

ALKALICKÉ KOVY

První skupina periodické soustavy prvků obsahuje lithium, sodík, draslík, rubidium, cesium a francium. Tyto prvky jsou souhrnně označovány jako alkalické kovy. Elektronová konfigurace valenční sféry všech alkalických kovů v základním stavu je ns^1 . Jediný valenční elektron je k jádru poután velmi slabě, proto mají tyto prvky tendenci ho při reakcích odštěpovat a tvořit kationty. Všechny alkalické kovy jsou silně elektronpozitivní a jejich reaktivita stoupá s rostoucím protonovým číslem. Dále s rostoucím protonovým číslem klesá ionizační energie a roste atomový poloměr. S rostoucím protonovým číslem se také zeslabují vazby mezi atomy a roste schopnost kationtů stabilizovat sloučeniny s velkými anionty. Alkalické kovy se v přírodě vyskytují zpravidla ve sloučeninách. Sodík a draslík patří mezi nejrozšířenější prvky vůbec a mezi biogenní prvky přítomné v tělech organismů (vyskytují se i v rostlinách a mořské a minerální vodě).

Elektronová konfigurace a vazebné možnosti

Alkalické kovy se vyznačují malými hodnotami elektronegativity. Nejmenší elektronegativitu mají prvky v dolní části tabulky a směrem nahoru elektronegativita alkalických kovů stoupá.

Energeticky nejvýhodnější způsob tvorby vazby mezi atomy alkalických kovů a jiných, elektronegativnějších prvků je vznik iontové vazby. Alkalické kovy mají ve svých sloučeninách výhradně kladný oxidační stav + I, kdy elektronová konfigurace iontů je stejná jako elektronová konfigurace nejbližších vzácných plynů. Dále mohou alkalické kovy tvořit kovalentní vazby v případě, že jejich vazebný partner je málo elektronegativní prvek. Příkladem jsou téměř všechny fosfidy alkalických kovů. Výhradně nepolární kovalentní vazby tvoří alkalické kovy ve svých dvouatomových molekulách, přítomných v plynné fázi. V tuhých nebo kapalných elementárních alkalických kovech se uplatňuje kovová vazba.

Vlastnosti:

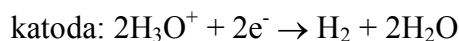
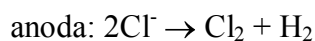
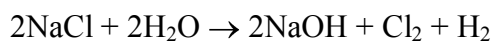
Jsou to měkké, stříbrolesklé kovy, kromě cesia, které je nazlátlé. Dají se krájet nožem. Na Mohsově stupnici mají hodnotu tvrdosti menší než 1. Mají malou mechanickou pevnost a nízký bod tání, dobře vedou teplo a elektrický proud. Jejich hustota je nízká, proto jsou lehké a teoreticky by plavaly na vodě, s vodou ovšem bouřlivě reagují. Charakteristickým znakem alkalických kovů je vysoká reaktivita prvků v základním stavu, vzrůstající od lithia k cesiu.

Jsou to nejreaktivnější kovy. Z těchto důvodů se musejí uchovávat v láhvi pod inertním rozpouštědlem, většinou petrolejem.

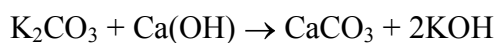
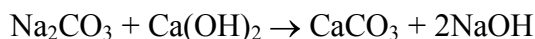
Sloučeniny:

Mezi nejvýznamnější sloučeniny alkalických kovů patří hydroxidy, což jsou látky, které mají schopnost snadno pohlcovat a udržovat vzdušnou vlhkost a jsou silně žíravé. Roztoky hydroxidů jsou silné zásady. Významnými zástupci hydroxidů jsou například NaOH nebo KOH. Oba tyto zástupci jsou základními laboratorními i průmyslovými chemikáliemi. Vyrábějí se elektrolýzou vodných roztoků chloridu sodného popřípadě chloridu draselného nebo tzv. kaustifikací z uhličitanů.

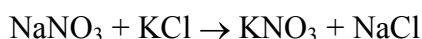
Elektrolýza chloridu sodného:



Kaustifikace:



Další skupinou sloučenin jsou soli. Z nich je nejvýznamnější NaCl, což je surovina v chemickém průmyslu a konzervační látka v potravinářském průmyslu. KNO₃, které se používá jako průmyslové hnojivo se připravuje konverzí dusičnanu sodného s chloridem draselným, dle následující reakce:



Dusičnan sodný (NaNO₃) se vyskytuje v čilském ledku. Ve 20. letech byl významným dusíkatým hnojivem a hlavní surovinou pro výrobu kyseliny dusičné. Dusičnany alkalických kovů se při vyšších teplotách rozkládají na dusitany a kyslík. Vzniklé dusitany jsou zpravidla bílé, krystalické látky. Dobře pohlcují vzdušnou vlhkost a jsou dobře rozpustné ve vodě. Nejvýznamnější z nich je dusitan sodný (NaNO₂), který se vyrábí zaváděním oxidů dusíku do roztoku uhličitanu sodného. Dusitan sodný se využívá k výrobě barviv a ke konzervování masa.

Uhličitan sodný (Na_2CO_3) neboli soda, se vyrábí Solvayovým způsobem. Do nasyceného vodného roztoku chloridu sodného (tzv. solanky) nasycené amoniakem se zavádí za studena oxid uhličitý, za vzniku hydrogenuhličitanu sodného:



Získaný hydrogenuhličitan sodný se při teplotě $150\text{ }^\circ\text{C}$ rozkládá, za vzniku uhličitanu sodného, vody a oxidu uhličitého:

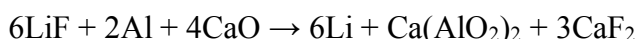
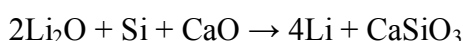


Na_2SO_4 , které se používá na výrobu papíru a v textilním průmyslu, NaHCO_3 , jako užívací soda a náplň hasicích přístrojů, Na_2CO_3 , k výrobě skla, mýdel, ke změkčování vody a v textilním průmyslu a potaš K_2CO_3 , při výrobě mýdel, skla a v textilním průmyslu.

Příprava a výroba:

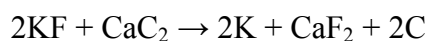
Alkalické kovy se průmyslově vyrábějí elektrolýzou tavenin jejich chloridů nebo hydroxidů, kdy se alkalické kovy vylučují na záporné katodě.

Výroba lithia se provádí tavnou elektrolýzou směsi chloridu lithného a chloridu draselného při $420\text{ }^\circ\text{C}$. Na železné katodě se vylučuje téměř čisté lithium s malou příměsí draslíku. Někdy se provádí metalotermická výroba lithia redukcí oxidu lithného křemíkem nebo redukcí fluoridu lithného hliníkem. Metalotermická výroba probíhá při teplotách okolo $1000\text{ }^\circ\text{C}$ za přítomnosti oxidu vápenatého jako struskotvorné přísady:

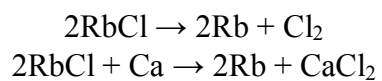


Výroba sodíku se provádí elektrolýzou taveniny chloridu sodného nebo hydroxidu sodného – Castnerův proces výroby sodíku. Provádí se při teplotě $600\text{--}650\text{ }^\circ\text{C}$, za přítomnosti fluoridu sodného, který snižuje teplotu tání chloridu. Na grafitové anodě se vylučuje chlor, tekutý sodík se vylučuje na železné katodě.

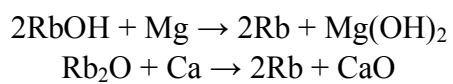
Průmyslová výroba draslíku se provádí termickou redukcí taveniny chloridu draselného kovovým sodíkem nebo redukcí fluoridu draselného karbidem vápníku – Greisheimerův proces výroby draslíku. Griesheimerův proces redukce probíhá podle rovnice:



Výroba rubidia se provádí tavnou elektrolýzou chloridu rubidného nebo jeho termickou redukcí vápníkem:



Mezi další způsoby výroby rubidia patří redukce hydroxidu rubidného hořčíkem nebo redukce oxidu rubidného vápníkem:



Zdroje

1. Barthelny, David. Mineral Species containing Lithium. In: *Mineralogy database* [online]. 2017 [cit. 2017-11-2]. Dostupné z: <http://webmineral.com/>
2. Lithium, sodík, draslík, rubidium, cesium, francium, [online], [cit. 2017]. Dostupné z www.prvky.com
3. Klikorka, J., Hájek, B., & Votinský, J. (1989). *Obecná a anorganická chemie: celostátní vysokoškolská učebnice pro vysoké školy chemicko-technologické* (2., nezm. vyd.). Praha: Státní nakladatelství technické literatury.
4. Banýr, J. a kolektiv, (2001), *Chemie pro střední školy* (dotisk, 2.vyd.), Olomouc: MTZ-Tiskárna Olomouc a.s. ISBN 80-85937-46-8
5. Mareček, A., Honza, J. (2005). *Chemie pro čtyřletá gymnázia* (3. opravené vydání), Olomouc: Vydavatelství Olomouc s. r. o. ISBN 80-7182-055-5
6. Kotlík, B., Růžičková, K., (2005), *Chemie I. v kostce* (4. vydání), Havlíčkův Brod: Fragment DTP s. r. o.