**Hořčík a vápník**

Tyto prvky se nachází v skupině 2A, protože mají ve valenční vrstvě 2 elektrony. Jejich elektronová konfigurace je ns2. Jsou to typické kovy s ionizační energií a velkými poloměry → snadno uvolňují valenční elektrony a tvoří kationy. Valenční elektrony jsou relativně volně poutány. Magnesium má nízkou hustotu. Oba jsou to biogenní prvky. Hořčík je stříbrolesklé barvy, měkký a kujný kov. Vápník hoří cihlovým plamenem.

M0 → M2+ + 2e-

**Vazebné možnosti atomů**

Stabilním oxidačním stavem je oxidační stav II. Elektronegativita těchto kovů 2A ve srovnání s elektronegativitou alkalických kovů poněkud vyšší. Jsou schopné vytvářet kovalentní vazby i s poměrně elektronegativními vazebnými partnery.

Hořčík vytváří iontové sloučeniny, ale běžná je pro něj polárně kovalentní vazba. V prostoru bývá orientována tetraedricky (hybridizace SP3) nebo oktaedricky (hybridizace SP3D2).

Pro vápník je typická také iontová vazba, ale může se stát to samé, co u hořčíku.

U elementárních kovů skupiny 2A se uplatňuje i kovová vazby. Z teorie MO nebyly v párách těchto kovů pozorovány dvouatomové molekuly.

**Chemické vlastnosti**

Vápník je měkký, snadno tavitelný a na vzduchu nestálý kov. Spontánně reagují s vodou za vzniku hydroxidů a za vývoje vodíku. Všem kovům skupiny 2A, s výjimkou beryllia, lze přisoudit silné redukční schopnosti.

Hořčík a vápník se proto využívají při metalotermických výrobách kovů.

**Sloučeniny jejich výroba a využití**

Sloučeniny hořčíku na vzduchu hoří jasným plamenem.

*Oxid hořečnatý* MgO a *hydroxid hořečnatý* Mg(OH)2 nemají náznak amfoterního chování a jsou dobře rozpustné jenom v kyselinách. MgO je bílá pevná látka. MgO je materiálem pro bazické vyzdívky pecí a součástí, většinou spolu s MgCl2, některých tmelů. Minerály, které obsahují hořčík, se používají jako hnojivo.

Všechny tyto oxidy a hydroxidy jsou silně bazické. Binární sloučeniny hořečnaté a hlavně vápenaté mají iontovou strukturu a jsou poněkud reaktivnější. U některých hořečnatých sloučenin a velmi hojně u solí vápenatých zjišťujeme malou rozpustnost. Za zmínku stojí, že hořčík je obsažen jako středový atom v chlorofylu. Velmi reaktivní látky jsou organokovové sloučeniny prvků skupiny 2A. Velký praktický význam mají tzv. Grignardova činidla. Jsou to organokovové sloučeniny hořčíku obecného vzorce RMgY, v němž R je alkyl nebo aryl a Y halogen. Připravují se reakcí halogenových uhlovodíků s práškovým hořčíkem v etherickém roztoku:

RY + Mb → RMgY

Alkylmagnesiumhalogenidy, resp. Arylmagnesiumhalogenidy lze připravit dokonce i v tuhém skupenství, výhradně však jako solváty s dvěma molekulami etheru RMgY.2(C2H5)2O. Koordinace na atomu hořčíku v této látce je tetraedrická. Grignarovi činidla mají velmi významní použití v syntéze organických látek.

*Hydroxid vápenatý* Ca(OH)2 je tzv. hašené vápno a vzniká hašením páleného vápna (reakce s vodou).

- vznik páleného vápna žíháním vápence:

CaO3 → CaO + H2O

- použití v stavebniství, slouží k výrobě hašeného vápna, je to zásaditá vyzdívka pecí a jako přísada v hutnictví a sklářském průmyslu

- vznik hašeného vápna = *oxid vápenatý*:

CaO + H2O → Ca(OH)2

- používá se ve stavebnictví k výrobě malty

- tvrdnutí malty:

Ca(OH)2 + CO2 → CaCO3 + H2O

**Uhličitany**

MgCO3 – *uhličitan vápenatý* = magnezit

MgCO3 . CaCO3 – *uhličitan hořečnato-vápenatý* = dolomit – výroba žáruvzdorných cihel

CaCO3 – *uhličitan vápenatý* = vápenec – k výrobě vápna a cementu, stavební kámen

**Hydrogenuhličitany**

Ca(HCO3)2 a Mg(HCO3)2 – způsobují přechodnou tvrdost vody

- *hydrogenuhličitan vápenatý* a *hydrogenuhličitan hořečnatý*

**Sírany**

CaSO4 – *síran vápenatý* – způsobuje trvalou tvrdost vody

CaSO4 . 2 H2O – *dihydrát síranu vápenatého* = sádrovec

- jeho zahříváním vzniká sádra = *hemihydrát síranu vápenatého* - CaSO4 . ½ H2O

**Ostatní**

Ca(NO3)2 – *dusičnan vápenatý* – dusíkaté hnojivo

Ca3(PO4)2 – *fosforečnan vápenatý* - surovina pro výrobu superfosfátu

CaCl2 – *chlorid vápenatý* - uplatňuje se v metalurgii, při tavných elektrolýzách a jako kondenzační prostředek v organické chemii, jeho vodný roztok se používá v chladicích zařízeních

CaCO3 + 2 HCl → CaCl2 + CO2 + H2O

CaC2 – *karbid vápenatý* - k výrobě acetylenu a kyanimidu vápenatého, velký význam v metalurgii železa jako desulfurační činidlo. Reakce se uskutečňuje v elektrické peci za vysoké teploty:

CaO + 3 C → CaC2 + CO

CaCN2 – *kyanimid vápenatý* = dusíkaté vápno – používá se při výrobě některých anorganických pigmentů (kyanimidu olovnatého) a kyanidů zejména v organické syntéze, dusíkaté hnojivo

- vzniká při teplotě 1200 °C za přítomnosti CaCl2:

CaC2 + N2 → CaCN2 + C