

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 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.

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 . 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}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 elektropozitivitou. 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 +1. 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.

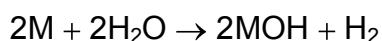
Chemické vlastnosti alkalických kovů

Alkalické kovy na vzduchu docela rychle oxidují na svém povrchu a tvoří oxidy, hydroxidy nebo i uhličitany. Spalování alkalických kovů jsou reakce exotermické, což znamená, že se v jejich průběhu uvolňuje teplo. Spalování těžších kovů je doprovázeno světelným zářením.

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.

Alkalické kovy se 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:



Reakcí oxidů s vodou vznikají hydroxidy alkalických kovů, které jsou nejsilnějšími zásadami ze všech hydroxidů. S kyselinami a kyselinotvornými oxidy poskytují příslušné soli.

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.

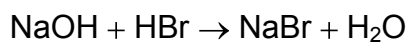
Hydroxidy

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

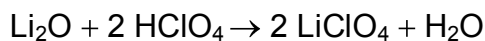
Soli

Většinu solí alkalických kovů lze připravit neutralizační reakcí.

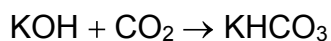
- kyselina s hydroxidem



- 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 CH_3COONa , 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. Ve strukturních vzorcích těchto sloučenin se obvykle nepíše spojovací čárka mezi uhlíkem a atomem alkalického kovu, ale píše se jako kation a anion (např. octan sodný)

Lithium

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 Li se také připravují anody miniaturních elektrochemických článků s dlouhou životností.

Sodík

V chemickém průmyslu se v největším množství používá chlorid sodný. Chlorid sodný slouží jako surovina pro výrobu uhličitanu sodného (Na_2CO_3) a hydroxidu sodného (NaOH).

Dnes se NaOH i KOH vyrábí elektrolýzou vodných roztoků chloridů.

Sodík se dnes vyrábí výhradně elektrolýzou NaCl s malou přísadou CaCl_2 tak, aby teplota taveniny byla kolem 600°C . Směs je udržována v roztavené, stavu průchodem elektrického proudu. Anoda je grafitová, materiálem katody je železo.

Významné sloučeniny:

NaCl – sůl kamenná, halit – používá se v potravinářství

NaNO_3 – dusičnan sodný (chilský ledek) se používá jako hnojivo, případně pod označením E251 se používá v potravinářství jako konzervační přísada u masných výrobků

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.

Na_2CO_3 – soda, používá se při výrobě skla, v textilním a papírenském průmyslu.

Draslík

Čistý kovový draslík se kvůli své nestálosti a reaktivitě téměř nevyužívá. Hydroxid draselný (KOH) se používá při výrobě mýdel, kdy reaguje s vyššími mastnými kyselinami. Dále se používá při výrobě léčiv, celulosy, papíru, nebo umělého hedvábí.

Uhličitan draselný – potaš (K_2CO_3) se používá při výrobě skla, v textilním průmyslu, v papírenském průmyslu, jako součást pracích prášků nebo při výrobě pigmentů.

Dusičnan draselný (KNO_3) se používá jako draselné hnojivo.

Draslík je významným biogenním prvkem. Je obsažen v potravinách. 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.

Rubidium, cesium a francium

Vyskytují se na Zemi pouze vzácně. Rubidium a cesium se nachází v malém množství v minerálu lepidolit. Francium je radioaktivní a jeho nejstabilnějším izotop je ^{223}Fr .