

Prvky 1., 2. a 3. skupiny

Do 1. skupiny periodického systému prvkov patria prvky *lítium*, *sodík*, *draslík*, *rubídium*, *céziu* a *francium*. Prvky 1. skupiny nazývame aj *alkalickými kovmi*, pretože ich oxidy a hydroxidy boli odpradáva nazývané alkáliami. Do 2. skupiny zaradujeme prvky *berýlium*, *horčík* a kovy *alkalických zemín* – *vápnik*, *stroncium*, *bárium* a *rádium*. Prvky oboch skupín vykazujú kovový charakter.

	1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.	9.	10.	11.	12.	13.	14.	15.	16.	17.	18.
1.	H																	He
2.	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3.	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4.	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5.	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6.	Cs	Ba	La – Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7.	Fr	Ra	Ac – Lr	Unq	Unp	Unh	Uns	Uno	Une							
			La – Lu	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
			Ac – Lr	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Základné atómové a látkové vlastnosti prvkov 1. a 2. skupiny uvádzajú nasledujúce tabuľky.

Atómové a látkové vlastnosti prvkov 1. skupiny

Vlastnosť	${}_{3}\text{Li}$	${}_{11}\text{Na}$	${}_{19}\text{K}$	${}_{37}\text{Rb}$	${}_{55}\text{Cs}$	${}_{87}\text{Fr}$
Elektrónová konfigurácia	$[\text{He}]2s^1$	$[\text{Ne}]3s^1$	$[\text{Ar}]4s^1$	$[\text{Kr}]5s^1$	$[\text{Xe}]6s^1$	$[\text{Rn}]7s^1$
Ionizačná energia, I_1 / eV	5,4	5,1	4,3	4,2	3,9	4,0
Elektrónová afinita, A_1 / eV	-0,62	-0,55	-0,50	-0,49	-0,47	-0,47
Elektronegativita, χ_{P}	1,0	0,9	0,8	0,8	0,7	0,7
Kovový polomer, r_{a} / pm	152	186	227	248	265	
Teplota topenia, t_{t} / °C	180,5	97,8	63,2	39,0	28,5	
Teplota varu, t_{v} / °C	1347	881,4	765,5	688	705	

Atómové a látkové vlastnosti prvkov 2. skupiny



















Vlastnosť	${}_{4}\text{Be}$	${}_{12}\text{Mg}$	${}_{20}\text{Ca}$	${}_{38}\text{Sr}$	${}_{56}\text{Ba}$	${}_{88}\text{Ra}$
Elektrónová konfigurácia	$[\text{He}]2s^2$	$[\text{Ne}]3s^2$	$[\text{Ar}]4s^2$	$[\text{Kr}]5s^2$	$[\text{Xe}]6s^2$	$[\text{Rn}]7s^2$
Ionizačná energia, I_1 / eV	9,3	7,6	6,1	5,7	5,1	5,3
Elektrónová afinita, A_1 / eV	0,38	0,32	0	0	0	0
Elektronegativita, χ_{P}	1,5	1,2	1,0	1,0	0,8	0,9
Kovový polomer, r_{a} / pm	112	160	197	215	222	
Teplota topenia, t_{t} / °C	1287	649	839	768	727	700
Teplota varu, t_{v} / °C	≈2500	1105	1494	1381	1850	1700

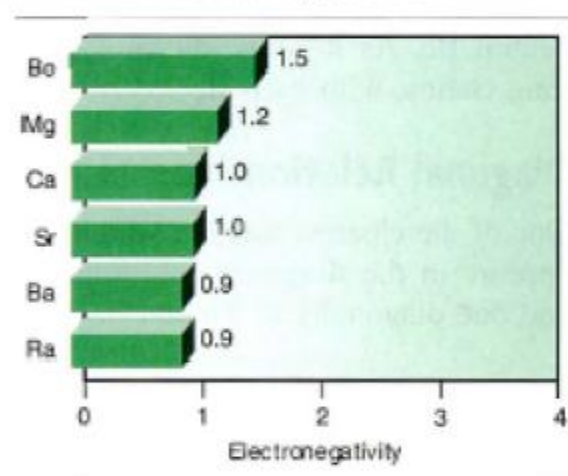
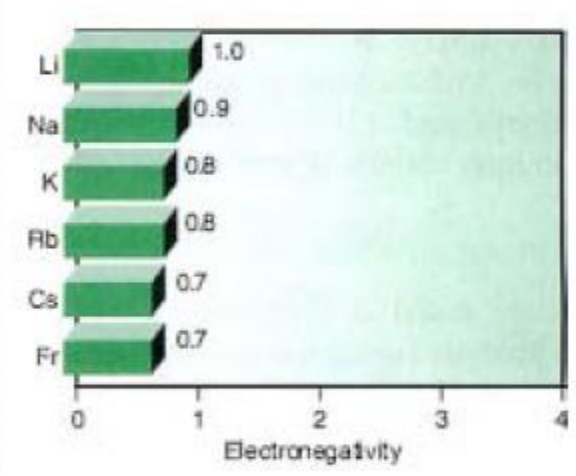
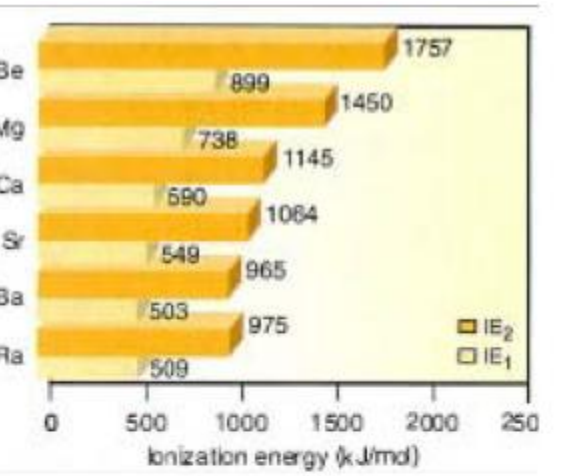
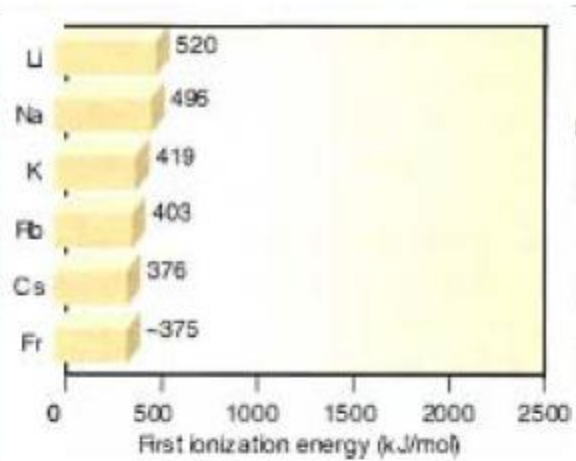
Vlastnosti prvkov 1. a 2. skupiny

Alkalické kovy sú **mäkké striebrolesklé látky**. Majú nízke teploty topenia, varu a hustoty. Lítium má dokonca z kovových prvkov najmenšiu hustotu ($\rho = 0,534 \text{ g cm}^{-3}$). Prvky 2. skupiny sú tiež **striebrolesklé látky**. Aj keď sa vo všeobecnosti pokladajú za podobné alkalickým kovom, majú podstatne vyššie teploty topenia a varu a hustoty, čo je spôsobené tým, že tieto prvky majú na kovovú väzbu k dispozícii dva valenčné elektróny.

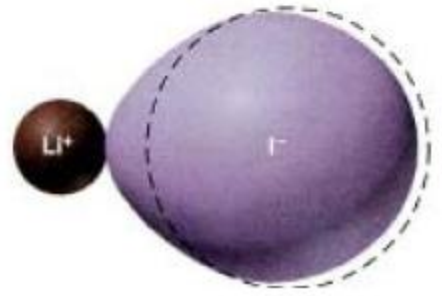
Keďže **elektrónové konfigurácie** valenčnej vrstvy prvkov 1. skupiny sú **ns^1** , a prvkov 2. skupiny **ns^2** , nazývame prvky oboch skupín aj spoločným názvom ***s-prvky***. Atómy prvkov 1. skupiny majú pomerne nízke hodnoty prvých ionizačných energií a atómy prvkov 2. skupiny nízke hodnoty aj druhých ionizačných energií, tzn. že len **slabo pútajú svoje valenčné elektróny**, čo ich robí **neobyčajne reaktívnymi** prvkami.

Katióny M^+ a M^{2+} sú **diamagnetické, bezfarebné** a až na $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ ich hydratované ióny **prakticky nehydrolyzujú**. Z hodnôt ich štandardných elektródových potenciálov vyplýva, že prvky 1. a 2. skupiny sú **najsilnejšie chemické redukovadlá** a ich katióny sa iba veľmi obtiažne redukujú na príslušné atómy kovov.

Atomic radius (pm)		Ionic radius (pm)		Atomic radius (pm)		Ionic radius (pm)
Li 152		Li ⁺ 76		Be 112		
Na 186		Na ⁺ 102		Mg 160		Mg ²⁺ 72
K 227		K ⁺ 138		Ca 197		Ca ²⁺ 100
Rb 248		Rb ⁺ 152		Sr 215		Sr ²⁺ 118
Cs 265		Cs ⁺ 167		Ba 222		Ba ²⁺ 135
Fr (~270)		Fr ⁺ 180		Ra (~220)		Ra ²⁺ 148



Tendencia tvorit' ión. zlúč. rastie s rastom r_k (ión. polomer) a poklesom náboja katiónu (pokles polar. účinku katiónu) \Rightarrow opačná tendencia tvorit' zlúč. s polárnou koval. väzbou pre Mg, Be a Li – chémia Be a Mg sa preberá samostatne.



Porovnanie atómových, fyzikálnych a chemických vlastností nekovov a kovov

	Kovy	Nekovy
Atóm. vlastnosti	<ul style="list-style-type: none"> - menej valenčných e^- - väčšie rozmery atómov - menšia ion. energia a elektronegativita 	<ul style="list-style-type: none"> - viacej valenčných e^- - menšie rozmery atómov - väčšia ion. energia a elektronegat.
Fyz. vlastnosti	<ul style="list-style-type: none"> - tuhé látky pri izbovej teplote - vodiče elektriny a tepla, sú kujné 	<ul style="list-style-type: none"> - výskyt v 3 skupenstvách (s, l a g) - sl. vod. elektr. a tepla, nekujné
Chem. vlastnosti	<ul style="list-style-type: none"> - tvoria katióny - s nekovmi vzn. iónové zlúčeniny - s inými kovmi tv. zliatiny (tuhé rozt.) 	<ul style="list-style-type: none"> - tvoria anióny - s kovmi vzn. iónové zlúčeniny - s inými nekov. tvoria koval. zlúč.

kovy polokovy nekovy

1																	18
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	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

1																	18
H	2											13	14	15	16	17	He
Li	Be											B	C	N	O ₂	F ₂	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl ₂	Ar
K	Ca											Ga	Ge	As	Se	Br ₂	Kr
Rb	Sr											In	Sn	Sb	Te	I ₂	Xe
Cs	Ba											Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra																

kovové vlastnosti

← kovové vlastnosti

Vlastnosti prvkov 3. skupiny

Vlastnosti atómov skandia, yttria a lantánu

Vlastnosť	Sc	Y	La
Atómové číslo	21	39	57
Elektrónová konfigurácia	[Ar] 3d ¹ 4s ²	[Kr] 4d ¹ 5s ²	[Xe] 5d ¹ 6s ²
Ionizačná energia, I/eV			
I_1	6,54	6,6	5,61
I_2	12,80	12,30	11,43
I_3	24,75	20,4	20,0
Elektrónová afinita, A_1/eV	-0,19	-0,31	-0,52
Elektronegativita, χ_M/eV	3,4	3,5	3,1
χ_P	1,3	1,2	1,1
Kovový polomer, r_m/pm , $N_k = 12$	162	180	187
Iónový polomer, $r_i(M^{3+})/pm$, $N_k = 6$	75	90	103

Látkové vlastnosti skandia, yttria a lantánu

Vlastnosť	Sc	Y	La
Hustota, $\rho/g \cdot cm^{-3}$, 20 °C	3,0	4,5	6,17
Teplota topenia, $t_t/°C$	1 539	1 530	920
Teplota varu, $t_v/°C$	2 748	3 264	3 420
Atomizačná entalpia, $\Delta_a H/kJ \cdot mol^{-1}$	376	425	423
Elektrická rezistivita, $\rho/\mu\Omega \cdot cm$, 20 °C	50 až 61	57 až 70	57 až 80
Štandardný elektródový potenciál, E°/V $E^\circ(M^{3+}(aq) M(s))$	-2,077	-2,372	-2,52

REAKTIVITA PRVKOV 1. A 2. SKUPINY

Vysoká reaktivita alkalických kovov, vzrastajúca od lítia k céziu, spôsobuje, že všetky sa už na vzduchu oxidujú za vzniku svojich oxidov (príp. peroxidov a superoxidov), hydroxidov a uhličitanov. Lítium dokonca reaguje aj so vzdušným dusíkom za vzniku nitridu Li_3N . **Alkalické kovy sa preto uchovávajú v petroleji**. Berýlium je na vlhkom vzduchu stále, pretože sa pokrýva vrstvou oxidu, ktorá bráni ďalšej oxidácii, čím sa podobá skôr na hliník (tzv. diagonálna podobnosť). Aj horčík odoláva oxidácii, ale kovy alkalických zemín sa na vzduchu rýchlejšie oxidujú.









Výskyt a výroba prvkov 1. a 2. skupiny

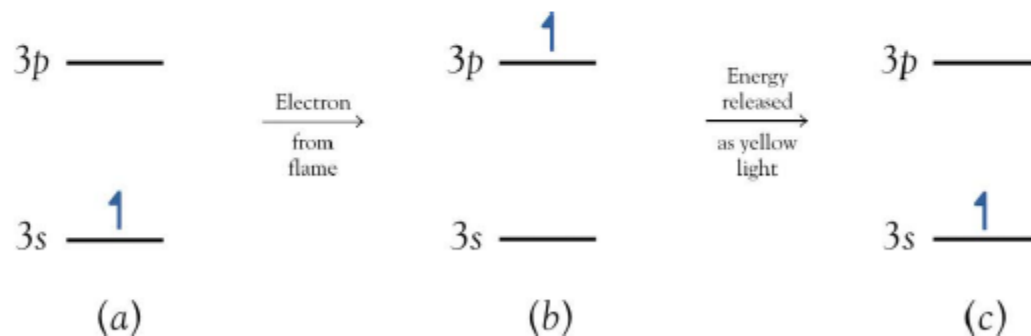
Pre svoju **neobyčajne veľkú reaktivitu** sa alkalické kovy a kovy alkalických zemín v prírode **nevyskytujú voľne**, ale **len v zlúčeninách**. V takejto forme patria sodík a draslík k najrozšírenejším prvkom na Zemi.

Kovy alk. zemín – striebro. látky pod. alk. kovom. Väčšie hod. t_f , t_v a hustoty. Veľká reaktivita kovov 1. a 2. skupiny – vyplýva z elektrónovej konfigurácie. Výborné redukovačlá, reagujú priamo s väčšinou nekovov.

s O_2 – vzniká M^I_2O (aj $M^I_2O_2$ a M^IO_2), $M^{II}O$, s H_2 – M^IH a $M^{II}H_2$
 s X_2 – M^IX , $M^{II}X_2$ (bezvodé), s N_2 – len Li_3N , $M^{II}_3N_2$

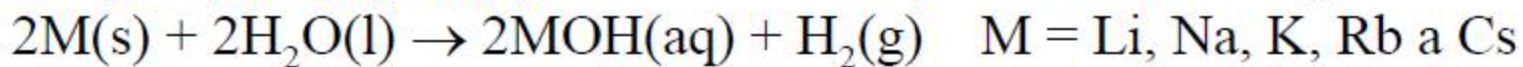
Zbarvení plamene prchavými MCl a MCl_2

							
karminovo- červená	žltá	fialová	červeno- fialová	modrá	oranžová	hnedá	zelená
Li	Na	K	Rb	Cs	Ca	Sr	Ba
671nm	589	766	780	455	622	605	524

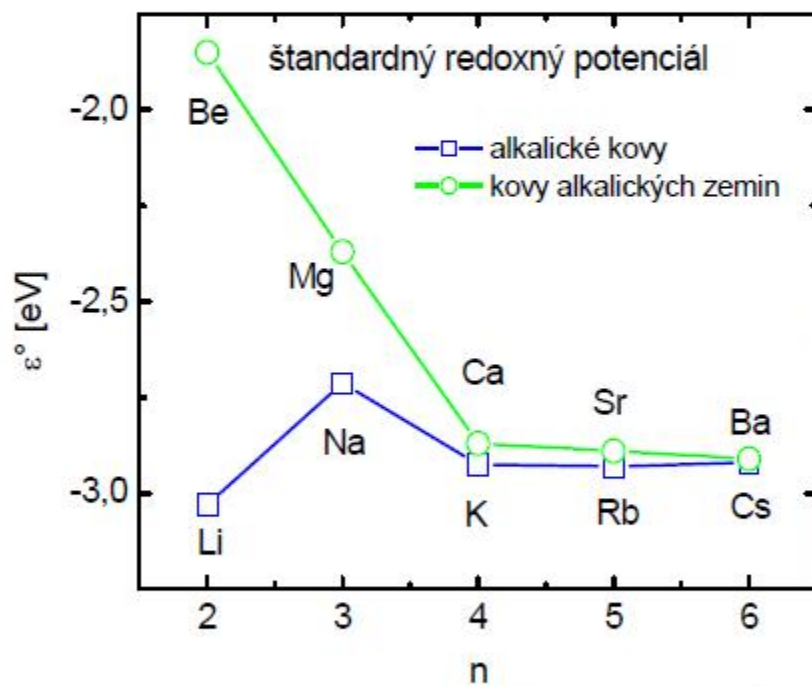
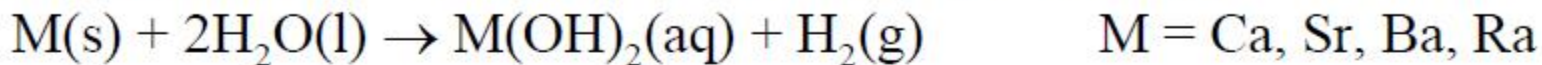


Pyrotechnika – využíva sa horenie Al, Mg (prskavky, biele svetlo), soli Na, Sr a Ba (žlté, červené a zelené). Explózia je iniciovaná oxidačnými činidlami $KClO_3$ alebo $KClO_4$.

Hodnoty $E^{\circ}(M^{Z+}(aq)/M(s))$ od -2 do -3 V (neušľachtilé kovy)



Pod. reagujú aj kovy alkalických zemín (nie tak búrlivo)



Reakcie Ca s H_2O

Rôzna intenzita reakcie Li, Na a K s H_2O



Li

Na



Be

Mg

Ca

Ba

Ra

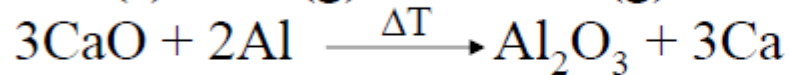
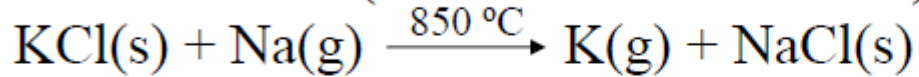
K

Rb a Cs

Výroba alk. kovov a kovov alk. zemín

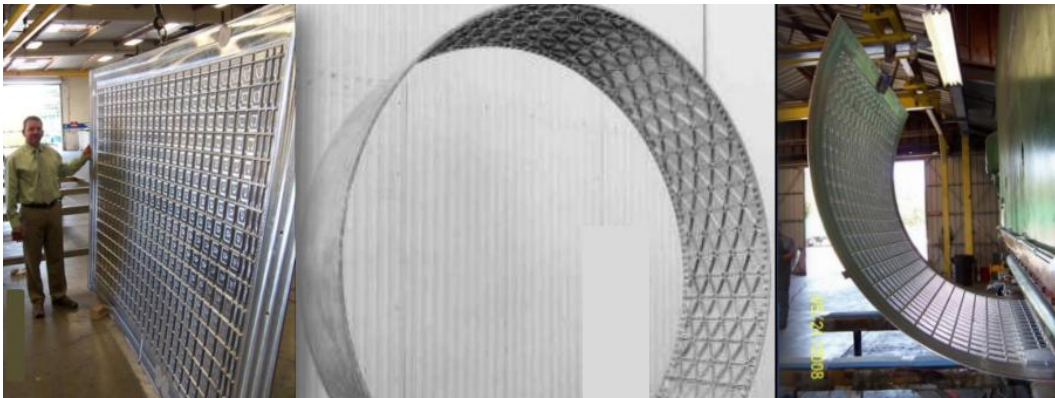
a) elektrolýza roztavených soli

b) redukcia soli kovmi (metalotermické reakcie), využ. sa oxidy a halogenidy



Použitie lítia – nízka hustota lítia ho robí atraktívne pre účely zliatin (kozmičné technológie). Napr. zliatina LA 141, ktorá pozostáva zo 14% Li, 1% Al a 85% Mg má hustotu 1.35 g.cm^{-3} (asi polovica z hustoty Al).

Li je kovom s najmenšou hustotou (0.53 g.cm^{-3}), zatiaľ čo Ir je kovom s najväčšou hustotou (22.65 g.cm^{-3}).



Aluminum Lithium Alloys

Lítium nad zlato?

Lítium bolo po prvýkrát izolované z doštičkového silikátového minerálu petalitu $\text{LiAlSi}_4\text{O}_{10}$ a Arfvedson taktiež ukázal, že je prítomné v pyroxénovom silikáte spodumene $\text{LiAlSi}_2\text{O}_6$ a v sl'ude lepidolit, ktorý má približné zloženie $\text{K}_2\text{Li}_3\text{Al}_4\text{Si}_7\text{O}_{21}(\text{OH}, \text{F})_3$. Pre nový prvok zvolil názov lítium (grécky litos = kameň) ako opak k rastlinnému pôvodu sodíka a draslíka. Kov izoloval Davy z roztaveného Li_2O roku 1818.

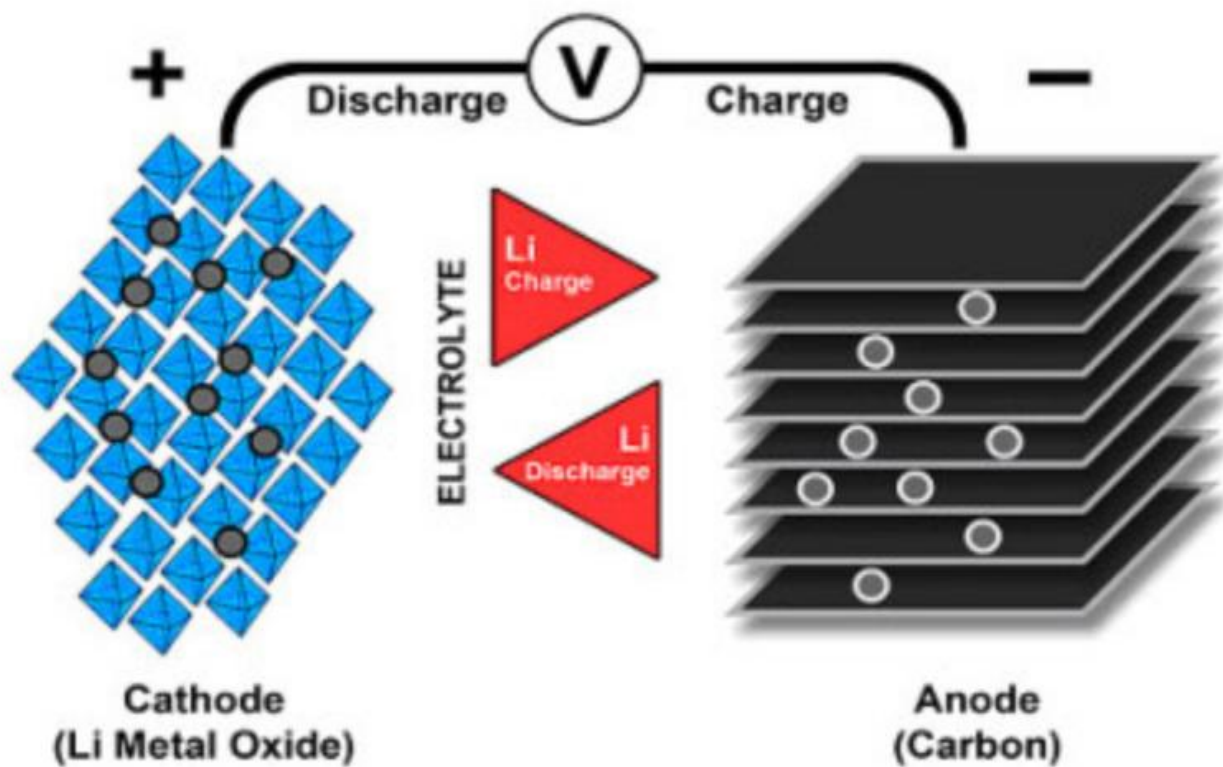
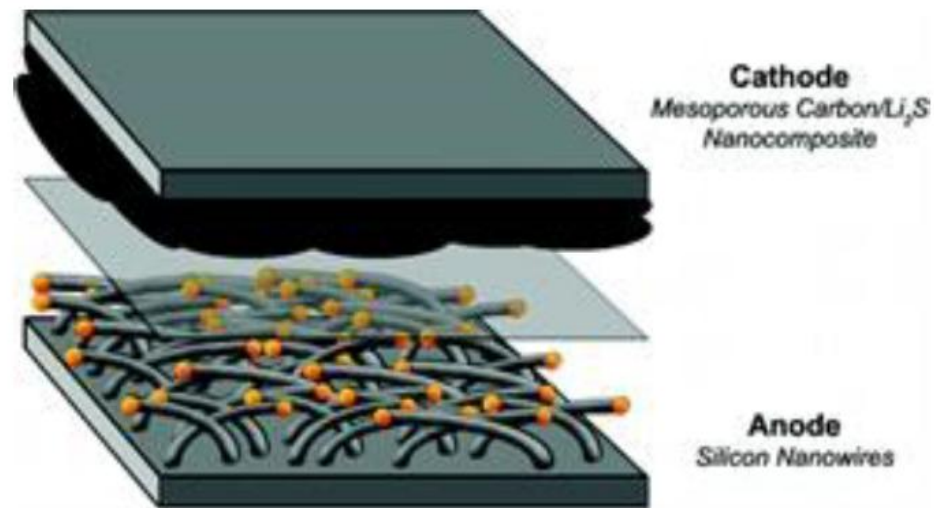


Ťažká drina a poleptanie kože soľami stále patria k ťažbe lítia nielen v jeho najväčšom svetovom nálezisku v bolívijskom Salar de Uyuni.

Zásoby lítia	Množstvo
Bolívia	5,4 milióna ton
Čile	3 milióny ton
Čína	1,1 milióna ton
USA	0,4 milióna ton
Afganistan	obrovské náleziská (odhad: 1 000 miliárd USD)

Lítiové batérie

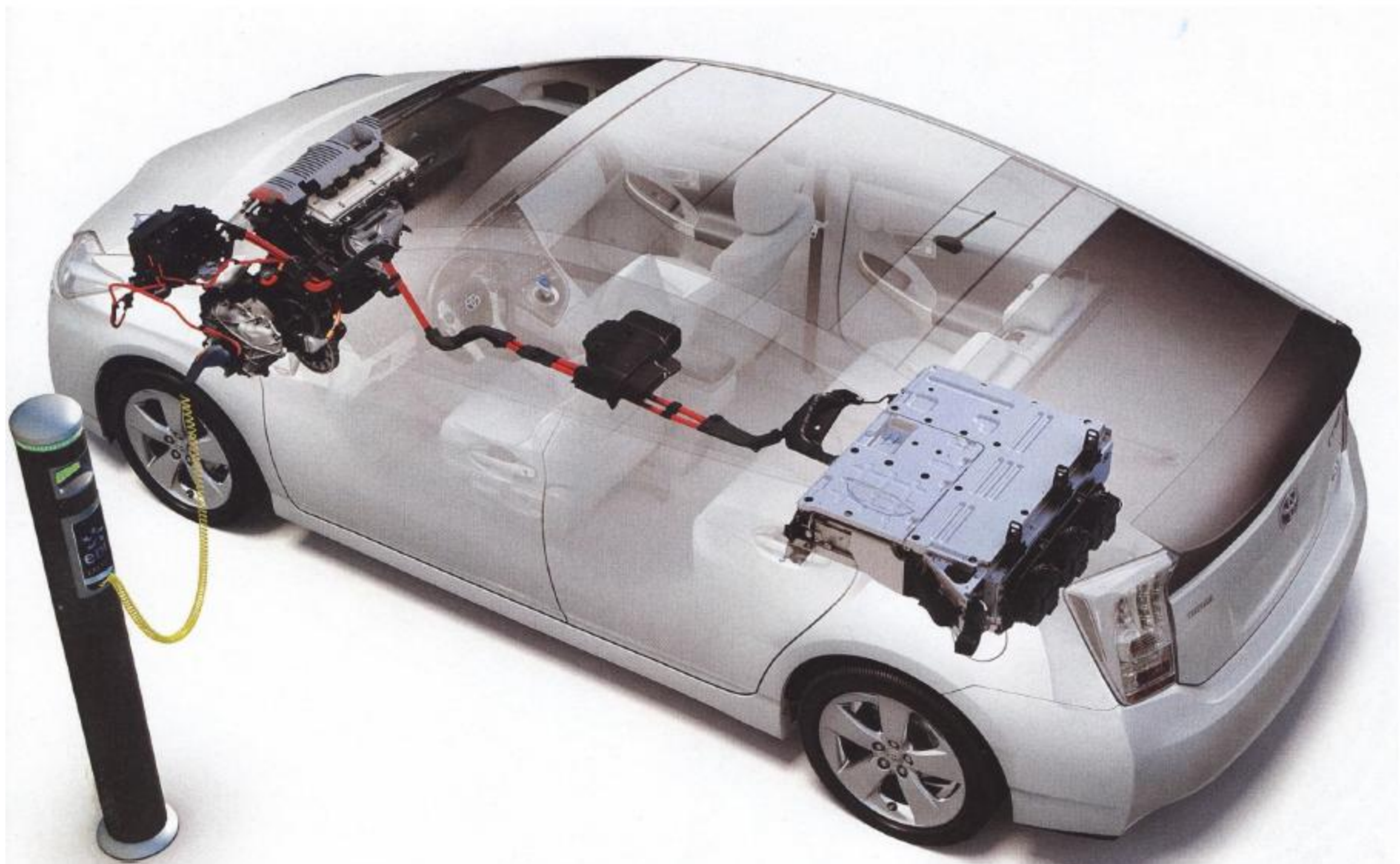
Nová látková elektróda dokáže udržať až **desaťkrát** viac energie ako pôvodná elektróda. Ide ale o teoretickú hodnotu, ktorá nebude dosiahnutá kvôli nižšej vodivosti litium-sulfidovej zlúčeniny Li_2S . Oficiálne výsledky sú priaznivé – **reálna kapacita sa zvýši o 80%**. Jediným problémom prototypu batérie je opakované nabitie. Kapacita totiž rýchlo klesá a po 40 až 50 nabíjacích cykloch sa stáva batéria nepoužiteľnou.



Lítium-iónová batéria z najnovšieho modelu Toyota Prius+

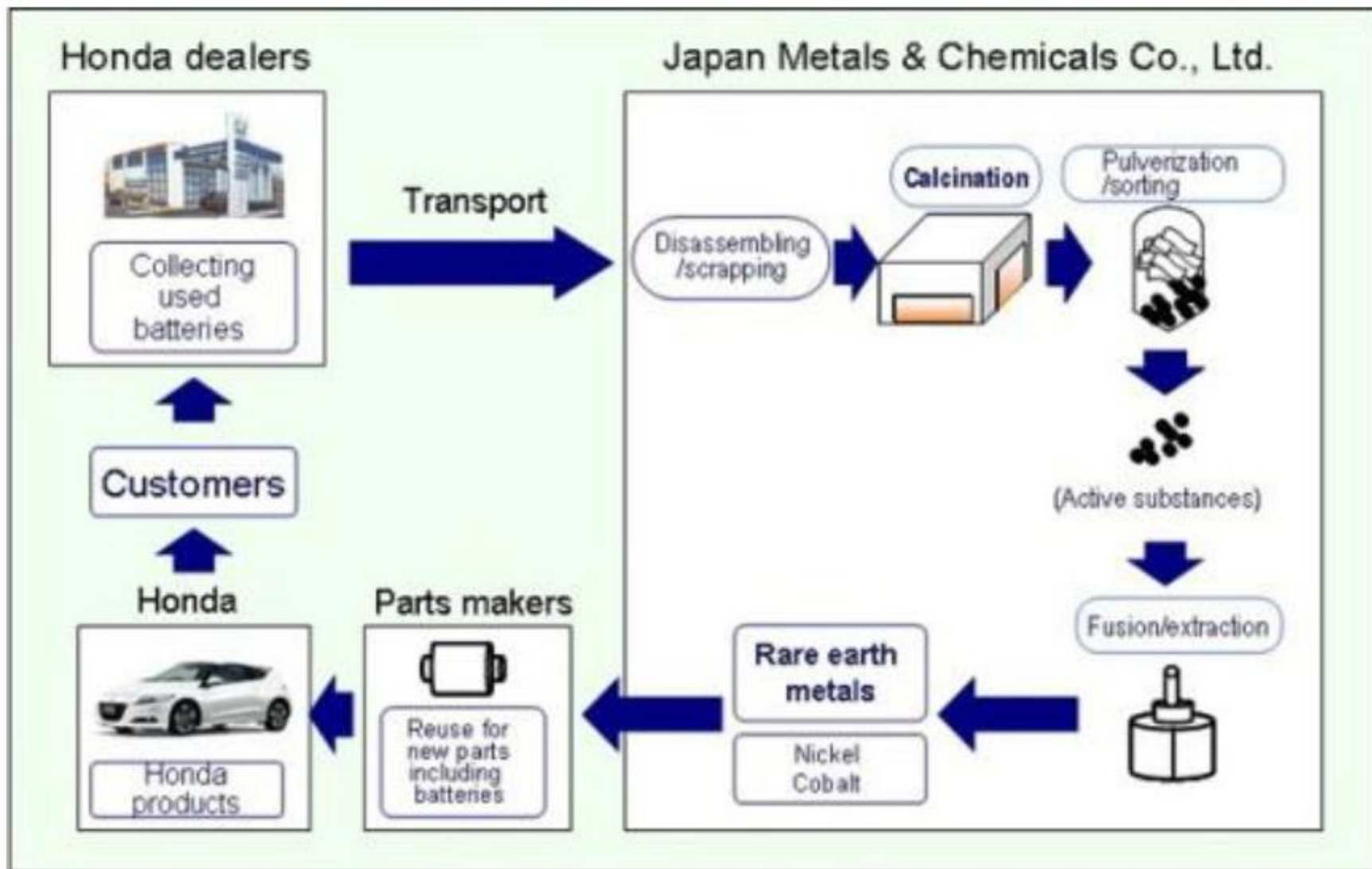


LITHIUM-ION
Prius+



Vpredu je umiestnený elektromotor spojený s benzínovou pohonnou jednotkou, akumulátory nájdete pod zadnými sedadlami a batožinovým priestorom. Dobíjať môžete z bežnej zásuvky na 230 V.

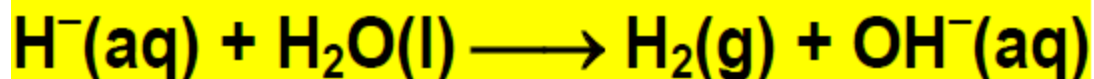
Schematické znázornenie kolobehu existencie NiMH batérií Honda



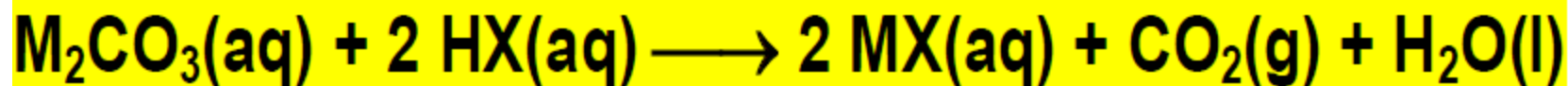


Zlúčeniny prvkov 1. a 2. skupiny

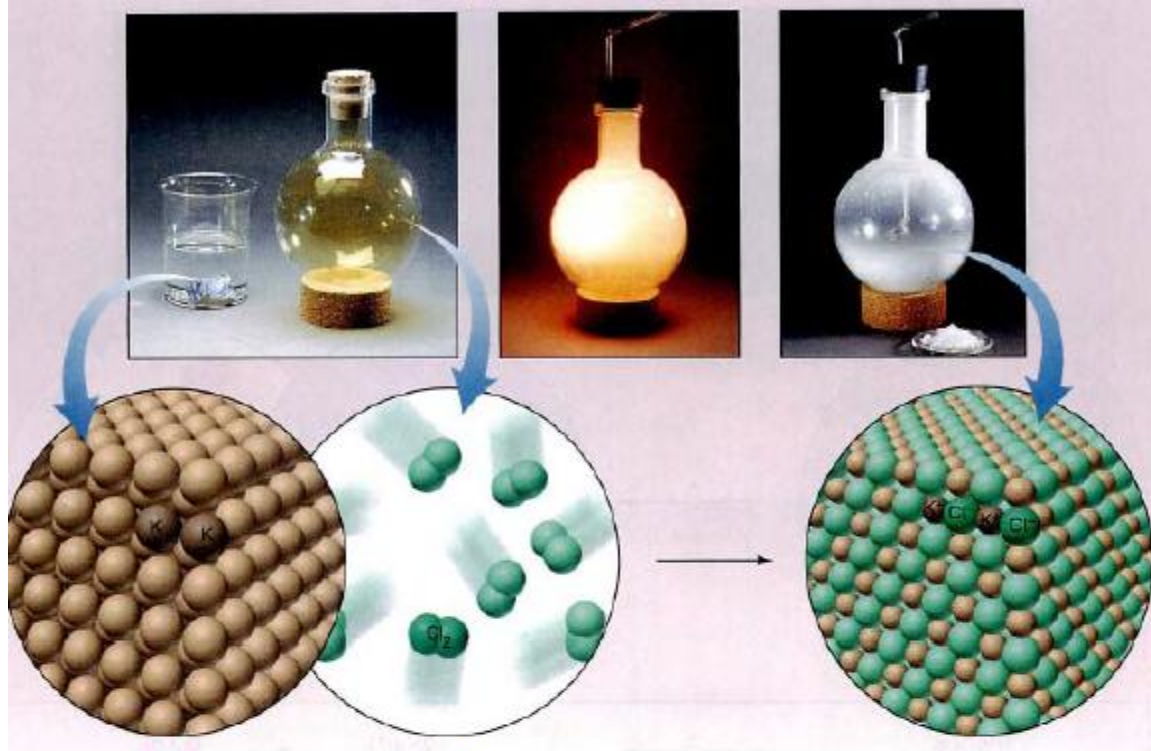
Hyridy alkalických kovov a kovov alkalických zemín sú biele kryštalické látky. Pripravujú sa priamou syntézou kovov s vodíkom pri zvýšenej teplote. Sú veľmi reaktívne, pričom ich reaktivita rastie s rastúcim atómovým číslom príslušného kovu. RbH a CsH sa dokonca na suchom vzduchu samovoľne zapália. **Hydridový anión**, ktorý je silnou Brönstedovou zásadou, hydrolyzuje



Halogenidy alkalických kovov sú biele kryštalické iónové zlúčeniny. Majú vysoké teploty topenia a varu, ktoré sa zvyšujú v rade $\text{MI} < \text{MBr} \ll \text{MCl} < \text{MF}$. Sú vo vode veľmi dobre rozpustné. Výnimku tvorí málo rozpustný LiF s najväčšou hodnotou mriežkovej energie. Halogenidy alkalických kovov sa pripravujú najčastejšie pôsobením príslušnej halogénvodíkovej kyseliny na hydroxidy, resp. uhličitanu

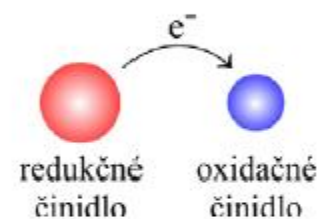


Najdôležitejším halogenidom s-prvkov je chlorid sodný **NaCl**. Využíva sa v najrôznejších priemyselných odvetviach. V anorganickom priemysle dokonca v oveľa väčšom množstve ako ktorákoľvek iná surovina.



					18	1	2
					He	Li	Be
13	14	15	16	17			
B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg
Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	Rb	Sr
In	Sn	Sb	Te	I	Xe	Cs	Ba
Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	Fr	Ra

→ získava elektróny ← stráca elektróny



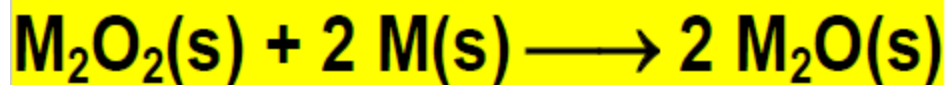
1																18
H	2															He
Li	Be															
Na	Mg	13	14	15	16	17										
K	Ca	B	C	N	O ₂	F ₂	Ne									
Rb	Sr	Al	Si	P	S	Cl ₂	Ar									
Cs	Ba	Ga	Ge	As	Se	Br ₂	Kr									
Fr	Ra	In	Sn	Sb	Te	I ₂	Xe									
		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn									

■ silné redukčné činidlo

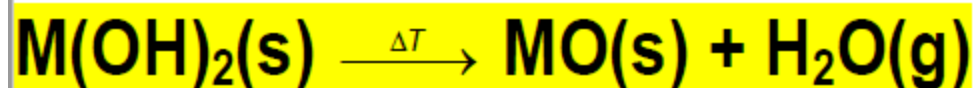
■ silné oxidačné činidlo

S kyslíkom tvoria alkalické kovy nezvyčajne veľké množstvo binárnych zlúčenín. Spaľovaním jednotlivých alkalických kovov v prúde čistého kyslíka vznikajú rozdielne produkty; lítium tvorí oxid Li_2O , sodík zhorí na peroxid Na_2O_2 , zatiaľ čo draslík, rubídium a cézium tvoria superoxidy MO_2 . Za vhodných podmienok sa však dajú u všetkých alkalických kovov pripraviť čisté oxidy M_2O , peroxidy M_2O_2 aj superoxidy MO_2 .

Oxidy prvkov 1. skupiny, ktoré plynule menia svoje sfarbenie od bieleho Li_2O a Na_2O cez svetložltý K_2O a žiarivožltý Rb_2O až k oranžovému Cs_2O , sú termicky veľmi stáble. Čistý Li_2O možno pripraviť termickým rozkladom Li_2O_2 , ostatné oxidy alkalických kovov M_2O sa pripravujú reakciou peroxidu M_2O_2 , hydroxidu MOH alebo dusitanu MNO_2 s príslušným alkalickým kovom M.

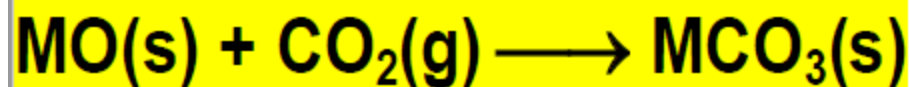


Oxid berýlnatý a horečnatý a oxidy kovov alkalických zemín sú biele kryštalické látky s veľmi vysokou teplotou topenia. BeO je dokonca žiaruvzdorný. Dajú sa pripraviť spaľovaním príslušných kovov v kyslíku. Najčastejšie sa však pripravujú termickým rozkladom solí oxokyselín, predovšetkým uhličitanov a dusičnanov, alebo dehydratáciou hydroxidov pri veľmi vysokých teplotách, v červenom žiare

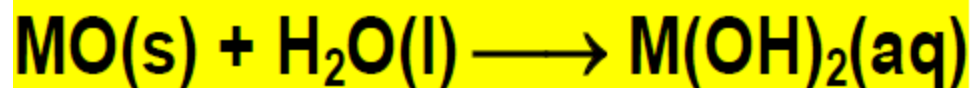


Reaktivita oxidov vzrastá s rastúcou veľkosťou a nábojom kationu kovu.

S oxidom uhličitým reagujú oxidy kovov alkalických zemín za vzniku príslušných uhličitanov, t. j. karbonizujú sa

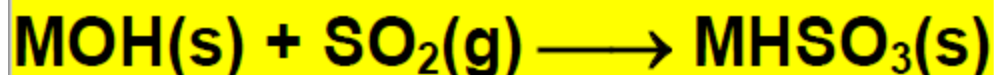


Exotermicky reagujú s vodou, čím vznikajú príslušné hydroxidy



Technicky najvýznamnejšou zlúčeninou kovov alkalických zemín je uhličitan vápenatý CaCO_3 . V prírode sa vyskytuje najbežnejšie ako *vápenec (kalcit)* a *aragonit*.

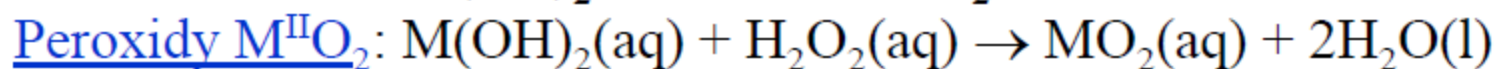
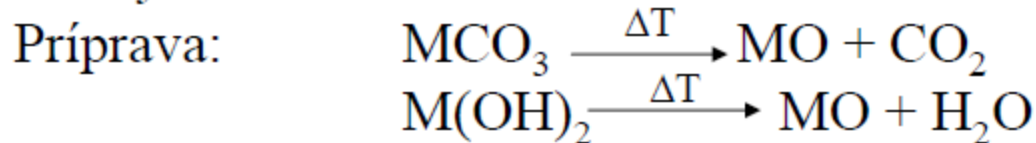
Hydroxidy alkalických kovov sú biele hygroskopické, ľahkotaviteľné a vo vode dobre rozpustné kryštalické látky (len LiOH je málorozpustný). **Zo všetkých hydroxidov sú najsilnejšími zásadami.** V roztavenom stave dokážu rozleptať aj sklo a porcelán. S kyselinami poväčšine prudko reagujú za vzniku príslušných solí. Tak ako oxidy, aj hydroxidy ľahko absorbujú oxid uhličitý, t. j. karbonizujú sa, za vzniku uhličitanov (alebo hydrogenuhličitanov). Podobne, s oxidom siričitým poskytujú siričitany (alebo hydrogensiričitany) a so sulfánom sulfidy (alebo hydrogensulfidy), napr.



Technicky najdôležitejšími hydroxidmi alkalických kovov sú **NaOH** a **KOH**.

Hydroxidy prvkov 2. skupiny sú tuhé, pomerne málo rozpustné a termicky stále látky. Kým Be(OH)_2 je amfotérny, Mg(OH)_2 je slabou zásadou, ktorá sa napr. ako vodná suspenzia (tzv. magnéziové mlieko) používa ako antacidum. **Zásaditosť potom ďalej rastie cez stredne zásadité Ca(OH)_2 a Sr(OH)_2 až k silno zásaditému Ba(OH)_2 .**

Oxidy $M^{II}O$ – CaO, SrO, BaO (biele tuhé látky), CaO – najväčší priemyselný význam

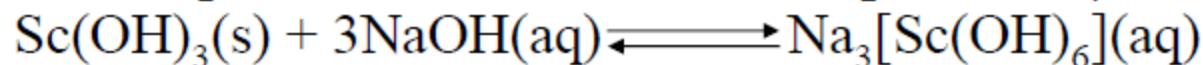
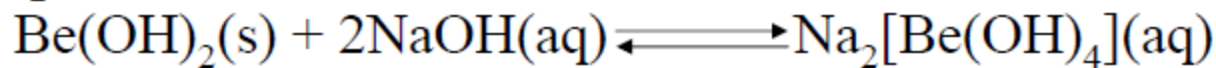


Hydroxidy

1. skupina MPS - LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH (najsilnejšie zásady),
LiOH – málo rozpustný vo vode

2. skupina MPS - Be(OH)₂, Mg(OH)₂, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂

(Be(OH)₂ je amfotérny:



Uhličitaný alkalických kovov sú bezfarebné, termicky stále a vo vode dobre rozpustné tuhé látky. Výnimku tvorí málorozpustný Li_2CO_3 , ktorý sa podobne ako „diagonálne“ podobný MgCO_3 pri zvýšenej teplote rozkladá na Li_2O a CO_2 . Ostatné uhličitaný alkalických kovov sa topia bez rozkladu. **Uhličitaný kovov alkalických zemín** sú naopak termicky nestále a vo vode prakticky nerozpustné tuhé látky iónovej povahy. Najvýznamnejším spomedzi nich je už spomínaný uhličitan vápenatý CaCO_3 .

Veľmi významný je aj uhličitan sodný Na_2CO_3 . Kedysi sa používal ako *sóda* na pranie. „Príbuzný“ hydrogenuhličitan sodný NaHCO_3 sa však dodnes používa kvôli jeho schopnosti rýchlo sa rozkladať už pri mierne zvýšenej teplote, v rozmedzí 50 až 100 °C, pričom vzniká opäť Na_2CO_3 .

Štruktúra a vlastnosti uhličitanov a síranov

$M^I_2CO_3$ – termicky stábe, tavia sa bez rozkladu (okrem Li_2CO_3). Dobre rozpustné vo vode (okrem Li_2CO_3).

M^IHCO_3 – zahrievaním sa rozkladajú ($LiHCO_3$ nie je známy), vodné roztoky $M^I_2CO_3$ a M^IHCO_3 sú zásadité (hydrolyza). Na_2CO_3 sa často používa namiesto $NaOH$.

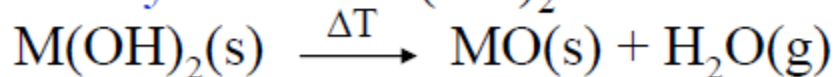


$M^{II}CO_3$ – iónové zlúčeniny, term. nestábe látky, vo vode nerozp. $MCO_3(s) \xrightarrow{\Delta T} MO(s) + CO_2(g)$

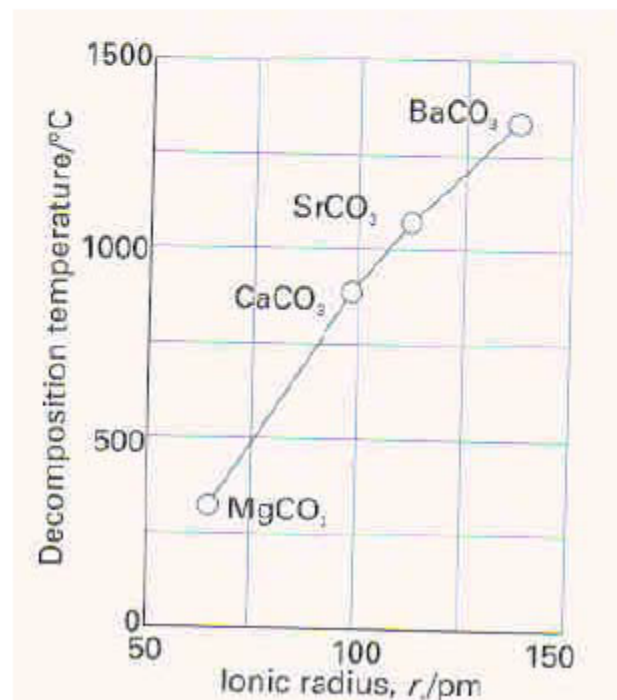
Term. stabilita: $MgCO_3 < CaCO_3 < SrCO_3 < BaCO_3$

$M^{II}(HCO_3)_2(aq)$ – stábe len vo vodnom roztoku sýtenom CO_2

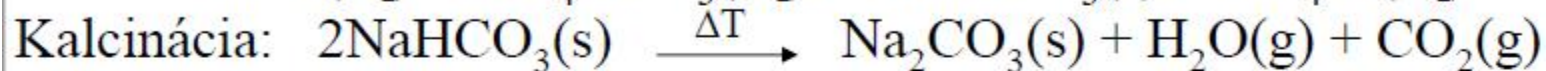
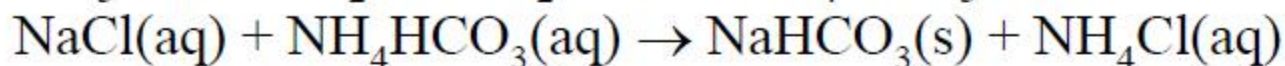
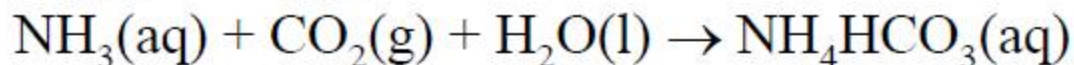
Termická dehydratácia $M(OH)_2$



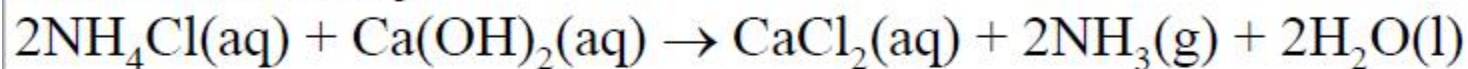
Stabilita: $Mg(OH)_2 < Ca(OH)_2 < Sr(OH)_2 < Ba(OH)_2$



Na_2CO_3 – vyrába sa prevažne Solvayovým spôsobom – vodný roztok $\text{NaCl}(\text{aq})$ sa sýti $\text{NH}_3(\text{g})$ a $\text{CO}_2(\text{g})$



Regenerácia NH_3 :



USA – soda sa priprav. z minerálu trona (90% $\text{NaHCO}_3 \cdot \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$).

Na_2CO_3 (soda) – 9. najpouž. chemikália v USA, skoro polovica spotreby sa využ. pri produkcii skla. Zvyšok pri príprave Na_2SiO_3 , Na_3PO_4 a NaCN , výroba detergentov, výroba celulózy a v papiernictve, úprava vody.



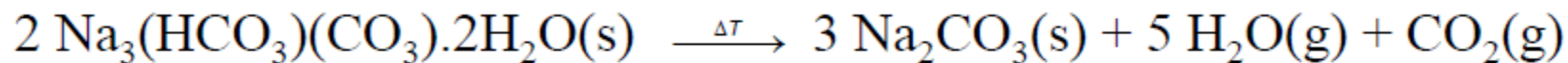
Jack Demin/Photo Researchers, Inc.

(a) (Above) A mine in California. The mineral trona is taken from a mine 1600 feet deep.



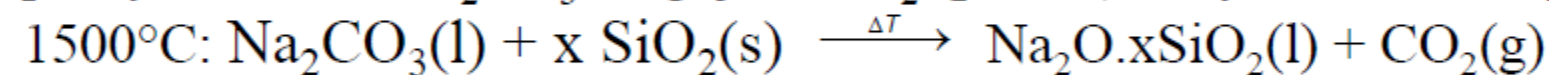
IP.

Priemyselná výroba uhličitanu sodného z trony - $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ nie je zmesou 2 zlúčenín ale je to chemické individuum v ktorého kryštálovej štruktúre sa striedajú uhličitanové a hydrogenuhličitanové ióny so sodnými kationmi a molekulami vody v pomere 1:1:3:2. Trona sa ťaží pod. spôsobom ako uhlie (400 m pod zemou), drví sa a potom zahrieva (kalcinuje) v rotačných peciach:



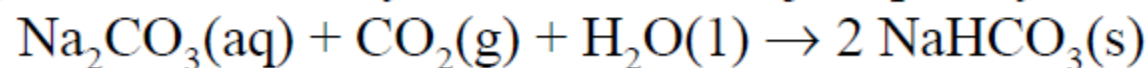
$\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})$ sa rozpustí vo vode (nečistoty sa odfiltrujú) odparuje dosucha, a týmto spôsobom sa získava $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{s})$. Zohrievaním tohto produktu v rotačných peciach: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{s}) \xrightarrow{\Delta T} \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Komerčné využitie uhličitanu sodného okolo 50% produkcie Na_2CO_3 využíva pri výrobe skla. Na_2CO_3 reaguje s SiO_2 (piesok) a inými zložkami pri asi



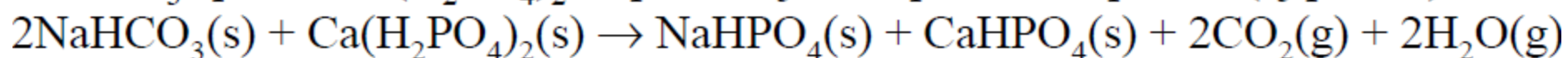
Na_2CO_3 sa tiež využíva na odstránenie iónov kovov alk. zemín (najčast. Ca^{2+}) z vody: $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s})$

Hydrogenuhličitan sodný – vo vode menej rozpustný ako uhličitan sodný:



- suché has. prístrojoch: $2 \text{NaHCO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\Delta T} \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

NaHCO_3 spolu s $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ sa používajú ako prášok do pečiva (aj plnivo):



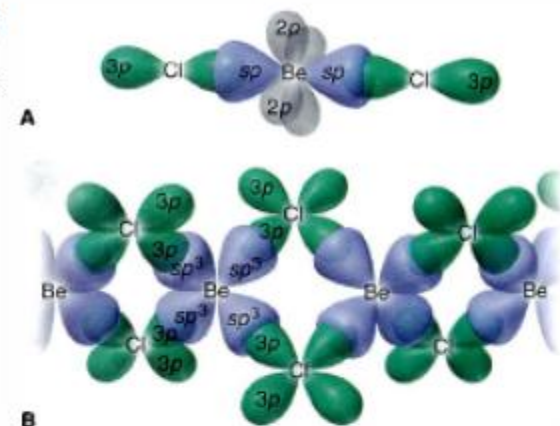
Hyridy a halogenidy Be a Mg

BeH₂ (k.č. 4) reťazcová štruktúra, elektr.-def. väzby Be-H-Be. MgH₂ – prechod medzi elektr.-def. väzbami a iónovou štruktúrou CaH₂

Halogenidy BeX₂ – reťazcová štruktúra (k. č. Be = 4)

Halogenidy MgX₂ – vrstev. štruktúra (k. č. Mg = 6)

Kompl. anióny [MgX₄]²⁻ sú menej stáble ako [BeX₄]²⁻



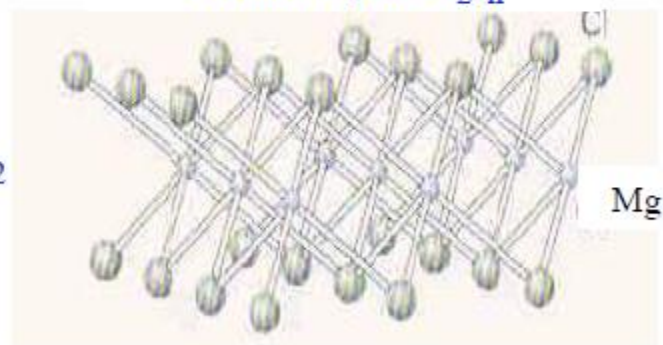
Štruktúra [BeCl₄]²⁻

Štruktúra (BeH₂)_n



Štruktúra (BeCl₂)_n

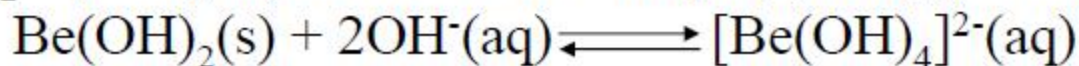
Štruktúra MgCl₂



Hydroxidy Be a Mg

M(OH)₂ – vo vode málo rozpustné tuhé látky

Be(OH)₂ – jediný hydroxid 1. a 2. skupiny, ktorý je amfotérny.



M(OH)₂ sa pripravujú zrážaním.

Sírany alkalických kovov a kovov alkalických zemín sú iónové zlúčeniny. Kým sírany alkalických kovov sú vo vode dobre rozpustné látky, sírany kovov alkalických zemín sú len veľmi málo rozpustné. Najmenej rozpustný je BaSO_4 .

Aj keď sa síran vápenatý neťaží v takých množstvách ako uhličitan vápenatý, je stále priemyselne významným minerálom. V prírode sa vyskytuje ako *sadrovec* $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Zahrievaním nad $150\text{ }^\circ\text{C}$ stráca približne tri štvrtiny vody a mení sa tak na hemihydrát $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{ H}_2\text{O}$, známy pod názvom *sadra*, ktorý sa pri styku s vodou mení naspäť na dihydrát a tvrdne. Zahrievaním sadry pri vyšších teplotách možno pripraviť rôzne bezvodé modifikácie síranu vápenatého.



ióny alkalických kovov majú minimálnu snahu byť centrálnymi atómami v koordinačných zlúčeninách, kvôli svojim malým elektrónovo-akceptorným schopnostiam. Veľmi ochotne však vystupujú s komplexnými aniónmi ako kompenzujúce katióny.

Organokovové zlúčeniny alkalických kovov obsahujú značne polárnu väzbu atóm kovu–atóm uhlíka. Jej polarita rastie od lítia k céziu. Tieto zlúčeniny majú veľký praktický význam, napr. metyllítium CH_3Li a *n*-butyllítium $\text{C}_4\text{H}_9\text{Li}$ sa používajú pri syntéze organických látok. Alkylové zlúčeniny lítia sa vo všeobecnosti dajú pripraviť reakciou kovového lítia s príslušnými alkyhalogenidmi RX (R = alkyl, X = Cl, Br, I) bez prístupu vzduchu a vlhkosti



Vystupovanie katiónov **kovov 2. skupiny** ako centrálnych atómov **v koordinačných zlúčeninách tiež nie je bežné**, napriek tomu sú takéto zlúčeniny známe, a to predovšetkým pri berýliu, horčíku a vápniku.

Z organokovových zlúčení prvkov 2. skupiny si väčšiu pozornosť zasluhujú zlúčeniny berýlia a horčíka. Sú to veľmi reaktívne látky, na vzduchu sa samovoľne zapalujú a pri styku s vodou hydrolyzujú za výbuchu.

Organokovové alkylové, resp. arylové zlúčeniny berýlia a horčíka MR_2 ($M = Be, Mg$, $R =$ alkyl, aryl) možno výhodne pripraviť reakciou kovov s **Grignardovými činidlami $RMgX$** ($R =$ uhľovodíkový zvyšok, $X = Cl, Br, I$). Grignardove činidlá sú roztoky organokovových zlúčenín horčíka, pripravované pridávaním alkylhalogenidu alebo arylhalogenidu RX do suspenzie stružlín horčíka vo vhodnom organickom rozpúšťadle bez prístupu vzduchu a vlhkosti.

Dôležité zlúčeniny alk. kovov a kovov alk. zemín

Li₂CO₃ – tvrdenie skla a porcelánový smalt

NaCl – milióny ton sa využ. na prod. Na, NaOH Na₂CO₃/NaHCO₃, Na₂SO₄, HCl a jedlá soľ.

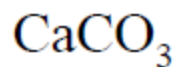
Na₂CO₃ a NaHCO₃ – výroba skla, prášok do pečiva (uvoľňuje CO₂ pri 50 až 100 °C), hasiace prístroje.

NaOH – najdôležitejšia priem. zásada, používa sa na bielenie, výroba Na₃PO₄.

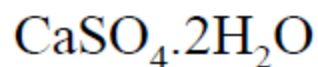
KNO₃ – silné oxidačné činidlo využ. v strelnom prachu a pri výrobe výbušnín.

CaCO₃ – nach. sa v prír. vo forme minerálov - vápenec, mramor, krieda a korál. Využíva sa ako stavebný materiál.

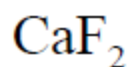
Vápenec



Sádrovec



Kazivec

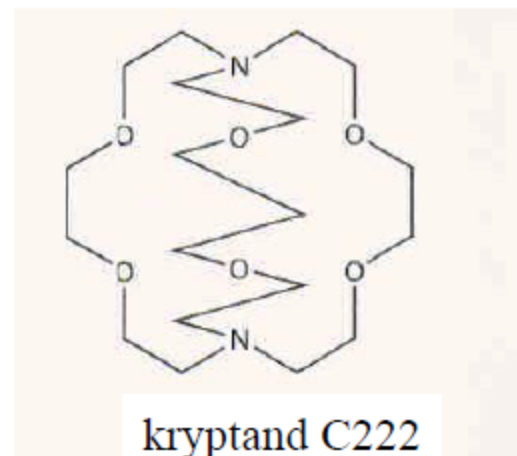
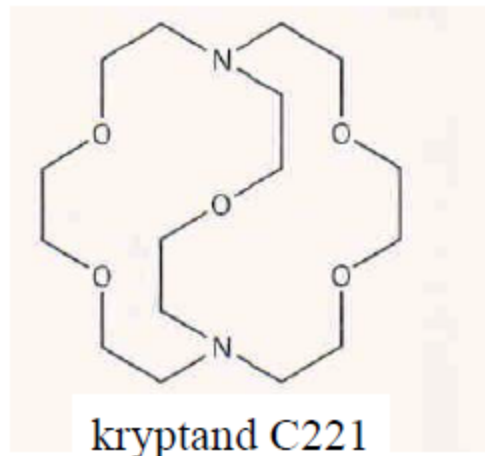
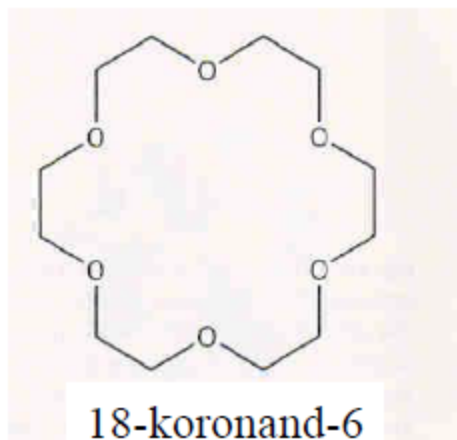


Najbežnejšie vápenaté minerály

Koord. zlúčeniny alk. kovov a kovov alk. zemín

M^+ , M^{2+} - značná veľkosť a elektrónová konfigurácia katiónov nedáva dobre predpoklady pre tvorbu KZ. Napriek tomu v posledných desaťročiach rozvoj koordinačnej chémie alkalických kovov.

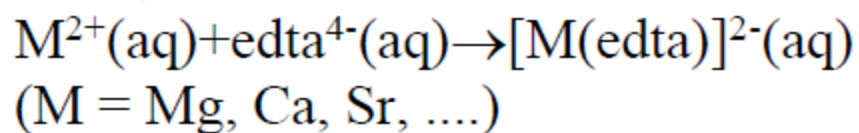
Cyklické polyétery – koronandy (crown-étery) a bicyklické kryptandy – dochádza k tvorbe KZ koronátov a kryptátov



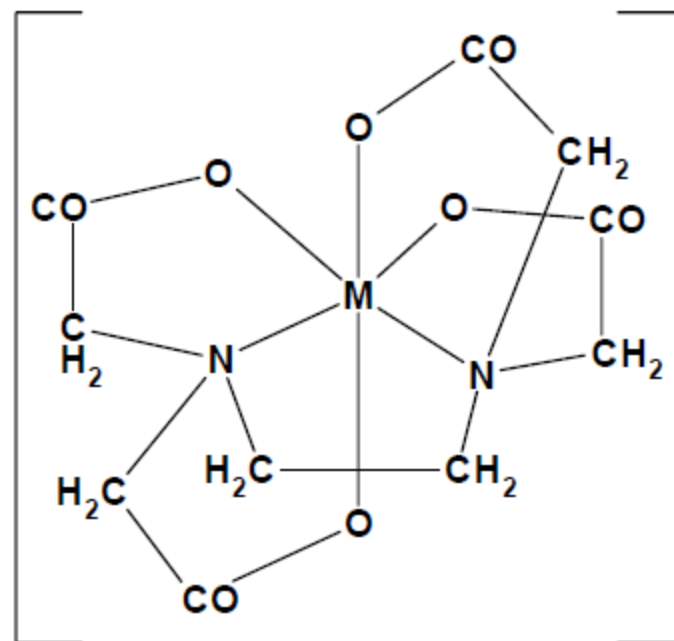
S katiómom $[M(H_2O)_6]^+$ sa stretávame v kamencoch (okrem Li) **podvojnú sírany** $M^I M^{III}(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ $M(III) = Al(III), Cr(III) \dots$ $M(I) = K(I), Rb(I), Cs(I), Ag(I), Tl(I)$ a NH_4^+

Štruktúra: $[M^I(H_2O)_6][M^{III}(H_2O)_6](SO_4)_2$

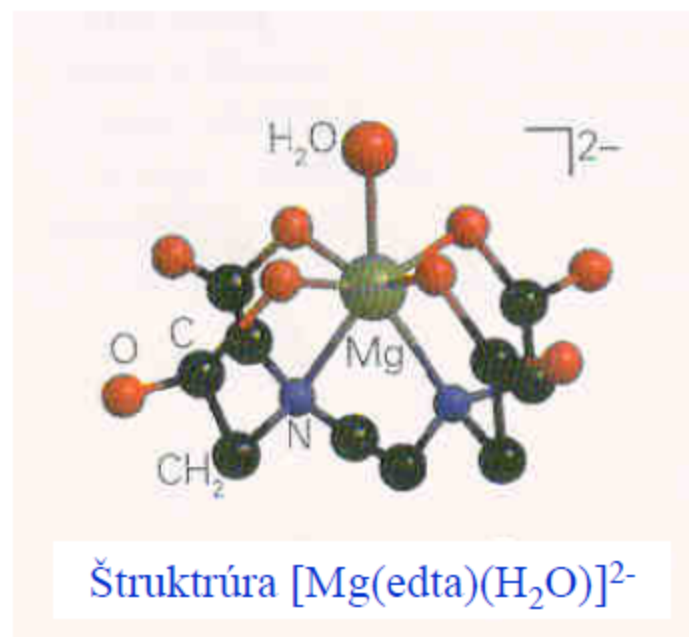
Kovy alkalických zemín – tvoria veľkú skupinu KZ s N-, O- a S-donorovými acyklickými chelát. ligandmi (napr. s etyléndiamino-tetracetátovým(4-) a - edta⁴⁻)



[M(edta)]²⁻ - päť päťčlankových chelátových kruhov (metalocykly), veľká stabilita týchto KZ. Komplexometrické stanovenie iónov kovových prvkov (Ni²⁺, Co²⁺ a pod.).



Štruktúra [M(edta)]²⁻



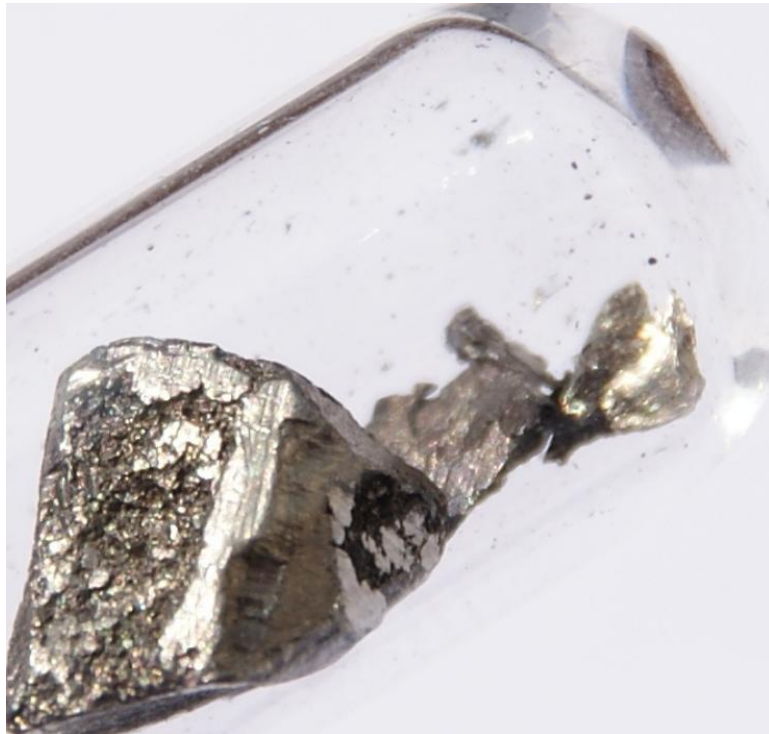
Štruktúra [Mg(edta)(H₂O)]²⁻



Scandium



Yttrium



Lantán

$\text{YBa}_2\text{Cu}_3\text{O}_7$ (YBCA)
vysokoteplotný supervodič



MIG-29 niektore časti sú použité Al-Sc zliatinu



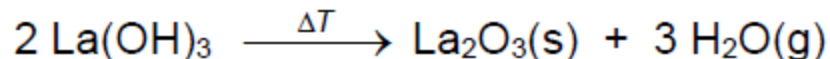
REAKTIVITA ZLÚČENÍN PRVKOV 3. SKUPINY

Reaktivita: vlastnosti podobné ako zlúčeniny kovov alkalických zemín

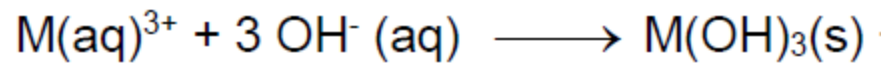
Zlúčeniny:

Hydridy: $\text{Ln}^{\text{III}}\text{H}_2$ (nadbytočný elektrón je umiestnený vo vodivostnom páse); vznikajú reakciou kovov s vodíkom

Oxidy: M_2O_3 vznikajú horením prvkov na vzduchu, alebo termickým rozkladom uhličitanov, šťaveľanov alebo hydroxidov



Hydroxidy: pripravujú sa reakciou hydratovaných katiónov $M(aq)^{3+}$ s iónmi OH^-



Halogenidy: MX_3 sú okrem fluoridov (podobnosť s prvkami alkalických zemín) dobré rozpustné vo vode. V nadbytku fluoridov reaguje len ScF_3

