

Prvky II. hlavní podskupiny

Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra

<i>Element</i>	<i>Symbol</i>	<i>Atomic number</i>	<i>Electronic configuration</i>
Beryllium	Be	4	$1s^2, 2s^2$
Magnesium	Mg	12	$1s^2, 2s^2p^6, 3s^2$
Calcium	Ca	20	$1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6, 4s^2$
Strontium	Sr	38	$1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6d^{10}, 4s^2p^6, 5s^2$
Barium	Ba	56	$1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6d^{10}, 4s^2p^6d^{10}, 5s^25p^6, 6s^2$

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo
		*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
		**	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr



Magnesium



Beryllium



Calcium



Strontium



Barium



Radium

oxidační čísla: prvky nabývají pouze ox. čísla II

Všechny prvky jsou kovy, v porovnání s alk. kovy mají vyšší bod tání a varu a vyšší hustotu

Výrazně elektropozitivní charakter, tvoří ochotně ionty Me^{2+} ,

Table 5.9 Physical properties of alkaline earth metals

Physical property	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
Atomic radius -non bonded (Å)	1.12	1.60	1.97	2.15	2.22
Ionic radius (Å)	0.27(0.31)	0.72	1.00	1.18	1.35
First ionization energy (kJ mol ⁻¹)	899.5	737.8	589.8	549.5	502.9
Second ionization energy (kJ mol ⁻¹)	1757.1	1450.7	1145.5	1064.2	965.2
Hydration enthalpy (kJ mol ⁻¹)	- 2494	- 1921	-1577	- 1443	- 1305
Melting Point (°C)	1287	651	851	789	729
Boiling Point (°C)	2472	1090	1494	1382	1805
Density (g cm ⁻³)	1.84	1.74	1.55	2.63	3.59
Standard Potential E° for M ⁺ /M (V)	-1.97	-2.36	-2.84	-2.89	-2.92
Electronegativity (Paulings scale)	1.6	1.2	1.0	1.0	0.9

Reason for the anomalous behaviour of beryllium

Its small size and high polarizing power

Relatively high electro negativity and ionization energy as compared to other members

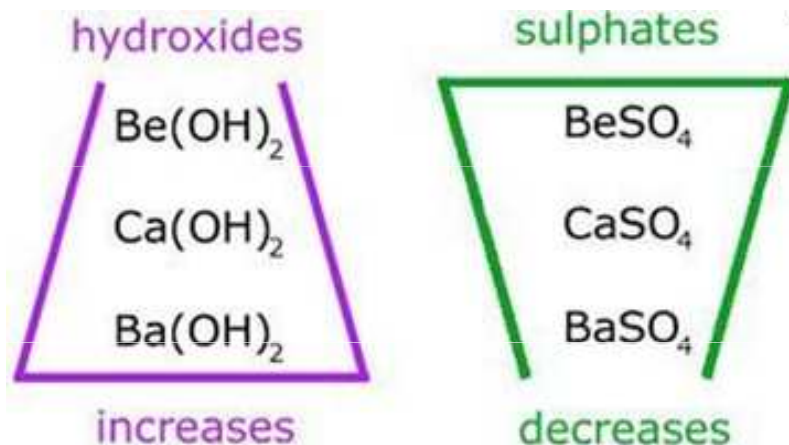
Absence of vacant d - orbitals in its valence shell.

Metals	Beryllium	Magnesium	Calcium	Strontium
With oxygen in Air	No reaction	Forms Magnesium Oxide on the metal surface.	Forms Calcium Oxide on the metal surface.	Forms Strontium Oxide on the metal surface.
With pure oxygen	Forms Beryllium Oxide.	Forms Magnesium Oxide.	Forms calcium Oxide.	Forms Strontium Oxide.
With Water	No reaction	Magnesium Hydroxide & release Hydrogen	Calcium Hydroxide & release Hydrogen	Strontium Hydroxide & release Hydrogen

Typ vazby:

Be je typická kovalentní vazba, Mg - jistý podíl kovalence, pro ostatní je typická iontová vazba;

Rozpustnost



Oxide	Acid-base nature	Reaction with water
BeO	amphoteric	does not dissolve in / does not react with water
MgO	basic	does not dissolve in / does not react with water
CaO	↓	CaO(s) + H ₂ O(l) → Ca(OH) ₂ (s)/(aq) ΔH = -65kJmol ⁻¹
SrO		SrO(s) + H ₂ O(l) → Sr(OH) ₂ (s)/(aq) ΔH = -83kJmol ⁻¹
BaO		BaO(s) + H ₂ O(l) → Ba(OH) ₂ (aq) ΔH = -103kJmol ⁻¹

Rozpustnost hydroxidů vzrůstá s rostoucím at. číslem:

např. $\text{Be}(\text{OH})_2$ - $3 \cdot 10^{-7} \text{M}$; $\text{Ba}(\text{OH})_2$ - 0.11 M;

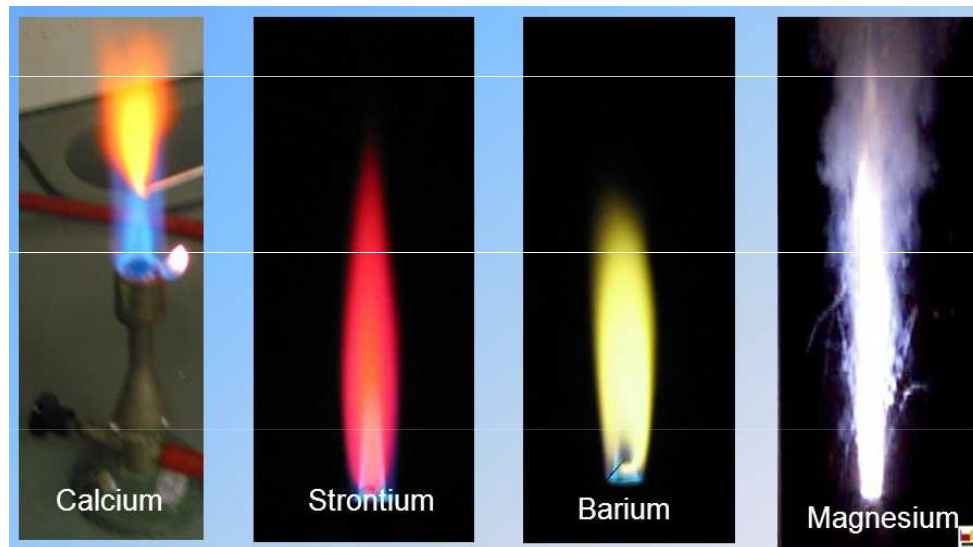
Rozpustnost síranů odstupňována opačně, nejméně rozpustný je BaSO_4

Reakce s uhlíkem: Ca, Sr, Ba reagují přímo s uhlíkem za vzniku karbidů MeC_2 (iontové acetylidy)

Těkavé sloučeniny barví plamen:

Ca - cihlově červeně, Sr - karmínově červeně, Ba - světle zeleně,

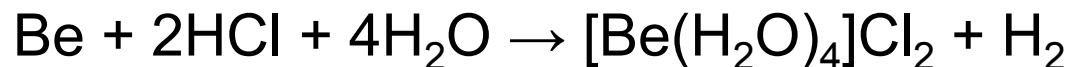
Ra - karmínově červeně



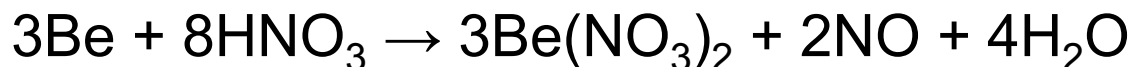
Beryllium

je lesklý, ocelově šedý, velice tvrdý kov. Existují dvě alotropické modifikace beryllia, hexagonální α -Be přechází při teplotě 1254°C na kubické β -Be. Má amfoterní charakter: rozpouští se v kyselinách i v alkalických hydroxidech

Beryllium je na suchém vzduchu stálé, se vzdušným kyslíkem reaguje za vzniku oxidu beryllnatého BeO až za teploty 900°C , v koncentrované kyselině dusičné se pasivuje vrstvou oxidu a dále se v ní nerozpouští, ale se zředěnými neoxidujícími kyselinami ochotně reaguje za vývoje vodíku:



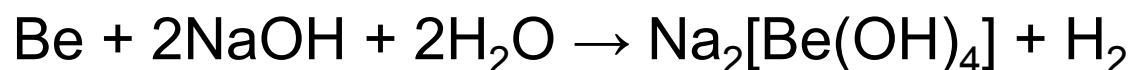
Reakce beryllia se zředěnými oxidujícími kyselinami probíhají bez vývoje vodíku:

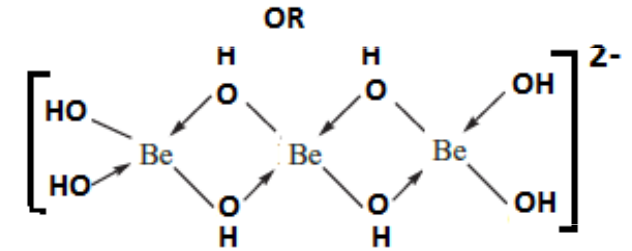
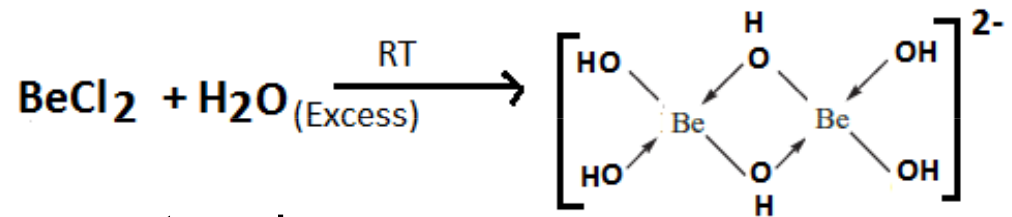


Reakci s koncentrovanou kyselinou fluorovodíkovou vzniká komplexní kyselina tetrafluoroberyllnatá:



Na rozdíl od ostatních kovů druhé skupiny beryllium ochotně reaguje s roztoky alkalických hydroxidů a jeho sloučeniny snadno hydrolyzují. Těmito vlastnostmi se beryllium odlišuje od ostatních prvků druhé hlavní poskupiny a více se podobá hliníku:



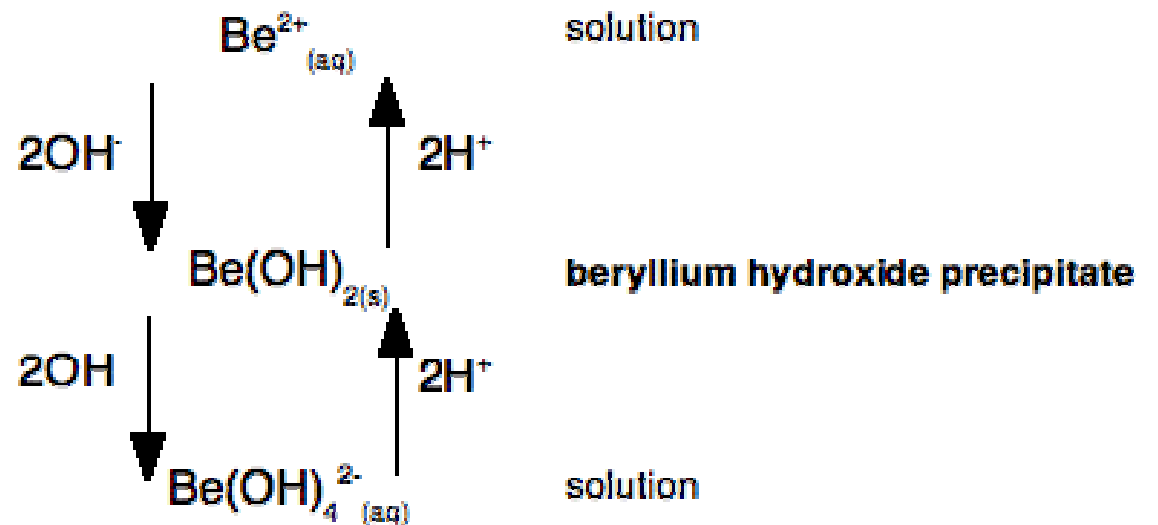
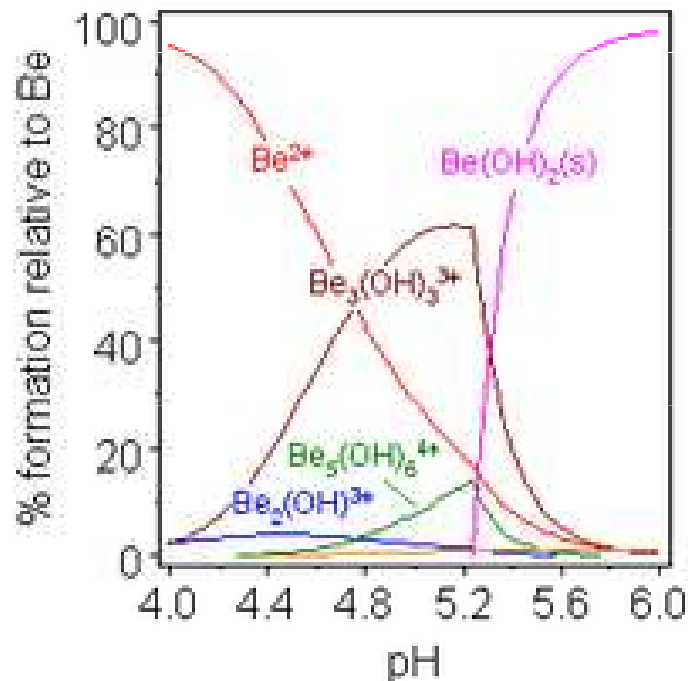


Polyhydroxy beryllium complex

NaOH

(Sodiumberyllate) $\text{Na}_2\text{Be}(\text{OH})_4$

Ve sloučeninách v tuhém stavu vystupuje beryllium nejčastěji jako bezbarvý kation beryllnatý Be^{2+} , ale v roztocích vystupuje téměř výhradně jako kation tetraaquaberyllnatý $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, tvoří také anion beryllnatanový BeO_2^{2-} .



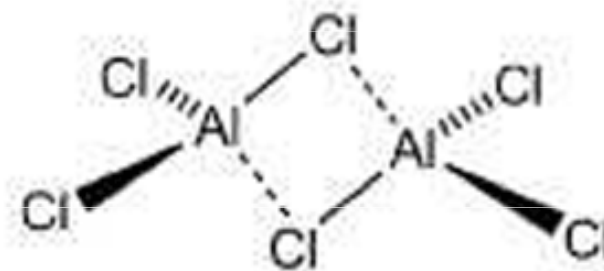
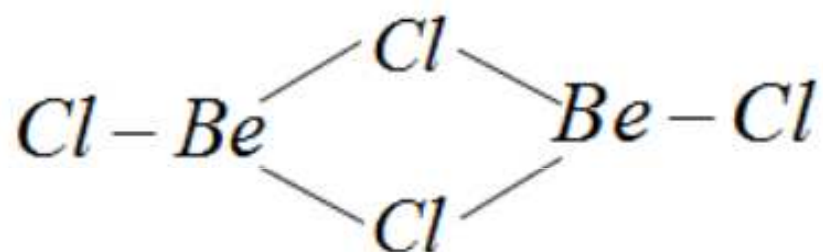
Diagonal Relationship of Be with Al

The ionic radius of Be^{2+} is estimated to be 31 pm : the charge/ radius ratio is nearly the same as that of the Al^{3+} ion. Hence beryllium resembles aluminium in some ways.

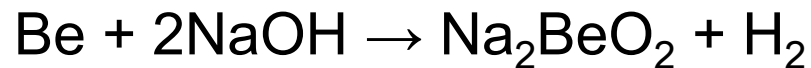
Like aluminum, beryllium is not readily attacked by acids because of the presence of an oxide film on the surface of the metal.

Beryllium hydroxide dissolves in excess of alkali to give a beryllate ion, just as aluminium hydroxide gives aluminate ion.

The chlorides of both beryllium and aluminium have Cl-bridged chloride structure in vapour phase. Both the chlorides are soluble in organic solvents and are strong Lewis acids. They are used as Friedel Craft catalysts.



Při teplotě 400-500°C reaguje s taveninami alkalických hydroxidů za vzniku alkalických beryllnatanů:



S vroucí vodou reaguje za vzniku oxidu a hydroxidu beryllnatého a vývoje vodíku:



S dusíkem a uhlíkem se přímo slučuje až za vysokých teplot, s acetylenem C_2H_2 tvoří acetylid BeC_2 již při teplotě 400°C.

S fluorem reaguje již za laboratorní teploty, s chlorem se slučuje při 250°C, s bromem a jodem probíhá reakce až při teplotě nad 480°C.

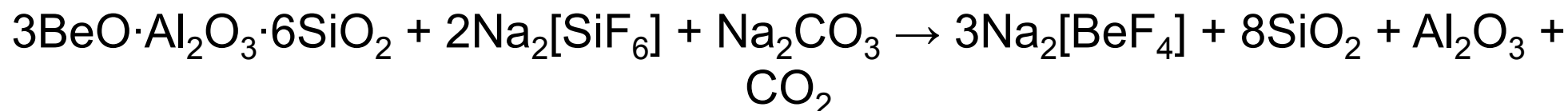
Se sírou se přímo slučuje na sulfid beryllnatý BeS až při teplotě nad 1100°C.

S vodíkem se přímo neslučuje, ale tvoří hydrid BeH_2 , který je nutné připravovat nepřímým způsobem.

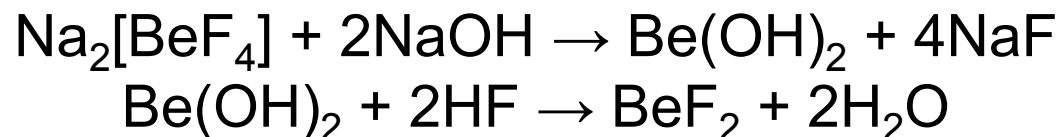
Nalézá se pouze ve sloučeninách. Nejznámějšími minerály beryllia jsou **beryl** $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$ (odrůdy smaragd a akvamarín) a **chrysoberyl** BeAl_2O_4 . nejdůležitějším užitkovým minerálem beryllia je v současnosti **bertrandit** $\text{Be}_4\text{Si}_2\text{O}_7(\text{OH})_2$.

Výroba beryllia

Fluoridový způsob se používá zejména při výrobě z berylu. Rudný koncentrát se při teplotě 750°C taví s hexafluorokřemičitanem sodným $\text{Na}_2[\text{SiF}_6]$ a uhličitanem sodným Na_2CO_3 nebo hydroxidem sodným NaOH . V současnosti se hexafluorokřemičitan sodný nahrazuje dostupnějším hexafluorohlinitanem sodným $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$. Beryllium přejde na rozpustný tetrafluoberyllnatan sodný $\text{Na}_2[\text{BeF}_4]$:



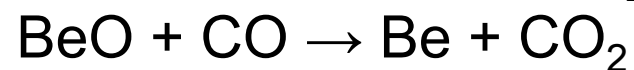
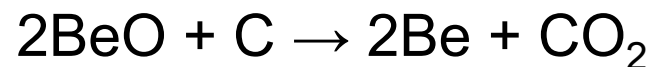
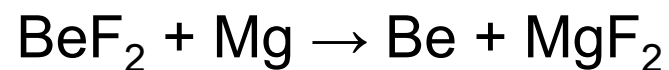
Tavenina se po vychladnutí rozemele a vyluhuje horkou vodou, z výluhu se přidavkem NaOH vysráží beryllium ve formě hydroxidu, který se následně působením HF převede na fluorid BeF_2 :



V současnosti je běžnější **sulfátový způsob** výroby beryllia z bertranditu. Na rudný koncentrát se působí horkou kyselinou sírovou, beryllium přejde do roztoku ve formě síranu beryllnatého BeSO_4 . Přídavkem roztoku uhličitanu amonného $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ se vysráží ostatní příměsi. Po jejich odfiltrování zůstává v roztoku beryllium ve formě dobře rozpustného dikarbonatoberyllnatanu amonného $(\text{NH}_4)_2[\text{Be}(\text{CO}_3)_2]$, který se zahřátím na teplotu $165\text{ }^\circ\text{C}$ převede na nerozpustný hydroxid $\text{Be}(\text{OH})_2$. Hydroxid se dále zpracovává stejným postupem jako v případě fluoridové metody.

Redukce a rafinace

Vlastní výroba kovového beryllia se následně provádí elektrolýzou taveniny směsi fluoridu beryllnatého a sodného v atmosféře argonu, elektrolýza probíhá při teplotě $350\text{ }^\circ\text{C}$, na niklové katodě se vylučuje práškové beryllium, anoda bývá grafitová. Dalším způsobem je redukce BeF_2 roztaveným hořčíkem v elektrické peci při teplotě $950\text{ }^\circ\text{C}$. Výroba beryllia je také možná redukcí oxidu BeO uhlíkem v elektrické peci při teplotách přes $1400\text{ }^\circ\text{C}$:



Na čistotu 99,98% se surový kov rafinuje destilací za sníženého tlaku, na čistotu až 99,999% se rafinuje zonálním tavením pomocí vysokofrekvenčního ohřevu obdobně jako křemík nebo germanium.

Praktické využití nalézá beryllium jako součást některých slitin, zejména pro jadernou techniku a pro výrobu RTG trubic.

Slitina beryllia s cínem a mědí - berylliový bronz, se používá k výrobě nejiskřivého nářadí pro práce v explozivním prostředí.

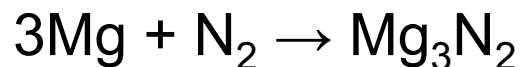
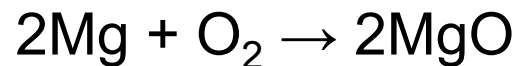
Beryllium se používá ke konstrukci jaderných zbraní, kde plní dvojí funkci. Plášť z beryllia okolo štěpného materiálu slouží jako účinný odrážecí neutronů, berylliový neutronový reflektor umožňuje ve zbrani použít menší, než teoretické kritické množství štěpného materiálu. Berylliový terčik může být v kombinaci se silným α -zářičem, obvykle se používá polonium 210, využít jako zdroj neutronů potřebných k nastartování štěpné reakce. Neutronový iniciátor podstatně ovlivňuje dynamiku řetězové reakce v celém objemu štěpného materiálu.

Beryllium i jeho sloučeniny jsou vysoce toxické látky a řadí se mezi karcinogeny 2. kategorie.

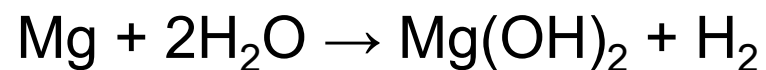


Hořčík

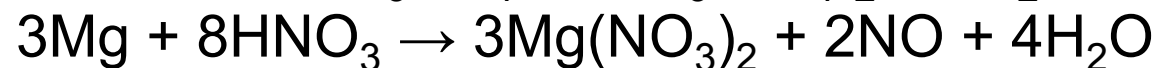
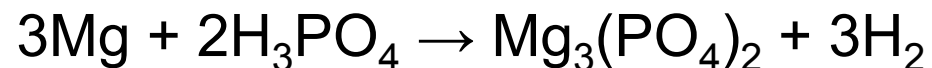
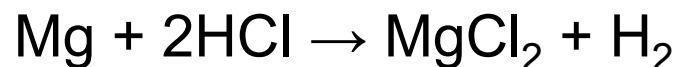
je stříbřitě bílý, lesklý a poměrně měkký kov. Zapálen na vzduchu hořčík shoří intenzivním, **oslnivě bílým plamenem** (používal se jako blesk při fotografování) za vzniku oxidu MgO a nitridu Mg₃N₂. Průběh hoření hořčíku popisují rovnice:



Za zvýšené teploty reaguje s vodou za vzniku hydroxidu hořečnatého a vývoje vodíku:

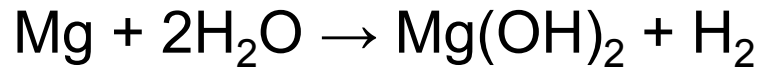


Reakce hořčíku s minerálními kyselinami probíhá za vývoje vodíku, reakce hořčíku s kyselinou dusičnou probíhají bez vzniku vodíku:



MRE (Meal, ready to eat)

= potraviny původně určené do bojového nasazení. Ohříváč se aktivuje přilitím vody, která reaguje s práškovým hořčíkem (ve slitině s malým množstvím železa, za přítomnosti kuchyňské soli) uvnitř obalu.



Exotermická reakce mezi vodou a hořčíkem umožní přivedení vody k varu, vzniklá pára dokonale prohřeje dávku potravin asi za 10 minut.



Hořčík reaguje také s koncentrovanými horkými roztoky amonných halogenidů:



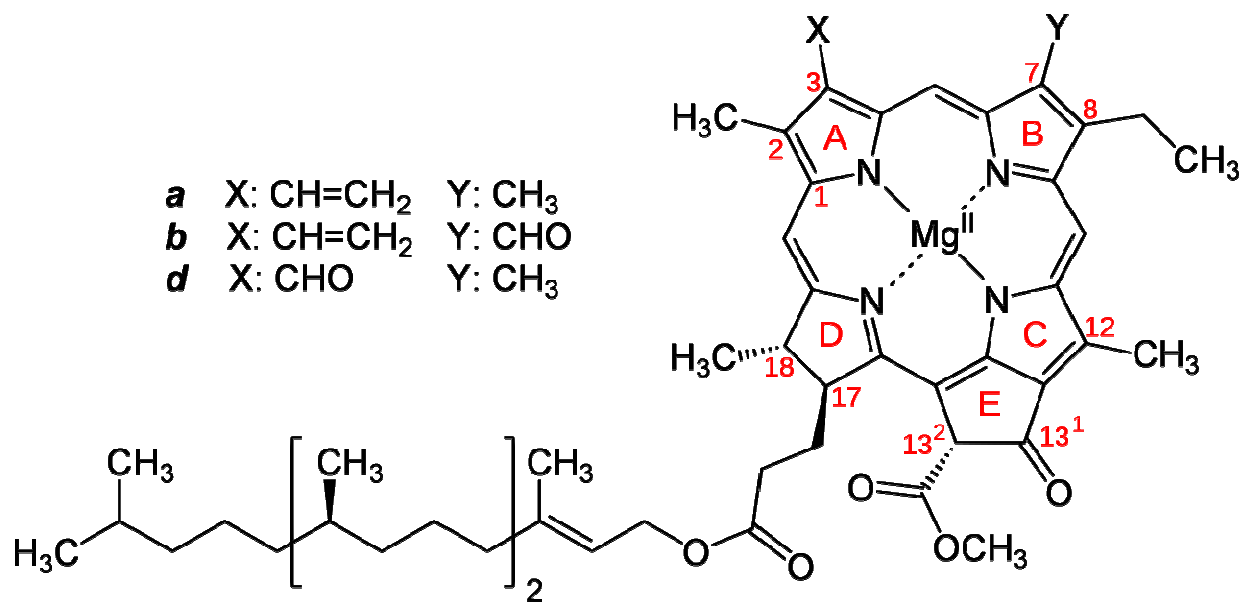
Za laboratorní teploty reaguje s vlhkým chlorem, s vodíkem se slučuje na hydrid MgH_2 při teplotě 175°C , s dusíkem a amoniakem reaguje za vzniku nitridu Mg_3N_2 až při teplotě nad 780°C , s křemíkem tvoří silicid Mg_2Si při teplotách nad 650°C

Vodné roztoky solí hořčíku jsou bezbarvé, mezi barevné výjimky patří rozpustný žlutý chroman hořečnatý MgCrO_4 . Nerozpustné sloučeniny hořčíku jsou bílé látky.

V přírodě se elementární hořčík vyskytuje pouze jako dvojmocný kation ve sloučeninách. Mezi nejdůležitější minerály hořčíku patří **magnezit** MgCO_3 , **dolomit** $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, **serpentin** $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, **spinel** $\text{MgO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$, **karnalit** $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, **kieserit** $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, **olivín** MgSiO_4 , **azbest** $\text{H}_4\text{Mg}_3\text{Si}_2\text{O}_9$, **mastek** $\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_2$, **pyrop** $\text{Mg}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_4)_3$, **brucit** $\text{Mg}(\text{OH})_2$ a **sepiolit** $\text{Mg}_3[\text{Si}_4\text{O}_{10}] \cdot \text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

Hořčík se významnou mírou podílí na složení mořské vody. Spolu s vápníkem je hořčík nejčastější příčinou tvrdosti přírodních vod.

Hořčík je důležitý biogenní prvek, jako významná složka **chlorofylu** se vyskytuje ve všech zelených rostlinách. Dostatečný obsah hořčíku v potravinách je podmínkou správné funkce lidského organismu.



Výroba hořčíku

Hořčík se vyrábí zejména tavnou elektrolýzou MgCl_2 , méně často termickými způsoby z MgO .

Chlorid hořečnatý potřebný pro elektrolytickou výrobu hořčíku se připravuje rozdílnými způsoby podle druhu vstupní suroviny.

Pokud se jako surovina používá **dolomit** $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, provádí se nejčastěji norský postup, který spočívá v pálení dolomitu za vzniku oxidů MgO a CaO , následuje hydratace oxidů za vzniku hydroxidů Mg(OH)_2 a Ca(OH)_2 , nerozpustný hydroxid hořečnatý se po odfiltrování kalcinuje za vzniku MgO , který se chloruje za přítomnosti uhlíku za vzniku MgCl_2 .

Jestliže se jako vstupní surovina používá **serpentinit** $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, provádí se kanadský postup, který spočívá v louhování suroviny kyselinou chlorovodíkovou, vzniklý chlorid hořečnatý z roztoku vykryštalizuje, po opětovném rozpuštění se provádí čištění pomocí iontoměničů, následuje další krystalizace a sušení.

Pokud se k přípravě chloridu hořečnatého používá **mořská voda**, nejprve se z ní působením vápenného mléka vysráží hydroxid hořečnatý Mg(OH)_2 a ten se působením kyseliny chlorovodíkové převede na chlorid hořečnatý MgCl_2 .

Nejjednodušší je využití **karnalitu** $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, který se kalcinací zbaví krystalické vody a je připraven k elektrolýze.

Vlastní výroba hořčíku se provádí **elektrolýzou taveniny bezvodého chloridu hořečnatého** s přidavkem NaCl a KCl (*snížení teploty tání, zvýšení elektrické vodivosti*), CaCl_2 (*zvýšení hustoty elektrolytu*) a CaF_2 (*rychlejší spojování kapek hořčíku*).

Surový hořčík se **rafinuje** přetavováním pod vrstvou solné taveniny nebo v atmosféře inertních plynů. Rafinace hořčíku na vysokou čistotu se provádí sublimací ve velmi zředěné atmosféře argonu.

Méně rozšířené, a dnes téměř nepoužívané způsoby výroby hořčíku jsou **karbotermický, karbidotermický a silikotermický** způsob výroby hořčíku redukcí MgO , je možná také aluminotermická výroba z MgCl_2 .

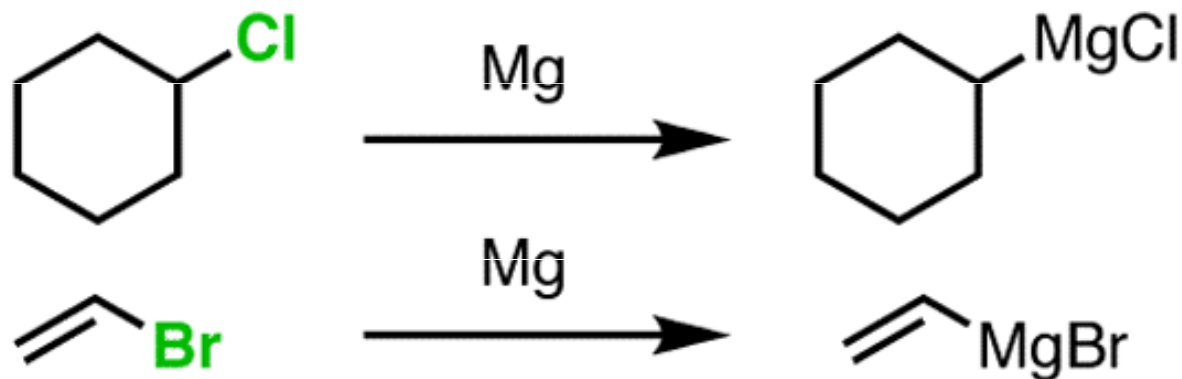
Karbotermická a karbidotermická výroba hořčíku se prováděla v elektrické obloukové peci redukcí oxidu hořečnatého karbidem vápenatým nebo uhlím při teplotě $1200\text{ }^\circ\text{C}$. Silikotermický způsob výroby hořčíku se provádí redukcí páleného dolomitu křemíkem nebo ferrosiliciem v ocelolitinových retortách zahřívaných až na teplotu $2000\text{ }^\circ\text{C}$.

Praktické využití

V minulosti se práškový hořčík ve směsi s vhodnými oxidy používal jako zdroj intenzivního světla pro fotografické blesky.

Největší uplatnění dnes nalézá hořčík jako součást lehkých slitin a jako redukční činidlo pro výrobu dalších kovů (titan, zirkonium, niob, hafnium) Krollovým postupem.

Jako součást Grignardova činidla nalézá hořčík uplatnění ve velké řadě organických syntéz.



Slitiny hořčíku

Větší praktický význam než čistý kov, mají pro technickou praxi slitiny hořčíku. Mezi nejdůležitější a nejstarší hořčíkové slitiny patří **dural** (Mg+Al+Cu+Mn), elektron (Mg+Al+Zn+Mn) a magnalium (Mg+Al).

Moderní slitiny hořčíku obsahují příměsi i dalších prvků, označování hořčíkových slitin písmennými kódy:

hořčíková slitina s označením **AE42** obsahuje kromě 4% hliníku také cca 2,5% neodymu, komerčně úspěšná slitina **ZE41** obsahuje 4,2 % zinku a 1,2 % neodymu. Další technicky využívané hořčíkové slitiny jsou AZ91, AM20, AM50, AM60, AS21, ZC63, EZ33, QE22, WE54. Hořčík se také používá k výrobě biodegradovatelných lékařských implantátů (*slitiny Mg-Ca nebo Mg-Zn-Ca*).

Hořčíkové kompozity

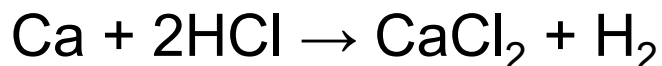
Progresivním konstrukčním materiálem jsou **hořčíkové kompozity**, které se vyrábějí vkládáním výztuže ve tvaru částic nebo vláken různé délky do hořčíkové matrice - "*Metal Matrix Composites*" – MMCs. Jako výztuž se nejčastěji používá oxid hlinitý, uhlíková vlákna, karbid křemíku SiC a karbid boru B₄C. Hořčíkové kompozity se vyrábějí metodami práškové metalurgie, difuzním spojováním výztuže s matricí nebo infiltrací vláken výztuže roztaveným kovem.

Vápník

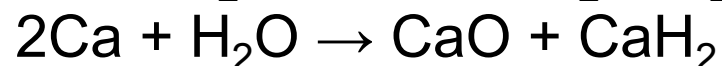
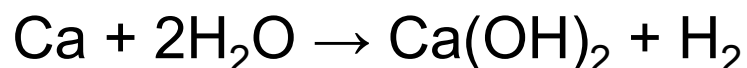
je šedobílý, na čerstvém řezu lesklý, měkký, neušlechtilý kov. Na vzduchu se oxiduje, po zahřátí hoří:



Snadno se rozpouští ve zředěných minerálních kyselinách:

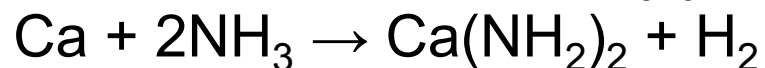
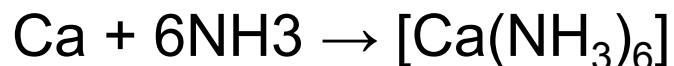


Prudce reaguje s vodou za vzniku hydroxidu a vývoje vodíku, při teplotě nad 200°C reaguje s vodní párou za vzniku oxidu a hydridu:



S fluorem reaguje již za laboratorní teploty, s ostatními halogeny se přímo slučuje až při teplotách nad 200°C. S kyslíkem reaguje při teplotě nad 300°C, s uhlíkem se slučuje při teplotě nad 550°C.

S amoniakem reaguje již při teplotě -40°C za vzniku hexaamin vápenatého komplexu, pokud je reakce vápníku s amoniakem katalyzována železem nebo platinou vzniká amid:



Ve sloučeninách se vyskytuje výhradně v oxidačním stupni II. Vytváří také komplexní sloučeniny ve kterých má koordinační číslo 6. Vodné roztoky solí vápníku jsou bezbarvé, nerozpustné sloučeniny vápníku jsou bílé, mezi barevné výjimky patří žlutý chroman vápenatý CaCrO_4 , modrý boritan vápenatý $\text{Ca}_3(\text{BO}_3)_2$ nebo černý silicid vápenatý CaSi_2 .

V přírodě se elementární vápník nevyskytuje, ale v zemské kůře je v množství 3,25 % hmot. rozptýlen ve svých sloučeninách. Vápník je třetí nejrozšířenější kov a pátý nejrozšířenější prvek v přírodě.

Nejdůležitějšími užitkovými nerosty vápníku jsou minerály **kalcit** (vápenec) a **aragonit** CaCO_3 , **dolomit** $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, **anhydrit** $\text{CaSO}_4 \cdot 0.5\text{H}_2\text{O}$ a **sádrovec** $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, **apatit** $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{F}, \text{Cl}, \text{OH})$ a **fluorit** (kazivec) CaF_2 . K velice vzácným minerálům vápníku patří sulfid **oldhamit** CaS , který se výjimečně nalézá v některých meteoritech.

V kostech a zubech živočichů se nachází hydroxyapatit ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$), CaCO_3 , je základní stavební materiál korálů, ramenonožců, schránek měkkýšů a skořápek vajec plazů a ptáků.

V množství 0,16 % hmot. se vápník nachází také v mořské vodě a spolu s hořčíkem způsobuje tvrdost vody.

Obrovský praktický význam mají sloučeniny vápníku zejména pro výrobu stavebních materiálů (cement, sádra, vápno).

Mineralogickou zvláštností jsou přírodní vápenaté sloučeniny organických kyselin,

Acetáty: **calclacit** $\text{Ca}[\text{Cl}_2\text{CH}_3\text{COO}]\cdot 10\text{H}_2\text{O}$ a **paceit** $\text{CaCu}(\text{CH}_3\text{COO})_4\cdot 6\text{H}_2\text{O}$,

Fomiáty: **formicait** $\text{Ca}(\text{HCOO})_2$

Oxaláty: **whewellit** $\text{Ca}(\text{C}_2\text{O}_4)\cdot \text{H}_2\text{O}$, **weddelit** $\text{Ca}(\text{C}_2\text{O}_4)\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ a **caoxit** $\text{Ca}(\text{C}_2\text{O}_4)\cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Oxaláty whewellit a weddelit se také vyskytují jako součást ledvinových a močových kamenů.

Na dně Weddelova moře u Anktarktidy byl v roce 1936 v hloubce 2600 m nalezen unikátní minerál vápníku odvozený od kyseliny citronové **earlandit** $\text{Ca}_3(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7)\cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

Vápník je nejdůležitější látkou při tvorbě kostí a zubů, je nutný k přenosu nervových vzruchů, ovlivňuje srážlivost krve, aktivuje některé hormony a kontroluje rovnováhu kyselin.

Výroba vápníku

Podobně jako ostatní kovy alkalických zemin, se i vápník vyrábí **elektrolýzou taveniny svých halogenidů**. Základní surovinou pro elektrolytickou výrobu vápníku je chlorid vápenatý CaCl_2 získávaný chlorací oxidu vápenatého. Anoda je grafitová, **katoda je tekutá** ze slitiny vápníku s mědí, zinkem nebo olovem. Elektrolýza probíhá při teplotě 700°C , slitina se během ní postupně obohacuje vápníkem a je z elektrolyzérou odváděna.

Čistý vápník se z obohacené slitiny odděluje destilací při teplotě 1000°C a tlaku 20 kPa. Pro řadu technických aplikací se vápník ze slitiny neodděluje.

V menší míře se používá také **elektrolýza se železnou katodou**.

Kromě tavné elektrolýzy se provádí **aluminotermická výroba** vápníku. Brikety slisované z oxidu vápenatého a práškového hliníku se za normálního tlaku zahřívají na teplotu 1200°C v nerezové retortě:



Po ukončení redukce se snížením tlaku na 3Pa oddestiluje čistý vápník.

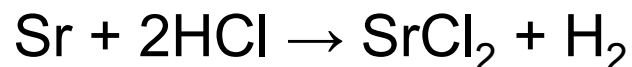
Produktem obou výrobních metod je kovový vápník ve formě desek nebo tyčí o čistotě 98-99%.

Kovový vápník nachází využití jako **součást některých slitin** a jako **redukční činidlo** pro výrobu kovů ze skupiny lanthanoidů.

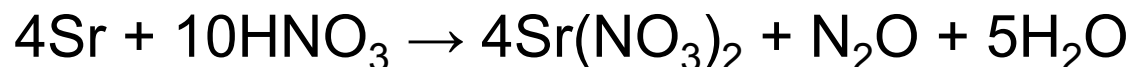
Stroncium

je šedobílý, lesklý a poměrně měkký kov. Kovové stroncium se na vzduchu rychle pokrývá nažloutlou vrstvou oxidu strontnatého. Jsou známy tři krystalografické modifikace, práškové stroncium je pyroforní, na vzduchu hoří.

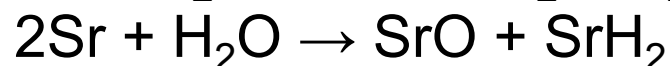
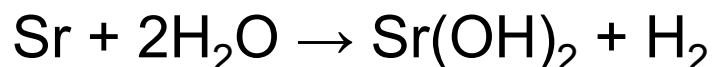
Stroncium reaguje s neoxidujícími kyselinami za vzniku strontnaté soli a vývoje vodíku:



Se zředěnou kyselinou dusičnou reaguje za vzniku strontnaté soli a vývoje oxidu dusného, s velmi zředěnou kyselinou vzniká dusičnan amonný:



Za normální teploty reaguje s vodou za vzniku hydroxidu strontnatého, při teplotě nad 200°C reaguje s vodní párou za vzniku oxidu a hydridu strontnatého:



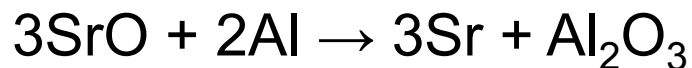
Stroncium je chemicky značně reaktivní prvek, s řadou ostatních prvků se přímo slučuje.

Ve sloučeninách vystupuje stroncium téměř výhradně jako dvojmocný kation Sr^{2+} , za zvláštních podmínek může stroncium ve sloučeninách existovat i v oxidačním stupni -II jako stroncidový anion. Stroncidy jsou velmi nestabilní sloučeniny, které působí jako silná redukční činidla.

Vodné roztoky solí stroncia jsou bezbarvé, nerozpustné sloučeniny stroncia jsou bílé látky, mezi barevné výjimky patří žlutý chroman strontnatý SrCrO_4 .

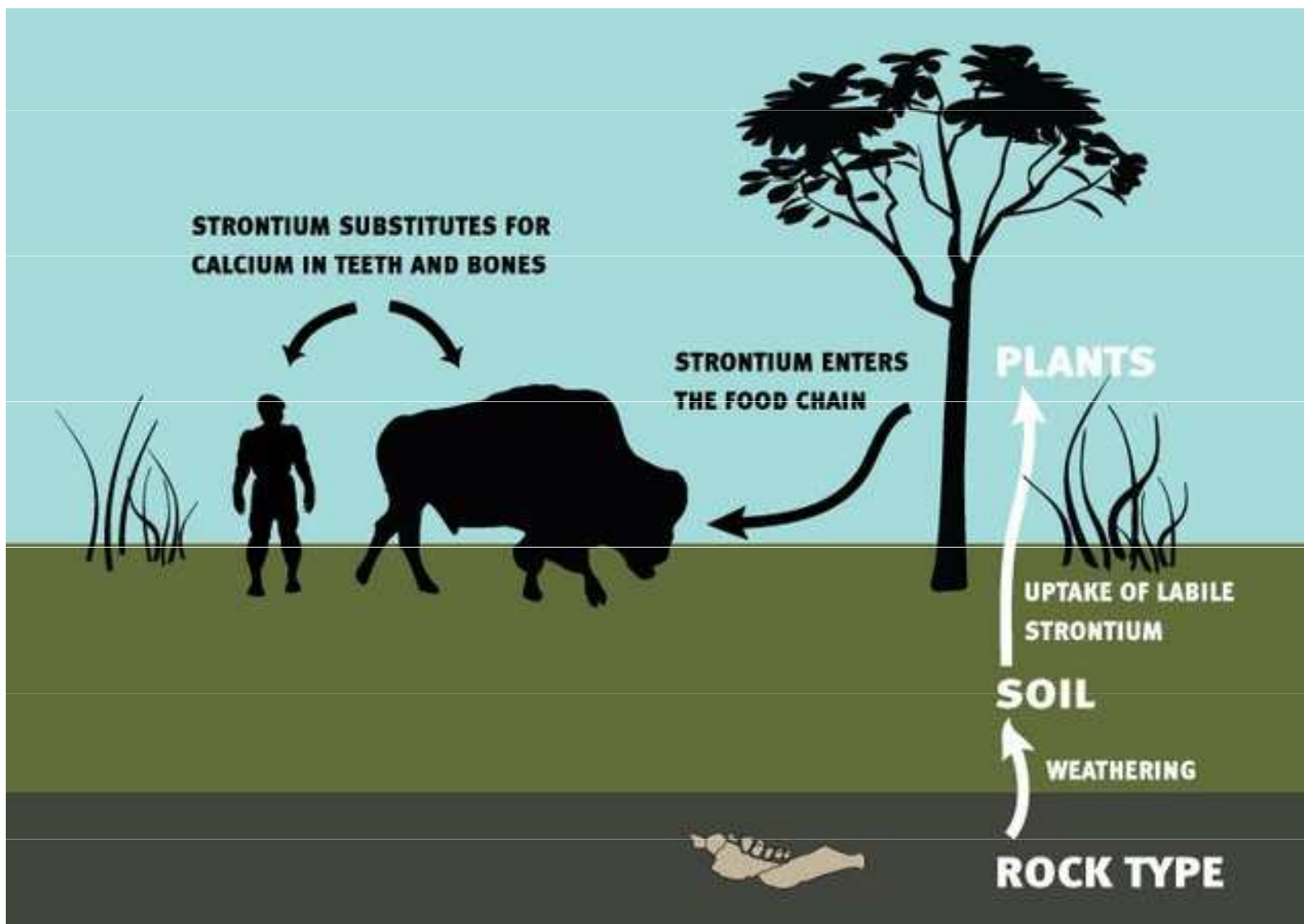
Hlavním **zdrojem stroncia** pro průmyslovou výrobu je dusičnan strontnatý $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$, který se získává jako vedlejší produkt při výrobě kombinovaných hnojiv typu NPK rozkladem přírodních fosfátů kyselinou dusičnou. Z rozložené břečky se dusičnan odděluje krystalizací, konverzí s uhličitanem amonným se převádí na uhličitan strontnatý, který je základní látkou pro přípravu všech dalších sloučenin stroncia.

Výroba kovového stroncia se provádí **elektrolýzou tavenin** jeho halogenidů nebo **aluminotermickou redukcí** oxidu strontnatého:



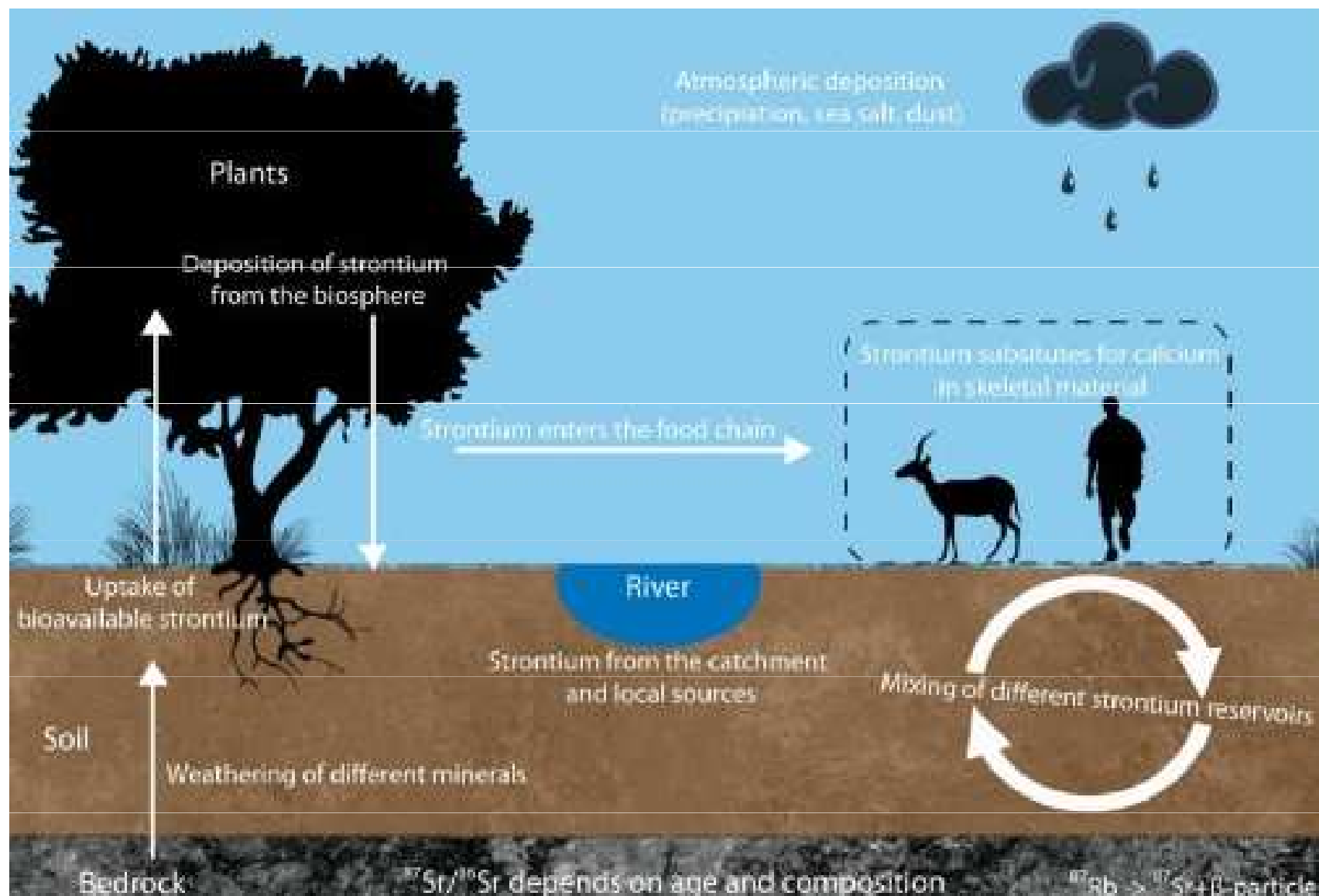
Kovové stroncium je součástí některých **lehkých slitin**, přídavek stroncia se používá pro **výrobu ferrito-keramických magnetů**.

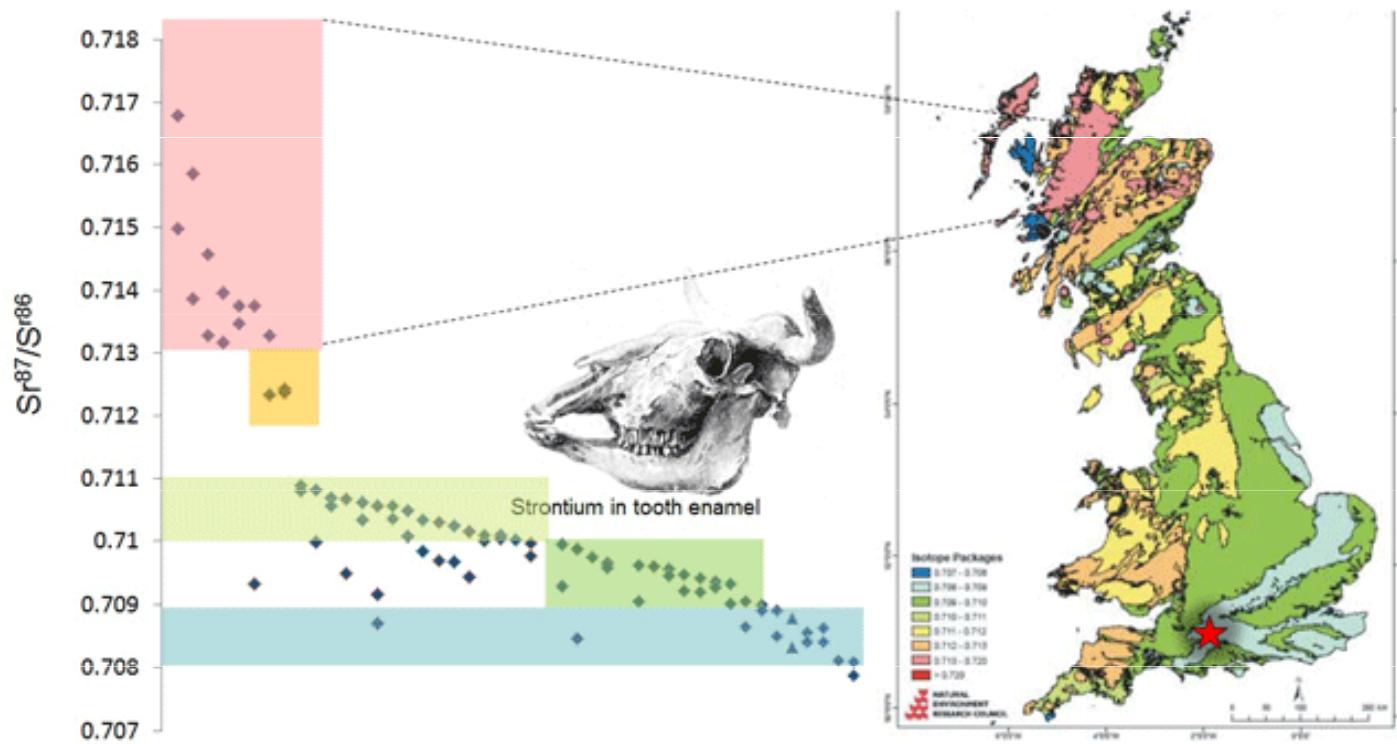
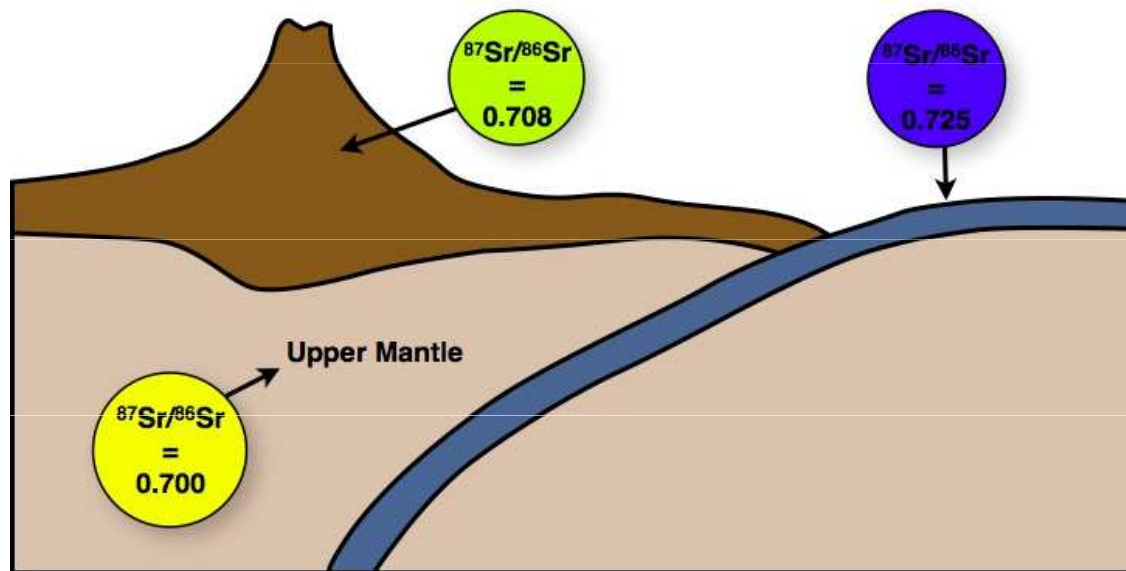
Radioaktivní izotop ^{90}Sr (poločas rozpadu 28.8 let) vznikal při zkouškách jaderných zbraní, zabudovával se do koster lidí a živočichů.



Jako silný zdroj beta záření se využívá v radioterapii a jako trvanlivý a lehký energetický zdroj pro satelity, automatické meteostanice a navigační bóje.

Stroncium tvoří celkem 28 izotopů s hmotnostními čísly 75 až 102, z toho čtyři (^{84}Sr , ^{86}Sr , ^{87}Sr a ^{88}Sr) jsou stabilní a jsou součástí přírodního stroncia, ve kterém má nejvyšší podíl (82,6 %) izotop ^{88}Sr .

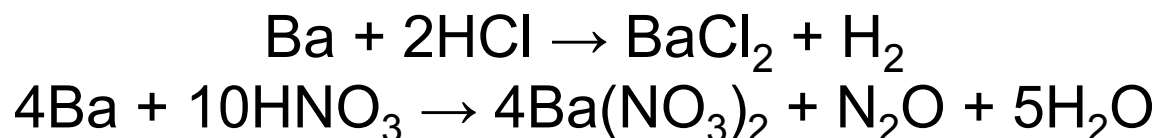




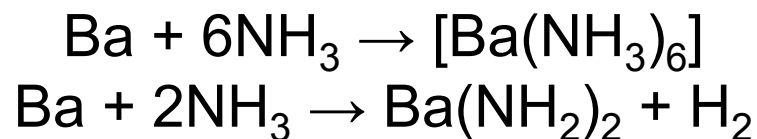
Baryum

je šedobílý, lesklý a měkký kov. Baryum je chemicky značně reaktivní prvek s elektropozitivním charakterem. Zapáleno hoří na vzduchu za vzniku oxidu BaO, peroxidu BaO₂ a nitridu Ba₃N₂, s vodou bouřlivě reaguje za vzniku hydroxidu Ba(OH)₂ a vývoje vodíku.

Dobře se rozpouští ve zředěných minerálních kyselinách:



Se všemi halogeny se přímo slučuje při teplotě nad 100°C, se sírou reaguje při teplotě 150°C, s vodíkem tvoří hydrid při teplotě okolo 300°C, s uhlíkem se slučuje při teplotě nad 500°C. Naopak s amoniakem reaguje za vzniku hexaaminbarnatého komplexu již za teploty -40°C. Pokud je reakce barya s amoniakem katalyzována platinou, nevzniká uvedený komplex, ale amid:



Práškové baryum může být pyroforní.

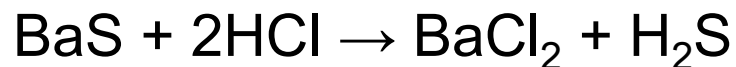
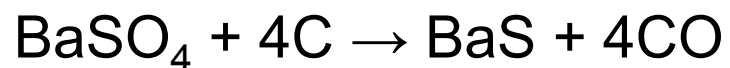
Všechny rozpustné sloučeniny barya jsou jedovaté.



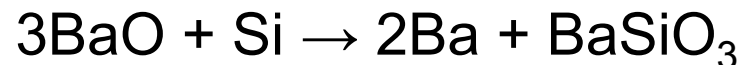
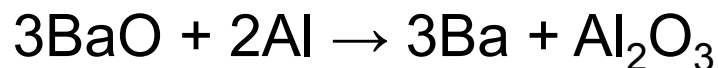
Žlutý chroman barnatý BaCrO_4 , jedna z mála barevných sloučenin barya.
Vodné roztoky solí barya jsou bezbarvé.

V přírodě se elementární baryum nevyskytuje, jeho výskyt je znám pouze ve sloučeninách, ve kterých vystupuje výhradně jako dvoumocný kation Ba^{2+} . Nejznámějšími minerály barya jsou **baryt** BaSO_4 , **witherit** BaCO_3 a **nitrobaryt** $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, **benitoid** BaTiSi_3O se využívá ve šperkařství jako náhrada diamantu.

Výroba barya se provádí **tavnou elektrolýzou fluoridu nebo chloridu**. Nejprve se provede redukce barytu uhlíkem. Redukce barytu se provádí v elektrické peci při teplotě $950\text{-}1100^\circ\text{C}$ a jejím produktem je rozpustný sulfid barnatý, který se reakcí s kyselinou fluorovodíkovou nebo chlorovodíkou převede na příslušný halogenid potřebný k tavné elektrolýze:



Dalším způsobem výroby barya je **redukce** oxidu barnatého **hliníkem nebo křemíkem**:



Baryum se používá jako složka některých **slitin** (*slitina barya s niklem se používá na kabely k zapalovacím svíčkám*).

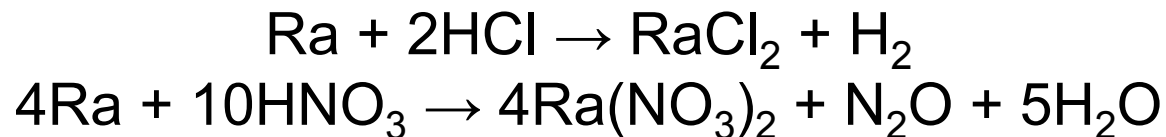
Páry barya se používají jako **redukční činidlo** při přípravě protaktinia, neptunia i některých dalších transuranů.

Značný význam má baryum, ve formě tzv. **YBCO** (*Yttrium Baryum Copper Oxide*) oxidů, při výzkumu a vývoji supravodičů.

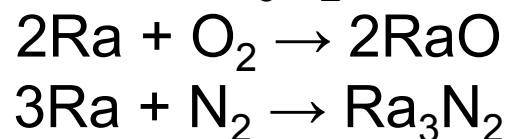
Radium

je bílý, lesklý radioaktivní kov (záření α a β , ionizuje vzduch), chemickými vlastnostmi podobný baryu, je však ještě reaktivnější: na vzduchu ihned zčerná - tvoří se oxid a nitrid (Ra_3N_2)

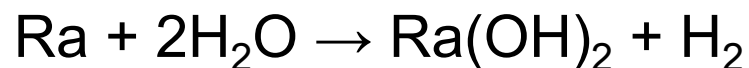
V minerálních kyselinách se rozpouští za vzniku radnaté soli a vývoje vodíku, výjimkou je reakce radia se zředěnou kyselinou dusičnou, při které se vodík neuvolňuje:



Při zahřátí na teplotu 100°C na vzduchu radium hoří za vzniku oxidu radnatého RaO a nitridu radnatého Ra_3N_2 :



S vodou reaguje kovové radium prudce za vývoje vodíku a za vzniku hydroxidu radnatého:



s vodou reaguje z kovů II. hlavní podskupiny nejbouřlivěji.

Reakce s fluorem a chlorem nastává za vzniku fluoridu radnatého RaF_2 a chloridu radnatého RaCl_2 již za laboratorní teploty, se sírou se slučuje na sulfid radnatý RaS při teplotě 150°C .

Ve sloučeninách vystupuje radium v oxidačním stupni II jako radnatý kation Ra^{2+} . Radnaté soli, s výjimkou dusičnanu radnatého $\text{Ra}(\text{NO}_3)_2$, jsou velmi málo rozpustné ve vodě, jsou obvykle bezbarvé, s výjimkou žlutého chromanu radnatého RaCrO_4 . Na vzduchu modře světélkují a bezbarvý plamen zbarvují intenzivně karmínově červeně.

Radium se v přírodě vyskytuje společně s radonem, velmi vzácně jako součást rud uranu, z kterých se složitým postupem ve velmi malém množství získává, a v důlních vodách uranových dolů. Známým nerostem radia je **radiobaryt** $(\text{Ba},\text{Ra})\text{SO}_4$.

Pro objev radia měla zásadní význam těžba uranových rud a výroba uranových barev v Jáchymově. Právě v odpadu z jáchymovské továrny na uranové barvy objevila M. Curie-Sklodovská v roce 1898 nový prvek – **radium**.

Praktické využití nachází radium jako zdroj radioaktivního záření pro léčebné, diagnostické i další účely.



V kovové formě bylo radium připraveno až v roce 1910 (*M. Curie, A. Debierne*) **elektrolýzou taveniny chloridu radnatého** RaCl_2 . Na rtuťové katodě se radium vyloučilo ve formě amalgamu, ze kterého bylo získáno destilací ve vodíkové atmosféře. Později bylo kovové radium připraveno také **termickým rozkladem azidu** $\text{Ra}(\text{N}_3)_2$ a **vakuovou redukcí** oxidu RaO hliníkem při teplotě 1200°C .

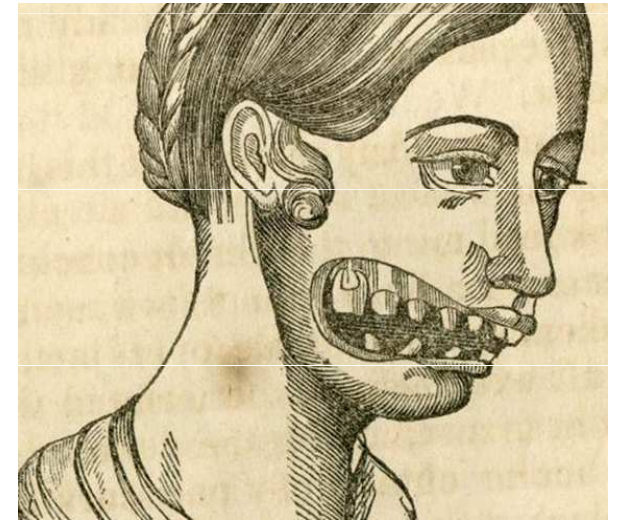
Čisté kovové radium se nevyrábí, pro technické a léčebné využití se používají pouze jeho **sloučeniny**. Rudný koncentrát rudy s obsahem radia se oxidačně praží, tím dojde k odstranění síry a arsenu. Výpražek se rozpustí v kyselině sírové. Působením chloridu barnatého se vysráží radium, v roztoku zůstane uran. Usazenina se převede varem s uhličitanem sodným ze síranů na uhličitany a následně kyselinou chlorovodíkovou na chloridy.

Oddělování radia od barya klasickou Curieovou metodou je založeno na frakční krystalizaci, závislé na rozdílné rozpustnosti chloridů radia a barya. Roztok chloridů se odpařuje, až do vzniku zárodečných krystalů, po ochlazení se objeví shluky krystalů bohatší na radium. Krystaly se oddělí, a celý postup se několikrát opakuje, až roztok žádné radium neobsahuje.

Moderní ruský postup oddělování radia od barya využívá frakční srážení radia chromanem barnatým BaCrO_4 .

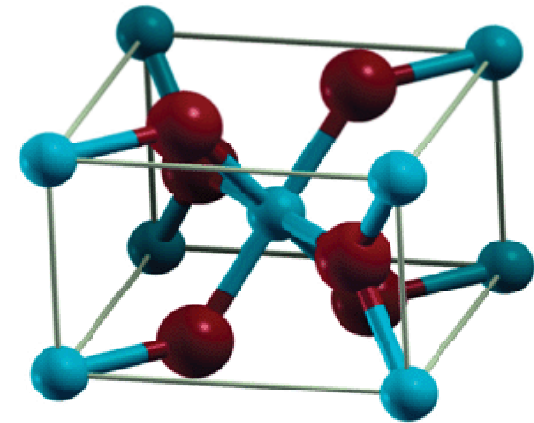
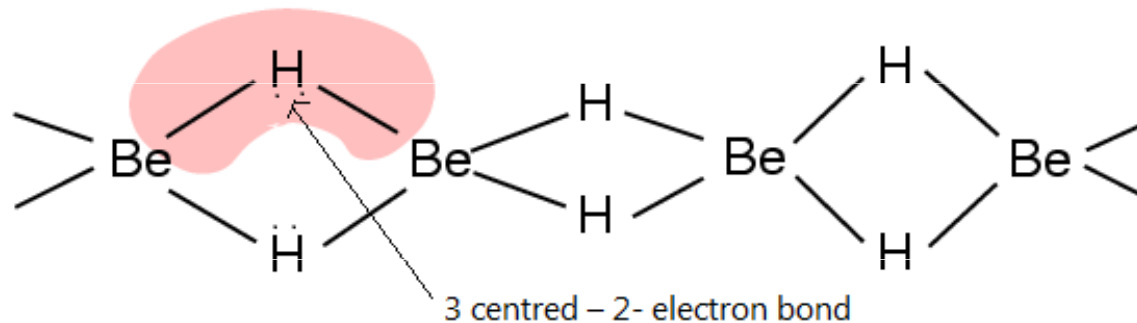
Radiové dívky (radium girls)

- byly malířky ciferníků speciálních vojenských hodinek. Ciferníky se natíraly materiálem obsahujícím radium, aby ve tmě svítily. Dělnice při práci nepoužívaly žádné ochranné pomůcky a radioaktivním účinkům tak byly vystaveny i několik hodin denně. Důsledkem bylo zejména vypadávání zubů, vlasů a nádorová onemocnění.



Hydridy

Hydridy beryllia BeH_2 a **hořčíku** MgH_2 mají schopnost polymerovat a tvořit makromolekulární řetězce.



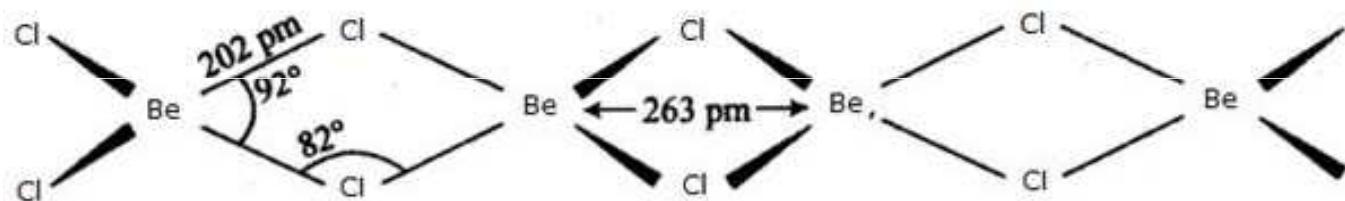
Hydridy hořčíku MgH_2 nebo $\text{Mg}(\text{AlH}_4)_2$ mají značnou perspektivu jako bezpečné zásobníky vodíku.

Hydridy Ca, Sr a Ba – iontové hydridy (kation kovu a anion H^-), bezbarvé, krystalické látky, silná redukční činidla.

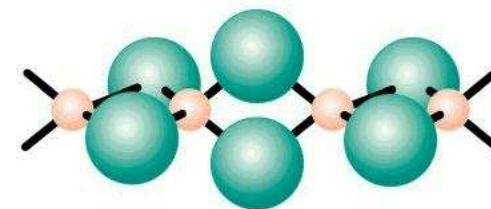
Sloučeniny s halogeny

Fluorid beryllnatý BeF_2 se používá v biochemii jako inhibitor reakcí proteinů a ve směsi s fluoridem lithným LiF jako chladivo v experimentálních jaderných reaktorech MSRE (*Molten Salt Reactor Experiment*).

Chlorid beryllnatý BeCl_2 se používá jako katalyzátor v organické chemii.



Structure of BeCl_2 in solid state



Beryllium chloride, BeCl_2

Chlorid hořečnatý MgCl_2 je základní složkou činidla k důkazu kyseliny fosforečné a jejich solí (*hořečnatá soluce*).

Chlorid vápenatý $\text{CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, velmi dobře rozpustný, na dialyzační nebo infuzní roztoky, bezvodý- hygroskopický, se používá k sušení plynů jako tzv. chlorkalciový uzávěr k zamezení přístupu vlhkosti do systému, 30 % vodný roztok tuhne při -48°C .

Bromid vápenatý CaBr_2 se používá k přípravě hustých roztoků pro výplachy ropných vrtů.

Chlorid strontnatý SrCl_2 se používá do zubních past pro citlivé zuby.

Chlorid barnatý BaCl_2 a **bromid barnatý** BaBr_2 jsou důležitými látkami pro snížení obsahu radia při chemickém čištění odpadních důlních vod po těžbě uranu.

Fluorid barnatý BaF_2 slouží k výrobě detektorů rentgenového a gama záření.

Chloristan hořečnatý $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ je hlavní složkou chemických detektorů sirného yperitu - $\text{S}(\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl})_2$.

Chlorečnan vápenatý $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$ a **chloristan vápenatý** $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ se omezeně využívají v pyrotechnice jako silná oxidační činidla.

Bromičnan vápenatý $\text{Ca}(\text{BrO}_3)_2$ se pod označením E 924 používá jako aditivum do mouky (v EU zakázán).

Jodičnan vápenatý $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ je antiseptikum v kosmetických přípravcích.

Chlornan vápenatý $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ je součástí "chlorového vápna" které se připravuje zaváděním chloru do suspenze hydroxidu vápenatého.

Bromid strontnatý SrBr_2 a **chlorečnan strontnatý** $\text{Sr}(\text{ClO}_3)_2$ se využívají v pyrotechnice - barví plamen intenzivně červeně.

Chlornan barnatý $\text{Ba}(\text{ClO})_2$ je bělicí činidlo a antiseptikum.

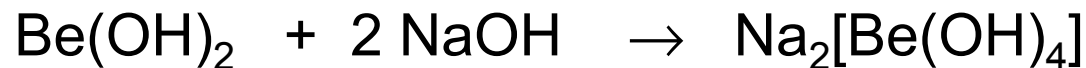
Chlorečnan barnatý $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$ a **chloristan barnatý** $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$ se využívají v pyrotechnice - barví plamen zeleně, krystalický chloristan barnatý $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ se vyznačuje extrémně dobrou rozpustností ve vodě (ve 100 g vody se při teplotě 100 °C rozpustí 6785 g této soli).

Sloučeniny s kyslíkem

Bílý nerozpustný **hydroxid beryllnatý** $\text{Be}(\text{OH})_2$ je výchozí látkou pro přípravu většiny ostatních sloučenin beryllia.

Oxid beryllnatý BeO se používá jako izolant v polovodičových součástkách a je součástí teplovodivých past. BeO lze připravit žíháním hydroxidu $\text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BeO} + \text{H}_2\text{O}$ nebo uhličitanu $\text{BeCO}_3 \rightarrow \text{BeO} + \text{CO}_2$

$\text{Be}(\text{OH})_2$ se rozpouští v nadbytku hydroxidu alk. kovu:



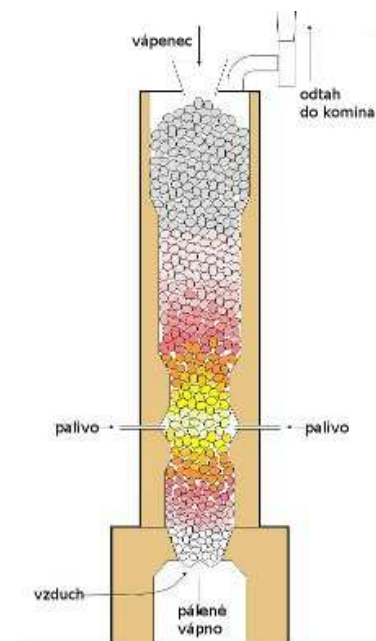
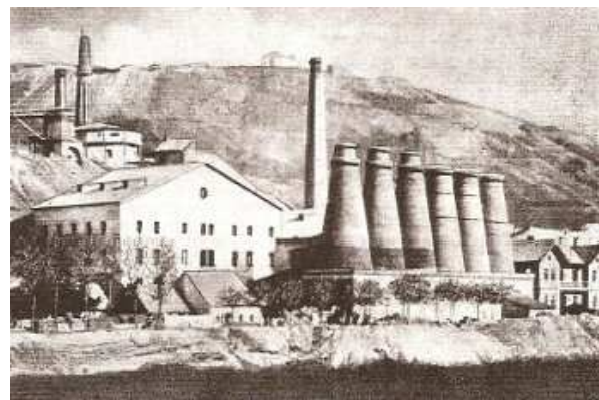
Oxid hořečnatý MgO se používá k výrobě žáruvzdorných materiálů. MgO je tzv. "pálená magnezie". Přípraví se vyžíháním uhličitanu nebo hydroxidu. Reaguje pomalu s vodou $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$.

Oxid vápenatý - pálené vápno - vyrábí se žíháním vápence

Pálení vápence probíhá při teplotě $900 - 1100 \text{ }^\circ\text{C}$

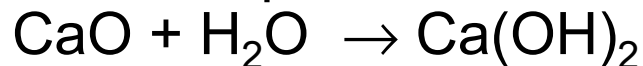


$$\Delta H = 178 \text{ kJ. mol}^{-1}$$



Hydroxid hořečnatý se využívá se k omezení kyselosti žaludečních šťáv (antacidum).

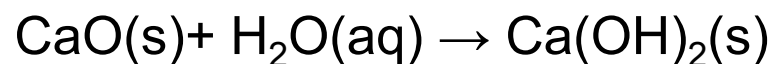
"Hašené vápno" = technický **hydroxid vápenatý**. Hašení vápna:



Ca(OH)_2 - mírně rozpustný ve vodě - roztok se nazývá "vápenná voda"; silná zásada, hojně využívaná k alkalizaci v průmyslu, "natronové vápno" - směs hydroxidů sodného a vápenatého.



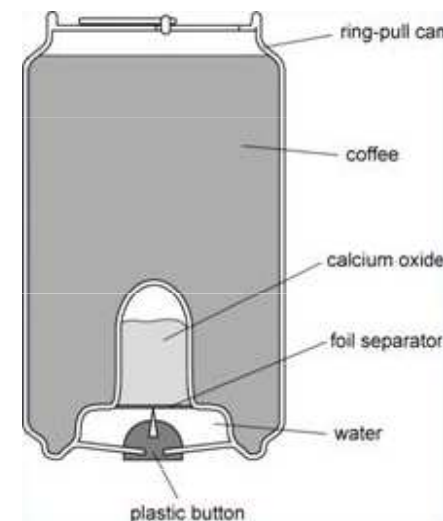
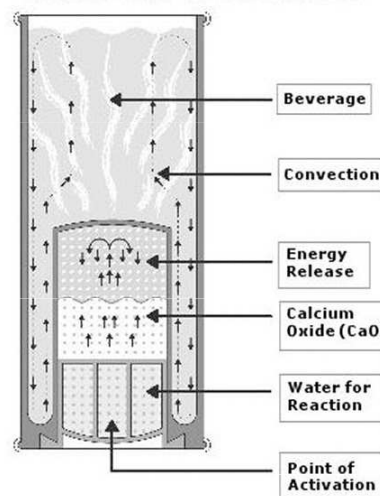
Teplo které se uvolňuje při reakci oxidu vápenatého s vodou se také využívá v samoohřívacích konzervách:



$$\Delta H = -65.3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

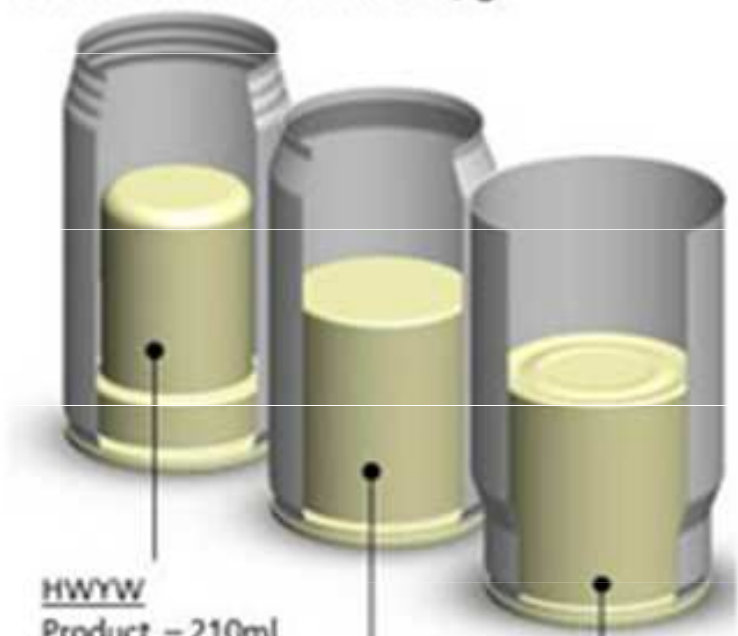


THE ONTECH SELF-HEATING CONTAINER



Quicklime

(Calcium Oxide + Water → Calcium Hydroxide)



HWYW
Product – 210ml
HEU – 109ml
2:1

HotCan
Product – 200ml
HEU – 136ml
1.5:1

Drinks 2 Go
Product – 200ml
HEU – 180ml
1:1

Dry-Thermic

(Aluminium + Silicon Dioxide → Aluminium Oxide + Silicon)



HEAT^o
GENIE

Product – 270ml*
HEU – 54ml*
5:1*



* = development figures

Peroxid vápenatý CaO_2 se používá jako hnojivo a jako oxidační činidlo při dekontaminaci vody znečištěné ropnými produkty.

Oxid strontnatý SrO je součástí glazur a skel.

Peroxid strontnatý SrO_2 se používá jako bělidlo, antiseptikum a zejména jako součást značkovací světelné munice.

Hydroxid barnatý Ba(OH)_2 slouží jako katalyzátor při přípravě některých cyklických ketonů (*příprava cyklopentanonu cyklizací kyseliny adipové*).

Oxid barnatý BaO se používá ve sklářství k úpravě indexu lomu a jako katalyzátor některých organických reakcí.

Peroxid barnatý BaO_2 se využívá v pyrotechnice - barví plamen zeleně, k výrobě peroxidu vodíku a je hlavní součástí iniciačních složí pro snadnější zapálení směsi při aluminotermickém svařování.

Sloučeniny se sírou

Síran hořečnatý MgSO_4 (*Epsomská sůl*, *hořká sůl*) se využívá v lékařství a lázeňství (projímavé účinky), jako potravinářské plnivo E 518 a jako důležitý zdroj hořčíku pro výživu rostlin, zejména jehličnanů.

Hydrogensířičitan vápenatý $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ znám jen v roztocích, účinná složka sulfitových louhů v papírenském průmyslu, příprava zaváděním SO_2 do suspenze hydroxidu vápenatého: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{SO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$

Hemihydrát síranu vápenatého (sádra) $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}$. Výroba zahřátím **sádrovce** $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ na 160°C - částečná dehydratace; tuhnutí sádry je nabírání krystalové vody zpět.

Sulfid strontnatý SrS je součástí depilačních prostředků a luminiscenčních barev.

Sířičitan barnatý BaSO_3 se používá jako bělidlo papíru.

Síran barnatý BaSO_4 je velmi nerozpustný, využívá se jako kontrastní látka při rentgenové diagnostice zažívacího traktu, jako bílý pigment a plnivo.

Sloučeniny s dusíkem

Nitrid beryllnatý Be_3N_2 se používá jako součást žáruvzdorné keramiky.

Dusitan vápenatý $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ slouží k přípravě nemrznoucích roztoků.

Dusičnan strontnatý $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$, v pyrotechnice - barví plamen intenzivně červeně.

Azid barnatý $\text{Ba}(\text{N}_3)_2$ se používá k laboratorní přípravě čistého dusíku a jako výchozí látka pro přípravu dalších azidů.

Dusičnan barnatý $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ je důležitým analytickým činidlem pro určení některých aniontů a využívá se v pyrotechnice - barví plamen zeleně.

Sloučeniny s fosforem

Fosfid vápenatý Ca_3P_2 slouží jako rodenticid a má značné využití v pyrotechnice jako součást samozápalné munice.

Difosforečnan vápenatý $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$ slouží jako abrazivo v zubních pastách.

Sloučeniny s uhlíkem

Uhličitan hořečnatý MgCO_3 , tzv. "bílá magnézie", se používá do zubních past. Přírodní MgCO_3 - magnezit se zpracovává na žáruvzdorné vyzdívky do pecí.

Uhličitan vápenatý CaCO_3 se používá v potravinářství jako stabilizátor a barvivo E 170 a jako bílý malířský pigment mušlová běloba.

CaCO_3 - velmi běžný v přírodě: mramor, křída, vápencová pohoří. Transport vápence v krasových útvarech umožňuje rovnováha ustavující se mezi rozpustným $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ a nerozpustným CaCO_3 :



Tvrdnutí malty: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Uhličitan strontnatý SrCO_3 se používá jako tavidlo do keramických glazur.

Uhličitan barnatý BaCO_3 se používal jako rodenticid a slouží jako katalyzátor při přípravě některých cyklických ketonů (*příprava cyklopentanonu cyklizací kyseliny adipové*).

Mezi další používané vápenaté pigmenty patří **svatojánská běloba** $\text{Ca(OH)}_2 \cdot \text{CaCO}_3$, **kostní běloba** $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCO}_3$ nebo **blancophon** $\text{BaSO}_4 \cdot \text{CaCO}_3$.

Kyanid vápenatý Ca(CN)_2 slouží jako insekticid a rodenticid.

Vysoce toxický **arseničnan vápenatý** $\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$ se v minulosti velmi hojně používal jako herbicid a insekticid k ochraně bavlníku, dnes je jeho použití přísně regulováno a využívá se ve velmi omezené míře k ochraně golfových hřišť.

Octan vápenatý $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$ slouží jako léčivo ke snižování krevní hladiny fosfátů.

Octan barnatý $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba}$ se používá jako mořidlo při barvení tkanin a jako sušidlo nátěrových hmot.

Acetylid vápenatý se používal v karbidových lampách a k výrobě hnojiva kyanamidu vápenatého.

Sloučeniny s křemíkem

Silicid vápenatý CaSi_2 má velmi široké využití ve vojenské i průmyslové pyrotechnice (*výbušné nýty*) a je hlavní účinnou složkou samoohřívacích konzerv.

Křemičitan vápenatý Ca_2SiO_4 se používá k výrobě nehořlavých izolací.

Sloučeniny s borem

Hexaborid vápníku CaB_6 se používá jako dezoxidační činidlo v metalurgii barevných kovů.

Boritan vápenatý $\text{Ca}_3(\text{BO}_3)_2$ je součástí glazur, zpomalovačů hoření a reaktivních samotěsnících pojiv.

Boritan barnatý $\text{Ba}(\text{BO}_2)_2$ je používán jako UV stabilizátor PVC a k výrobě optických součástí pracujících v UV části spektra.

Sloučeniny s d-prvky

Manganan barnatý BaMnO_4 je modrý pigment manganová modř.

Manganistan vápenatý $\text{Ca}(\text{MnO}_4)_2$ je účinnou složkou bělicích zubních past.

Železan barnatý BaFeO_4 je důležité oxidační činidlo v organické chemii.

Ferit BaFe se používá k výrobě permanentních magnetů.

Chroman vápenatý CaCrO_4 se používá jako žlutý pigment vápenatá žluť a jako inhibitor koroze.

Chroman strontnatý SrCrO_4 slouží jako žlutý pigment stronciová žluť k probarvování PVC a jako inhibitor koroze nátěrových hmot na slitiny hořčíku, hliníku a zinku.

Chroman barnatý BaCrO_4 se používá jako pigment baryová žluť, jako inhibitor koroze a jako katalyzátor dehydratace alkanů.

Sloučeniny s d-prvky

Titaničitan strontnatý SrTiO_3 má velmi vysoký index lomu světla a používá se v optice a jako náhrada diamantu.

Titaničitan barnatý BaTiO_3 vykazuje piezoelektrické vlastnosti a využívá se k výrobě mikrofonů a jako dielektrikum v kondenzátorech.