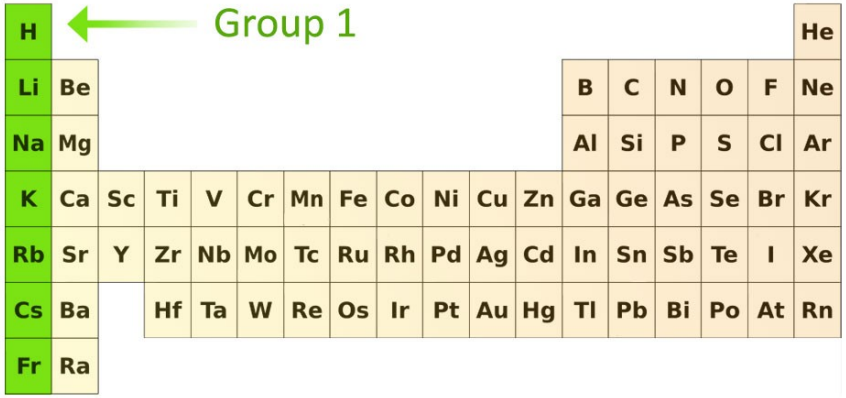
Prvky I. hlavní podskupiny

Alkalické kovy

Li, Na, K, Rb, Cs, Fr



Element	Electron Configuration	Melting Point (°C)	Density (g/cm^3)	Atomic Radius (Å)	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

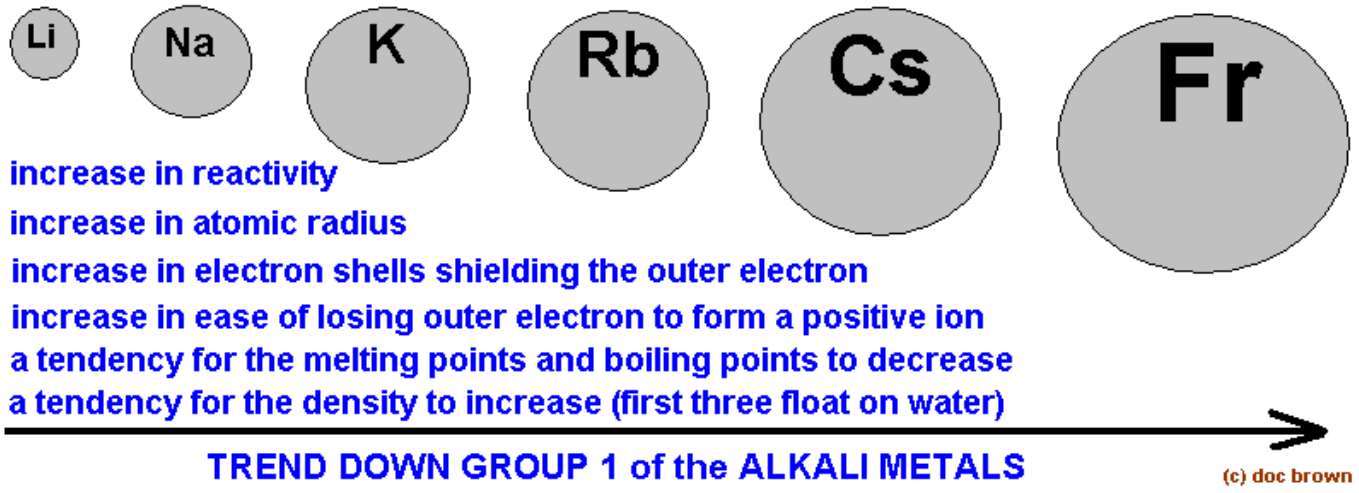
elektronová konfigurace: vzácný plyn + 1 s elektron:

Li - $(He)2s^1$, **Na** - $(Ne)3s^1$, **K** - $(Ar)4s^1$, **Rb** - $(Kr)5s^1$,

Cs - $(Xe)6s^1$, **Fr** - $(Rn)7s^1$

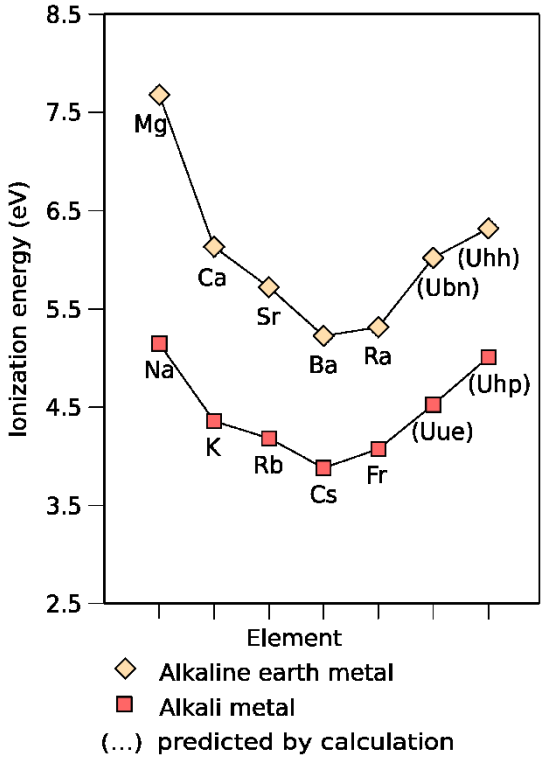
oxidační čísla: alkalické kovy nabývají pouze ox. čísla I

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



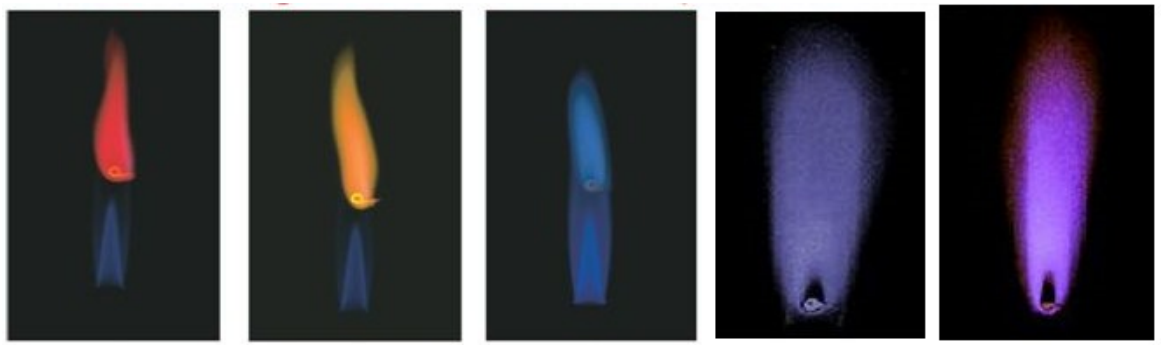
Fyzikální vlastnosti

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 iont. 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:

$$M + 2\,H_2O \rightarrow 2\,MOH + H_2$$

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

$$2NaNO_3 + 10Na \longrightarrow 6Na_2O + N_2$$

$$Na_2O_2 + 2Na \longrightarrow 2Na_2O$$

Výroba peroxidu a hyperoxidu sodného

$$2\,Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$$

$$Na_2O_2 + O_2 \rightarrow 2\,NaO_2$$

Vznik ozonidů

$$6\,KOH + 4\,O_3 \rightarrow 4\,KO_3 + KOH.H_2O + O_2$$

Reakce ozonidů

$$MO_3 \longrightarrow MO_2 + \tfrac{1}{2}O_2$$

$$4MO_3 + 2H_2O \longrightarrow 4MOH + 5O_2$$

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

$$4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O$$
$$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$$
$$K + O_2 \rightarrow KO_2$$

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

$$Li_2O + H_2O \rightarrow 2LiOH$$
$$Na_2O_2 + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2O_2$$
$$2KO_2 + 2\,H_2O \rightarrow 2KOH + H_2O + O_2$$

Reakce hydroxidů alk. kovů s oxidem uhličitým:

$$NaOH + CO_2 \rightarrow NaHCO_3$$

Reakce alkalických kovů s vodíkem :

$$2\,Na + H_2 \rightarrow 2\,NaH$$

Ion H^- má velmi silné redukční účinky:

$$NaH + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$$

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

$e^- (NH_3)_{2-3}$

- roztoky nejsou příliš stálé a přecházejí na amidy

$$2\,M + 2\,NH_3 \rightarrow MNH_2 + H_2$$

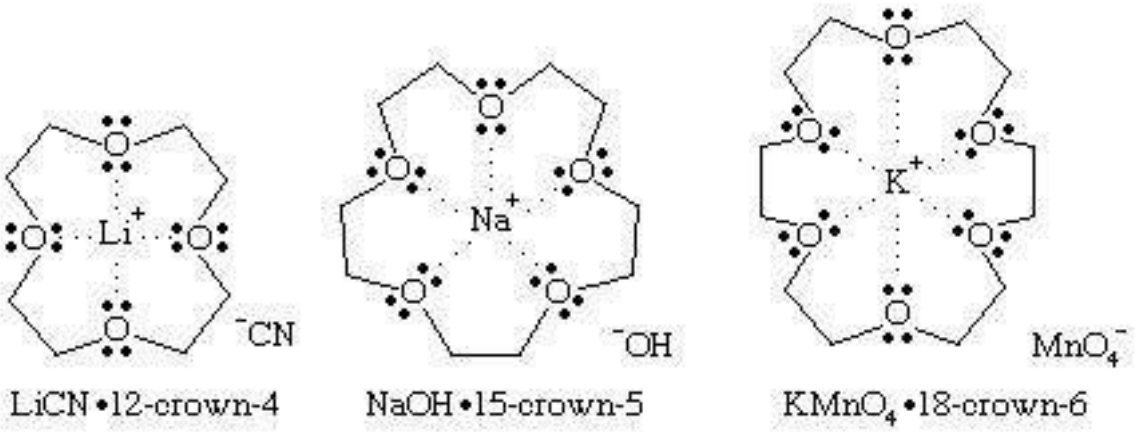
Roztoky alk. kovů v amoniaku:

- modré roztoky obsahující kationty alkalických kovů (Na^+, K^+, ...)

a solvatované elektrony e^-_{solv}

Crown ethery

Tvoří komplexy s ionty alkalických prvků



Hlavní rozdíly ve vlastnostech alkalických kovů a kovů alkalických zemin

	Alkali metals		Alkaline earth metals
(i)	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.	(i)	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.
(ii)	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.	(ii)	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.
(iii)	Solubility of hydroxides: The hydroxides of alkali metals are more soluble than those of alkaline earth metals.	(iii)	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.

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 Li_2CO_3.
Zapáleno na vzduchu hoří za vzniku bílého oxidu lithného Li_2O a nitridu lithého Li_3N. S kyslíkem hoří za vzniku peroxidu Li_2O_2. V atmosféře ozonu shoří za vzniku explozivního ozonidu lithného LiO_3. S vodou reaguje za vzniku vodíku:

$$2Li + 2H_2O \rightarrow 2LiOH + H_2$$

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

$$2Li + 2HCl \rightarrow 2LiCl + H_2$$

$$2Li + 3H_2SO_4 \rightarrow 2LiHSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

$$3Li + 4HNO_3 \rightarrow 3LiNO_3 + NO + 2H_2O$$

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 Li_2C_2, s křemíkem tvoří silicidy Li_6Si_2, Li_4Si a Li_2Si. S kapalným amoniakem reaguje za vzniku amidu lithého $LiNH_2$, s plynným amoniakem tvoří při teplotě 400 C imid lithný Li_2NH.

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

Porovnání Li s ostatními prvky 1. hlavní podskupiny:

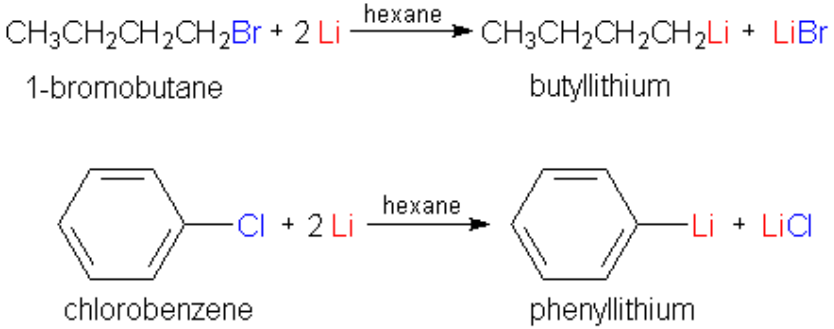
- při 25 ^{0}C reaguje Li s vodou velmi zvolna
- LiH - stálý - může být taven bez rozkladu
- za vysoké teploty dochází k reakcím, které mají obdobu u Mg a Ca, ne však u ostatních alk. kovů

$$2\ LiOH \rightarrow Li_2O + H_2O$$

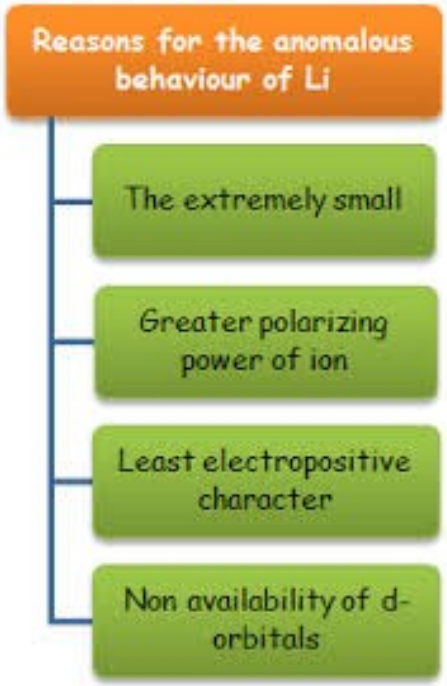
$$Li_2CO_3 \rightarrow Li_2O + CO_2$$

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

$$2\ Li + R\text{-}Cl \rightarrow Li\text{-}R + LiCl$$



Lithium



	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** (např. LiF). 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, Mg^{2+} = 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 N_2. ½

$$6Li + N_2 \xrightarrow{\Delta} 2Li_3N$$

$$3Mg + N_2 \longrightarrow Mg_3N_2.$$

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

$$2LiOH \xrightarrow{\Delta} Li_2O + H_2O$$

$$Mg(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} MgO + H_2O$$

$$Li_2CO_3 \xrightarrow{\Delta} Li_2O + CO_2$$

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 CO_2.

$$Li_2CO_3 \rightarrow Li_2O + CO_2 \; ; \; Mg\,CO_3 \rightarrow MgO + CO_2$$

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 N_2 to give nitrides Li_3N and Mg_3N_2.

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:

$$2Li_2O + Si + CaO \rightarrow 4Li + CaSiO_3$$

$$6LiF + 2Al + 4CaO \rightarrow 6Li + Ca(AlO_2)_2 + 3CaF_2$$

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, **sulfátovy** používá tavení koncentrátu s K_2SO_4 při teplotě 850 C. **Sádrový proces** využivá 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 požívá 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/cm^3. 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 ^{3}H - 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.

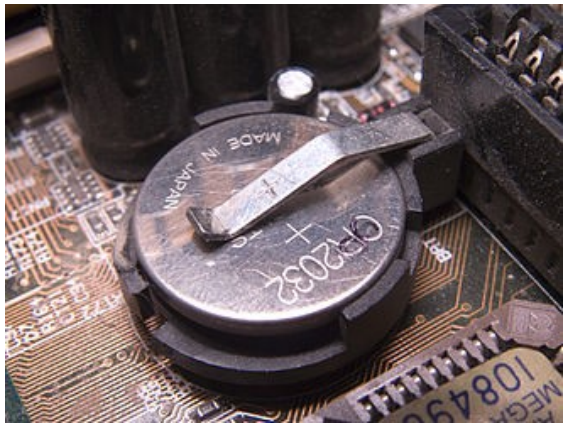
Elementární lithium se uplatňuje v jaderné energetice, kde v některých typech reaktorů slouží roztavené lithium k **odvodu tepla z reaktoru**.

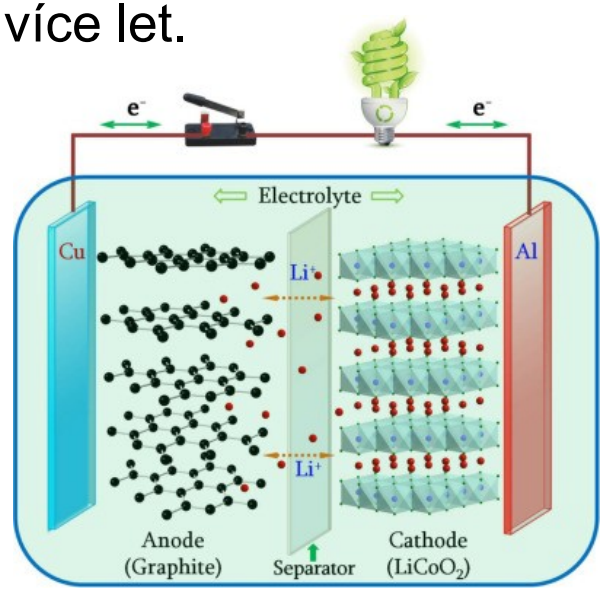
Lithium je přísadou pro **výrobu speciálních skel a keramik**, především pro účely jaderné energetiky, ale i pro konstrukci hvězdářských teleskopů.

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 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.

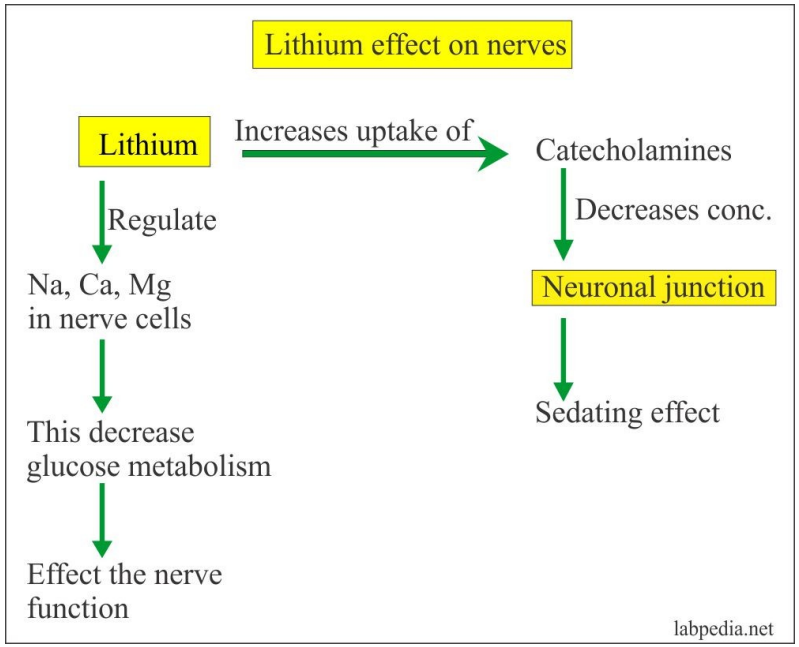
Oxid lithný a hydroxid lithný slouží k přípravě práškovitých fotografických vývojek. Mimořádně silných hygroskopických vlastností a nízké relativní hmotnosti **hydroxidu lithného** se využívá k pohlcování oxidu uhličitého z vydýchaného vzduchu v ponorkách a kosmických lodích.

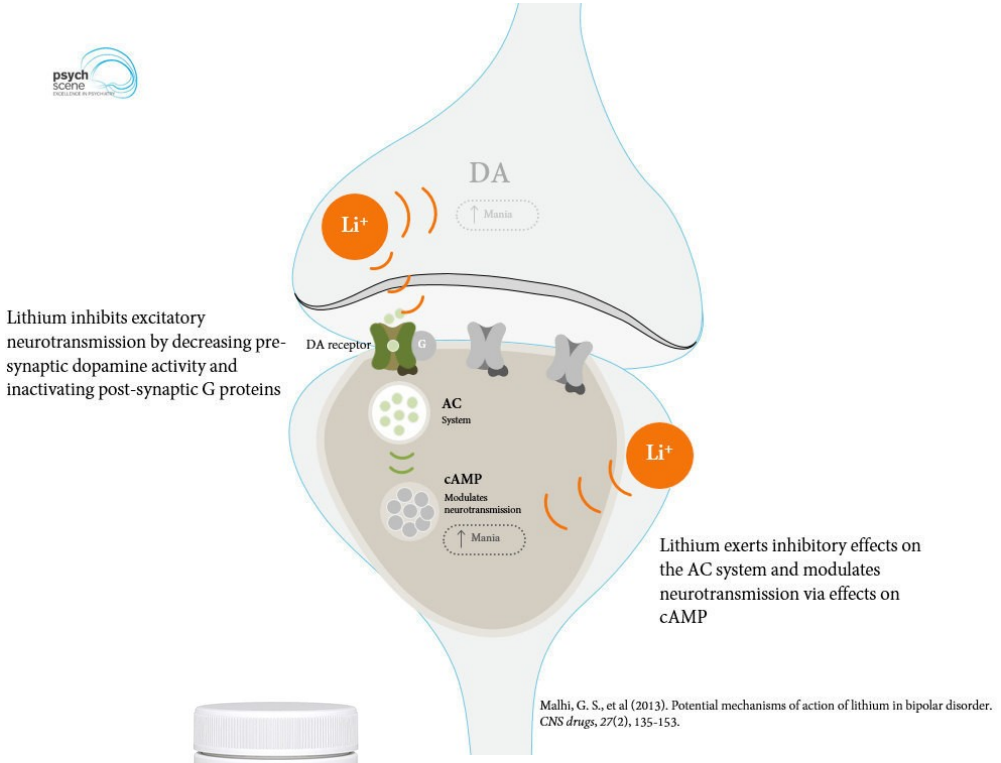
Roztok **bromidu lithného** LiBr se používá jako náhrada freonů v chladících zařízeních.

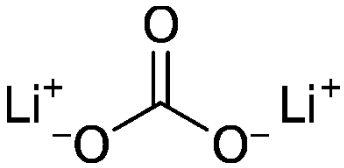
Fosforečnan lithno-železnatý $LiFePO_4$ se využívá k výrobě anod do Li-Ion článků.

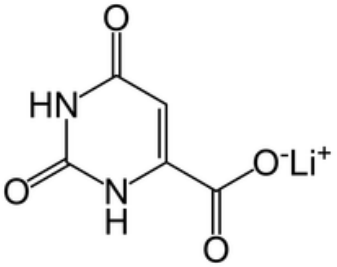
Dusičnan lithný $LiNO_3$ a **chlorečnan lithný** $LiClO_3$ se využívají v pyrotechnice - barví plamen intenzivně karmínově.

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









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 $Li[AlH_4]$ a $Li[BH_4]$, 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** $LiAlH_4$ a **organolithná činidla** se používají v organické chemii jako velmi známá redukční činidla.

Křemičitan lithný Li_2SiO_3 je základní složkou prostředků pro vytvrzování betonových ploch.
Molybdenan lithný Li_2MoO_4 je inhibitorem koroze.
Titaničitan lithný Li_2TiO_3 slouží k přípravě bílých glazur a smaltů.
Wolframan lithný Li_2WO_4 slouží k přípravě hustých vyplachovacích roztoků pro ropné vrty.
Tantaličnan lithný $LiTaO_3$ a **niobičnan lithný** $LiNbO_3$ mají piezoelektrické vlastnosti a využívájí 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 C) a velmi dobrou stálost při vyšších teplotách (> 150 C). Tato zahušťovadla se připravují z hydroxidu lithného a přírodních tuků (lithná mýdla).

Fenyllithium C_6H_5Li 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 Na_2O_2, v atmosféře ozonu shoří za vzniku explozivního červeného ozonidu sodného NaO_3. Páry sodíku mají sytě fialovou barvu. Prudce reaguje s vodou za vzniku hydroxidu sodného a vývoje vodíku:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$$

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 Na_3P. Při teplotě 150 C reaguje s uhlíkem za tvorby acetylidu Na_2C_2. Již při teplotě 100 C reaguje s dusíkem za vzniku nitridu Na_3N, v kapalném amoniaku se rozpouští za vzniku tetraammin sodného komplexu $[Na(NH_3)_4]$, s plynným amoniakem reaguje za vzniku amidu sodného $NaNH_2$:

$$Na + 4NH_3 \rightarrow [Na(NH_3)_4]$$

$$2Na + 2NH_3 \rightarrow 2NaNH_2 + H_2$$

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

$$2Na + 2H_2S \rightarrow 2NaHS + H_2$$

Při teplotě okolo 300 C reaguje dokonce i s téměř netečným hexafluoridem síry SF_6 za vzniku sulfidu sodného a fluoridu sodného:

$$8Na + SF_6 \rightarrow 6NaF + Na_2S$$

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* $NaNO_2$. Ve vodě nejhůře rozpustné sloučeniny sodíku jsou *hexahydroxoantimoničnan sodný* $Na[Sb(OH)_6]$ a *xenoničelan sodný* Na_4XeO_6, zcela nerozpustné jsou *uranan sodný* Na_2UO_4 a *diuranan sodný* $Na_2U_2O_7$.

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 **chladivo 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 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 Cl_2.

membránový - místo diafragmy se používá membrána

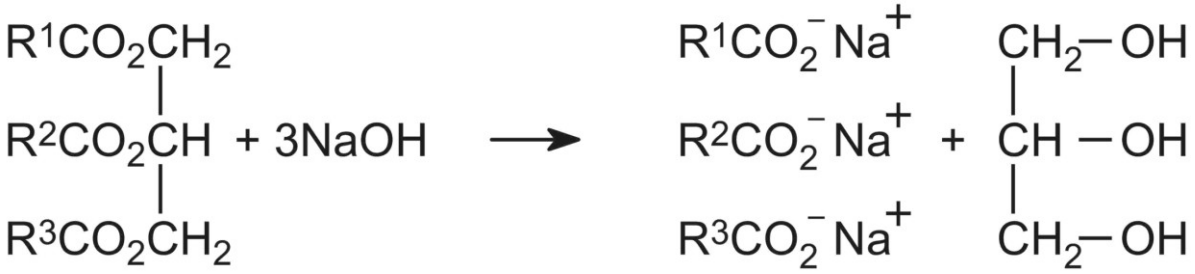
amalgamový - katodou je rtuť; elektrolýzou vzniká sodíkový amalgam, který se odvádí a rozkládá vodou:

$$2\ NaHg_x + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH + H_2 + 2x\ Hg$$

NaOH je hygroskopický (pohlcuje vzduš. vlhkost), se vzdušným CO_2 reaguje:

$$NaOH + CO_2 \rightarrow NaHCO_3$$

Používá se při výrobě **mýdel** reakcí s vyššími tzv. mastnými kyselinami.



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 $Na_2CO_3.10\ H_2O$**,** *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:

$$NH_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow NH_4HCO_3$$

$$NaCl + NH_4HCO_3 \rightarrow NaHCO_3 + NH_4Cl$$

odfiltrovaný $NaHCO_3$ se rozloží žíháním:

$$2\ NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

Hydrogenuhličitan 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 jako antacidum :

$$NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2$$

Může se také používat jako náplň do hasicích přístrojů.

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 ($Na_2SO_4 . 10\ H_2O$) se nazývá Glauberova sůl. Bezvodý slouží jako sušidlo.

Siřičitan sodný Na_2SO_3 je sloučeninou vznikající například při odsiřování kouřových plynů. Používá se jako konzervant chránící sušené ovoce proti ztrátě barvy a k ochraně masa, Ve farmacii se používá jako antiseptikum. Stejně jako **thiosíran sodný** $Na_2S_2O_3$ se používá ke konverzi elementárních halogenů na příslušné kyseliny, ve fotografii a ke snižování hladiny chloru ve vodě v bazénech.

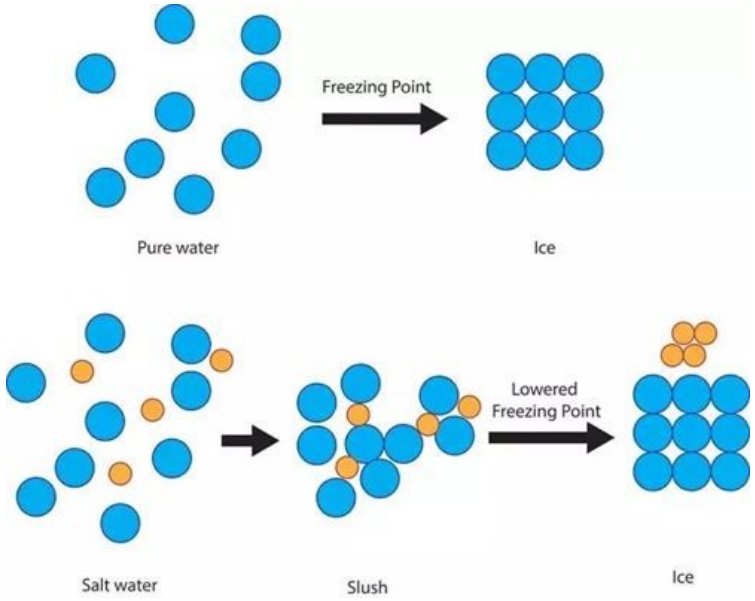
Octan sodný je obsažen v tzv. samoohřívacích polštářcích. V polštářku je přesycený roztok octanu sodného, látky tající a krystalizující při teplotě 54 (58) C. Nepatrným impulsem dojde k okamžité změně skupenství a s tím spojenému uvolnění tepla (264–289 kJ/kg). Ohýbání kovu s členitým povrchem vede k 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 bělících 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.

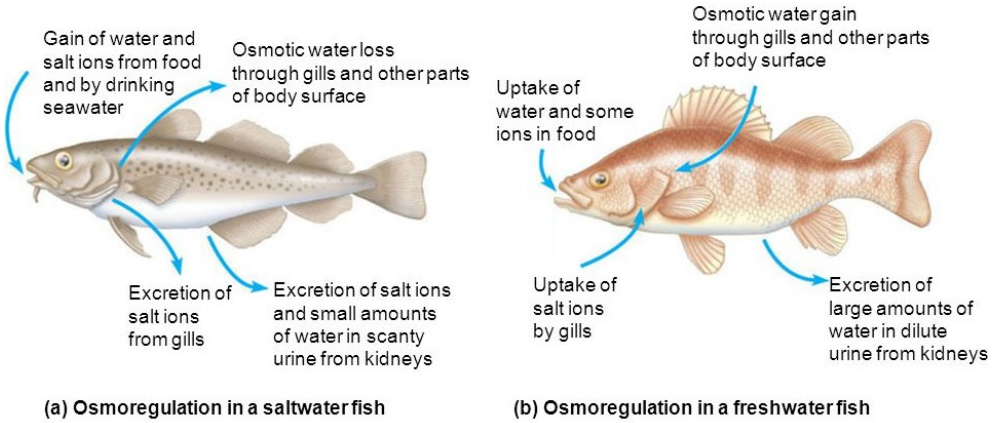
Chlorid sodný NaCl (sůl kamenná, kuchyňská sůl) patří již od dávných dob k běžně využívaným chemikáliím, především jako nezbytná součást lidské potravy (kuchyňská sůl), nalézá také řadu průmyslových uplatnění. Získává se dolováním kamenné soli (halitu) nebo odpařováním vody z mořské vody. ledu Vodný roztok NaCl (**solanka**) se používá jako chladící médium: ke směsi vody a se přidává pevný NaCl. Působením soli dochází k tání ledu a roztok se ochlazuje. Proto se také používá k zimnímu posypu komunikací.

Solení komunikací

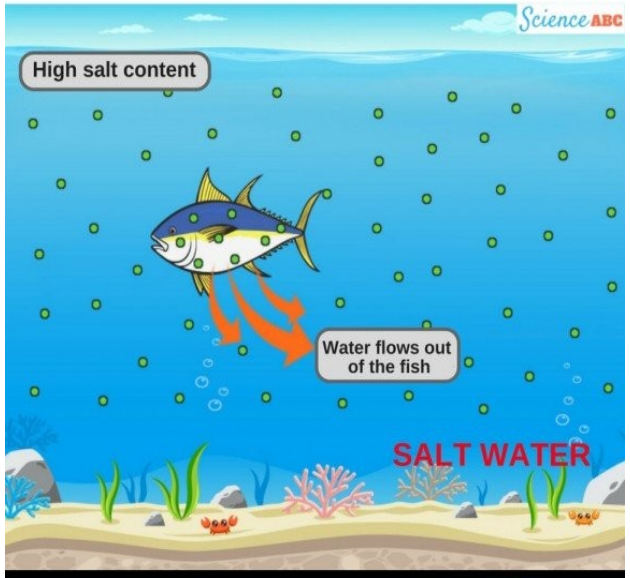
Roztok NaCl má podstatně nižší teplotu tuhnutí než voda, takže osolený led při teplotě okolo 0 C má tendenci roztát. Teplota, do které solení prakticky funguje je zhruba –7 C.

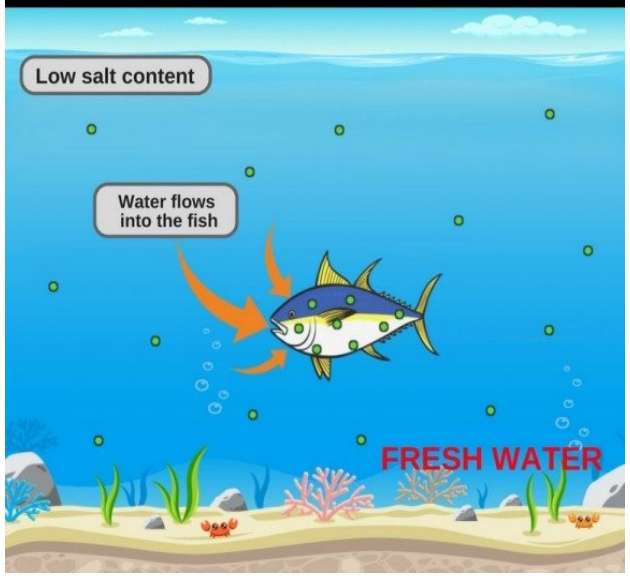


Obsah soli ve vodě má významný vliv na osmoregulaci živočichů. Sladkovodní ryby nemohou přežít v mořské vodě a naopak.

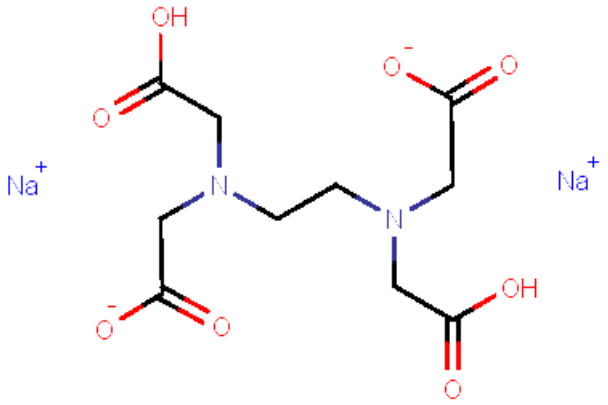


Sůl je <u>inhibitorem růstu mikroorganismů</u>, protože zbavuje jejich buňky vody vlivem <u>osmotického jevu</u>. Koncentrace soli v mase, potřebná pro eliminaci nežádoucích bakterií, by měla být cca 20 %. U uzených potravin může být množství soli nižší.

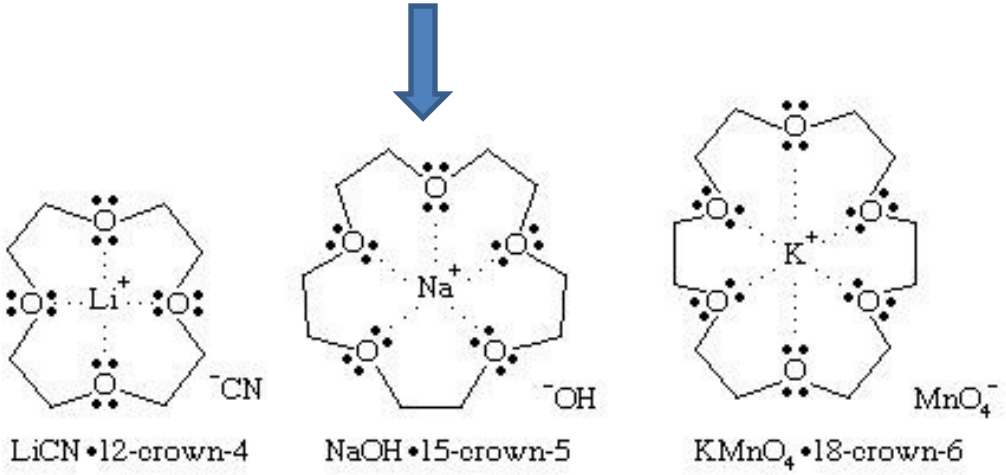




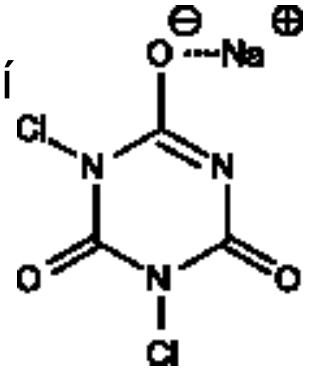
Disodná sůl kyseliny ethylendiamintetraoctové *(EDTA)* je pod názvem "Komplexon III" *(Chelaton 3)* využívána v analytické chemii jako základní činidlo pro komplexometrické *(chelatometrické)* stanovení celé řady kovových prvků, tetrasodná sůl stejné kyseliny je pod obchodním názvem "Syntron B" používána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



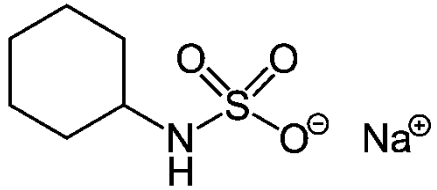
Organické komplexy sodných sloučenin - **crowny** a **kryptáty**.



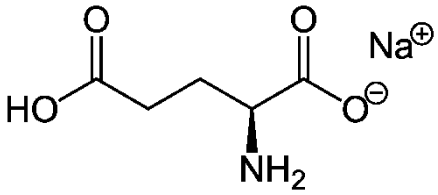
Sodná sůl kyseliny dichlorizokyanurové $C_3Cl_2N_3NaO_3$ slouží jako zdroj aktivního chloru v bazénové chemii.



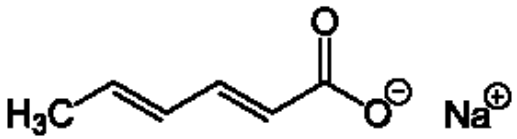
Cyklohexylsulfanan sodný je pod názvem *cyklamát sodný* používaný jako umělé sladidlo.

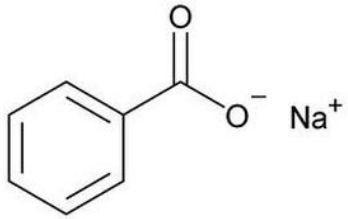


Sodná sůl kyseliny glutamové je pod názvem **glutaman sodný** využívána jako potravinářský doplněk E 621.



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 °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 °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 °C slučuje na amid draselný KNH_2, s červeným fosforem reaguje při teplotě okolo 200 °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:

$$2K + 2HCl \rightarrow 2KCl + H_2$$

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:

$$8K + 5H_2SO_4 \rightarrow 4K_2SO_4 + H_2S + 4H_2O$$

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

$$8K + 6H_2SO_4 \rightarrow 4K_2SO_4 + SO_2 + S + 6H_2O$$

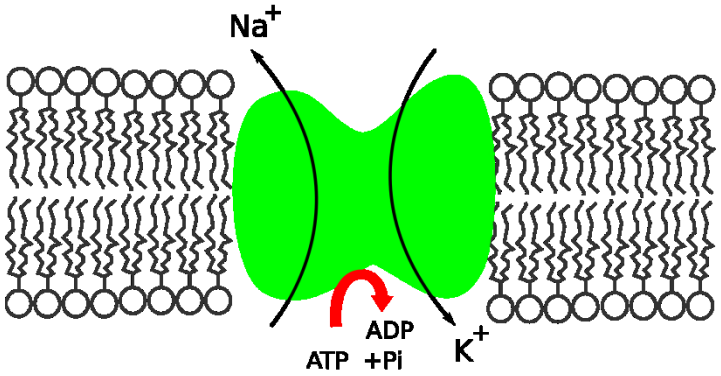
V laboratoři lze však také připravit sloučeniny (tzv. superbáze), ve kterých může mít draslík draslidový anion K^-. K tomu může dojít, protože draslík tak zaplní s-orbital a vytvoří stabilní elektronovou konfiguraci. Takovéto sloučeniny jsou však velmi nestabilní, protože draslík má nízkou ionizační 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

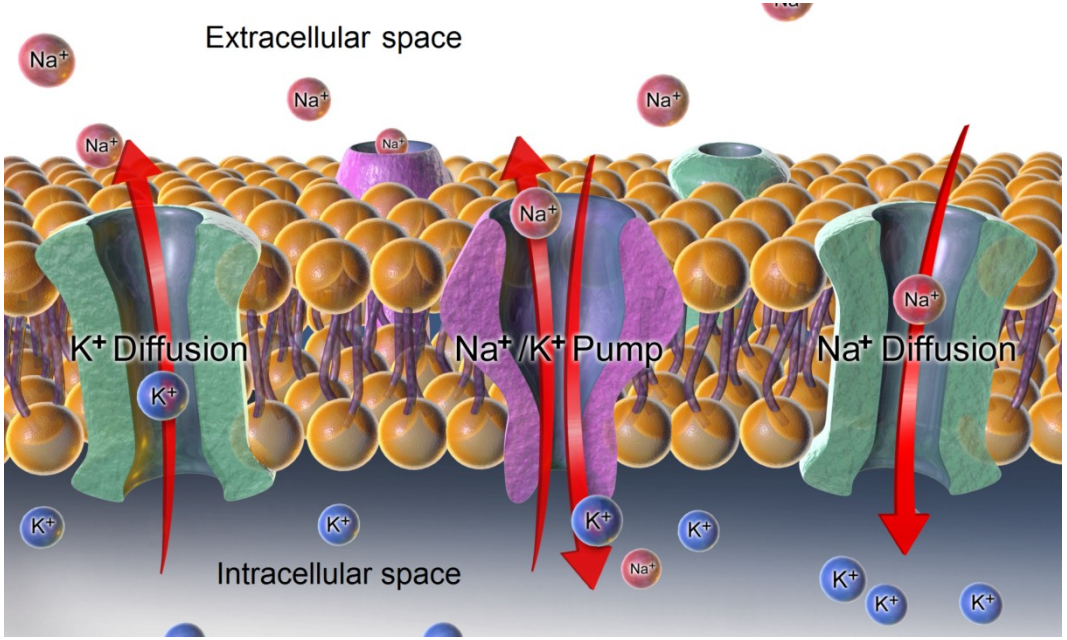
Většina sloučenin draslíku je dobře rozpustná ve vodě, mezi **nerozpustné sloučeniny draslíku** patří *tetrachloroplatičitan draselný* $K_2[PtCl_6]$, velice omezeně rozpustný je *hexabromoplatičitan draselný* $K_2[PtBr_6]$ a *jodistan draselný* KIO_4. Vodné roztoky draselných solí bývají bezbarvé, pokud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

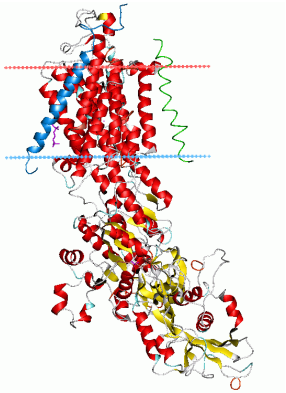
V přírodě se volný draslík nevyskytuje, přítomen je vždy vázaný ve sloučeninách, ve kterých vystupuje výhradně jako jednomocný kation K^+.

Draslík spolu se sodíkem patří mezi biogenní prvky a poměr jejich koncentrací v buněčných tekutinách je významným faktorem pro zdravý vývoj organizmu. 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.

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** $KCl \cdot NaCl$, **karnalit** $MgCl_2 \cdot KCl \cdot 6H_2O$, **orthoklas** $KAlSi_3O_8$ a **kainit** $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$. 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:

$$2KF + CaC_2 \rightarrow 2K + CaF_2 + 2C$$

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)* HOOCCH(OH)CH(OH)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 chladivo v doposud experimentálních jaderných reaktorech moderovaných vodíkem.

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.

$KClO_3$ podporuje hoření (silné ox. činidlo), ve směsi s org. látkami probíhá prudká (explosivní) reakce, která může být iniciována zahřátím nebo nárazem

KNO_3 draselný ledek (hnojivo), připravuje se konverzí levnějšího ledku chilského:

$$NaNO_3 + KCl \leftrightarrow KNO_3 + NaCl$$

KNO_3 býval v minulosti důležitou surovinou pro přípravu černého střelného prachu.

K_2CO_3 (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.

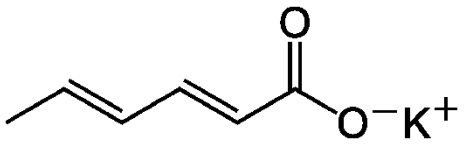
Kyanatan draselný KOCN je účinnou složkou selektivního herbicidu *Alisan* a využívá se ve veterinární medicíně.
Fulminát draselný KCNO se využívá k výrobě zápalek do perkusních zbraní.
Sulfid draselný K_2S se využívá v kožním lékařství.
Pentasulfid didraselný K_2S_5 se používá k patinování slitin mědi 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**.

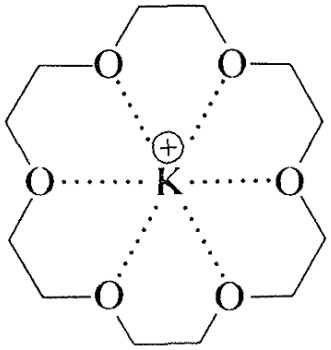
Vinan sodno-draselný KOOCCH(OH)CH(OH)COONa *(Seignettova sůl)* je složkou Fehlingova činidla, které slouží k analytickému důkazu ketonů a aldehydů.

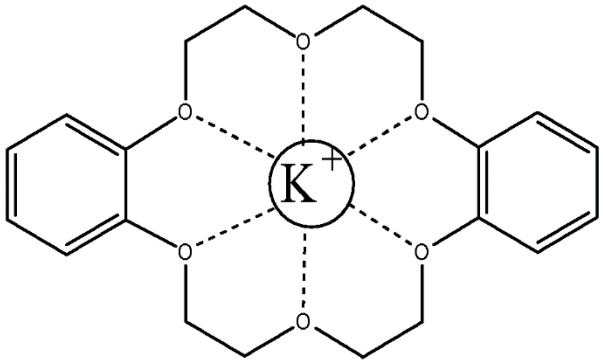
Acetát draselný CH_3COOK je dehydratačním prostředkem při výrobě bezvodého ethanolu a jako konzervant E 261 se používá v potravinářství.

Sorban draselný (E202) se používá se jako konzervant zabraňující šíření plísní a kvasinek v potravinách.

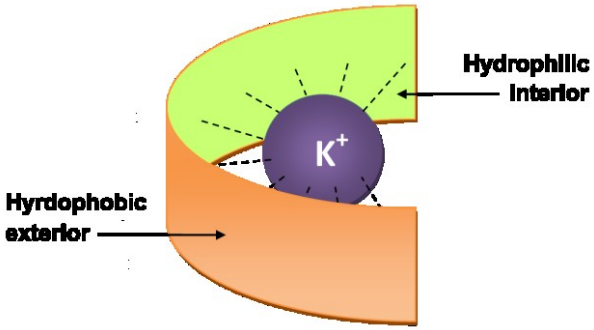


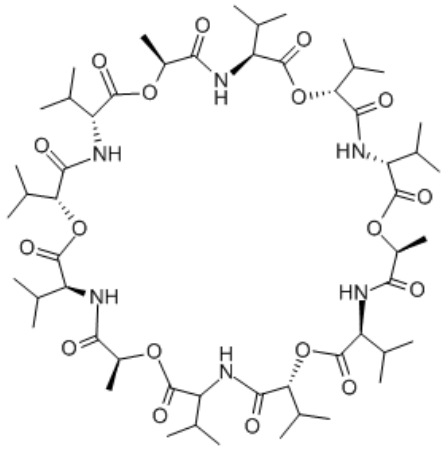
K dalším draselným sloučeninám patří organické komplexy draselných sloučenin tzv. crowny a kryptáty.





Valinomycin = peptid používaný k přenosu iontů K (iontově selektivní elektrody) a jako antibiotikum.





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:

$$2Rb + 2H2O \rightarrow 2RbOH + H_2$$

Prudce reaguje s kyselinami za vzniku rubidné soli:

$$2Rb + 2HCl \rightarrow 2RbCl + H_2$$

$$8Rb + 6H_2SO_4 \rightarrow 4Rb_2SO_4 + SO_2 + S + 6H_2O$$

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:

$$Rb + 6NH_3 \rightarrow [Rb(NH_3)_6]$$

$$2Rb + 2NH_3 \rightarrow 2RbNH_2 + H_2$$

Se sirovodíkem rubidium reaguje za vzniku hydrogensulfidu rubidného:

$$2Rb + 2H_2S \rightarrow 2RbHS + H_2$$

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 pouze cesium.

Většina sloučenin rubidia je ve vodě dobře rozpustná, téměř nerozpustný je hexaflurokřemičitan 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**:

$$2RbCl \rightarrow 2Rb + Cl_2$$

$$2RbCl + Ca \rightarrow 2Rb + CaCl_2$$

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

$$2RbOH + Mg \rightarrow 2Rb + Mg(OH)_2$$

$$Rb_2O + Ca \rightarrow 2Rb + CaO$$

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 $4{,}92 \ \ 10^{10}$ 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 podvojné halogenidy cesia s železem, mědí, kadmiem, antimonem, olovem a bismutem, manganistan cesný $CsMnO_4$ a terafluoroboritan cesný $CsBF_4$.

Na vzduchu se cesium samovolně vznítí a shoří za vzniku superoxidu CsO_2, v atmosféře ozonu hoří za vzniku červeného nestabilního ozonidu cesného CsO_3. 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:

$2Cs + 2H2O \rightarrow 2CsOH + H_2$

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 hexaamincesného komplexu, s plynným amoniakem reaguje za vzniku amidu cesného:

$$Cs + 6NH_3 \rightarrow [Cs(NH_3)_6]$$

$$2Cs + 2NH_3 \rightarrow 2CsNH_2 + H_2$$

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:

$$8Cs + 6H_2SO_4 \rightarrow 4Cs_2SO_4 + SO_2 + S + 6H_2O$$

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 $[CS_2(CeCl_6)]$, 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 $Cs_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$.

Posledním způsobem výroby je **přímá redukce policitu** 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 $Ba(N_3)_2$.

Zpočátku nemělo cesium významnější praktické využití, od roku 1920 se začalo využívat při výrobě elektronek jako *getter*, tj. látka sloužící k odstraňovaní 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.

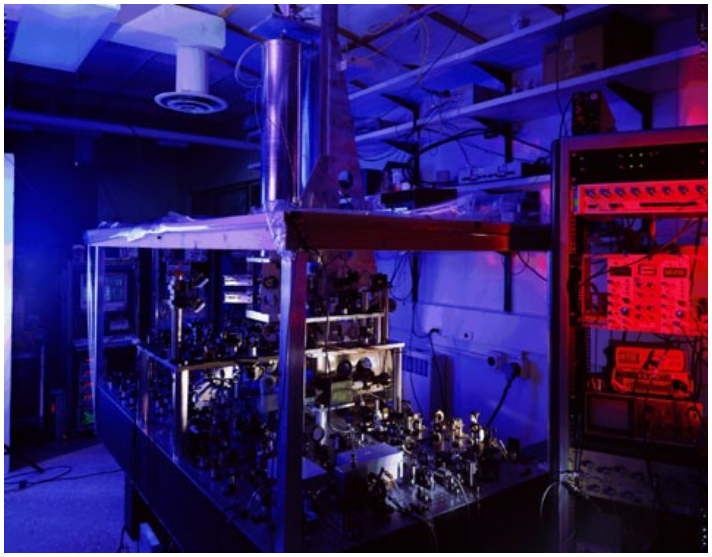
Jeho nízký ionizační potenciál dává možnost jeho uplatnění ve **fotočláncích**, sloužících pro přímou přeměnu světelné energie v elektrickou.

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.

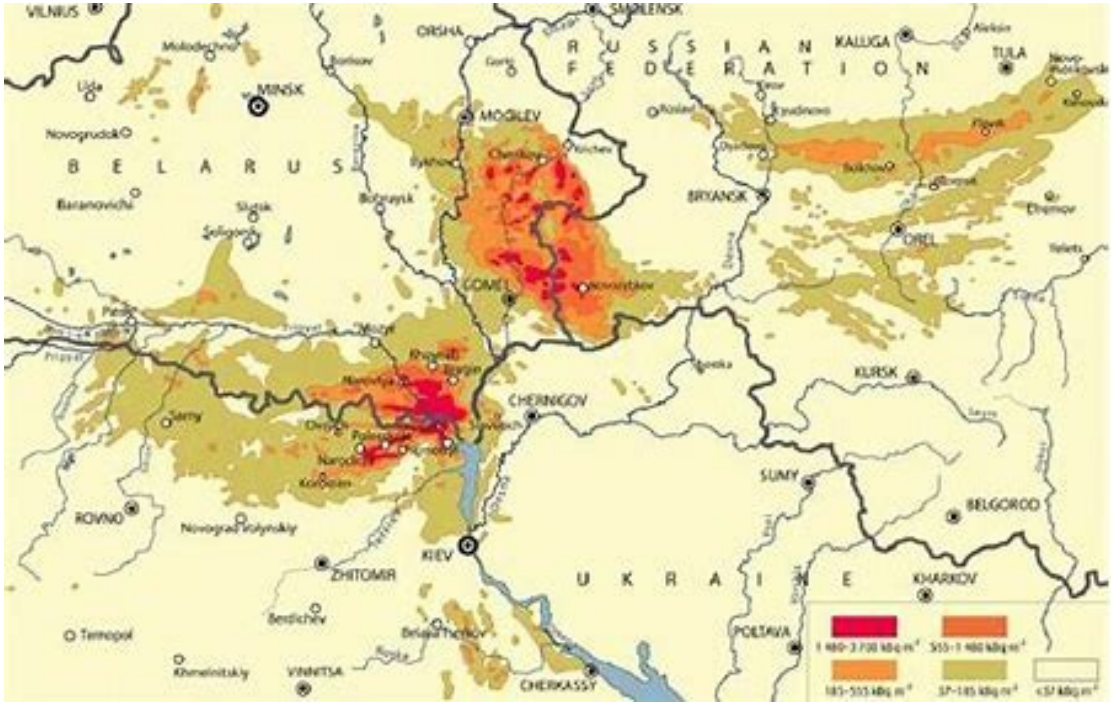
Izotop ^{133}Cs je součástí **atomových hodin**. Ty využívají atomové rezonance a jejich přesnost je taková, že se rozcházejí maximálně o sekundu za 158 milionů let.

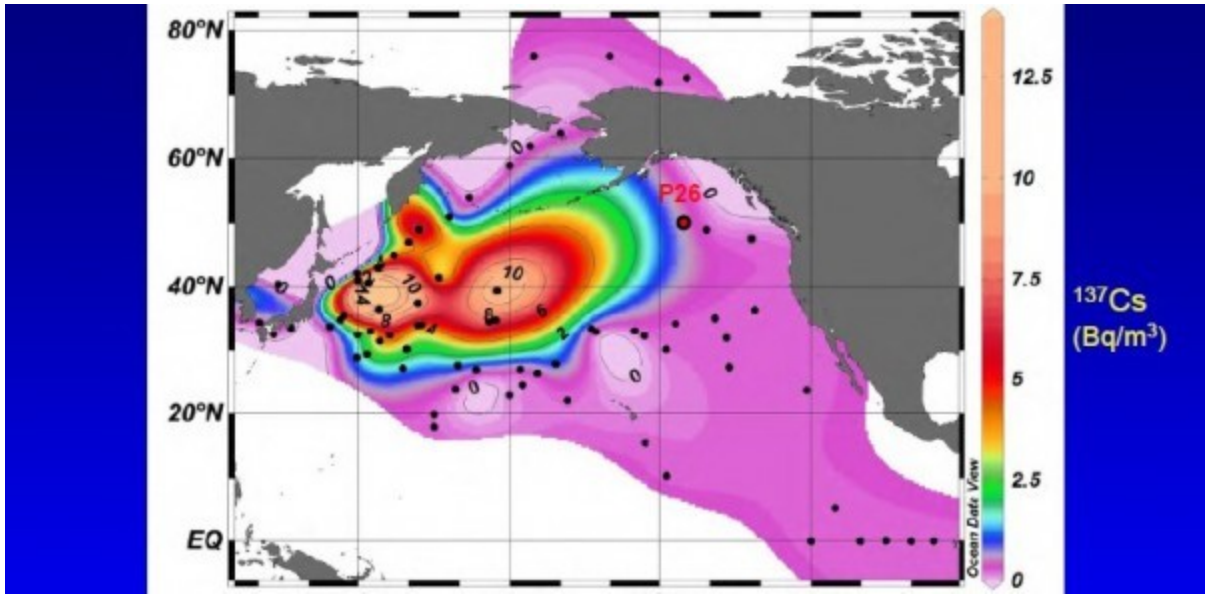


Radioaktivní izotop ^{137}Cs se využívá v nedestruktivním zkoušení materiálů a výrobků (defektoskopii), v medicíně při ozařování rakovinných nádorů a při radiační sterilizaci potravin.

^{137}Cs
(poločas cca 30 let)

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





Cs_2O je součástí katalyzátorů některých chemických reakcí *(výroba kyseliny akrylové, styrenu, methanolu, antrachinonu, anhydridu kyseliny ftalové apod.)*. Cesiem dopované katalyzátory na bázi oxidů přechodných kovů se používají při oxidaci SO_2 na SO_3 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 $g \cdot cm^{-3}$).
Krystalický **jodid** a **bromid cesný** se používají na výrobu citlivých vrstev scintilačních přístrojů, zejména k detekci paprsků γ a Rentgenového záření.

Síran cesný Cs_2SO_4 a **trifluoracetát cesia** CF_3COOCs 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 $CsNO_3$ se používá v pyrotechnice - barví plamen modře.

Francium

je radioaktivní kovový prvek. Nejstabilnější izotop francia ^{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 francia (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 francia 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 francium ani sloučeniny francia nemají.