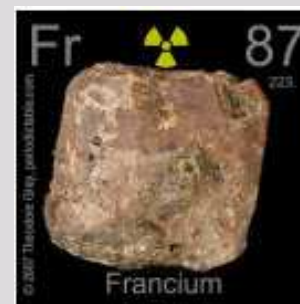
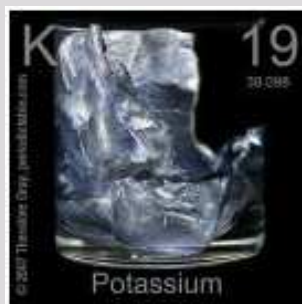
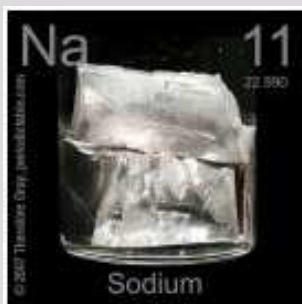
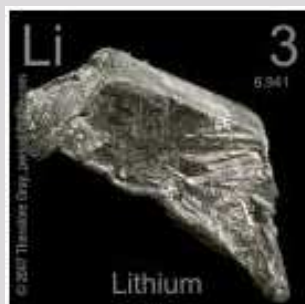


# Alkalické kovy, ns<sup>1</sup>

Lithium, sodík, draslík, rubidium, cesium, francium

- Alkalické kovy jsou stříbřité kovy, na čerstvém řezu lesklé, pouze cesium má zlatožlutý odstín.
- Je nutno uchovávat v inertním rozpouštědle (alifatické uhlovodíky, parafinový olej, petrolej) nebo v inertní atmosféře (Cs)
- Všechny prvky této skupiny jsou silně **elektropozitivní**
- **cesium je nejelektropozitivnější prvek** (nepočítáme-li radioaktivní francium).



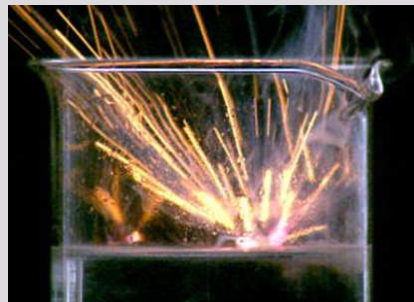
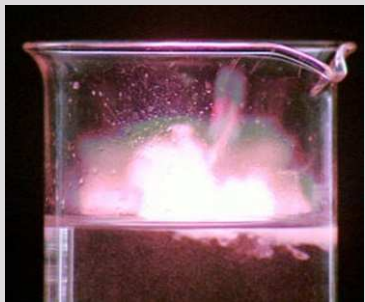
# Některé vlastnosti alkalických kovů

Prvek	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
atomové číslo	3	11	19	37	55	87
hustota	0,534	0,968	0,856	1,532	1,90	?
teplota tání °C	180,5	97,8	63,2	39,0	28,5	27
teplota varu °C	1347	881,4	765,5	688	705	667
kovový poloměr (pm)	152	186	227	248	265	?
iontový poloměr (pro k.č. 6, pm)	76	102	138	152	167	180
I. ionizační energie (eV)	5,390	5,138	4,339	4,176	3,893	4,0
II. ionizační energie (eV)	75,62	47,29	31,81	27,36	23,4	?
elektronegativita (Allred-Rochow)	0,97	1,01	0,91	0,89	0,86	0,86

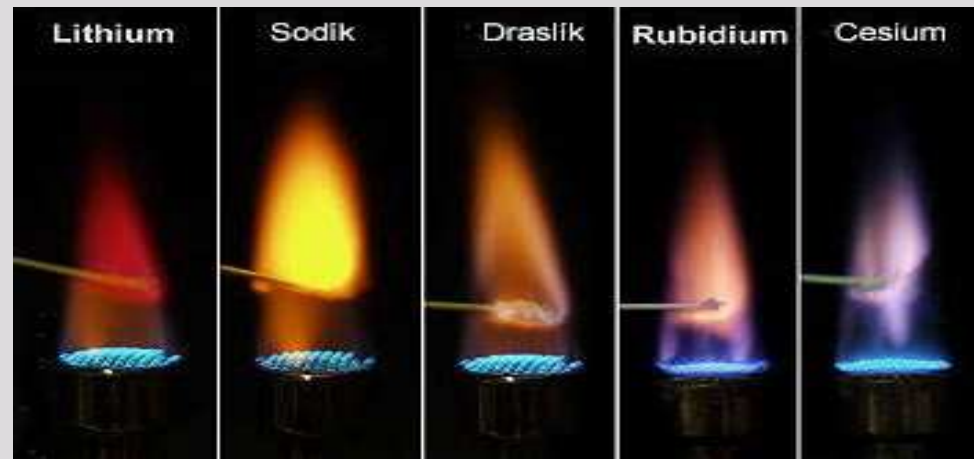


Měkké kovy – dají se krájet nožem

Redukční vlastnosti



Barvení plamene



## Výskyt v minerálech

Li

lepidolit  $\text{K}_2\text{Li}_3\text{Al}_4\text{Si}_7\text{O}_{21}(\text{OH},\text{F})_3$   
spodumen  $\text{LiAlSi}_2\text{O}_6$

Na



K

halit  $\text{NaCl}$

trona  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

kryolit  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$

chilský ledek  $\text{NaNO}_3$

karnalit  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

kainit  $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

sylvín  $\text{KCl}$

Rb

lepidolit

Cs

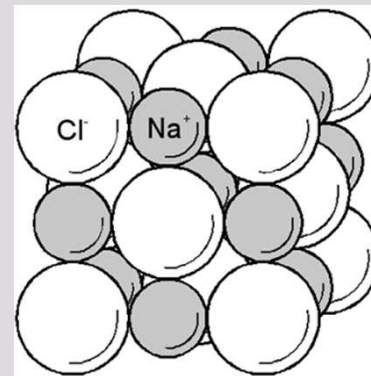
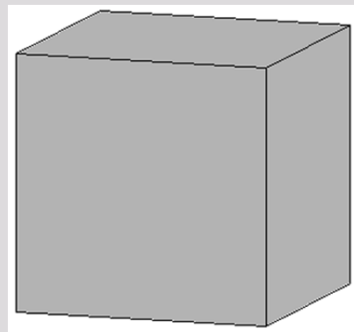
pollucit  $\text{Cs}_4\text{Al}_4\text{Si}_9\text{O}_{26} \cdot \text{H}_2\text{O}$



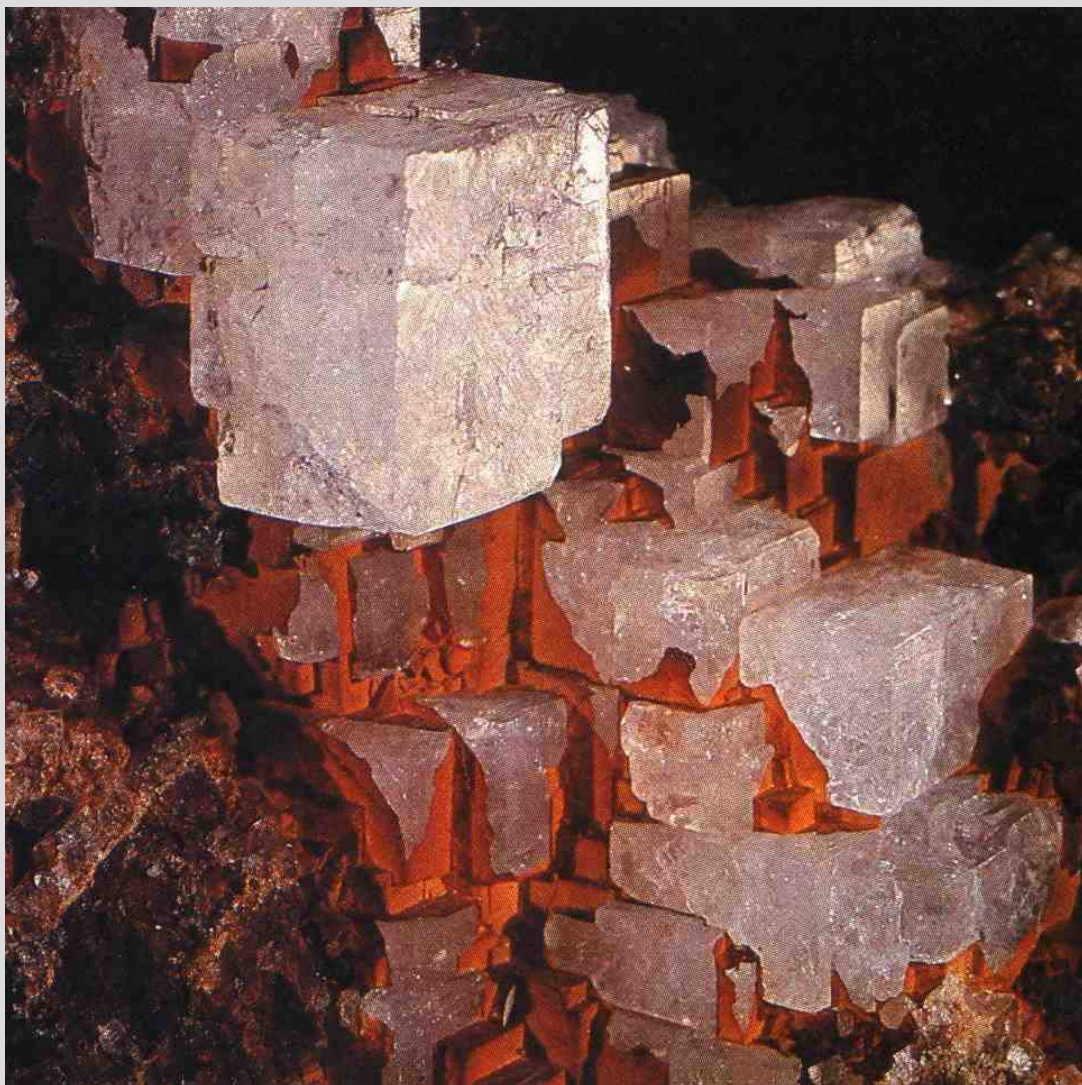
(jezero Bernic, Manitoba)

Fr

# HALIT



# KRYOLIT



# SYLVÍN

# Reaktivita alkalických kovů

Chemie je relativně jednoduchá a souvisí se snadným vznikem

ox. stavu **+ I**, výjimečně i **-I** (v natridech)

- tvorba především iontových sloučenin
- pouze u lithia se pozoruje častěji kovalentnější charakter vazeb
- chemie lithia se značně podobá chemii hořčíku (**diagonální podobnost**)

Li<sup>+</sup> 76 pm    Mg<sup>2+</sup> 72 pm    Na<sup>+</sup> 102 pm

- tvorba komplexů není typická, nejznámější jsou komplexy s makrocyclickými ligandy (crowny, kryptandy)

# Typické reakce alkalických kovů

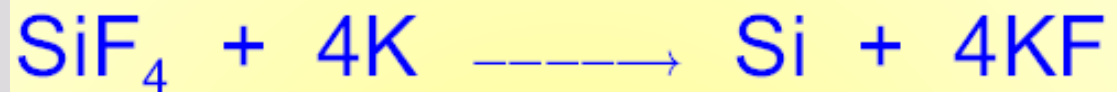
- reakce s většinou prvků probíhají přímo
- na vzduchu se kovy pokrývají vrstvičkou oxidačních produktů – oxidy, peroxidy, hyperoxidy, hydroxidy, uhličitany alkalických kovů

## Redukční účinky alkalických kovů

Reakce s vodou



Reakce nekovových halogenidů





# Výroba lithia

**Lithium:** elektrolýza taveniny **LiCl** a KCl při teplotě 450 °C

**Li** má **nejnižší hustotu vůbec**

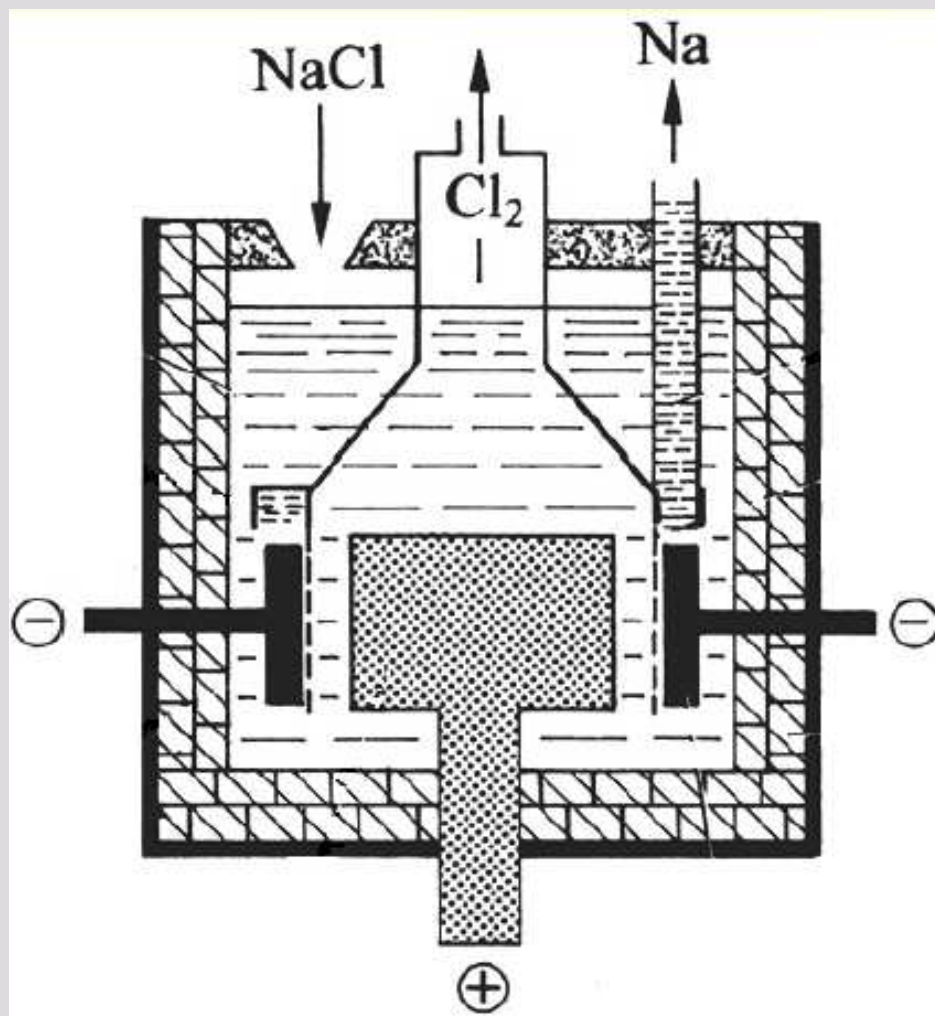
- jeho slitiny s hořčíkem a hliníkem (např. tzv. LA141 o složení 14 % Li, 1 % Al a 85 % Mg) slouží jako **konstrukční materiál**

**v kosmické technice.**

- Tuhé elektrolyty – **lithiové baterie**

# Výroba (průmyslová) sodíku

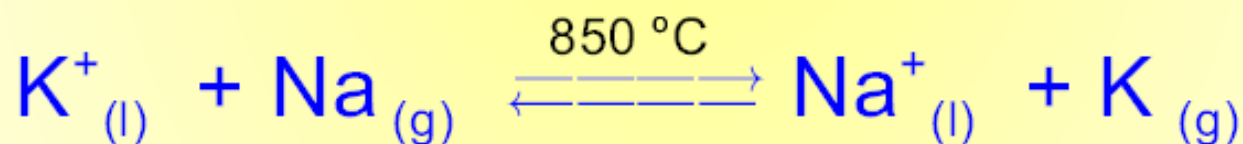
**Sodík:** elektrolýza taveniny  $\text{NaCl} / \text{CaCl}_2$  při teplotě  $580\text{ }^\circ\text{C}$   
(samotný  $\text{NaCl}$  taje při  $808\text{ }^\circ\text{C}$ )



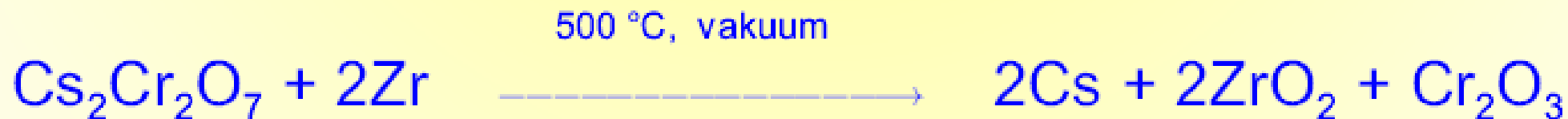
# Výroba ostatních alkalických kovů

## Draslík:

1. elektrolýza KCl ,
2. redukce taveniny **KCl** sodíkem



**Cesium:** redukce taveniny **dichromanu cesného** zirkoniem



## Sloučeniny:

- hydridy
- peroxidy
- superoxidy
- halogenidy
- sulfidy
- hydroxidy
- uhličitany, hydrogenuhlíčitany
- aj.

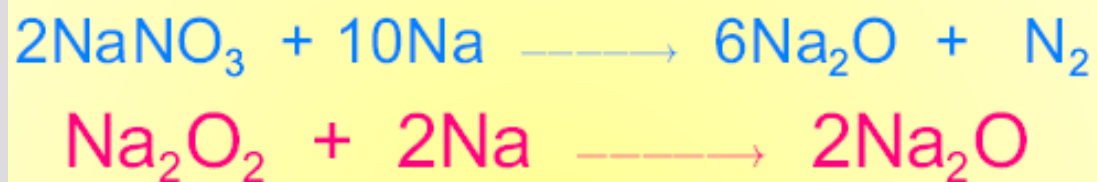


# Sloučeniny alkalických kovů s kyslíkem

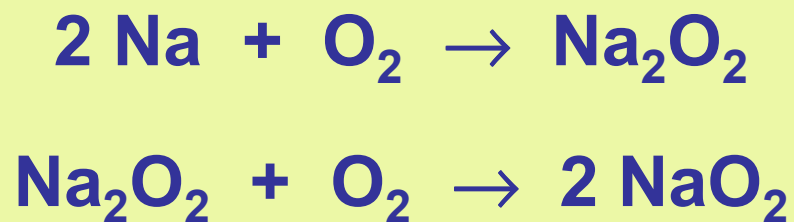
Alkalické kovy tvoří s kyslíkem: oxidy ( $O^{2-}$ ), peroxidy ( $O_2^{2-}$ ), hyperoxidy ( $O_2^-$ ), příp. suboxidy

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

Výroba  $Na_2O$



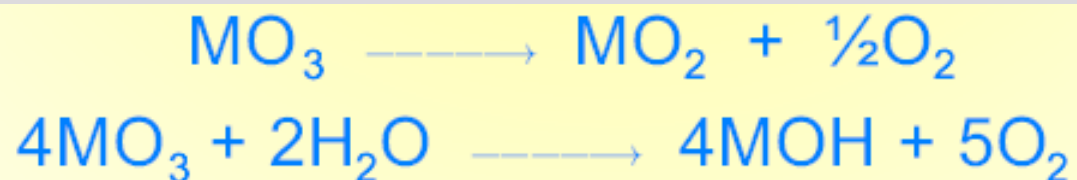
Výroba peroxidu  
a hyperoxidu sodného



Vznik ozonidů

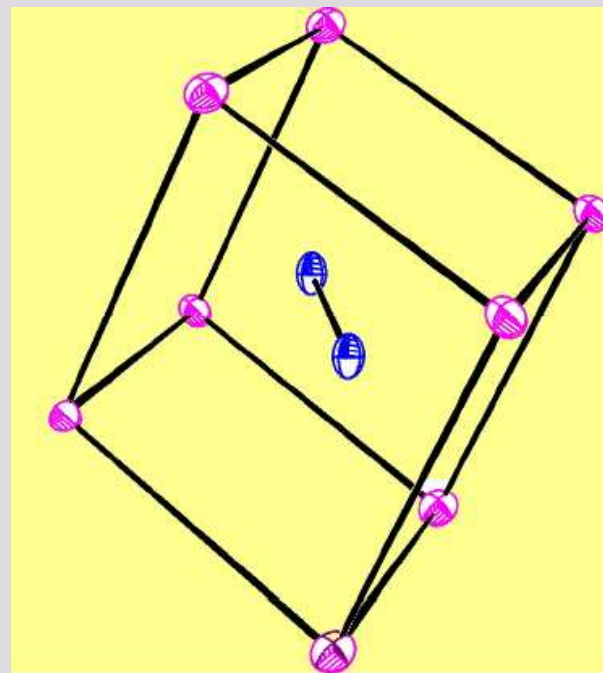
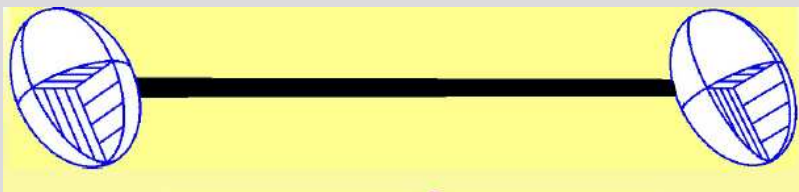


Reakce ozonidů

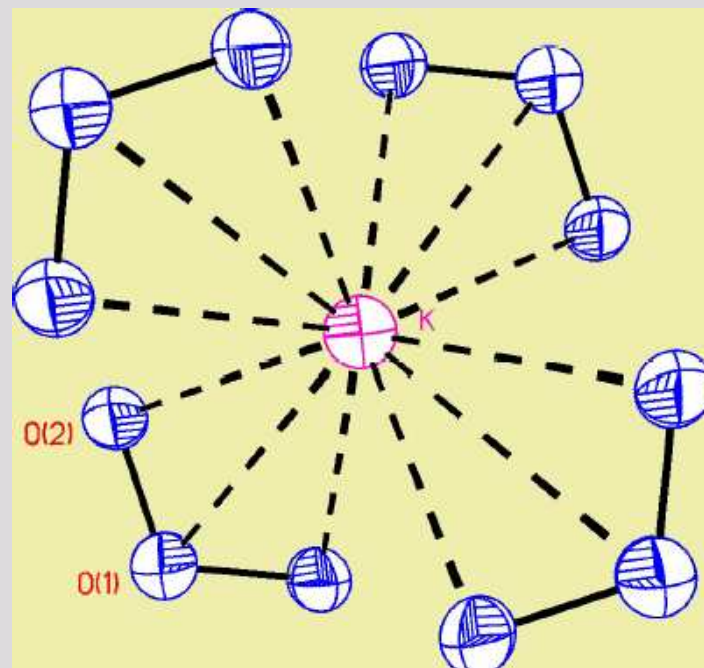
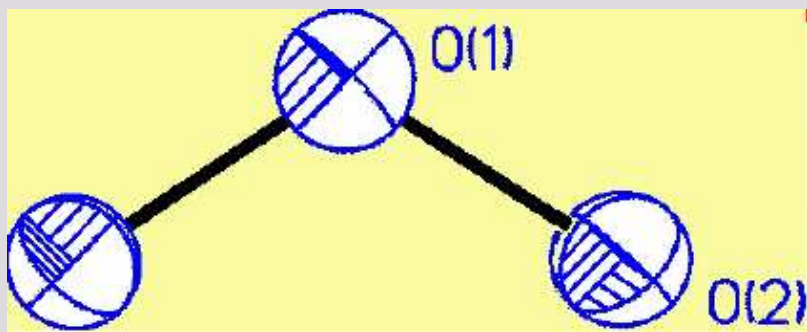


# Struktury některých kyslíkatých sloučenin

Hyperoxid  $\text{KO}_2$

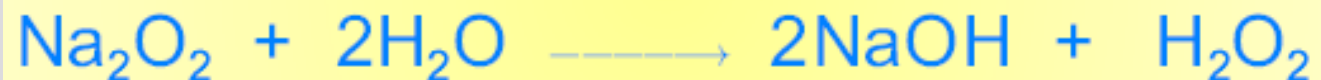


Ozonid  $\text{KO}_3$

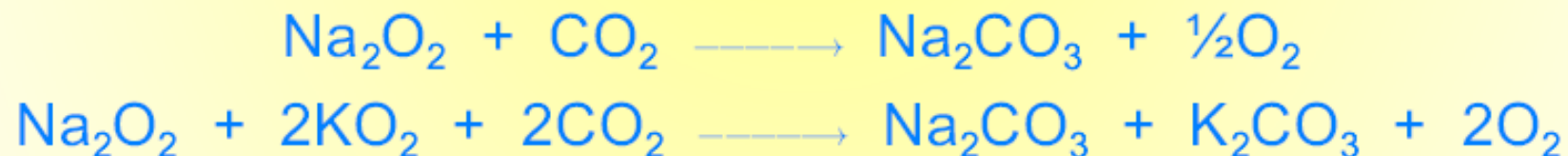


## Další praktické aplikace kyslíkatých sloučenin sodíku

Reakce peroxidu sodíku s vodou vede k přípravě peroxidu vodíku



Reakce peroxidu sodíku s  $\text{CO}_2$  vede k přípravě uhličitánů alkalických kovů



Reakce peroxidu sodíku s CO a s  $\text{CO}_2$  jsou využívány v **dýchacích přístrojích** (hasiči, ponorky, kosmické lodě):



# Sloučeniny alkalických kovů se sírou

$\text{Na}_2\text{S}$	$\text{KHS}$	$\text{M}_2\text{S}_x$	Li	Na	K, Rb, Cs
			$x = 2$	5	6

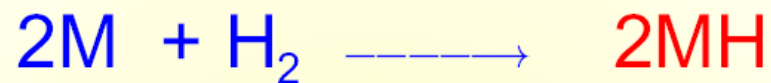
## Sulfidy alkalických kovů jsou:

- ❖ rozpustné ve vodě
- ❖ krystalují s mnoha molekulami vody
- ❖ podléhají ve vodném roztoku procesu zv. **hydrolýza solí**



# Hydridy alkalických kovů

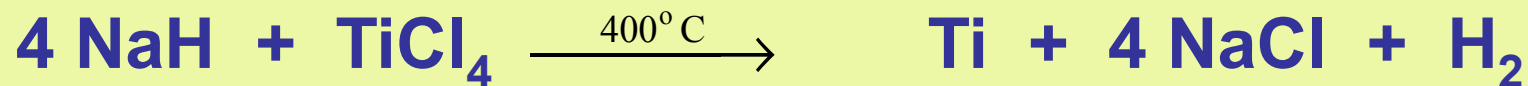
Vznikají přímou syntézou  
(nejstálejší je LiH)



Redukční účinky:



Reakce LiH je živá, s NaH a dalšími až explozivní



Výroba mravenčanu sodného



Tvorba komplexních hydridů (význam v organické syntéze)

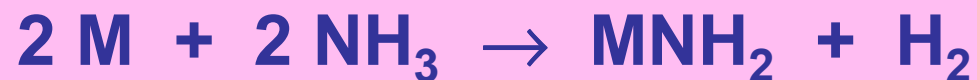


# Sloučeniny alkalických kovů s dusíkem

**Lithium** tvoří s dusíkem přímou reakcí **nitrid**  $\text{Li}_3\text{N}$  a **imid**  $\text{Li}_2\text{NH}$

**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

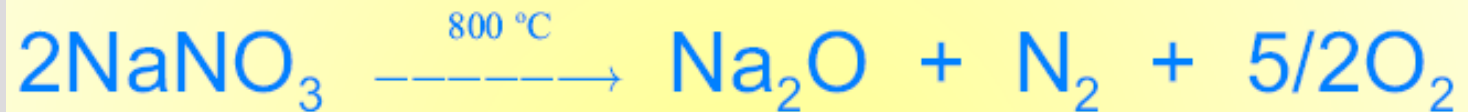
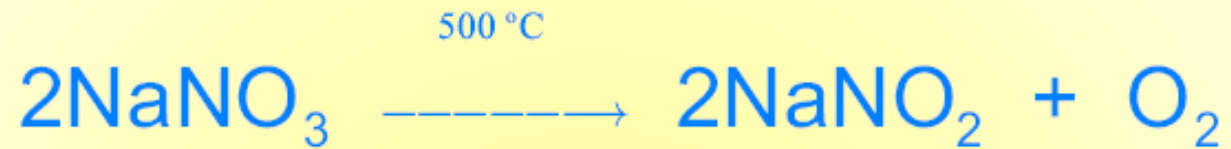


# Soli alkalických kovů

## Obecné vlastnosti:

- kationty jsou bezbarvé
- chemické vlastnosti solí alkalických kovů jsou ve velké většině dány charakterem **centrálního atomu aniontové složky (tedy i jejich barva)**
- vznikají nejčastěji **neutralizací** příslušných kyselin a odpovídajícími hydroxidy alkalických kovů
- většina těchto solí je **dobře rozpustná ve vodě**, kde se chovají jako silné elektrolyty
- soli slabých kyselin jsou ve vodných roztocích částečně hydrolyzovány
- K, Rb, Cs, je možno srážet jako **chloristany, protože jsou málo rozpustné**

## Dusičnany alkalických kovů



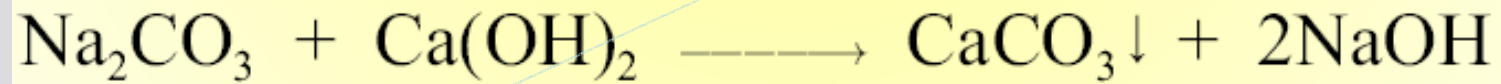
## Halogenidy alkalických kovů

**Existují všechny**

# Technicky důležité sloučeniny alkalických kovů

## Hydroxid sodný

a) Výroba NaOH kaustifikací sody – dnes je zastaralá a nepoužívá se



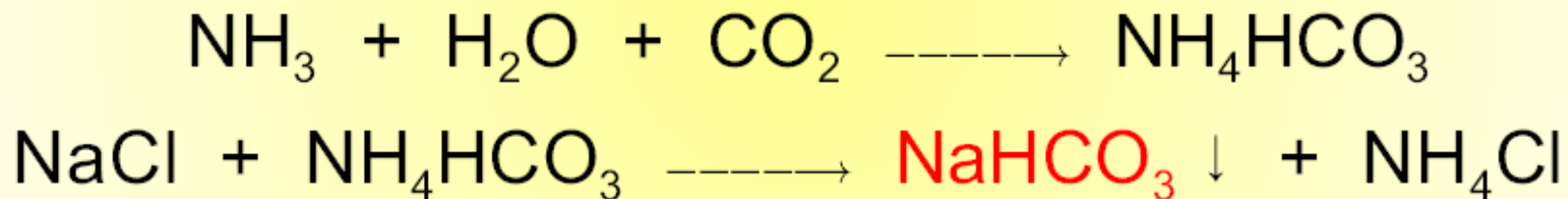
b) Výroba NaOH elektrolýzou solanky (až 70% roztok NaCl ve vodě)

**Metoda diafragmová**

**Metoda amalgámová**

## Technicky důležité sloučeniny alkalických kovů

**Soda** (Solvayův způsob) ze solanky (cca 70% roztok NaCl)



$\text{NaHCO}_3$  se termicky rozkládá (kalcinuje) na  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

**Pozn:** k salmiaku se přidá  $\text{Ca(OH)}_2$  uvolněný  $\text{NH}_3$  se zavede zpět do výroby.  
⇒ jediným odpadem je tedy  $\text{CaCl}_2$  – slouží jako součást posypového materiálu silnic.

**Potaš** (výroba Engelovou metodou)

# Sloučeniny alkalických kovů a jejich použití:

- $\text{K}_2\text{O}_2$  a  $\text{Na}_2\text{O}_2$  - bělicí účinky
- $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$  – žíraviny, odmašťování kovů, výroba celulózy, tuků, plastů
- $\text{NaHCO}_3$  – jedlá soda, bílá krystalická látka, proti překyselení žaludku, kypřicí prášek do těsta, šumivé přípravky, sněhové hasicí přístroje
- $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – soda se využívá při výrobě skla, v textilním a papírenském průmyslu.
- $\text{K}_2\text{CO}_3$  – potaš, výroba mýdel a chemického skla
- $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$  – domácnost, hnojiva
- $\text{KNO}_3$  – hnojiva
- $\text{NaNO}_3$  – chilský ledek, hnojiva (pozn.  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  – ostravský ledek)
- $\text{NaClO}_3$  – travex, ničí trávu a plevel
- $\text{KMnO}_4$  – hypermangan, fialová krystalická látka oxidačních vlastností, desinfekce

