

Alkalické kovy

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H	<i>ns</i>										<i>np</i>								He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne		
3	Na	Mg	<i>(n-1)d</i>										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	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
7	Fr	Ra	Lr	Rf	Ha															

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

Historie

- sloučeniny známy od nepaměti
- 1807 Davy připravil kovy K a Na elektrolýzou roztavených hydroxidů
- 1817 Arfvedson objevil lithium v petalitu $\text{LiAlSi}_4\text{O}_{10}$
- 1818 Davy připravil Li z roztaveného oxidu
- 1860 – 1861 spektroskopicky Rb a Cs
- 1939 Perey objevil Fr ($t_{1/2} = 22 \text{ min}$)

Vlastnosti alkalických kovů

konfigurace ns^1

mocenství M^+

velmi nízké hodnoty

elektronegativity X ,

nízké body tání,

Měkké,

velmi reaktivní,

Li podobné Mg

	X	t.t. (°C)
Li	0,97	180
Na	1,01	98
K	0,91	63
Rb	0,89	39
Cs	0,86	29
Fr		

Výskyt

- **Lithium** 0,0018 hmotn. % v zemské kůře, získává se z ložisek petalitu a spodumenu (hlinitokřemičitany Li)
- **Sodík** 2,3 hmotn. % v zemské kůře, běžně v horninotvorných minerálech (albit), hlavní surovina halit (sůl kamenná, NaCl) z ložisek nebo mořské vody

Výskyt

- **Draslík** 1,8 hmotn. % v zemské kůře, běžně v horninotvorných minerálech (orthoklas), hlavní suroviny sylvin (KCl) a karnalit ($\text{KCl}\cdot\text{MgCl}_2$)
- **Rubidium a cesium** nízký obsah a hlavně rozptýlené (obsah jako Br a U), získávají se jako vedlejší produkt při výrobě Li
- **Francium** v přírodě velmi vzácné, celkem na Zemi asi kilogramy Fr

Příprava a výroba

Příprava a výroba kovového lithia nebo sodíku je možná pouze elektrolýzou v nevodném prostředí (roztavené soli)

Kovový draslík se připravuje redukcí KCl roztaveným sodíkem

Použití kovů

- výroba hydridů a peroxidů
- výroba jiných kovů (redukce sloučenin)
- sodík jako chladicí medium v jaderných elektrárnách

Reakce s kapalným amoniakem

alkalické kovy se rozpouští v kapalném amoniaku na modré roztoky, mechanismus odpovídá tvorbě kationtů M^+ a uvolnění elektronu, který je solvatován molekulami amoniaku

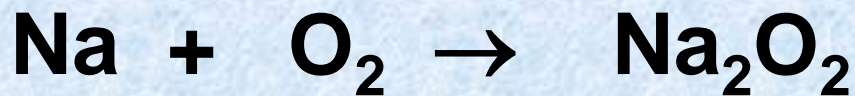
Roztoky jsou metastabilní a postupně vznikají amidy MNH_2 a vodík, používají se pro redukci organických i anorganických látek

Sloučeniny

mnohem důležitější než kovy

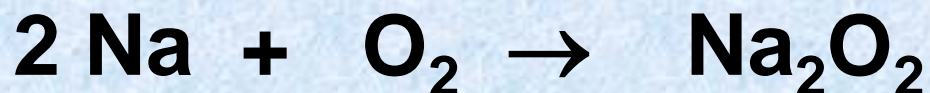
hydridy LiH, NaH – již probrány u vodíku

oxidy – Li_2O , Na_2O , K_2O velmi reaktivní,
reagují s vodou, nelze připravit
dehydratací hydroxidů, mimo Li_2O
nelze připravit přímo reakcí kovu
s kyslíkem pro vznik peroxidů



Sloučeniny

peroxydy a hyperoxydy



paramagnetické ionty O_2^-

použití

hlavně oxidační činidla (Na_2O_2 bělidlo)

KO_2 v dýchacích přístrojích



Sloučeniny

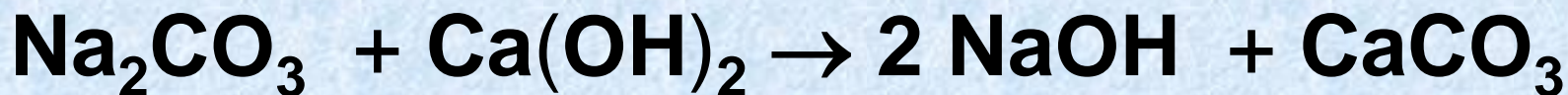
hydroxidy

LiOH, NaOH a KOH silné zásady
absorbují CO₂ a H₂S za vzniku
hydrogenuhličitanů a hydrogensulfidů

výroba NaOH

1) elektrolýza solanky a následná reakce
s vodou

2) kaustifikace sody



Sloučeniny

Uhličitany a hydrogenuhličitany

triviální názvy

Na_2CO_3 soda (bezvodá)

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ soda krystalická

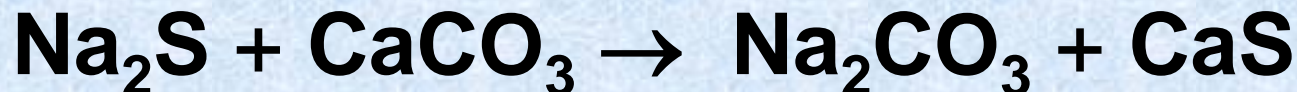
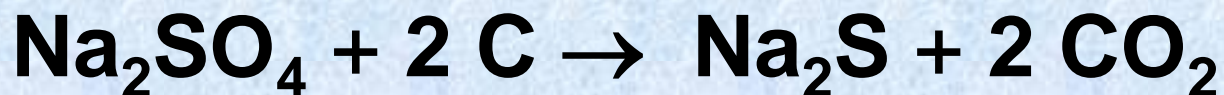
NaHCO_3 soda jedlá

K_2CO_3 potaš

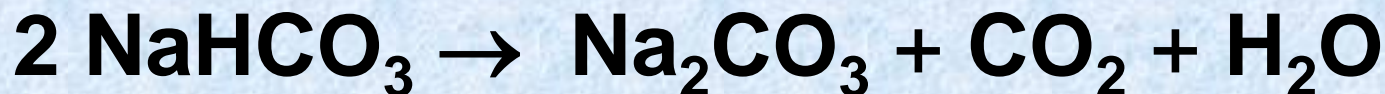
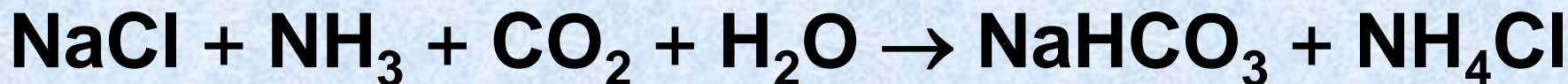
Sloučeniny

Na₂CO₃ soda

Leblancův způsob (starý)



Solvayův (amoniakový) způsob



Sloučeniny

Použití sody

sklářství, chemické výroby, odsiřování
elektráren

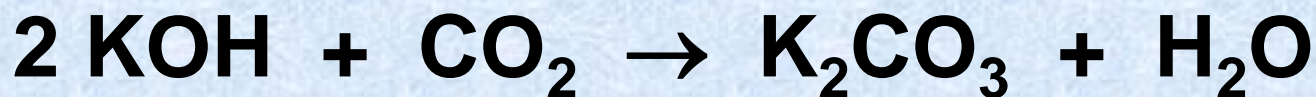


Použití hydrogenuhličitanu

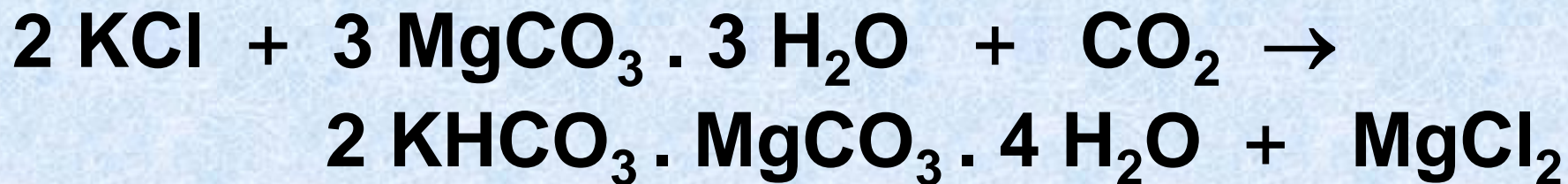
NaHCO_3 – potravinářství, prášek do pečiva

Sloučeniny

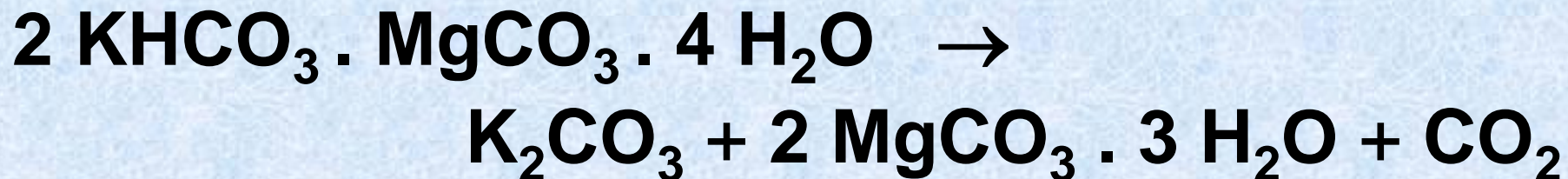
Uhličitan draselný (potaš)



Stassfurtský způsob



Tepelný rozklad

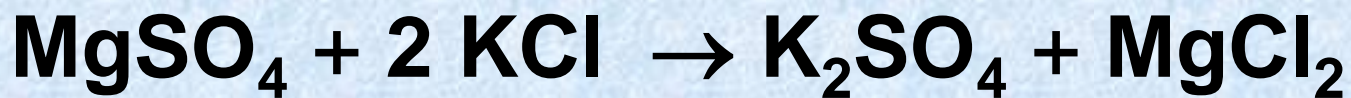
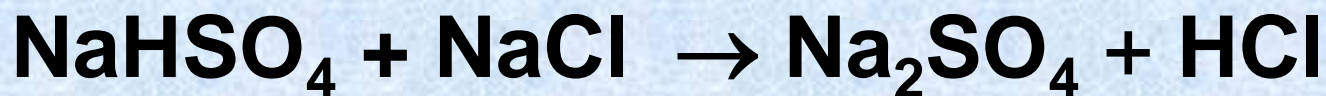
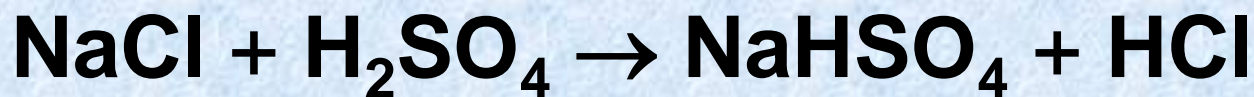
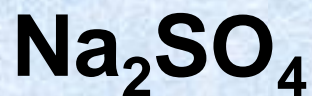


Použití

sklářský průmysl, výroba mýdla a KCN

Sloučeniny

Sírany



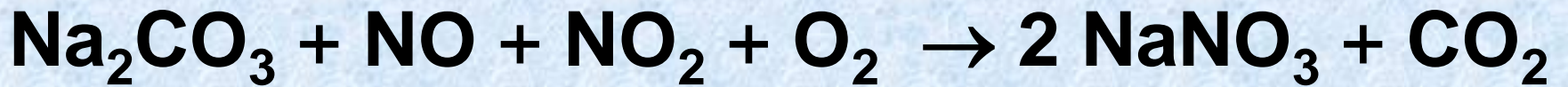
Disírany



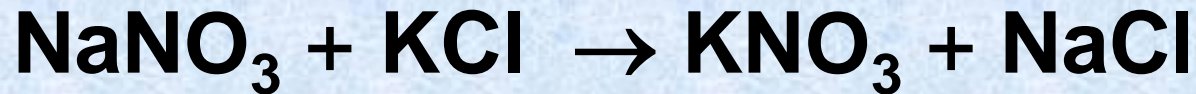
hlavně odpady z chemických výrob

Sloučeniny

Dusičnany



zápalné prostředky



hnojiva, výbušniny

Sloučeniny

Ostatní sloučeniny

**většinou klasické iontové sloučeniny
dobře rozpustné ve vodě,**

**velmi málo rozpustné sloučeniny Li jsou
fluorid, uhličitan a fosforečnan, od K, Rb
a Cs naopak chloristan**