**Kovy alkalických zemin**

* Patří do 2. skupiny periodické soustavy prvků, označují se jako s2 prvky.
* Vápník, stroncium, baryum a radium.
* Beryllium a hořčík se od ostatních liší – kromě chemických vlastností, které plynou z jejich postavení v periodické soustavě prvků, mají spíše diagonální podobnost – beryllium je podobné hliníku a hořčík je podobný spíše lithiu.
* Název podle oxidů a hydroxidů, které se podobají svou zásaditostí alkalickým kovům, ale jsou málo rozpustné. Jejich sloučeniny jsou málo reaktivní, podobně jako hydroxid hlinitý Al(OH)3, který se dříve označoval jako zemina.

**Výskyt v přírodě**

* Kvůli své velké reaktivitě se v přírodě vyskytují jen ve sloučeninách.
* Vápník – pátý nejrozšířenější prvek v zemské kůře (4,66%), je součástí apatitů, vápence CaCO3 (čistý – islandský vápenec, znečištěný například mramor, křída nebo travertin), dolomitu CaCO3 . MgCO3, sádrovce CaSO4 . 2 H2O, anhydritu CaSO4 nebo kazivce CaF2, je důležitým biogenním prvkem – v kostech a zubech jako fosforečnan vápenatý.
* Stroncium a baryum – v zemské kůře jen málo (asi 0,39%), vyskytují se v podobě síranů (například minerál celestin SrSO4 a baryt BaSO4) a uhličitanů.
* Radium – v zemské kůře jen nepatrně (podléhá dalšímu radioaktivnímu rozpadu), je v uranových rudách (součást smolince UO2), jeho izotopy jsou radioaktivní.

**Vazebné možnosti a reaktivita**

* Vyplývají z elektronové konfigurace ns2 – dva valenční elektrony jsou volně poutány, proto dochází k jejich odtržení a atom tak nabývá stabilní elektronové konfigurace nejbližšího vzácného plynu, stabilním oxidačním stavem je tedy oxidační stav II.
* Kvůli nízkým elektronegativitám a nízkým hodnotám ionizačních energií vytváří převážně iontové vazby, kovalentní vazby jsou vzácné (mají velké poloměry).
* Kovy alkalických zemin jsou méně reaktivní než alkalické kovy, na vzduchu se pokrývají vrstvičkou oxidu, bouřlivě (i když méně než alkalické kovy) reagují s vodou za vzniku hydroxidů a vodíku, těžší kovy alkalických zemin tvoří kromě stabilních oxidů i stabilní peroxidy, rozpustnost solí je menší než u analogických sloučenin alkalických kovů – rozpustné soli stroncia a barya jsou jedovaté.

**Vlastnosti**

* Stříbrobílé kovy, měkké (tvrdší ale než alkalické, tvrdost srovnatelná s olovem), křehké, snadno tavitelné (teploty tání menší než 1000°C), na vzduchu nestálé.
* Patří k lepším vodičům tepla a elektrického proudu.
* Jsou méně reaktivní a na vzduchu mají vyšší hustoty než alkalické kovy.
* Všechny jsou neušlechtilé, mají redukční schopnosti.
* Sloučeniny jsou v pevném stavu bílé, v kapalném bezbarvé.
* Při hoření charakteristicky barví plamen – vápník cihlově červeně, stroncium karmínově červeně, baryum zeleně a radium karmínově červeně.

**Hydridy**

* Bílé, netěkavé látky s krystalovou strukturou a iontovými vazbami, vznikají přímou reakcí prvků za zvýšené teploty, s vodou bouřlivě reagují za vzniku vodíku.
* *Hydrid vápenatý CaH2* se využívá jako silné redukční činidlo a sušicí prostředek organických rozpouštědel.

**Karbidy**

* Vznikají za zvýšené teploty přímo z prvků
* *Karbid vápenatý CaC2*– vyrábí se z něj kyanamid vápenatý CaCN2, který se pod názvem dusíkaté vápno používá v zemědělství jako hnojivo.

**Nitridy**

* Tvrdé (tvrdostí se blíží až nitridu boru), těžko tavitelné látky
* *Nitrid vápenatý Ca3N2* se využívá na brusné kotouče místo diamantů.

**Oxidy**

* Bílé, krystalické látky s krystalovou strukturou podobnou chloridu sodnému.
* Mají vysoké body tání, iontové vazby, reakcí s vodou vznikají příslušné hydroxidy.
* *Oxid vápenatý CaO*, pálené vápno, se vyrábí termickým rozkladem vápence:  
  CaCO3  CaO + CO2, používá se ve stavebnictví k výrobě hydroxidu vápenatého Ca(OH)2 – hašeného vápna, v hutnictví, jako zásaditá vyzdívka pecí, při úpravě pitné a užitkové vody (změkčuje vodu a snižuje její kyselost), ve sklářství, v mlékárenství, cukrovarnictví a používá se i jako přídavná látka E 529 k úpravě kyselosti potravin.

**Peroxidy**

* Připravují se účinkem peroxidu vodíku na příslušný hydroxid.

**Sulfidy**

* Málo rozpustné látky, které se připravují redukcí síranů uhlíkem.
* Působením síry na sulfidy vznikají polysulfidy MSX.

**Halogenidy**

* Vodě dobře rozpustné látky – výjimkou jsou fluoridy (nerozpustné).
* *Chlorid vápenatý CaCl2* se v laboratoři používá jako sušidlo, vyrábí se reakcí vápence s kyselinou chlorovodíkovou.
* *Fluorid vápenatý CaF2*, minerál kazivec, se používá v metalurgii, v optice k výrobě skel do objektivů a je surovinou pro výrobu fluorovodíku.

**Hydroxidy**

* Středně silné až silné zásady, termicky poměrně stálé, ve vodě omezeně rozpustné.
* S kyselinami reagují za vzniku solí, pohlcují oxid uhličitý CO2, a tím tvoří uhličitany.
* *Hydroxid vápenatý Ca(OH)2*, hašené vápno, vzniká hašením páleného vápna:   
  CaO + H2O → Ca(OH)2, uplatňuje se především ve stavebnictví při výrobě malty – reakce Ca(OH)2 a CO2 je podstatou tvrdnutí malty: Ca(OH)2 + H2O + písek CaCO3 + H2O, dále se využívá při výrobě papíru, hnojiv, v cukrovarnictví nebo v zubním lékařství jako provizorní vložka do kořenových kanálků.

**Uhličitany**

* Pevné, ve vodě nerozpustné látky.
* *Uhličitan vápenatý CaCO3* se v přírodě vyskytuje jako kalcit nebo aragonit (odlišné struktury), rozpouštěním CaCO3 ve vodě s CO2 se tvoří *hydrogenuhličitan vápenatý Ca(HCO3)2*, který je příčinou přechodné tvrdosti vody: CaCO3 + CO2 + H2O → Ca(HCO3)2, lze ji odstranit varem – při zahřátí roztoku se rozkládá zpět: Ca(HCO3)2 → CaCO3 ↓ + CO2 + H2O – opakované rozpouštění a opětovné srážení vápence při poklesu koncentrace oxidu uhličitého v roztoku je podstatou krasových jevů, využívá se jako stavební kámen a k výrobě vápna a cementu, metamorfovaný vápenec (mramor) se využívá na obklady, dlažby a jako sochařský a dekorační materiál.

**Fosforečnany**

* *Fosforečnan vápenatý Ca3(PO4)2* je hlavní složkou fosfátových hnojiv.
* *Dihydrogenfosforečnan vápenatý Ca(H2PO4)2* a *dihydrát síranu vápenatého CaSO4 . 2 H2O* tvoří hnojivo superfosfát.

**Sírany**

* Ve vodě velmi málo rozpustné.
* *Síran vápenatý CaSO4* je příčinou trvalé tvrdosti vody (nelze ji varem odstranit), z roztoku se vylučuje jako *dihydrát síranu vápenatého CaSO4 . 2H2O*, minerál sádrovec, který zahřátím přechází na hemihydrát síranu vápenatého – sádru, která se s vodou hydratuje a přitom tuhne, zatímco bezvodý síran vápenatý tuto vlastnost nemá – tuhnutí sádry: CaSO4 . 1/2 H2O + 3/2 H2O → CaSO4 . 2 H2O, sádrovec se využívá jako přísada do cementu, sádra se používá pro výrobu sádrokartonových desek, vnitřních omítek, v lékařství k výrobě sádrových obvazů nebo modelů zubů.

**Příprava a výroba**

* Kovy alkalických zemin se vyrábí nejčastěji elektrolýzou tavenin solí nebo redukcí příslušných halogenidů sodíkem, například: CaCl2 + 2 Na ↔ 2 NaCl + Ca.

**Použití**

* Vápník – ve stavebnictví (vápno, sádra, cihly, cement), v keramickém průmyslu, do speciálních slitin pro zvýšení pevnosti, v metalurgii jako redukční činidlo při přípravě jiných kovů (např. plutonia, zirkonia), do zubních past a hnojiv.
* Strontnaté soli se využívají v pyrotechnice, radioaktivní izotop stroncia 90Sr vzniká při štěpení uranu a spolu s potravou vniká do těla, kde částečně nahrazuje vápenaté kationty v kostech a brání normální tvorbě krvinek, což může způsobit leukémii.
* Baryum – dokáže absorbovat rentgenové záření, proto se využívá v lékařství do omítek používaných na rentgenových pracovištích (ochrana lékařského personálu) a při rentgenovém vyšetření trávicí trubice – pacient vypije tzv. baryovou kaši, která postupuje trávicím ústrojím a zvyšuje kontrast trávicí trubice a tím kvalitu obrazu
* Radium – dříve se používalo k ozařování zhoubných nádorů a k výrobě světélkující barvy (například do hodinek), dnes se vzhledem k toxicitě pro lidský organismus téměř nepoužívá.