**Alkalické kovy – Na, K**

**Charakteristika skupiny**

Alkalické kovy se nachází v 1. skupině a 3. periodě periodické tabulky. Patří mezi ně *Li,* ***Na****,* ***K****, Rb, Cs* a *Fr.* Jejich elektronová konfigurace je *n*s1. Jsou nestálé na vzduchu, mají značnou reaktivitu, malou mechanickou pevnost a nízký bod tání.

**Vazebné možnosti atomů**

Ve valenční sféře mají 1 elektron, kterého se snaží zbavit a dosáhnout tak elektronové konfigurace vzácných plynů. Proto jsou velmi reaktivní a reaktivita roste směrem dolů (od Li k Cs, Fr je vzácný a silně radioaktivní prvek, z chemického hlediska nemá význam). Ionizační energii mají naopak malou a ta klesá směrem dolů. Mají také malou elektronegativitu.

Ve sloučeninách tvoří iontové vazby a mají kladný oxidační stav I. Nepolární kovalentní vazby tvoří ve svých dvouatomových molekulách (v plynné fázi). Kovová vazba se nachází v tuhých a kapalných kovech.

**Chemické vlastnosti atomů**

 Alkalické kovy na vzduchu oxidují za tvorby oxidů, hydroxidů nebo uhličitanů. Tvoří oxidy, hydroxidy od Na a hyperoxidy od K.

 Produkty spalování alkalických kovů

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | Li | **Na** | **K** | Rb | Cs |
| Spalování na vzduchu | Li2O | **Na2O2** | **K2O2** | Rb2O2 | Cs2O2 |
| Spalování v kyslíku | Li2O | **Na2O2** | **KO2** | RbO2 | CsO2 |

 Reakcí s plynným vodíkem vznikají iontové hydridy, se sírou vznikají sulfidy, s halogeny vznikají halogenidy, s alkoholy alkoholáty, s amoniakem vznikají amidy a vodík, s vodou hydroxidy.

S**loučeniny**

 Po přechodu do oxidačního stavu I, ztrácejí svoji reaktivitu a mají konfiguraci vzácného plynu. Kationty lithných, **sodných a draselných**, rubidných, a cesných solí jsou bezbarvé.

Oxidy alkalických kovů se připravují reakcí peroxidu či hyperoxidu s alkalickým kovem:

 KO2 + 3 K → 2 K2O

Hydroxidy alkalických kovů jsou silné báze (bazicita vzrůstá směrem dolů od LiOH po CsOH).

Příprava většiny solí alkalických kovů např.:

– neutralizační reakce kyseliny a hydroxidu alkalického kovu: NaOH + HBr → NaBr + H2O

– reakce kyselého oxidu s hydroxidem alkalického kovu: KOH + CO2 → KHCO3

Na a K (i Li) tvoří organokovové sloučeniny (vazba uhlík-kov) – reakce uhlovodíku s alkalickým kovem.

 Sodík a draslík jsou významné biogenní prvky, uplatňující se v metabolismu buněk. Sodné a draselné kationty jsou např. důležité v mechanismu vedení vzruchu po nervové synapsi a ovlivňují osmotické tlaky intra- a extracelulární kapaliny.

 Ty to dva prvky se používají hlavně v průmyslu, v zemědělství a potravinářství.

**Sodík – Na – Natrium**

Objevil ho v roce 1807 Sir Humphry Davy (anglický chemik).

Vlastnosti

 [Ne] 3s1. Je to měkký, lehký a stříbrolesklý kov. Malá hodnota elektronegativity a ionizační energie. Barví plamen žlutě. Na vzduchu se sodík oxiduje, proto se uchovává v ochranném prostředí (petrolej). Má nižší hustotu než voda.

Použití

 Silné redukční činidlo (sebe oxiduje), sodíkové elektrické lampy, plamenové zkoušky.

NaCl – sůl kamenná se používá v potravinářství.

NaHCO3 – jedlá soda je součást kypřícího prášku, neutralizace poleptání kyselinou, při překyselení žaludku, výroba hasicích přístrojů.

NaNO3 – hnojivo.

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

Na2CO3 – soda, používá se při výrobě skla, v textilním a papírenském průmyslu.

Výroba např.: hydroxidu sodného (kaustifikace): Na2CO3 + Ca(OH)2 → CaCO3 + 2 NaOH

 **Draslík – K – Kalium**

Objevil ho v roce 1807 Sir Humphry Davy.

Vlastnosti

[Ar] 4s1. Je to měkký, lehký a stříbrolesklý kov. Malá hodnota elektronegativity a ionizační energie. Má větší reaktivitu než sodík (roste směrem dolů). Barví plamen světle fialově. Na vzduchu se sodík oxiduje, proto se uchovává v ochranném prostředí (petrolej). Má nižší hustotu než voda.

Použití

Silné redukční činidlo. Je nezbytný pro růst rostlin, proto se používá na hnojení (ve formě dusičnanů – KNO3)

KOH – k výrobě mýdel, při výrobě léčiv.

K2CO3 – při výrobě skla, v textilním a papírenském průmyslu.

KNO3 – hnojivo a pyrotechnika