}_{26} \cdot \text{H}_2\text{O}$ , který se nachází pouze v kanadské provincii Manitoba u jezera Bernic.

## Způsob vazby

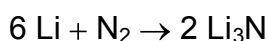
Atomy alkalických kovů mají ve valenční vrstvě pouze jeden elektron. Aby tyto atomy dosáhly stabilnější elektronové konfigurace předešlého vzácného plynu, dochází k odštěpení tohoto elektronu z vrstvy  $ns^1$ , to znamená, že kationty alkalických kovů mají elektronovou konfiguraci předchozího vzácného plynu. Čím vyšší má atom protonové číslo, tím snadněji elektron odštěpuje. Reaktivita tedy roste od lithia k cesiu. Francium je prvek velmi vzácný a všechny jeho izotopy jsou radioaktivní. Nejdelší poločas rozpadu má izotop  $^{223}\text{Fr}$ .

Alkalické kovy mají malou ionizační energii, která ve skupině klesá směrem dolů. Vyznačují se nízkou elektronegativitou, tedy malou schopností přitahovat k sobě vazebné elektrony, a vysokou elektro pozitivitou, tedy schopností uvolňovat vazebné elektrony. Elektronegativita klesá ve skupině stejně jako ionizační energie směrem dolů. Nízká elektronegativita způsobuje, že ve sloučeninách tvoří převážně iontové vazby. Ve sloučeninách mají oxidační číslo  $+I$ . Ve svých dvouatomových molekulách (v plynné fázi) tvoří nepolární kovalentní vazby, jedná se však o velmi nestálé molekuly. Částečně kovalentní vazby jsou i vazby ke kyslíku, dusíku a uhlíku. Kovalentní charakter je nejvýraznější u sloučenin lithia, nejnižší u sloučenin cesia. To je důsledkem změny poměru náboje ku poloměru jednotlivých iontů. V tuhých nebo kapalných kovech se nachází vazba kovová.

Stabilní komplexy tvoří s ionty alkalických kovů polymakrocyclické ethéry – crowny. Obdobné ligandy, které jsou schopny uzavřít centrální ion do trojrozměrné klece donorových atomů jsou označovány jako makrobicyclické kryptáty.

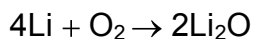
## Chemické vlastnosti alkalických kovů

Jak už jsem zmínila, charakteristickým znakem alkalických kovů je jejich reaktivita v základním stavu, která vzrůstá od lithia k cesiu. Alkalické kovy na vzduchu docela rychle oxidují na svém povrchu a tvoří oxidy, hydroxidy nebo i uhličitany. U lithia probíhá za laboratorních podmínek reakce se vzdušným dusíkem za vzniku nitridu:

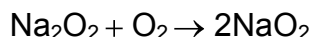
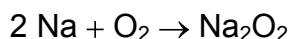


Spalování alkalických kovů jsou reakce exotermické, což znamená, že se v jejich průběhu uvolňuje teplo. Spalování těžších kovů je doprovázeno světelným zářením. Hořením na vzduchu poskytují alkalické kovy jednotlivé produkty.

Jediné lithium shoří na vzduchu na jednoduchý oxid, který je jen málo znečištěn peroxidem:



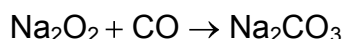
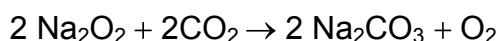
Sodík poskytuje podle podmínek buď peroxid znečištěný oxidem, nebo reakcí za zvýšeného tlaku a teploty reaguje dále s kyslíkem za vzniku hyperoxidu:



Rubidium a cesium tvoří hyperoxidy přímo. Pevné hydroxidy draslíku, rubidia a cesia tvoří s ozonem ozonidy:



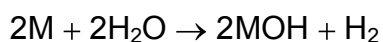
Reakce peroxidu sodíku s CO a s CO<sub>2</sub> jsou využívány v dýchacích přístrojích (hasiči, ponorky, kosmické lodě):



S plynným vodíkem reagují alkalické kovy za vyšších teplot. Tyto reakce jsou důkazem jejich výrazných redukčních vlastností, protože vedou ke vzniku iontových hydridů.

S ostatními nekovy reagují alkalické kovy velmi prudce. Se sírou reagují za vzniku sulfidů, s halogeny za vzniku halogenidů. S uhlíkem a křemíkem reaguje pouze lithium – s uhlíkem za tvorby acetylidu lithného (Li<sub>2</sub>C<sub>2</sub>) a s křemíkem za vzniku disilicidu hexalithia (Li<sub>6</sub>Si<sub>2</sub>).

Velmi známá je reakce alkalických kovů s vodou. Kdy se alkalické kovy při styku s vodou taví a zapalují – vzněcuje se, popřípadě exploduje vodík, který vznikl v průběhu reakce. Reakce lithia s vodou je živá, ale nedochází ke vzplanutí uvolněného vodíku. Sodík reaguje s vodou bouřlivěji, zatímco ostatní prvky ze skupiny reagují s vodou explozivně:



V kapalném amoniaku se alkalické kovy rozpouštějí za vzniku barevných, silně redukčně působících roztoků.

Reakcí oxidů s vodou vznikají hydroxidy alkalických kovů, které jsou nejsilnějšími zásadami ze všech hydroxidů. S kyselinami a kyselinotvornými oxidy poskytují příslušné soli. Hydroxidy těchto kovů reagují snadno se sulfanem a jinými binárními sloučeninami vodíku s nekovy. Vodné roztoky hydroxidů reagují přímo s některými kovy (Al, Zn, Sn a Sb) a leptají některé skleněné nádoby. Koncentrované roztoky hydroxidů alkalických kovů silně leptají pokožku a jsou nebezpečné pro oči. Rozpouštění pevných hydroxidů ve vodě je spojeno s uvolňováním značného množství tepla.

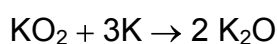
## Sloučeniny

Alkalické kovy se s většinou prvků slučují přímo. Po přechodu do sloučeného stavu, kde mají oxidační číslo I, ztrácejí atomy alkalických kovů svou reaktivitu. Mají konfiguraci vzácného plynu, malý kladný náboj a poměrně velký poloměr.

Kationty lithných, sodných, draselných, rubidných a cesných solí jsou bezbarvé, s vodou se pouze hydratují. Většina solí má výrazně iontový charakter, dobře se rozpouštějí ve vodě a chovají se jako silné elektrolyty.

## Oxidy

Oxidy alkalických kovů lze připravit reakcí peroxidů nebo hyperoxidů (získaných spalováním kovů) s elementárním alkalickým kovem:



Oxid lithný se nejlépe připraví rozkladem uhličitanu lithného, ostatní kovy však této reakci nepodléhají.



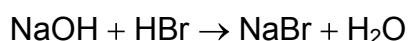
## Hydroxidy

Hydroxidy alkalických kovů jsou silné báze, stejně jako oxidy. Jejich bazicita vzrůstá od hydroxidu lithného k hydroxidu cesnému.

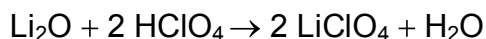
## Soli

Většinu solí alkalických kovů lze připravit neutralizační reakcí.

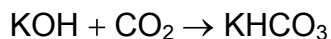
- kyselina s hydroxidem



- rozpuštění alkalického kovu v kyselině



- kyselý oxid s hydroxidem alkalického kovu



**Soli organických kyselin, alkoholů a fenolů** jsou běžnými a technicky významnými látkami

např.

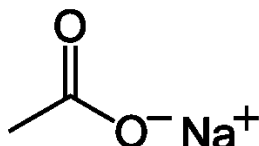
octan sodný  $\text{CH}_3\text{COONa}$

ethanolát lithný  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OLi}$

fenolát sodný  $\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa}$

## Organokovové sloučeniny

Organokovové sloučeniny jsou látky s vazbou uhlík – kov. Lontovost této vazby často kolísá kolem 50 %, z tohoto důvodu se ve strukturních vzorcích těchto sloučenin obvykle nepíše spojovací čárka mezi uhlíkem a atomem alkalického kovu, ale píše se jako kation a anion, viz. obrázek - octan sodný



## Výroba a použití

### Lithium

Lithium se vyrábí elektrolýzou taveniny  $\text{LiCl}$  (55%) a  $\text{KCl}$  (45%) při teplotě 450 °C.

Je to pevná látka s nejnižší hustotou a jeho slitiny s hořčíkem a hliníkem slouží jako konstrukční materiál v kosmické technice. Ze sloučenin má praktický význam uhličitan jako přísada do různých skel a smaltů, ale také jako léčivo uplatňující se při léčení maniodepresivních stavů. Stearát lithný se používá jako želatinovací přísada a zahušťovadlo do mazacích olejů. Z  $\text{Li}$  se také připravují anody miniaturních elektrochemických článků s dlouhou životností.

## Sodík

V chemickém průmyslu se v největším množství používá chlorid sodný. Na světě se ročně zpracuje kolem 150 000 000 tun. Chlorid sodný se získává z oceánů (mořská sůl) a solných dolů (kamenná sůl).

Chlorid sodný slouží jako surovina pro výrobu uhličitanu sodného ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) a hydroxidu sodného (NaOH).

Dnes se NaOH i KOH vyrábí elektrolýzou vodných roztoků chloridů. Existuje několik typů elektrolyzérů. Významný je typ, který využívá rtuť jako katodu tedy zápornou elektrodu. Výhodou tohoto typu je snadný vznik amalgámu alkalického kovu a velké přepětí pro vylučování vodíku na rtuti. Největší výhodou rtuťového elektrolyzéry je skutečnost, že výsledný produkt má vysokou čistotu. Koncentrace hydroxidu ve vyhřívaném prostoru, kde se provádí rozklad amalgamy, může dosahovat 50-85%.

Sodík se dnes vyrábí výhradně elektrolýzou NaCl s malou přísadou  $\text{CaCl}_2$  tak, aby teplota taveniny byla kolem  $600^\circ\text{C}$ . Směs je udržována v roztavené, stavu průchodem elektrického proudu. Anoda je grafitová, materiálem katody je železo. Starší způsob výroby sodíku založen na elektrolýze taveniny hydroxidů je ekonomicky nevýhodný.

Ostatní alkalické kovy se také vyrábějí elektrolýzou, ale jejich technický význam je malý.

### Významné sloučeniny:

NaCl – sůl kamenná, halit – používá se v potravinářství

$\text{NaNO}_3$  – dusičnan sodný (chilský ledek) se používá jako hnojivo, případně pod označením E251 se používá v potravinářství jako konzervační přísada u masných výrobců

$\text{NaHCO}_3$  – jedlá soda je součástí kypřicího prášku, neutralizace poleptání kyselinou, při překyselení žaludku, výroba hasicích přístrojů.

NaOH – používá se na výrobu mýdel, léčiv, v laboratořích.

$\text{Na}_2\text{CO}_3$  – soda, používá se při výrobě skla, v textilním a papírenském průmyslu.



## **Draslík**

Čistý kovový draslík se kvůli své nestálosti a reaktivitě téměř nevyužívá. V malém množství se používá pro výrobu fotoelektrických článků.

Hydroxid draselný se používá při výrobě mýdel, kdy reaguje s vyššími mastnými kyselinami. Draselná mýdla jsou většinou tekutá, na rozdíl od sodných mýdel, která jsou většinou pevná. Dále se používá při výrobě léčiv, celulosy, papíru, nebo umělého hedvábí.

Uhličitan draselný (potaš) se používá při výrobě skla, v textilním průmyslu, v papírenském průmyslu, jako součást pracích prášků nebo při výrobě pigmentů.

Dusičnan draselný se používá jako draselné hnojivo.

Draslík je významným biogenním prvkem. Je obsažen v potravinách. Jeho doporučená denní dávka 3700 mg. Uplatňuje se v metabolismu jednotlivých buněk. Sodné a draselné ionty se uplatňují při vedení vzruchu po nervových synapsích. Také ovlivňují osmotické tlaky intracelulární i extracelulární tekutiny.

### Významné sloučeniny:

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

KOH – k výrobě mýdel, při výrobě léčiv.

K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> – (potaš) při výrobě skla, v textilním a papírenském průmyslu.

## Sodíko-draslíková pumpa

Primární aktivní transport zprostředkovávají obvykle tzv. transportní adenosintrifosfatázy, které přenášejí nejčastěji ionty. Nejznámější je sodíko-draslíková ATPáza živočišných buněk, což je membránový protein, který s využitím štěpení ATP přenáší ionty  $\text{Na}^+$  z buňky ven a za ně přenáší ionty  $\text{K}^+$  do buňky. Koncentrace iontů  $\text{Na}^+$  vně buňky je asi o řád vyšší než v buňce, a proto je potřeba k jejich vypuzení zapotřebí energie. Enzym je v činnosti neustále, protože membrána není pro ionty  $\text{Na}^+$  zcela nepropustná a tyto ionty mají tendenci se vracet zpět do buňky.

## Rubidium

Díky své reaktivitě se rubidium vyskytuje pouze ve sloučeninách v mocenství  $\text{Rb}^+$ .

Rubidium obvykle doprovází ostatní alkalické kovy v minerálech. Nejvýznamnější výskyt rubidia je v minerálu lepidolit.

Soli rubidia se přidávají do směsí zábavné pyrotechniky a barví vzniklé světelné efekty do fialova.

Isotop  $^{87}\text{Rb}$  s přirozeným výskytem 27.8% je mírně radioaktivní., rozbíjí se za vzniku izotopu  $^{87}\text{Sr}$  a uvolnění  $\beta$ -záření. Toho se využívá v geologii k datování stáří hornin.

## Cesium

Díky své reaktivitě se rubidium vyskytuje pouze ve sloučeninách v mocenství  $\text{Cs}^+$ .

Cesium se vyskytuje pouze vzácně jak na Zemi, tak ve vesmíru. Rubidium obvykle doprovází ostatní alkalické kovy v minerálech. Nejvýznamnější výskyt rubidia je v minerálu polucit a nachází se v drúzách na území Elby. Dále se vyskytuje například v minerálu lepidolit.

Využívá se do přístrojů pro noční vidění, ve fotonásobičích elektronů a v televizních přijímačích. Izotop  $^{137}\text{Cs}$  se používá v nedestruktivním zkoušení materiálů a výrobků (defektoskopii) a při ozařování rakovinných nádorů.

## Francium

Nejstabilnější izotop francia  $^{223}\text{Fr}$  má poločas rozpadu 22 minut a podléhá  $\beta^-$ rozpadu. Tento izotop vzniká i v přírodě a to  $\alpha$  přeměnou aktinia. Francium se přeměňuje  $\alpha$  rozpadem na astat,  $\beta^+$  rozpadem na radon nebo  $\beta^-$ rozpadem na radium.

V současné době je známo celkem 34 izotopů francia, všechny jsou značně nestálé a poměrně rychle podléhají radioaktivní přeměně.

## Zdroje:

Benešová, M., Satrapová, H. (2002). *Odmaturuj z chemie*, přeprac. Brno: Didaktis

Gažo, J. (1974). *Všeobecná a anorganická chémia*, Bratislava: ALFA

Jelínek, J., Zicháček, V. (2007). *Biologie pro gymnázia*, Nakladatelství Olomouc s.r.o.

Kameníček, J., Šindelář, Z., Pastorek, R., Kašpárek, F. (2009). *Anorganická chemie*, Olomouc: Univerzita Palackého v Olomouci

Klikorka, J., Hájek, B., Votinský, J. (1989). *Obecná a anorganická chemie*, Praha: SNTL