

Prvky II. hlavní podskupiny

Kovy alkalických zemin

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

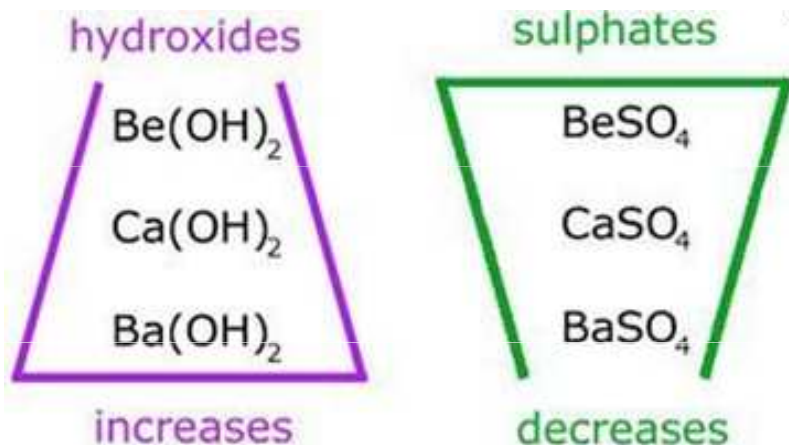
Absence of vacant d - orbitals in its valence shell.

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		$\text{CaO(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2\text{(s)/(aq)}$ $\Delta H = -65\text{kJmol}^{-1}$
SrO		$\text{SrO(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Sr(OH)}_2\text{(s)/(aq)}$ $\Delta H = -83\text{kJmol}^{-1}$
BaO		$\text{BaO(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2\text{(aq)}$ $\Delta H = -103\text{kJmol}^{-1}$

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;

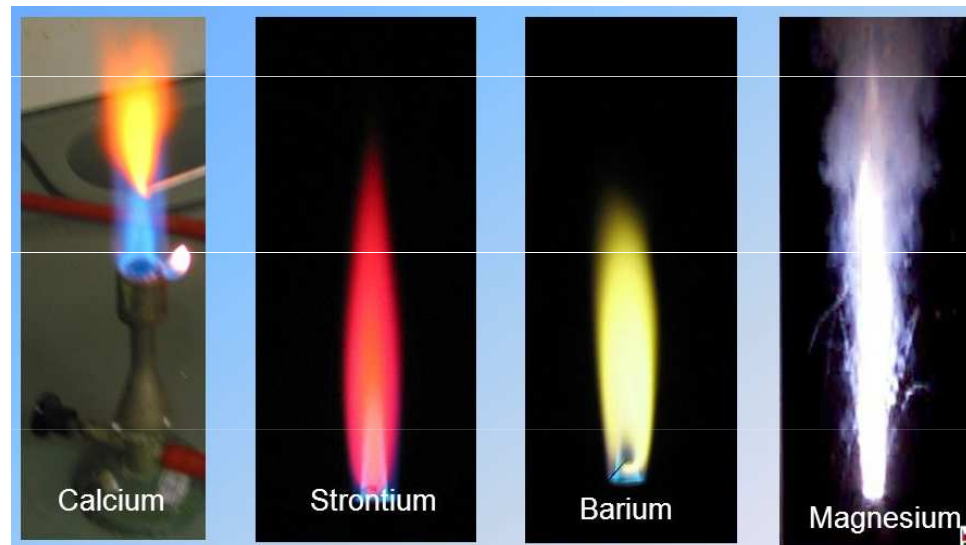
Rozpustnost síranů odstupňována opačně, nejméně rozpustný je BaSO_4

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



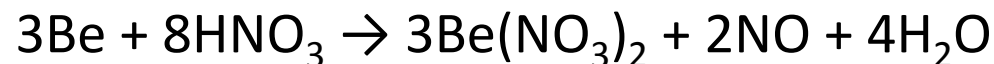
Beryllium

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:



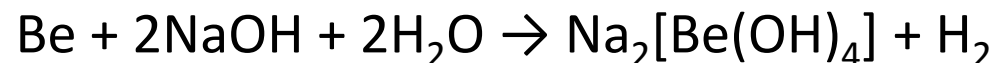
Reakce beryllia se zředěnými oxidujícími kyselinami probíhají bez vývoje vodíku:



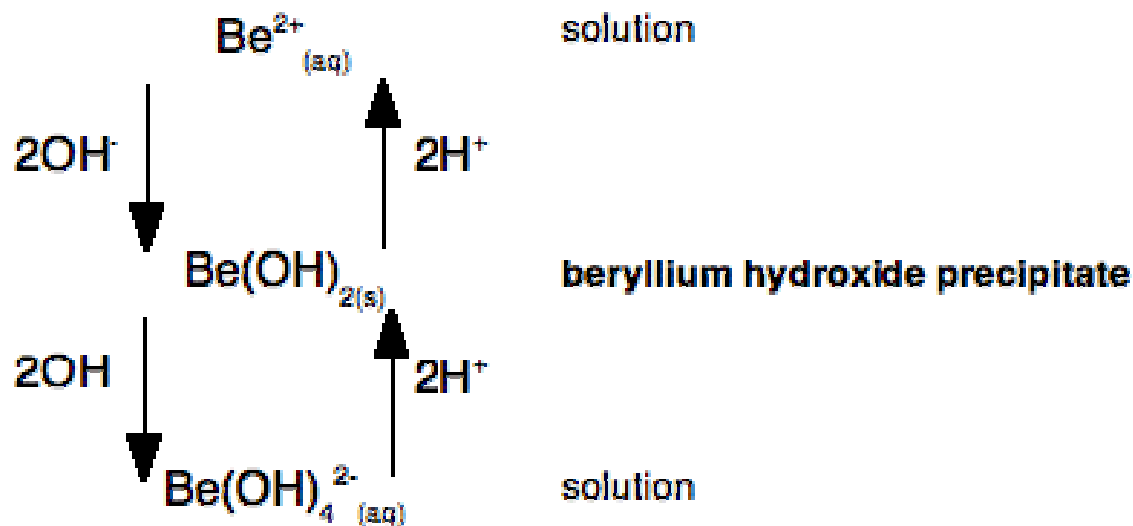
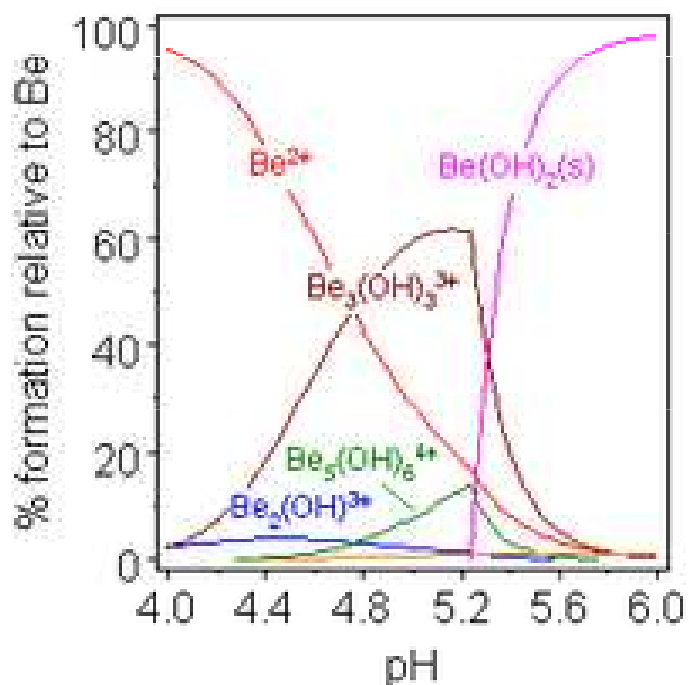
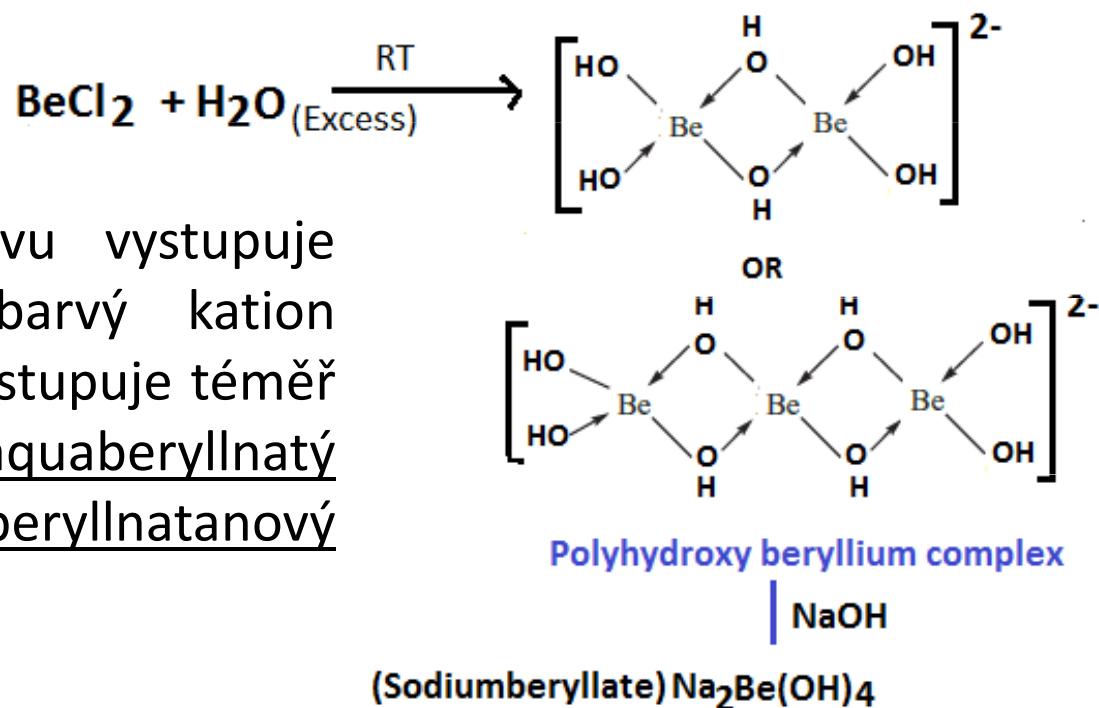
Reakci s koncentrovanou kyselinou fluorovodíkovou vzniká komplexní kyselina tetrafluoroberyllnatá:



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 skupiny a více se podobá hliníku:



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-} .



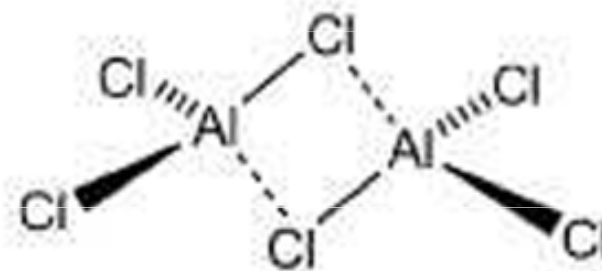
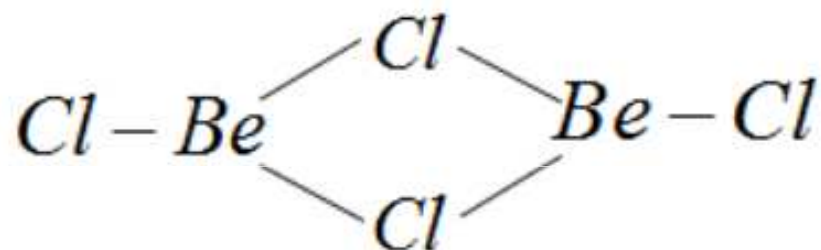
Diagonal Relationship of Be with Al

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.

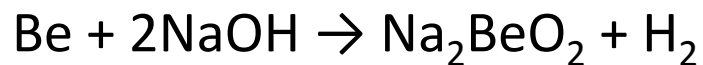
Like aluminum, beryllium is not readily attacked by acids because of the presence of an oxide film on the surface of the metal.

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.

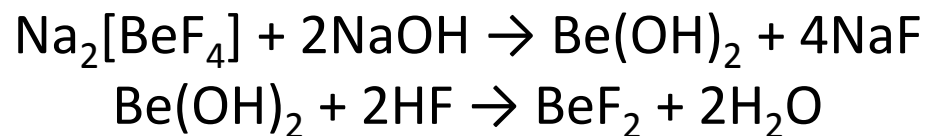
Nalézá se pouze ve sloučeninách. Nejznámějšími minerály beryllia jsou **beryl** $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$ (odrádky smaragd a akvamarín) a **chrysoberyl** BeAl_2O_4 . nejdůležitějším užitkovým minerálem beryllia je v současnosti **bertrandit** $\text{Be}_4\text{Si}_2\text{O}_7(\text{OH})_2$.

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 tetrafluoroberyllnatan sodný $\text{Na}_2[\text{BeF}_4]$:



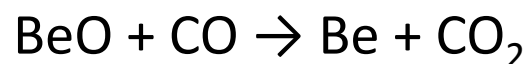
Tavenina se po vychladnutí rozemele a vyluhuje horkou vodou, z výluhu se přidávkem NaOH vysráží beryllium ve formě hydroxidu, který se následně působením HF převede na fluorid BeF_2 :



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 dikarbonatoberyllnatu 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.

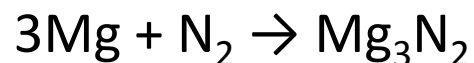
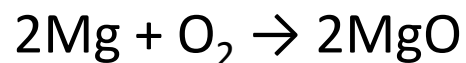
Beryllium se používá ke konstrukci **jaderných zbraní**, kde plní dvojí funkci. Plášť z beryllia okolo štěpného materiálu slouží jako účinný odrážeč neutronů, berylliový neutronový reflektor umožňuje ve zbrani použít menší, než teoretické kritické množství štěpného materiálu. Berylliový terčík může být 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

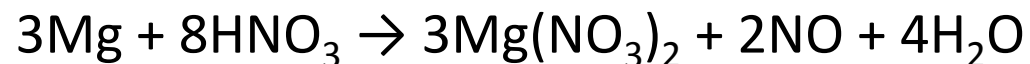
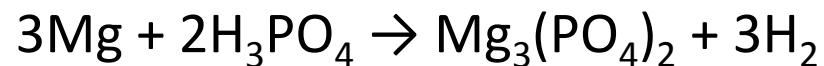
je stříbřitě bílý, lesklý a poměrně měkký kov. Zapálen na vzduchu hořčík shoří intenzivním, **oslnivě bílým plamenem** (používal se jako blesk při fotografování) za vzniku oxidu MgO a nitridu Mg₃N₂. Průběh hoření hořčíku popisují rovnice:



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

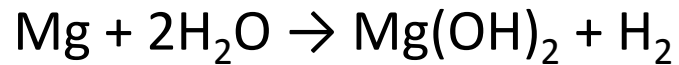


Reakce hořčíku s minerálními kyselinami probíhá za vývoje vodíku, reakce hořčíku s kyselinou dusičnou probíhají bez vzniku vodíku:



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:



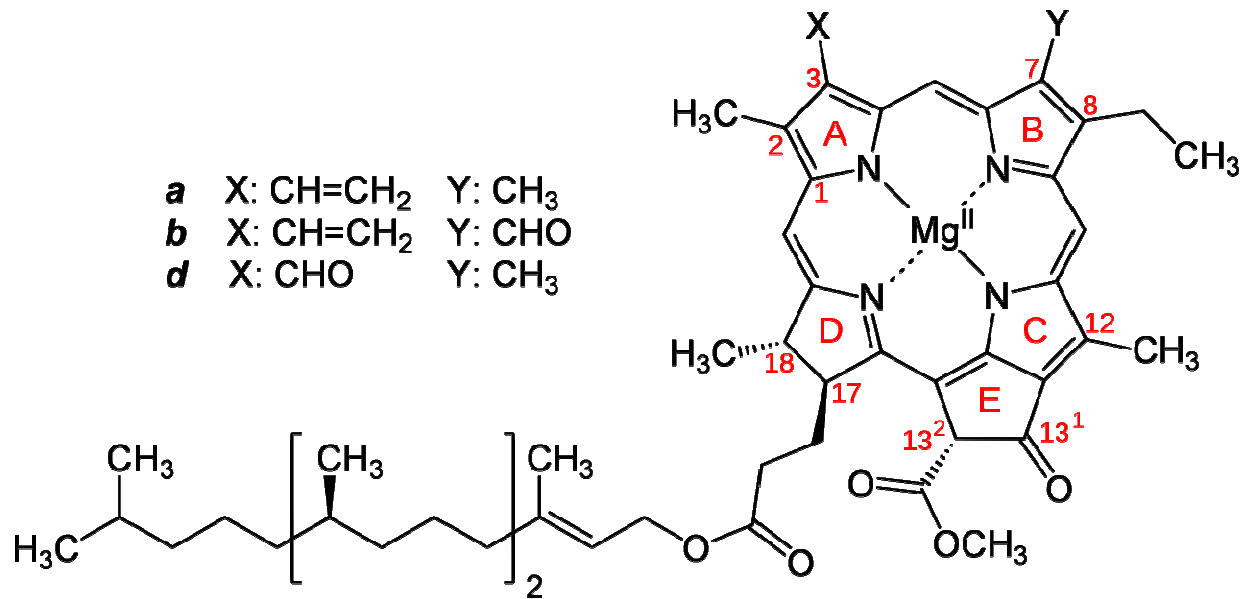
Za laboratorní teploty reaguje s vlhkým chlorem, s vodíkem se slučuje na hydrid MgH_2 při teplotě 175°C , s dušíkem a amoniakem reaguje za vzniku nitridu Mg_3N_2 až při teplotě nad 780°C , s křemíkem tvoří silicid Mg_2Si při teplotách nad 650°C

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** $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, **serpentinit** $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, **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 vykrytalizuje, 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 .

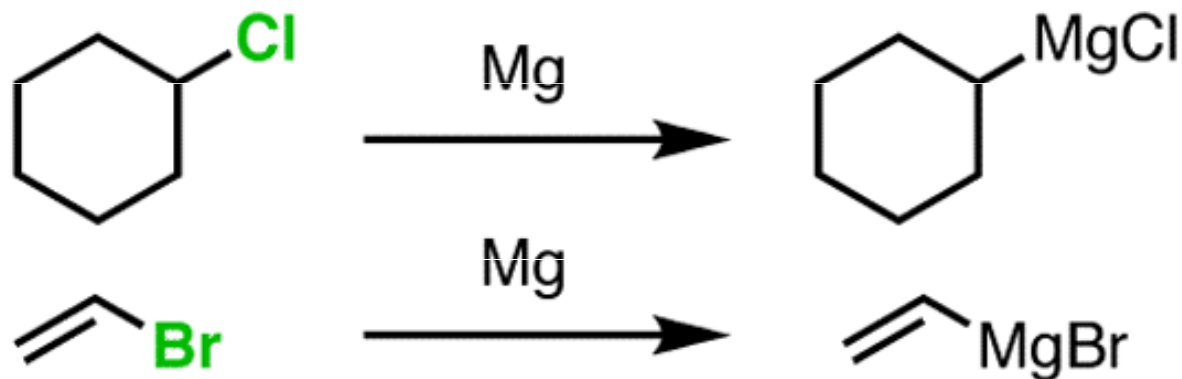
Karbotermická a karbidotermická výroba hořčíku se prováděla v elektrické obloukové peci redukcí oxidu hořečnatého karbidem vápenatým nebo uhlím při teplotě 1200 °C. Silikotermický způsob výroby hořčíku se provádí redukcí páleného dolomitu křemíkem nebo ferrosiliciem v ocelolitinových retortách zahřívaných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

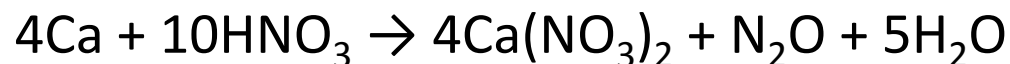
Progresivním konstrukčním materiálem jsou **hořčíkové kompozity**, které se vyrábějí vkládáním výztuže ve tvaru částic nebo vláken různé délky do hořčíkové matrice - "*Metal Matrix Composites*" – MMCs. Jako výztuž se nejčastěji používá oxid hlinitý, uhlíková vlákna, karbid křemíku SiC a karbid boru B₄C.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

Vápník

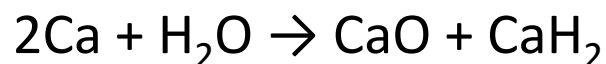
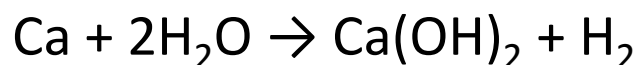
je šedobílý, na čerstvém řezu lesklý, měkký, neušlechtilý kov. Na vzduchu se oxiduje, po zahřátí hoří:



Snadno se rozpouští ve zředěných minerálních kyselinách:

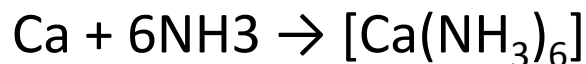


Prudce reaguje s vodou za vzniku hydroxidu a vývoje vodíku, při teplotě nad 200°C reaguje s vodní párou za vzniku oxidu a hydridu:



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 hexaaminvápenatého 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 % 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 elektrolyzáru 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.

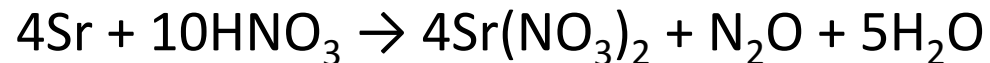
Stroncium

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.

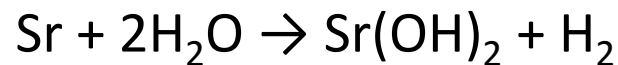
Stroncium reaguje s neoxidujícími kyselinami za vzniku strontnaté soli a vývoje vodíku:



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 Sr²⁺, 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 SrCrO₄.

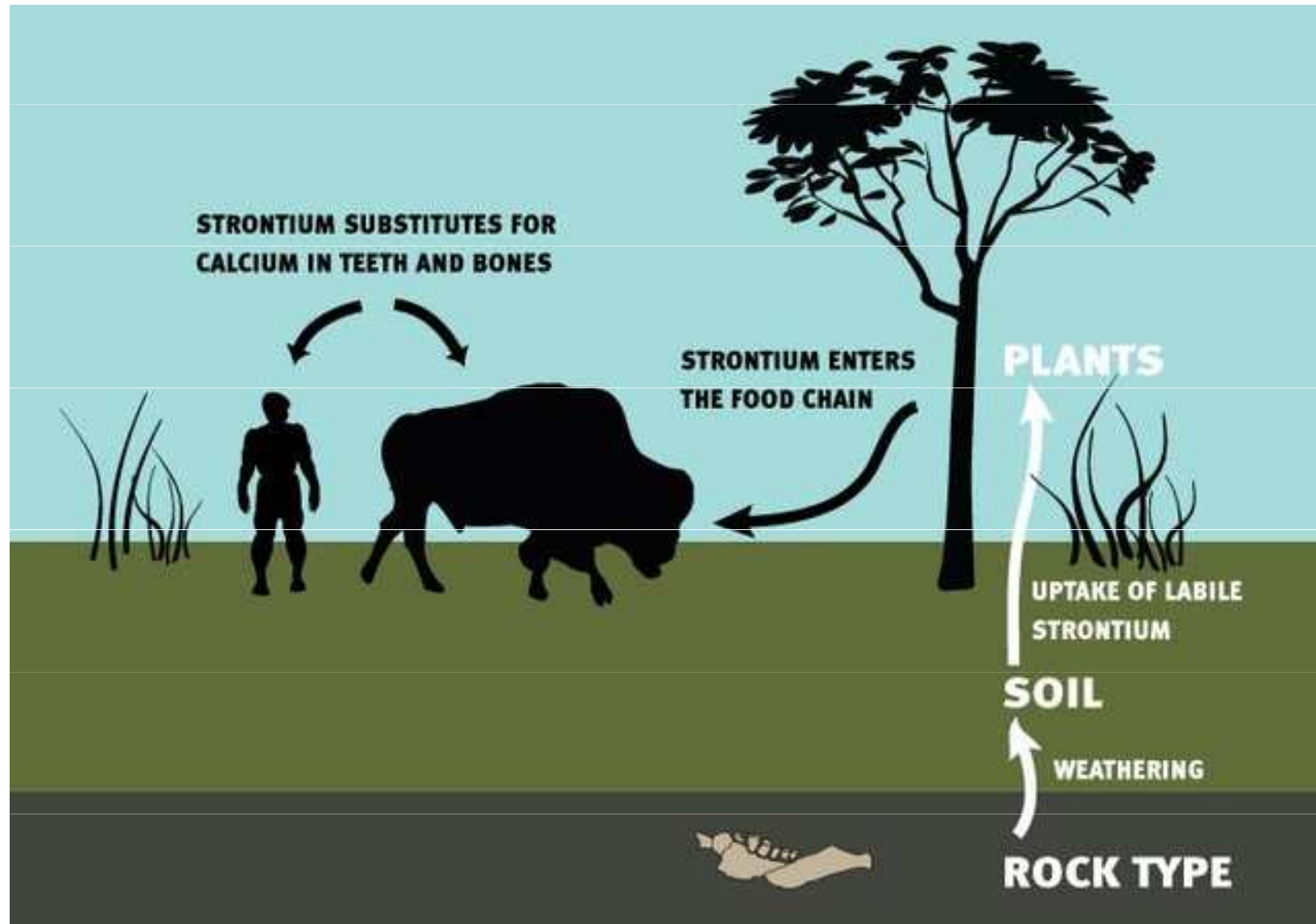
Hlavním **zdrojem stroncia** pro průmyslovou výrobu je dusičnan strontnatý Sr(NO₃)₂, který se získává jako vedlejší produkt při výrobě kombinovaných hnojiv typu NPK rozkladem přírodních fosfátů kyselinou dusičnou. Z rozložené břečky se dusičnan odděluje krystalizací, konverzí s uhličitanem amonným se 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:



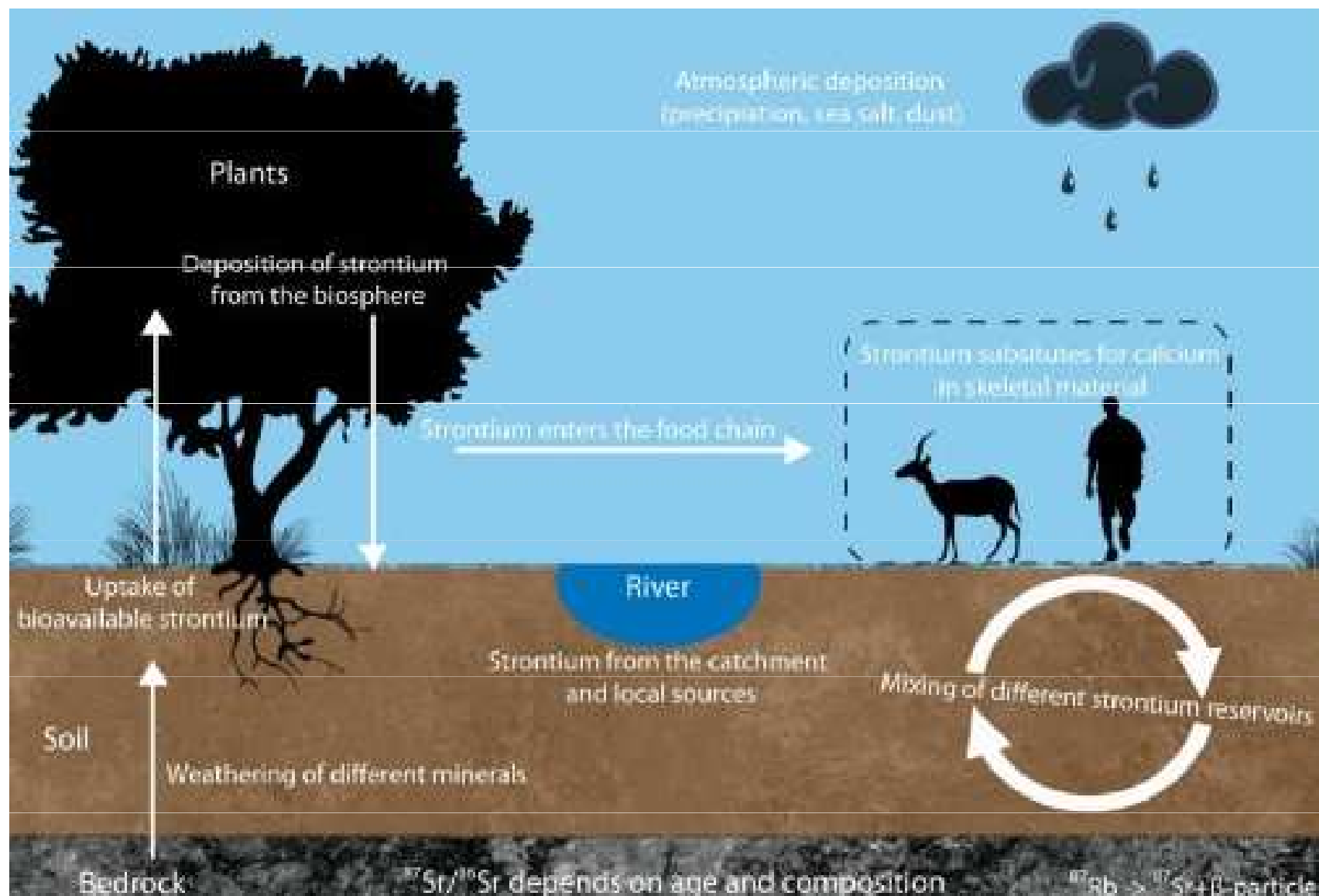
"Kovové stroncium je součástí některých **lehkých slitin**, přídavek stroncia se používá pro **výrobu ferrito-keramických magnetů**.

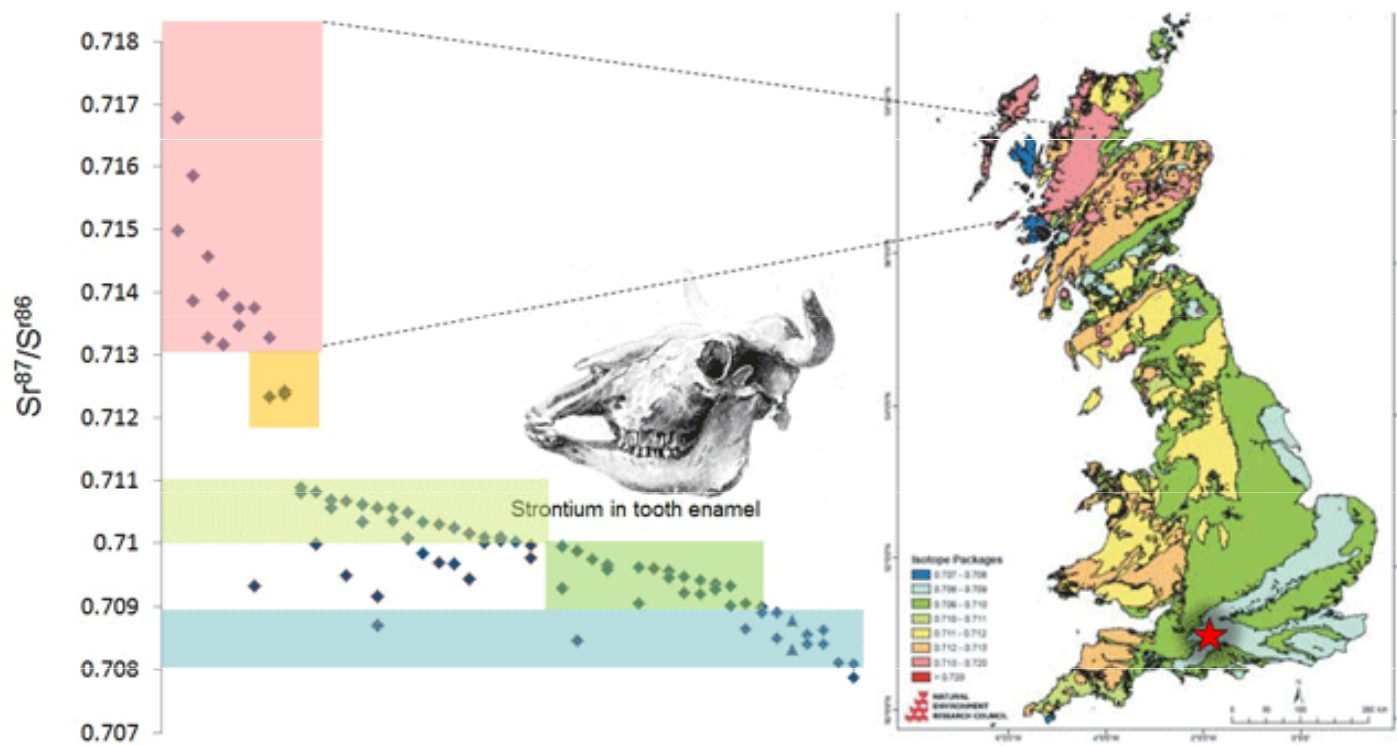
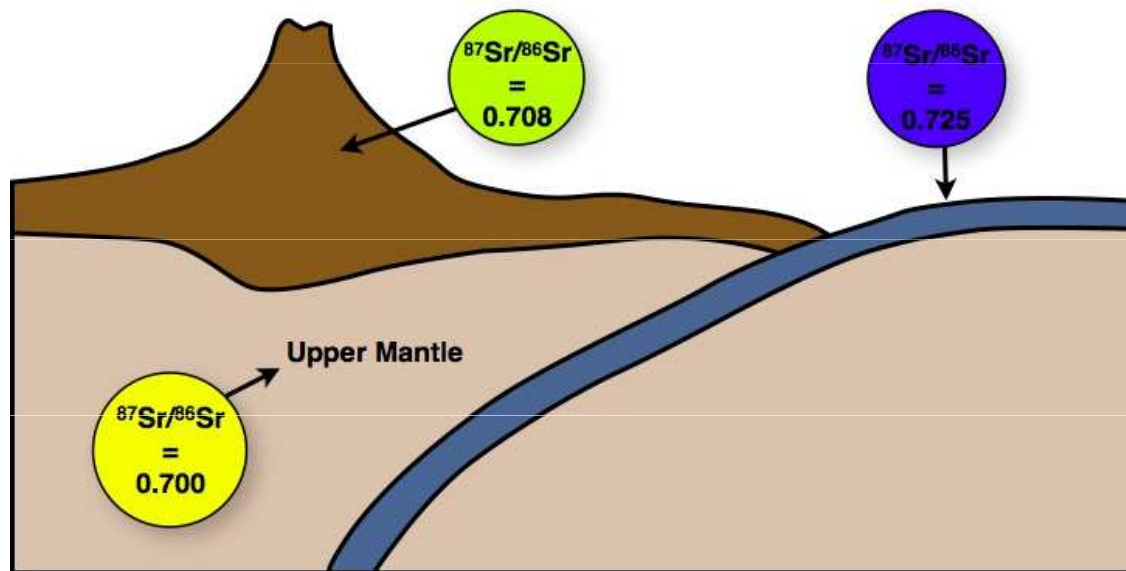
Radioaktivní izotop ^{90}Sr (poločas rozpadu 28.8 let) vznikal při zkouškách jaderných zbraní, zabudovával se do koster lidí a živočichů.



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 .

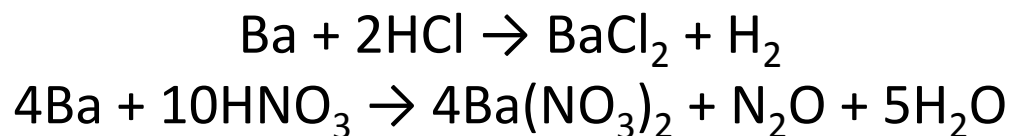




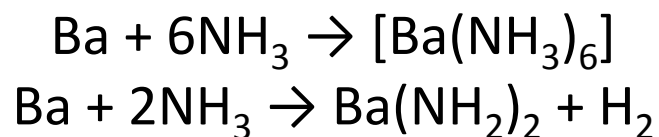
Baryum

je šedobílý, lesklý a měkký kov. Baryum je chemicky značně reaktivní prvek s elektropozitivním charakterem. Zapáleno hoří na vzduchu za vzniku oxidu barnatého BaO, **peroxidu barnatého** BaO₂ a nitridu barnatého Ba₃N₂, s vodou bouřlivě reaguje za vzniku **hydroxidu barnatého** 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.

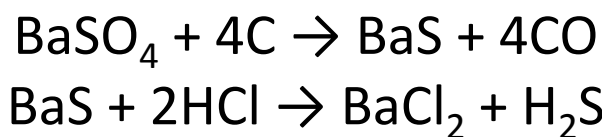
Všechny rozpustné sloučeniny barya jsou jedovaté.



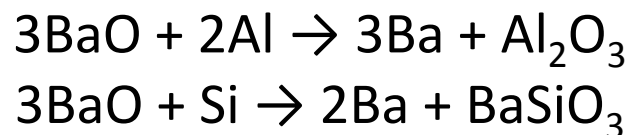
Žlutý chroman barnatý BaCrO_4 , jedna z mála barevných sloučenin barya. Vodné roztoky solí barya jsou bezbarvé.

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 chlorovodíkovou 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*).

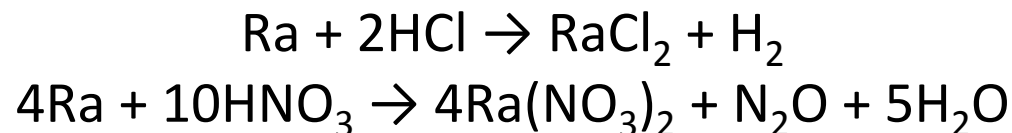
Páry barya se používají jako **redukční činidlo** při přípravě protaktinia, neptunia i některých dalších transuranů.

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

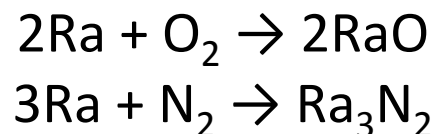
Radium

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)

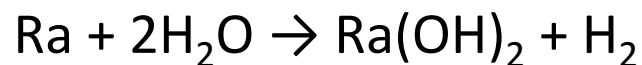
V minerálních kyselinách se rozpouští za vzniku radnaté soli a vývoje vodíku, výjimkou je reakce radia se zředěnou kyselinou dusičnou, při které se vodík neuvolňuje:



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** $(\text{Ba,Ra})\text{SO}_4$.

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 .

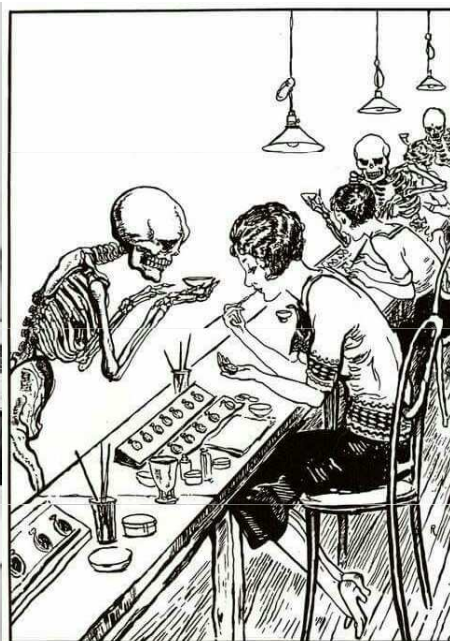
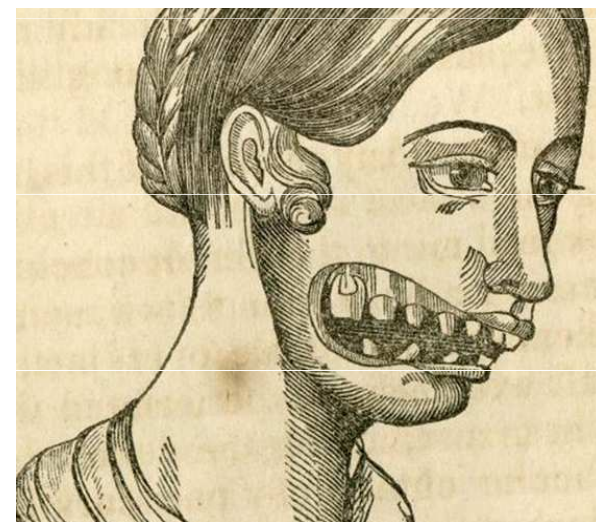
Čisté kovové radium se nevyrábí, pro technické a léčebné využití se používají pouze jeho **sloučeniny**. Rudný koncentrát rudy s obsahem radia se oxidačně praží, tím dojde k odstranění síry a arsenu. Výpražek se rozpustí v kyselině sírové. Působením chloridu barnatého se vysráží radium, v roztoku zůstane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

- malíčky 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. ^{226}Ra se primárně usazuje v kostech (nahrazuje Ca), kde působí jako α zářič.



Man or Woman

Big Money for you quick showing my line of charming ladies' silk lingerie and hose receive profits in advance. No experience required. Miss Grace James averaged \$35 a day spare time. E. G. Thompson earned \$20 in 1 day. The secret of success is selling exclusive articles women love at night.

SELL PRINCESS Lingerie and Hose

These dainty garments, exclusive in design, not carried by any store, our low mfr's direct prices unbeatable. Splendid opportunity, big cash quick, write for exclusive territory, build a steady income. District managers wanted, territorial rights going fast, don't delay, write now.

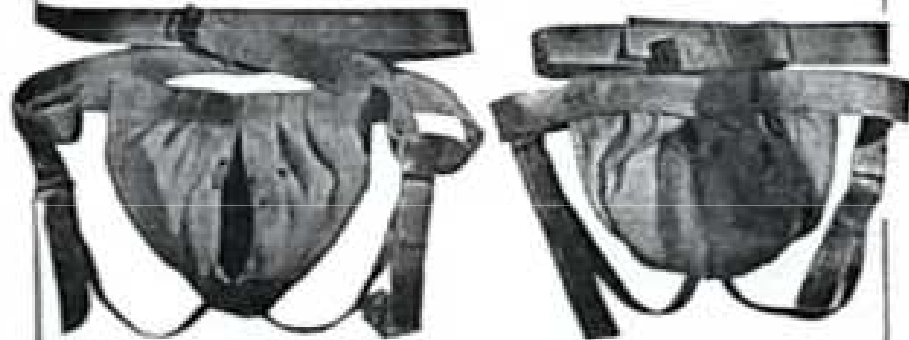
ROBERTS - FRANK & CO.
1733 Irving Park Blvd. Dept. X-12 Chicago

Profits
in
Advance

Free

Handsome photos from actual models and actual samples of genuine "PRINCESS RADIUM" silk, free.

NEW ENERGY FOR WEAK, SAGGING MEN



Four Three-Flange Full-Suspensory Leg Bands with extra support and support the inguinal. Full width, adjustable, comfortable fitting. Made of finest quality silk with the strongest, finest thread.

Four Three-Flange radiom with containing 100 grains of radium, guaranteed to give you 100% relief. Made of finest quality silk with the strongest, finest thread.

Testone Radium Energizer and Suspensory



CRÈME POUDDRE THO-RADIA

EMBELLISSANTES PARCE QUE CURATIVES
à base de thorium et de radium selon la formule de

DOCTEUR ALFRED CURIE

REJUVENATION

Without Operation

The Endocrine Glands

Take our knowledge of the endocrine glands is proved a matter of multi-million dollars. Many men and women, old and young, fall victims to some serious impairment of the vital organs due to the astonishing power of the endocrine glands.

RADITHOR

(Not a Drug)

The Modern Weapon of Curative Science stimulates the endocrine glands and treats before physical weakness.

Thousands of physicians are using it personally and prescribing it to their patients.

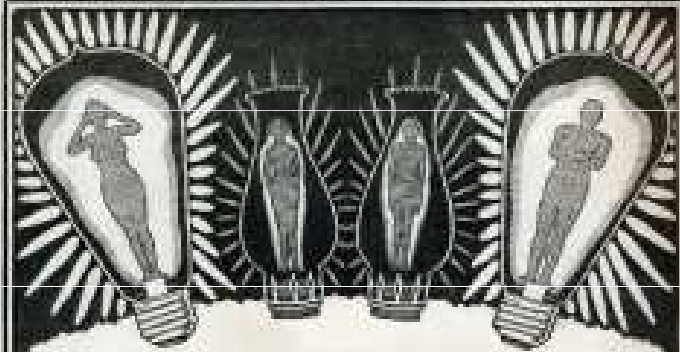
Dr. H. C. says: "I do not think there is a greater or stronger medicine in Radithor than I am now, after having had unbelievable results in my own body."

Dr. W. M.: "The greatest medicine has improved wonderfully under Radithor. In fact it looked like a serious operation only a short time ago, but now the condition is practically normal."

Book FREE on Request Call or Write

Radithor Laboratories

602 Spring Arcade Bldg. Los Angeles



DO YOU GLOW WITH HEALTH?

Build Up Personality, Magnetism, Vitality with

VI-REX VIOLET RAYS

RADIUM EMANATION WATER

Drives Out Uric Acid

Relieving from the acute, red, hot and throbbing pain of Gouty Rheumatism—Rheumatoid, Gout, Psoriatic, Hysteria, Neuritis, Constipation, Neurasthenia, Anemia, and Lack of Bodily Vigor—quickly relieved in a natural way without drugs or chemicals by our new discovery.

THE WAY TO MAKE RADIUM WATER IN YOUR OWN HOME

with our Rayole. A bottle design containing Radium Water to supply 2,000 Million Units of Radio-activity in two quarts of water every twenty-day period for one hour each day. The Rayole will last a lifetime.

SEND FOR FREE LITERATURE

Take the time to try our new Rayole to make Radium Water in your own home, and your own ordinary drinking water, different.

THE COLORADO RADIUM PRODUCTS COMPANY
622 First National Bank Building Denver, Colo.

Radium and Beauty

HERE are the first toilet preparations to embody Actual Radium, an astonishing new force for betterment, applied as an aid to Beauty. Learn how the amazing Energy of Radium has proved a boon to the human skin. Learn what Radium actually means to Beauty and how its power is employed in "Radior" Preparations. Study our \$5,000 guarantee. Then turn to "Radior" Toilet Requisites. When you have used, enjoyed and tested them you will adopt them as your own first aid to Beauty.

PREHISTORIC woman first discovered her "lunge" in some quiet jungle pool. Ever since Beauty has engaged the world's attention.

Radium, though new to the world, is no less of absorbing interest. Its marvels have amazed and thrilled us all.

Who would have imagined that there were subjects would have day go hand in hand? Yet, in Radium, Science has discovered a revolutionary Beauty Secret.

Current books on Radio-activity, any number of them are in our public libraries. They will show you that Radium possesses an enormous power for human betterment.

The finest particle of Radium throws off a continuous stream of Energy Rays. As Energy never diminishes, never ceases, day or night, year in, year out. A force a million times more powerful than any other known.

These Radium Rays are particularly reliable in effect upon the human skin. Dr. Louis Wickham and Dr. Degrais, specialists in the St. Lazare and the St. Louis Hospitals of Paris, have proved that radium will do for even the most dreaded skin diseases.

Rays of Radium, in fact, energize and receive any living matter with which they come in contact. They are "accepted" by the human system as harmoniously as is sunlight by the plant.

This wonderful force for betterment has now been embodied in "Radior" Toilet Requisites, thus placing the power of Radium at the command of every woman who uses a face cream or powder, hair tonic or soap.

"Radior" Toilet Requisites are delightfully dainty and distinctive. They have an exquisite

and exclusive fragrance all their own, a perfume not for sale in any market. They are the first and only preparations for the toilet to contain Actual Radium—Nature's greatest aid to Beauty.

Every "Radior" Preparation is guaranteed, under \$5,000, usually, to contain a definite amount of Actual Radium, and to retain its radio-activity for at least twenty years. See Guarantee above.

In England, "Radior" Preparations are a source of several years' standing. They are used by noted women of title and fashion. They are the vogue in the leading shops.

We present them to the United States as the greatest boon ever offered—to those who value perfection of complexion; rounded, youthful facial contours; a healthy skin and beautiful hair.

Each and every "Radior" Beauty Aid is the formula of a famous Parisian specialist. Entirely safe from Radium, you would choose "Radior" Preparations for themselves alone—for the silky smoothness of the creams—the irrefragable fragrance of the powders and the tantalizing, soothing fragrance.

When to this perfection, as toilet preparations, is added the power of Actual Radium, the highest level of Beauty Culture is reached.

From vanity "Radior" Face Powder is healthful "Radior" Skin Soap—from delightful "Radior" Face Powder to wonderful "Radior" Hair Tonic, "Radior" Toilet Requisites all contain actual Radium for Beauty's sake.

Space does not permit us to go into further details, but there are further facts concerning Radium and Beauty which every woman should know. They are contained in our booklet sent free on request.



Radior

Toilet Requisites



Radior Articles

1. Face Vanishing Cream	\$2
2. Soap (Glycerine)	\$1
3. Cream (Vanilla)	\$1
4. Vanishing Cream	\$2
5. Hair Tonic	\$1
6. Face Powder	\$2
7. Hair Tonic	\$1
8. Skin Soap	\$1
9. Cream (Vanilla)	\$1
10. Face Powder	\$2

Radior

Reg. Trade Mark

Toilet Requisites

RADIOR TOILET REQUISITES OBTAINABLE AT
Leading Department Stores of
New York, Brooklyn and Newark
and
Liggett's Drug Stores

Sole Manufacturers
Radior Co., Ltd., of London
235 Fifth Avenue, New York 167 Oxford St., London, W. 1.
If your Dealer cannot supply you communicate with us.

Write Today for This Vitaly Interesting Booklet



This is probably the most revolutionary booklet on the subject of Beauty ever published. You who have imagined that all had been done for Beauty which could be done should lose no time in availing yourself of this "new knowledge." Investigate the subject of "Radium and Beauty."

The booklet is written from the book "Radium—Its Discovery and Power," by G. Arey, one hundred and twenty thousand copies of which have been distributed in England. It is years with our completion. To secure your copy before our first edition is exhausted, mail the coupon NOW.

RADIOR CO., LTD., of LONDON,
235 Fifth Ave., New York.

Gentlemen: Please mail me a copy of your booklet, "Radium and Beauty." I understand that this request places no undue obligation on you.

Name

Address

radio aktiv

Doramad
Radioaktive Zahncreme

erzeugt
im Munde
natürliche Frische!

AUER



Eben Byers (1880-1932) byl americký milionář a sportovec. Když si Byers v roce 1927 poranil ruku, byl mu předepsán přípravek *Radithor*, což byla destilovaná voda s rozpuštěnou dávkou radia. Během 4 let muž vypil asi 1400 lahvíček medikamentu. Po třech letech neustálého užívání začal Byers zevnitř doslova hnit. Vypadaly mu zuby, musela mu být odstraněna dolní čelist, v mozku a lebce se mu vytvořily díry a nakonec v roce 1932 zemřel na otravu radiem. Vzhledem k vysoké úrovni radiace v jeho těle byl Byers pohřben v olověné rakvi. Po exhumaci Byersova těla v roce 1965 odhadl fyzik Robley Evans z MIT celkový příjem radia u Byerse na přibližně 1000 μCi (37 MBq).

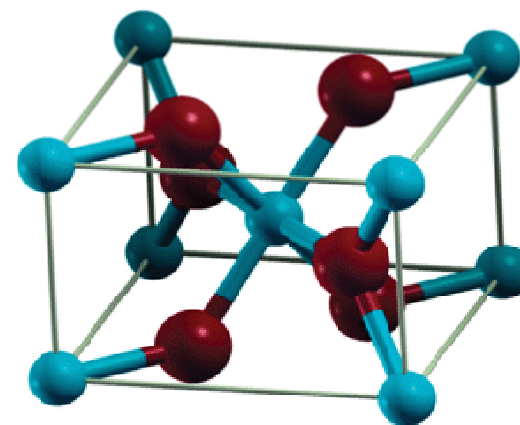
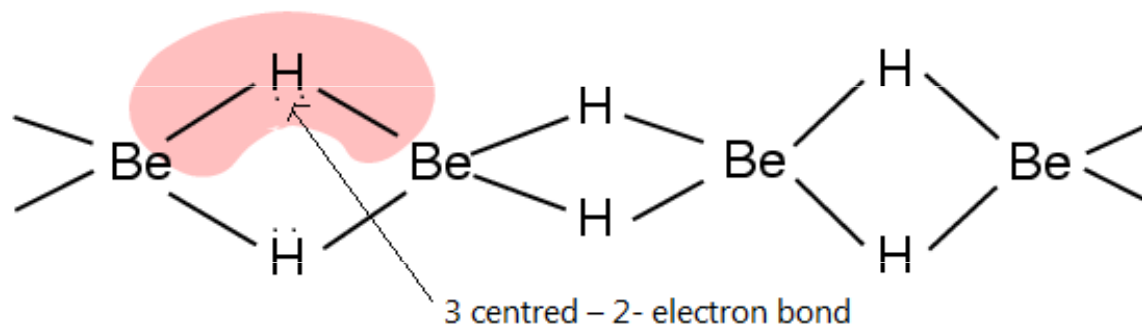


Fig. 1.—k, k, J, J, Examples of facial injuries.



Hydridy kovů alkalických zemin

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



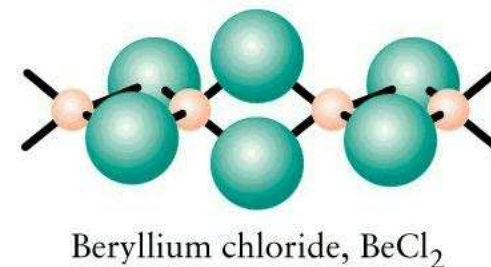
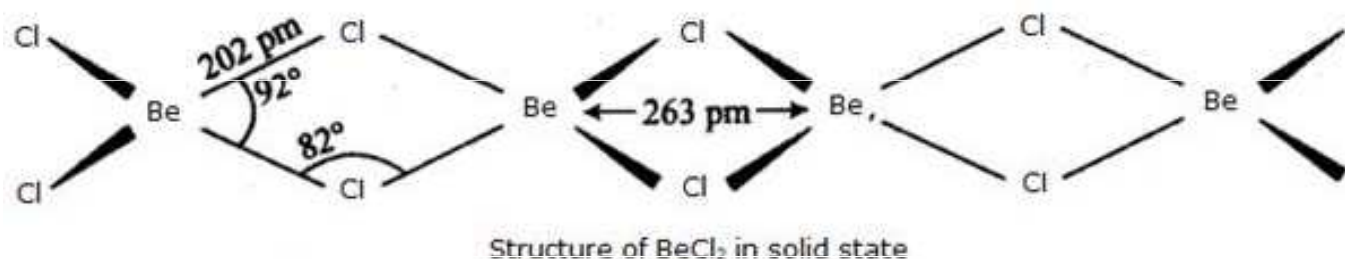
Hydridy hořčíku MgH_2 nebo $\text{Mg}(\text{AlH}_4)_2$ mají značnou perspektivu jako bezpečné zásobníky vodíku.

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.



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 $\text{BeCO}_3 \rightarrow \text{BeO} + \text{CO}_2$

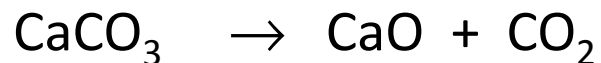
$\text{Be}(\text{OH})_2$ se rozpouští v nadbytku hydroxidu alk. kovu:



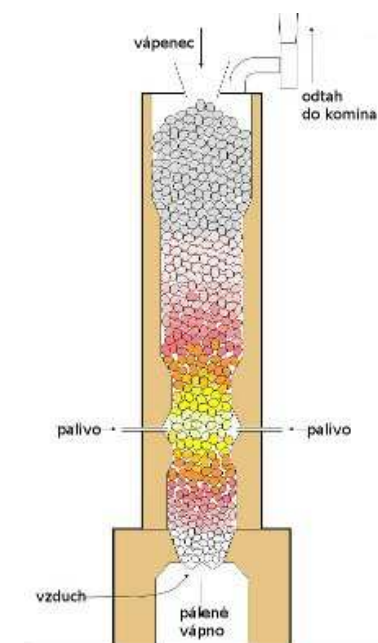
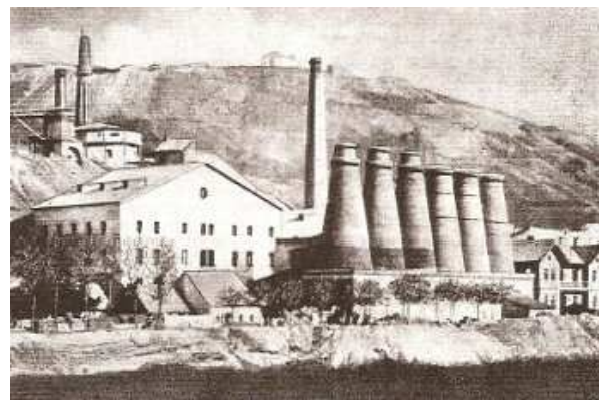
Oxid hořečnatý MgO se používá k výrobě žáruvzdorných materiálů. MgO je tzv. "pálená magnezie,, Přípraví se vyžíháním uhličitanu nebo hydroxidu. Reaguje pomalu s vodou $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$.

Oxid vápenatý - pálené vápno - vyrábí se žíháním vápence

Pálení vápence probíhá při teplotě 900 – 1100 °C



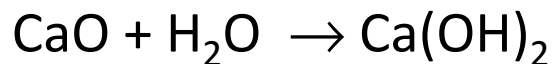
$$\Delta H = 178 \text{ kJ. mol}^{-1}$$



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

"Hašené vápno" = technický **hydroxid vápenatý**.

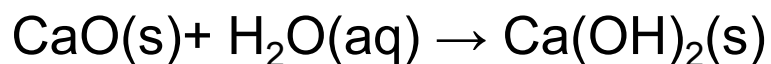
Hašení vápna:



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.



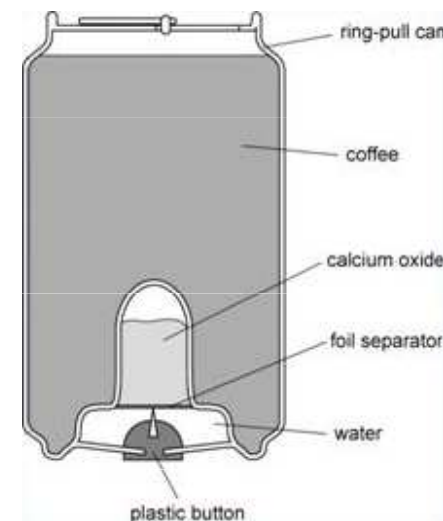
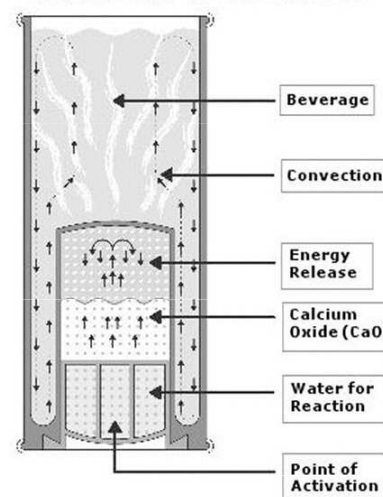
Teplo které se uvolňuje při reakci oxidu vápenatého s vodou se také využívá v samoohřívacích konzervách:



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

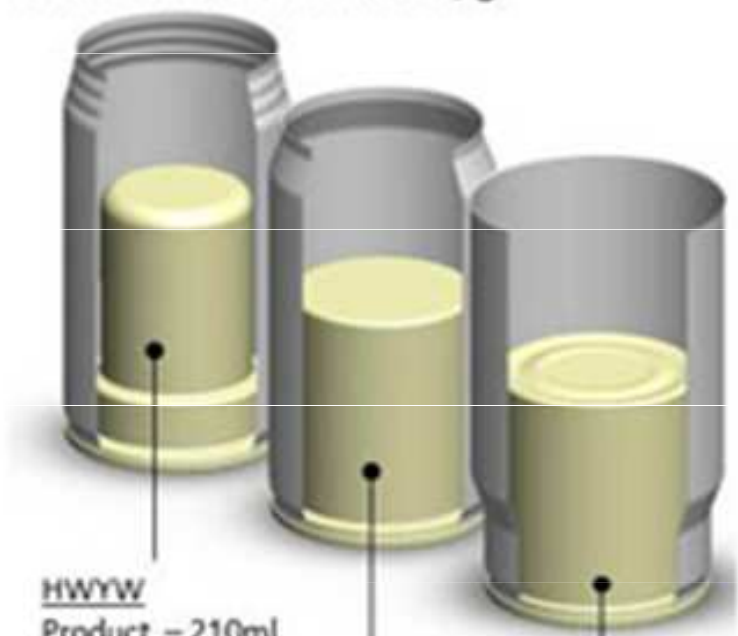


THE ONTECH SELF-HEATING CONTAINER



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 (projíímavé 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: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{SO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$

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.

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.

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 $160 \text{ }^\circ\text{C}$ - částečná dehydratace; tuhnutí sádry je nabírání krystalové vody zpět.

Jeskyňě krystalů (Naica, Mexico)

Průsvitné krystaly sádrovce, téměř 12 m dlouhé a 1 m široké, na hnědých vápencových stěnách jeskyně.



Pulpí (Španělsko)

Sádrovcová geoda vyplněná průsvitnými krystaly sádrovce dosahující délky 2 m.



Sloučeniny s dusíkem

Nitrid berylnatý 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.

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 (karbid vápenatý, CaC_2) 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 samohřívacích 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 bělících 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.

Prvky I. hlavní podskupiny

Alkalické kovy

Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

H	← Group 1																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																	

3 Li Lithium 6.94	11 Na Sodium 22.990	19 K Potassium 39.098	37 Rb Rubidium 85.468	55 Cs Cesium 132.905	87 Fr Francium 223.020
					

Element	Electron Configuration	Melting Point (°C)	Density (g/cm ³)	Atomic Radius (Å)	<i>I</i> ₁ (kJ/mol)
Lithium	[He]2s ¹	181	0.53	1.34	520
Sodium	[Ne]3s ¹	98	0.97	1.54	496
Potassium	[Ar]4s ¹	63	0.86	1.96	419
Rubidium	[Kr]5s ¹	39	1.53	2.11	403
Cesium	[Xe]6s ¹	28	1.88	2.25	376

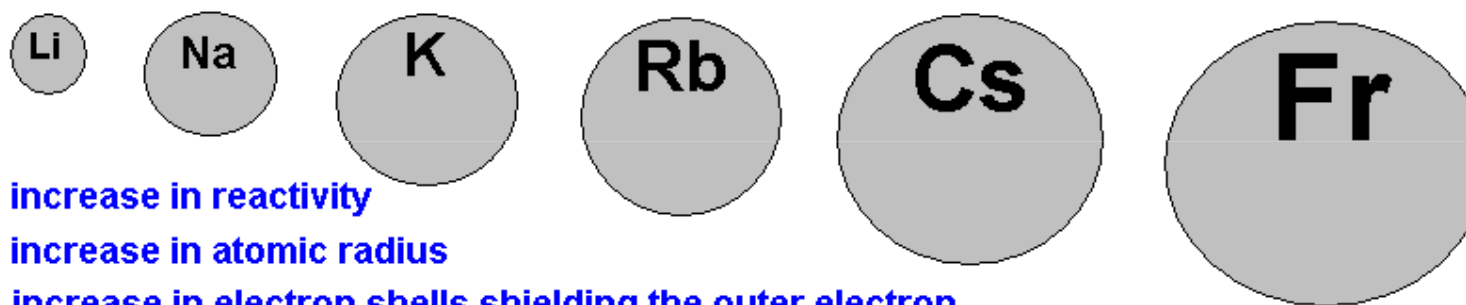
Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

elektronová konfigurace: vzácný plyn + 1 s elektron:

Li - (He)2s¹, Na - (Ne)3s¹, K - (Ar)4s¹, Rb - (Kr)5s¹,
Cs - (Xe)6s¹, Fr - (Rn)7s¹

oxidační čísla: alkalické kovy nabývají pouze ox. čísla I

podobné fyzikální i chemické vlastnosti (výjimku tvoří Li), typické kovy



increase in reactivity

increase in atomic radius

increase in electron shells shielding the outer electron

increase in ease of losing outer electron to form a positive ion

a tendency for the melting points and boiling points to decrease

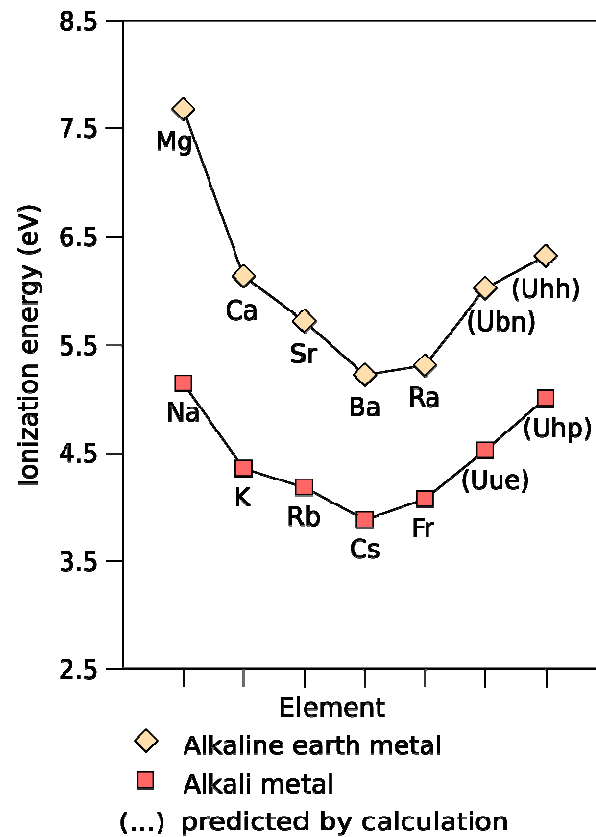
a tendency for the density to increase (first three float on water)

TREND DOWN GROUP 1 of the ALKALI METALS

(c) doc brown

Fyzikální vlastnosti

kovový vzhled, šedé, lesklé, měkké (jako vosk) - dají se krájet nožem; hustota Li, Na a K 1je nižší než 1g/l - plavou na vodě (a samozřejmě s vodou reagují).



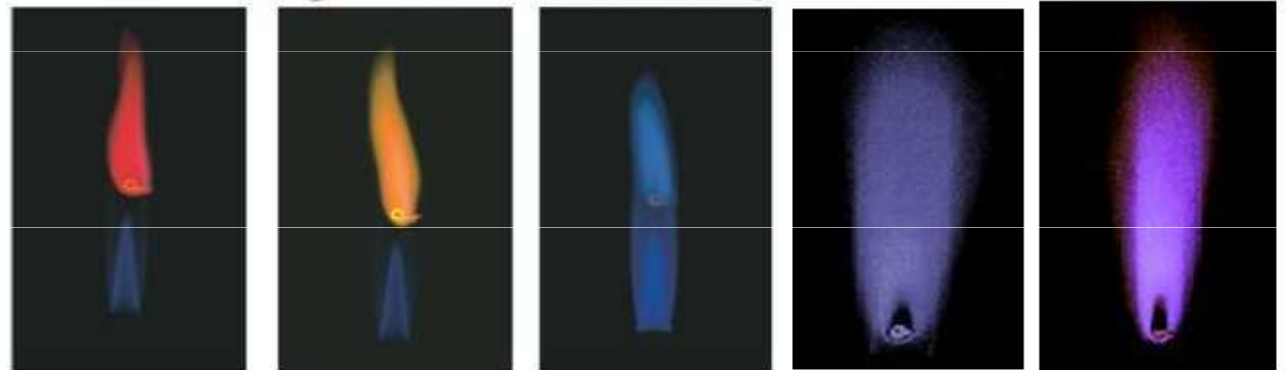
Element	Electron configuration	Reactivity	Reaction with water
Lithium	2,1	Increases ↓	Floats on the surface Gently fizzes Gradually reacts and disappears Doesn't produce enough heat to melt Forms colourless lithium hydroxide
Sodium	2,8,1		Floats on the surface Fizzes more vigorously Melts almost at once to form a small silvery ball which dashes around the surface Hydrogen may catch fire and burn orange Forms white sodium hydroxide that dissolves quickly
Potassium	2,8,8,1		More vigorous than sodium Enough heat produced to set fire to hydrogen - burns with a lilac flame
Rubidium	2,8,18,8,1		Denser than water, so it sinks Violent reaction, which occurs immediately Everything is spit out Produces rubidium hydroxide solution
Caesium	2,8,18,18,8,1		Explodes on contact with water Produces caesium hydroxide

Těkavé soli barví plamen:

Li - červeně

Na - žlutě

K, Rb, Cs - modrofialově



Chemické vlastnosti

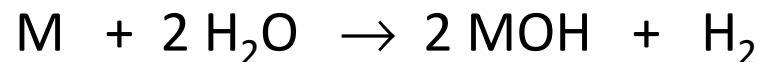
- vysoká elektropozitivita - velmi snadno ztrácejí valenční elektron
- ochotně tvoří ionty Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ , Fr^+ .
- chemická reaktivita vysoká, vzrůstá s atomovým číslem.
- silná redukční činidla

Ve sloučeninách vázány výlučně iontovou vazbou (s malou odchylkou u Li).

Sloučeniny obsahující kationty alk. kovů jsou bezbarvé, není-li barevný anion.

NH_4^+ a Tl^+ chemicky podobné kationtům alkalických kovů.

Reakce alkalických kovů s vodou:



V laboratoři uchováváme Na a K pod vrstvou petroleje.

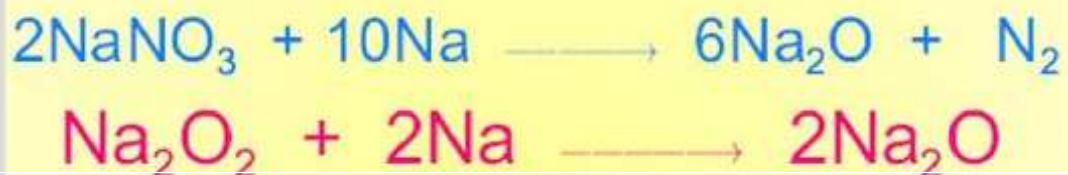


Sloučeniny alkalických kovů s kyslíkem

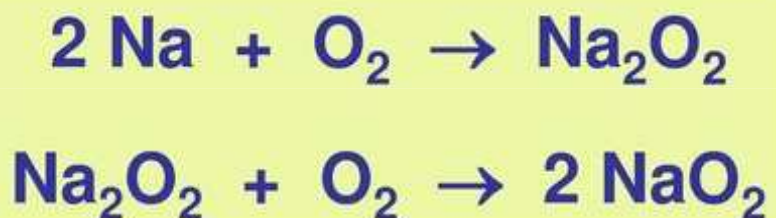
Alkalické kovy tvoří s kyslíkem: oxidy (O^{2-}), peroxidy (O_2^{2-}), hyperoxidy (O_2^-), příp. suboxidy

M_2O	M_2O_2	MO_2	MO_3	M_2O_3	suboxidy
Li	Na	K, Rb, Cs			Rb, Cs
				$(M^+)_4(O_2^{2-})(O_2^-)_2$	

Výroba Na_2O



Výroba peroxidu
a hyperoxidu sodného



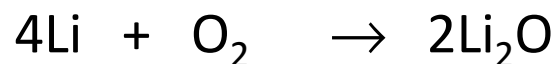
Vznik ozonidů



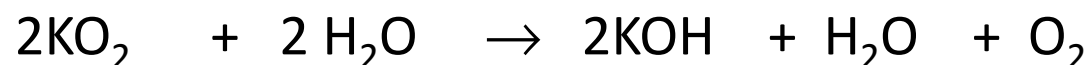
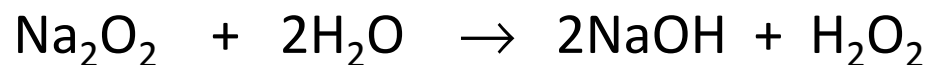
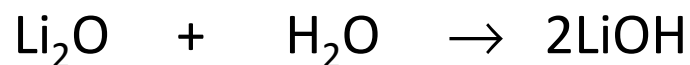
Reakce ozonidů



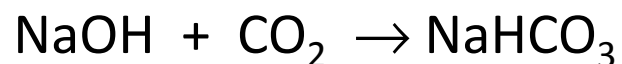
Reakce alk. kovů s dikyslíkem vznikají oxidy, peroxidy a superoxidy:



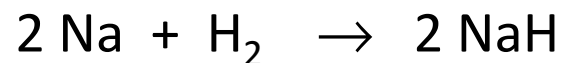
Reakce oxidů, peroxidů a superoxidů alk. kovů s vodou:



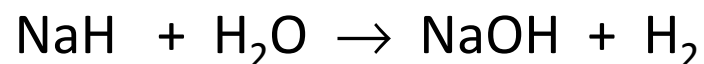
Reakce hydroxidů alk. kovů s oxidem uhličitým:



Reakce alkalických kovů s vodíkem :



Ion H^- má velmi silné redukční účinky:



Sloučeniny alkalických kovů s dusíkem

Lithium tvoří s dusíkem přímou reakcí **nitrid** Li_3N a **imid** Li_2NH

Roztoky alkalických kovů v kapalném amoniaku:

- vznikají rozpuštěním alkalického kovu v kapalném amoniaku jako **intenzivně modré roztoky**
- z barvy, magnetických a elektrických vlastností lze usoudit na přítomnost **solvatovaných elektronů**, které jsou obklopeny dvěma až třemi molekulami amoniaku
- roztoky nejsou příliš stálé a přecházejí na amidy



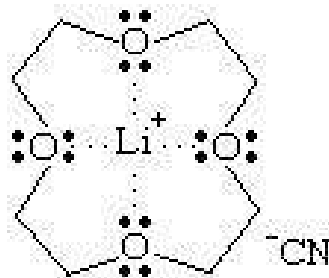
Roztoky alk. kovů v amoniaku:

- modré roztoky obsahující kationty alkalických kovů (Na^+ , K^+ , ...)
- a solvované elektrony e^-_{solv}

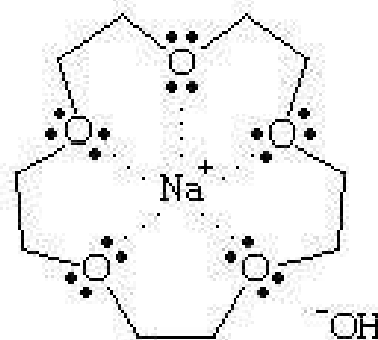


Crown ethery

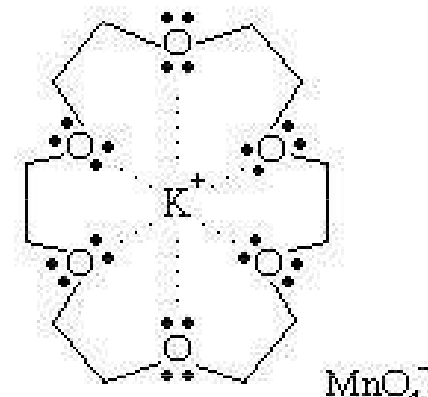
Tvoří komplexy s ionty alkalických prvků



$\text{LiCN} \cdot 12\text{-crown-4}$



$\text{NaOH} \cdot 15\text{-crown-5}$



$\text{KMnO}_4 \cdot 18\text{-crown-6}$

Hlavní rozdíly ve vlastnostech alkalických kovů a kovů alkalických zemin

	Alkali metals		Alkaline earth metals
(i)	<p>Ionization enthalpy: These have lowest ionization enthalpies in respective periods. This is because of their large atomic sizes. Also, they lose their only valence electron easily as they attain stable noble gas configuration after losing it.</p>	(i)	<p>Ionization enthalpy: Alkaline earth metals have smaller atomic size and higher effective nuclear charge as compared to alkali metals. This causes their first ionization enthalpies to be higher than that of alkali metals. However, their second ionization enthalpy is less than the corresponding alkali metals. This is because alkali metals, after losing one electron, acquires noble gas configuration, which is very stable.</p>
(ii)	<p>Basicity of oxides: The oxides of alkali metals are very basic in nature. This happens due to the highly electropositive nature of alkali metals, which makes these oxides highly ionic. Hence, they readily dissociate in water to give hydroxide ions.</p>	(ii)	<p>Basicity of oxides: The oxides of alkaline earth metals are quite basic but not as basic as those of alkali metals. This is because alkaline earth metals are less electropositive than alkali metals.</p>
(iii)	<p>Solubility of hydroxides: The hydroxides of alkali metals are more soluble than those of alkaline earth metals.</p>	(iii)	<p>Solubility of hydroxides: The hydroxides of alkaline earth metals are less soluble than those of alkali metals. This is due to the high lattice energies of alkaline earth metals. Their higher charge densities (as compared to alkali metals) account for higher lattice energies.</p>

Lithium

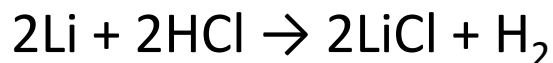
je na řezu stříbrobílý, lesklý, lehký, velmi měkký, neušlechtilý kov.

Na vzduchu je nestálé, rychle se pokrývá vrstvou agresivního a korozivního **hydroxidu lithného** LiOH a posléze uhličitanu lithného Li₂CO₃.

Zapáleno na vzduchu hoří za vzniku bílého oxidu lithného Li₂O a nitridu lithného Li₃N. S kyslíkem hoří za vzniku **peroxidu lithného** Li₂O₂. V atmosféře ozonu shoří za vzniku explozivního **ozonidu lithného** LiO₃. S vodou reaguje za vzniku vodíku:



Reakce lithia s minerálními kyselinami probíhá prudce exotermně za vzniku lithné soli a vývoje vodíku:



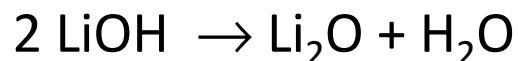
S halogeny se slučuje přímo již při laboratorní teplotě, pouze s jodem reaguje až po zahřátí na teplotu přes 200°C. Za vyšších teplot reaguje s vodíkem za vzniku hydridu lithného LiH, s uhlíkem tvoří acetylid Li₂C₂, s křemíkem tvoří silicidy Li₆Si₂, Li₄Si a Li₂Si. S kapalným amoniakem reaguje za vzniku amidu lithného LiNH₂, s plynným amoniakem tvoří při teplotě 400°C imid lithný Li₂NH.

Se sírou se slučuje na sulfid lithný Li_2S při teplotě nad 130°C , se selenem a tellurem reaguje za vzniku selenidu lithného Li_2Se a teluridu lithného Li_2Te již při teplotách hluboko pod bodem mrazu.

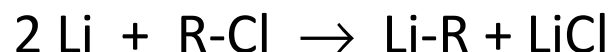
Lithium se dobře rozpouští v roztocích některých organických látek, např. v ethylaminu, není rozpustné v uhlovodících. Rozpustnost lithných solí ve vodě je nejnižší ze všech alkalických kovů, s výjimkou chlorečnanu lithného LiClO_3 , který je naopak ve vodě velice dobře rozpustný, mezi velmi špatně rozpustné soli lithia patří fluorid lithný LiF .

Porovnání Li s ostatními prvky 1. hlavní podskupiny:

- při 25°C reaguje Li s vodou velmi zvolna
- LiH - stálý - může být taven bez rozkladu
- za vysoké teploty dochází k reakcím, které mají obdobu u Mg a Ca, ne však u ostatních alk. kovů



- odchylky od čistě iont. vazby - lithium je jediný alkalický kov tvořící sloučeniny s významějším podílem kovalentního charakteru vazby, příkladem **sloučeniny organolithné**, důležitá činidla v org. syntézách; připraví se reakcí Li s halogenderiváty:



Lithium



LITHIUM VERSUS OTHER ALKALI METALS

Lithium is an alkali metal having the chemical symbol "Li"	Alkali metals are group 1 elements excluding hydrogen
Only alkali metal that can react with nitrogen gas, forming lithium nitride	Other alkali metals cannot react with nitrogen gas
Smallest among alkali metals	Atomic size increases down the group
Atomic number is 3, the smallest value among alkali metals	Have different atomic numbers, highest being 87(francium)
Has the least density among solid metals	Density increase down the group
Only alkali metal that cannot form an anion	May form anions in either solid phase or liquid phase
Strongest basic alkali metal that requires more acids to neutralize lithium-containing solutions	Have different basicities

	Lithium	Other alkali metals
Reaction with ethyne	It does not react with ethyne to form ethynide.	All elements present in group 1 react with ethyne to form ethynide.
Reaction with Nitrogen and oxygen	Forms lithium nitride. Only alkali metal that forms simple monoxide and not other oxides.	Other alkali metals cannot react with nitrogen.
Size	Smallest among alkali metals.	Atomic size increases down the group.
Density	Has the least density among solid materials.	Density increases down the group.
Formation of hydrogen carbonates	It is not capable of forming solid hydrogen carbonates.	Other alkali metals form solid hydrogen carbonates
Diagonal relationship	Shows diagonal relationship with group 2 element magnesium.	No other element shows diagonal relationship.

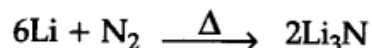
Lithné soli jsou ze však solí alkalických kovů obecně **nejméně rozpustné ve vodě** (Paradox u lithných solí tvoří chlorečnan lithný, který je nejrozpustnější anorganickou látkou ve vodě – 313,5 g ve 100 ml při 18 °C). Naproti tomu se však lithné soli velmi dobře rozpouští v jiných polárních rozpouštědlech než voda (například kapalný amoniak nebo líh).

Lithium se výrazně liší svými vlastnostmi od vlastností ostatních alkalických kovů, ale v mnohém se **podobá vlastnostem kovů alkalických zemin** (v periodické tabulce je **diagonální příbuznost Li a Mg**).

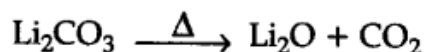
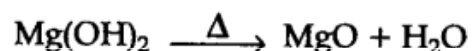
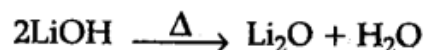
Lithium resembles magnesium mainly due to the similarity in sizes of their atoms [Li = 152 pm, Mg = 160 pm] and ions [Li⁺ = 76 pm, Mg²⁺ = 72 pm].

The main points of similarity are :

- (i) Both LiOH and Mg(OH)₂ are weak bases. ½
 (ii) Both form ionic nitrides in an atmosphere of N₂. ½



- (iii) The hydroxides and carbonates of both Li and Mg decompose upon heating to give their respective oxides. ½



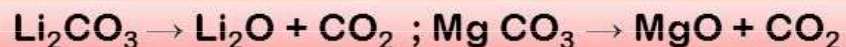
Diagonal Relationship of Li with Mg

Both Li and Mg are harder and have higher melting points.

Due to covalent nature, chlorides of both Li and Mg are deliquescent and soluble in alcohol and pyridine.

Fluorides, phosphates of Li and Mg are sparingly soluble in water.

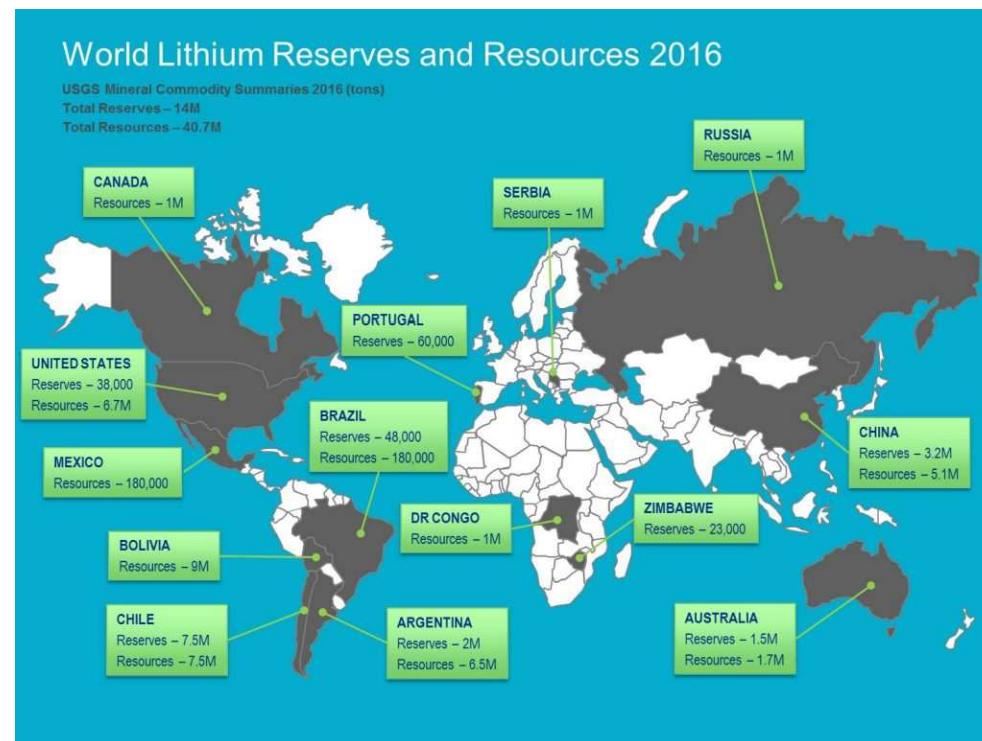
Carbonates of Li and Mg decompose on heating and liberate CO₂.



Hydroxides and nitrates of both Li and Mg decompose on heating to give oxide. Hydroxides of both Li and Mg are weak alkali.

Both Li and Mg combine directly with N₂ to give nitrides Li₃N and Mg₃N₂.

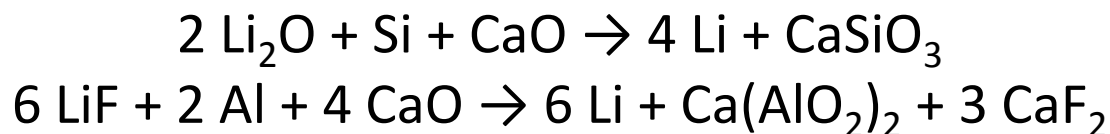
Pro **průmyslovou těžbu** mají největší význam ložiska lithia v jezerních sedimentech a solankách v Chile a USA. Zásoby lithia v celé ČR tvoří 1 % celosvětových zásob (žíly cinvalditu v kyselých žulách v okolí Cínovce a Krupky).



Výroba kovového lithia

Výroba lithia se provádí **tavnou elektrolýzou** eutektické směsi 55% LiCl a 45% KCl. Elektrolytická výroba lithia probíhá v otevřených elektrolyzerech při teplotě 420°C, pracuje se s napětím 6,5 V, proudová hustota dosahuje hodnoty 20 A. Na železné katodě se vylučuje téměř čisté lithium s malou příměsí draslíku.

V omezené míře se provádí **metalotermická** výroba lithia redukcí oxidu lithného křemíkem nebo redukcí fluoridu lithného hliníkem. Metalotermická výroba probíhá při teplotách okolo 1000°C za přítomnosti oxidu vápenatého jako struskotvorné přísady:



Zpracování rudného koncentrátu

Hlavní surovinou pro přípravu chloridu lithého nutného k elektrolýze je minerál *spodumen* $LiAlSi_2O_6$, který se zpracovává řadou postupů. Běžné jsou **kyselé způsoby**, např. sulfatační postup, kdy se rudný koncentrát louží v koncentrované kyselině sírové při teplotě 1050-1100°C, lithium přejde do roztoku jako síran lithný Li_2SO_4 , z roztoku se působením K_2CO_3 vysráží ve formě špatně rozpustného Li_2CO_3 , který se rozpuštěním v kyselině chlorovodíkové převede na chlorid lithný $LiCl$. **Chloridový proces** spočívá v působení plynného chloru na koncentrát při teplotě 940°C, zde je produktem přímo plynný chlorid lithný. Nízkoteplotní chloridový proces využívá rozkladu působením kyseliny chlorovodíkové při teplotě 100°C.

Pro zpracování *cinvalditu* $K(Li,Fe,Al)_3(AlSi_3O_{10})(OH,F)_2$ byly vypracovány i alternativní tavné postupy, **sulfátový** používá tavení koncentrátu s K_2SO_4 při teplotě 850°C. **Sádrový proces** využívá tavení koncentrátu se směsí $CaSO_4$ a $Ca(OH)_2$ při teplotě 950°C. **Vápencový postup** používá k rozkladu $CaCO_3$ při teplotě 820°C.

Kromě tavných procesů se využívají i postupy **autoklávové**, kdy se k rozkladu rudného koncentrátu používá roztok $NaOH$, Na_2SO_4 nebo Na_2CO_3 . Autoklávový rozklad probíhá za zvýšeného tlaku při teplotách 250-300°C.

Lithium jako kov nalézá uplatnění jako součást lehkých slitin, zejména pro leteckou a kosmickou techniku. Slitiny s obsahem lithia se vyznačují nízkou hustotou, vysokou pevností, značným modulem pružnosti a velmi vysokou kryogenní odolností.

Slitiny lithia s hliníkem, kadmiem, mědí a manganem jsou velmi lehké a současně značně mechanicky odolné a používají se při konstrukci součástí letadel, družic, kosmických lodí a ložiskových kovů. **Slitina lithia s hořčíkem a hliníkem** se používá na pancéřové desky, které jsou součástí družic a raket a má složení 14 % lithia, 1 % hliníku a 85 % hořčíku.

Některé slitiny lithia, jako např. **Weldalit 049** (Al, Li, Cu, Mg, Zr, Ag) jsou snadno svařitelné. Lithiová slitina Weldalit 049 má stejnou hustotu jako hliník, ale o 5% vyšší modul pružnosti.

Hořčíko-lithiová slitina **LA 141** (85 % Mg, 9 % Li, 3 %Zn, 3 %Al+Ba) má hustotu pouhých 1,4 g/cm³. Další slitiny lithia se dodávají pod obchodními názvy CP 276, slitina 2090, slitina 8090 apod.

Nejdéle používanou slitinou lithia je **bahnmetall** (Pb-Li-Ca-Mg-Na), který se již od dvacátých let minulého století používá ke konstrukci ložisek železničních vagonů.

Významnou úlohu sehrálo lithium při **vývoji a výrobě termonukleárních zbraní**. Pomocí jaderných reakcí se z lithia připravuje izotop vodíku ^3H - tritium, které je palivem pro termonukleární fúzi. Deuterid lithia LiD zároveň slouží v termonukleární pumě jako stabilní nosič a zásobník deuteria - druhé látky nutné k uskutečnění termonukleární reakce.

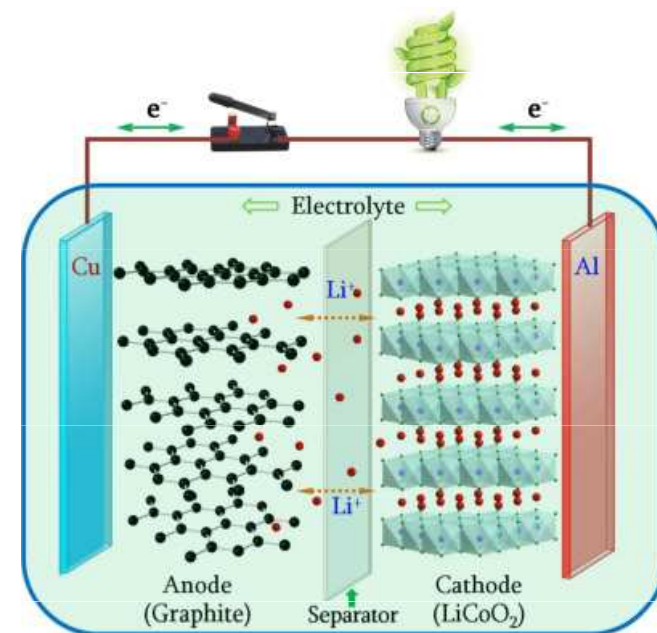
Elementární lithium se uplatňuje v jaderné energetice, kde v některých typech reaktorů slouží roztavené lithium k **odvodu tepla z reaktoru**.

Lithium je přísadou pro **výrobu speciálních skel a keramik**, především pro účely jaderné energetiky, ale i pro konstrukci hvězdářských teleskopů.

Katalyzátory na bázi lithia se používají při výrobě kaučuku, plastů a farmaceutik.

Lithium-iontový akumulátor. Elektrody akumulátoru obsahují na záporné elektrodě slitinu Li/Si , na kladné elektrodě je FeS_x a jako elektrolyt se používá roztavený LiCl/KCl při $400\text{ }^\circ\text{C}$. Tento akumulátor je nejběžnější typ, ale vyvíjí se další nové typy. Lithiové akumulátory se využívají v elektromobilech a automobilech s hybridními motory.

Lithiová baterie, nebo lithiový článek je druh primárního (nenabíjecího) galvanického článku, ve kterém je anoda tvořena kovovým lithiem, nebo jeho sloučeninami. V závislosti na složení se napětí článku pohybuje od 1,5 V do 3,7 V. Nejčastěji používaný článek využívá kovového lithia jako anody a oxidu manganičitého jako katody. Elektrolytem je lithiová sůl rozpuštěná v organickém rozpouštědle. Malé lithiové baterie se používají v malých elektronických zařízeních jako hodinky, teploměry, dálková ovládání od aut, kalkulačky a také jako baterie pro záložní napájení hodin v počítačích. Lithiové články se používají všude tam, kde je potřeba dlouhá životnost, jako jsou například kardiostimulátory. Používá se vysoce specializovaných lithiových baterií s životností 15 a více let.



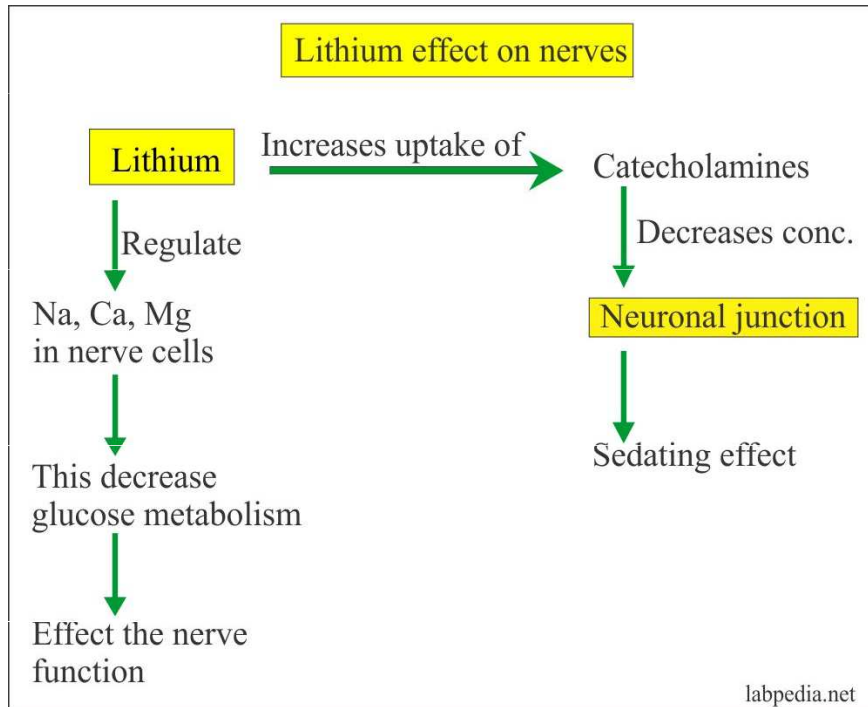
Uhličitan lithný Li_2CO_3 je jediný nerozpustný uhličitan alkalického kovu. Je v keramickém a sklářském průmyslu používán pro snižování bodu tání, úpravu viskozity a součinitele tepelné roztažnosti - sklokeramické varné desky. Uhličitan lithný a **oxid lithný** Li_2O jsou důležitou složkou transparentních glazur pro redukční výpal keramiky. Významné je využití uhličitanu lithného ke snižování teploty taveniny a zvyšování průtoku elektrického proudu při elektrolytické výrobě hliníku. Oxid lithný a hydroxid lithný slouží k přípravě práškovitých fotografických vývojek. Mimořádně silných hygroskopických vlastností a nízké relativní hmotnosti **hydroxidu lithného** se využívá k pohlcování oxidu uhličitého z vydýchaného vzduchu v ponorkách a kosmických lodích.

Roztok **bromidu lithného** LiBr se používá jako náhrada freonů v chladících zařízeních.

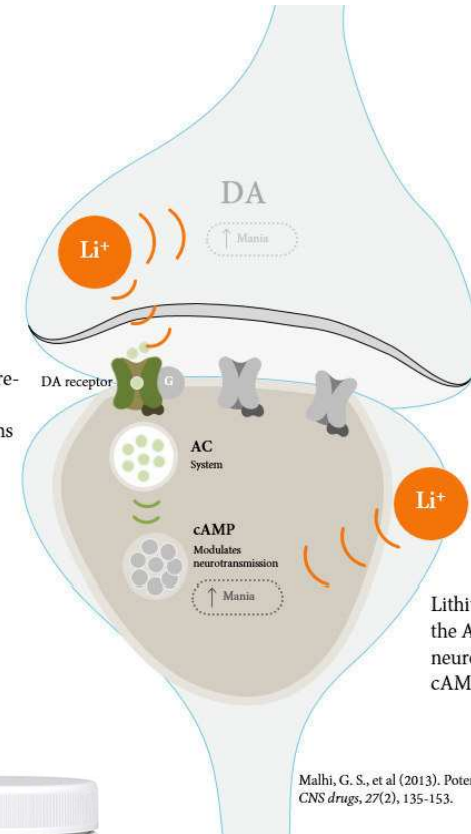
Fosforečnan lithno-železnatý LiFePO_4 se využívá k výrobě anod do Li-Ion článků.

Dusičnan lithný LiNO_3 a **chlореčnan lithný** LiClO_3 se využívají v pyrotechnice - barví plamen intenzivně karmínově.

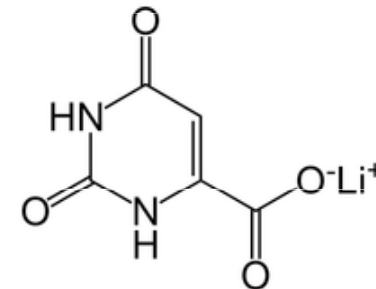
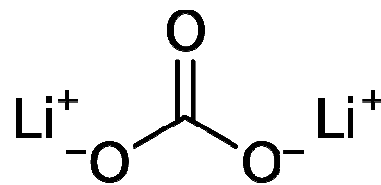
Soli **lithia** (uhličitan lithný, orotát lithný) se používají jako profylaktický lék ke kupírování manické fáze bipolární deprese (maniodepresivní psychózy).



Lithium inhibits excitatory neurotransmission by decreasing pre-synaptic dopamine activity and inactivating post-synaptic G proteins



Malhi, G. S., et al (2013). Potential mechanisms of action of lithium in bipolar disorder. *CNS drugs*, 27(2), 135-153.



Krystalický **fluorid lithný** LiF dokonale propouští UV záření a používá se ke konstrukci laboratorních a měřících přístrojů pracujících v UV oboru spektra.

Jodid lithný LiI se používá jako detektor neutronů a jako luminofor halogenidových výbojek.

Kyanid lithný LiCN se používá jako laboratorní činidlo.

Hydrid lithný LiH je výchozí látkou pro přípravu hydridů Li[AlH₄] a Li[BH₄], které jsou důležitými redukčními činidly v organické chemii a ověřují se jako experimentální zdroje vodíku pro jeho využití jako paliva v automobilech. Hydrid lithný se používá k přípravě vodíku pro vojenské a meteorologické účely. Látky jako **tetrahydridohlinitan lithný** LiAlH₄ a **organolithná činidla** se používají v organické chemii jako velmi známá redukční činidla.

Křemičitan lithný Li₂SiO₃ je základní složkou prostředků pro vytvrzování betonových ploch.

Molybdenan lithný Li₂MoO₄ je inhibitorem koroze.

Titaničitan lithný Li₂TiO₃ slouží k přípravě bílých glazur a smaltů.

Wolframan lithný Li₂WO₄ slouží k přípravě hustých vyplachovacích roztoků pro ropné vrty.

Tantaličnan lithný LiTaO₃ a **niobičnan lithný** LiNbO₃ mají piezoelektrické vlastnosti a využívají se v výrobě detektorů pohybu.

Stearan lithný se používá k úpravě viskozity maziv a olejů: používá se jako zahušťovadlo a želatinová látka k převádění olejů na plastická maziva. Tato maziva mají velkou odolnost vůči vodě, mají dobré nízkoteplotní vlastnosti ($-20\text{ }^{\circ}\text{C}$) a velmi dobrou stálost při vyšších teplotách ($> 150\text{ }^{\circ}\text{C}$). Tato zahušťovadla se připravují z hydroxidu lithného a přírodních tuků (lithná mýdla).

Fenyllithium $\text{C}_6\text{H}_5\text{Li}$ je reakčním činidlem při přípravě olefinů z aldehydů a ketonů (*Wittigova reakce*).

Organické soli lithia (citrát a orotát) se používají ve farmaceutickém průmyslu jako součásti uklidňujících léků tlumících afekt.

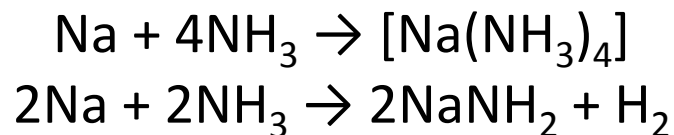
Jantaran lithný – použití v medicíně jako dermatologikum při léčbě seboroické dermatitidy.

Sodík

je stříbrobílý, lesklý, velmi měkký, neušlechtilý kov. Na vzduchu je sodík nestálý a rychle se pokrývá vrstvou hydroxidu NaOH. S kyslíkem sodík při zahřátí na teplotu 250 °C hoří za vzniku žlutého **peroxidu sodného** Na₂O₂, v atmosféře ozonu shoří za vzniku explozivního červeného **ozonidu sodného** NaO₃. Páry sodíku mají sytě fialovou barvu. Prudce reaguje s vodou za vzniku hydroxidu sodného a vývoje vodíku:



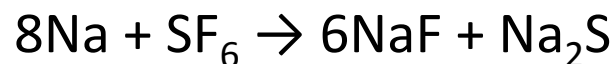
Podobně jako ostatní alkalické kovy je také sodík vysoce reaktivní chemický prvek, který se přímo slučuje s řadou dalších prvků. S fluorem a chlorem reaguje již za laboratorní teploty, s ostatními halogeny se slučuje při teplotě nad 150°C, se sírou, selenem a tellurem se slučuje při teplotě okolo 130 °C. S červeným fosforem reaguje při teplotě 200°C za vzniku zeleného fosfidu sodného Na₃P. Při teplotě 150 °C reaguje s uhlíkem za tvorby acetylidu Na₂C₂. Již při teplotě 100 °C reaguje s dusíkem za vzniku nitridu Na₃N, v kapalném amoniaku se rozpouští za vzniku tetraammin sodného komplexu [Na(NH₃)₄], s plynným amoniakem reaguje za vzniku **amidu sodného** NaNH₂:



Při teplotě 150 °C ochotně reaguje se sirovodíkem za vzniku *hydrogensulfidu sodného* NaHS:



Při teplotě okolo 300°C reaguje dokonce i s téměř netečným hexafluoridem síry SF₆ za vzniku sulfidu sodného a fluoridu sodného:



S vodíkem se slučuje za vzniku velmi reaktivního hydridu NaH, který se prudce explozivně rozkládá působením vody.

Ve sloučeninách vystupuje sodík v oxidačním stavu I, existují i unikátní sloučeniny ve kterých se vyskytuje v oxidačním stavu -I. Typickým příkladem je **inverzní hydrid sodíku** H⁺Na⁻. Byly připraveny i **sodné soli cyklických etherů** (*kryptandy*), ve kterých vystupuje sodík v oxidačním stavu -I.

Velká většina sloučenin sodíku je ve vodě dobře rozpustná, vodné roztoky sodných solí bývají bezbarvé, pokud není jejich zbarvení způsobeno barevným aniontem. Jednou z mála známých barevných sodných solí je světle žlutý *dusitan sodný* NaNO₂. Ve vodě nejhůře rozpustné sloučeniny sodíku jsou *hexahydroxoantimoničnan sodný* Na[Sb(OH)₆] a *xenoničelan sodný* Na₄XeO₆, zcela nerozpustné jsou *uranan sodný* Na₂UO₄ a *diuranan sodný* Na₂U₂O₇.

Výskyt sodíku **v přírodě** je vázán pouze na sloučeniny, kde se vyskytuje vždy ve formě bezbarvého jednomocného kationu. Průměrný obsah sodíku v zemské kůře činí 2,34 %, sodík je čtvrtý nejrozšířenější kov a šestý nejrozšířenější prvek na Zemi. V množství 1,06 % je sodík obsažen v mořské vodě. Nejdůležitějším minerálem sodíku je **halit** (kamenná sůl) NaCl. Velmi významná je biologická role sodíku v lidském organismu.

Výroba sodíku se provádí elektrolýzou taveniny chloridu sodného nebo hydroxidu sodného - **Castnerův proces** výroby sodíku. Elektrolýza chloridu se provádí při teplotě 600-650°C za přítomnosti fluoridu sodného, který snižuje teplotu tání chloridu. Na grafitové anodě se vylučuje chlor, tekutý sodík s vylučuje na železné katodě.

Kovový sodík se používá jako redukční činidlo při výrobě těžkotavitelných kovů titanu a zirkonia **Krollovým postupem**, jako reakční činidlo při přípravě homologů benzenu z jeho halogenderivátů (*Wurtzova-Fittigova reakce*) nebo při výrobě kyseliny šťavelové. Redukční mineralizace organických látek s kovovým sodíkem se používá k důkazu dusíku (*Lassaigneův test*) nebo síry.

Elementární sodík je využíván při výrobě některých kovů z jejich chloridů jako je titan a zirkonium. Sodík se také používá jako katalyzátor při výrobě pryže a elastomerů.

Roztavený kovový sodík slouží jako **chladio v reaktorech** ve kterých se vyrábí plutonium. V určitých typech reaktoru vzniká teplo jaderným rozpadem uranu v primárním okruhu jaderného reaktoru. Důvodem využití je jednak poměrně nízká teplota tání sodíku a především fakt, že sodík při styku s vysoce energetickými neutrony nebo γ – paprsky nepodléhá radioaktivní přeměně na nebezpečné β nebo γ zářiče s dlouhým poločasem rozpadu. V současnosti jediný komerční rychlý reaktor chlazený sodíkem BN-600 je provozován v Bělojarské jaderné elektrárně v Rusku.

Roztavený kovový sodík se také často uplatňuje **v leteckých motorech** jako látka odvádějící teplo.

Elektrickým výbojem v prostředí sodíkových par o tlaku několika torrů vzniká velmi intenzivní světelné vyzařování žluté barvy. Tento jev nalézá uplatnění při výrobě **sodíkových výbojek**, se kterými se můžeme prakticky setkat ve svítidlech pouličního osvětlení. **Neónové lampy** s přídavkem Na jsou zdrojem jasného světla.

Sodíkem se také **vysoušejí** kapaliny a transformátorový olej.

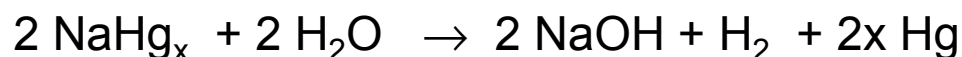
Sodík se používá i na výrobu hydridu sodného a organických solí.

Hydroxid sodný NaOH (kaustifikovaná soda) je základní průmyslovou i laboratorní chemikálií. Vyrábí se elektrolýzou vodného roztoku NaCl (solanky); jsou známy základní výrobní postupy:

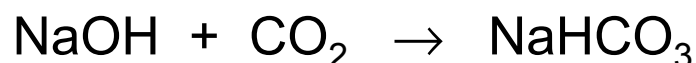
diafragmový - katodový a anodový prostor odděleny; diafragmou na katodě vzniká NaOH na anodě Cl₂.

membránový - místo diafragmy se používá membrána

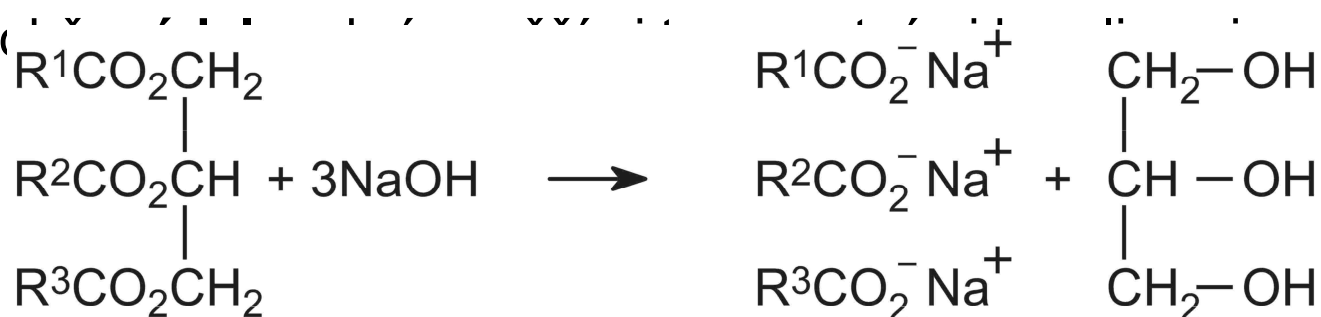
amalgamový - katodou je rtuť; elektrolýzou vzniká sodíkový amalgam, který se odvádí a rozkládá vodou:



NaOH je hygroskopický (pohlcuje vzduš. vlhkost), se vzdušným CO₂ reaguje:



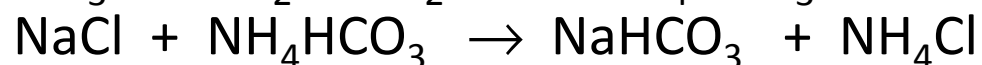
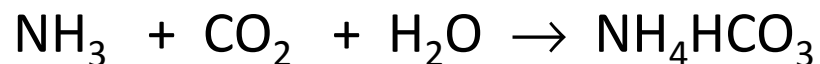
Používá se při výrobě



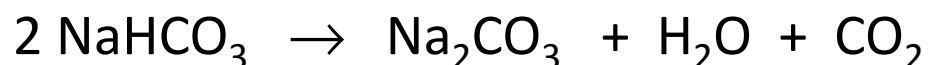
Sodná mýdla jsou většinou pevná na rozdíl od draselných, která jsou většinou tekutá. Dále se NaOH využívá např. při výrobě léčiv, hedvábí a celulózy a při čištění olejů a uplatňuje se i v laboratoři.

Uhličitan sodný $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, *krystalická soda*, se používá převážně při výrobě skla, v textilním a papírenském průmyslu, jako součást pracích prášků, při výrobě pigmentů, dalších solí a jako čisticí prostředek.

Výroba sody Solvayovou metodou:



odfiltrovaný NaHCO_3 se rozloží žíháním:

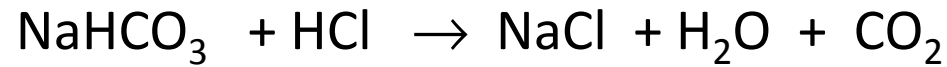


Hydrogenuhlíčan sodný NaHCO_3 , *jedlá soda*, se používá jako součást kypřících prášků do pečiva, k neutralizaci poleptání kyselinou či k neutralizaci žaludečních šťáv při překyselení žaludku. Může se také používat jako náplň do hasicích přístrojů.

Siřičitan sodný Na_2SO_3 se používá ve fotografickém průmyslu v ustalovací fázi a u výbojek. Ve farmacii se používá jako antiseptikum a jako konzervační prostředek.

Síran sodný Na_2SO_4 se používá při výrobě skla, organických rozpouštědel, jako součást pracích prostředků a v lékařství se používá jako projímadlo. Hydratovaná sůl ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$) se nazývá Glauberova sůl. Bezvodý slouží jako sušidlo.

NaHCO₃ užívací (jedlá) soda, používá se jako antacidum k potlačení nadměrné kyselosti žaludečních šťáv:



Octan sodný je obsažen v tzv. samoohřívacích polštářcích. V polštářku je přesycený roztok octanu sodného, látky tající a krystalizující při teplotě 54 (58) °C. Nepatrným impulsem dojde k okamžité změně skupenství a s tím spojenému uvolnění tepla (264–289 kJ/kg). Ohýbání kovu s členitým povrchem vede k uvolnění drobných částic, které poslouží jako krystalizační jádra. Ohřátím na teplotu vyšší než je 54 (58) °C, třeba ve vroucí vodě, se krystaly zase rozpustí a polštářek je připraven k dalšímu použití.



Azid sodný NaN_3 při explozi uvolňuje v krátkém okamžiku velké množství dusíku, díky této vlastnosti se používá jako hlavní složka iniciačních náloží do airbagů v automobilech.

Oxid sodný Na_2O se používá jako tavivo při přípravě keramických glazur.

Peroxid sodný se používá jako součást pracích prášků a k přípravě bělicích lázní na hedvábí, vlnu, umělé hedvábí, slámu, peří, vlasy, štětiny, mořské houby, dřevo, kosti a slonovinu. Také se používá pro poutání vzdušného oxidu uhličitého v ponorkách a dýchacích přístrojích pro potápěče pod názvem Oxon. Nalézá také využití jako energetické oxidační činidlo. Využívá se též v pyrotechnice - barví plamen sytě žlutě.

Sulfid sodný Na_2S se používá v koželužství k odchlupování kůží a sloužil jako jedna z výchozích surovin po výrobu bojové látky yperit.

Amid sodný NaNH_2 je základní surovinou po výrobu **kyanidu sodného** NaCN , který se využívá zejména k loužení zlata.

Jodid sodný NaI se používá k výrobě luminoforů halogenidových výbojek.

Chlorečnan sodný NaClO_3 se dříve používal jako herbicid (Travex).

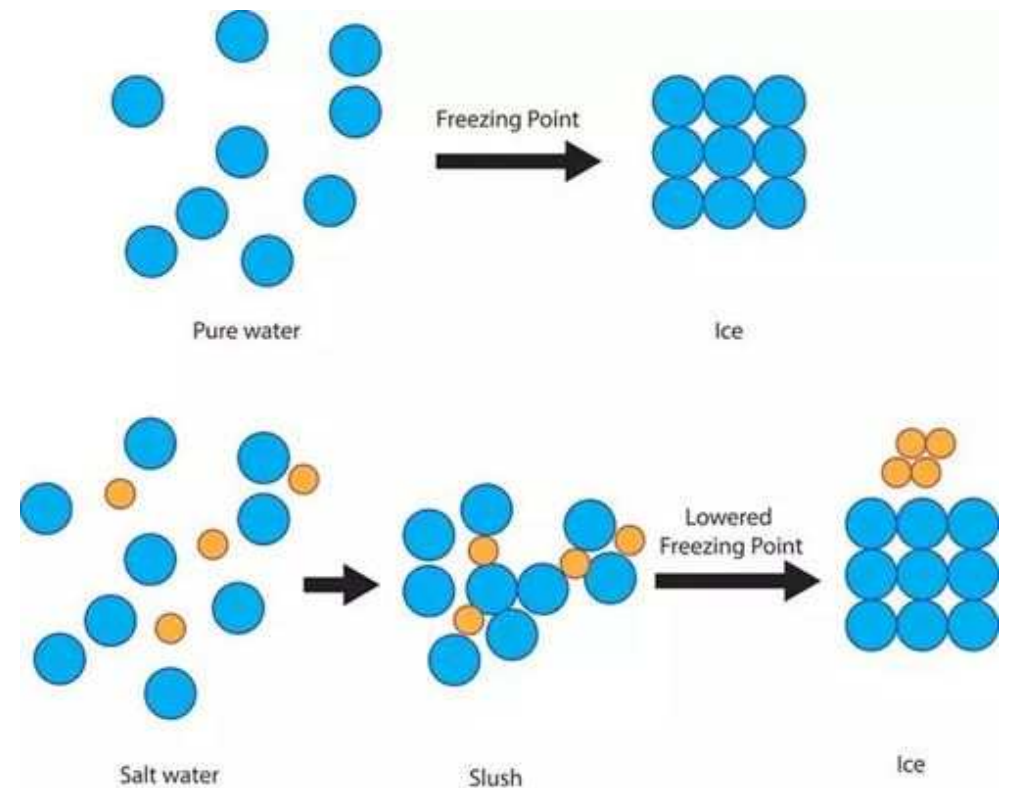
Dusitan sodný NaNO_2 je hlavní součástí detekčních trubiček PT-381/1 a PT-27 k důkazu bojových chemických látek DM (*adamsit*) a CR. Používá se také ke konzervaci masa či jiných potravin (E 250), ačkoliv je podezřelý z karcinogenity.

Dusičnan sodný NaNO_3 (chilský ledek) se používá jako hnojivo, v potravinářství jako konzervační přísada do masných výrobků (E 251) a také v pyrotechnice jako okysličovadlo.

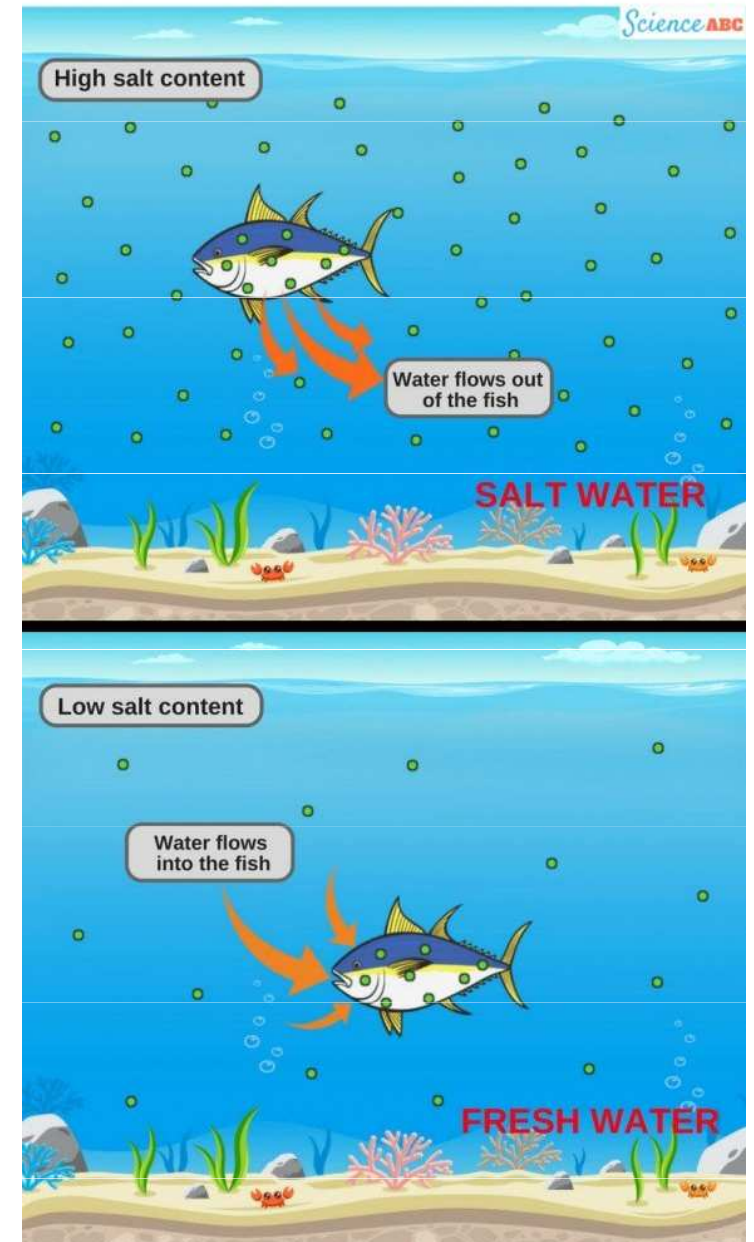
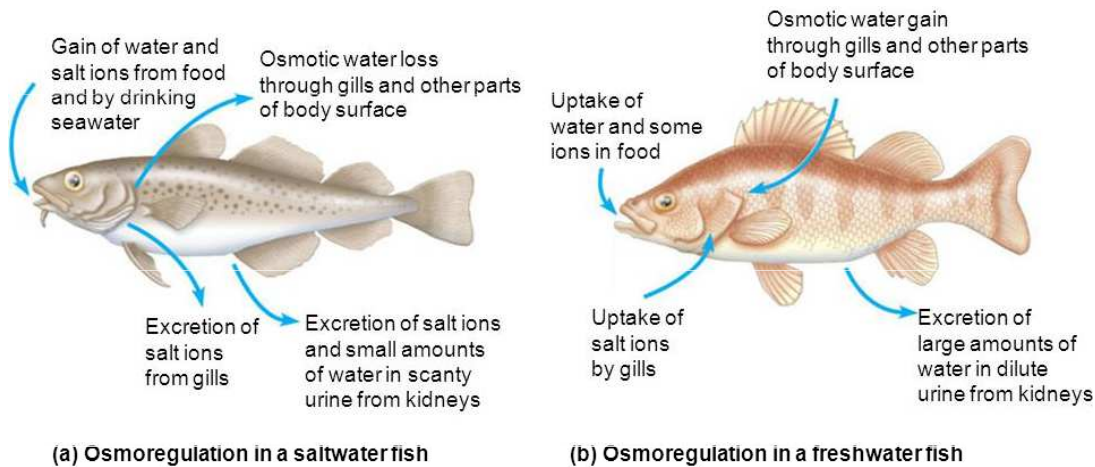
Chlorid sodný NaCl (sůl kamenná, kuchyňská sůl) patří již od dávných dob k běžně využívaným chemikáliím, především jako nezbytná součást lidské potravy. V běžném životě se tak s kuchyňskou solí setkáme nejčastěji v kuchyni. V současné době nalézá NaCl řadu průmyslových uplatnění. Získává se dolováním kamenné soli (halitu) nebo odpařováním vody z mořské vody. Vodný roztok NaCl (**solanka**) se používá jako chladicí médium: ke směsi vody a se přidává pevný NaCl. Působením soli dochází k tání ledu a roztok se ochlazuje.

Solení komunikací

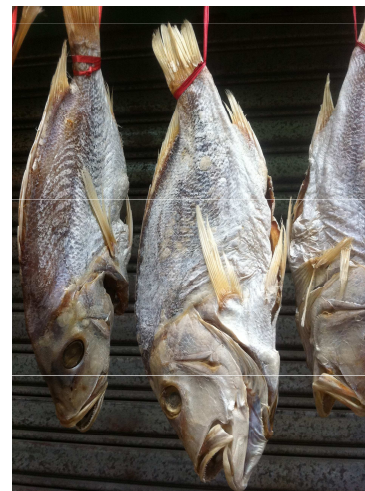
Roztok NaCl má podstatně nižší teplotu tuhnutí než voda, takže osolený led při teplotě okolo 0 °C má tendenci roztát. Teplota, do které solení prakticky funguje je zhruba -7 °C.



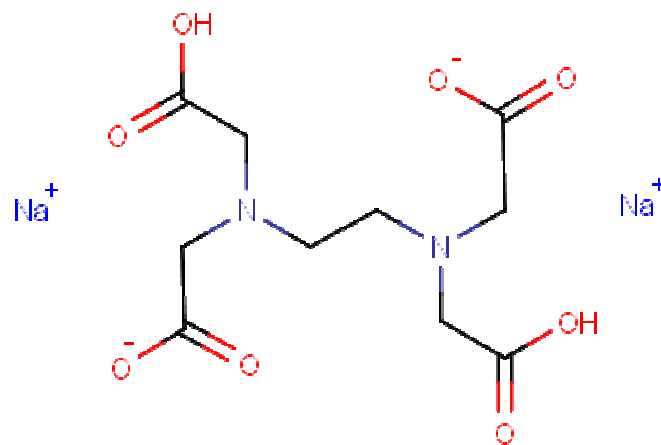
Obsah soli ve vodě má významný vliv na osmoregulaci živočichů. Sladkovodní ryby nemohou přežít v mořské vodě a naopak.



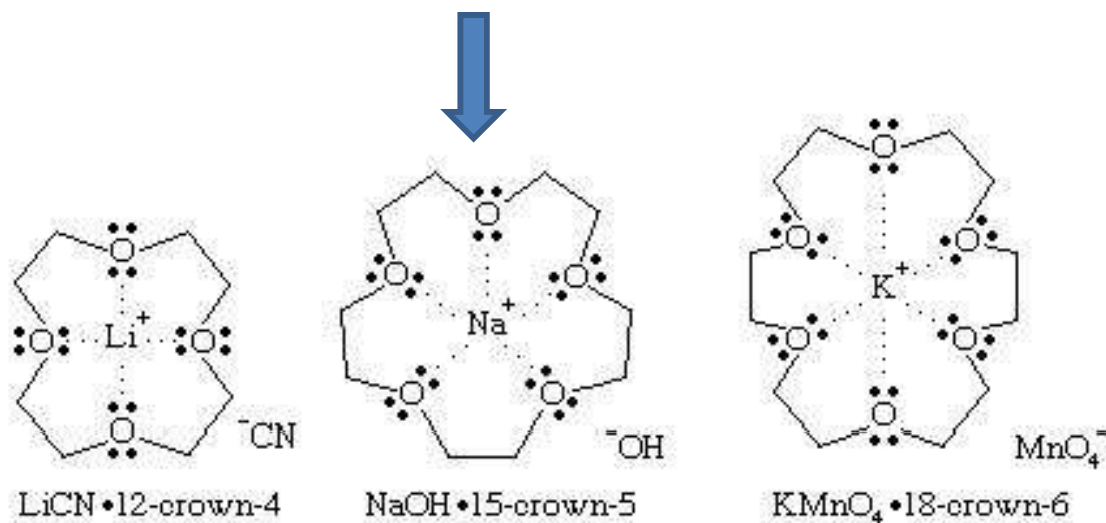
Sůl je inhibitorem růstu mikroorganismů, protože zbavuje jejich buňky vody vlivem osmotického jevu. Koncentrace soli v mase, potřebná pro eliminaci nežádoucích bakterií, by měla být cca 20%. U uzených potravin může být množství soli nižší.



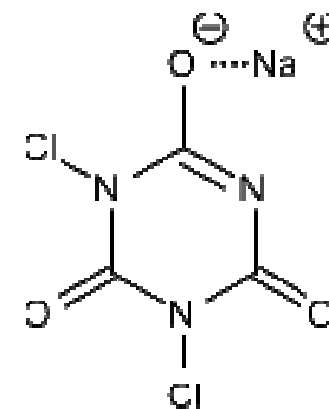
Disodná sůl kyseliny ethylendiamintetraoctové (EDTA) je pod názvem "Komplexon III" (*Chelaton 3*) využívána v analytické chemii jako základní činidlo pro komplexometrické (*chelatometrické*) stanovení celé řady kovových prvků, tetrasodná sůl stejné kyseliny je pod obchodním názvem "Syntron B" používána jako chelatační činidlo k úpravě vody a k výrobě pracích a čistících prostředků.



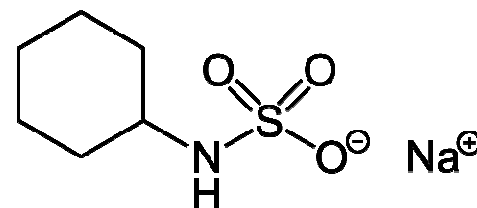
Organické komplexy sodných sloučenin - **crowny** a **kryptáty**.



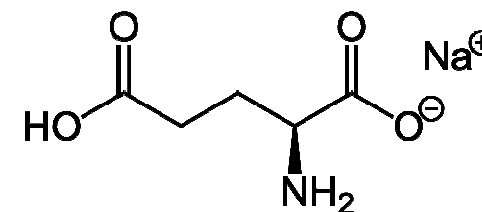
Sodná sůl kyseliny dichlorizokyanurové $C_3Cl_2N_3NaO_3$ slouží jako zdroj aktivního chloru v bazénové chemii.



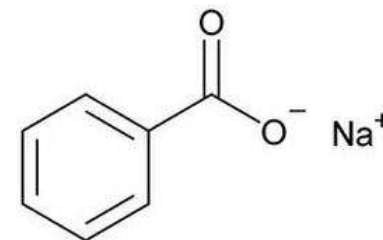
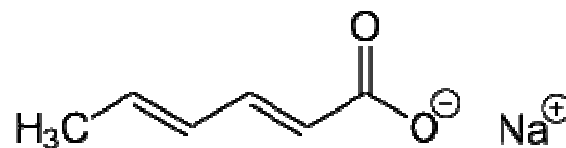
Cyklohexylsulfan sodný je pod názvem *cyklamát sodný* používán jako umělé sladidlo.



Sodná sůl kyseliny glutamové je pod názvem **glutaman sodný** využívána jako potravinářský doplněk E 621 („umami“).



Sorban sodný (E 201) a **benzoan sodný** (E 211) se přidávají do potravin jako konzervační prostředky.



Sodné alkoholáty (např. ethanolát sodný) se používají jako silná organická redukční činidla.

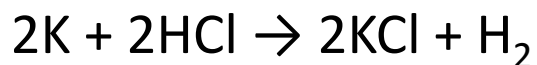
Draslík

je stříbřitě bílý, lesklý, velmi měkký neušlechtilý kov. Jako ostatní alkalické kovy, je také draslík značně reaktivní chemický prvek, s fluorem, chlorem, bromem i jodem reaguje explozivně již za normální teploty za vzniku draselných halogenidů KX . Se sírou, selenem a tellurem se slučuje při teplotě $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ na chalkogenidy draslíku K_2X . Na vlhkém vzduchu se rychle pokrývá vrstvou **hydroxidu draselného** KOH .

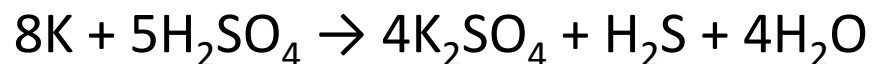
Reakce draslíku s vodou probíhá prudce za vzniku vodíku a hydroxidu. Zapálen shoří na oranžový **superperoxid draselný** KO_2 , v atmosféře ozonu shoří za vzniku nestabilního tmavě červeného **ozonidu draselného** KO_3 .

Při teplotě přes $200\text{ }^{\circ}\text{C}$ reaguje s vodíkem za vzniku **hydridu draselného** KH . S kapalným amoniakem reaguje draslík již za velmi nízkých teplot za vzniku tmavě modrého hexaaminkomplexu $[K(NH_3)_6]$, s plynným NH_3 se při teplotě přes $60\text{ }^{\circ}\text{C}$ slučuje na **amid draselný** KNH_2 , s červeným fosforem reaguje při teplotě okolo $200\text{ }^{\circ}\text{C}$ za vzniku zeleného, snadno hydrolyzujícího fosfidu draselného K_3P . Již za laboratorní teploty ochotně reaguje s oxidem dusičitým NO_2 za vzniku **dusitanu sodného** KNO_2 . Roztavený draslík se ochotně slučuje s arsenem a antimonem na arsenid draselný K_3As a antimonid draselný K_3Sb .

Reakce draslíku s neoxidujícími kyselinami probíhá prudce exotermně za vzniku draselné soli a vývoje vodíku:



Draslík je velmi silné redukční činidlo, při jeho reakci s koncentrovanou kyselinou sírovou dochází k redukci síry o 8 oxidačních stupňů za vzniku draselné soli a vývoje sirovodíku:



Při reakci draslíku se zředěnou kyselinou sírovou vzniká vedle draselné soli oxid siřičitý a elementární síra:



V laboratoři lze však také připravit sloučeniny (tzv. [superbáze](#)), ve kterých může mít draslík draslidový anion K^- . K tomu může dojít, protože draslík tak zaplní s-orbital a vytvoří stabilní elektronovou konfiguraci. Takovéto sloučeniny jsou však velmi nestabilní, protože draslík má nízkou ionizační energii, ale velmi vysokou elektronovou afinitu, proto dojde velmi snadno k oxidaci, a tak tyto sloučeniny patří mezi nejsilnější redukční činidla. Velmi rychle až explozivně reaguje draslík s kyslíkem na *superoxid draselný* a vodou na hydroxid draselný

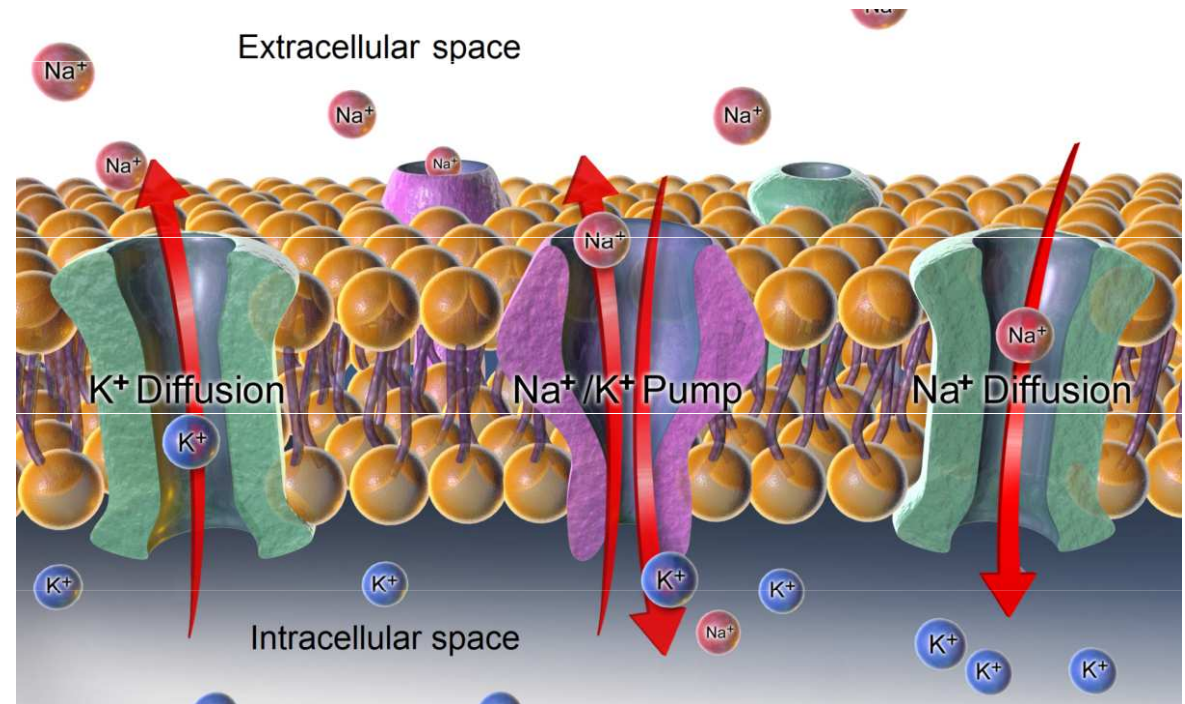
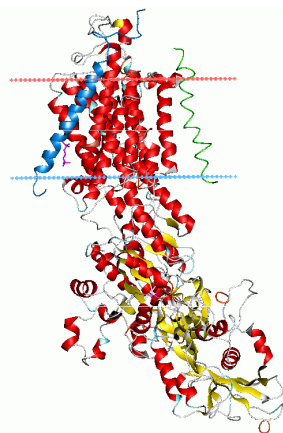
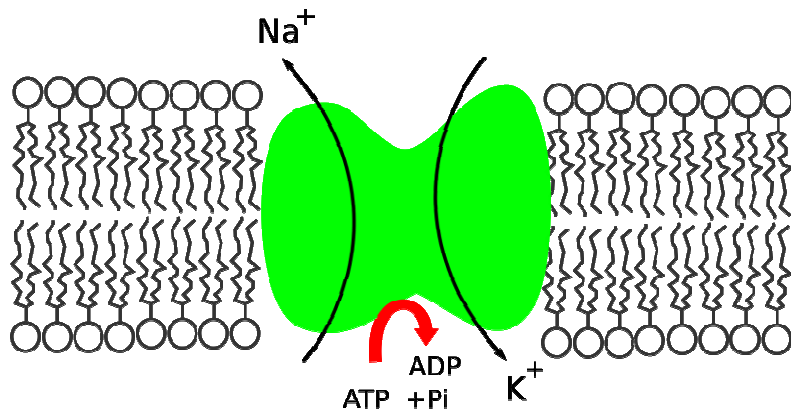
Většina sloučenin draslíku je dobře rozpustná ve vodě, mezi **nerozpustné sloučeniny draslíku** patří *tetrachloroplaticitan draselný* $K_2[PtCl_6]$, velice omezeně rozpustný je *hexabromoplaticitan draselný* $K_2[PtBr_6]$ a *jodistan draselný* KIO_4 . Vodné roztoky draselných solí bývají bezbarvé, pokud není jejich zbarvení způsobeno barevným aniontem. Jednou z mála známých barevných draselných solí je světle žlutý *dusitan draselný* KNO_2 .

V přírodě se volný draslík nevyskytuje, přítomen je vždy vázaný ve sloučeninách, ve kterých vystupuje výhradně jako jednomocný kation K^+ .

Draslík spolu se sodíkem patří mezi biogenní prvky a poměr jejich koncentrací v buněčných tekutinách je významným faktorem pro zdravý vývoj organismu. Obvykle je zdůrazňována významná role draslíku, naopak vysoká konzumace sodných solí je pokládána za zdraví ohrožující. Vyšší koncentrace draslíku je v lidském těle uvnitř buněk, k uvolňování ven dochází pomocí draslíkových kanálů při přenosu vzruchu.

Radioaktivní izotop ^{40}K tvoří 0.012% všeho draslíku v přírodě, vyskytuje se v horninách, stavebních materiálech a potravinách, je hlavním zdrojem radioaktivního záření v živých organismech (β -rozklad, poločas 1.25 mld. let).

Sodno-draselná pumpa (též Na^+/K^+) je transmembránový protein pracující jako buněčná pumpa. Spotřebovává ATP, načež několikrát mění svou konformaci (prostorové uspořádání) a přesouvá ionty sodíku a draslíku přes buněčnou membránu, a to proti koncentračnímu gradientu. Zatímco sodík je tedy transportován ven z buňky, draslík je naopak pumpován dovnitř.



Průměrný obsah draslíku v zemské kůře činí 2,35 % hmot., je však více rozptýlen než Na. Nejvíce draslíku je obsaženo v křemičitanech a v ložiscích chloridu draselného (sylvín). Další významné minerály draslíku jsou **sylvinit** $\text{KCl}\cdot\text{NaCl}$, **karnalit** $\text{MgCl}_2\cdot\text{KCl}\cdot 6\text{H}_2\text{O}$, **orthoklas** KAlSi_3O_8 a **kainit** $\text{KCl}\cdot\text{MgSO}_4\cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Kromě významného podílu draslíku v mořské soli jej nalézáme také téměř ve všech podzemních minerálních vodách.

Průmyslová výroba draslíku se provádí termickou **redukcí taveniny chloridu draselného KCl kovovým sodíkem** nebo **redukcí fluoridu draselného karbidem vápníku** - Griesheimerův proces výroby draslíku. Griesheimerův proces redukce probíhá podle rovnice:



Do roku 1950 se draslík vyráběl podle původní Davyho metody **tavnou elektrolýzou KCl nebo KOH**, v omezené míře se draslík připravoval **termickým rozkladem vinného kamene** (*draselná sůl kyseliny vinné*) $\text{HOOCCH}(\text{OH})\text{CH}(\text{OH})\text{COOK}$.

Volný draslík nemá významné přímé využití (redukční činidlo v organické syntéze a analytické chemii), velmi důležité jsou však jeho sloučeniny. Perspektivní využití může kapalný draslík najít jako chladiivo v doposud experimentálních jaderných reaktorech moderovaných vodíkem.

Hydroxid draselný KOH má podobné použití jako u NaOH, ale pro jeho vyšší cenu se používá jen ve specifických případech, např. při výrobě mýdel reakcí s vyššími tzv. mastnými kyselinami. Draselná mýdla jsou většinou tekutá, na rozdíl od sodných, která jsou téměř všechna pevná. Hydroxid draselný se také používá při výrobě léčiv, celulosy, papíru, umělého hedvábí a oxidu hlinitého.

Chlorečnan draselný KClO₃ podporuje hoření (silné ox. činidlo), ve směsi s org. látkami probíhá prudká (explosivní) reakce, která může být iniciována zahřátím nebo nárazem

Dusičnan draselný KNO₃ - draselný ledek (hnojivo), připravuje se konverzí levnějšího ledku chilského:



KNO₃ býval v minulosti důležitou surovinou pro přípravu černého střelného prachu.

Uhličitan draselný K₂CO₃ (potaš), bezvodý či dihydrát, význam při výrobě mýdel, při výrobě skla, v textilním a papírenském průmyslu, jako součást pracích prášků, při výrobě pigmentů, v barvířství a běličství a při praní vlny, v chemické analýze ve směsi se sodou k tavení analyzovaných látek. Používá se také pro přípravu kyanidu draselného.

Kyanatan draselný KOCN je účinnou složkou selektivního herbicidu *Alisan* a využívá se ve veterinární medicíně.

Fulminát draselný KCNO se využívá k výrobě zápalek do perkusních zbraní.

Sulfid draselný K_2S se využívá v kožním lékařství.

Pentasulfid didraselný K_2S_5 se používá k patinování slitin mědi a slouží k výrobě léčiv.

Síran draselný se používá při výrobě skla, kamence draselného a využívá se i jako hnojivo.

Manganistan draselný („hypermangan“) a **dichroman draselný** = oxidační činidla.

Mezi organické sloučeniny draslíku patří zejména **draselné soli organických kyselin a draselné alkoholáty**.

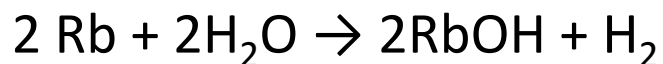
Vinan sodno-draselný $\text{KOOCC}(\text{OH})\text{CH}(\text{OH})\text{COONa}$ (*Seignettova sůl*) je složkou Fehlingova činidla, které slouží k analytickému důkazu ketonů a aldehydů.

Acetát draselný CH_3COOK je dehydratačním prostředkem při výrobě bezvodého ethanolu a jako konzervant E 261 se používá v potravinářství.

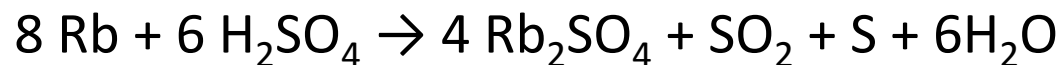
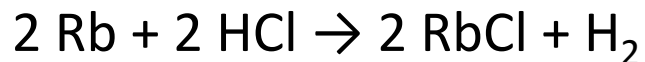
Rubidium

je velmi měkký, stříbrobílý neušlechtilý kov. Podobně jako další alkalické kovy je i rubidium mimořádně reaktivní chemický prvek. Na vzduchu je nestálé, pokrývá se vrstvou hydroxidu. V atmosféře kyslíku shoří na **superoxid rubidný** RbO_2 , v atmosféře ozonu shoří za vzniku nestabilního červeně zbarveného **ozonidu rubidného** RbO_3 .

S vodou reaguje velmi prudce a bouřlivě za vzniku **hydroxidu rubidného** a vodíku:

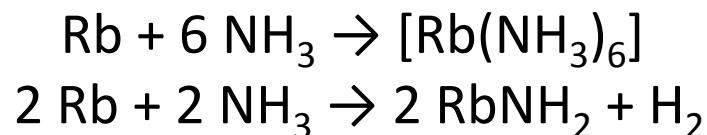


Prudce reaguje s kyselinami za vzniku rubidné soli:

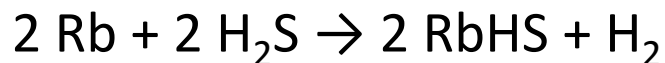


S vodíkem se při teplotě nad 300°C slučuje za vzniku reaktivního hydridu RbH , který je i na suchém vzduchu samozápalný. Za laboratorní teploty se explozivně slučuje s halogeny na halogenidy RbX . Se selenem a tellurem reaguje za vzniku selenidu rubidného Rb_2Se a telluridu rubidného Rb_2Te již při teplotě -40°C , ale se sírou se na sulfid rubidný Rb_2S slučuje až po zahřátí na teplotu 110°C .

S kapalným amoniakem reaguje již při teplotě -40°C za tvorby tmavě modrého hexaaminrubidného komplexu, při vyšších teplotách tvoří s plynným amoniakem amid rubidný:



Se sirovodíkem rubidium reaguje za vzniku hydrogensulfidu rubidného:



Rubidium je silné redukční činidlo, je možné připravit **aurid rubidný** RbAu , v němž se ušlechtilý kov zlato vyskytuje v oxidačním stupni -I, tutéž vlastnost má také cesium.

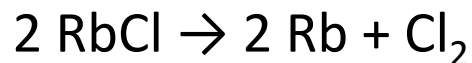
Většina sloučenin rubidia je ve vodě dobře rozpustná, téměř nerozpustný je hexafluorkřemičitan rubidný Rb_2SiF_6 .

V přírodě se volné rubidium nevyskytuje, je znám pouze jeho výskyt ve sloučeninách, ve kterých vystupuje výhradně v oxidačním stupni I jako kation Rb^+ .

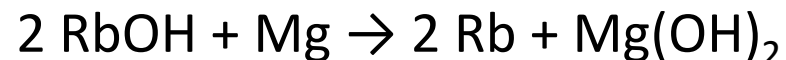
Rubidium ve stopových množstvích doprovází ostatní alkalické kovy, např. cesium v polucitu nebo draslík v karnalitu.

Nejdůležitějším zdrojem pro průmyslovou výrobu rubidia je **uhličitan rubidný** Rb_2CO_3 , který je hlavní součástí odpadních produktů po rafinaci lithia.

Výroba rubidia se provádí tavnou elektrolýzou chloridu rubidného RbCl nebo jeho **termickou redukcí vápníkem**:



Mezi další způsoby výroby rubidia patří **redukce** hydroxidu rubidného **hořčíkem** nebo redukce oxidu rubidného **vápníkem**:



Vzhledem ke své mimořádné nestálosti a reaktivitě má kovové rubidium jen minimální praktické využití.

Kovové rubidium se používá při výrobě fotočlánků (*termoiontové konvertory*) díky nízkému ionizačnímu potenciálu. Zároveň je proto perspektivním médiem pro iontové motory jako pohonné jednotky kosmických plavidel. Důležité využití nachází rubidium při odstraňování zbytků plynů z vakuových trubic a jako součást přesných atomových hodin v satelitech GPS. Stále stoupá význam rubidia ve výzkumu a vývoji supravodivých materiálů.

Izotop ^{82}Rb se využívá v medicíně v pozitronové emisní tomografii (PET) v kombinaci s CT angiografií.

Izotop ^{87}Rb s přirozeným výskytem 27,8 % je mírně radioaktivní, rozpadá se s poločasem $4,92 \times 10^{10}$ roku za vzniku izotopu ^{87}Sr a uvolnění β -záření. Toho se v geologii využívá k datování stáří hornin.

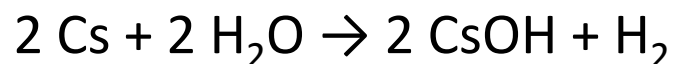
Soli rubidia se přidávají do směsí **zábavné pyrotechniky** a barví vzniklé světelné efekty do fialova.

Oxid rubidný Rb_2O se používá jako sklářská přísada pro zvýšení tvrdosti skla.

Cesium

je modrobílý, lesklý, na vzduchu nestálý kov. Ze všech kovů je cesium nejměkčí. Cesium je ze všech alkalických kovů nejreaktivnější chemický prvek a má silně elektropozitivní charakter. Ve sloučeninách cesium vystupuje výhradně jako bezbarvý kation Cs⁺. Naprostá většina sloučenin cesia je ve vodě dobře rozpustná, výjimku tvoří nerozpustné podvojně halogenidy cesia s železem, mědí, kadmíem, antimonem, olovem a bismutem, manganistan cesný CsMnO₄ a terafluoroboritan cesný CsBF₄.

Na vzduchu se cesium samovolně vznítí a shoří za vzniku **superoxidu** CsO₂, v atmosféře ozonu hoří za vzniku červeného nestabilního **ozonidu cesného** CsO₃. S vodou i s ledem reaguje cesium velmi prudce, až explozivně, za vzniku **hydroxidu cesného** CsOH, který je ze všech hydroxidů alkalických kovů nejsilnější žíravinou:



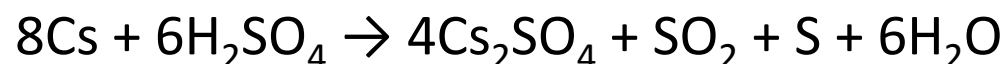
S vodíkem se slučuje za vzniku tuhého, prudce reaktivního **hydridu** CsH, který je i na suchém vzduchu samozápalný. S halogeny reaguje již za laboratorní teploty, se selenem a tellurem se slučuje i za teplot hluboko pod bodem mrazu. Se sírou reaguje již za teploty 100 °C.

Reakce cesia s kapalným amoniakem probíhá za vzniku hexaamincésného komplexu, s plynným amoniakem reaguje za vzniku amidu cesného:



Cesium je silné redukční činidlo, působením cesia je možné připravit **aurid cesný** **CsAu**, sloučeninu, ve které se ušlechtilý kov zlato vyskytuje v oxidačním stupni -I, stejnou vlastnost má pouze rubidium.

Redukční vlastnosti cesia se projevují také v jeho reakci se zředěnou kyselinou sírovou, při které dochází k vyredukování elementární síry:



S galliem, indiem a thoriem tvoří intermetalické sloučeniny, které se vyznačují fotocitlivými vlastnostmi.

V přírodě se elementární cesium nevyskytuje, ve formě sloučenin ve stopových množstvích doprovází ostatní alkalické kovy.

Výroba cesia se provádí **tavnou elektrolýzou chloridu nebo hydroxidu cesného**. Chlorid cesný potřebný pro elektrolýzu se připravuje loužením polucitu kyselinou chlorovodíkovou s malým přídavkem kyselin fluorovodíkové a bromovodíkové. Produktem loužení není čistý chlorid cesný, ale směs CsSbCl_4 , Cs_2ICl a $[\text{CS}_2(\text{CeCl}_6)]$, ze kterých se čistý chlorid cesný připravuje frakční krystalizací a následnou hydrolýzou. Další možností je alkalické tavení rudy se směsí CaCO_3 a CaCl_2 nebo Na_2CO_3 a NaCl . Produktem alkalického tavení je Cs_2CO_3 , který se reakcí s HCl převádí na chlorid cesný.

Dalším způsobem výroby cesia je **loužení polucitu** v 40% kyselině sírové, cesium přejde do roztoku ve formě kamence $\text{Cs}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$.

Posledním způsobem výroby je **přímá redukce polucitu** pomocí sodíku, draslíku, vápníku nebo zirkonia, redukce probíhá ve vakuu nebo ve velmi zředěné atmosféře argonu při teplotách mezi 640 - 700°C. Produktem je kovové cesium o čistotě přesahující 98%, hlavní znečišťující příměsí je rubidium.

Kovové cesium je také možné získat **redukcí** uhličitanu, hydroxidu nebo hlinitanu **roztaveným hořčíkem** ve vodíkové atmosféře nebo **redukcí vápníkem** ve vakuu. V minulosti se kovové cesium připravovalo také **redukcí chromanu cesného** kovovým zirkoniem.

Kromě minerálů je hlavním zdrojem cesia pro jeho výrobu **uhličitan cesný** Cs_2CO_3 , který společně s uhličitanem rubidným Rb_2CO_3 vzniká jako odpadní produkt při rafinaci lithia. Na velmi vysokou čistotu se surové cesium rafinuje termickým rozkladem azidu cesného CsN_3 při teplotě 390°C . Azid cesný se připravuje reakcí rozpustných solí cesia s azidem barnatým $\text{Ba}(\text{N}_3)_2$.

Zpočátku nemělo cesium významnější praktické využití, od roku 1920 se začalo využívat při výrobě elektronek jako *getter*, tj. látka sloužící k odstraňování zbytků kyslíku při evakuaci skleněných trubic a baněk.

V současnosti se cesium ve formě intermetalické sloučeniny KCsSb používá k výrobě citlivé vrstvy fotoelektrických článků do přístrojů pro noční vidění.

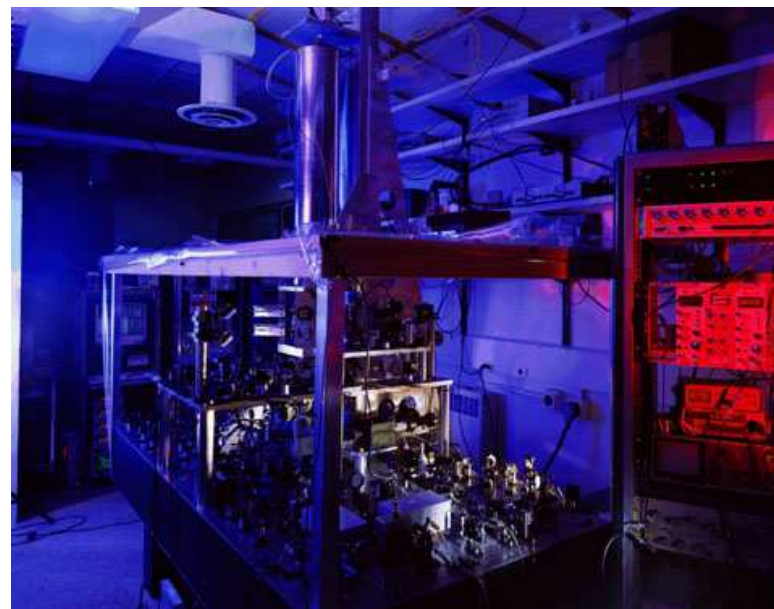
Jeho nízký ionizační potenciál dává možnost jeho uplatnění ve **fotočláncích**, sloužících pro přímou přeměnu světelné energie v elektrickou.

Zároveň je proto perspektivním médiem pro **iontové motory**, jako pohonné jednotky vesmírných plavidel, dále ke konstrukci elektronek a fotonek (jako jediný kov vyzařuje elektrony při osvětlení světlem všech barev)

Při **výrobě katodových trubic**, pracujících s nízkotlakou náplní inertního plynu, se užívá cesia jako getru, tj. látky sloužící k zachycení a odstranění posledních zbytků přimíšených reaktivních plynů.

Používá se do přístrojů pro noční vidění, ve fotonásobičích elektronů a v televizních přijímačích.

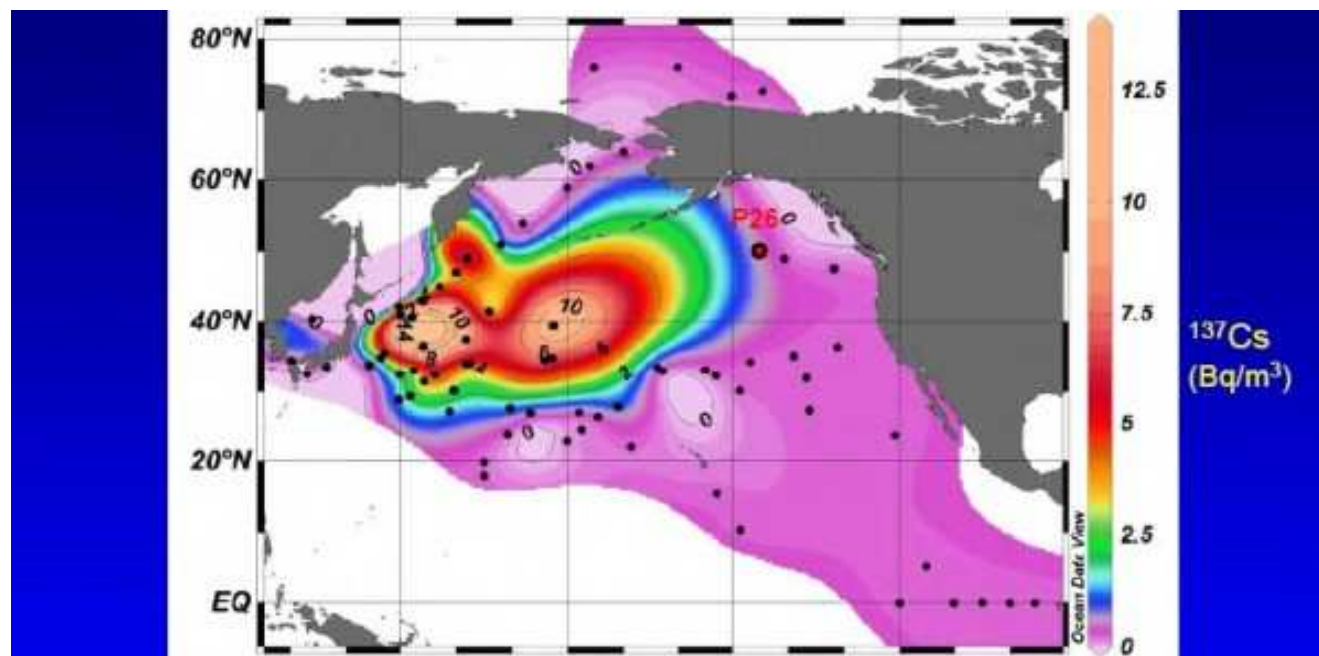
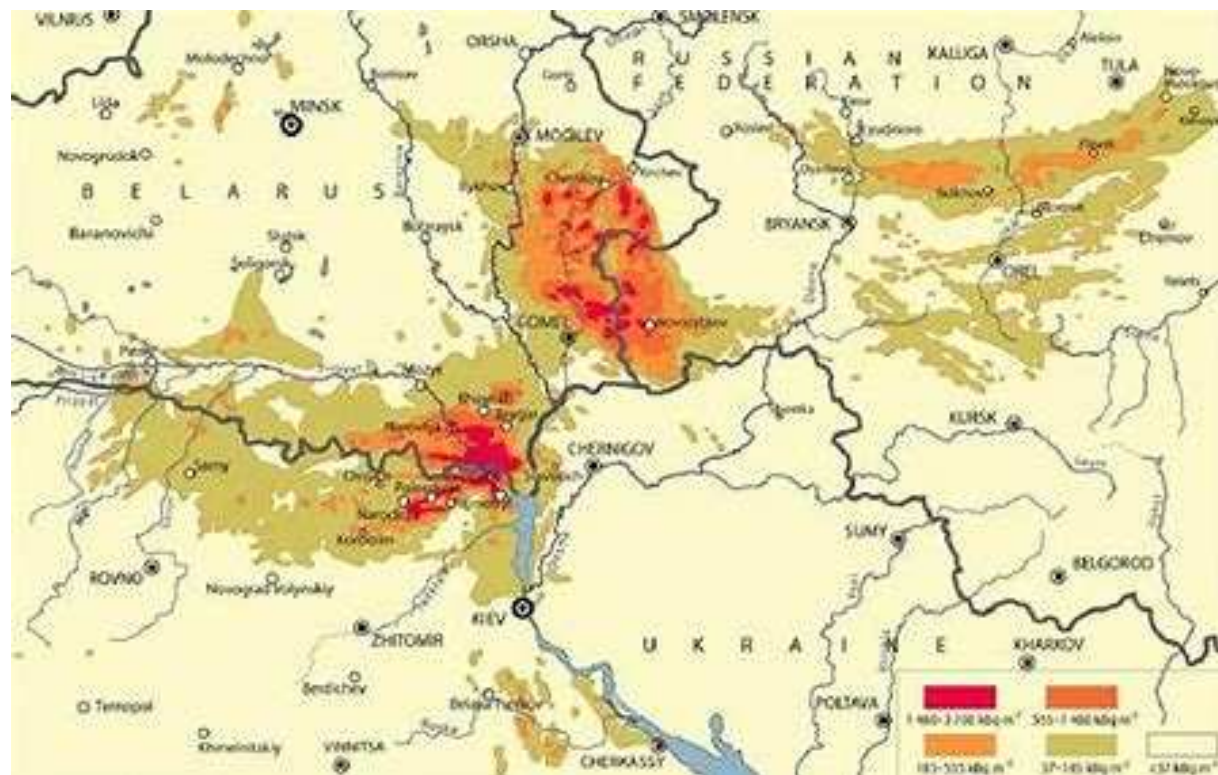
Izotop ^{133}Cs je součástí **atomových hodin**. Ty využívají atomové rezonance a jejich přesnost je taková, že se rozcházejí maximálně o sekundu za 158 milionů let.



Radioaktivní izotop ^{137}Cs se využívá v nedestruktivním zkoušení materiálů a výrobků (defektoskopii), v medicíně při ozařování rakovinných nádorů a při radiační sterilizaci potravin.

^{137}Cs
(poločas cca 30 let)

Byl přítomen v atmosféře
následkem havárie jaderné
elektrárny v Černobyli na
Ukrajně a také po
zkouškách jaderných
zbraní na tichomořských
ostrovech (USA, Francie).



Cs₂O je součástí katalyzátorů některých chemických reakcí (výroba kyseliny akrylové, styrenu, methanolu, antrachinonu, anhydridu kyseliny ftalové apod.). Cesium dopované katalyzátory na bázi oxidů přechodných kovů se používají při oxidaci SO₂ na SO₃ při výrobě kyseliny sírové.

CsOH, velmi agresivní hydroxid, je hlavní složkou leptacích lázní při výrobě polovodičů a slouží k odsiřování některých druhů těžké ropy.

Jeho rozpouštěním v kyselině mravenčí se připravuje **mravenčan cesný** HCOOCs, který se používá k přípravě velmi hustých roztoků pro výplachy podmořských ropných vrtů (má hustotu až 2,3 g·cm⁻³).

Krystalický **jodid** a **bromid cesný** se používají na výrobu citlivých vrstev scintilačních přístrojů, zejména k detekci paprsků γ a rentgenového záření.

Síran cesný Cs₂SO₄ a **trifluoracetát cesia** CF₃COOCs se využívají k úpravě hustoty roztoků při separaci virů a nukleových kyselin pomocí ultracentrifugy.

Chlorid cesný se používá jako protijed při otravách sloučeninami arsenu.

Jodid cesný CsI slouží jako luminofor v halogenidových výbojkách.

Dusičnan cesný CsNO₃ se používá v pyrotechnice - barví plamen modře.

Francium

je radioaktivní kovový prvek. Nejstabilnější izotop francie ^{223}Fr má poločas rozpadu 21 minut. V přírodě francium vzniká radioaktivním rozpadem aktinia.

Za pokojové teploty je francium pevný kov s nejnižší hodnotou elektronegativity. Ve sloučeninách vystupuje francium pouze jako kation Fr^+ . Fluorid francie (FrF) je sloučeninou s největším rozdílem elektronegativity mezi vázanými prvky. Je velmi reaktivní a jeho sloučeniny se svými vlastnostmi podobají sloučeninám cesia. Téměř všechny soli francie jsou ve vodě rozpustné.

Francium se dobře rozpouští v minerálních kyselinách za vzniku francné soli příslušné kyseliny a vodíku, s vodou reaguje za vzniku hydroxidu francného FrOH a vodíku, v atmosféře kyslíku shoří na hyperoxid francný FrO_2 a ochotně reaguje s halogeny.

Praktické využití kovové francie ani sloučeniny francie nemají.