

Kovy I. a II. skupiny

- **Alkalické kovy – I.A skupina**
- Elektronová konfigurace ns^1
- Oxidační číslo +I a 0. Excitace není možná
- Nejnižší elektronegativita v PSP, jejíž hodnoty klesají s rostoucím Z.
- => alkalické kovy jsou silná redukční činidla, sami se oxidují. Síla redukčních schopností roste s rostoucím Z, obecně míra reaktivity roste s narůstajícím Z.
- V Becketově řadě prvků leží daleko vlevo od vodíku => nejméně ušlechtilé kovy. Všechny alkalické kovy jsou měkké stříbrobílé kovy, které lze krájet nožem. Jsou také dobře rozpustné ve vodě. Mají nejnižší hodnoty hustoty v PSP, ale jen lithium a sodík jsou tak lehké, že plavou na vodě.

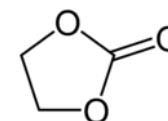
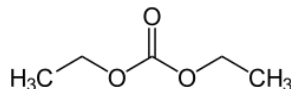
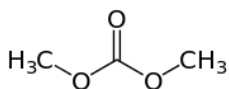
1.008	2.15
1	H
VOODK	Hydrogenium
4.1	
6.94	0.35
3	Li
LITHIUM	Lithium
I	
22.99	0.9
11	Na
SODIK	Natrium
I	
39.10	0.8
19	K
DRAHLIK	Kalium
I	
85.47	0.8
37	Rb
RUBIDIUM	Rubidium
I	
132.91	0.75
55	Cs
CESIUM	Cesium
I	
223	0.7
87	Fr
FRANCIUM	Francium
I	

Kovy I. a II. skupiny

- **Lithium**
- Je na čerstvém řezu lesklý. Lithium je tažným kovem. Je tvrdší než sodík. Má nejmenší hustotu ze všech pevných látek (za normální teploty). Je velmi dobrým tepelným i elektrickým vodičem.
- Lithium je méně reaktivní než ostatní alkalické kovy, reaguje s vodíkem za vzniku hydridu lithného LiH a na vzduchu rychle ztrácí lesk kvůli reakci s O₂ a vlhkostí:
 - $4\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{LiOH}$
 - $2\text{Li} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{LiH}$
- Plamen barví karmínově, tedy červeně. Přímo se slučuje s halogeny, sírou, dusíkem, uhlíkem a křemíkem:
 - $6\text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{Li}_3\text{N}$
 - $2\text{Li} + \text{X}_2 \rightarrow 2\text{LiX}$

Kovy I. a II. skupiny

- **Lithium-iontový akumulátor**
- Li-Ion baterie
- Katoda: $\text{CoO}_2 + \text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{LiCoO}_2$
- Anoda: $\text{LiC}_6 \rightarrow \text{C}_6 + \text{Li}^+ + \text{e}^-$
- Elektrolyt: LiPF_6 , LiBF_4 nebo LiClO_4 v organickém rozp. ethylen carbonát, dimethyl karbonát, diethyl karbonát



Skladujte a používejte je při nižších teplotách. S rostoucí teplotou životnost klesá. Nenechávejte zbytečně dlouho plně nabitě nebo úplně vybité baterie stát. Neudržujte stále při 100% nabití. Při 40% nabití je životnost zhruba 3x delší. Nevybíjejte do úplného vybití. Dlouhodobé vybití vede k jejímu zničení. S hloubkou vybíjení (DoD) se životnost baterie snižuje. Občasné vybíjení, které je často doporučováno, rekalibruje sice indikátor nabití, ale životnosti baterie neprospívá.

Kovy I. a II. skupiny

- **Těžba lithia v ČR**
- **Cinvaldit**
- $\text{KLiFe}^{2+}\text{Al}(\text{AlSi}_3\text{O}_{10})(\text{F},\text{OH})_2$
- Izolace lithia z rudy:
- Kyselý sulfatační proces: rozklad působením H_2SO_4 při 1050-1100 °C,
- Li přechází do roztoku jako Li_2SO_4 , následuje vysrážení Li_2CO_3 pomocí K_2CO_3
- $2\text{HCl} + \text{Li}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{LiCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- Elektrolýza taveniny $\text{LiCl} \rightarrow$ kovové Li



Kovy I. a II. skupiny

- **Hydrid lithný** LiH vzniká přímou syntézou prvků. Je to bílá látka, která je tepelně stálá. Při reakci s vodou se rozkládá na hydroxid a vodík, využívá se toho k přípravě vodíku:
 - $\text{LiH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH} + \text{H}_2$
- Hydridem je i komplexní sloučenina tetrahydridohlinitan lithný $\text{Li}[\text{AlH}_4]$, který se používá jako redukční činidlo v organické chemii.
- **Hydroxid lithný LiOH** je silná zásada. Odpařováním z roztoku vzniká monohydrát $\text{LiOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$.
- Je méně rozpustný než ostatní hydroxidy alkalických kovů.
- Absorbuje oxid uhličitý a sulfan, čímž vznikají uhličitany (resp. hydrogenuhlitan) a sulfidy (resp. hydrogensulfid):
 - $2\text{LiOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - $2\text{LiOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Li}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
- Díky této vlastnosti se používá na absorpce CO_2 v uzavřených prostorech jako jsou kosmické kabiny, ponorky atd.

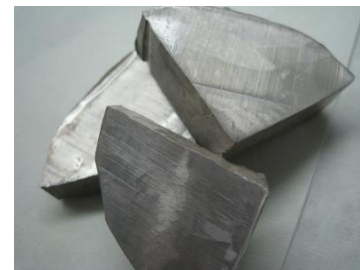
Kovy I. a II. skupiny

- **Dusičnan lithný LiNO_3** je hygroskopická, dobře rozpustná látka, která se používá do červených světlic a na výrobu pyrotechniky.
- **Uhličitan lithný Li_2CO_3** bílá, málo rozpustná látka, která se používá při výrobě porcelánu, speciálních bezpečnostních skel a při výrobě hliníku (snižuje teplotu tání). V lékařství se využívá proti maniakálně depresivní psychóze (denní dávka 1 až 2 g).
- Připravuje se reakcí iontů lithných s ionty uhličitanovými:
- $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{LiCl} \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3 + 2\text{NH}_4\text{Cl}$

Kovy I. a II. skupiny

- **Sodík Na**

- měkký, nízkotající, stříbrobílý kov, který je na čerstvém řezu lesklý.
- Lesk na vzduchu rychle ztrácí působením O_2 a vlhkosti.
- Je velmi reaktivní a proto se uchovává se pod petrolejem.
- S kyslíkem reaguje na oxid a peroxid, s vodou na hydroxid
- $6Na + 2O_2 \rightarrow 2Na_2O + Na_2O_2$
- $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$
- Výskyt: halit $NaCl$, chilský ledek $NaNO_3$ a další



- **Hydrid sodný NaH** - redukční činidlo.

- Vzniká přímou syntézou, velmi bouřlivě reaguje s vodou.
- $2Na + H_2 \rightarrow 2NaH$; $NaH + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$

Kovy I. a II. skupiny

- **Halogenidy NaX**
- bezbarvé, krystalické látky, které mají vysokou teplotu tání. Připravují se reakcí hydroxidu nebo uhličitanu sodného s halogenvodíkovou kyselinou:
$$\text{NaOH} + \text{HX} \rightarrow \text{NaX} + \text{H}_2\text{O}; \quad \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HX} \rightarrow 2\text{NaX} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- **Fluorid sodný NaF** je pevná, ve vodě málo rozpustná látka. Používá se v dřevařském průmyslu jako impregnace, inhibitor některých druhů kvašení a také v lékařství.
- **Chlorid sodný NaCl** se získává jen z přírodního materiálu, ze soli kamenné
- dolováním nebo vyluhování některých ložisek vodou, nebo soli mořské odpařováním.
- Výchozí látka pro přípravu řady anorganických sloučenin, např. hydroxidu sodného, sody, chloru, sodíku.
- **Sulfid sodný Na₂S** bílá krystalická látka, kt. Kryst. jako nonahydrát Na₂S·9H₂O
- Používá se v kožedělném průmyslu, na výroba sirných barviv či jako činidlo analytické chemie.
- Připravuje se reakcí sulfanu s hydroxidem sodným, nebo redukcí síranu sodného uhlíkem:
$$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}; \quad \text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{C} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 4\text{CO}$$

Kovy I. a II. skupiny

- **Peroxid sodný Na_2O_2** světle žlutý prášek, který vzniká oxidací sodíku. S práškovým hliníkem nebo aktivním uhlím exploduje, se sírou se směs rozžhaví. Reaguje s kyselinami i s vodou:
- $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$, $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2$
- Reakce s oxidem uhličitým se využívá v dýchacích přístrojích pro potápěče, hasiče a v ponorkách:
- $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$
- **Hydroxid sodný NaOH**
- Je to bezbarvá krystalická látka, dobře rozpustná ve vodě, hygroskopická
- Silná zásada.
- Výroba: elektrolýzou roztoku chloridu sodného
- Např. elektrolýza diafragmovým způsobem:
- $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$; Katoda : $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$
- $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}(\text{aq}) + \text{H}_2$; Anoda : $\text{Cl}^- - \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}$; $2\text{Cl} \rightarrow \text{Cl}_2$
- Používá se jako jedna ze základních látek chemického průmyslu (výroba solí, fenolu, fosforečnanu, sulfidu atd.); používá se při výrobě mýdel. Při saponifikaci, tedy zásadité hydrolýze lipidů dochází k navázání sodíku na původní karboxylovou skupinu, čímž vzniká mýdlo. Sodná mýdla jsou pevná, draselná jsou gelovitá.

Kovy I. a II. skupiny

- **Uhličitan sodný Na_2CO_3** bílý prášek, dobře rozpustný ve vodě.
- Vyrábí se Solvayovým způsobem:
- $\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{HCO}_3$
- $\text{NaCl} + \text{NH}_4\text{HCO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$
- $2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- Používá se na výrobu papíru, mýdla a detergentů. Dále ve sklářském průmyslu, při odstraňování sirných sloučenin z kouřových plynů elektráren, tepláren (práškový Na_2CO_3 se vstříkuje s olejem, reaguje s SO_2 , čímž vzniká siřičitan sodný, ten se odfiltruje nebo vysráží).
- **Hydrogenuhličitan sodný (jedlá soda) NaHCO_3**
- Vyrábí se zaváděním CO_2 do nasyceného roztoku uhličitanu sodného za chladu:
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaHCO}_3$
- Používá se při pečení (jako kypřící prášek), jako šumící prášky k přípravě limonád, v lékařství (proti překyselení žaludku).

Kovy I. a II. skupiny

- **Síran sodný Na_2SO_4** se používá při výrobě celulózy a papíru, ve sklářském průmyslu, na výroba detergentů, ale také v textilním průmyslu. Vzniká jako vedlejší produkt při výrobě kyseliny chlorovodíkové:
$$2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$$
- **Dusičnan sodný NaNO_3** se získává z přírodních ložisek jakožto chilský ledek.
• Používá se jako solná lázeň (v roztaveném stavu) a jako hnojivo.
- **Dusitan sodný NaNO_2** se používá na výrobu azobarviv, je to inhibitor koroze a používá se i při konzervování masa.
• Připravuje se tepelným rozkladem dusičnanu sodného:
$$2\text{NaNO}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2$$

Kovy I. a II. skupiny

- **Draslík**
- vede jak teplo, tak elektrický proud.
- Je reaktivnější než sodík, na vzduchu taky ztrácí lesk, pokrývá se vrstvičkou hydroxidu. S vodou reaguje prudce, unikající vodík se vznítí a hoří fialovým plamenem:
- $2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2$
- S halogeny, sírou, fosforem reaguje velmi prudce.
- Jeho redukční vlastnosti ještě silnější než u sodíku.
- Vyredukuje kov i z chloridu hořečnatého $MgCl_2$ a chloridu hlinitého $AlCl_3$, vytěsňuje bor a křemík z jejich oxidů:
- $B_2O_3 + 2K \rightarrow 2B + K_2O_2$
- $SiO_2 + 2K \rightarrow Si + K_2O_2$
- Silné redukční vlastnosti využívají v organice, kde redukuje organické látky, které jsou těžce redukovatelné nebo vůbec neredukovatelné.
- Je to základní prvek nezbytný pro růst rostlin.



Kovy I. a II. skupiny

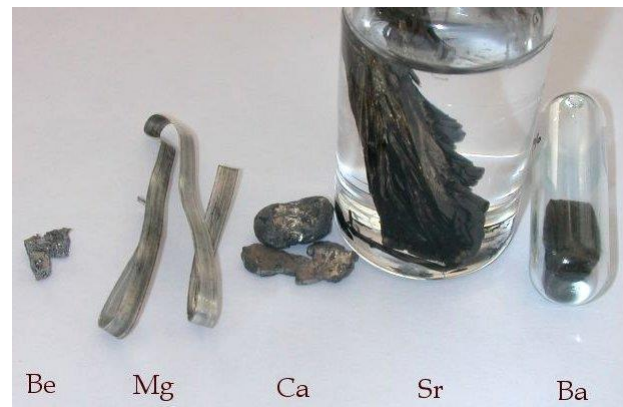
- **Hydrid draselný KH** je bílá krystalická látka, která reaguje bouřlivě s vodou.
- Připravuje se přímou syntézou prvků. Používá se jako redukční činidlo.
- **Halogenidy KX** jsou bezbarvé, krystalické látky, které mají vysokou teplotu tání. Jsou dobře rozpustné ve vodě. Připravují se reakcí hydroxidu nebo uhličitanu draselného s kyselinou halogenvodíkovou:
 - $\text{KOH} + \text{HX} \rightarrow \text{KX} + \text{H}_2\text{O}$, $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HX} \rightarrow 2\text{KX} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- **Chlorid draselný KCl**
 - Použití: jako draselné hnojivo, na výrobu draslíku, hydroxidu draselného atd.
- **Oxid draselný K₂O** je světle žlutá látka, která se připravuje reakcí dusičnanu draselného s draslíkem:
 - $\text{KNO}_3 + \text{K} \rightarrow \text{K}_2\text{O} + \text{NO}_2$
- **Peroxid draselný K₂O₂** se připravuje oxidací draslíku oxidem dusnatým (NO) nebo oxidací v kapalném amoniaku, reaguje s kyselinami i vodou:
 - $\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}_2$, $\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O}_2$

Kovy I. a II. skupiny

- **Hydroxid draselný KOH** je bezbarvá krystalická látka, která je dobře rozpustná ve vodě. Má hygroskopické vlastnosti a na vzduchu se roztéká.
- Je to silnější zásada než NaOH
- KOH se vyrábí elektrolýzou roztoku chloridu draselného:
- $\text{KCl} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$, $\text{K} : \text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$, $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH}(\text{aq}) + \text{H}_2$
- Reaguje s CO_2 i sulfanem, za vzniku solí a s amfoterními oxidy (Al, Zn, Sn, Pb)
- Naleptává křemičité sklo
- Připravuje se z něj K_3PO_4 , ze kt. se vyrábí tekuté mycí prostředky.
- **Uhličitan draselný (potaš) K_2CO_3** je bílá hygroskopická látka, která se vyrábí z hydroxidu draselného a oxidu uhličitého:
- $2\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- **Dusičnan draselný KNO_3** vzniká při hnití živočišných zbytků. Vyrábí se z dusičnanu sodného a chloridu draselného: $\text{NaNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{NaCl}$
- Používá se jako silné oxidační činidlo (střelný prach, pyrotechnika),

Kovy I. a II. skupiny

- **Kovy alkalických zemin**
- elektronová konfigurace ns^2
- méně reaktivní než alkalické kovy
- Jejich reaktivita roste společně s Z
- Jejich oxidační čísla jsou 0 a II.
- jsou neušlechtilé



Kalcit



Dolomit



Magnezit



Fluorit

Kovy I. a II. skupiny

- **Kovy alkalických zemin**
- minerály a látky: beryl $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$, vzácné odrůdy berylu: drahokamy smaragd (zelený), akvamarín (modrozelený); magnezit MgCO_3 , dolomit $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$, český granát $\text{Mg}_3\text{Al}_2[\text{SiO}_4]_3$, v mořské vodě jako MgCl_2 a Mg^{2+} v chlorofylu, vápenec CaCO_3 , sádrovec $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, kazivec (fluorit) CaF_2 , apatit $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$, dále Ca^{2+} v kostech, zubech, svalech, žlučových kamenech, baryt BaSO_4 .
- Kovy alkalických zemin se vyrábí nejčastěji elektrolýzou roztavené soli (Be, Mg a Ca).
- Berylium se používá na zvyšování pevnosti mědi (2% Be zvýší pevnost mědi 6x), ve slitině s hliníkem se používá v leteckém průmyslu.
- Hořčík se používá jako konstrukční materiál, vyrábí se z něj lehké slitiny s uplatněním v letectví a při výrobě karoserií aut. Dále se z něj vyrábí fotografická a optická zařízení, rovněž je složkou obalových materiálů a používá se na ochranu jiných kovů před korozí.
- Vápník se používá jako legovací látka pro zesílení hliníkových nosníků, pro regulaci obsahu grafitického uhlíku v litině a na odstraňování bismutu z olova a dusíku z argonu.

Kovy I. a II. skupiny

- **Hořčík a jeho sloučeniny**
- **Chlorid hořečnatý MgCl_2** krystaluje jako hexahydrát $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
- Připravuje se reakcí hořečnaté soli s kyselinou chlorovodíkovou:
- $\text{MgCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- Používá se v textilním průmyslu a na přípravu tzv. Sorelova cementu, do kterého se přidávají MgO a dřevěné piliny a vzniká xylolit (dříve na podlahy).
- **Oxid hořečnatý MgO** = pálená magnézie.
- Je to bílý prášek, který je pouze nepatrně rozpustný ve vodě. Připravuje se vyžíháním hydroxidu, uhličitanu nebo dusičnanu hořečnatého:
- $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$; $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}_2$
- Používá se v keramickém průmyslu, vytváří se z něj ohnivzdorné kelímky, vyzdívky pecí, sportovci jej používají na ruce proti pocení.
- **Hydroxid hořečnatý $\text{Mg}(\text{OH})_2$** je slabá zásada, která se ve vodné suspenzi (magnesiové mléko) používá jako antacidum. Vzniká reakcí hořečnatých solí s roztoky alkalických hydroxidů: $\text{MgSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$

Kovy I. a II. skupiny

- **Hořčík a jeho sloučeniny**
- **Síran hořečnatý MgSO_4** se používá v lékařství jako projímadlo, v textilním průmyslu, při úpravách bavlny a hedvábí, jako plnidlo v papírenství či na výrobu barev a mýdla.



Kovy I. a II. skupiny

- **Vápník a jeho sloučeniny**
- **Oxid vápenatý**, neboli pálené vápno **CaO** se připravuje spálením vápníku, vyrábí se tepelným rozkladem vápence:
 - $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
 - CaO prudce reaguje s vodou za značného vývoje tepla. Této reakci se říká hašení vápna:
 - $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
 - Použití: v metalurgii k odstranění P, S, Si z oceli (struskotvorná látka).
 - dále mazivo při tažení ocelových drátů, na výrobu skla,
- **Hydroxid vápenatý (Ca(OH)_2)** je silný hydroxid
- Suspenze hydroxidu vápenatého ve vodě se nazývá vápenné mléko, které se v mlékárenství přidává do smetany, aby se snížila její kyselost před pasterizací a výrobou másla. Fermentací syrovátky a přidáním vápenného mléka vzniká mléčnan vápenatý, který se využívá ve farmacii.
- Dělají se z něj fungicidní postřiky, konkrétně tzv. bordeauxská směs $\text{CuSO}_4 + \text{Ca(OH)}_2$.

Kovy I. a II. skupiny

- **Vápník a jeho sloučeniny**
- **Síran vápenatý CaSO_4**
- Hemihydrát $\text{CaSO}_4 \cdot 1/2 \text{H}_2\text{O}$ = sádra, je nepatrně rozpustný ve vodě, rozmíchán s vodou na kaši tuhne na dihydrát (odlitky, sádrové obvazy, obkládačky).
- CaSO_4 v přírodních vodách způsobuje trvalou tvrdost vody.
- **Uhličitan vápenatý CaCO_3** je nejrozšířenější sloučenina vápníku, která je nerozpustná ve vodě. Připravuje se srážením vápenatých solí alkalickými uhličitany: $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{NaCl}$
- S kyselinami reaguje za uvolňování oxidu uhličitého:
- $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Používá se při výrobě papíru. Dodává mu lesk, neprůhlednost, hladkost a schopnost přijímat inkoust. Dále se používá jako plnidlo
- pryže, malířských hlinek, emailů, přidává se také do plastů, kterým zlepšuje tepelné vlastnosti, tuhost, tvrdost i jejich zpracovatelnost. Funguje jako antacidum. Přidává se jako brusivo do zubních past. Je i složkou žvýkaček a plnidlem některých kosmetických výrobků.

Kovy další

- **Železo**
- Elementární železo se vyskytuje v jádře a v meteoritech. Jinak je poměrně časté v rudách: magnetit Fe_3O_4 , krevet Fe_2O_3 , hnědel $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, siderit FeCO_3 , pyrit FeS_2 .
- železo je součástí Hemoglobinu, součástí enzymů dýchacího řetězce a enzymů primární části fotosyntézy.
- Je to stříbrolesklý kov, kujný, měkký a korodující (negativní koroze), tzn. velmi reaktivní. Sám o sobě velké uplatnění již nemá.
- Koroze: pórovitá vrstva Fe_2O_3 (rez), která umožňuje další narušování spodní vrstvy železa a tak dochází k neustálému úbytku nezkorodovaného železa.



Kovy další

- **Legování** proces přidávání příměsí vedoucí ke zvýšení kvality oceli, vytvářením slitin.
- **Nerez ocel**, přidání Cr, Ni; nekorodující; kloubní náhrady, hrnce atd.
- **Křemičitá ocel**, přidání Si; chemická odolnost a pevnost, používá se na mostní konstrukce.
- **Wolframová ocel**, přidáním W; zvyšuje se teplotní odolnost, použití u řezacích nástrojů.
- **Sloučeniny železa**
 - Vodné roztoky nebo hydráty soli Fe^{2+} jsou světle zelené, na vzduchu zpravidla nestálé, oxidují se na soli Fe^{3+} , které jsou rezavě hnědé.
 - **Oxid železitý Fe_2O_3** je červeno-hnědá látka.
 - V přírodě se vyskytuje jako tmavočervený minerál hematit (krevel)
 - Fe_2O_3 a hydratovaný jako minerál limonit $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
 - Má ferromagnetické vlastnosti a používal se k výrobě magnetických pásků a jako pigment.
 - Halogenidy železité FeX_3 – Lewisovy kyseliny – Katalyzátory organických reakcí

Kovy další

- **Oxid železnato-železitý Fe_3O_4** v přírodě jako minerál magnetit, je černý, ferromagnetický.
- **Hydroxid železitý $\text{Fe}(\text{OH})_3$** vzniká působením alkalických hydroxidů nebo hydroxidu amonného na roztoky železitých solí jako rezavě zbarvená sraženina. S kyselinami reaguje na soli, s horkým NaOH nebo KOH, nebo jejich tavením s Fe_2O_3 vznikají železitany.
- **Sulfid železnatý FeS** je černý a ve vodě nerozpustný. Vzniká přímou syntézou nebo srážením železnatých iontů sulfidem amonným. V kyselinách se rozkládá a uvolňuje se sulfan (příprava sulfanu v laboratoři).
- **Disulfid železnatý (pyrit) FeS_2** se nachází v přírodě, kde tvoří žluté krychlové krystaly kovového lesku. Používá se jako surovina na výrobu SO_2 při výrobě kyseliny sírové.
- **Síran železnatý, heptahydrát $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$** je zelená skalice, která vzniká reakcí železa s kyselinou sírovou. Bezvodý je bílý. Na vzduchu je nestálý, pozvolná se oxidační, což se projevuje hnědnutím (vznik iontů Fe^{3+}).
- **Uhličitan železnatý FeCO_3** – v přírodě jako minerál siderit (ocelek). Ve vodě obohacené CO_2 se pozvolná rozpouští, vzniká rozpustný $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$. Tvoří se tak železité minerální vody.

Kovy další

- Termit (thermit)
- pyrotechnická směs, hořící vysokou teplotou. Označení termit se používá především pro směs práškového hliníku a oxidu železitého, ale i pro jiné pyrotechnické směsi, s práškovým kovem a oxidem jiného kovu.
- Reakce hoření termitu je typická tím, že vzniká vysoká teplota 2000 až 3000 °C (je silně exotermická), hoření probíhá beze vzniku plynných zplodin (bezplamenné hoření) a struska je v tekutém stavu. Termit hoří i bez přístupu vzdušného kyslíku a dokonce i pod vodou.
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$



Kovy další



- **Mn, Fe, Cu, Ag, Zn, Cd, Hg, Mo**
- Mangan Mn
- Vyskytuje se v rudách: MnO_2 burel, Mn_2O_3 braunit, Mn_3O_4 hausmanit
- Dnes se mangan získává redukcí manganových rud křemíkem nebo elektrochemicky z čistého roztoku síranu manganatého.
- Mangan je neušlechtilý, stříbrolesklý, reaktivní kov; jako volný má jen omezené použití do slitin.
- S kyselinami reaguje za vzniku Mn^{2+} solí a vodíku: $\text{Mn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2$
- Přítomnost manganu v oceli (tzv. manganové oceli) má vliv na
- zvýšení její pružnosti a mimořádné pevnosti.
- Sloučeniny
- Nejdůležitější sloučeniny se odvozují od Mn^{II} , Mn^{IV} a Mn^{VII} .

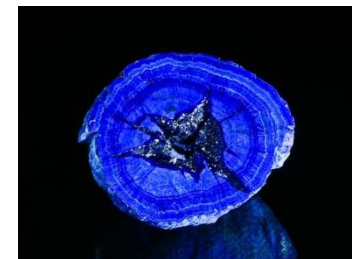
Kovy další

- **Síran manganatý MnSO_4** se používá k výrobě burelu a jako přísada k průmyslovým hnojivům a krmivům (spolu s MnO).
- **Oxid manganičitý MnO_2 burel**, je černý, nejdůležitější nerost manganu.
- Při rozkladu peroxidu vodíku na vodu a kyslík působí katalyticky, kyselinu chlorovodíkovou snadno oxiduje na chlor. Reakcí se využívá při demonstrační přípravě kyslíku nebo chloru. Používá se jako depolarizátor při výrobě galvanických článků (Leclanchéův článek), v ocelářském průmyslu, při výrobě barviv a nátěrových hmot.
- **Manganistan draselný KMnO_4** – nejznámější sloučenina manganu známá pod názvem hypermangan. Lze ji připravit oxidací manganatých solí (např. MnCl_2 , MnSO_4) oxidem olovičitým:
 - $2\text{Mn}^{2+} + 5\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ \rightarrow 2\text{MnO}_4^- + 5\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
 - Je to purpurově červeně zbarvená krystalická látka, rozpustná ve vodě za vzniku intenzivně fialově zbarvených roztoků. Používá se jako oxidovadlo v organických syntézách, k čištění odpadních vod a plynů, k úpravě pitné vody apod. Má oxidační vlastnosti. Jeho redukce na Mn^{2+} je základem manganometrie. Další použití: bělení bavlny, vlny, hedvábí a jako desinfekce

Kovy další



- **Měď**
- nejčastěji jako sulfid měďnatý CuS a sulfid měďný Cu_2S (leštělec měděný, chalkosin). Dále jako sulfid měďnato-železnatý (chalkopyrit) CuFeS_2 a bornit Cu_3FeS_3). Mezi významné kyslíkaté přírodní zdroje patří zásadité uhličitany: malachit $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ (olivově zelený), azurit $2 \text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ (azurově modrý) a oxid měďný Cu_2O – kuprit.
- Čistá měď je odolná proti korozi, protože se na vzduchu působením atmosférické vlhkosti a oxidu uhličitého rychle pokryje tenkou vrstvičkou nazelenalého zásaditého uhličitanu měďnatého ($\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$) (měděnka) který ji účinně chrání proti další korozi.
- Využití: Střešní krytina, okapy, elektrický vodič, trubice pro rozvod technických plynů, výroba mincí.
- Slitiny
- Bronz = měď + cín
- Mosaz = měď + zinek
- Přidává se do zlata na šperky



Kovy další

- Oxidační číslo ve sloučeninách I nebo II
- **Pentahydrát síranu měďnatého (modrá skalice) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$** je nejběžnější sloučenina mědi. Získává krystalizací z roztoků vzniklých reakcí mědi s konc. kyselinou sírovou za tepla nebo s teplou zřed. H_2SO_4 za přístupu vzduchu:
 - $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{konc.}) \rightarrow \text{CuSO}_4 + 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- Zahříváním modré skalice se odštěpuje krystalická voda. Bezvodý síran měďnatý je bílý a přijímáním vody opět modrá (důkaz vody v organických kapalinách a jako sušidlo).
- Používá se pro výrobu minerálních barev, k impregnaci dřeva, moření osiva, k hubení škůdců, k poměďování, k přípravě ostatních sloučenin mědi apod.

Kovy další

- **Zinek**
- Zinek se vyskytuje jako ZnCO_3 – smithsonit, ZnS – wurtzit nebo sfalerit, ZnO – zinkit neboli červená ruda zinková.
- Čistý zinek se vyrábí elektrolyticky ze síranu zinečnatého ZnSO_4 .
- Zinek i jeho sloučeniny, například ZnO jsou amfoterní, reagují tedy s kyselinami i zásadami.
- $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
- $\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^- \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + \text{H}_2$
- Používá se například k pozinkování ocelových plechů nebo přímo jako zinkový plech. Používá se dále ve formě zinkového prachu jako redukční
- činidlo v laboratoři, při výrobě zlata a stříbra a nebo na výrobu slitin (mosaz)
- Oxid zinečnatý ZnO se připravuje spalováním zinku nebo tepelným rozkladem
- uhličitanu zinečnatého. Používá se jako malířská barva (běloba), dále k přípravě tmelů a pryskyřic, pudrů a past v kosmetice.

Kovy další

- **Sulfid zinečnatý ZnS** je bílá, ve vodě nerozpustná látka. Používá se jako bílá nátěrová barva ve směsi se síranem barnatým pod názvem litopon. Znečištěný stopami manganu nebo mědi má schopnost po osvětlení světélkovat a používá se ke zhotovování rentgenových stínítek, stínítek radarů, obrazovek a světélkujících ciferníků.
- **Síran zinečnatý ZnSO_4** vzniká reakcí zinku s kyselinou sírovou nebo oxidací sulfidu zinečnatého vzdušným kyslíkem. Z vodných roztoků krystalizuje jako heptahydrát $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, bílá skalice. Má značné použití v barvířství a tisku tkanin, používá se k impregnaci dřeva, k přípravě zinkovacích lázní, k získávání ostatních sloučenin zinku.

Kovy další



- **Zlato Au**
- chemicky odolný (odolný proti korozi), velmi dobře tepelně i elektricky vodivý, ale poměrně měkký drahý kov žluté barvy.
- Nejčastější ox. č. I a III
- Nereaguje s kyslíkem; reaguje s halogeny za vzniku halogenidů
- $2 \text{Au} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{AuCl}_3$ (180 °C)
- Nereaguje s většinou kyselin; reaguje s lučavkou
- $\text{Au} + 3 \text{HNO}_3 + 4 \text{HCl} \rightarrow [\text{AuCl}_4]^- + 3 \text{NO}_2 + [\text{H}_3\text{O}]^+ + 2 \text{H}_2\text{O}$
- Reaguje s NaCN a KCN
- $4 \text{Au} + 8 \text{KCN} + \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2] + 4 \text{KOH}$
- $2\text{KAu}(\text{CN})_2 + 2\text{Zn} + 4\text{KCN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{K}_2\text{Zn}(\text{CN})_4 + 2\text{Au} + 2\text{KOH} + \text{H}_2$
- Obsah zlata („ryzost“) se obvykle udává v tisícinách nebo v karátech. Čisté zlato se rovná 24 karátům. Zlato 18-ti karátové obsahuje 18 hmotnostních dílů zlata (ryzího, čistého) ve 24 dílech (směsi, slitiny), tj. 750 hmotnostních dílů zlata v tisíci dílech (směsi). 14-ti karátové zlato obsahuje 14 hm. dílů zlata ve 24 dílech slitiny, tedy 585 hm. dílů zlata v tisíci dílech směsi.

Kovy další



- **Stříbro**
- Ušlechtilý kov; má nejlepší elektr. a tepelnou vodivost ze všech známých kovů
- Vůči koncentrované i zředěné H_2SO_4 je stříbro netečné
- V současné době se stříbro získává tzv. kyanidovým vyluhováním. Stříbrné rudy (Ag_2S , jiné rudy po převedení na AgCl pražením s NaCl) lze působením kyanidu draselného převést na rozpustný dikyanostříbrnan a další reakcí se zinkem na kovové stříbro.
- Na suchém čistém vzduchu je stříbro neomezeně stálé. Stačí však i velmi nízké množství sulfanu H_2S , aby stříbro začalo černat, protože na jeho povrchu vzniká vrstva sulfidu stříbrného Ag_2S .
- Oxidační číslo ve sloučeninách I.
- **Dusičnan stříbrný AgNO_3** ve vodě dobře rozpustnou sloučeninou stříbra. Připravuje se reakcí stříbra s kyselinou dusičnou.
- $3 \text{Ag} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{AgNO}_3 + \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$
- Zdroj stříbrných iontů pro pokovování, výchozí sloučenina pro přípravu některých třaskavin, na výrobu fotografického filmu.
- Účinkem redukčních činidel (redukující cukry, aldehydy, kys. vinná aj. se redukuje na kovové stříbro (využití ve výrobě zrcadel).

Kovy další

- **Halogenidy stříbrné AgX** jsou ve vodě nerozpustné s výjimkou fluoridu stříbrného AgF.
- Bromidy a jodidy mají uplatnění prakticky pouze ve fotografickém průmyslu.
- V černobílé fotografii je na filmu obvykle jedna vrstva stříbrných solí. Při jejím vystavení světelnému záření se stříbrné soli přemění na kovové stříbro, které vytvoří tmavé části negativního filmu.



Kovy další



- **Rtuť Hg**
- Rtuť se vyskytuje jako rumělka HgS nebo v nepatrném množství ryzí. Vyrábí se
- zahříváním rumělky HgS na vzduchu nebo s železem:
- $\text{HgS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Hg} + \text{SO}_2$; $\text{HgS} + \text{Fe} \rightarrow \text{Hg} + \text{FeS}$
- Význačnou vlastností rtuti je tvorba slitin tzv. amalgamů s různými kovy (netvoří je s Mg, Fe, Co a Ni). Jsou za pokojové teploty kapalné nebo těstovitě měkké.
- Tvorby amalgamů se dříve využívalo k získávání zlata a stříbra, v zubním lékařství k plombování zubů.
- Ryzí je kapalná
- **Chlorid rtuťný, neboli kalomel Hg_2Cl_2** je bílý prášek, velmi málo rozpustný ve vodě. Používal se v lékařství jako projímadlo. Je jedovatý, ale díky špatné rozpustnosti se nedostává z trávicího traktu do krve.
- **Sulfid rtuťnatý HgS** – přírodní zdroj rtuti, červený barvířský pigment.
- **Chlorid rtuťnatý, neboli sublimát HgCl_2** se dá připravit rozpouštěním HgO v kyselině chlorovodíkové nebo reakcí NaCl s HgSO_4 :
- $\text{HgO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{HgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Je dobře rozpustný ve vodě. Používal se v lékařství jako vysoce účinné antiseptikum a desinfekční prostředek. Je silný žaludeční jed (0,2 – 0,4 g)



Safir



Rubín



Přirodní korund

Kovy další



- **Hliník Al**

- lehký kov bělavě šedé barvy, velmi dobrý vodič elektrického proudu, široce používaný v elektrotechnice a ve formě slitin v leteckém průmyslu a dalších.
 - Ve sloučeninách ox. č. I - III (3. sk.)
 - tvoří 7,5–8,3 % zemské kůry
 - Nejběžnější horninou na bázi hliníku je bauxit, $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$.
 - Korund: Al_2O_3 mimořádná tvrdost a chemická odolnost
 - Slitina Dural: 90–96 % hliníku a 4–6 % mědi s menšími přísadami hořčíku, manganu aj.
 - Výroba elektrolýzou bauxitu a kryolitu ($\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$)
 - Součástí kamence $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$.
 - Hliník je amfoterní, což znamená, že je schopen reagovat jak s kyselinami tak se zásadami. S kyselinami reaguje za vzniku vodíku a soli dané kyseliny. Se zásadami vznikají tetrahydroxohlinitany a také vodík.
-
- $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$
 - $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2$

Kovy další

- **Sloučeniny**
- **Oxid hlinitý Al_2O_3**
 - Hliník se na vzduchu pokrývá vrstvičkou Al_2O_3 , pak nereaguje s vodou (koroze).
 - Výroba z bauxitu – 1) dohydratování; 2) zahřátí
 - $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Al}(\text{OH})_3$
 - $2 \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 - Využití plnivo do plastických hmot, porcelánu, zubních cementů, barev a do opalovacích krémů, v chemii jako katalyzátor, stacionární fáze a další.
- **Chlorid hlinitý AlCl_3** je velmi významný průmyslový katalyzátor v oboru organické syntézy. Uplatňuje se zde jako Lewisova kyselina, jejíž působením dochází vnášení alkylových skupin na aromatické jádro nebo halogenaci uhlovodíků do předem zvolené polohy. Reakce tohoto typu jsou souborně označovány termínem Friedel-Craftsovy reakce.