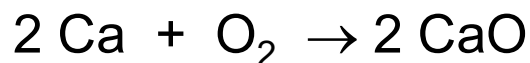
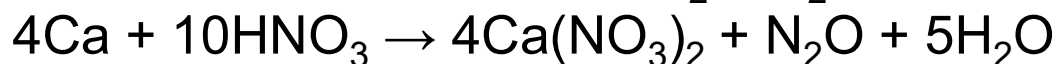
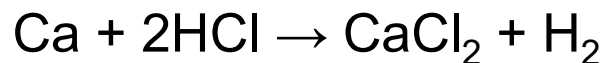


Vápník

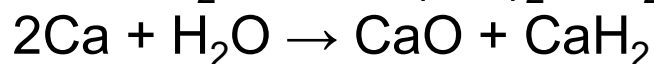
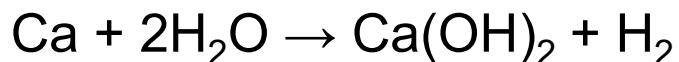
je šedobílý, na čerstvém řezu lesklý, měkký, neušlechtilý kov. Na vzduchu se oxiduje, po zahřátí hoří:



Snadno se rozpouští ve zředěných minerálních kyselinách:

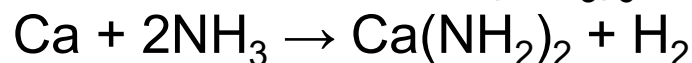
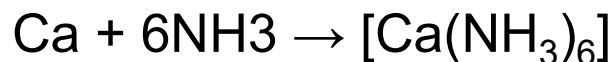


Prudce reaguje s vodou za vzniku hydroxidu a vývoje vodíku, při teplotě nad 200°C reaguje s vodní párou za vzniku oxidu a hydridu:



S fluorem reaguje již za laboratorní teploty, s ostatními halogeny se přímo slučuje až při teplotách nad 200°C. S kyslíkem reaguje při teplotě nad 300°C, s uhlíkem se slučuje při teplotě nad 550°C.

S amoniakem reaguje již při teplotě -40°C za vzniku hexaaminvápenatého komplexu, pokud je reakce vápníku s amoniakem katalyzována železem nebo platinou vzniká amid:



Ve sloučeninách se vyskytuje výhradně v oxidačním stupni II. Vytváří také komplexní sloučeniny ve kterých má koordinační číslo 6. Vodné roztoky solí vápníku jsou bezbarvé, nerozpustné sloučeniny vápníku jsou bílé, mezi barevné výjimky patří žlutý chroman vápenatý CaCrO_4 , modrý boritan vápenatý $\text{Ca}_3(\text{BO}_3)_2$ nebo černý silicid vápenatý CaSi_2 .

V přírodě se elementární vápník nevyskytuje, ale v zemské kůře je v množství 3,25 % hmot. rozptýlen ve svých sloučeninách. Vápník je třetí nejrozšířenější kov a pátý nejrozšířenější prvek v přírodě.

Nejdůležitějšími užitkovými nerosty vápníku jsou minerály **kalcit** (vápenec) a **aragonit** CaCO_3 , **dolomit** $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, **anhydrit** $\text{CaSO}_4 \cdot 0.5\text{H}_2\text{O}$ a **sádrovec** $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, **apatit** $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{F}, \text{Cl}, \text{OH})$ a **fluorit** (kazivec) CaF_2 . K velice vzácným minerálům vápníku patří sulfid **oldhamit** CaS , který se výjimečně nalézá v některých meteoritech.

V kostech a zubech živočichů se nachází **hydroxyapatit** ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$) CaCO_3 , je základní stavební materiál korálů, ramenonožců, schránek měkkýšů a skořápek vajec plazů a ptáků.

V množství 0,16 % hmot. se vápník nachází také v mořské vodě a spolu s hořčíkem způsobuje tvrdost vody.

Obrovský praktický význam mají sloučeniny vápníku zejména pro výrobu stavebních materiálů (cement, sádra, vápno).

Mineralogickou zvláštností jsou přírodní **vápenaté sloučeniny organických kyselin**,

Acetáty: **calclacit** $\text{Ca}[\text{Cl}_2\text{CH}_3\text{COO}]\cdot 10\text{H}_2\text{O}$ a **paceit** $\text{CaCu}(\text{CH}_3\text{COO})_4\cdot 6\text{H}_2\text{O}$,

Fomiáty: **formicait** $\text{Ca}(\text{HCOO})_2$

Oxaláty: **whewellit** $\text{Ca}(\text{C}_2\text{O}_4)\cdot \text{H}_2\text{O}$, **weddelit** $\text{Ca}(\text{C}_2\text{O}_4)\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ a **caoxit** $\text{Ca}(\text{C}_2\text{O}_4)\cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Oxaláty whewellit a weddelit se také vyskytují jako součást ledvinových a močových kamenů.

Na dně Weddelova moře u Anktarktidy byl v roce 1936 v hloubce 2600 m nalezen unikátní minerál vápníku odvozený od kyseliny citronové **earlandit** $\text{Ca}_3(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7)\cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

Vápník je nejdůležitější látkou při tvorbě kostí a zubů, je nutný k přenosu nervových vzruchů, ovlivňuje srážlivost krve, aktivuje některé hormony a kontroluje rovnováhu kyselin.

Výroba vápníku

Podobně jako ostatní kovy alkalických zemin, se i vápník vyrábí **elektrolýzou taveniny svých halogenidů**. Základní surovinou pro elektrolytickou výrobu vápníku je chlorid vápenatý CaCl_2 získávaný chlorací oxidu vápenatého. Anoda je grafitová, **katoda je tekutá** ze slitiny vápníku s mědí, zinkem nebo olovem. Elektrolýza probíhá při teplotě 700°C , slitina se během ní postupně obohacuje vápníkem a je z elektrolyzéro odváděna.

Čistý vápník se z obohacené slitiny odděluje destilací při teplotě 1000°C a tlaku 20 kPa. Pro řadu technických aplikací se vápník ze slitiny neodděluje.

V menší míře se používá také **elektrolýza se železnou katodou**.

Kromě tavné elektrolýzy se provádí **aluminotermická výroba** vápníku. Brikety slisované z oxidu vápenatého a práškového hliníku se za normálního tlaku zahřívají na teplotu 1200°C v nerezové retortě:



Po ukončení redukce se snížením tlaku na 3Pa oddestiluje čistý vápník.

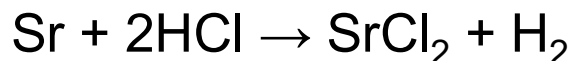
Produktem obou výrobních metod je kovový vápník ve formě desek nebo tyčí o čistotě 98-99%.

Kovový vápník nachází využití jako **součást některých slitin** a jako **redukční činidlo** pro výrobu kovů ze skupiny lanthanoidů.

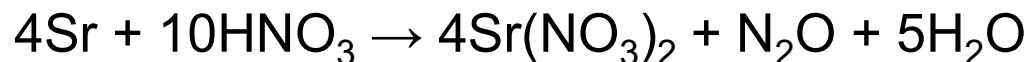
Stroncium

je šedobílý, lesklý a poměrně měkký kov. Kovové stroncium se na vzduchu rychle pokrývá nažloutlou vrstvou oxidu stronnatého. Jsou známy tři krystalografické modifikace, práškové stroncium je pyroforní, na vzduchu hoří.

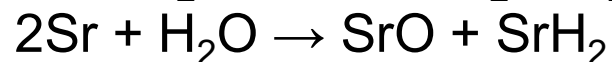
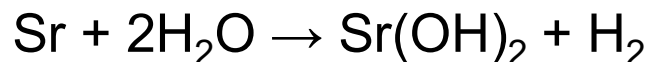
Stroncium reaguje s neoxidujícími kyselinami za vzniku stronnaté soli a vývoje vodíku:



Se zředěnou kyselinou dusičnou reaguje za vzniku stronnaté soli a vývoje oxidu dusného, s velmi zředěnou kyselinou vzniká dusičnan amonný:



Za normální teploty reaguje s vodou za vzniku hydroxidu stronnatého, při teplotě nad 200°C reaguje s vodní párou za vzniku oxidu a hydridu stronnatého:



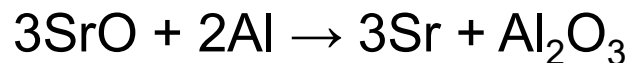
Stroncium je chemicky značně reaktivní prvek, s řadou ostatních prvků se přímo slučuje.

Ve sloučeninách vystupuje stroncium téměř výhradně jako dvojmocný kation Sr^{2+} , za zvláštních podmínek může stroncium ve sloučeninách existovat i v oxidačním stupni -II jako stroncidový anion. Stroncidy jsou velmi nestabilní sloučeniny, které působí jako silná redukční činidla.

Vodné roztoky solí stroncia jsou bezbarvé, nerozpustné sloučeniny stroncia jsou bílé látky, mezi barevné výjimky patří žlutý chroman strontnatý SrCrO_4 .

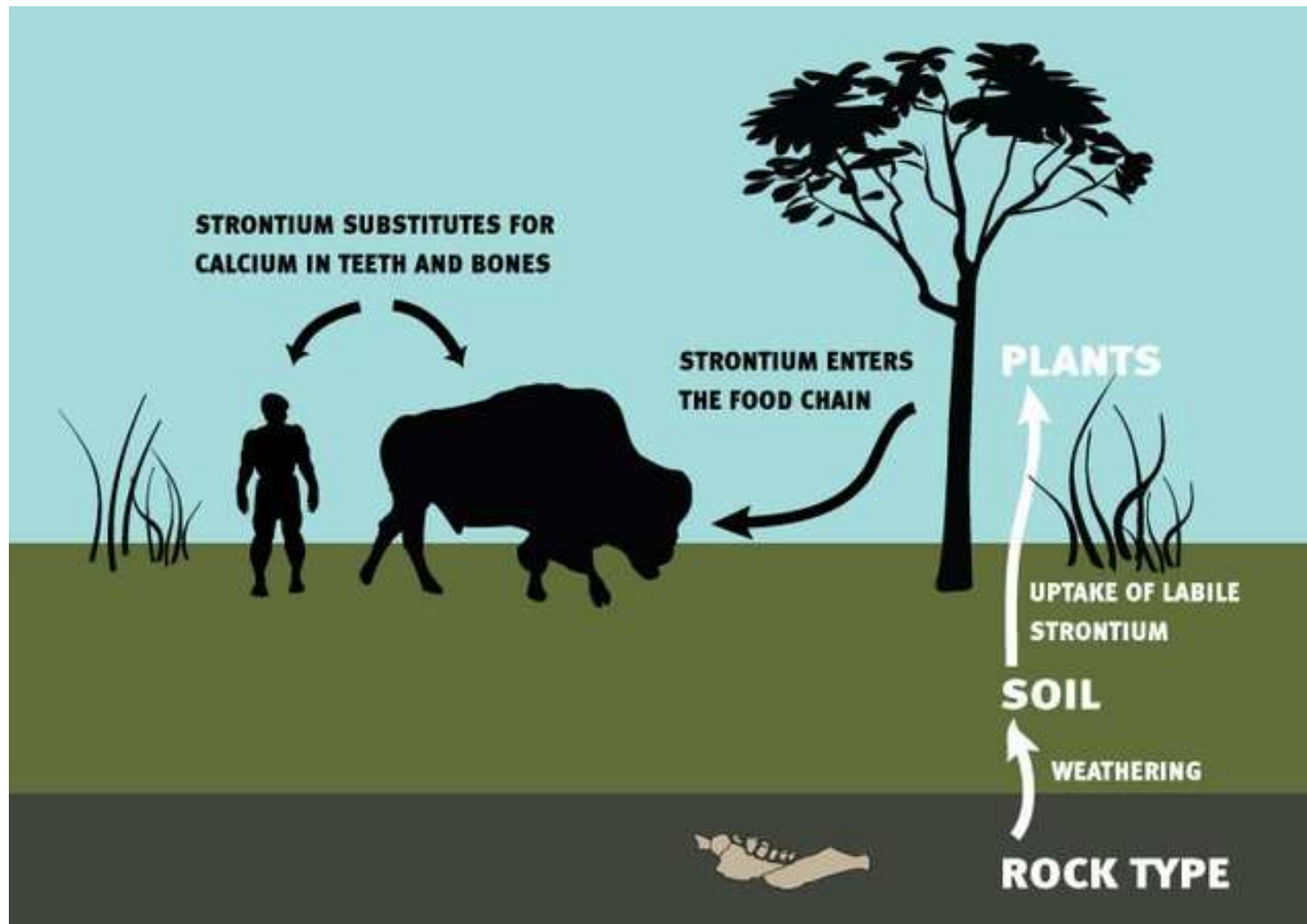
Hlavním **zdrojem stroncia** pro průmyslovou výrobu je dusičnan strontnatý $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$, který se získává jako vedlejší produkt při výrobě kombinovaných hnojiv typu NPK rozkladem přírodních fosfátů kyselinou dusičnou. Z rozložené břěčky se dusičnan odděluje krystalizací, konverzí s uhličitanem amonným se převádí na uhličitan strontnatý, který je základní látkou pro přípravu všech dalších sloučenin stroncia.

Výroba kovového stroncia se provádí **elektrolýzou tavenin** jeho halogenidů nebo **aluminotermickou redukcí** oxidu strontnatého:



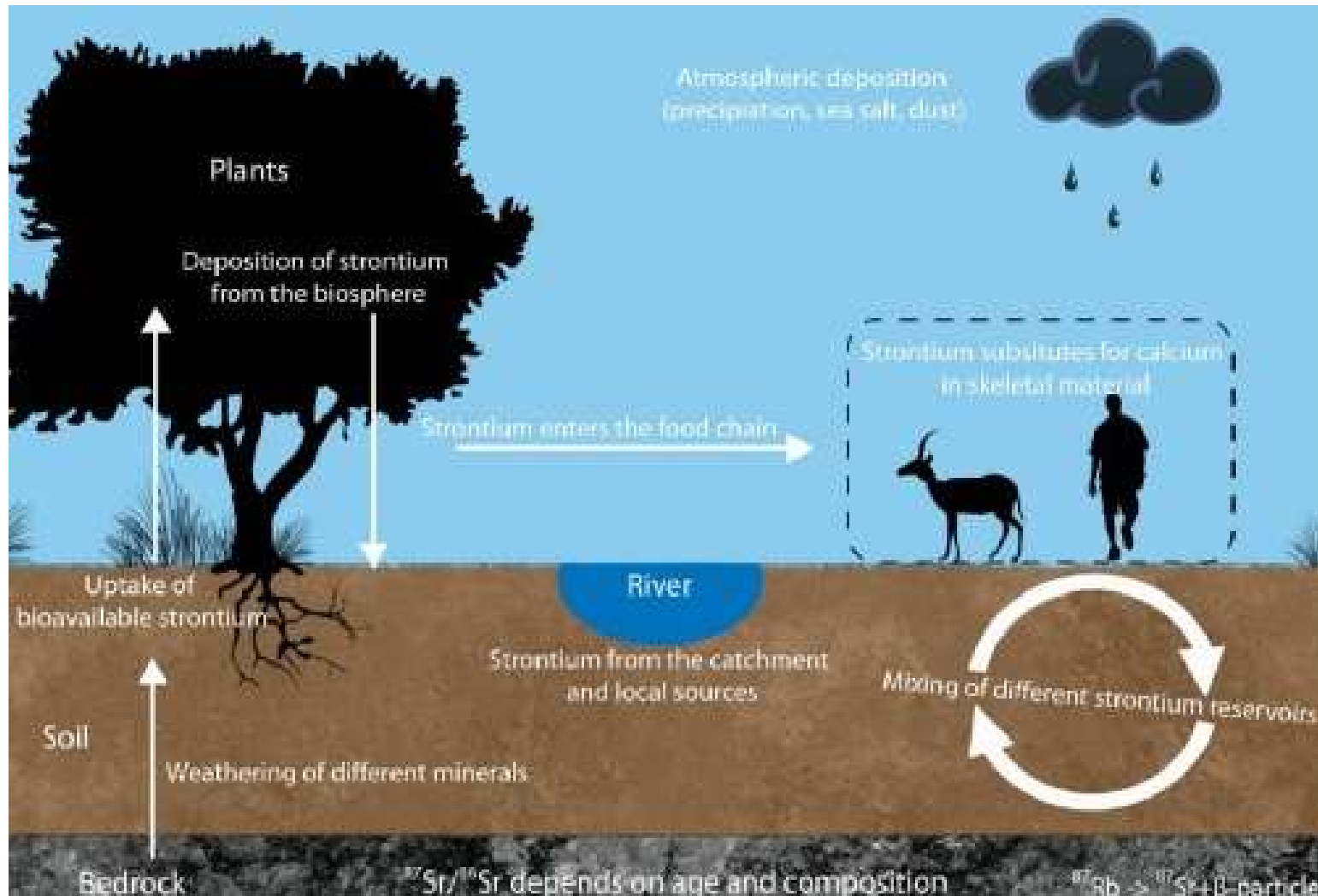
“Kovové stroncium je součástí některých **lehkých slitin**, přídavek stroncia se používá pro **výrobu ferrito-keramických magnetů**.”

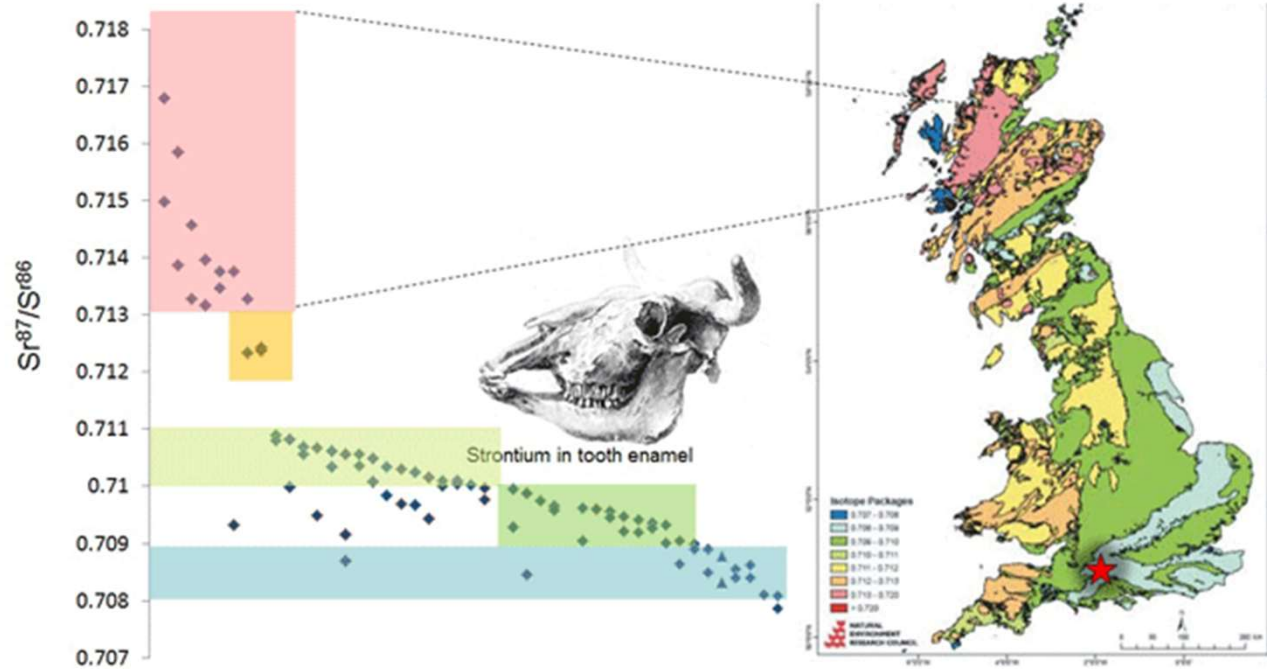
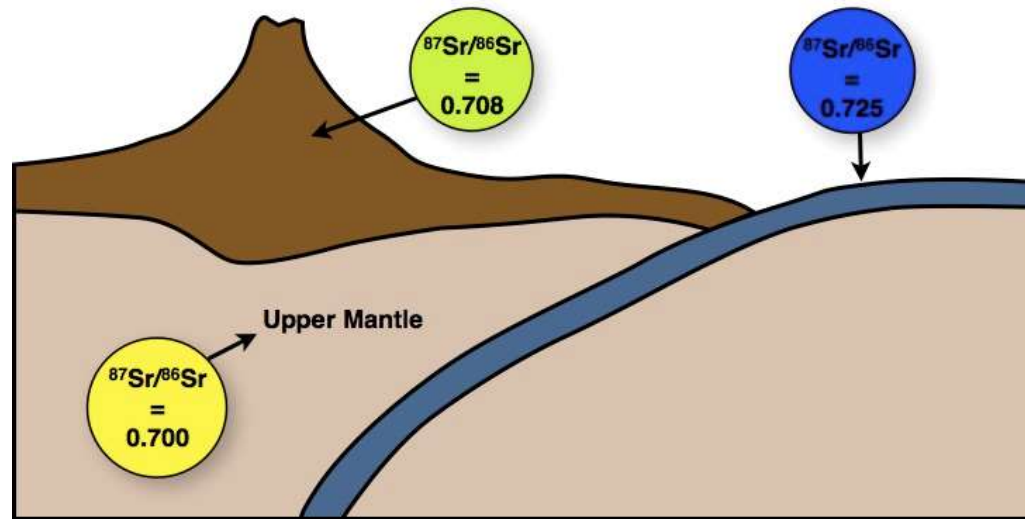
Radioaktivní izotop ^{90}Sr (poločas rozpadu 28.8 let) vznikal při zkouškách jaderných zbraní, zabudovával se do koster lidí a živočichů.



Jako silný zdroj beta záření se využívá v radioterapii a jako trvanlivý a lehký energetický zdroj pro satelity, automatické meteostanice a navigační bóje.

Stroncium tvoří celkem 28 izotopů s hmotnostními čísly 75 až 102, z toho čtyři (^{84}Sr , ^{86}Sr , ^{87}Sr a ^{88}Sr) jsou stabilní a jsou součástí přírodního stroncia, ve kterém má nejvyšší podíl (82,6 %) izotop ^{88}Sr .

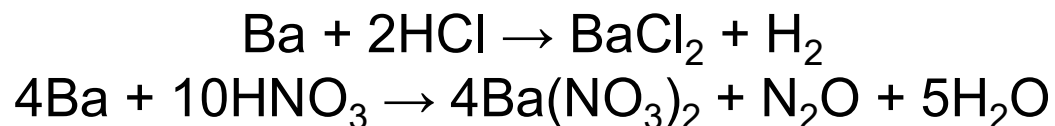




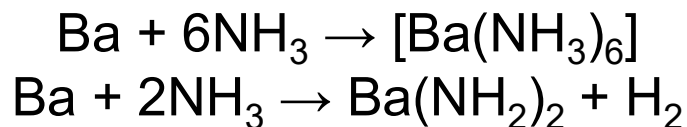
Baryum

je šedobílý, lesklý a měkký kov. Baryum je chemicky značně reaktivní prvek s elektropozitivním charakterem. Zapáleno hoří na vzduchu za vzniku oxidu BaO, peroxidu BaO₂ a nitridu Ba₃N₂, s vodou bouřlivě reaguje za vzniku hydroxidu Ba(OH)₂ a vývoje vodíku.

Dobře se rozpouští ve zředěných minerálních kyselinách:



Se všemi halogeny se přímo slučuje při teplotě nad 100°C, se sírou reaguje při teplotě 150°C, s vodíkem tvoří hydrid při teplotě okolo 300°C, s uhlíkem se slučuje při teplotě nad 500°C. Naopak s amoniakem reaguje za vzniku hexaaminbarnatého komplexu již za teploty -40°C. Pokud je reakce barya s amoniakem katalyzována platinou, nevzniká uvedený komplex, ale amid:



Práškové baryum může být pyroforní.

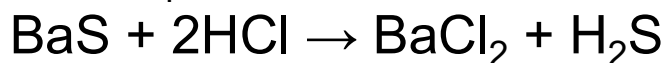
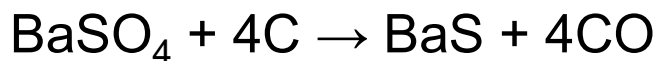
Všechny rozpustné sloučeniny barya jsou jedovaté.



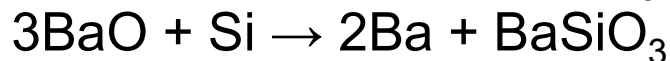
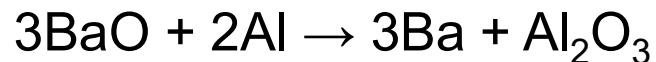
Žlutý chroman barnatý BaCrO_4 , jedna z mála barevných sloučenin barya.
Vodné roztoky solí barya jsou bezbarvé.

V přírodě se elementární baryum nevyskytuje, jeho výskyt je znám pouze ve sloučeninách, ve kterých vystupuje výhradně jako dvoumocný kation Ba^{2+} . Nejznámějšími minerály barya jsou **baryt** BaSO_4 , **witherit** BaCO_3 a **nitrobaryt** $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, **benitoid** BaTiSi_3O se využívá ve šperkařství jako náhrada diamantu.

Výroba barya se provádí **tavnou elektrolýzou fluoridu nebo chloridu**. Nejprve se provede redukce barytu uhlíkem. Redukce barytu se provádí v elektrické peci při teplotě $950\text{-}1100^\circ\text{C}$ a jejím produktem je rozpustný sulfid barnatý, který se reakcí s kyselinou fluorovodíkovou nebo chlorovodíkem převede na příslušný halogenid potřebný k tavné elektrolýze:



Dalším způsobem výroby barya je **redukce** oxidu barnatého **hliníkem nebo křemíkem**:



Baryum se používá jako složka některých **slitin** (*slitina barya s niklem se používá na kabely k zapalovacím svíčkám*).

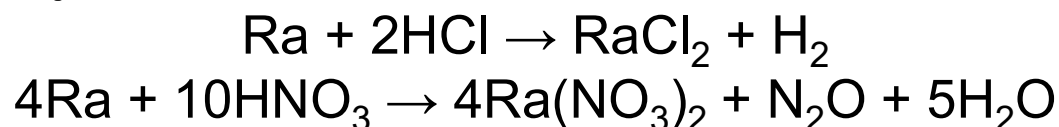
Páry barya se používají jako **redukční činidlo** při přípravě protaktinia, neptunia i některých dalších transuranů.

Značný význam má baryum, ve formě tzv. **YBCO** (*Yttrium Baryum Copper Oxide*) oxidů, při výzkumu a vývoji supravodičů.

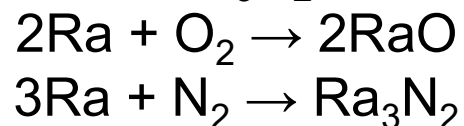
Radium

je bílý, lesklý radioaktivní kov (záření α a β , ionizuje vzduch), chemickými vlastnostmi podobný baryu, je však ještě reaktivnější: na vzduchu ihned zčerná - tvoří se oxid a nitrid (Ra_3N_2)

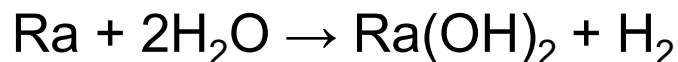
V minerálních kyselinách se rozpouští za vzniku radnaté soli a vývoje vodíku, výjimkou je reakce radia se zředěnou kyselinou dusičnou, při které se vodík neuvolňuje:



Při zahřátí na teplotu 100°C na vzduchu radium hoří za vzniku oxidu radnatého RaO a nitridu radnatého Ra_3N_2 :



S vodou reaguje kovové radium prudce za vývoje vodíku a za vzniku hydroxidu radnatého:



s vodou reaguje z kovů II. hlavní podskupiny nejbouřlivěji.

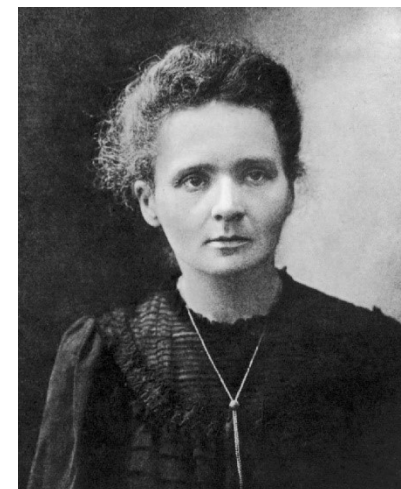
Reakce s fluorem a chlorem nastává za vzniku fluoridu radnatého RaF_2 a chloridu radnatého RaCl_2 již za laboratorní teploty, se sírou se slučuje na sulfid radnatý RaS při teplotě 150°C .

Ve sloučeninách vystupuje radium v oxidačním stupni II jako radnatý kation Ra^{2+} . Radnaté soli, s výjimkou dusičnanu radnatého $\text{Ra}(\text{NO}_3)_2$, jsou velmi málo rozpustné ve vodě, jsou obvykle bezbarvé, s výjimkou žlutého chromanu radnatého RaCrO_4 . Na vzduchu modře světélkují a bezbarvý plamen zbarvují intenzivně karmínově červeně.

Radium se v přírodě vyskytuje společně s radonem, velmi vzácně jako součást rud uranu, z kterých se složitým postupem ve velmi malém množství získává, a v důlních vodách uranových dolů. Známým nerostem radia je **radiobaryt** $(\text{Ba,Ra})\text{SO}_4$.

Pro objev radia měla zásadní význam těžba uranových rud a výroba uranových barev v Jáchymově. Právě v odpadu z jáchymovské továrny na uranové barvy objevila M. Curie-Sklodovská v roce 1898 nový prvek – **radium**.

Praktické využití nachází radium jako zdroj radioaktivního záření pro léčebné, diagnostické i další účely.



V kovové formě bylo radium připraveno až v roce 1910 (*M. Curie, A. Debierne*) **elektrolýzou taveniny chloridu radnatého** RaCl_2 . Na rtuťové katodě se radium vyloučilo ve formě amalgamu, ze kterého bylo získáno destilací ve vodíkové atmosféře. Později bylo kovové radium připraveno také **termickým rozkladem azidu** $\text{Ra}(\text{N}_3)_2$ a **vakuovou redukcí** oxidu RaO hliníkem při teplotě 1200°C .

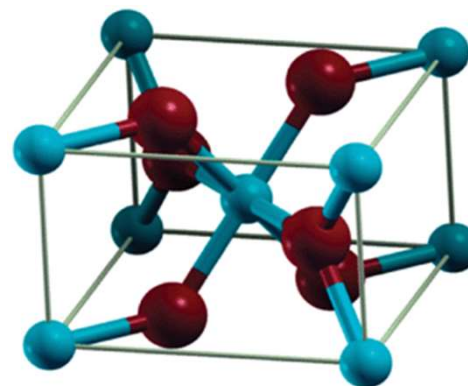
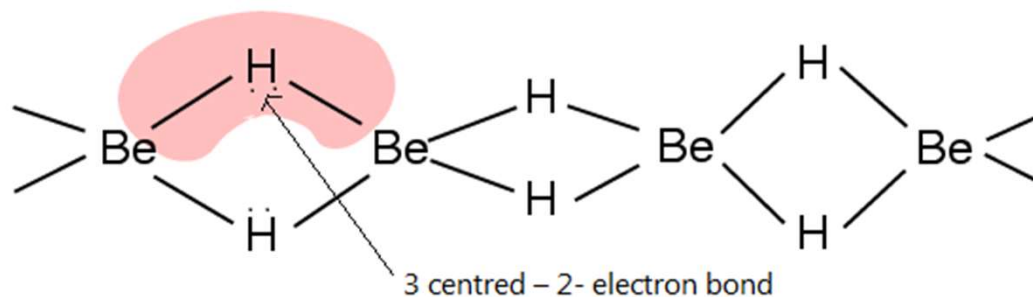
Čisté kovové radium se nevyrábí, pro technické a léčebné využití se používají pouze jeho **sloučeniny**. Rudný koncentrát rudy s obsahem radia se oxidačně praží, tím dojde k odstranění síry a arsenu. Výpražek se rozpustí v kyselině sírové. Působením chloridu barnatého se vysráží radium, v roztoku zůstane uran. Usazenina se převede varem s uhličitanem sodným ze síranů na uhličitany a následně kyselinou chlorovodíkovou na chloridy.

Oddělování radia od barya klasickou Curieovou metodou je založeno na frakční krystalizaci, závislé na rozdílné rozpustnosti chloridů radia a barya. Roztok chloridů se odpařuje, až do vzniku zárodečných krystalů, po ochlazení se objeví shluky krystalů bohatší na radium. Krystaly se oddělí, a celý postup se několikrát opakuje, až roztok žádné radium neobsahuje.

Moderní ruský postup oddělování radia od barya využívá frakční srážení radia chromanem barnatým BaCrO_4 .

Hydridy

Hydridy beryllia BeH_2 a **hořčíku** MgH_2 mají schopnost polymerovat a tvořit makromolekulární řetězce.



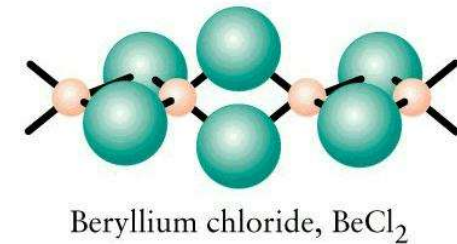
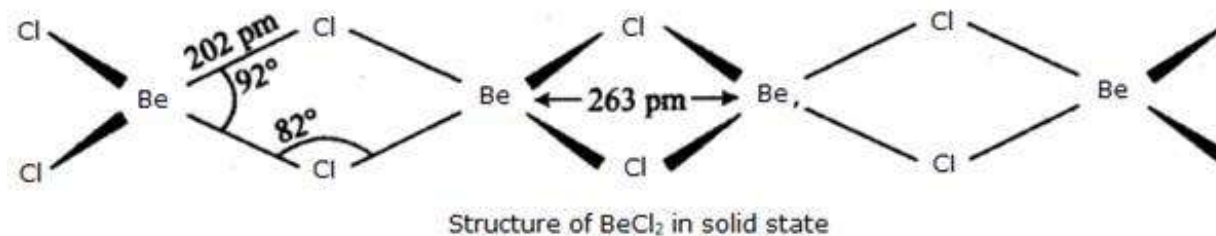
Hydridy hořčíku MgH_2 nebo $\text{Mg}(\text{AlH}_4)_2$ mají značnou perspektivu jako bezpečné zásobníky vodíku.

Hydridy Ca, Sr a Ba – iontové hydridy (kation kovu a anion H^-), bezbarvé, krystalické látky, silná redukční činidla.

Sloučeniny s halogeny

Fluorid beryllnatý BeF_2 se používá v biochemii jako inhibitor reakcí proteinů a ve směsi s fluoridem lithným LiF jako chladivo v experimentálních jaderných reaktorech MSRE (*Molten Salt Reactor Experiment*).

Chlorid beryllnatý BeCl_2 se používá jako katalyzátor v organické chemii.



Chlorid hořečnatý MgCl_2 je základní složkou činidla k důkazu kyseliny fosforečné a jejich solí (*hořečnatá soluce*).

Chlorid vápenatý $\text{CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, velmi dobře rozpustný, na dialyzační nebo infuzní roztoky, bezvodý- hygroskopický, se používá k sušení plynů jako tzv. chlorkalciový uzávěr k zamezení přístupu vlhkosti do systému, 30 % vodný roztok tuhne při -48°C .

Bromid vápenatý CaBr_2 se používá k přípravě hustých roztoků pro výplachy ropných vrtů.

Chlorid strontnatý SrCl_2 se používá do zubních past pro citlivé zuby.

Chlorid barnatý BaCl_2 a **bromid barnatý** BaBr_2 jsou důležitými látkami pro snížení obsahu radia při chemickém čištění odpadních důlních vod po těžbě uranu.

Fluorid barnatý BaF_2 slouží k výrobě detektorů rentgenového a gama záření.

Chloristan hořečnatý $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ je hlavní složkou chemických detektorů sirného yperitu - $\text{S}(\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl})_2$.

Chlorečnan vápenatý $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$ a **chloristan vápenatý** $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ se omezeně využívají v pyrotechnice jako silná oxidační činidla.

Bromičnan vápenatý $\text{Ca}(\text{BrO}_3)_2$ se pod označením E 924 používá jako aditivum do mouky (v EU zakázán).

Jodičnan vápenatý $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ je antiseptikum v kosmetických přípravcích.

Chlornan vápenatý $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ je součástí "chlorového vápna" které se připravuje zaváděním chloru do suspenze hydroxidu vápenatého.

Bromid strontnatý SrBr_2 a **chlorečnan strontnatý** $\text{Sr}(\text{ClO}_3)_2$ se využívají v pyrotechnice - barví plamen intenzivně červeně.

Chlornan barnatý $\text{Ba}(\text{ClO})_2$ je bělicí činidlo a antiseptikum.

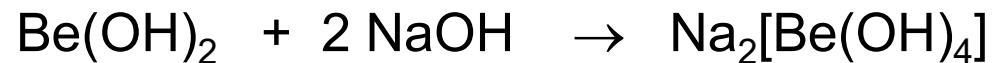
Chlorečnan barnatý $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$ a **chloristan barnatý** $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$ se využívají v pyrotechnice - barví plamen zeleně, krystalický chloristan barnatý $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ se vyznačuje extrémně dobrou rozpustností ve vodě (ve 100 g vody se při teplotě 100 °C rozpustí 6785 g této soli).

Sloučeniny s kyslíkem

Bílý nerozpustný **hydroxid beryllnatý** $\text{Be}(\text{OH})_2$ je výchozí látkou pro přípravu většiny ostatních sloučenin beryllia.

Oxid beryllnatý BeO se používá jako izolant v polovodičových součástkách a je součástí teplovodivých past. BeO lze připravit žíháním hydroxidu $\text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BeO} + \text{H}_2\text{O}$ nebo uhličitanu $\text{BeCO}_3 \rightarrow \text{BeO} + \text{CO}_2$

$\text{Be}(\text{OH})_2$ se rozpouští v nadbytku hydroxidu alk. kovu:



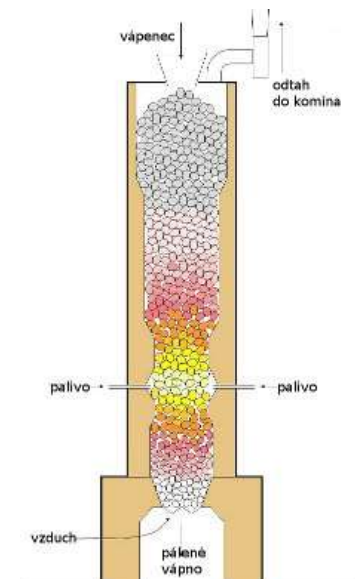
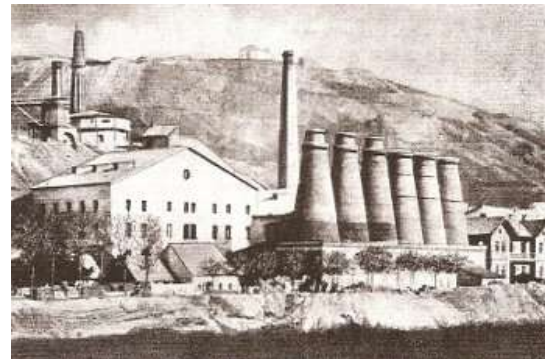
Oxid hořečnatý MgO se používá k výrobě žáruvzdorných materiálů. MgO je tzv. "pálená magnezie". Přípraví se vyžíháním uhličitanu nebo hydroxidu. Reaguje pomalu s vodou $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$.

Oxid vápenatý - pálené vápno - vyrábí se žíháním vápence

Pálení vápence probíhá při teplotě $900 - 1100 \text{ }^\circ\text{C}$

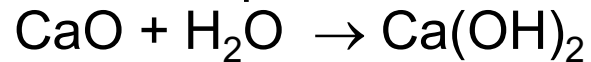


$$\Delta H = 178 \text{ kJ. mol}^{-1}$$



Hydroxid hořečnatý se využívá se k omezení kyselosti žaludečních šťáv (antacidum).

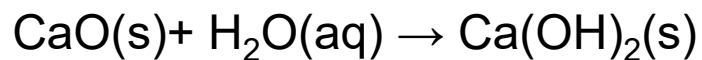
"Hašené vápno" = technický **hydroxid vápenatý**. Hašení vápna:



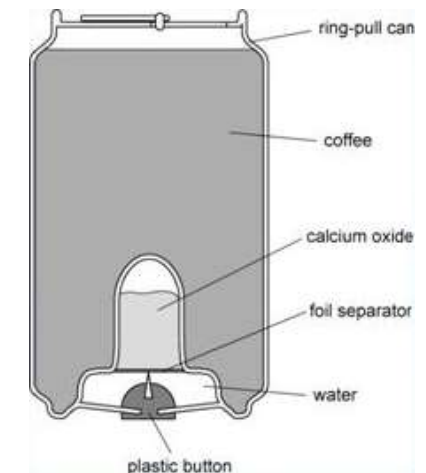
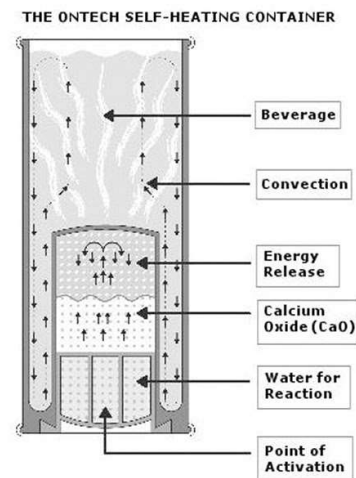
Ca(OH)_2 - mírně rozpustný ve vodě - roztok se nazývá "vápenná voda"; silná zásada, hojně využívaná k alkalizaci v průmyslu, „natronové vápno" - směs hydroxidů sodného a vápenatého.



Teplo které se uvolňuje při reakci oxidu vápenatého s vodou se také využívá v samoohřívacích konzervách:

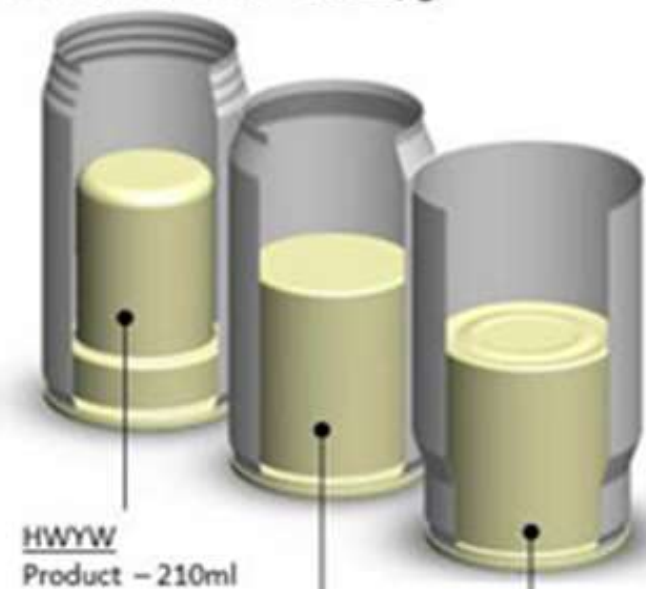


$$\Delta H = -65.3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$



Quicklime

(Calcium Oxide + Water → Calcium Hydroxide)



HWYW

Product – 210ml

HEU – 109ml

2:1

HotCan

Product – 200ml

HEU – 136ml

1.5:1

Drinks 2 Go

Product – 200ml

HEU – 180ml

1:1

Dry-Thermic

(Aluminium + Silicon Dioxide → Aluminium Oxide + Silicon)



HEAT^o
GENIE

Product – 270ml*

HEU – 54ml*

5:1*



* = development figures

Peroxid vápenatý CaO_2 se používá jako hnojivo a jako oxidační činidlo při dekontaminaci vody znečištěné ropnými produkty.

Oxid strontnatý SrO je součástí glazur a skel.

Peroxid strontnatý SrO_2 se používá jako bělidlo, antiseptikum a zejména jako součást značkovací světelné munice.

Hydroxid barnatý $\text{Ba}(\text{OH})_2$ slouží jako katalyzátor při přípravě některých cyklických ketonů (*příprava cyklopentanonu cyklizací kyseliny adipové*).

Oxid barnatý BaO se používá ve sklářství k úpravě indexu lomu a jako katalyzátor některých organických reakcí.

Peroxid barnatý BaO_2 se využívá v pyrotechnice - barví plamen zeleně, k výrobě peroxidu vodíku a je hlavní součástí iniciačních složí pro snadnější zapálení směsi při aluminotermickém svařování.

Sloučeniny se sírou

Síran hořečnatý MgSO_4 (*Epsomská sůl*, *hořká sůl*) se využívá v lékařství a lázeňství (projímavé účinky), jako potravinářské plnivo E 518 a jako důležitý zdroj hořčíku pro výživu rostlin, zejména jehličnanů.

Hydrogensířičitan vápenatý $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ znám jen v roztocích, účinná složka sulfitových louhů v papírenském průmyslu, příprava zaváděním SO_2 do suspenze hydroxidu vápenatého: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{SO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$

Hemihydrát síranu vápenatého (sádra) $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}$. Výroba zahřátím **sádrovce** $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ na 160°C - částečná dehydratace; tuhnutí sádry je nabírání krystalové vody zpět.

Sulfid strontnatý SrS je součástí depilačních prostředků a luminiscenčních barev.

Sířičitan barnatý BaSO_3 se používá jako bělidlo papíru.

Síran barnatý BaSO_4 je velmi nerozpustný, využívá se jako kontrastní látka při rentgenové diagnostice zažívacího traktu, jako bílý pigment a plnivo.

Vysoce toxický **arseničnan vápenatý** $\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$ se v minulosti velmi hojně používal jako herbicid a insekticid k ochraně bavlníku, dnes je jeho použití přísně regulováno a využívá se ve velmi omezené míře k ochraně golfových hřišť.

Sloučeniny s dusíkem

Nitrid beryllnatý Be_3N_2 se používá jako součást žáruvzdorné keramiky.

Dusitan vápenatý $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ slouží k přípravě nemrznoucích roztoků.

Dusičnan strontnatý $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$, v pyrotechnice - barví plamen intenzivně červeně.

Azid barnatý $\text{Ba}(\text{N}_3)_2$ se používá k laboratorní přípravě čistého dusíku a jako výchozí látka pro přípravu dalších azidů.

Dusičnan barnatý $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ je důležitým analytickým činidlem pro určení některých aniontů a využívá se v pyrotechnice - barví plamen zeleně.

Sloučeniny s fosforem

Fosfid vápenatý Ca_3P_2 slouží jako rodenticid a má značné využití v pyrotechnice jako součást samozápalné munice.

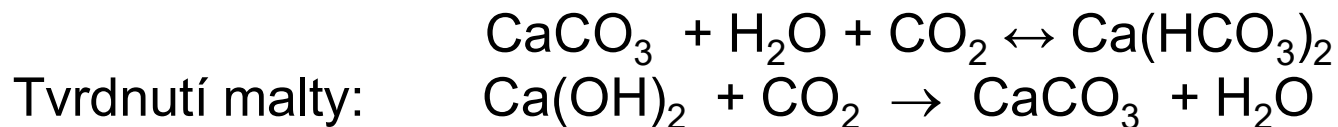
Difosforečnan vápenatý $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$ slouží jako abrazivo v zubních pastách.

Sloučeniny s uhlíkem

Uhličitan hořečnatý MgCO_3 , tzv. "bílá magnézie", se používá do zubních past. Přírodní MgCO_3 - magnezit se zpracovává na žáruvzdorné vyzdívky do pecí.

Uhličitan vápenatý CaCO_3 se používá v potravinářství jako stabilizátor a barvivo E 170 a jako bílý malířský pigment mušlová běloba.

CaCO_3 - velmi běžný v přírodě: mramor, křída, vápencová pohoří. Transport vápence v krasových útvarech umožňuje rovnováha ustavující se mezi rozpustným $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ a nerozpustným CaCO_3 :



Uhličitan strontnatý SrCO_3 se používá jako tavidlo do keramických glazur.

Uhličitan barnatý BaCO_3 se používal jako rodenticid a slouží jako katalyzátor při přípravě některých cyklických ketonů (*příprava cyklopentanonu cyklizací kyseliny adipové*).

Mezi další používané vápenaté pigmenty patří **svatojánská běloba** $\text{Ca}(\text{OH})_2 \cdot \text{CaCO}_3$, **kostní běloba** $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCO}_3$ nebo **blancophon** $\text{BaSO}_4 \cdot \text{CaCO}_3$.

Kyanid vápenatý $\text{Ca}(\text{CN})_2$ slouží jako insekticid a rodenticid.

Octan vápenatý $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$ slouží jako léčivo ke snižování krevní hladiny fosfátů.

Octan barnatý $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba}$ se používá jako mořidlo při barvení tkanin a jako sušidlo nátěrových hmot.

Acetylid vápenatý se používal v karbidových lampách a k výrobě hnojiva kyanamidu vápenatého.

Sloučeniny s křemíkem

Silicid vápenatý CaSi_2 má velmi široké využití ve vojenské i průmyslové pyrotechnice (*výbušné nýty*) a je hlavní účinnou složkou samoohřívacích konzerv.

Křemičitan vápenatý Ca_2SiO_4 se používá k výrobě nehořlavých izolací.

Sloučeniny s borem

Hexaborid vápníku CaB_6 se používá jako dezoxidační činidlo v metalurgii barevných kovů.

Boritan vápenatý $\text{Ca}_3(\text{BO}_3)_2$ je součástí glazur, zpomalovačů hoření a reaktivních samotěsnících pojiv.

Boritan barnatý $\text{Ba}(\text{BO}_2)_2$ je používán jako UV stabilizátor PVC a k výrobě optických součástí pracujících v UV části spektra.

Sloučeniny s d-prvky

Manganan barnatý BaMnO_4 je modrý pigment manganová modř.

Manganistan vápenatý $\text{Ca}(\text{MnO}_4)_2$ je účinnou složkou bělicích zubních past.

Železan barnatý BaFeO_4 je důležité oxidační činidlo v organické chemii.

Ferit BaFe se používá k výrobě permanentních magnetů.

Chroman vápenatý CaCrO_4 se používá jako žlutý pigment vápenatá žlut' a jako inhibitor koroze.

Chroman strontnatý SrCrO_4 slouží jako žlutý pigment stronciová žlut' k probarvování PVC a jako inhibitor koroze nátěrových hmot na slitiny hořčíku, hliníku a zinku.

Chroman barnatý BaCrO_4 se používá jako pigment baryová žlut', jako inhibitor koroze a jako katalyzátor dehydratace alkanů.

Sloučeniny s d-prvky

Titaničitan strontnatý SrTiO_3 má velmi vysoký index lomu světla a používá se v optice a jako náhrada diamantu.

Titaničitan barnatý BaTiO_3 vykazuje piezoelektrické vlastnosti a využívá se k výrobě mikrofonů a jako dielektrikum v kondenzátorech.


Prvky I. hlavní podskupiny

alkalické kovy

Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

← Group 1

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

3 Li Lithium 6.94	11 Na Sodium 22.990	19 K Potassium 39.098	37 Rb Rubidium 85.468	55 Cs Cesium 132.905	87 Fr Francium 223.020
					

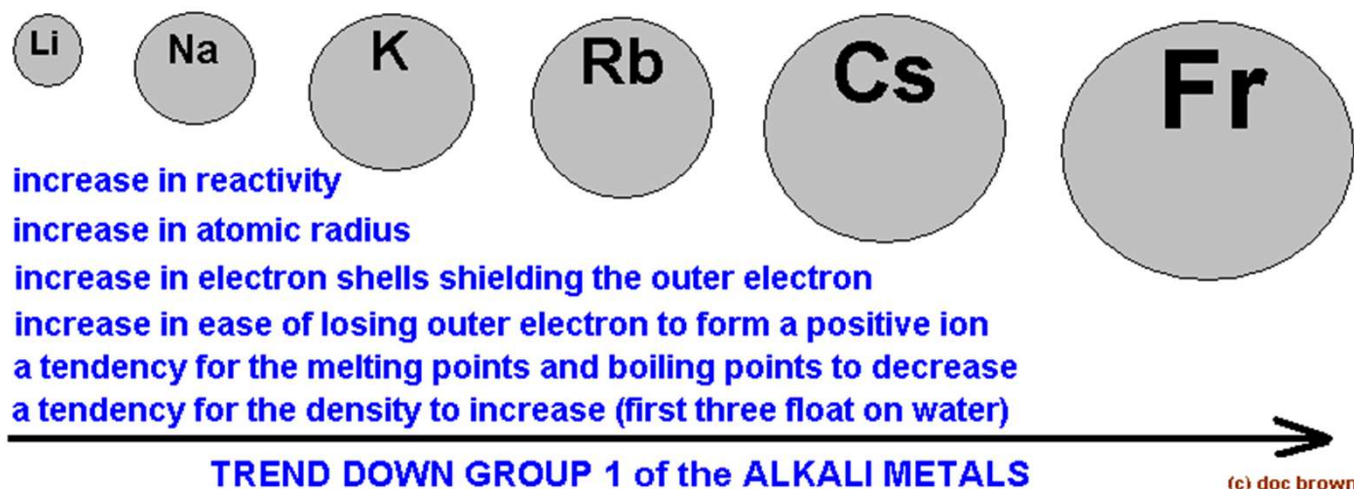
Element	Electron Configuration	Melting Point (°C)	Density (g/cm ³)	Atomic Radius (Å)	<i>I</i> ₁ (kJ/mol)
Lithium	[He]2s ¹	181	0.53	1.34	520
Sodium	[Ne]3s ¹	98	0.97	1.54	496
Potassium	[Ar]4s ¹	63	0.86	1.96	419
Rubidium	[Kr]5s ¹	39	1.53	2.11	403
Cesium	[Xe]6s ¹	28	1.88	2.25	376

Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

elektronová konfigurace: vzácný plyn + 1 s elektron:

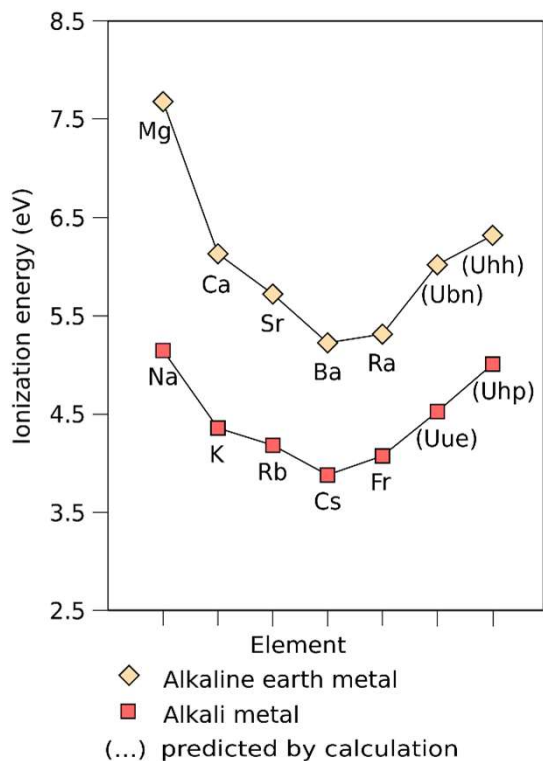
Li - (He)2s¹, **Na** - (Ne)3s¹, **K** - (Ar)4s¹, **Rb** - (Kr)5s¹,
Cs - (Xe)6s¹, **Fr** - (Rn)7s¹

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).



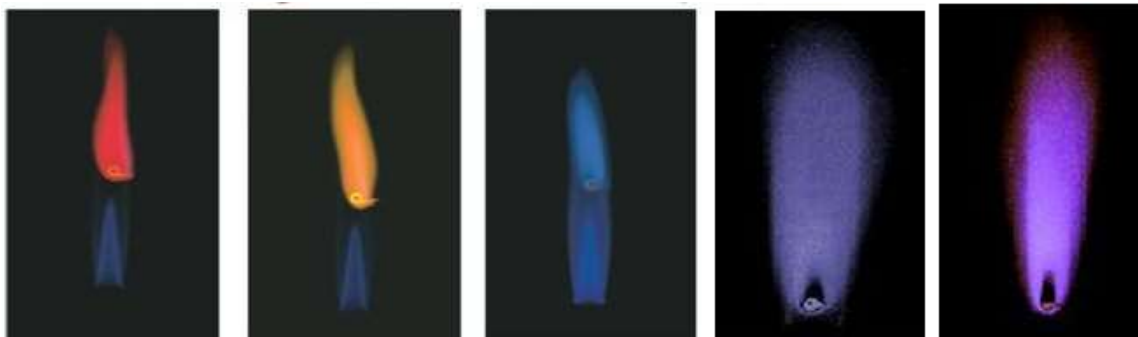
Element	Electron configuration	Reactivity	Reaction with water
Lithium	2,1	Increases ↓	Floats on the surface Gently fizzes Gradually reacts and disappears Doesn't produce enough heat to melt Forms colourless lithium hydroxide
Sodium	2,8,1		Floats on the surface Fizzes more vigorously Melts almost at once 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



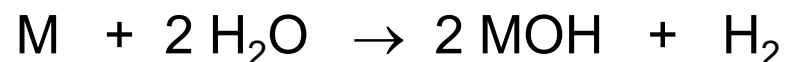
Chemické vlastnosti

- 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:



V laboratoři uchováváme Na a K
pod vrstvou petroleje.

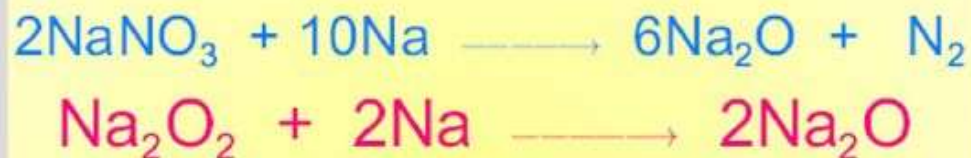


Sloučeniny alkalických kovů s kyslíkem

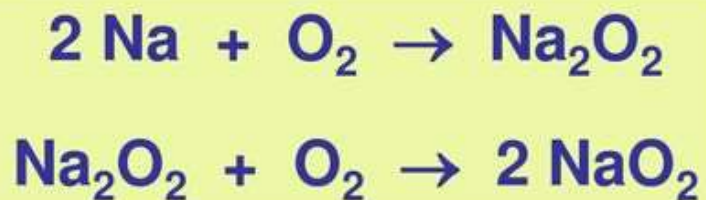
Alkalické kovy tvoří s kyslíkem: **oxidy** (O^{2-}), **peroxydy** (O_2^{2-}), **hyperoxydy** (O_2^-), příp. **suboxydy**



Výroba Na_2O



Výroba peroxidu
a hyperoxidu sodného



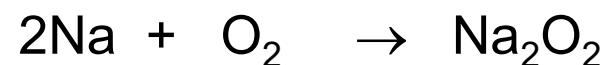
Vznik ozonidů



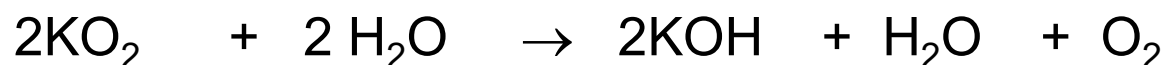
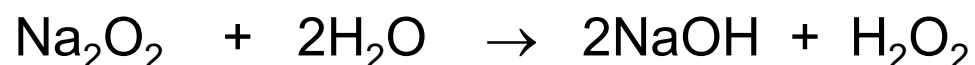
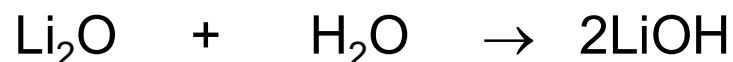
Reakce ozonidů



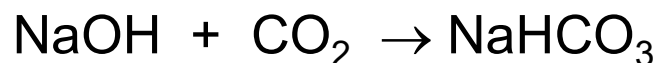
Reakce alk. kovů s dikyslíkem vznikají oxidy, peroxidy a superoxidy:



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



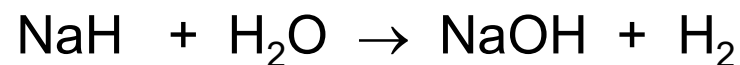
Reakce hydroxidů alk. kovů s oxidem uhličitým:



Reakce alkalických kovů s vodíkem :



Ion H^- má velmi silné redukční účinky:

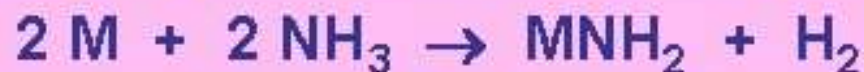


Sloučeniny alkalických kovů s dusíkem

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
- roztoky nejsou příliš stálé a přecházejí na amidy



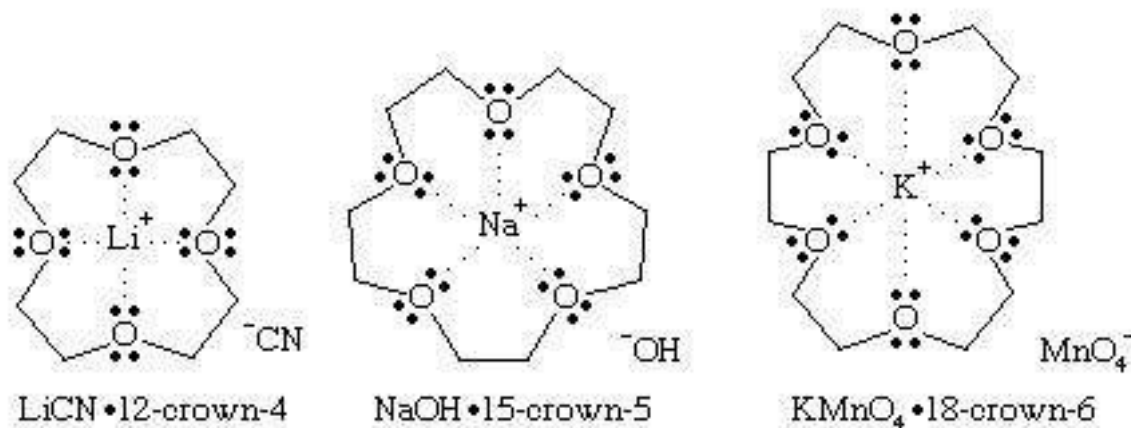
Roztoky alk. kovů v amoniaku:

- modré roztoky obsahující kationty alkalických kovů (Na^+ , K^+ , ...)
- a solvované elektrony e^-_{solv}



Crown ethery

Tvoří komplexy s ionty alkalických prvků



Hlavní rozdíly ve vlastnostech alkalických kovů a kovů alkalických zemin

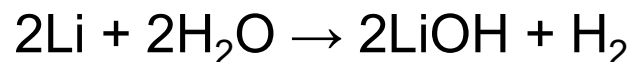
	Alkali metals		Alkaline earth metals
(i)	<p>Ionization enthalpy: These have lowest ionization enthalpies in respective periods. This is because of their large atomic sizes. Also, they lose their only valence electron easily as they attain stable noble gas configuration after losing it.</p>	(i)	<p>Ionization 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.</p>
(ii)	<p>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.</p>	(ii)	<p>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.</p>
(iii)	<p>Solubility of hydroxides: The hydroxides of alkali metals are more soluble than those of alkaline earth metals.</p>	(iii)	<p>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.</p>

Lithium

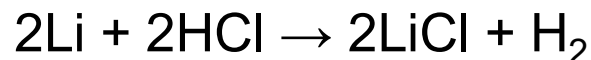
je na řezu stříbrobílý, lesklý, lehký, velmi měkký, neušlechtilý kov.

Na vzduchu je nestálé, rychle se pokrývá vrstvou agresivního a korozivního hydroxidu lithného LiOH a posléze uhličitanu lithného Li₂CO₃.

Zapáleno na vzduchu hoří za vzniku bílého oxidu lithného Li₂O a nitridu lithného Li₃N. S kyslíkem hoří za vzniku peroxidu Li₂O₂. V atmosféře ozonu shoří za vzniku explozivního ozonidu lithného LiO₃. S vodou reaguje za vzniku vodíku:



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



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 Li₂C₂, s křemíkem tvoří silicidy Li₆Si₂, Li₄Si a Li₂Si. S kapalným amoniakem reaguje za vzniku amidu lithného LiNH₂, s plynným amoniakem tvoří při teplotě 400°C imid lithný Li₂NH.

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

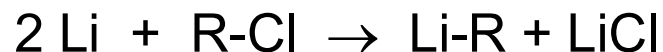
Lithium se dobře rozpouští v roztocích některých organických látek, např. v ethylaminu, není rozpustné v uhlovodících. Rozpustnost lithných solí ve vodě je nejnižší ze všech alkalických kovů, s výjimkou chlorečnanu lithného LiClO_3 , který je naopak ve vodě velice dobře rozpustný, mezi velmi špatně rozpustné soli lithia patří fluorid lithný LiF .

Porovnání Li s ostatními prvky 1. hlavní podskupiny:

- při 25°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



-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:



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.

LITHIUM VERSUS OTHER ALKALI METALS

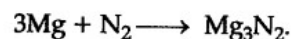
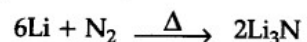
Lithium is an alkali metal having the chemical symbol "Li"	Alkali metals are group 1 elements excluding hydrogen
Only alkali metal that can react with nitrogen gas, forming lithium nitride	Other alkali metals cannot react with nitrogen gas
Smallest among alkali metals	Atomic size increases down the group
Atomic number is 3, the smallest value among alkali metals	Have different atomic numbers, highest being 87(francium)
Has the least density among solid metals	Density increase down the group
Only alkali metal that cannot form an anion	May form anions in either solid phase or liquid phase
Strongest basic alkali metal that requires more acids to neutralize lithium-containing solutions	Have different basicities

Lithné soli jsou ze však solí alkalických kovů obecně **nejméně rozpustné ve vodě** (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 líc).

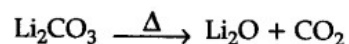
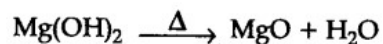
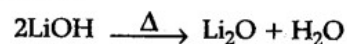
Lithium se výrazně liší svými vlastnostmi od vlastností ostatních alkalických kovů, ale v mnohém se **podobá vlastnostem kovů alkalických zemin** (v periodické tabulce je **diagonální příbuznost Li a Mg**).

Lithium resembles magnesium mainly due to the similarity in sizes of their atoms [Li = 152 pm, Mg = 160 pm] and ions [Li⁺ = 76 pm, Mg²⁺ = 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 N₂. ½



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



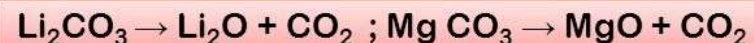
Diagonal Relationship of Li with Mg

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 CO₂.



Hydroxides and nitrates of both Li and Mg decompose on heating to give oxide. Hydroxides of both Li and Mg are weak alkali.

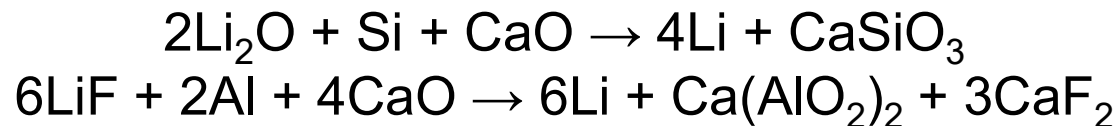
Both Li and Mg combine directly with N₂ to give nitrides Li₃N and Mg₃N₂.

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:



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, **sulfátový** používá tavení koncentrátu s K_2SO_4 při teplotě 850°C. **Sádrový proces** využívá 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 používá 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/cm³. 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 ^3H - 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.

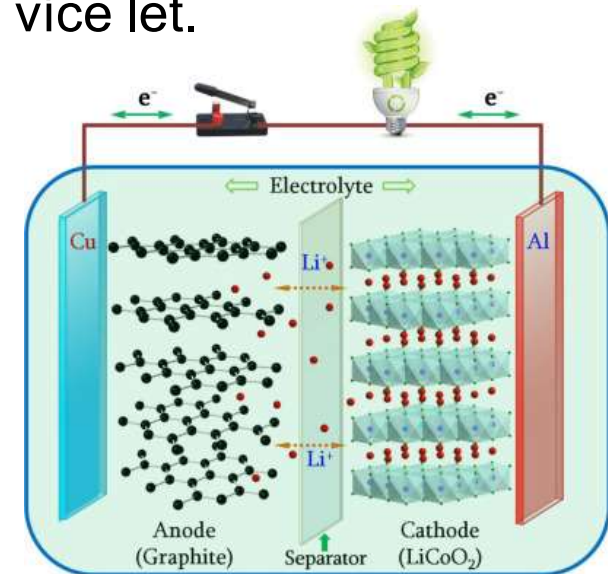
Elementární lithium se uplatňuje v jaderné energetice, kde v některých typech reaktorů slouží roztavené lithium k **odvodu tepla z reaktoru**.

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 $400\text{ }^\circ\text{C}$. 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.



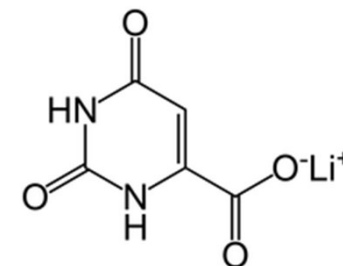
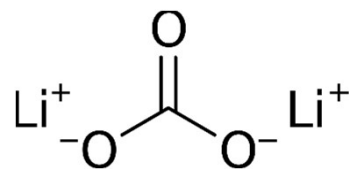
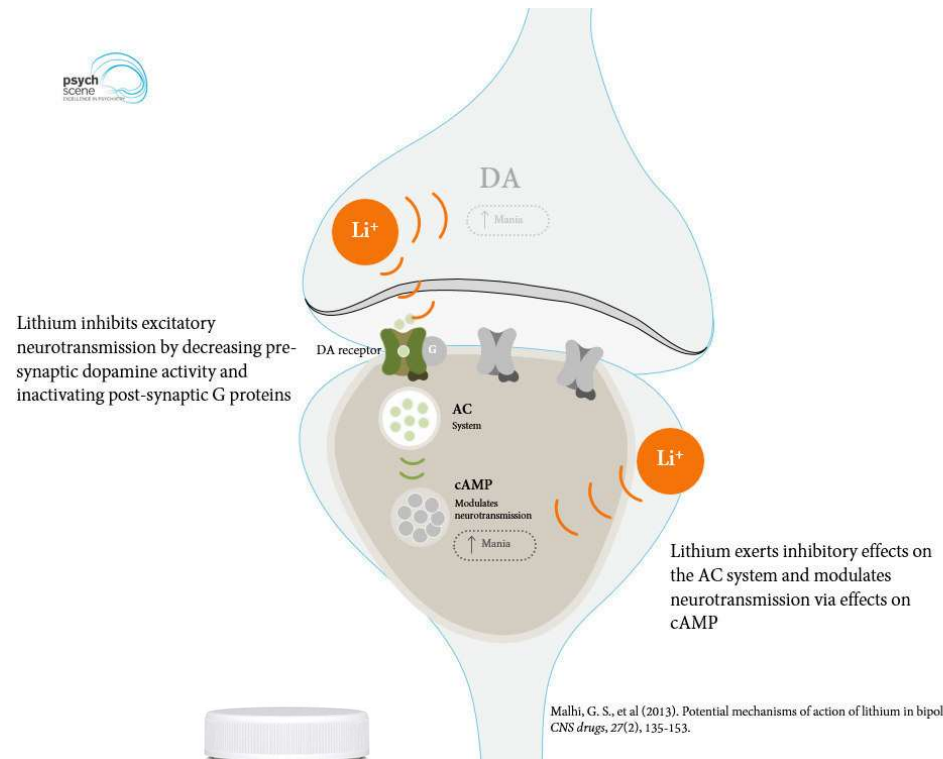
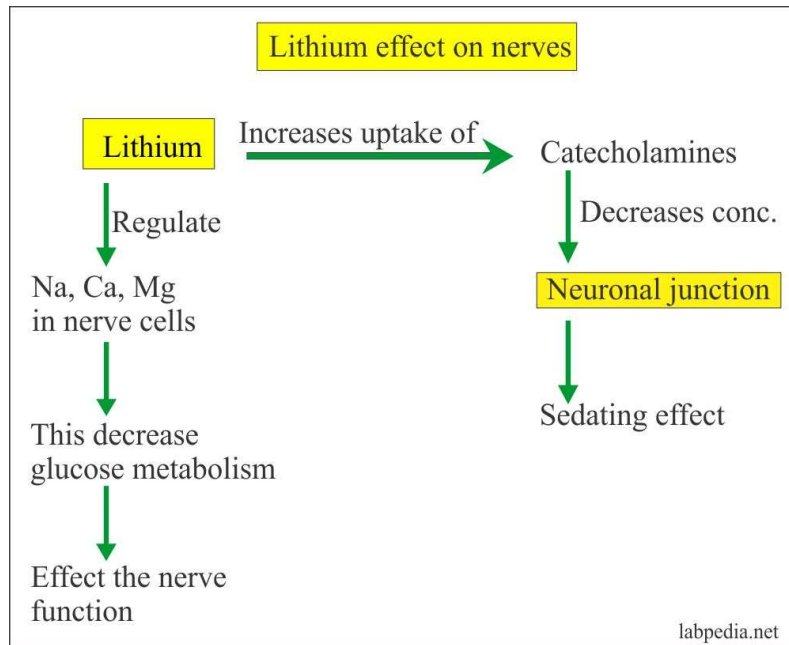
Uhličitan lithný Li_2CO_3 je jediný nerozpustný uhličitan alkalického kovu. Je v keramickém a sklářském průmyslu používán pro snižování bodu tání, úpravu viskozity a součinitele tepelné roztažnosti - sklokeramické varné desky. Uhličitan lithný a **oxid lithný** Li_2O jsou důležitou složkou transparentních 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 **chlореčnan 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[AlH₄] a Li[BH₄], 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** LiAlH₄ a **organolithná činidla** se používají v organické chemii jako velmi známá redukční činidla.

Křemičitan lithný Li₂SiO₃ je základní složkou prostředků pro vytvrzování betonových ploch.

Molybdenan lithný Li₂MoO₄ je inhibitorem koroze.

Titaničitan lithný Li₂TiO₃ slouží k přípravě bílých glazur a smaltů.

Wolframan lithný Li₂WO₄ slouží k přípravě hustých vyplachovacích roztoků pro ropné vrty.

Tantaličnan lithný LiTaO₃ a **niobičnan lithný** LiNbO₃ mají piezoelektrické vlastnosti a využívají se v výrobě detektorů pohybu.

Stearan lithný se používá k úpravě viskozity maziv a olejů: používá se jako zahušřovadlo a želatinová látka k převádění olejů na plastická maziva. Tato maziva mají velkou odolnost vůči vodě, mají dobré nízkoteplotní vlastnosti ($-20\text{ }^{\circ}\text{C}$) a velmi dobrou stálost při vyšších teplotách ($> 150\text{ }^{\circ}\text{C}$). Tato zahušřovadla se připravují z hydroxidu lithného a přírodních tuků (lithná mýdla).

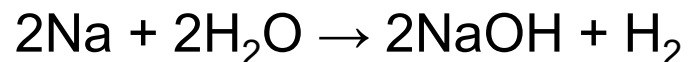
Fenyllithium $\text{C}_6\text{H}_5\text{Li}$ je reakčním činidlem při přípravě olefinů z aldehydů a ketonů (*Wittigova reakce*).

Organické soli lithia (citrát a orotát) se používají ve farmaceutickém průmyslu jako součásti uklidňujících léků tlumících afekt.

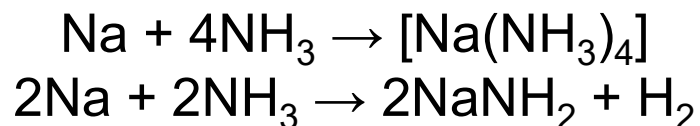
Jantaran lithný – použití v medicíně jako dermatologikum při léčbě seboroické dermatitidy.

Sodík

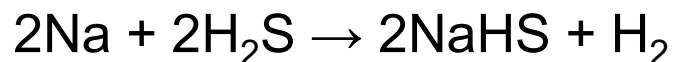
je stříbrobílý, lesklý, velmi měkký, neušlechtilý kov. Na vzduchu je sodík nestálý a rychle se pokrývá vrstvou hydroxidu NaOH. S kyslíkem sodík při zahřátí na teplotu 250 °C hoří za vzniku žlutého peroxidu Na₂O₂, v atmosféře ozonu shoří za vzniku explozivního červeného ozonidu sodného NaO₃. Páry sodíku mají sytě fialovou barvu. Prudce reaguje s vodou za vzniku hydroxidu sodného a vývoje vodíku:



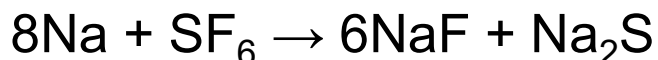
Podobně jako ostatní alkalické kovy je také sodík vysoce reaktivní chemický prvek, který se přímo slučuje s řadou dalších prvků. S fluorem a chlorem reaguje již za laboratorní teploty, s ostatními halogeny se slučuje při teplotě nad 150°C, se sírou, selenem a tellurem se slučuje při teplotě okolo 130 °C. S červeným fosforem reaguje při teplotě 200°C za vzniku zeleného fosfidu sodného Na₃P. Při teplotě 150 °C reaguje s uhlíkem za tvorby acetylidu Na₂C₂. Již při teplotě 100 °C reaguje s dusíkem za vzniku nitridu Na₃N, v kapalném amoniaku se rozpouští za vzniku tetraammin sodného komplexu [Na(NH₃)₄], s plynným amoniakem reaguje za vzniku amidu sodného NaNH₂:



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



Při teplotě okolo 300°C reaguje dokonce i s téměř netečným hexafluoridem síry SF₆ za vzniku sulfidu sodného a fluoridu sodného:



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* NaNO₂. Ve vodě nejhůře rozpustné sloučeniny sodíku jsou *hexahydroxoantimoničnan sodný* Na[Sb(OH)₆] a *xenoničelan sodný* Na₄XeO₆, zcela nerozpustné jsou *uranan sodný* Na₂UO₄ a *diuranan sodný* Na₂U₂O₇.

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.

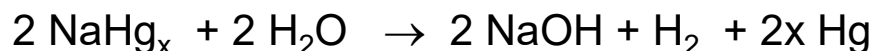
Sodík se používá i na výrobu hydridu sodného a organických solí.

Hydroxid sodný NaOH je základní průmyslovou i laboratorní chemikálií. Vyrábí se elektrolýzou vodného roztoku NaCl (solanky); jsou známy základní výrobní postupy:

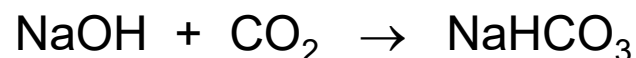
diafragmový - katodový a anodový prostor odděleny; diafragmou na katodě vzniká NaOH na anodě Cl₂.

membránový - místo diafragmy se používá membrána

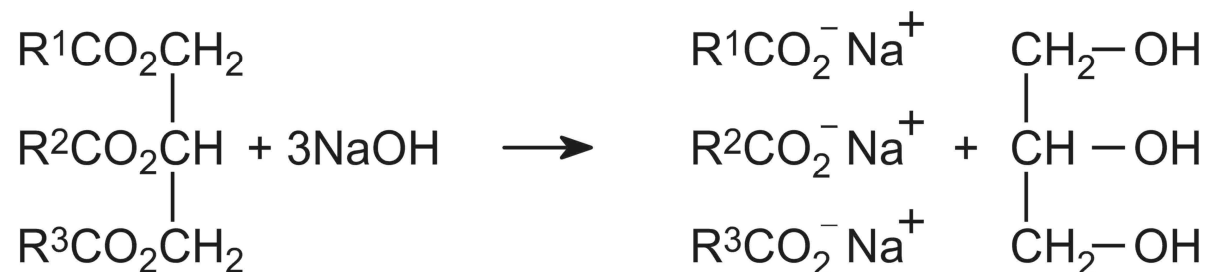
amalgamový - katodou je rtuť; elektrolýzou vzniká sodíkový amalgam, který se odvádí a rozkládá vodou:



NaOH je hygroskopický (pohlcuje vzduš. vlhkost), se vzdušným CO₂ reaguje:



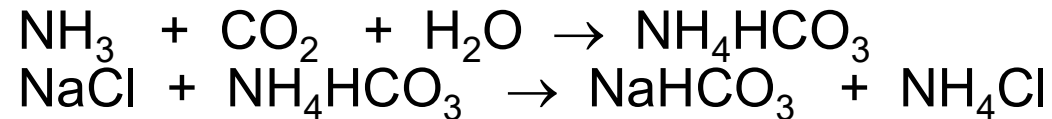
Používá se při výrobě **mýdel** reakcí s vyššími tzv. mastnými kyselinami.



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 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, *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:



odfiltrovaný NaHCO_3 se rozloží žíháním:

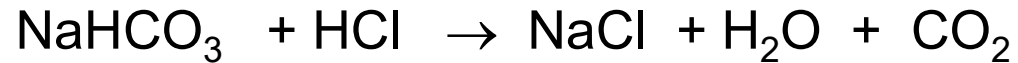


Hydrogenuhličitan sodný NaHCO_3 , *jedlá soda*, se používá jako součást kypřících prášků do pečiva, k neutralizaci poleptání kyselinou či k neutralizaci žaludečních šťáv při překyselení žaludku. Může se také používat jako náplň do hasicích přístrojů.

Siřičitan sodný Na_2SO_3 se používá ve fotografickém průmyslu v ustalovací fázi a u výbojek. Ve farmacii se používá jako antiseptikum a jako konzervační prostředek.

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 ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$) se nazývá Glauberova sůl. Bezvodý slouží jako sušidlo.

NaHCO₃ užívací (jedlá) soda, používá se jako antacidum k potlačení nadměrné kyselosti žaludečních šťáv:



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 bělicích 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).

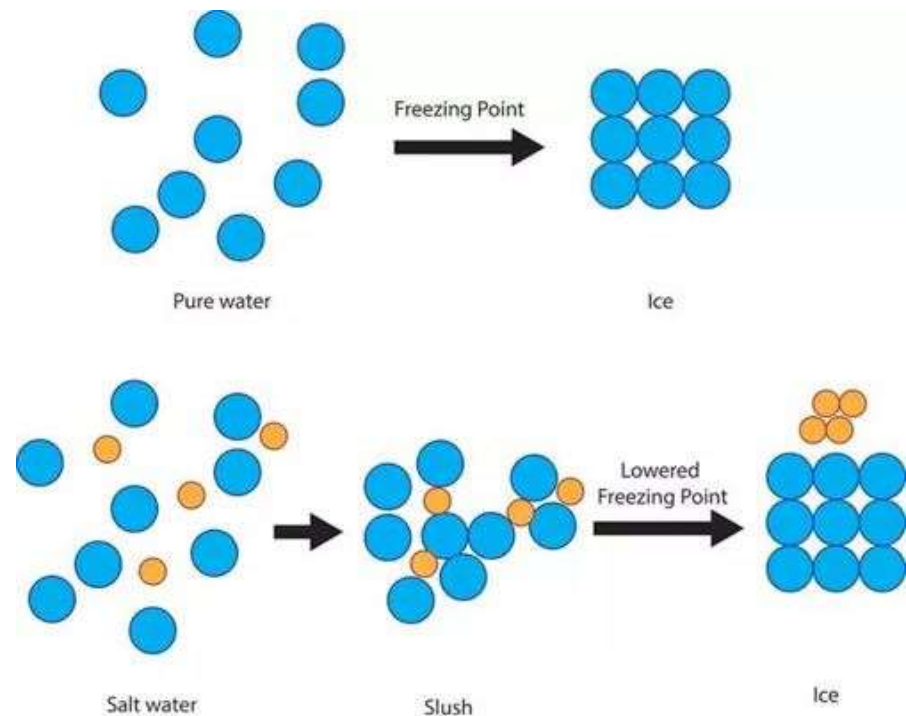
Dusitan sodný NaNO_2 je hlavní součástí detekčních trubiček PT-381/1 a PT-27 k důkazu bojových chemických látek DM (*adamsit*) a CR. Používá se také ke konzervaci masa či jiných potravin (E 250), ačkoliv je podezřelý z karcinogenity.

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.

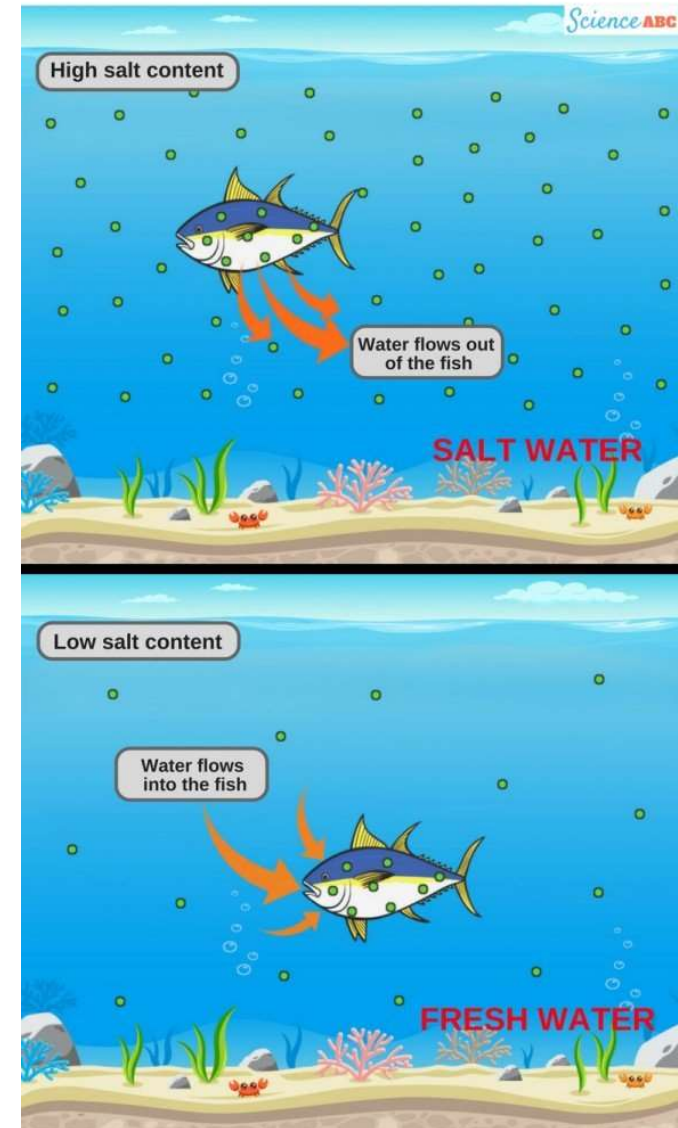
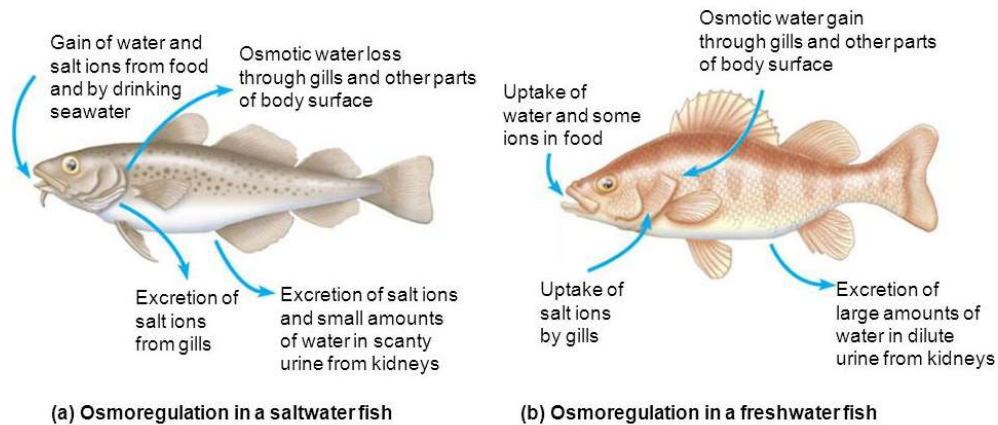
Chlorid sodný NaCl (sůl kamenná, kuchyňská sůl) patří již od dávných dob k běžně využívaným chemikáliím, především jako nezbytná součást lidské potravy. V běžném životě se tak s kuchyňskou solí setkáme nejčastěji v kuchyni. V současné době nalézá NaCl řadu průmyslových uplatnění. Získává se dolováním kamenné soli (halitu) nebo odpařováním vody z mořské vody. ledu Vodný roztok NaCl (**solanka**) se používá jako chladicí médium: ke směsi vody a se přidává pevný NaCl. Působením soli dochází k tání ledu a roztok se ochlazuje.

Solení komunikací

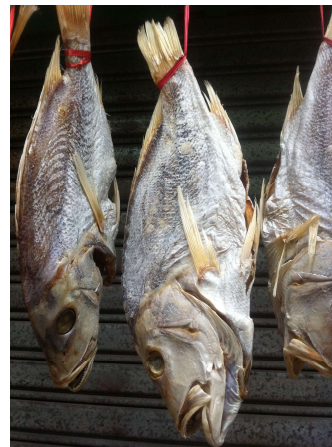
Roztok NaCl má podstatně nižší teplotu tuhnutí než voda, takže osolený led při teplotě okolo 0 °C má tendenci roztát. Teplota, do které solení prakticky funguje je zhruba -7 °C.



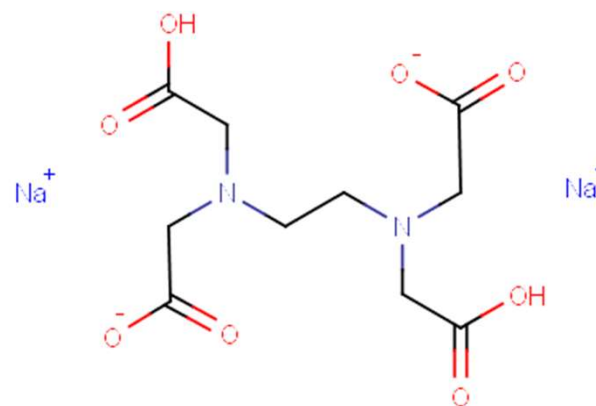
Obsah soli ve vodě má významný vliv na osmoregulaci živočichů. Sladkovodní ryby nemohou přežít v mořské vodě a naopak.



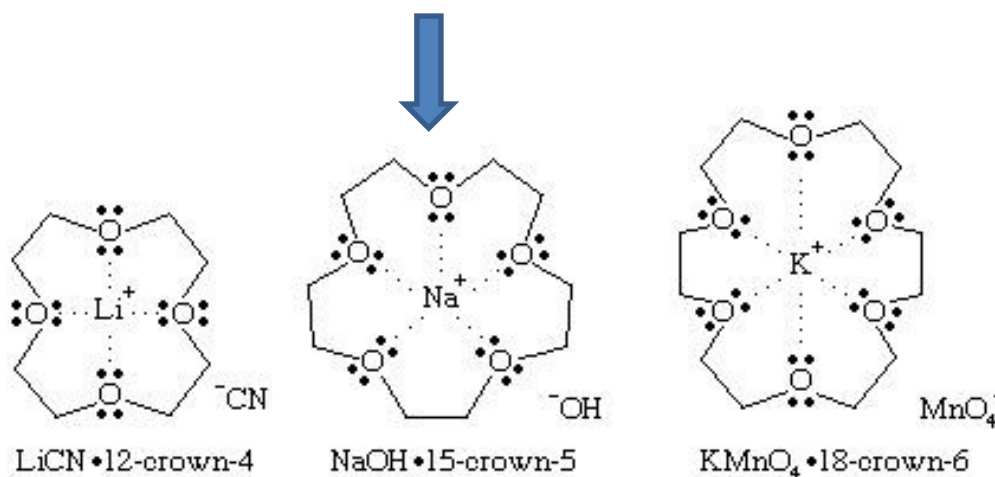
Sůl je inhibitorem růstu mikroorganismů, protože zbavuje jejich buňky vody vlivem osmotického jevu. Koncentrace soli v mase, potřebná pro eliminaci nežádoucích bakterií, by měla být cca 20%. U uzených potravin může být množství soli nižší.



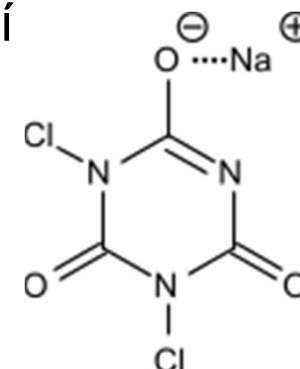
Disodná sůl kyseliny ethylendiamintetraoctové (EDTA) je pod názvem "Komplexon III" (*Chelaton 3*) využívána v analytické chemii jako základní činidlo pro komplexometrické (*chelatometrické*) stanovení celé řady kovových prvků, tetrasodná sůl stejné kyseliny je pod obchodním názvem "Syntron B" používána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



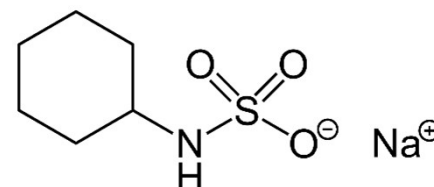
Organické komplexy sodných sloučenin - **crowny** a **kryptáty**.



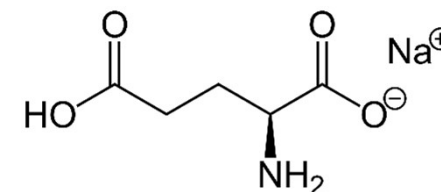
Sodná sůl kyseliny dichlorizokyanurové $C_3Cl_2N_3NaO_3$ slouží jako zdroj aktivního chloru v bazénové chemii.



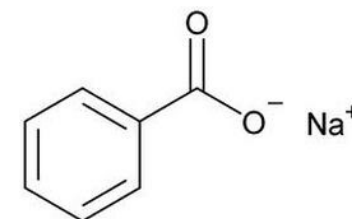
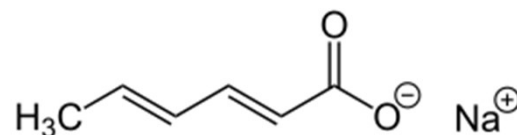
Cyklohexylsulfan sodný je pod názvem *cyklamát sodný* používán jako umělé sladidlo.



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.

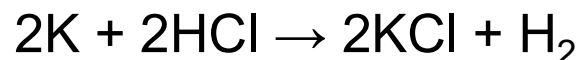
Draslík

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 $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ na chalkogenidy draslíku K_2X . Na vlhkém vzduchu se rychle pokrývá vrstvou hydroxidu draselného KOH .

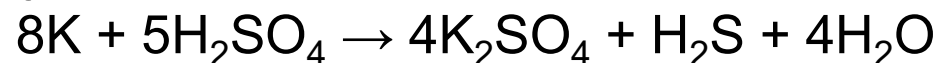
Reakce draslíku s vodou probíhá prudce za vzniku vodíku a hydroxidu. Zapálen shoří na oranžový *superperoxid draselný* KO_2 , v atmosféře ozonu shoří za vzniku nestabilního tmavě červeného *ozonidu draselného* KO_3 .

Při teplotě přes $200\text{ }^{\circ}\text{C}$ 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 $60\text{ }^{\circ}\text{C}$ slučuje na amid draselný KNH_2 , s červeným fosforem reaguje při teplotě okolo $200\text{ }^{\circ}\text{C}$ 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:



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:



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



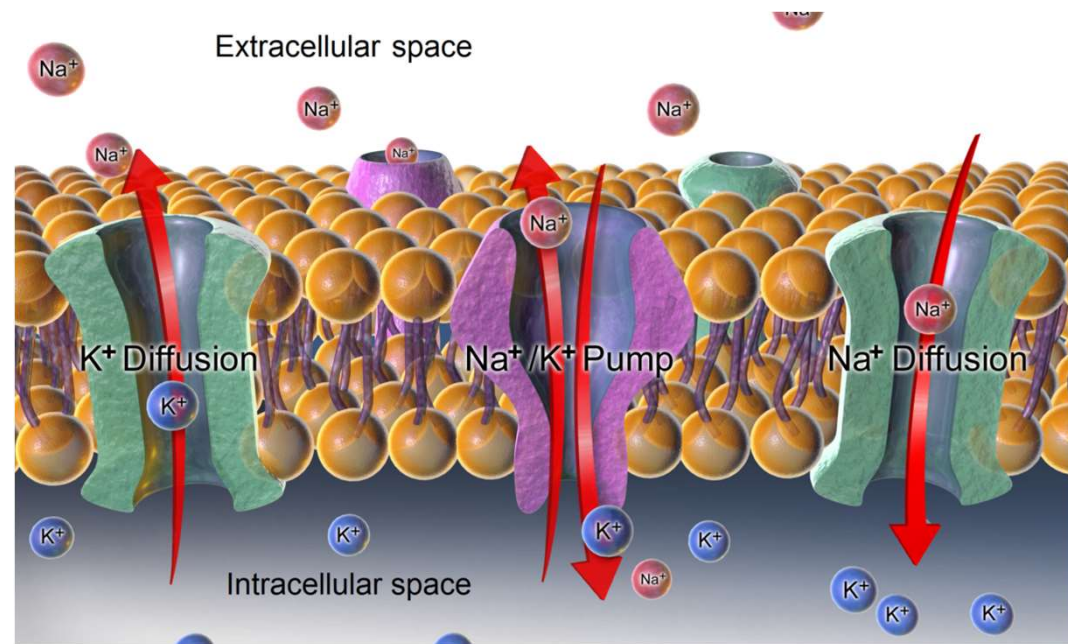
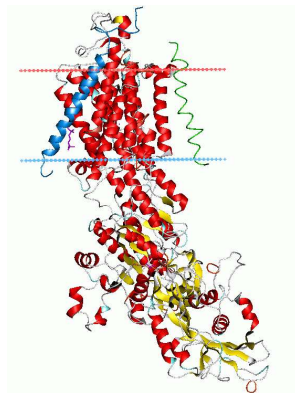
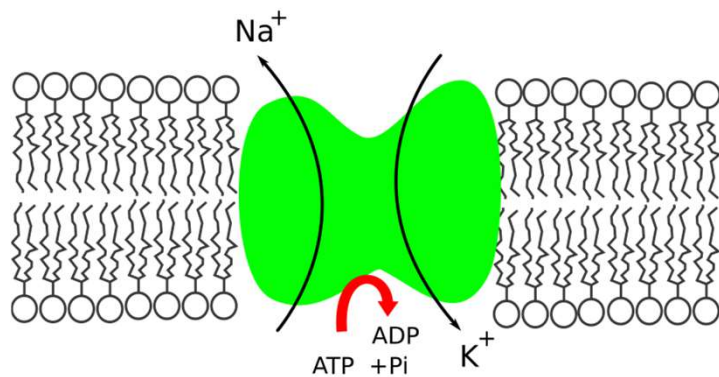
V laboratoři lze však také připravit sloučeniny (tzv. superbáze), ve kterých může mít draslík draslidový anion K^- . K tomu může dojít, protože draslík tak zaplní s-orbital a vytvoří stabilní elektronovou konfiguraci. Takovéto sloučeniny jsou však velmi nestabilní, protože draslík má nízkou ionizační 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 *tetrachloroplaticitan draselný* $K_2[PtCl_6]$, velice omezeně rozpustný je *hexabromoplaticitan 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^+ .

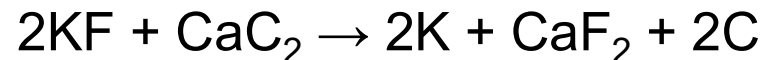
Draslík spolu se sodíkem patří mezi biogenní prvky a poměr jejich koncentrací v buněčných tekutinách je významným faktorem pro zdravý vývoj organismu. Obvykle je zdůrazňována významná role draslíku, naopak vysoká konzumace sodných solí je pokládána za zdraví ohrožující. Vyšší koncentrace draslíku je 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** $\text{KCl}\cdot\text{NaCl}$, **karnalit** $\text{MgCl}_2\cdot\text{KCl}\cdot 6\text{H}_2\text{O}$, **orthoklas** KAlSi_3O_8 a **kainit** $\text{KCl}\cdot\text{MgSO}_4\cdot 3\text{H}_2\text{O}$. 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:



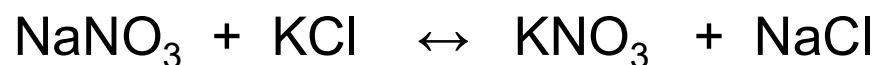
Do roku 1950 se draslík vyráběl podle původní Davyho metody **tavnou elektrolýzou KCl nebo KOH**, v omezené míře se draslík připravoval **termickým rozkladem vinného kamene** (*draselná sůl kyseliny vinné*) $\text{HOOCCH}(\text{OH})\text{CH}(\text{OH})\text{COOK}$.

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 chladiivo 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.

KClO₃ podporuje hoření (silné ox. činidlo), ve směsi s org. látkami probíhá prudká (explosivní) reakce, která může být iniciována zahřátím nebo nárazem

KNO₃ draselný ledek (hnojivo), připravuje se konverzí levnějšího ledku chilského:



KNO₃ býval v minulosti důležitou surovinou pro přípravu černého střelného prachu.

K₂CO₃ (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.

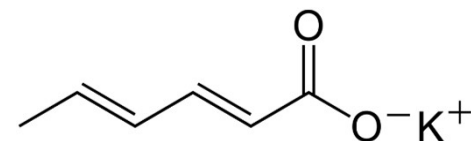
Manganistan draselný („hypermangan“) a **dichroman draselný** = oxidační činidla.

Mezi organické sloučeniny draslíku patří zejména draselné soli organických kyselin a **draselné alkoholáty**.

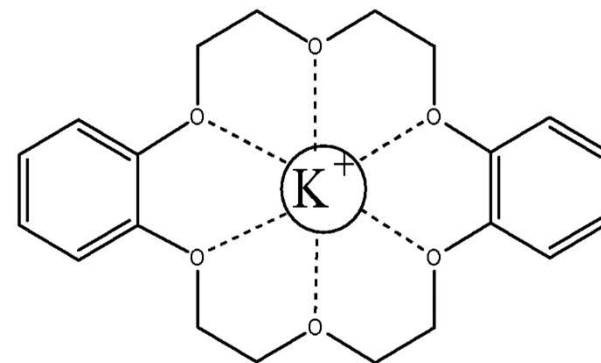
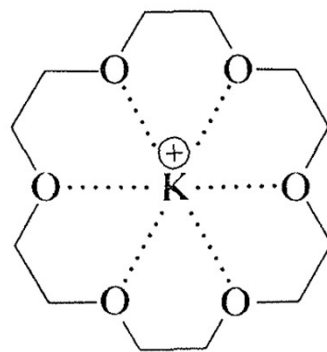
Vinan sodno-draselný $\text{KOOCC}(\text{OH})\text{CH}(\text{OH})\text{COONa}$ (*Seignettova sůl*) je složkou Fehlingova činidla, které slouží k analytickému důkazu ketonů a aldehydů.

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

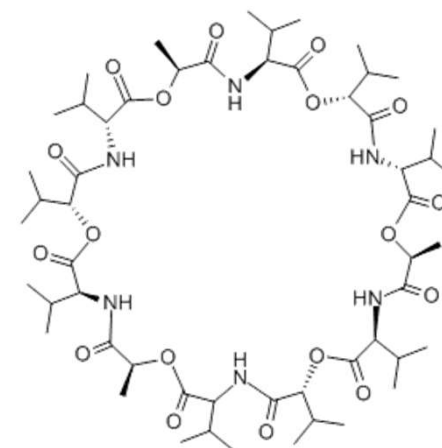
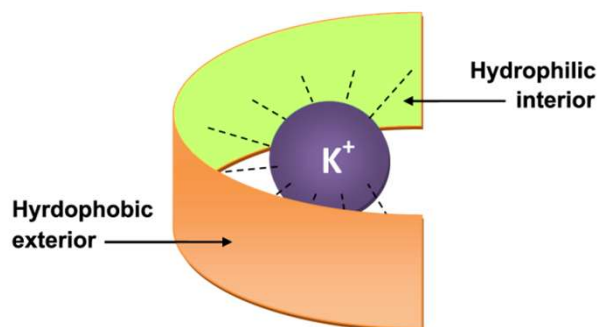
Sorban draselný (E202) se používá se jako konzervant zabraňující šíření plísní a kvasinek v potravinách.



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



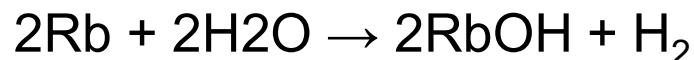
Valinomycin = peptid používaný k přenosu iontů K (iontově selektivní elektrody) a jako antibiotikum.



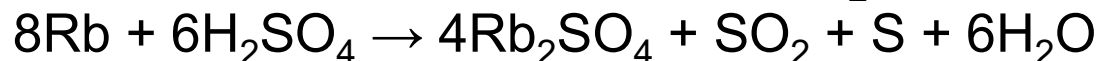
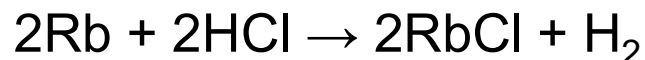
Rubidium

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:

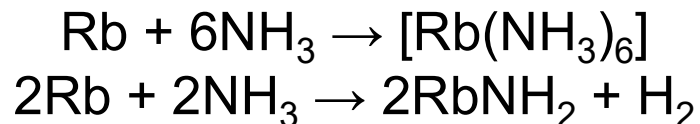


Prudce reaguje s kyselinami za vzniku rubidné soli:

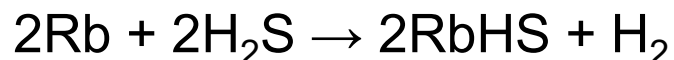


S vodíkem se při teplotě nad 300°C slučuje za vzniku reaktivního hydridu RbH , který je i na suchém vzduchu samozápalný. Za laboratorní teploty se explozivně slučuje s halogeny na halogenidy RbX . Se selenem a tellurem reaguje za vzniku selenidu rubidného Rb_2Se a teluridu rubidného Rb_2Te již při teplotě -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:



Se sirovodíkem rubidium reaguje za vzniku hydrogensulfidu rubidného:



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.

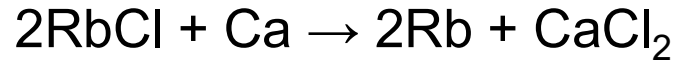
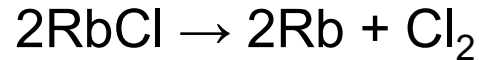
Většina sloučenin rubidia je ve vodě dobře rozpustná, téměř nerozpustný je hexafluorkřemičitan rubidný Rb_2SiF_6 .

V přírodě se volné rubidium nevyskytuje, je znám pouze jeho výskyt ve sloučeninách, ve kterých vystupuje výhradně v oxidačním stupni I jako kation Rb^+ .

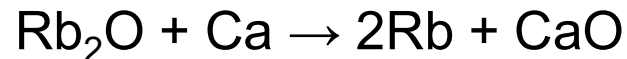
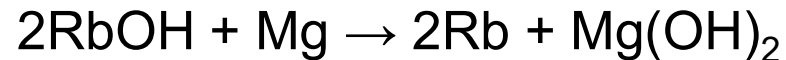
Rubidium ve stopových množstvích doprovází ostatní alkalické kovy, např. cesium v polucitu nebo draslík v karnalitu.

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**:



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



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 trubíc 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 $4,92 \times 10^{10}$ roku za vzniku izotopu ^{87}Sr a uvolnění β -záření. Toho se v geologii využívá k datování stáří hornin.

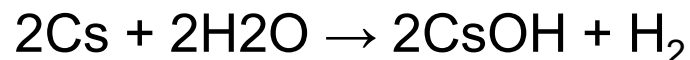
Soli rubidia se přidávají do směsí **zábavné pyrotechniky** a barví vzniklé světelné efekty do fialova.

Oxid rubidný Rb_2O se používá jako sklářská přísada pro zvýšení tvrdosti skla.

Cesium

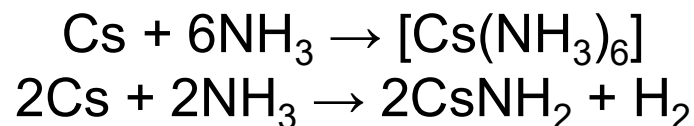
je modrobílý, lesklý, na vzduchu nestálý kov. Ze všech kovů je cesium nejměkčí. Cesium je ze všech alkalických kovů nejreaktivnější chemický prvek a má silně elektropozitivní charakter. Ve sloučeninách cesium vystupuje výhradně jako bezbarvý kation Cs^+ . Naprostá většina sloučenin cesia je ve vodě dobře rozpustná, výjimku tvoří nerozpustné podvojně 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:



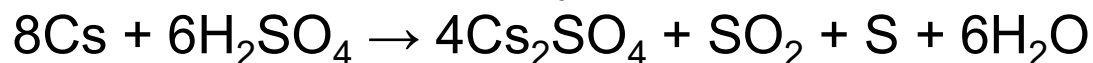
S vodíkem se slučuje za vzniku tuhého, prudce reaktivního hydridu CsH , který je i na suchém vzduchu samozápalný. S halogeny reaguje již za laboratorní teploty, se selenem a tellurem se slučuje i za teplot hluboko pod bodem mrazu. Se sírou reaguje již za teploty 100°C .

Reakce cesia s kapalným amoniakem probíhá za vzniku hexaamincésného komplexu, s plynným amoniakem reaguje za vzniku amidu cesného:



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:



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 $[\text{CS}_2(\text{CeCl}_6)]$, ze kterých se čistý chlorid cesný připravuje frakční krystalizací a následnou hydrolyzou. 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 $\text{Cs}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$.

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 **redukci** uhličitanu, hydroxidu nebo hlinitanu **roztaveným hořčíkem** ve vodíkové atmosféře nebo **redukci vápníkem** ve vakuu. V minulosti se kovové cesium připravovalo také **redukci chromanu cesného** kovovým zirkoniem.

Kromě minerálů je hlavním zdrojem cesia pro jeho výrobu uhličitán cesný Cs_2CO_3 , který společně s uhličitánem 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 $\text{Ba}(\text{N}_3)_2$.

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

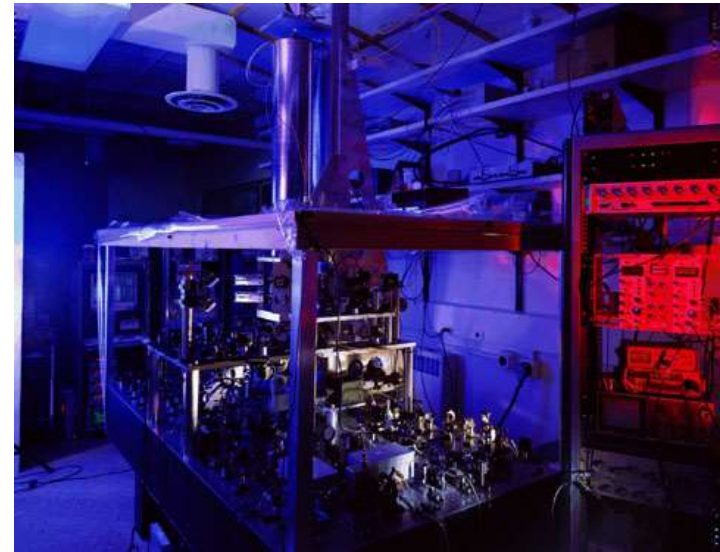
Jeho nízký ionizační potenciál dává možnost jeho uplatnění ve **fotočláncích**, sloužících pro přímou přeměnu světelné energie v elektrickou.

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.

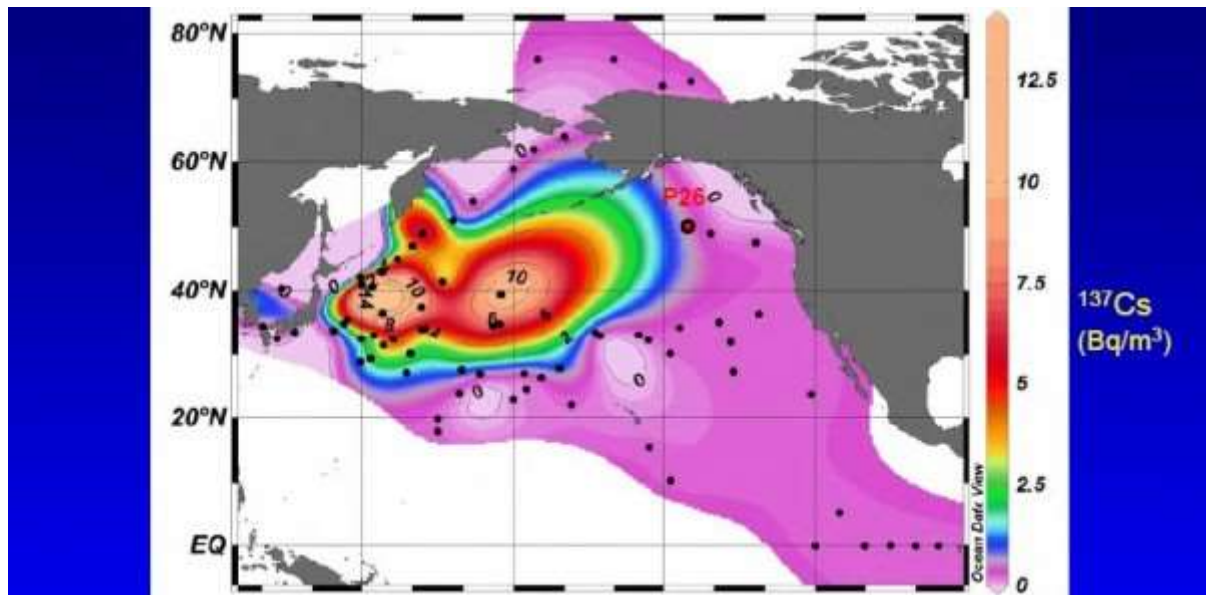
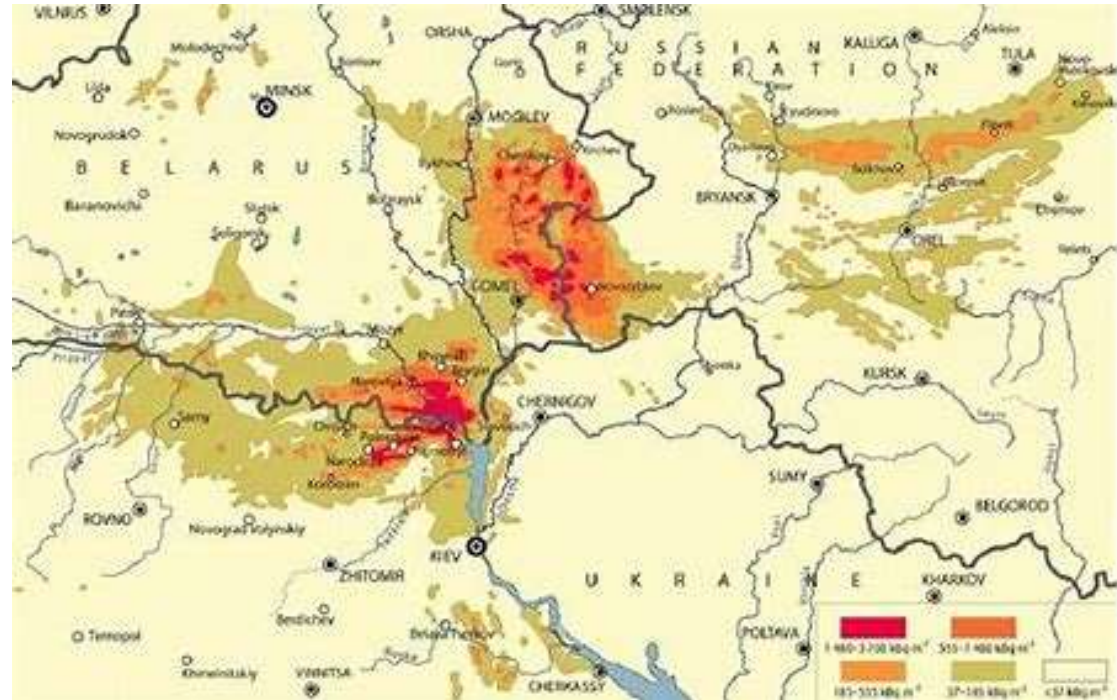
Izotop ^{133}Cs je součástí **atomových hodin**. Ty využívají atomové rezonance a jejich přesnost je taková, že se rozcházejí maximálně o sekundu za 158 milionů let.



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
Ukrajíně a také po
zkouškách jaderných
zbraní na tichomořských
ostrovech (USA, Francie).



Cs₂O je součástí katalyzátorů některých chemických reakcí (*výroba kyseliny akrylové, styrenu, methanolu, antrachinonu, anhydridu kyseliny ftalové apod.*). Cesium dopované katalyzátory na bázi oxidů přechodných kovů se používají při oxidaci SO₂ na SO₃ 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·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 Cs₂SO₄ a **trifluoracetát cesia** CF₃COOCs 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 CsNO₃ se používá v pyrotechnice - barví plamen modře.

Francium

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

PŘECHODNÉ PRVKY

Umístění v PS:

- zaujímají d-blok v tabulce PS
- vytvářejí 10 3-členných skupin počínající

Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn

Obě krajní skupiny tj. skupina Sc a Zn mají částečně chování prvků nepřechodných

- u skupiny Zn: prvky v chem. vazbě **neuplatňují el. z d-orbitalů**
- u skupiny Sc: prvky **pouze ox.č. III**, navíc velký kation M^{3+} připomíná kationty prvků z bloku **s** nebo **p**.

Na rozdíl od prvků bloku **s** a **p** obsazují kovy z **d**-bloku větší počet orbitalů se stejným vedlejším kvantovým číslem

⇒ větší obdoba chemického chování ve vodorovném směru.

Přechodné kovy

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H	<i>n s</i>											<i>n p</i>			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	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Lr	Rf	Ha													

(n-1) d

vnitřně přechodné

Lanthanoidy

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

Aktinoidy

Elektronová konfigurace

21	Sc	$4s^2 3d^1$
22	Ti	$4s^2 3d^2$
23	V	$4s^2 3d^3$
24	Cr	$4s^1 3d^5$
25	Mn	$4s^2 3d^5$
26	Fe	$4s^2 3d^6$
27	Co	$4s^2 3d^7$
28	Ni	$4s^2 3d^8$
29	Cu	$4s^1 3d^{10}$
30	Zn	$4s^2 3d^{10}$

39	Y	$5s^2 4d^1$
40	Zr	$5s^2 4d^2$
41	Nb	$5s^1 4d^4$
42	Mo	$5s^1 4d^5$
43	Tc	$5s^1 4d^6$
44	Ru	$5s^1 4d^7$
45	Rh	$5s^1 4d^8$
46	Pd	$5s^0 4d^{10}$
47	Ag	$5s^1 4d^{10}$
48	Cd	$5s^2 4d^{10}$

71	Lu	$6s^2 4f^{14} 5d^1$
72	Hf	$6s^2 4f^{14} 5d^2$
73	Ta	$6s^2 4f^{14} 5d^3$
74	W	$6s^2 4f^{14} 5d^4$
75	Re	$6s^2 4f^{14} 5d^5$
76	Os	$6s^2 4f^{14} 5d^6$
77	Ir	$6s^2 4f^{14} 5d^7$
78	Pt	$6s^1 4f^{14} 5d^9$
79	Au	$6s^1 4f^{14} 5d^{10}$
80	Hg	$6s^2 4f^{14} 5d^{10}$

Rozdělení na 3 řady:

4.perioda (1.řada přechodných kovů)

5.perioda (2.řada přechodných kovů)

6.perioda (3.řada přechodných kovů)

Zvlášť vyčleněny z d-bloku:

- **Lanthanoidy** - prvky stojící za La s at. č. 58 - 71
- **Aktinoidy** - prvky stojící za Ac s at. č. 90 - 103

Velká podobnost i ve skupinách, největší podoba je mezi prvky 2. a 3. přechodné řady - způsobeno **tzv. lanthanoidovou kontrakcí**

- obsazování 7 orbitalů 4f spojeno s kontrakcí atomů lanthanoidů, která zhruba odpovídá průměr. přírůstku ve velikosti atomů při přechodu od 5. periody (2. přech. řady) k 6. periodě (3. přech. řadě)

⇒ mezi prvky 1. a 2. přech. řady je přírůstek ve velikosti atomového poloměru cca $0.1-0.2 \times 10^{-10}$ m

ale mezi prvky 2. a 3. přech. řady se prakticky neliší. Např.:

Ti **1.45×10^{-10} m**

Zr **1.60×10^{-10} m**

Hf **1.59×10^{-10} m**

⇒ obdoba v chem. vlast. prvků 2. a 3. přech. řady

Základní vlastnosti

oxidační čísla

- větší počet el. ve větším počtu orbitů ve srovnání s nepřech. prvky se projevuje ve větším počtu ox.čísel
- elektrony snadno přecházejí mezi valenč. orbitály, proto jsou ox. čísla proměnlivá.
⇒ velký počet a nestálost ox.čísel
- od skupiny Sc až ke skupině Mn se mohou uplatnit ve sloučeninách všechny valenč. elektrony, max. ox. číslo je skupinovým ox.číslem
- počínaje skupinou Fe ztrácejí přechodné prvky při svém velkém počtu el. tuto schopnost a max. ox. číslo je nižší než součet valenč.el. d a s (kromě Ru a Os)
- u triád Fe a platinových kovů nabývají význam ox.čísla II, III a IV

Oxidační stavy

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
III	(II)	II	(II)	II	II	II	II	I	II
	III	III	III	III	III	III	(III)	II	
	IV	IV	(IV)	IV	(IV)			(III)	
		V	VI	(VI)	(VI)				
				VII					

Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
III	IV	(III)	(II)	(II)	(II)	(II)	II	I	II
		IV	(III)	IV	III	III		III	
		V	(IV)	(V)	IV	IV			
			V	(VI)	VI	(VI)			

Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
III	IV	(IV)	(II)	IV	(II)	(I)	II	I	I
		V	(III)	(V)	III	(II)	IV	III	II
			(IV)	VI	IV	III			
			V	VII	VI	IV			
			VI		VIII	(VI)			

U sloučenin se skupin. ox. číslem přechod. kovu, při kterém nabývá prvek el. konfigurace vzácného plynu (tj. bez všech **d** a **s** el.) se uplatňuje obdoba v chování se sloučeninami nepřechodných prvků se stejným ox. číslem (pravidlo n+10).

- např. shodné chemické chování pro:

chromany - sírany

manganistany - chloristany

wolframany – tellurany

Při porovnání přechodných prvků 1. řady s přechod.prvky 2. a 3. řady - vzrůst stálosti vyšších ox. čísel s výjimkou skupin Sc, Ti a V (kde se uplatňují pouze skupin. ox. čísla) a pokles stálosti nižších ox. čísel.

⇒ důsledky: např. chroman je silným ox. činidlem ale wolframan je oxidoredukčně stálý, naopak sloučeniny Cr^{3+} stálé, ale wolframité nestálé (reduk. činidla)

S ox.číslem souvisí **kyselinotvornost** či **zásadotvornost** oxidů:

- se vzrůstajícím ox. číslem klesá zásadotvornost oxidů.

Např. $\text{Cr}^{\text{II}}\text{O}$ je zásadotvorný a rozpouští se v kyselinách za tvorby chromnatých solí, Cr_2O_3 je amfoterní a tvoří Cr^{3+} soli v kyselém prostředí a chromitany $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ v alkalickém, CrO_3 je pouze kyselinotvorný a poskytuje chromany nebo dvojchromany.

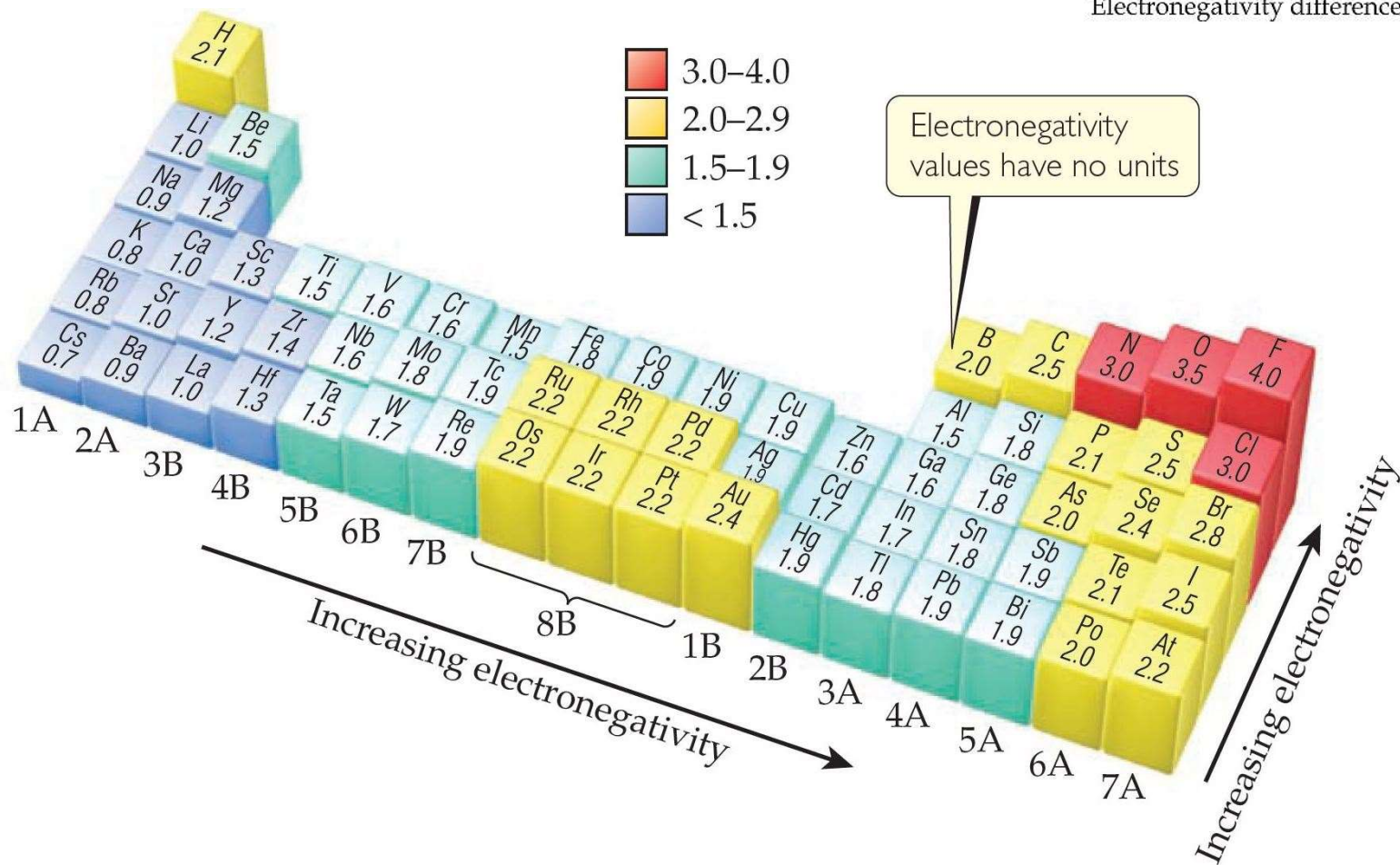
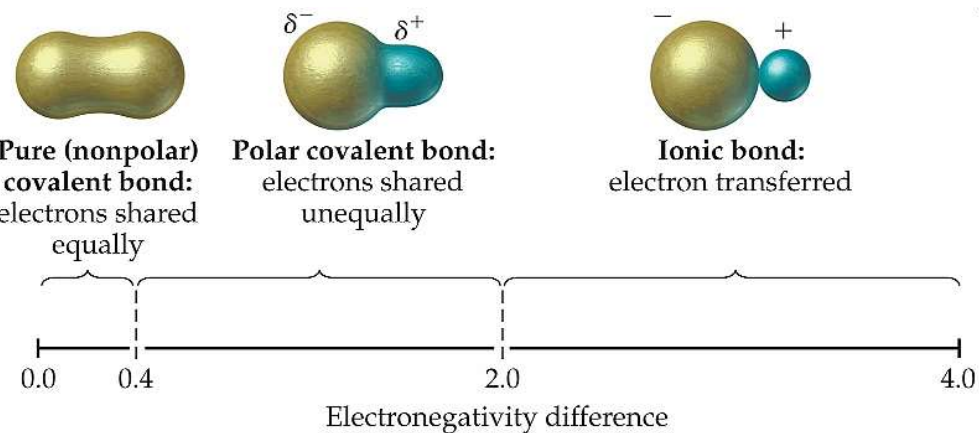
Všechny přechodné prvky jsou kovy, tvrdé, pevné, mají vysoké body tání i varu, dobré vodiče tepla i el. proudu, ve sloučeninách často paramagnetické

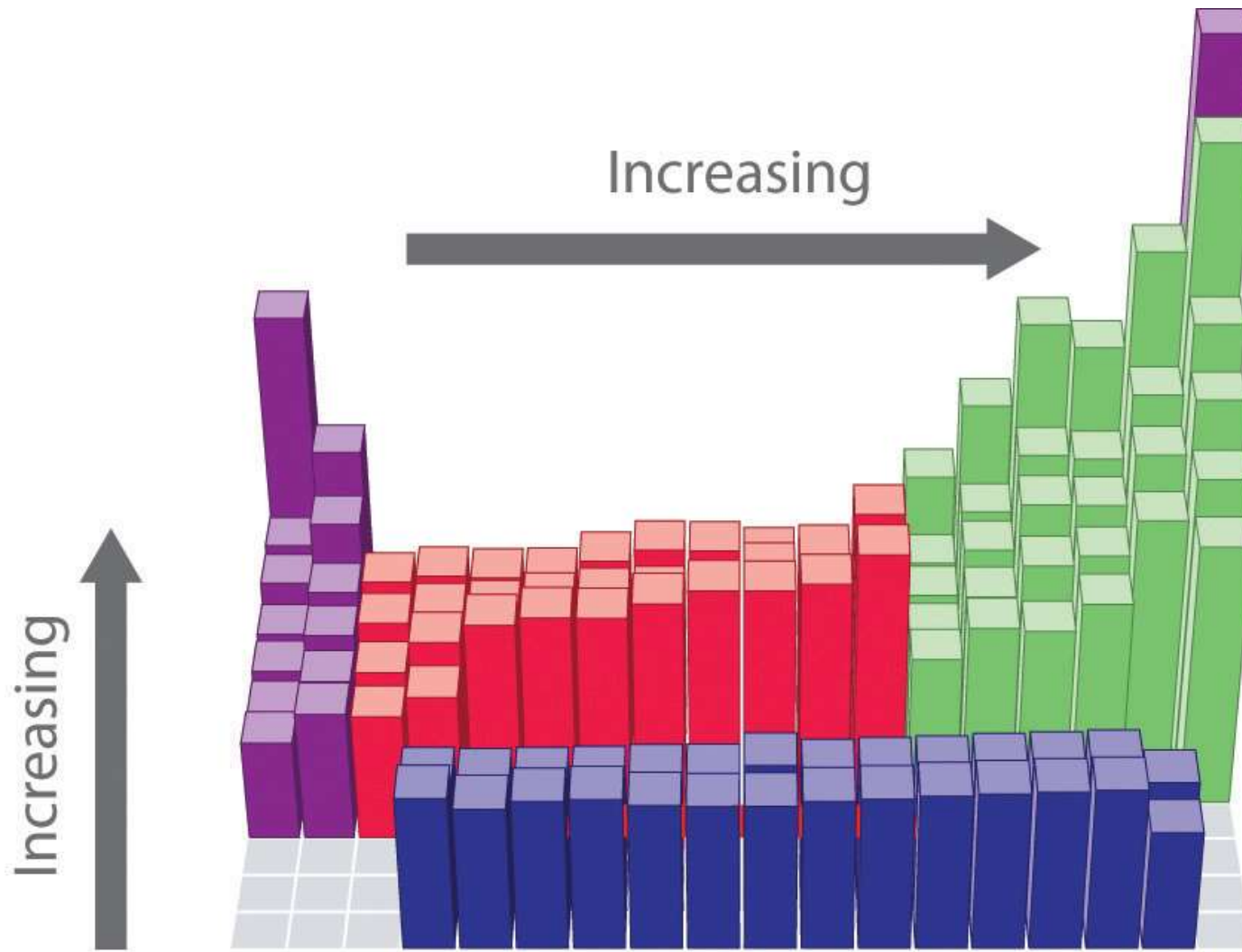
Charakteristická je schopnost tvořit komplexy (volné d orbitaly vytvářejí příznivé podmínky pro tvorbu koordinačních sloučenin)

⇒ kationty přechodných prvků jsou **komplexotvorné částice**

s nukleofilními molekulami či ionty tvoří **koordinační sloučeniny**

Elektronegativita





First ionization energy (kJ/mol)

s block
 p block
 d block
 f block

Pravidlo n + 10

Existují podobnosti chemických vzorců a struktur pro stejné oxidační stavy mezi (*n*)-tým členem 1. periody přechodných (d-) prvků a (*n* + 10)-tým členem 3. periody nepřechodných (p-) prvků.

P^V a V^V: PO_4^{3-} a VO_4^{3-} jsou silné báze, tvoří polymerní anionty $\text{P}_4\text{O}_{12}^{4-}$ a $\text{V}_4\text{O}_{12}^{4-}$. Také tvoří analogické oxochloridy POCl_3 a VOCl_3 , a soli obsahující obdobné fluoroanionty PF_6^- a VF_6^- .

S^{VI} a Cr^{VI}: SO_4^{2-} a CrO_4^{2-} jsou isomorfní a existují dimerní anionty $\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$ a $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Prvky tvoří těkavé oxochloridy SO_2Cl_2 (b.t. $-54\text{ }^\circ\text{C}$, b.v. $69\text{ }^\circ\text{C}$) a CrO_2Cl_2 (b.t. $-96\text{ }^\circ\text{C}$, b.v. $117\text{ }^\circ\text{C}$), které se rozkládají vodou. SO_3 i CrO_3 jsou silně kyselé pevné látky s nízkým bodem tání a reagující s vodou.

Cl^{VII} a Mn^{VII}: oxyanionty ClO_4^- a MnO_4^- jsou silná oxidační činidla a jejich soli jsou isomorfní. Oxidy Cl_2O_7 a Mn_2O_7 jsou silně explozivní kapaliny už při pokojové teplotě. Cl a Mn také tvoří oxidy v oxidačním stavu +4 (ClO_2 je plyn, MnO_2 je pevná látka).

Tyto podobnosti mezi prvky se odrážejí v krátké formě periodické tabulky.

		Group																		
		a I b	a II b	a III b	a IV b	a V b	a VI b	a VII b	a VIII b											
1	I	H 1													He 2					
2	II	Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9							Ne 10					
3	III	Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17							Ar 18					
4	IV	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25							Fe 26	Co 27	Ni 28			
	V	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35							Kr 36					
5	VI	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43							Ru 44	Rh 45	Pd 46			
	VII	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53							Xe 54					
6	VIII	Cs 55	Ba 56	57-71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75							Os 76	Ir 77	Pt 78			
	IX	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85							Rn 86					
7	X	Fr 87	Ra 88	89-103	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107							Hs 108	Mt 109	Ds 110			
	XI	Rg 111	Cn 112	Nh 113	Fl 114	Mc 115	Lv 116	Ts 117							Og 118					

Higher oxides	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
Volatile hydrogen compounds			$[(RH_3)_x]$	RH_4	RH_3	RH_2	RH	

57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

II. B prvky

Zn



Cd



Hg

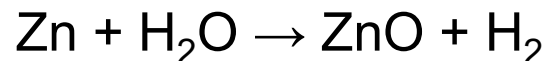


Elements	Symbol	Atomic no.	Electronic configuration
Zinc	Zn	30	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ²
Cadmium	Cd	48	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ²
Mercury	Hg	80	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²

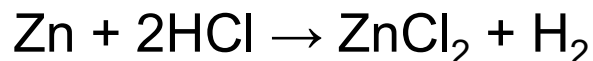
1 H 1.008																	2 He 4.0026
3 Li 6.94	4 Be 9.0122											5 B 10.81	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.180
11 Na 22.990	12 Mg 24.305	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.982	14 Si 28.085	15 P 30.974	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.948
19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.867	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.630	33 As 74.922	34 Se 78.97	35 Br 79.904	36 Kr 83.798
37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.95	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71 *	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89-103 #	104 Rf (261)	105 Db (268)	106 Sg (271)	107 Bh (278)	108 Hs (277)	109 Mt (276)	110 Ds (281)	111 Rg (280)	112 Cn (285)	113 Nh (286)	114 Fl (289)	115 Mc (289)	116 Lv (293)	117 Ts (294)	118 Og (294)
* Lanthanide series			57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.05	71 Lu 174.97
# Actinide series			89 Ac (227)	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)

Zinek

je modrobílý lesklý kov, při vyšších teplotách velmi tažný. Na vzduchu se pokrývá vrstvou oxidu. Při teplotě 60°C se zinek přímo slučuje s halogeny, při 130°C reaguje se sírou. Od teploty 400°C reaguje s fosforem a arsenem. S dusíkem přímo nereaguje, ale s amoniakem tvoří při teplotě 600°C nitrid Zn_3N_2 . Se selenem a tellurem se slučuje až při teplotě 900°C. Při teplotě 700°C reaguje s vodní párou:



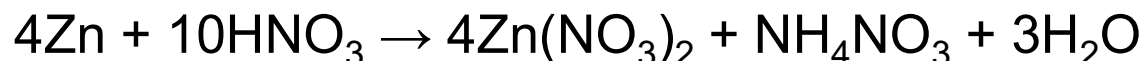
Zinek se dobře rozpouští v neoxidujících kyselinách za vývoje vodíku:



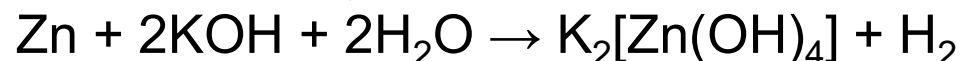
Reakce zinku s koncentrovanými oxidujícími kyselinami probíhají bez vývoje vodíku:



Reakce zinku s velmi zředěnou kyselinou dusičnou probíhá za vzniku dusičnanu amonného:



Zinek patří mezi amfoterní kovy, reakcí zinku s alkalickými hydroxidy vznikají alkalické tetrahydroxozinečnatany:



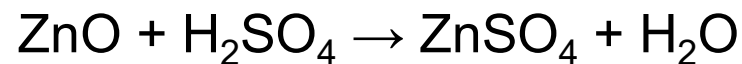
Zinek tvoří celou řadu sloučenin, ve kterých je znám pouze v oxidačním stupni II. Vodné roztoky solí zinku jsou bezbarvé s výjimkou lehce nažloutlého jodidu zinečnatého ZnI_2 , nerozpustné sloučeniny zinku jsou bílé látky, mezi barevné výjimky patří nerozpustný světležlutý chroman zinečnatý $ZnCrO_4$. Zinek vytváří četné komplexní sloučeniny ve kterých se obvykle vyskytuje ve formě komplexního kationtu, tvorba komplexních aniontů zinku je méně obvyklá.

V přírodě se zinek nalézá ryzí a v rudách **smithsonit** $ZnCO_3$, **sfalerit** ZnS , **hemimorfit** (willemite) $Zn_2SiO_4 \cdot H_2O$, **zinkit** ZnO nebo **franklinit** $ZnFe_2O_4$. Pro průmyslovou výrobu zinku má dnes rozhodující význam smithsonit. Nenahraditelný je zinek pro lidský organismus.

Výroba zinku se prováděla suchým způsobem **redukci oxidu zinečnatého uhlíkem** v plynné fázi. Pro výrobu zinku suchým způsobem se používaly muflové pece různých konstrukcí (*slezská pec, belgická pec, porýnská pec*). Surovina pro muflové pece se připravovala tzv. "převalováním". Při převalování se chudé křemičitanové a uhličitanové zinkové rudy pražily v rotační peci s koksem a oxidem vápenatým. Vzniklý oxid zinečnatý sloužil jako vsázka pro muflové pece.

Surový hutní zinek se **rafinuje** frakční destilací v destilační koloně vyložené karbidem křemíku. Při destilační rafinaci zinku se jako cenný vedlejší produkt získává germanium, kadmium a indium.

Dnes je obvyklejší **elektrolytický způsob** výroby zinku, který poskytuje kov vysoké čistoty bez nutnosti další rafinace. Suroviny pro elektrolýzu se připravují pražením zinkových rud s chloridem sodným s následným vyluhováním vodou nebo častěji přímým vyluhováním pražené zinkové rudy kyselinou sírovou. Jako loužící činidlo se používá vratný elektrolyt s obsahem kyseliny sírové:



Po kyselém loužení následuje elektrolýza síranu zinečnatého, která probíhá v dřevěných nebo betonových elektrolyzérech s olověnou anodou a hliníkovou katodou. Pracuje se při teplotě 30-35°C s napětím 3,5V. Vzniklý elektrolyt s obsahem kyseliny sírové se opět používá k loužení praženého rudného koncentrátu. Odpadní anodové kaly z elektrolytické výroby zinku jsou zdrojem dalších cenných prvků, zejména platiny a palladia.

Používá se k **povrchové úpravě železa**, k výrobě plechů a zejména řady slitin. Pozinkovaný železný plech se vyrábí řadou postupů, nejčastější je galvanické pokovování, postřikování, napařování nebo žárové nanášení tenkého povlaku zinku.

Zinek má velmi dobré vlastnosti pro **výrobu odlitků** – díky výborné zatékavosti vyplňuje roztavený zinek dokonale odlévací formu. Vyrábí se tak kovové součástky, které jsou dobře odolné vůči atmosférickým vlivům (v suchu nekorodují, ale ve vlhku výrazně), ale nemusejí snášet výrazné mechanické namáhání, protože zinek je mechanicky velmi málo odolný. Příkladem mohou být některé části motorových karburátorů, kovové ozdoby, okenní kliky, konve, vědra, vany, střešní okapy, střechy, obkládání nádrží, skříní, ledniček apod.

Jako **legující přísada** podstatným způsobem zvyšuje pevnost slitin hliníku, ale má negativní vliv na jejich korozivzdornost.

Kovový zinek nalézá uplatnění také při laboratorní **přípravě vodíku**, práškový zinek je v laboratorní praxi osvědčeným prostředkem k **likvidaci rozlité rtuti**.

Poměrně významné místo patřilo zinku ve výrobě **galvanických článků** (a jejich baterií). Dodnes je běžně užíván zinko-uhlíkový článek. V této oblasti se ale stále více využívají jiné principy, které pracují s jinými prvky, zejména niklem a lithiem.

Ze slitin zinku je nejvýznamnější slitina s mědí – bílá a červená **mosaz**. Prakticky se využívá řady různých mosazí s odlišným poměrem obou kovů, které se liší jak barvou tak mechanickými vlastnostmi – tvrdostí, kujností, tažností i odolností proti vlivům okolního prostředí. Obecně se mosaz oproti čistému zinku vyznačuje výrazně lepší mechanickou odolností i vzhledem. Bílá mosaz se skládá z 85 % zinku, 5 % hliníku a 10 % mědi.

Zinek se v menší míře používá i při výrobě **klenotnických slitin** se zlatem, stříbrem, mědí a niklem.

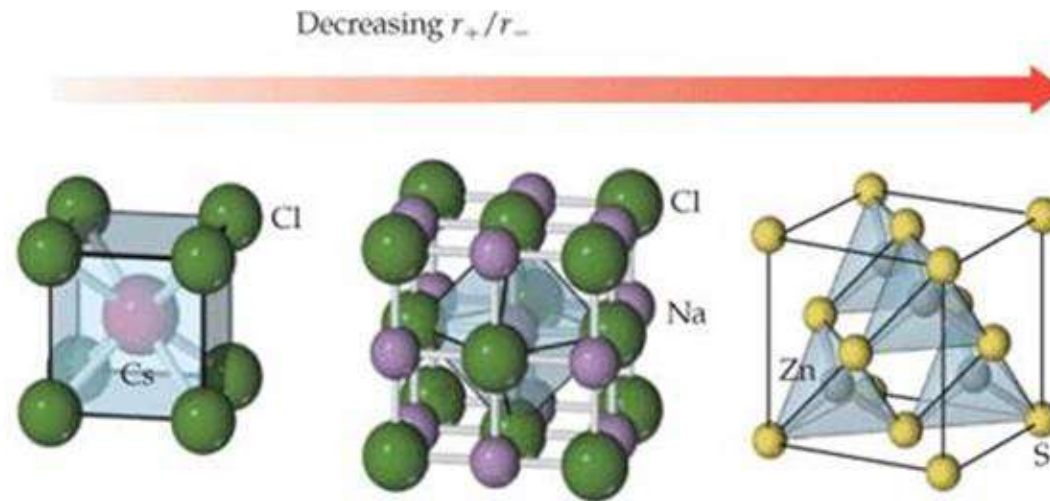
Využívá se ho také k **srážení zlata** vyluhovaného kyanidem a v hutnictví k odstříbřování olova – tzv. **parkesování**.

Další využití zinku je při **výrobě závaží** pro vyvažování automobilových kol jako náhrada za toxické olovo.

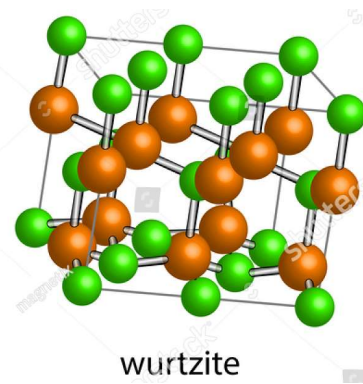
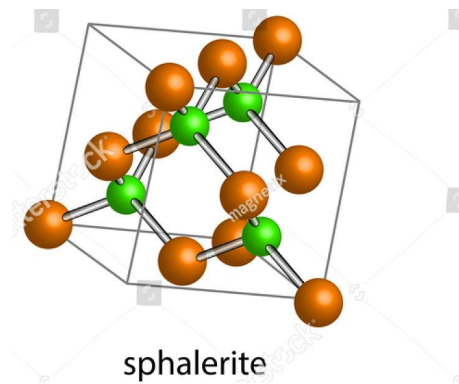
Ze zinku se také razily **mince** (zejména za válečných období) – protektorátní 10, 20 a 50 haléře a 1 koruny a některé říšské pfennigy.

Přítomnost zinku v organismu je **nezbytnou podmínkou pro správné fungování řady enzymatických systémů** – nejvýznamnější je patrně inzulínový.

Sulfid zinečnatý ZnS, *zinkové blejno*, *sfalerit*, se používá jako antikorózní nátěr na železo, např. mosty a části strojů. Směsí sulfidu zinečnatého a síranu barnatého je bílý pigment lithopon. Hexagonální modifikace sulfidu zinečnatého α -ZnS (*Sidotovo blejno*, *wurtzit*) vykazuje vlivem radioaktivního záření výraznou modrou luminiscenci a používá se ke konstrukci stínítek indikačních přístrojů (*scintilátory*) a pro světélkující stupnice přístrojů.



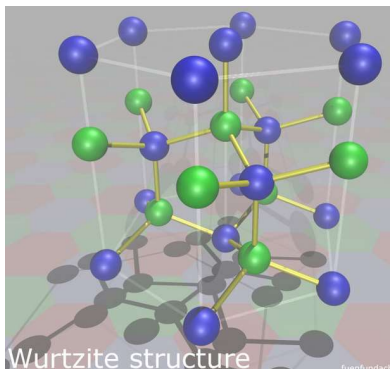
	CsCl	NaCl	ZnS
Cation radius, r_+ (Å)	1.81	1.16	0.88
Anion radius, r_- (Å)	1.67	1.67	1.70
r_+/r_-	1.08	0.69	0.52
Cation coord. number	8	6	4
Anion coord. number	8	6	4



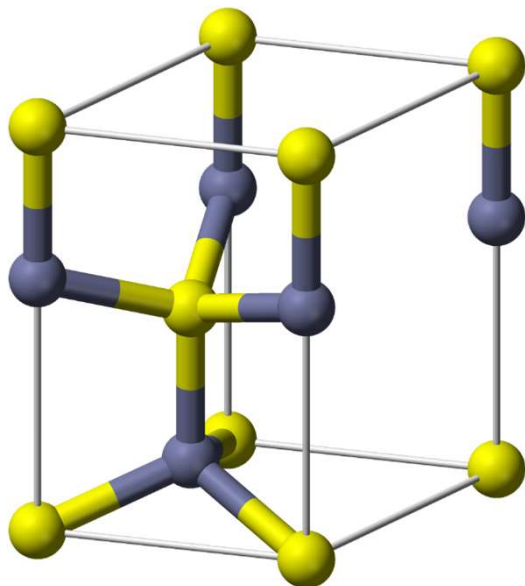
	Zinc Blende	Wurtzite
DEFINITION	Zinc blende is the cubic crystals structure shown by zinc sulfide (ZnS)	Zinc blende is the cubic crystals structure shown by zinc sulfide (ZnS)
CRYSTAL SYSTEM	Cubic	Hexagonal
DENSITY	High	Low
ASYMMETRIC UNITS	Has 4 asymmetric units	Has 2 asymmetric units
STABILITY	Thermodynamically more stable	Thermodynamically less stable



wurtzit

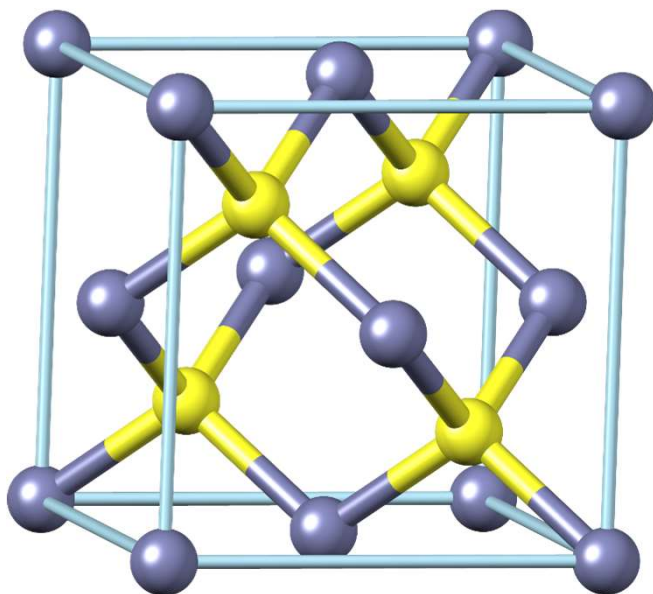


Hexagonální
struktura

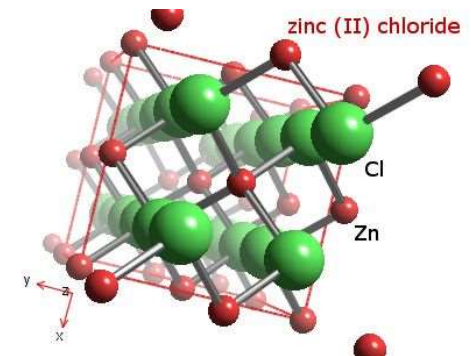
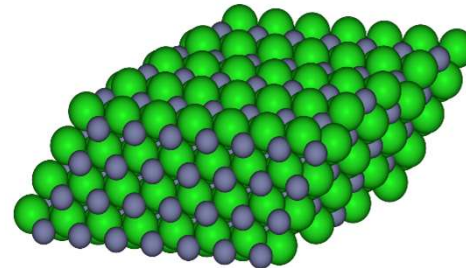


sfalerit

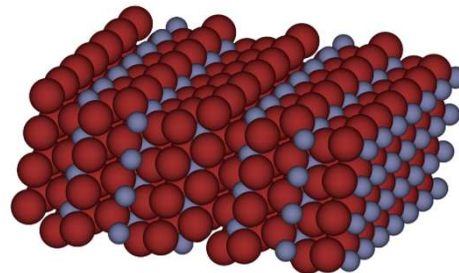
Kubická
struktura
(diamant)



Chlorid zinečnatý ZnCl_2 je bílá krystalická látka, dobře rozpustná ve vodě i v organických rozpouštědlech, je značně hygroskopický. Slouží jako impregnační prostředek pro ochranu dřeva před plísněmi a hnilobou. Používá se také při výrobě deodorantů, v lékařství, v tisku tkanin, při výrobě organických barviv a například při naleptávání kovů při pájení. V roztoku vytváří podvojně adiční i komplexní sloučeniny.

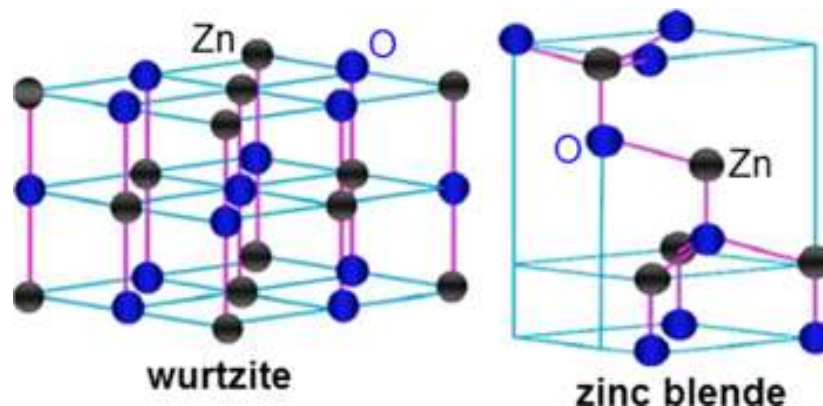


Bromid zinečnatý ZnBr_2 se používá jako laboratorní činidlo v organické chemii, slouží jako elektrolyt v zinko-bromidových bateriích a používá se k přípravě velmi hustých roztoků k výplachům ropných vrtů.

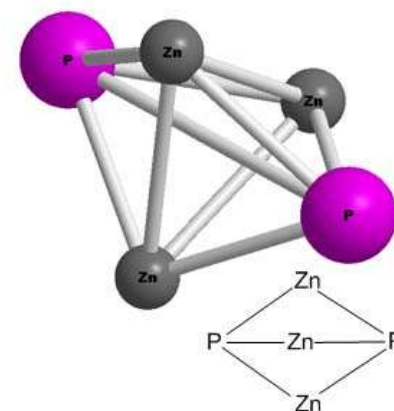


Jodid zinečnatý ZnI_2 se používá jako stínící prostředek v průmyslové radiografii.

Oxid zinečnatý ZnO slouží jako plnicí prostředek při výrobě vulkanizovaného kaučuku, jako bílý pigment zinková běloba a je hlavní součástí dentálního cementu. Nachází uplatnění i v keramickém a sklářském průmyslu při výrobě speciálních chemicky odolných skel a glazur nebo emailů.



Fosfid zinečnatý ZnP_2 je perspektivním materiálem pro výrobu pokročilých fotovoltaických článků, dříve se používal jako rodenticid.



Antimonidy zinku ZnSb , Zn_3Sb_2 a Zn_4Sb_3 mají polovodivé vlastnosti a používají se v infračervených detektorech a termokamerách.

Síran zinečnatý ZnSO_4 je bílá krystalická látka, dobře rozpustná ve vodě, známá také jako *bílá skalice* v podobě svého heptahydrátu síranu zinečnatého $\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$. V přírodě se vyskytuje jako nerost *goslarit*. Síran zinečnatý slouží jako součást barviv pro potisk tkanin i přípravků pro impregnaci dřeva, k přípravě lithopon, v galvanostegii, v lékařství a je základní látkou pro přípravu dalších zinečnatých sloučenin. Zředěné vodné roztoky této soli mají dezinfekční účinky. V roztoku vytváří síran zinečnatý adiční a podvojně sloučeniny. Připravuje se rozpouštěním hydroxidu zinečnatého, uhličitanu zinečnatého, oxidu zinečnatého nebo zinkových odpadů v kyselině sírové.

Peroxid zinku ZnO_2 se v minulosti používal jako desinfekční prostředek, v současnosti se využívá v pyrotechnice.

Hydroxid zinečnatý Zn(OH)_2 slouží k přípravě chirurgických obvazů.

Kyanid zinečnatý Zn(CN)_2 je součástí lázní pro galvanické pozinkování.

Dusičnan zinečnatý $\text{Zn(NO}_3)_2$ se používá jako mořidlo při barvení tkanin.

Chlorečnan zinečnatý $\text{Zn(ClO}_3)_2$ se jako silné oxidační činidlo používá v pyrotechnice.

Molybdenan zinečnatý ZnMoO_4 , **chroman zinečnatý** ZnCrO_4 a **fosforečnan zinečnatý** $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$ jsou jako inhibitory koroze součástí antikoročních přípravků.

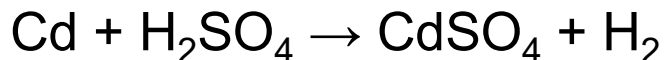
Octan zinečnatý $\text{Zn}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ se používá se jako ochranný prostředek proti ohni, v lékařství jako kloktadlo a k omývání při kožních onemocněních.

Stearan zinečnatý $\text{C}_{36}\text{H}_{70}\text{O}_4\text{Zn}$ slouží jako lubrikant a separační přípravek při lisování plastů.

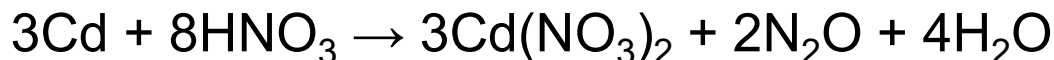
Dimethylzinek $(\text{CH}_3)_2\text{Zn}$ je první známá organokovová sloučenina, sehrál důležitou úlohu při přípravě řady dalších organokovových sloučenin a dodnes se využívá při výrobě polovodičů.

Kadmium

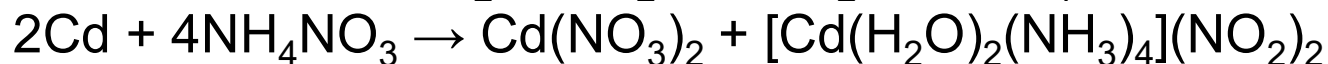
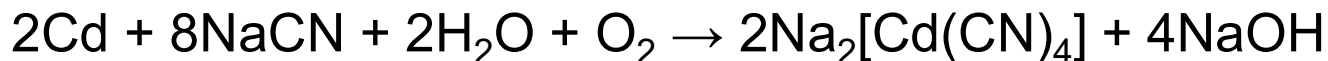
je bílý, lesklý, měkký a velmi tažný kov. Na vzduchu se kadmium pokrývá vrstvou oxidu, za vyšších teplot reaguje s halogeny. Zapáleno v atmosféře kyslíku shoří jasným červeným plamenem za vzniku hnědého oxidu kademnatého CdO. Za normálních podmínek se neslučuje s dusíkem ani s vodíkem. Snadno se rozpouští v kyselinách, reakce kadmia se zředěnou kyselinou sírovou probíhá za vývoje vodíku, v koncentrované kyselině sírové se rozpouští za vývoje oxidu siřičitého:



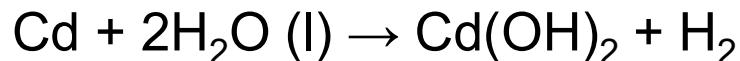
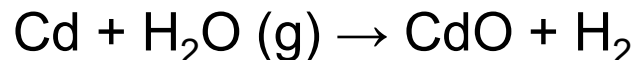
Se zředěnou kyselinou dusičnou reaguje za vývoje oxidu dusného:



V přítomnosti vzdušného kyslíku je dobře rozpustné v roztocích alkalických kyanidů a reaguje s vodným roztokem dusičnanu amonného:



Kovové kadmium reaguje s vodní párou za vzniku oxidu kademnatého, práškové kadmium reaguje s vodou za vzniku hydroxidu kademnatého:



Kadmium tvoří řadu binárních i komplexních sloučenin ve kterých se vždy vyskytuje v oxidačním stupni II. **Jednomocné kadmium** se vyskytuje vzácně pouze v několika sloučeninách, např. tetrachlorohlinitan kademný $\text{Cd}_2[\text{AlCl}_4]_2$.

Jedna z mála barevných sloučenin kadmia je sulfid kademnatý CdS , lehce nažloutlý je ještě bromid kademnatý CdBr_2 , většina ostatních rozpustných i nerozpustných sloučenin kadmia je bílá či bezbarvá, dokonce i rozpustný chroman kademnatý CdCrO_4 je bezbarvý s nepatrným nažloutlým nádechem - jedná se tak o jeden z mála známých prakticky bezbarvých chromanů.

Zajímavé je chování kadmia v roztocích sloučenin zlata, jako jediný neušlechtilý kov totiž kadmium **neredukuje zlato v elementární formě**, ale ve formě intermetalické sloučeniny Cd_3Au .

Většina rozpustných sloučenin kadmia je silně jedovatá. Díky prokázané toxicitě kadmia převládá v současné době tendence k jeho nahrazování jinými kovy všude tam, kde je to technicky a ekonomicky možné.

V přírodě se kadmium nachází nejčastěji jako příměs v zinkových a olověných rudách. V oxidační zóně ložisek Zn-rud vznikají také samostatné minerály kadmia (např. **kadmoselit** CdSe, **monteponit** CdO, **otavit** CdCO₃ nebo **hawleyit** CdS).

Základní surovinou pro výrobu kadmia jsou odpadní produkty po rafinaci zinku, ze kterých se kadmium získává dvěma základními postupy.

Při **mokrém postupu** se využívá loužení kyselinou sírovou, kadmium přejde do roztoku jako rozpustný síran kademnatý. Hlavní znečišťující příměsi, olovo a měď, zůstávají v nerozpustném zbytku. Z roztoku je poté kadmium vyredukováno práškovým zinkem ve formě kadmiové houby. Kadmiová houba se po promytí opět rozpouští v kyselině sírové, z roztoku se vylučuje kadmium elektolyticky. Elektrolytické kadmium se vyrábí o čistotě až 99,95%.

Druhou možností výroby kadmia je **frakční destilace**. Destilace se provádí v litinových retortách za teplot 600-800°C, získaný kondenzát s obsahem kadmia se v redukčním prostředí ještě jednou destiluje. Produktem destilace je surové hutní kadmium, rafinace na čistotu 99,5% se provádí přetavováním pod vrstvou hydroxidu sodného.

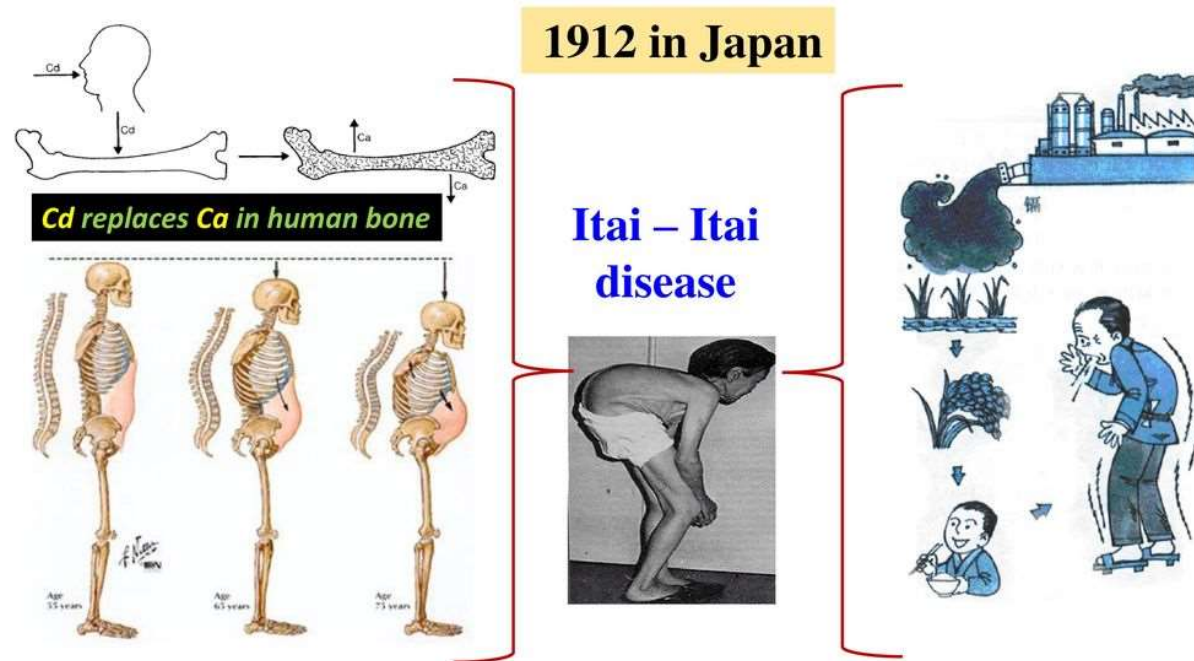
Kadmium se používá k **povrchovému pokovování** jiných kovů (především pro železo a jeho slitiny) proti korozi, k výrobě lehkotavitelných slitin, ložiskových kovů s velmi nízkým koeficientem tření a pájek. Slitina kadmia se zlatem se využívá ve šperkařství pod názvem **zelené zlato**.



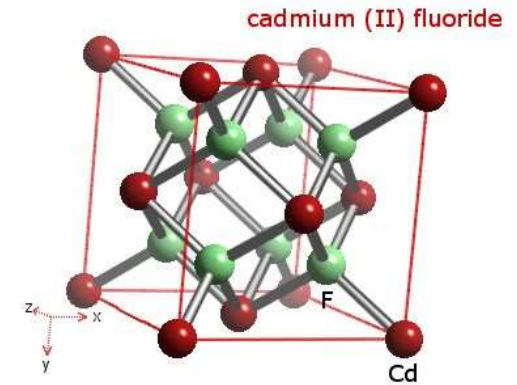
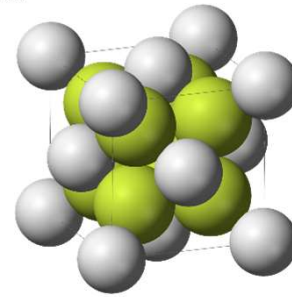
Kadmium je nezbytné pro výrobu **nikl-kadmiových akumulátorů**, kde slouží jako materiál pro zápornou elektrodu.

Kadmium může snadno vstupovat do různých enzymatických reakcí místo zinku a následné biochemické pochody neproběhnou nebo probíhají jiným způsobem. Příkladem je zablokování inzulínového cyklu, které může působit vážné zdravotní komplikace.

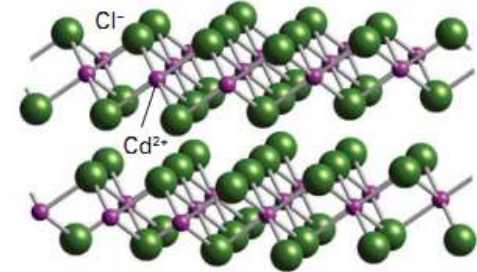
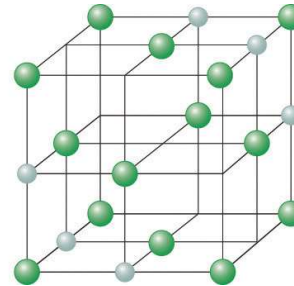
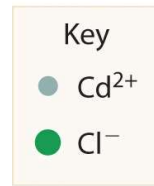
Choroba **Itai-itai** byla důsledkem chronické otravy kadmiiem v prefektuře Toyama v Japonsku. Otrava se projevovala především selháním ledvin a měknutím kostí a byla provázena velkými bolestmi, díky nimž vznikl název pro nemoc. Kadmium se dostávalo z těžebních závodů do řek, jejichž vodou byla zavlažována rýžová pole.



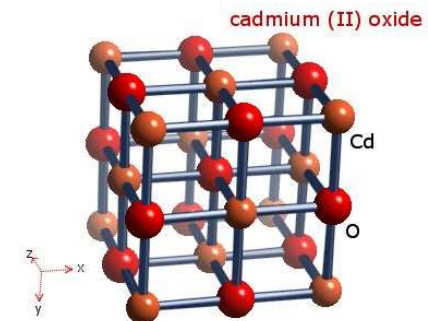
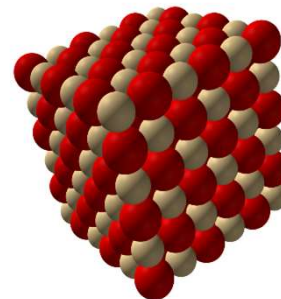
Fluorid kademnatý CdF_2 slouží jako bezkyslíkatý zdroj kadmia ve slitinách a používá se jako činidlo v organické chemii.



Chlorid kademnatý CdCl_2 je výchozí látkou pro přípravu organokovových sloučenin kadmia.



Oxid kademnatý CdO je jako červený pigment součástí keramických glazur.



Sulfid kademnatý CdS (*kadmiová žlut'*) se používá jako žlutý pigment. Uplatnění má i při výrobě CRT televizních obrazovek, kde je součástí luminoforů v množstvích do 5 %.

Sulfoselenid kademnatý CdS_{1-x}Se_x slouží jako oranžový pigment.

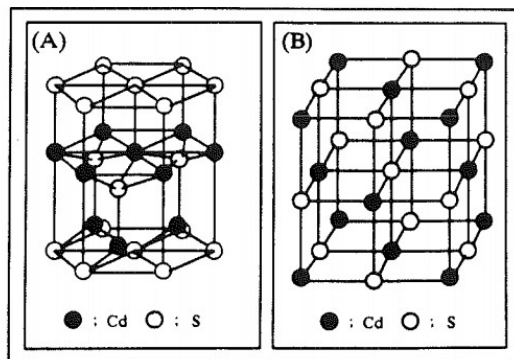
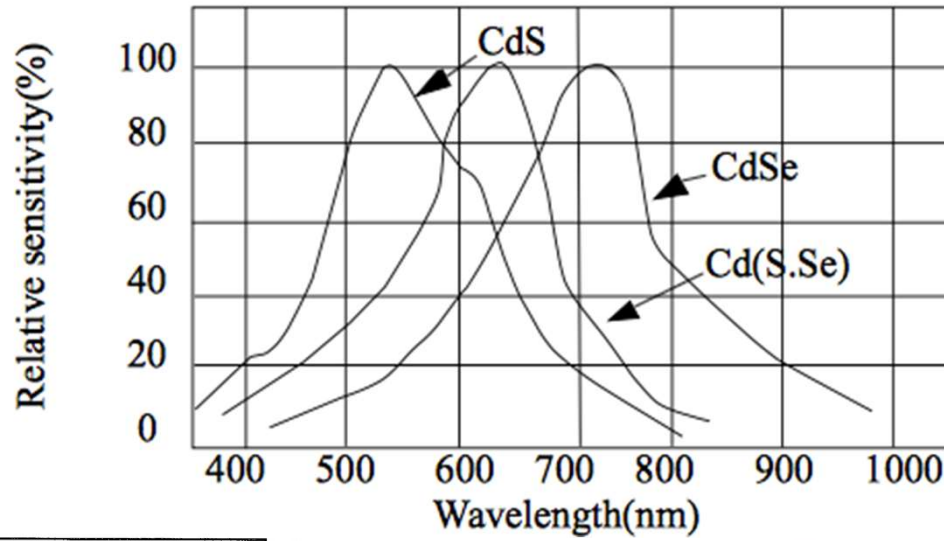
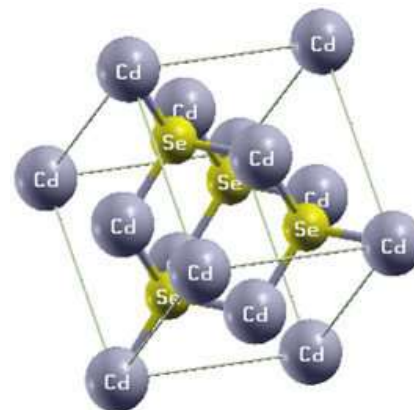
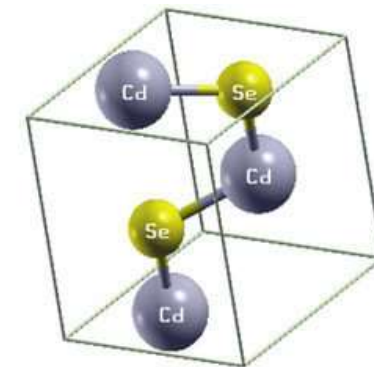


Figure 1. Crystal structure of cadmium sulfide, (A) greenockite (hexagonal type) and (B) hawleyite (cubic type).

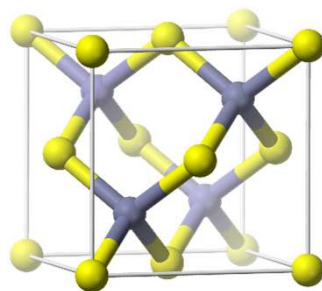


Cubic structure

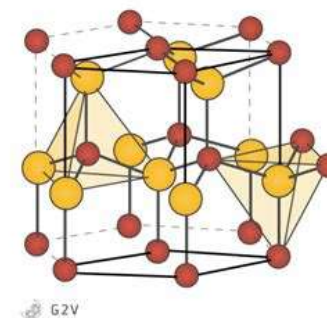


Wurtzite structure

Tellurid kademnatý CdTe slouží k výrobě solárních článků.



CADMIUM TELLURIDE
(CdTe)



Hydroxid kademnatý Cd(OH)₂ je elektrolytem v Ni-Cd člancích.

Kyanid kademnatý Cd(CN)₂ je složkou lázní pro galvanické pokadmiování.

Dusičnan kademnatý Cd(NO₃)₂ se používal jako pyrotechnický osvětlovací zdroj.

Síran kademnatý CdSO₄ se používal k výrobě luminoforů v zářivkách a je součástí elektrolytu Westonova normálového článku.

Chroman kademnatý CdCrO₄ se používá jako inhibitor koroze.

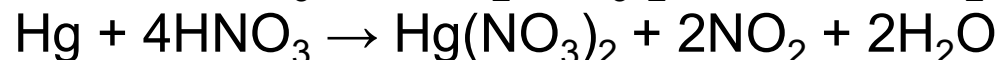
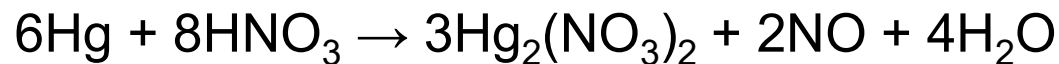
Wolframan kademnatý CdWO₄ slouží k výrobě detektorů gama záření.

Arsenid kademnatý CdAs se používá jako detektor infračerveného záření.

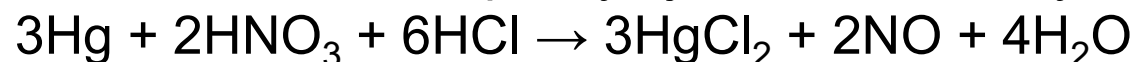
Rtuť

je stříbrobílý, velmi lesklý, za normální teploty kapalným kovem, v tuhém stavu krystaluje v trigonální nebo hexagonální soustavě. Za normální teploty dobře reaguje s chlorem, s řadou kovů (sodík, draslík, měď, zinek, stříbro, kadmium, cín, zlato, olovo) tvoří slitiny - **amalgámy**. Na suchém vzduchu je rtuť stálá, vlivem vlhkosti se rychle oxiduje na HgO.

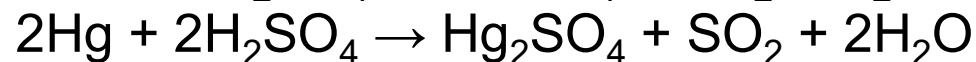
Dobře se rozpouští ve zředěné kyselině dusičné za vzniku dusičnanu rtuťného, s koncentrovanou kyselinou reaguje za vzniku dusičnanu rtuťnatého:



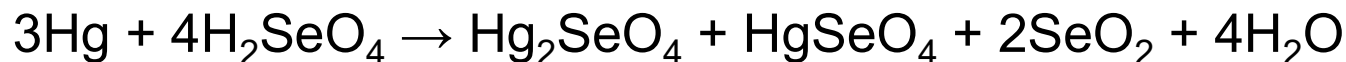
Reakce rtuti s lučavkou královskou poskytuje chlorid rtuťnatý:



Rtuť reaguje také s chladnou i horkou koncentrovanou kyselinou sírovou:



Reakce rtuti s koncentrovanou kyselinou selenovou probíhá za vzniku selenanu rtuťného i rtuťnatého:



Reakce rtuti s koncentrovanou kyselinou jodovodíkovou probíhá za vzniku komplexní kyseliny tetrajodortuťnaté:



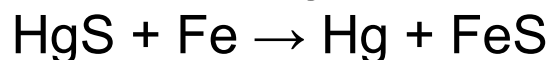
Se sírou se přímo slučuje již při teplotě 130°C, se selenem a tellurem reaguje při teplotě 600°C, s poloniem reaguje od teploty 325°C.

Ve sloučeninách vystupuje rtuť formálně pouze jako **dvoumocná**. V některých sloučeninách jsou však dva atomy rtuti vzájemně vázány, takové sloučeniny se navenek elektrochemicky jeví jako sloučeniny **jednomocné** rtuti. Elektrochemicky jednomocná rtuť obvykle tvoří málo rozpustné sloučeniny a má malý sklon k tvorbě komplexních sloučenin. Dvoumocná rtuť naopak tvoří sloučeniny většinou dobře rozpustné a má silný sklon k tvorbě komplexních sloučenin.

Páry rtuti jsou i v malých dávkách prudce jedovaté.

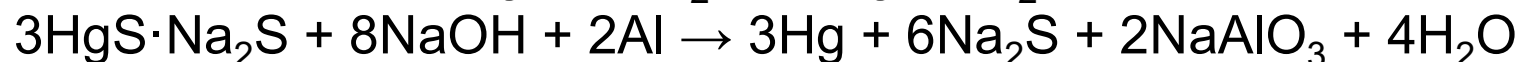
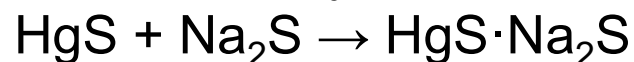
V přírodě se rtuť vyskytuje např. v minerálech **cinabarit** (*rumělka*) HgS , **livingstonit** HgSb_4S_8 , **laffittit** AgHgAsS_3 , **coloradoit** HgTe , **montroydit** HgO , **tiemanit** HgSe , **grumiplucit** HgBi_2S_4 .

Výroba rtuti se v minulosti nejčastěji prováděla **oxidačním pražením cinabaritu** v různých typech šachtových, stříškových nebo rotačních pecí, kdy při teplotách nad 450°C dochází k tepelnému rozkladu HgS na rtuť a SO₂ s následnou kondenzací kovové rtuti. V současnosti jsou tyto pece nahrazovány fluidními pecemi. Bohaté rudy se mohou pražit také bez přístupu vzduchu v retortách, rtuť se z cinabaritu vyredukuje pomocí přídatku železa nebo vápna:



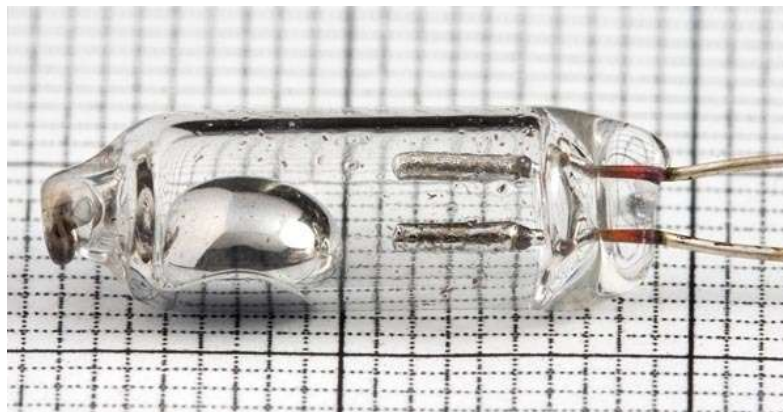
Rtuť vyrobená ve všech typech pecí obsahuje malý podíl olova a zinku a musí se **rafinovat** promýváním zředěnou kyselinou dusičnou nebo opakovanou destilací.

V menší míře se provádí výroba rtuti **mokrou cestou**, která spočívá v rozpouštění jemně mletého cinabaritu v roztoku siřníku sodného, rtuť se poté v alkalickém prostředí z roztoku vysráží hliníkem:



Významným zdrojem rtuti jsou také **pražné plyny** vznikající při pražení ocelku během výroby železa.

Kovová rtuť se používá jako náplň do řady měřících a laboratorních přístrojů (teploměrů a tlakoměrů) a pro výrobu výbojek a spínačů.



Rtuť se používá jako katoda v řadě elektrolytických výrob, např. výroba hydroxidu sodného a chloru. Tato zařízení jsou energeticky náročná a jsou také významným zdrojem znečištění životního prostředí rtutí, a proto jsou postupně nahrazovány.

Elektrický výboj v prostředí rtuťových par s nízkým tlakem spolu s různými inertními plyny vyvolává silné světelné vyzařování v ultrafialové oblasti spektra. To se v luminoforu naneseném na vnitřním povrchu mění ve viditelné záření. Slouží tak při výrobě **osvětlovacích těles** s vyšší světelnou účinností, než klasické žárovky s wolframovým vláknem.



První čínský císař Čchin Š'-chung-ti (260–210 př. n. l.) zemřel po požití směsi rtuti a jadeitového prášku, vydávané za elixír věčného života. V jeho mauzoleu, střeženém terakotovou armádou, se má podle legendy nacházet model říše, kterou sjednotil. Řeky v tomto modelu mají být tvořeny rtutí.

Technicky významné je využití rtuti ve formě amalgámů.

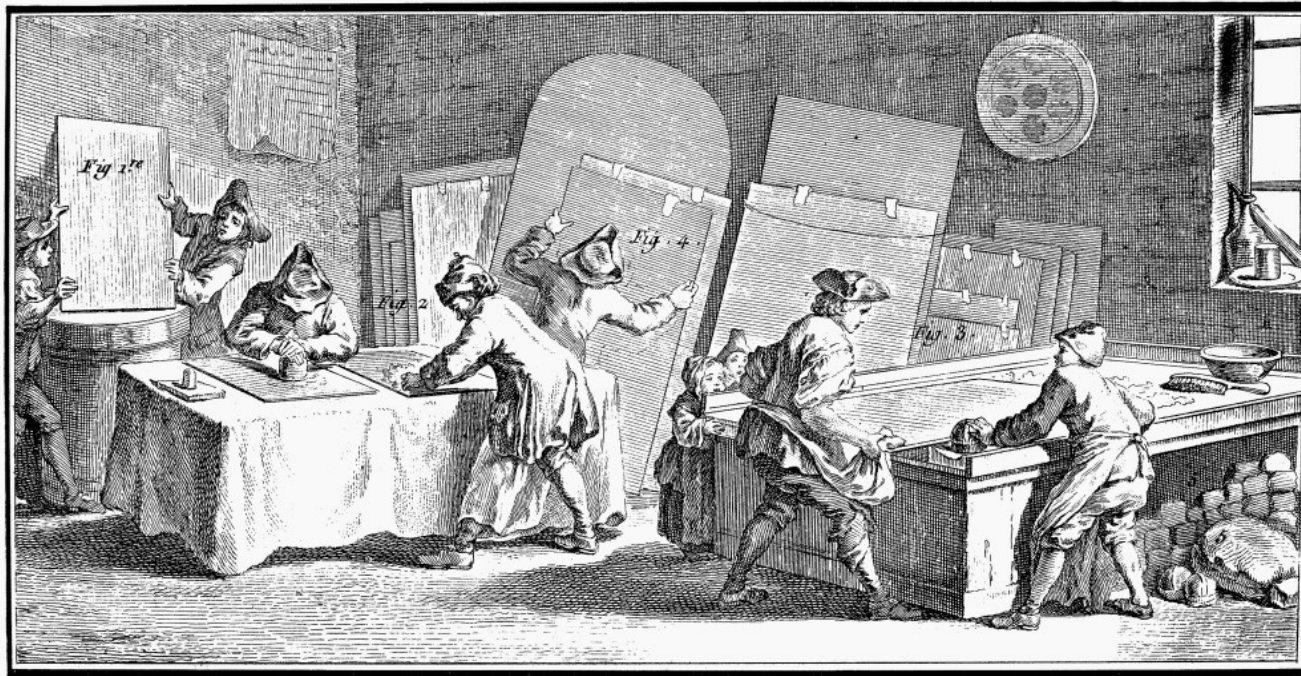
Amalgámy dentální jsou používány v *zubním lékařství* jako velmi odolná výplň zubu po odstranění zubního kazu. V současné době se používají amalgámy, které vzniknou smísením rtuti se slitinou stříbra, mědi a cínu.



Amalgamace zlata se používá při jeho těžbě z rud o vysoké kovnatosti. Jemně rozdrčená hornina se kontaktuje s kovovou rtutí a zlato prakticky kompletně přejde do kapalného amalgámu. Po oddělení od horniny se rtuť oddestiluje a vrací zpět do procesu, získané zlato se pak dále rafinuje. Velkým problémem tohoto způsobu těžby je fakt, že kompletní oddělení rtuti od zbytkové hlušiny je prakticky nemožné a dochází tak ke kontaminaci životního prostředí vysoce toxickou rtutí.

Sodíkový amalgám vznikající při elektrolýze chloridu sodného s použitím rtuťové katody se dále používá k *výrobě hydroxidu sodného* reakcí s vodou. Podstatná část ekologické havárie při záplavách v roce 2002 ve Spolaně Neratovice byla způsobena zatopením provozu elektrolýzy a následnou kontaminací labské vody rtutí.

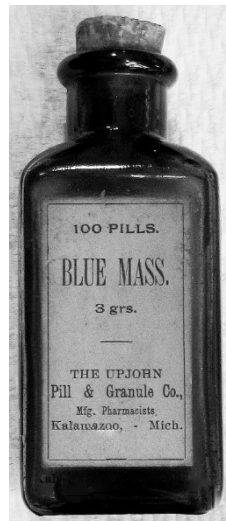
Amalgámová zrcadla jsou tmavší a odraz v nich je lehce nazelenalý. Výroba zrcadel spočívala v rozprostření rtuti na tenkou cínovou fólii a přiložení skla. Přebytečná rtuť odtekla a cínový amalgám na sklo přilnul.



Léčebné přípravky na bázi rtuti, především rtuťová mast (šedá mast), byly popsány již v arabském světě Avicennou v díle Kánon medicíny a rozšířily se zejména v raném novověku zásluhou Paracelsa.

Léčení syfilidy sloučeninami rtuti bylo obvyklé ještě začátkem 20. století. Léčba však byla horší než nemoc samotná a přestala se používat po objevu salvarsanu v roce 1910.

Modré pilulky (blue mass) jejichž 1/3 hmotnosti tvořila rtuť byly široce používané v USA v 19. století a melancholii s jejich pomocí zaháněl i Abraham Lincoln.



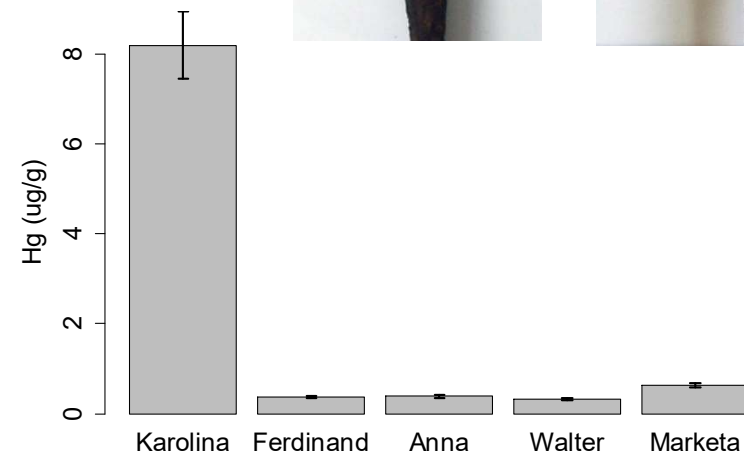
Paracelsus (1493-1541)

Doklad léčby rtutí

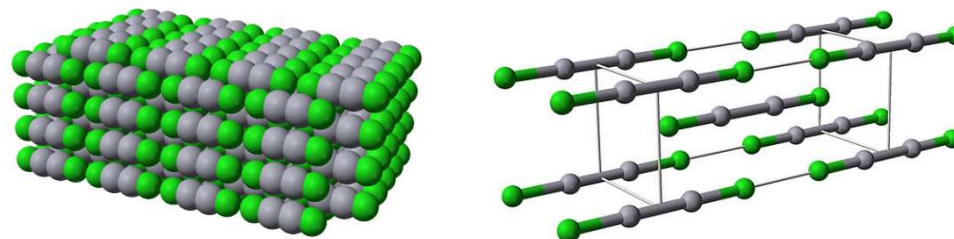
Kněžna Karolina Maxmiliána Dietrichsteinová trpěla nějakou blíže neurčenou, a na kosterních pozůstatcích nezjistitelnou, chorobou (uvažuje se o tzv. „rychlých souchotinách“). Vysoký obsah Hg svědčí o požití léků na bázi rtuti krátce před smrtí. Někdy se soli rtuti aplikovaly přímo na vlasy – proti vším.



Jméno	Rok úmrtí	Hg ($\mu\text{g}\cdot\text{g}^{-1}$)
Karolina Maxmiliána Dietrichsteinová	1734	$8,20 \pm 0,23$
Robert Burns	1844	8,02
Andrew Jackson	1845	6,0 5,6
Napoleon Bonaparte	1821	$3,98 \pm 0,29$ 3,3 4,7

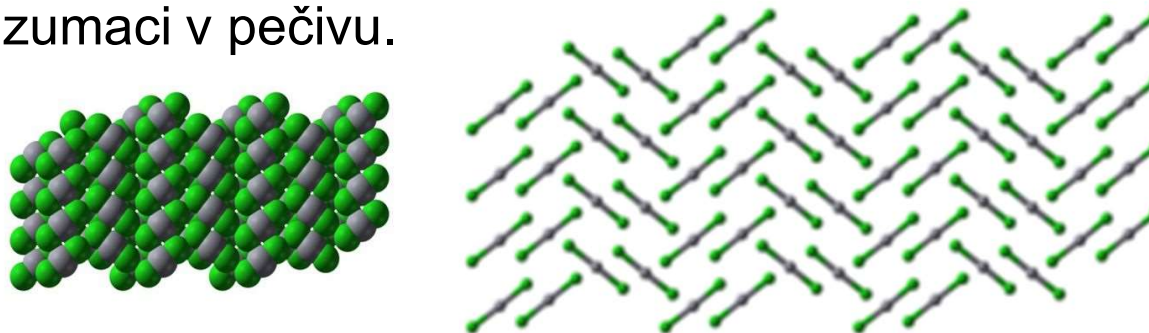


Chlorid rtuťný, kalomel, Hg_2Cl_2 je bílá krystalická látka velmi málo rozpustná ve vodě. Je sice toxický jako všechny soli rtuti, ale vzhledem k nízké rozpustnosti se jen velmi obtížně může dostat z trávicího traktu do krevního řečiště. V dřívějších dobách byl dokonce medicínsky využíván jako projímadlo. Značný význam má však kalomel v analytické chemii (kalomelová referenční elektroda).

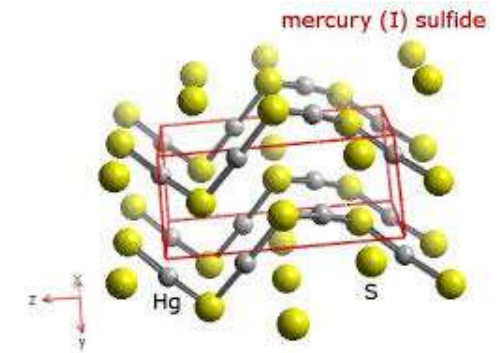
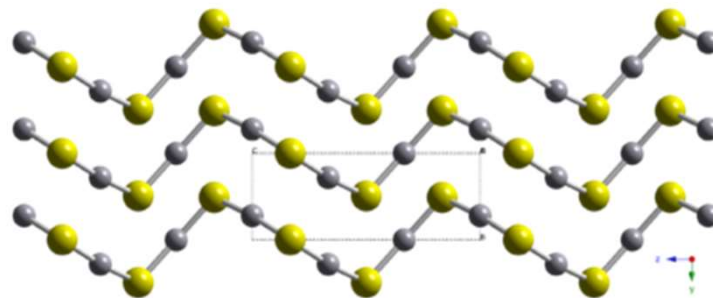
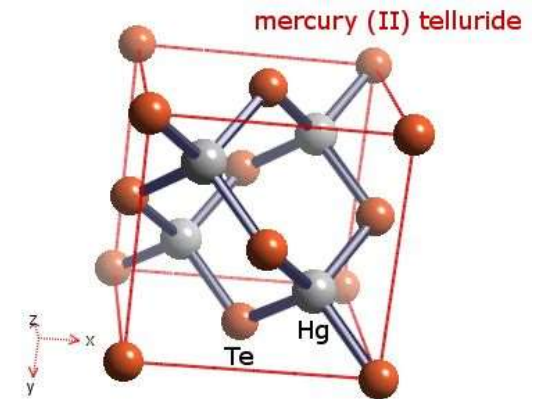
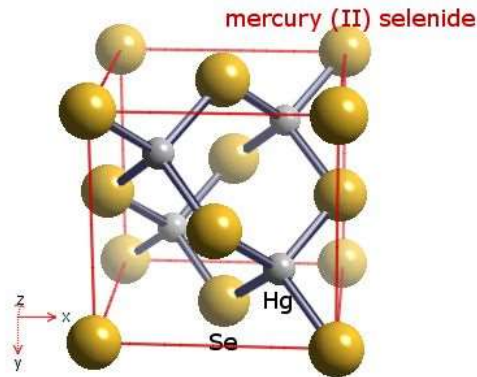
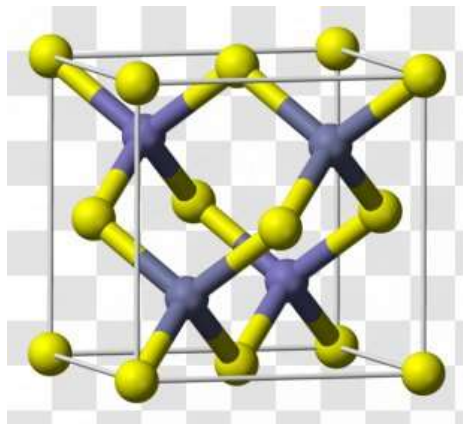


Chlorid rtuťnatý, sublimát, HgCl_2 je ve vodě velmi dobře rozpustná a současně *mimořádně toxická*. HgCl_2 v roztoku prakticky vůbec nedisociuje jako běžné iontové soli, ale v roztoku se nacházejí pouze solvatované molekuly HgCl_2 . Sublimát byl dříve používán jako součást jedů na hlodavce a k moření obilí, kdy byla ta část obilí, která byla určena pro setí na příští rok, napuštěna roztokem sublimátu a tak chráněna před hlodavci. Občas však docházelo k tragickým omylům, kdy se takto ošetřené obilí dostalo do mlýna a pak sloužilo ke konzumaci v pečivu.

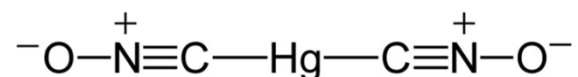
Také se dříve používal pro povrchovou dezinfekci papíru včetně tapet.



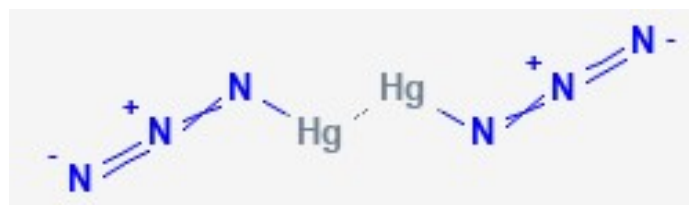
Sulfid rtuťnatý (HgS) je jako rumělka nejen nejvýznamnějším přírodním zdrojem rtuti, ale i od pradávna používaným barvířským pigmentem. Kromě využití v malířství byl například ve starověkém Egyptě přidáván i do líčidel a jiných kosmetických přípravků.



Fulminát rtuťnatý $\text{Hg}(\text{CNO})_2$, je znám jako *třaskavá rtuť*. Tato sloučenina slouží k výrobě velmi často používaných pyrotechnických rozbušek. Je velmi citlivý na zvýšení teploty (např. třením, úderem), ale za normálních podmínek je zcela stabilní.

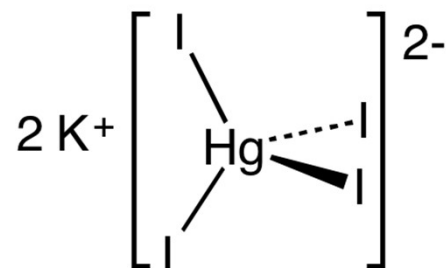


Azid rtuťný HgN_3 má silně explozivní vlastnosti a používá se k výrobě rozbušek.

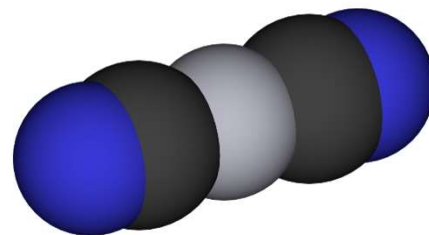


Tetraiodortuťnatan draselný $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ (*Nesslerovo činidlo*) je používán k důkazu amoniaku.

Tetraiodortuťnatan měďný $\text{Cu}_2[\text{HgI}_4]$ (*Mayerovo činidlo*) slouží k důkazu některých alkaloidů,



Kyanid rtuťnatý $\text{Hg}(\text{CN})_2$ se používá jako desinfekční prostředek.



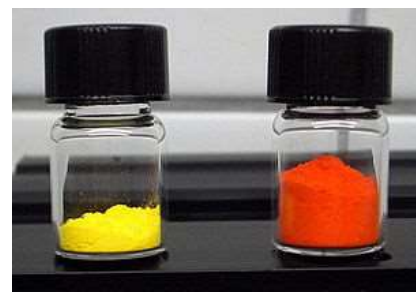
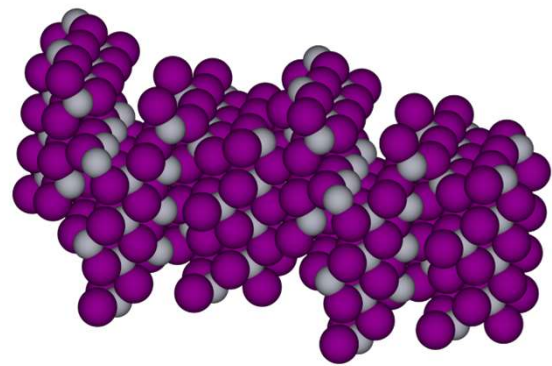
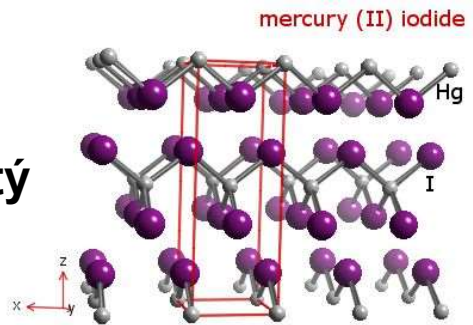
Síran rtuťnatý HgSO_4 jako žlutý pigment a katalyzátor některých organických reakcí (*výroba acetaldehydu hydratací acetyleny*),

Roztok **dusičnanu rtuťného** $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ v kyselině dusičné (*Millonovo činidlo*) se používá k důkazu bílkovin.

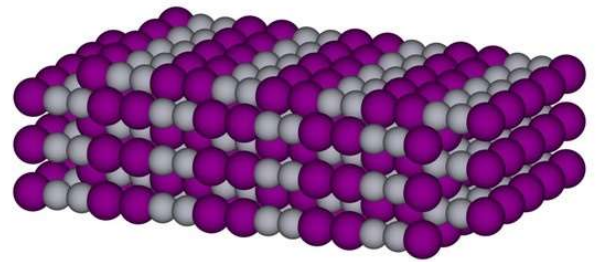
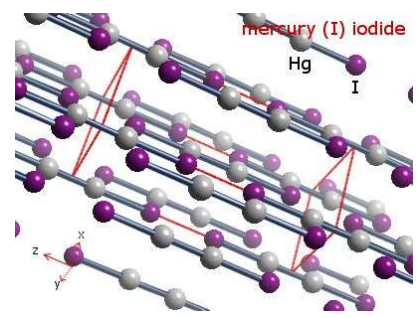
Dusičnan rtuťnatý používali kloboučníci ke zplstňování vláken při výrobě filcu. Vleklá otrava rtuťí vedla k neurologickým symptomům (poruchy chování, třes a nakonec demence). Tento tajný postup přinesli do Anglie v 17. století hugenoti z Francie. V angličtině jsou známé obraty „bláznivý jako kloboučník“ nebo „kloboučnický třes“.

Jodid rtuťnatý HgI_2 a **chlorid-amid rtuťnatý** $\text{HgCl}(\text{NH}_2)$ (*bílý precipitát*) se používají v kožním lékařství.

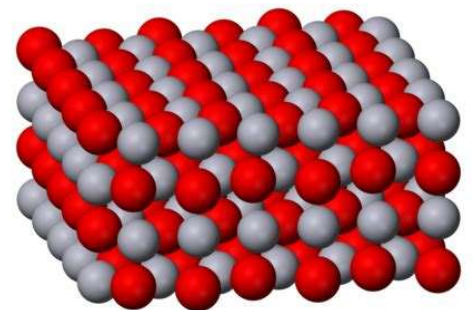
Jodid rtuťnatý
 HgI_2



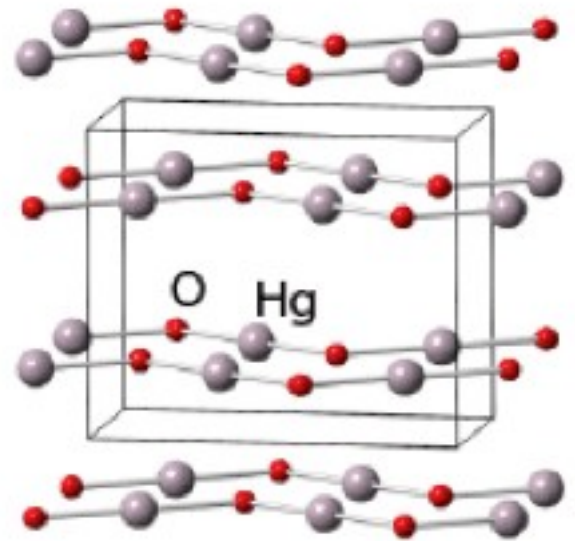
Jodid rtuťný
 Hg_2I_2



Oxid rtuťnatý HgO



Mercury Oxide Powder



Ethylmerkurichlorid C_2H_5HgCl a **ethylmerkurifosfát** $(C_2H_5Hg)_3PO_4$ se používají jako fungicidní prostředky.

Dimethylrtuť ($Hg(CH_3)_2$) je toxická kapalná látka, která vzniká ze sloučenin rtuti za anaerobních podmínek působením mikroorganismů. Má podobný bod varu jako voda, je ve vodě rozpustná, ale také je lipofilní. Asi nejznámější otrava dimethylrtuťí se stala v japonské zátocě *Minamata*, kde byly tisíce postižených.

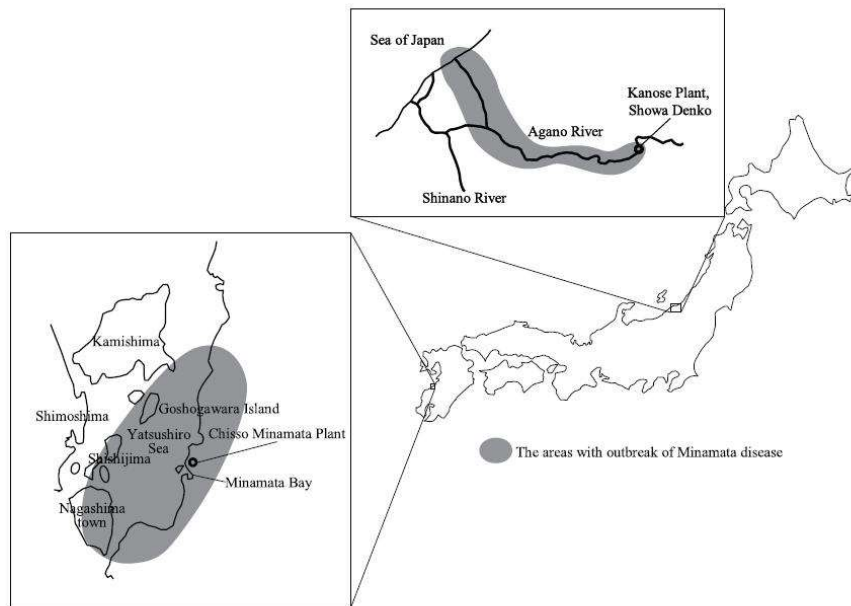
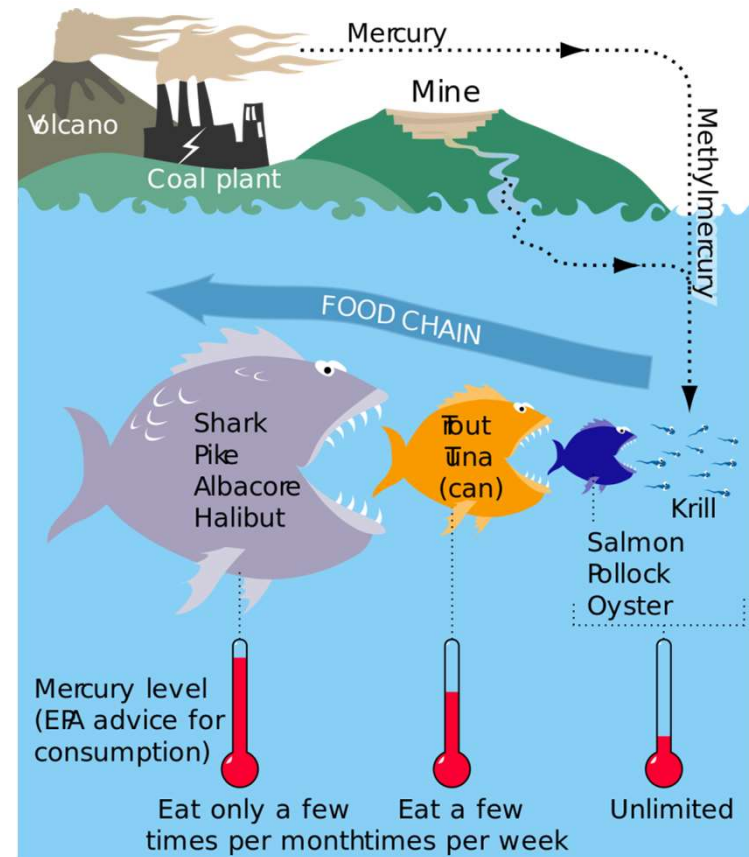
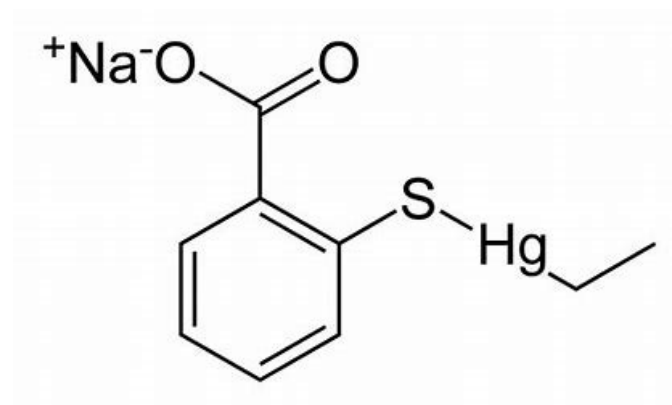


Fig. 1 Map of areas with outbreak of Minamata disease in Japan.



Sloučeniny rtuti se dříve používaly na moření osiva, což nejednou vedlo k pohromě, např. v Iráku 1971 a 1972, kdy **fenylrtuť** mořené osivo z humanitární pomoci bylo semleto na mouku. Nebezpečí bylo na obalu vyznačené ve španělštině, té ale v místě určení nikdo nerozuměl. Zemřelo více než 450 lidí.

Thiomersal se používal jako stabilizátor vakcín. Též býval součástí řasenek.



III. B prvky



Cu



Ag



Au

Group→1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
↓Period																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be										5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg										13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo
				57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
				** 89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr



Element	Predicted Electron Configuration	Actual Electron Configuration
copper, Cu	[Ar] 3d ⁹ 4s ²	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ¹
silver, Ag	[Kr] 4d ⁹ 5s ²	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ¹
gold, Au	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ²	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹

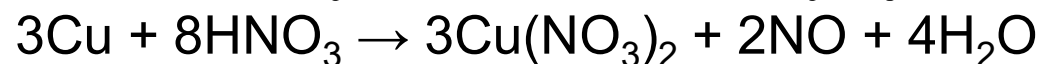
Material properties	Units	Ag	Au	Cu
Thermal conductivity	W/mK	430	320	400
Electrical resistivity	10 ⁻⁸ Ωm	1.63	2.2	1.72
Young's modulus	GPa	83	78	130
Vickers hardness	MPa	251	216	369

Cu	[Ar] 4s ¹ 3d ¹⁰	[Ar] 4s ⁰ 3d ¹⁰	Cu ⁺
		[Ar] 4s ⁰ 3d ⁹	Cu ²⁺
Au	[Xe] 6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ¹⁰	[Xe] 6s ⁰ 4f ¹⁴ 5d ¹⁰	Au ⁺
		[Xe] 6s ⁰ 4f ¹⁴ 5d ⁸	Au ³⁺

Měď

= červený, měkký, tažný a houževnatý kov. Na vlhkém vzduchu se její povrch pokrývá vrstvou zásaditých uhličitánů typické zelené barvy. Měď se přímo slučuje s halogeny, kyslíkem, sírou, selenem a tellurem. S ostatními prvky se měď slučuje nepřímo.

Dobře se rozpouští ve zředěné kyselině dusičné za vývoje oxidu dusnatého, v koncentrované kyselině dusičné za vývoje oxidu dusičitého

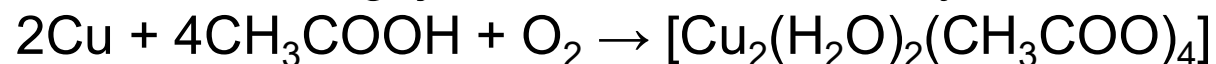


v koncentrované kyselině sírové a disírové za vzniku oxidu siřičitého a v koncentrované kyselině selenové



v neoxidujících kyselinách se měď nerozpouští.

Měď také velmi ochotně reaguje s koncentrovanou kyselinou octovou:



V roztocích alkalických kyanidů se rozpouští za vývoje vodíku:



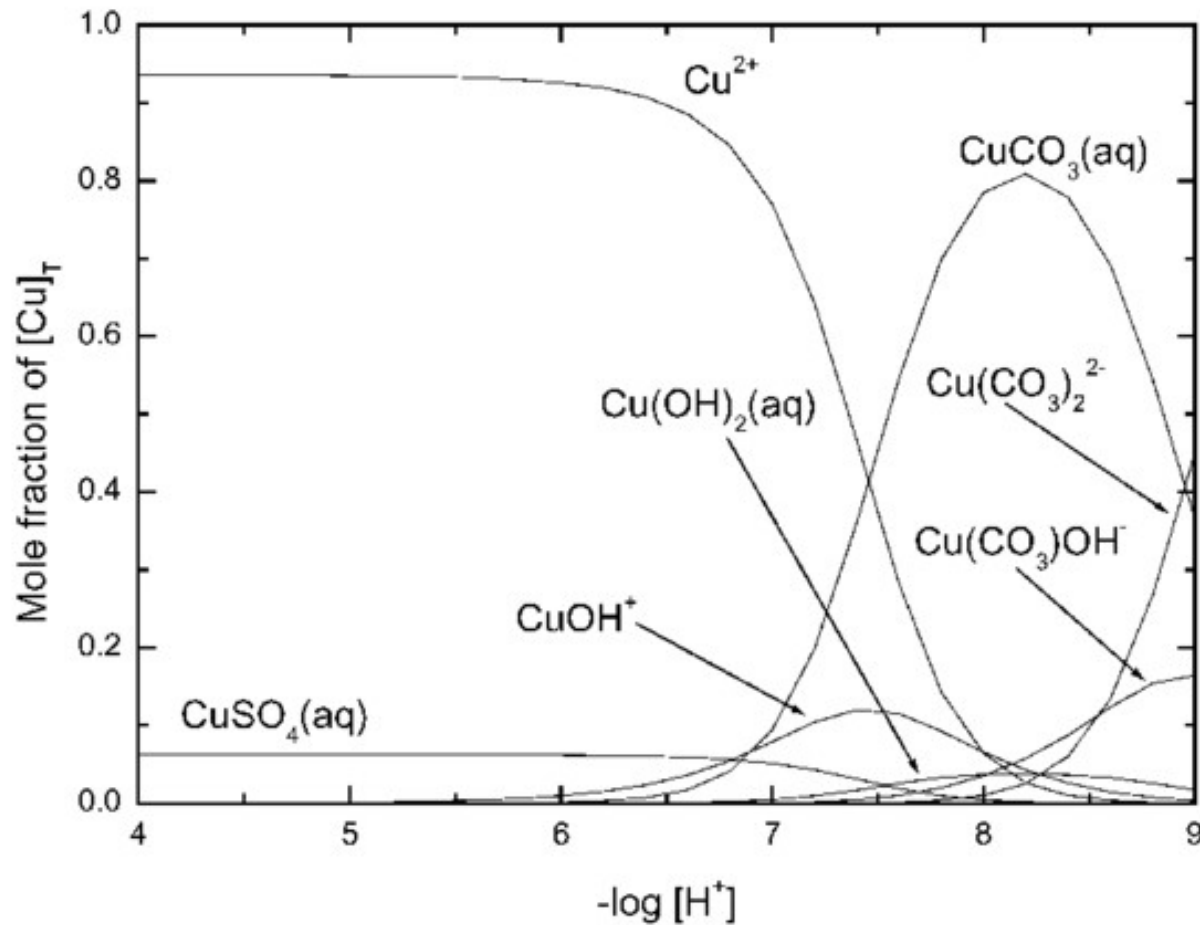
Ve sloučeninách vystupuje měď v oxidačních stavech I, II a III.

Mezi sloučeniny **jednomocné mědi** patří např. červený zásaditý oxid měďný Cu_2O , sulfid měďný Cu_2S , kyanid měďný CuCN , thiokyanatan měďný CuSCN a halogenidy. Jednomocná měď vytváří četné komplexní sloučeniny obvykle s koordinačním číslem 2.

Trojmocná měď se vyskytuje pouze v několika sloučeninách, např. v oxidu měditém Cu_2O_3 nebo v komplexní soli hexafluoroměditanu draselném $\text{K}_3[\text{CuF}_6]$, trojmocná měď vytváří také měditany $[\text{CuO}_2]^-$. Všechny sloučeniny trojmocné mědi jsou nestabilní a snadno se redukují na sloučeniny měďnaté.

Sloučeniny **mědi v oxidačním stavu II** jsou nejrozšířenější. Vodné roztoky měďnatých solí jsou modré, modré zbarvení způsobuje vzniklý tetraaquaměďnatý iont $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, výjimku tvoří hnědý roztok chloridu a bromidu. Komplexní sloučeniny dvoumocné mědi jsou většinou charakterizovány koordinačním číslem 4.

Oxid měďnatý i hydroxid měďnatý vykazují amfoterní vlastnosti, s kyselinami reagují za vzniku měďnaté soli, s hydroxidy alkalických kovů tvoří alkalické tetrahydroxoměďnatany $[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$.

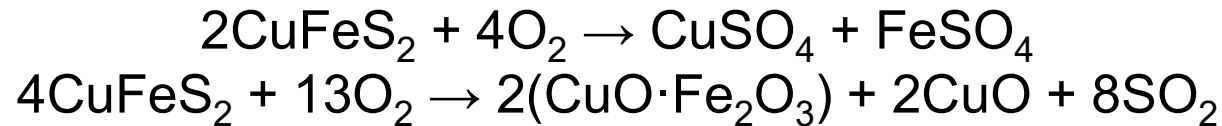


V přírodě se měď vzácně nalézá ryzí, běžnější je její výskyt v nerostech. Mezi sulfidické měděné rudy patří **chalkopyrit** CuFeS_2 , Cu_3FeS_3 , **chalkosin** (*leštělec měděný*) Cu_2S , **kuprit** Cu_2O , **malachit** $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$, **azurit** $2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$.

Pyrometalurgická výroba

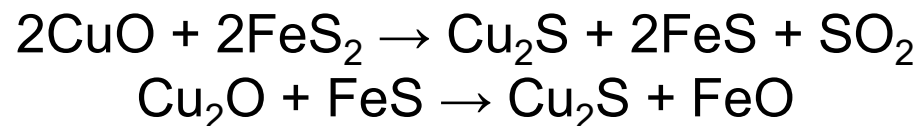
Průmyslová výroba surové mědi z bohatých sulfidických rud se provádí pyrometalurgickým způsobem, který spočívá v oxidačním pražení sulfidových rud, při kterém se sulfidy mědi přemění na oxidy.

Pražení se provádí nejčastěji v etážových nebo fluidních pecích při teplotách okolo 800°C, pražné plyny obsahují oxid siřičitý a slouží k výrobě kyseliny sírové nebo elementární síry. Typické sulfatační a oxidační reakce probíhající při pražení sulfidických měděných rud:

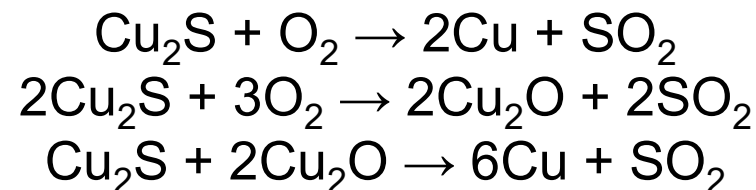


Praženec se poté taví s přísadou struskotvorných látek v různých typech nístějových, šachtových nebo elektrických pecí při teplotě 1400°C na tzv. kamínek (*měděný lech*), který se dmýcháním vzduchu zpracovává v konvertorech na surovou měď.

Při tavení reagují oxidy mědi se sulfidy železa, měď ve formě Cu_2S přechází do kamínku, železo jako FeO přechází do strusky:



Roztavený kamínek s vysokým obsahem sulfidu měďného se oxiduje pomocí vzduchu nebo kyslíku v různých typech konvertorů. V konvertoru probíhají postupně následující reakce:

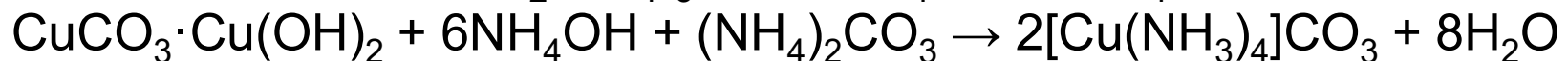


Postup TORCO

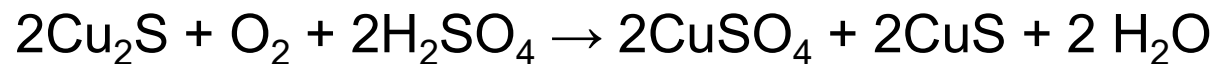
Africké měděné oxidické rudy silikátového typu se zpracovávají postupem TORCO (*Treatment of refractory Copper Ores*), který spočívá v zahřívání jemně mleté rudy, chloridu sodného a uhlí ve fluidním reaktoru při teplotě 700-800°C, měď je vyredukována vodíkem, který v reaktoru vzniká reakcí vodní páry s uhlím.

Hydrometalurgická výroba

Chudé měděné rudy se obvykle zpracovávají hydrometalurgickými procesy, které spočívají v loužení rudy kyselinou sírovou nebo roztokem síranu železitého. Měď přejde do výluhu jako síran měďnatý, ten se zpracovává elektrolyticky nebo cementací železem. Měděné rudy s vyšším obsahem železa a vápníku se zpracovávají amoniakálním loužením pomocí roztoku hydroxidu a uhličitanu amonného za vzniku uhličitanu tetraamiměďnatého. Z amoniakálních výluhů se amoniak odstraní vyvařováním za sníženého tlaku při teplotě 100-135°C, měď se získává jako surový kov nebo ve formě oxidů. Při kyselém a alkalickém loužení probíhají následující reakce:



Biologické loužení (*bioleaching*) sulfidických rud covellinu a chalkosinu. Na rudu se působí roztokem s obsahem acidofilních chemolitotrofních bakterií rodu *Acidithiobacillus*, *Leptospirillum*, *Sulfolobus*, *Sulfobacillus* a dalších. Principem biologického loužení je nepřímá oxidace nerozpustných sulfidů na rozpustné sírany. Jako oxidační činidlo slouží železité soli vzniklé činností mikroorganismů ze solí železnatých. Reakce jsou obdobné jako při kyselém loužení. Z elementární síry vyloučené při oxidačních reakcích vzniká působením bakterií kyselina sírová, která se spolu se vzdušným kyslíkem účastní oxidačního procesu:



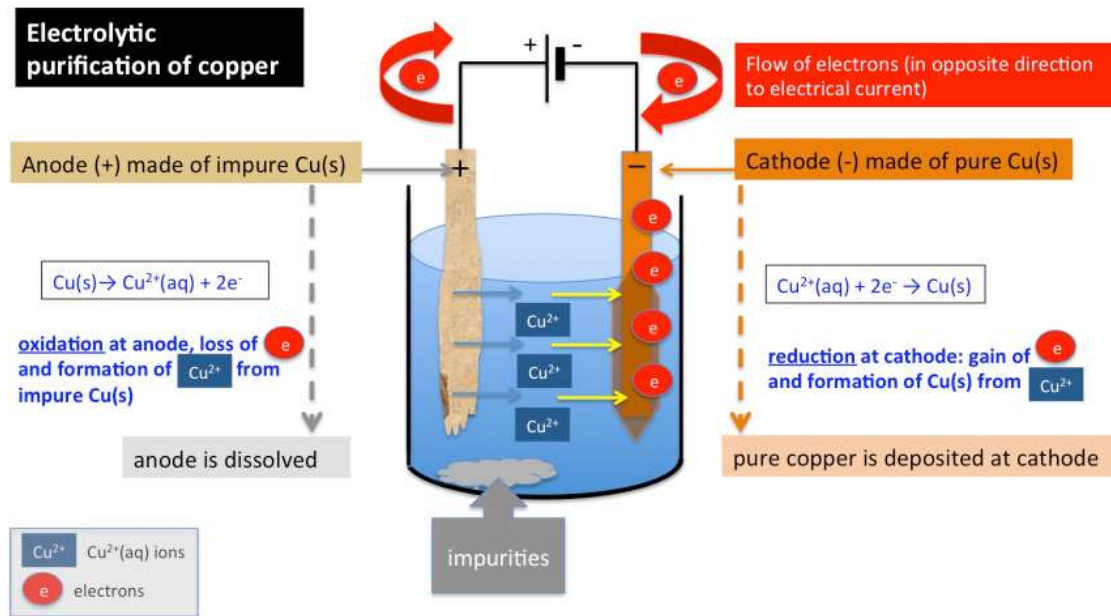
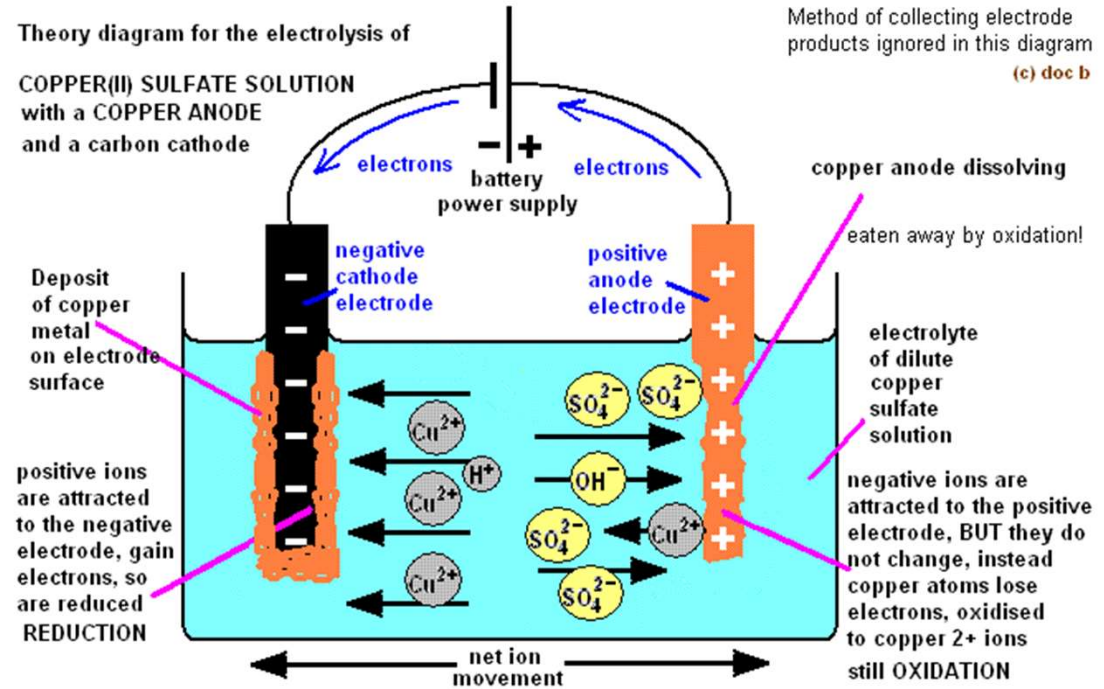
Biologické loužení mědi se provádí na hromadách, v tancích, metodou in-situ a využívá se i ke zpracování odvalů po bývalé hornické těžbě. Produktem je roztok síranu měďnatého, který se zpracovává elektrolyticky.

Rafinace

Vyrobená surová černá měď dosahuje čistoty 94 - 97 % a musí se rafinovat přetavováním v nístějové peci za přídavku dřevěného uhlí. Vzniklá rafinovaná hutní měď má čistotu 99,7 %. Dokonalejší rafinace mědi se dosahuje pomocí elektrolýzy v síranovém prostředí. Elektrolytická rafinovaná měď dosahuje čistoty až 99,95 %. Odpadní anodové kaly z elektrolytické rafinace mědi jsou ceněným zdrojem pro výrobu mnohých dalších prvků.

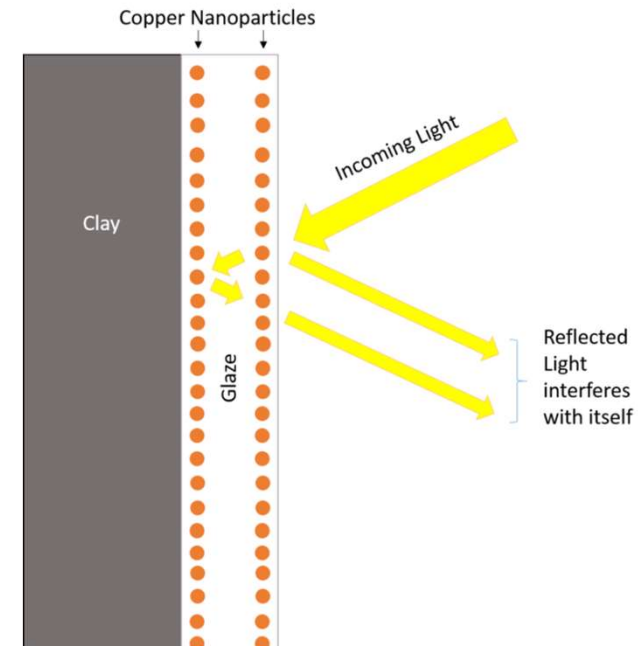
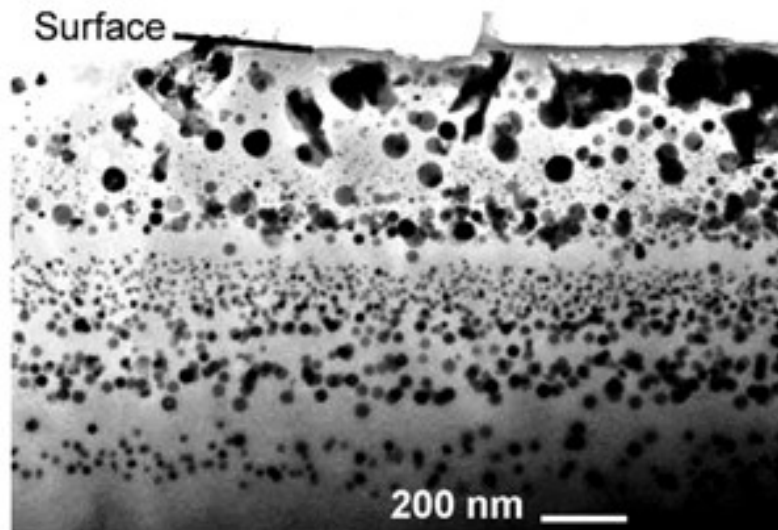
Elektrolytické čištění mědi

potassium	most reactive	K
sodium	↑	Na
calcium		Ca
magnesium		Mg
aluminium		Al
carbon		C
zinc		Zn
iron		Fe
tin		Sn
lead		Pb
hydrogen		H
copper	Cu	
silver	Ag	
gold	Au	
platinum	least reactive	Pt



Lusterware

Druh keramiky nebo porcelánu s metalickou glazurou vykazující iridescenci (měňavost). Během výpalu došlo k redukci kationtů mědi na nanočástice.



Pro svou velmi dobrou elektrickou a tepelnou vodivost se měď používá zejména k výrobě **elektrických vodičů**, trubkovnic ve výměnících tepla a jako materiál pro **střešní krytinu a okapy**.

Významné je použití mědi jako složky řady slitin.

Cínový bronz obsahuje nejvýše 33 % cínu, přičemž součet (Cu + Sn) má být nejméně 99 %. Přídavek cínu do kovové mědi odstraňuje její hlavní nedostatek pro výrobu prakticky použitelných nástrojů – malou tvrdost. Přitom zůstává zachována vysoká odolnost proti korozi a relativně snadná opracovatelnost. V době bronzové sloužil tento kov jak pro výrobu zbraní, tak pro zhotovování celé řady nástrojů pro řemeslnou výrobu, užití v domácnosti i dekorativních předmětů. Cínové bronzы se používají ve slévárenství (už od pravěku) a na výrobu kluzných ložisek. Stejně jako v minulosti je pak bronz materiálem pro výrobu soch, pamětních desek a mincí, medailí a podobných předmětů.

Zvonovina je pružný, velmi tvrdý bronz pískové až stříbrolesklé barvy. Je to slitina 78 % mědi a 22 % cínu s nevýraznými odchylkami, nepřesahujícími 2 %.

Dělovina je stejně jako zvonovina bronz, ovšem o něco měkčí, neboť obsahuje jen asi 10 % cínu a 90 % mědi. Děloviny jsou proslulé vhodností po výrobu složitých odlitků, která vyžadují tlakovou těsnost.

Arsenový bronz – cín je zcela nebo zčásti nahrazen arsenem. Používal se zejména pravěku, v současnosti se prakticky nepoužívá. Připravoval se společným tavením měděné a arsenové rudy (malachit + arsenopyrit)

Olověné bronzy jsou slitiny mědi s olovem, jehož bývá nejvýše asi 38 %. a popř. s dalšími kovy, hlavně s cínem. Olověné bronzy slouží hlavně jako kovy ložiskové. V tuhém stavu je rozpustnost olova v mědi nepatrná a pro značný rozdíl měrných hmotností obou kovů může nastat odměšování olova.

Zlaté **klenotnické slitiny** obsahují kromě zlata nejčastěji stříbro a měď, někdy i zinek, nikl, palladium a další. Důvodem pro výrobu zlatých šperků ze slitin je velmi malá mechanická odolnost čistého zlata (měkkost, snadný otěr). Přídavky doprovodných kovů zvyšují tvrdost slitiny a mohou mít i estetický efekt. Měď se ve zlatých klenotnických materiálech vyskytuje v rozmezí 0 – 30 % a podle jejího obsahu je možno docílit i zvoleného barevného odstínu slitiny od zářivě žluté až po téměř červenou.

Pro **mincovní kovy** se slitiny mědi s niklem a zinkem používají pro výrobu mincí s vyšší nominální hodnotou právě pro poměrně vysokou cenu čisté mědi. Přídavky mědi zde mají účel upravit zbarvení slitiny do žluta až červena a zároveň zvyšují korozní odolnost mince.

Manganové bronzy se užívají hlavně jako materiály na měřicí odpory.

Jako odporové slitiny na měřicí odpory se používají také **bronzy niklové**. Je to především *konstantan* (Cu—Ni 45—Mn). Nikl zvětšuje tvrdost bronzů a jeho odolnost proti korozi. Z niklových bronzů se vyrábějí kondenzační trubky pro agresivní vody. Pevnost slitiny se zvětšuje přísadou železa. Niklové bronzy s přísadou křemíku jsou vytvrzovatelné (cuprodur). Cuprodur je velmi odolný proti korozi a dobře tvárný. Hodí se i na šrouby a matice pro velmi nízké teploty.

Hliníkové bronzy obsahuje nejčastěji 5 % Al. Mají vysokou odolnost proti kyselinám a louhům, používají se proto v agresivním prostředí. Vyrábějí se z nich také potrubí a kohouty pro přehřátou páru.

Beryliové bronzy se mohou uplatnit tam, kde jsou vysoké požadavky na mechanické vlastnosti při velké vodivosti. Hodí se hlavně na pružiny pracující v korozním prostředí, na ventily čerpadel na louhy, na kuličky korozivzdorných kuličkových ložisek (asi 2 % Be + Ni), na nástroje, které při nárazu nesmějí jiskřit (asi 2 % Be), na velmi namáhané elektrody bodových a švových svářeček apod.

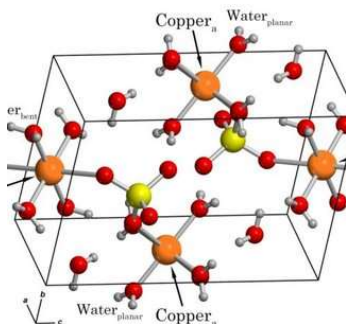
Červené bronzy jsou slitiny mědi, cínu, zinku a často též olova, které zlepšuje obrobitelnost. Jsou určeny na výrobu odlitků používaných tam, kde se nehodí šedá litina pro malou odolnost proti korozi apod.

Mosaz je slitina mědi a zinku. Mosaz obsahuje optimálně 32% zinku (maximálně 42%). Díky svým chemickým a fyzikálním vlastnostem se i dnes používá v mnoha průmyslových odvětvích (mosazi pro tváření a pro odlitky, legované mosazi). Existují stovky různých mosazí, jejichž přesné složení je dáno mezinárodními normami a liší se od sebe mechanickými vlastnostmi (tvrdost, pevnost, mechanická opracovatelnost...), bodem tání a zpracovatelností (možnost odlévání). Běžná mosaz je poměrně měkká slitina s jasně zlatavou barvou a s poměrně nízkou chemickou odolností vůči kyselinám a louhům. Proti působení atmosférických vlivů je však mosaz značně odolná.

Používá se často k výrobě různých hudebních nástrojů a dekorativních předmětů, zhotovují se z ní součásti pro vybavení koupelen a drobné bytové doplňky, slouží pro výrobu bižuterie. Mosaz se používá již od starověku. Zvláštním druhem mosazi je **tombak** používaný k výrobě plášťů střel.

Stále větší význam má měď ve **fotovoltaice**, kde je jednou ze složek moderních tenkovrstvých fotoelektrických článků CIGS, využívaných ke konstrukci trubcových fotoelektrických panelů

Síran měďnatý $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (*modrá skalice*) je nejpoužívanější sloučeninou mědi. Modrá skalice nachází použití jako součást bazénové chemie, prostředek k moření dřeva a osiva, algicid k likvidaci řas, k odstraňování mechů a lišejníků a ke konzervaci preparovaných živočichů. Směs modré skalice s vápenným mlékem $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se pod názvem Bordeauxská jícha používá již velmi dlouhou dobu k ochraně vinné révy před plísňovým onemocněním. Další využití nalézá modrá skalice jako součást elektrolytu při galvanickém poměďování a jako desinfekční prostředek v akvaristice a v chovech drobného hospodářského zvířectva. Opatrným zahříváním lze krystalickou vodu odstranit a vzniká bezvodá sůl CuSO_4 , která má bílou barvu. Velmi ochotně přijímá vodu zpět, čehož lze využít k sušení některých nepolárních organických rozpouštědel.



Uhličitan měďnatý CuCO_3 je používán jako barvivo glazur, při výpalu v redukčním prostředí poskytuje červené zbarvení, při oxidačním výpalu barví glazuru zeleně.

Hydroxid měďnatý $\text{Cu}(\text{OH})_2$ se používá jako modrý pigment (*brémská modř*).

Roztoky **dusičnanu měďnatého** se používají k povrchové úpravě povrchu železných slitků (moření) před dalším zpracováním.

Mezi další používané měďnaté pigmenty patří **modrý verditer** $2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$, **zelený verditer** $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$, **Scheeleova zeleň** CuHAsO_3 , **brunšvická zeleň** $\text{CuCl}_2 \cdot \text{CuO} \cdot n\text{H}_2\text{O}$, **svinibrodská zeleň** $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{Cu}(\text{AsO}_2)_2$ nebo nejstarší známý syntetický pigment **egyptská modř** $\text{CuO} \cdot \text{SiO}_2 \cdot \text{CaO}$.



modrý verditer

egyptská modř

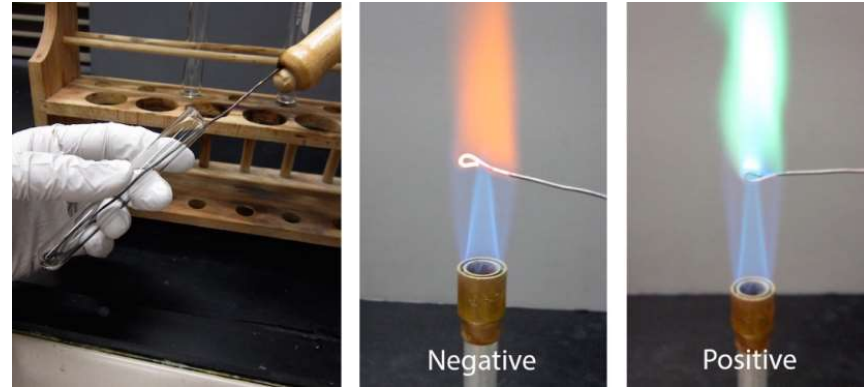


Hydroxid tetraamin-měďnatý $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ (*Schweizerovo činidlo*) se používá jako rozpouštědlo celulózy při výrobě umělého hedvábí a celofánu.

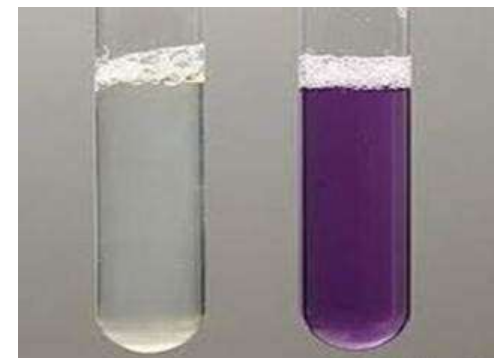
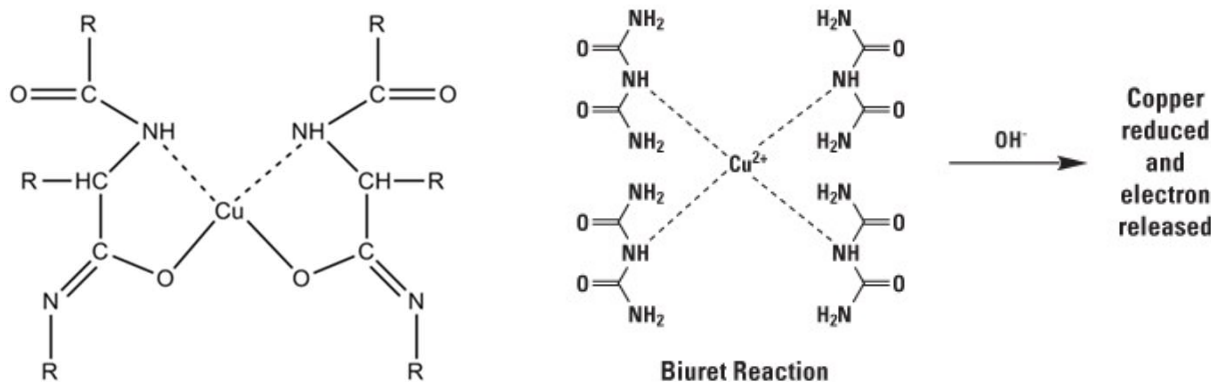
Výbušný **acetylid měďný** Cu_2C_2 se používá k výrobě rozbušek.

Oxid měďnatý CuO se používá k barvení skla a smaltů na zeleno, modro nebo červeno a v keramickém průmyslu k přípravě emailů pro zdobení keramiky. Dále se ho využívá v kupronových člancích jako depolarizátor, v organické elementární analýze jako oxidační činidlo a v lékařství se používá v mastech.

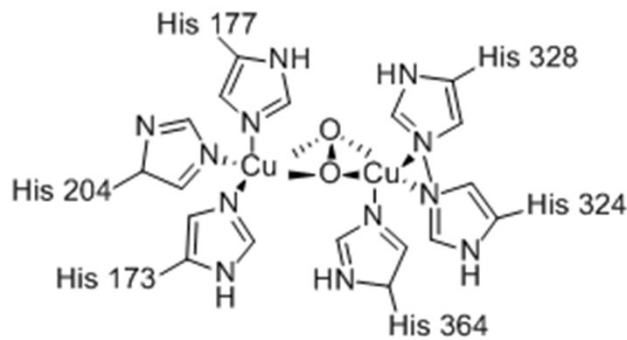
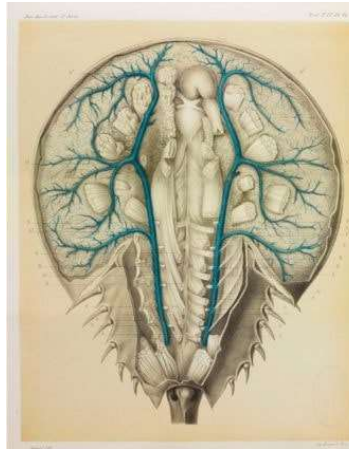
Beilsteinova zkouška. Termický rozklad organických látek za přítomnosti CuO slouží k důkazu halogenů.



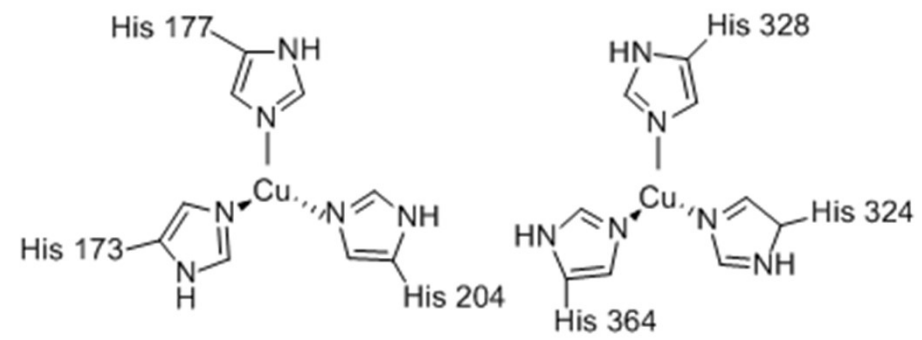
Biuretová reakce. V alkalickém prostředí v přítomnosti měďnatých solí dávají bílkoviny fialové zbarvení. Reakci obecně poskytují látky obsahující v molekule alespoň dvě peptidové vazby (-CO-NH-) nebo dvě skupiny -CO-NH₂. Reakce tedy není specifická pouze pro bílkoviny.



Kromě toho je měď centrálním kovem organokovové sloučeniny **hemocyaninu**, který u měkkýšů a některých členovců (např. krabů funguje jako přenašeč kyslíku – analogie k hemoglobinu u teplokrevných živočichů.



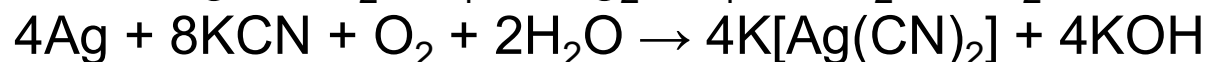
Oxyhemocyanin



Deoxyhemocyanin

Stříbro

= bílý, měkký a velmi tažný lesklý kov, krystaluje v tetragonální soustavě. Stříbro přímo reaguje s halogeny, sirovodíkem a rtutí. Rozpouští se bez vývoje vodíku v koncentrovaných kyselinách dusičné a sírové a v roztocích alkalických kyanidů (*za přítomnosti vzduchu nebo peroxidu kyslíku*):



Na suchém čistém vzduchu je stříbro neomezeně stálé. Stačí však i velmi nízké množství sulfanu (sirovodíku) H_2S , aby stříbro začalo černat, protože na jeho povrchu vzniká vrstva sulfidu stříbrného Ag_2S .

Tvoří velkou řadu koordinačních sloučenin. Ve svých sloučeninách vystupuje stříbro většinou pouze v oxidačním čísle I, ostatní ox. stavy jsou méně obvyklé. Dvoumocné stříbro se vyskytuje pouze v oxidu stříbrnatém Ag_2O_2 a fluoridu stříbrnatém AgF_2 , trojmocné stříbro je známé např. v tetrafluorostříbřitanu draselném $\text{K}[\text{AgF}_4]$ nebo v komplexní sloučenině $\text{Na}_6\text{H}_3[\text{Ag}(\text{TeO}_6)_2]$.

Naprostá většina solí stříbra je ve vodě nerozpustná, výjimku tvoří dobře rozpustný dusičnan stříbrný AgNO_3 , chloristan stříbrný AgClO_4 , fluorid stříbrný AgF a omezeně rozpustný síran stříbrný Ag_2SO_4 a dusitan stříbrný AgNO_2 .

V přírodě se stříbro nalézá ryzí v krystalické podobě, častěji se ryzí stříbro vyskytuje ve formě plechů, drátků nebo kostrovitých a kusovitých agregátů a v řadě minerálů, např. **argentit** (*akantit*) Ag_2S , Stříbro doprovází olovo v olověných rudách **anglesit**, **cerusit**, **galenit** a **plumbojarosit**.

Výroba stříbra se nejčastěji provádí **kyanidovým loužením** stříbrných rud, v minulosti se používal i **amalgamový postup** nebo se stříbro z rudy **vyluhovalo roztoky thiosíranů**. Výroba stříbra se také provádí různými chemickými postupy z odpadních produktů po rafinaci niklu, mědi, zinku a olova.

Rafinace stříbra se provádí elektrolýzou, jako elektrolyt se používá 2% roztok dusičnanu stříbrného okyselený kyselinou dusičnou. Katodou je plech z čistého stříbra, anodou je surové stříbro zavěšené v plátěných vacích, ve kterých se zachycují anodové kaly. Odpadní anodové kaly po elektrolytické rafinaci stříbra jsou zdrojem zlata a platinových kovů.

Stříbro má ze všech kovů nejvyšší elektrickou a tepelnou vodivost. Po mechanické a metalurgické stránce je velmi dobře zpracovatelné – má dobrou kujnost a dobře se odlévá (dobrá zatékavost).

Velmi tenká vrstva kovového stříbra se využívá jako **záznamové médium na CD a DVD** kompaktních discích. Vrstva stříbra se vakuově nanáší na plastovou podložku a po překrytí další plastovou vrstvou se na ni zaznamenávají stopy generované laserem, který poté slouží i pro čtení uloženého záznamu.

Vysoké optické odrazivosti stříbra se již po dlouhou dobu využívá při **výrobě kvalitních zrcadel**. Zde je tenká vrstva stříbra nanášena na skleněnou podložku a druhou skleněnou deskou je chráněna proti korozi atmosférickými plyny.

Stříbro jako drahý kov je materiálem pro **výrobu šperků, pamětních mincí a medailí**. Stříbrné mince byly raženy již ve starověku i ve středověku.

Kovové stříbro i jeho sloučeniny jsou základním prvkem vysoce účinných miniaturních elektrických článků (**baterií**), používaných v moderních náramkových hodinkách a mnoha dalších malých elektrických spotřebičích.

Stříbrozinkové akumulátory mají kladné desky z porézního sintrovaného stříbra a záporné ze sloučenin zinku. Jsou o 70 % lehčí a objemově asi o 60 % menší než olověné akumulátory, vynikají mechanickou odolností, mohou pracovat v rozsahu teplot -40 až $+40$ °C, vydrží vybíjení velkým proudem a snesou zkraty. Jejich nevýhodou je potřeba pečlivé údržby, vysoká cena a krátká doba života.

V organické syntetické chemii jsou stříbro a jeho sloučeniny využívány jako **katalyzátory** některých oxidačních reakcí. Příkladem je výroba formaldehydu oxidací methanolu.

Stříbro je důležitým **legujícím prvkem** při přípravě řady slitin hliníku, ve kterých podstatně zvyšuje odolnost proti korozi a pevnost.

Slitina stříbra s palladiem se používá k výrobě polopropustných membrán pro difuzní rafinaci surového vodíku na čistotu až 99,99%.

Klenotnické zlaté slitiny obsahují téměř vždy určité procento stříbra.

Klenotnické stříbro je obvykle slitinou s obsahem kolem 90 % stříbra, doplněné mědí. Pro zvýšení povrchové kvality stříbrných šperků (lesk, odolnost) se někdy tyto předměty pokrývají velmi tenkými vrstvičkami kovového rhodia.

Velmi významné místo patří slitinám stříbra jako základu pájek pro využití především v elektrotechnice. **Stříbrné pájky** se vyznačují vysokou elektrickou vodivostí, tvrdostí a relativně vysokým bodem tání. Slitiny stříbra s cínem, kadmíem a zinkem slouží v elektrotechnice jako **spojovací materiál pro konstrukci plošných spojů** a další aplikace.

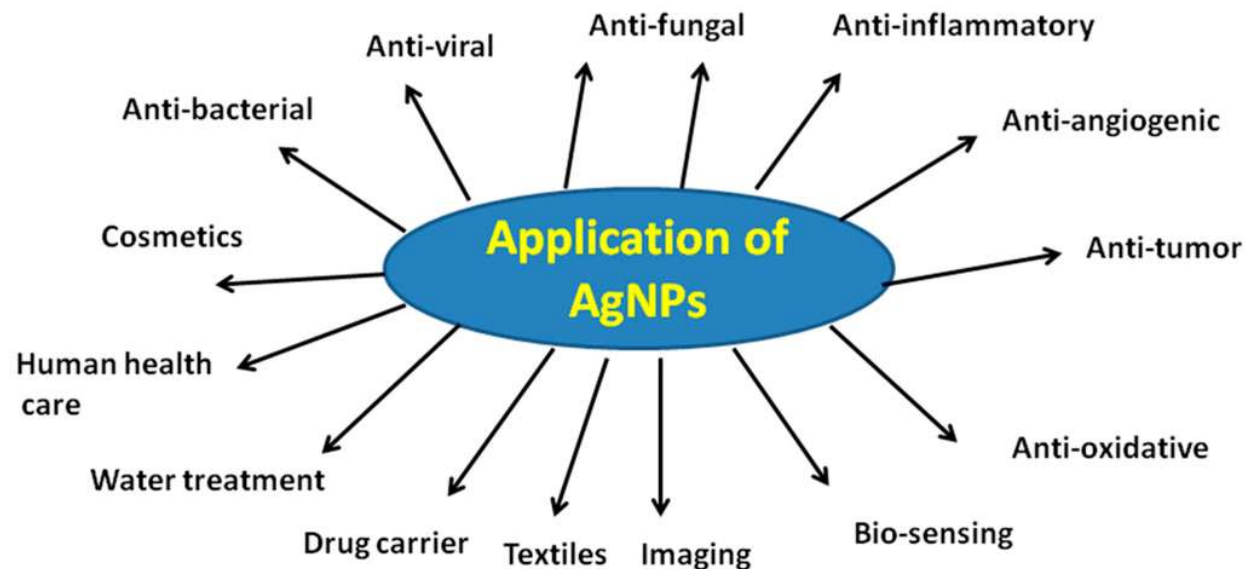
Jako **potravinářské barvivo** E 174 se stříbro využívá k barvení čokolád, likérů a cukrovinek.

V medicíně nacházejí uplatnění slitiny stříbra především v dentálních aplikacích. Relativní zdravotní neškodnost a chemická odolnost stříbra se uplatňuje především ve slitinách s převládajícím obsahem palladia, ale existuje celá řada dentálních slitin na bázi zlata, které obsahují menší množství stříbra.

Speciálním případem dentálního využití stříbra jsou amalgámy. Tyto slitiny se používají jako výplně otvorů vzniklých po odvrtání zubního kazu. Jejich hlavními složkami je rtuť a slitiny stříbra s mědí a cínem.

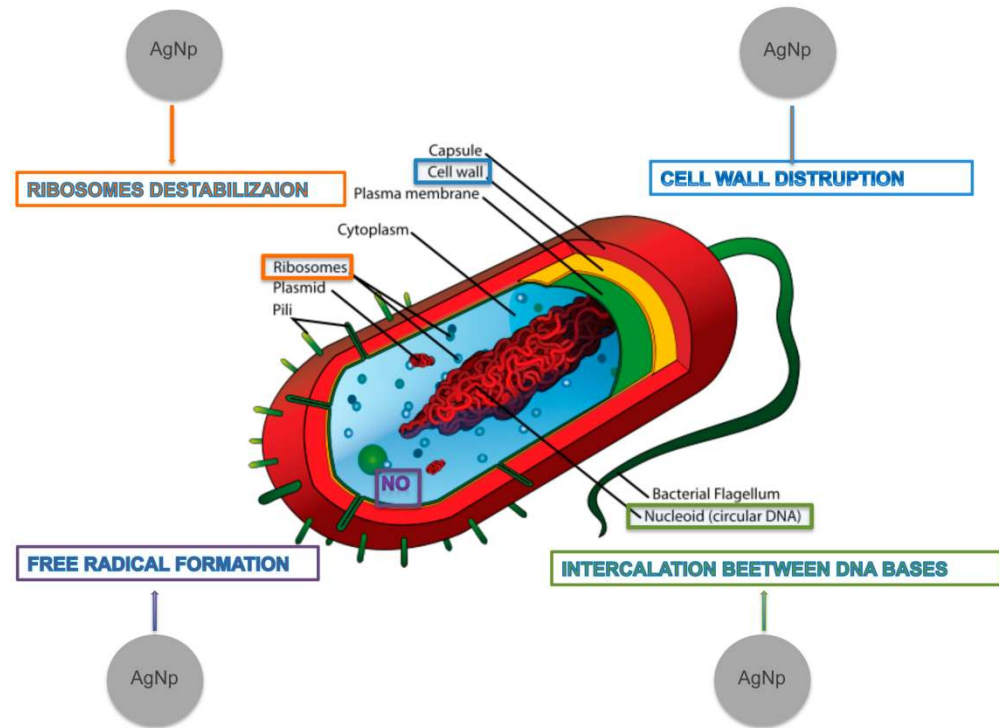
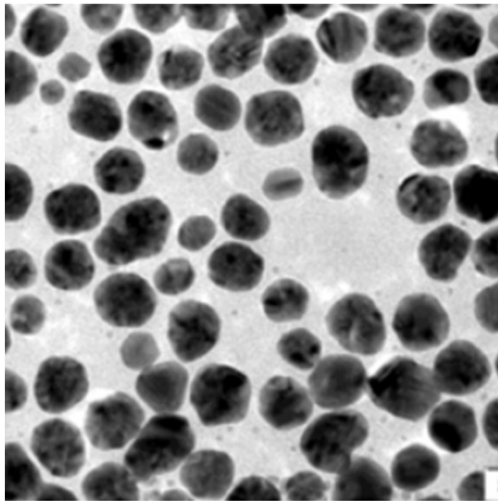
Antibakteriální aktivita stříbra je známa již po staletí. Od dob antického Řecka a Říma se používají stříbrné nádoby na uchovávání a konzervaci vody i jiných tekutin.

Koloidní stříbro má baktericidní účinky (*oligodynamický efekt*) a používá se v medicíně.



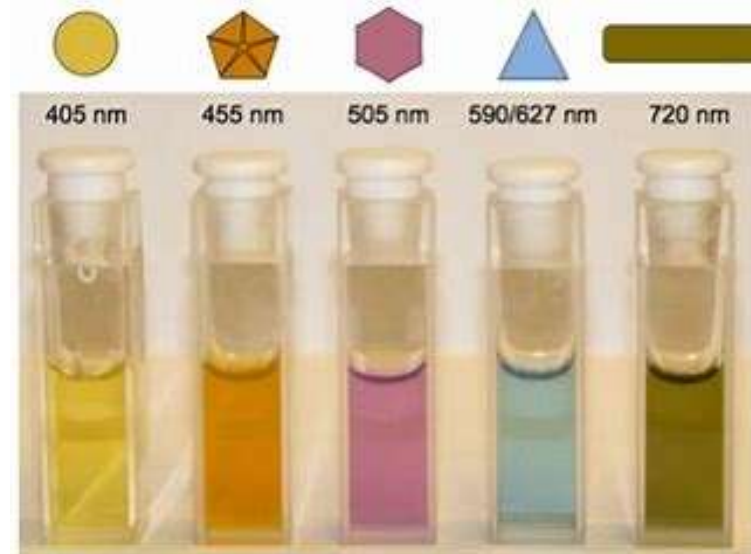
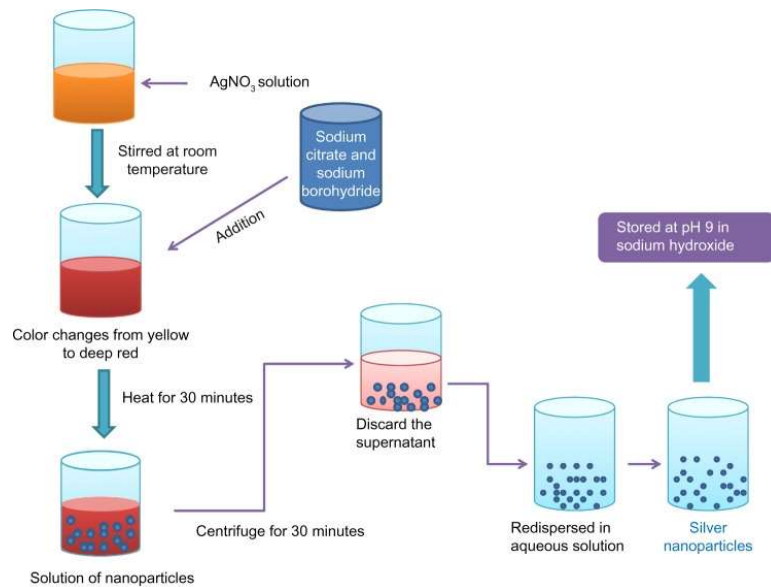
Nanočástice stříbra

- baktericidní a fungicidní vlastnosti (lepší než Ag^+ ionty), používají se k dezinfekci. Mechanismus biocidního účinku působení nanočástic zatím není zcela objasněn.





Příprava nanočástic



Halogenidy stříbra, zejména **bromid stříbrný** AgBr, jsou základem fotografické chemie.

Dusičnan stříbrný AgNO₃ je důležitým laboratorním činidlem v analytické chemii (*např. argentometrické stanovení rozpustných halogenidů*) a je výchozí látkou k přípravě dalších sloučenin stříbra. Jako tzv. pekelný kámen, se používal k léčbě bradavic.

Fosforečnan stříbrný Ag₃PO₄ se využívá v lékařství.

Amoniakální roztok **oxidu stříbrného** Ag₂O (*Tollensovo činidlo*) se v analytické chemii používá k důkazu alifatických a aromatických aldehydů.

Dikyanostříbrnan draselný K[Ag(CN)₂] a **kyanid stříbrný** AgCN se využívají pro galvanické postříbřování.

Síran stříbrný Ag₂SO₄ je desinfekční činidlo.

Fluorid stříbrnatý AgF₂ je důležité fluorační činidlo.

Sulfid stříbrný Ag₂S je černá, nerozpustná sloučenina, jejíž vznik způsobuje černání stříbrných předmětů působením i stopových množství sulfanu (sirovodíku) v atmosféře. Ag₂S patří mezi nejméně rozpustné známé soli anorganických kyselin.

Sloučeniny stříbra jsou základem celého průmyslového odvětví – fotografického průmyslu, které se zabývá výrobou produktů pro získávání fotografií a filmů.

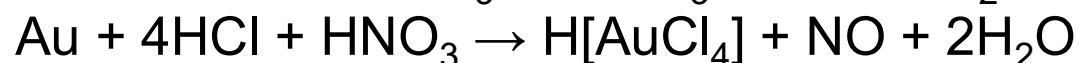
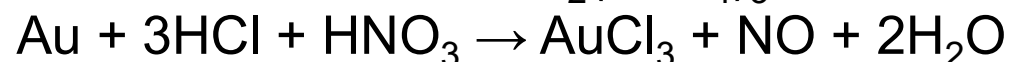
Některé sloučeniny stříbra mají silné explozivní účinky, velice jednoduchým způsobem lze připravit prudce výbušnou sloučeninu "třaskavé stříbro" **nitrid stříbrný** Ag_3N . Jako neobyčejně silné třaskaviny se chovají také další sloučeniny stříbra, **fulminát stříbrný** AgONC , **azid stříbrný** AgN_3 a zejména **acetylid stříbrný** Ag_2C_2 .

Při styku pokožky roztoky Ag^+ dochází ke vzniku tmavých skvrn – komplexních sloučenin stříbra a bílkovin v pokožce.



Zlato

= žlutý, lesklý, na vzduchu stálý a měkký kov. V běžných kyselinách ani zásadách, se s výjimkou lučavky královské, zlato nerozpouští. Reakcí zlata s lučavkou královskou vzniká chlorid zlatitý AuCl_3 , při nadbytku HCl je produktem reakce kyselina tetrachlorozlatitá, dobře rozpustné je v kyselině selenové za vzniku selenanu zlatitého $\text{Au}_2(\text{SeO}_4)_3$:



Snadno se rozpouští ve vodném roztoku chloru:



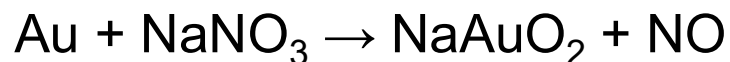
V přítomnosti vzdušného kyslíku se zlato dobře rozpouští také ve zředěných roztocích kyanidů alkalických kovů, thiosíranech a thiomocovině.

Ochotně reaguje s halogeny, s bromem se slučuje již za laboratorní teploty na bromid zlatný AuBr i bromid zlatitý AuBr_3 , s chlorem reaguje při teplotě do 150°C za vzniku chloridu zlatitého, při teplotě mezi $150\text{-}250^\circ\text{C}$ vzniká chlorid zlatný, teprve při teplotách nad 300°C reaguje s fluorem na fluorid zlatitý AuF_3 .

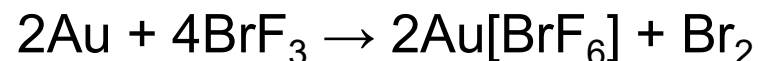
Ještě ochotněji než se samotnými halogeny reaguje zlato s roztoky halogenů v jejich bezkyslíkatých kyselinách. Např. již za normální teploty reaguje s roztokem jodu v koncentrované kyselině jodovodíkové za vzniku komplexní kyseliny tetrajodozlatité, reakce zlata s ostatními halogeny a jejich kyselinami jsou obdobné:



Reakcí zlata s taveninami oxidujících alkalických látek vznikají při teplotě nad 350°C alkalické zlatitany:

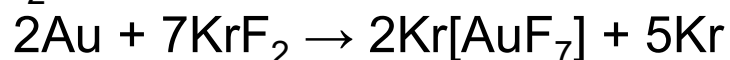


Již za laboratorní teploty prudce reaguje s vysoce reaktivním fluoridem bromitým BrF_3 za vzniku hexafluorobromitanu zlatitého:



Tvoří četné komplexní sloučeniny, zejména s komplexním anionem, sloučeniny s komplexním kationem se vyskytují zřídka, např. dusičnan nebo chroman tetraaminzlatitý $[\text{Au}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_3$, $[\text{Au}(\text{NH}_3)_4]_2(\text{CrO}_4)_3$.

Ve sloučeninách se zlato vyskytuje téměř výhradně jako **trojmocné**, ze sloučenin **jednomocného** zlata je znám např. oxid zlatný Au_2O , sulfid zlatný Au_2S , kyanid zlatný AuCN a nestabilní chlorid, bromid a jodid. Všechny binární sloučeniny jednomocného zlata jsou ve vodě téměř nerozpustné, naopak velmi dobře rozpustné a v roztocích stabilní jsou komplexní sloučeniny jednomocného zlata. Ze sloučenin **pětimocného zlata** je znám heptafluorozlatičnan kryptnatý $\text{Kr}[\text{AuF}_7]$, který se připravuje reakcí zlata s extrémně silným oxidačním činidlem fluoridem kryptnatým KrF_2 :



Tepelným rozkladem heptafluorozlatičnanu při teplotě 60°C je možné získat druhou známou sloučeninu pětimocného zlata fluorid zlatičný AuF_5 :

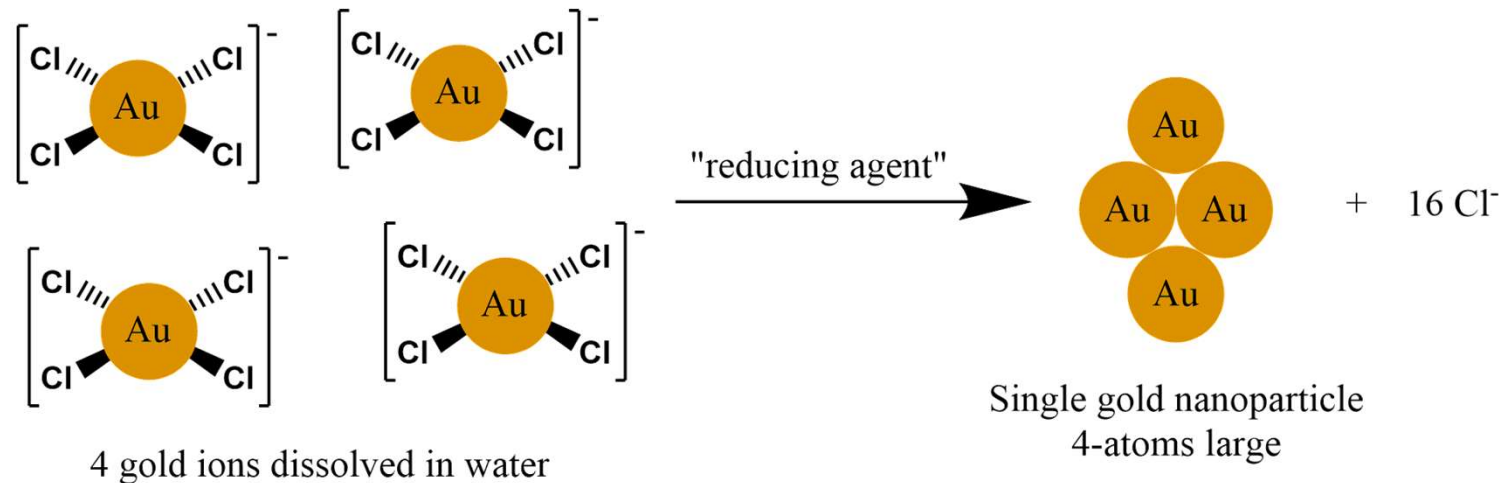


Zlato má ze všech přechodných prvků nejvyšší elektronegativitu. Sloučeniny ve kterých vystupuje zlato v oxidačním stupni $-I$ se nazývají **auridy**. Je znám např. aurid cesný CsAu nebo aurid rubidný RbAu .

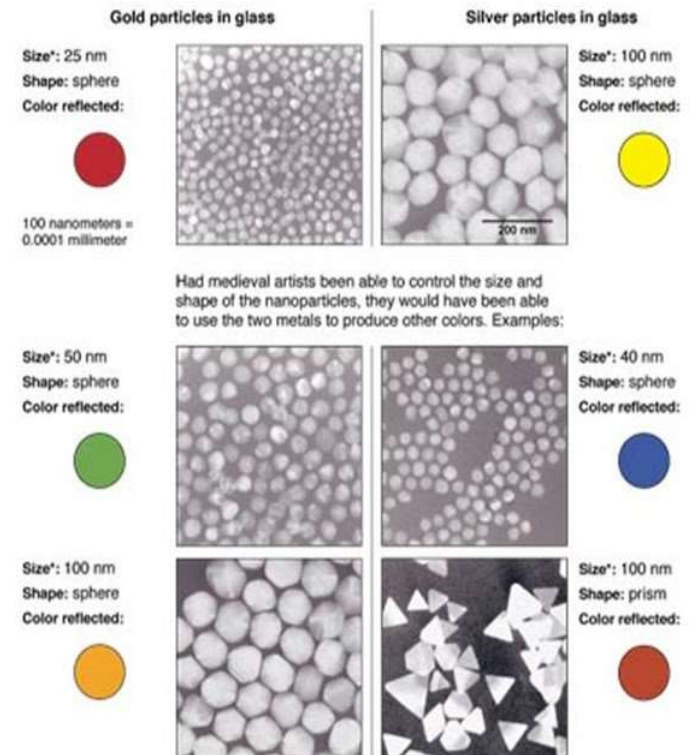
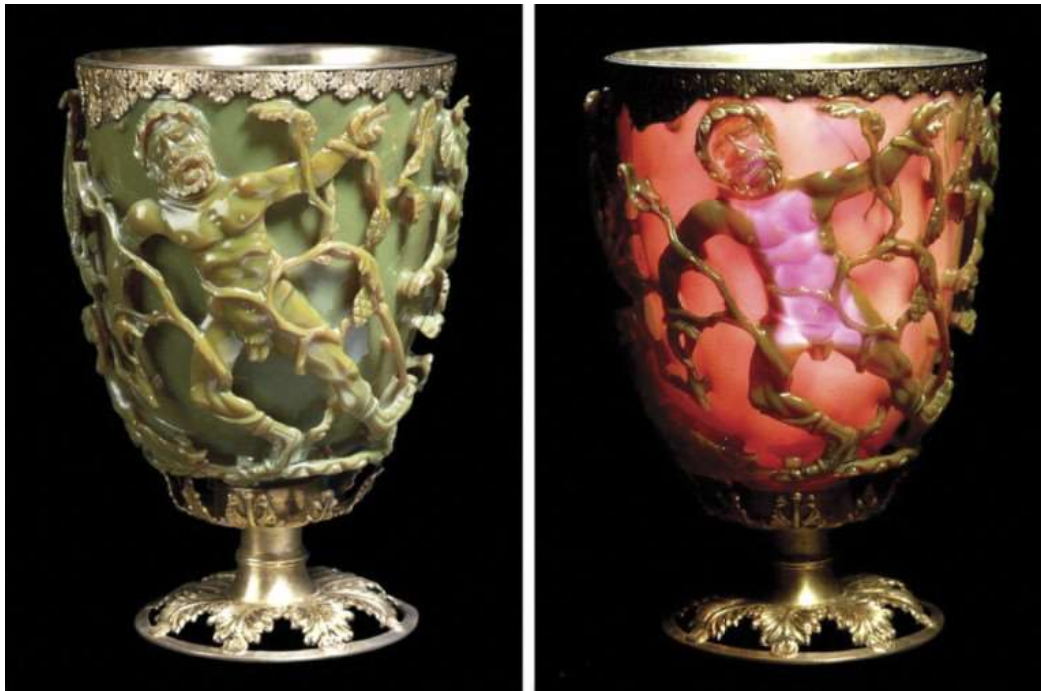
Standardní elektrodový potenciál zlata $+1,52\text{ V}$ je nejvyšší ze všech prvků a proto v elektrochemické řadě napětí stojí zlato zcela vpravo. Z vodných roztoků svých sloučenin, s výjimkou kyanokomplexů kde je velmi silně vázáno, může být zlato vyredukováno každým ostatním kovem. Výjimky z elektrochemické řady kovů tvoří kadmium, které zlato vyredukuje ve formě nikoliv čistého kovu, ale intermetalické sloučeniny Cd_3Au a rtuť, která roztoky zlatitých solí redukuje pouze na soli zlatné.

Nanočástice zlata

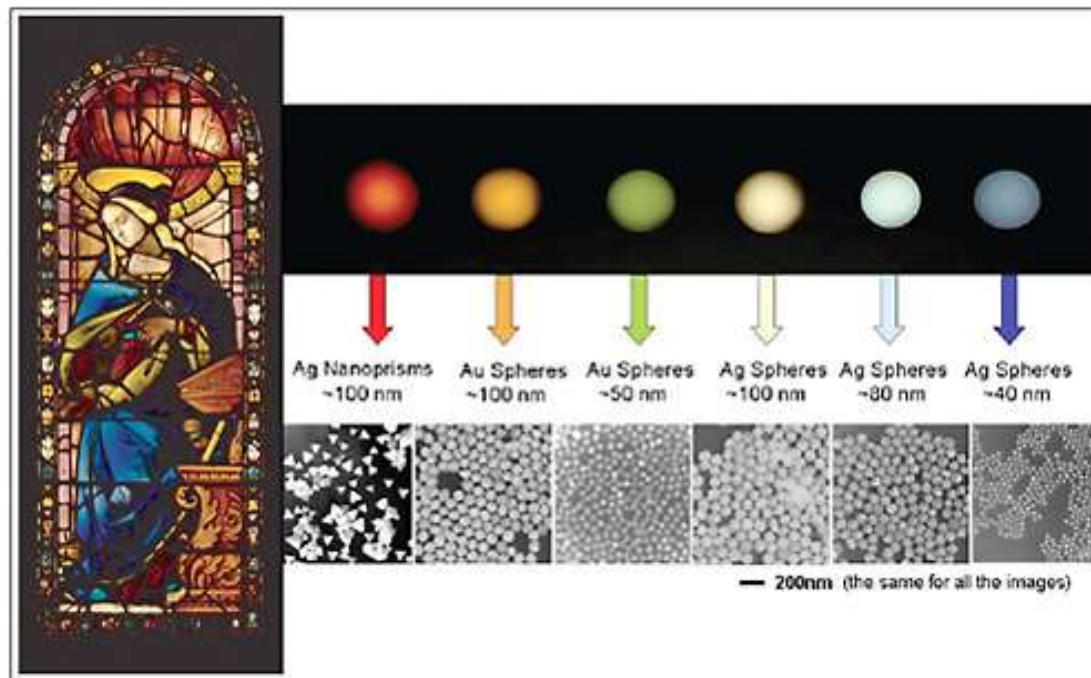
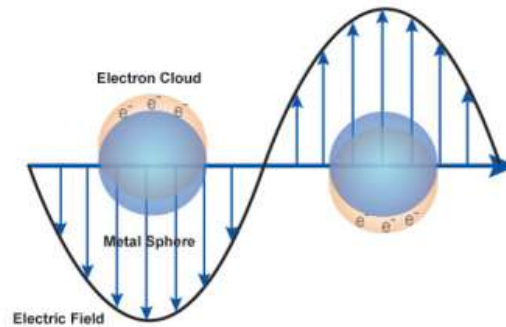
Přídavek roztoku chloridu cínatého SnCl_2 , nebo jiného redukčního činidla k roztoku zlatitých iontů se projeví intenzivním červeným zabarvením, které způsobuje vyredukované nanočástice zlata (též koloidní zlato, *Cassiův purpur*).



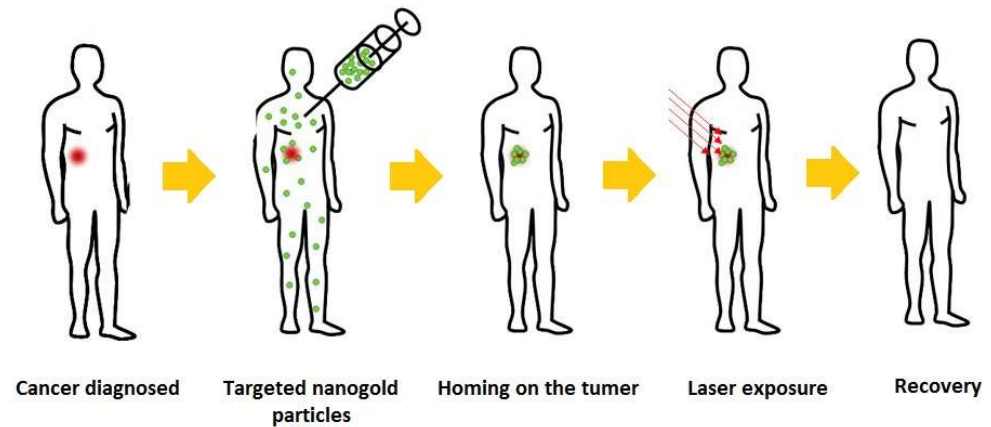
Římský **Lycurgův pohár** (cca 4. století) je zajímavý obzvláště tím, že mění barvu. Zbarví se "krví" vždy, když na něj dopadne světlo. Na poháru je výjev mýtického krále Lycurga z Thrákie, který zápasí s Ambrosií (v podobě vinné révy). Dichroický efekt skla byl dosáhnout příměsí nanočástic zlata a stříbra.



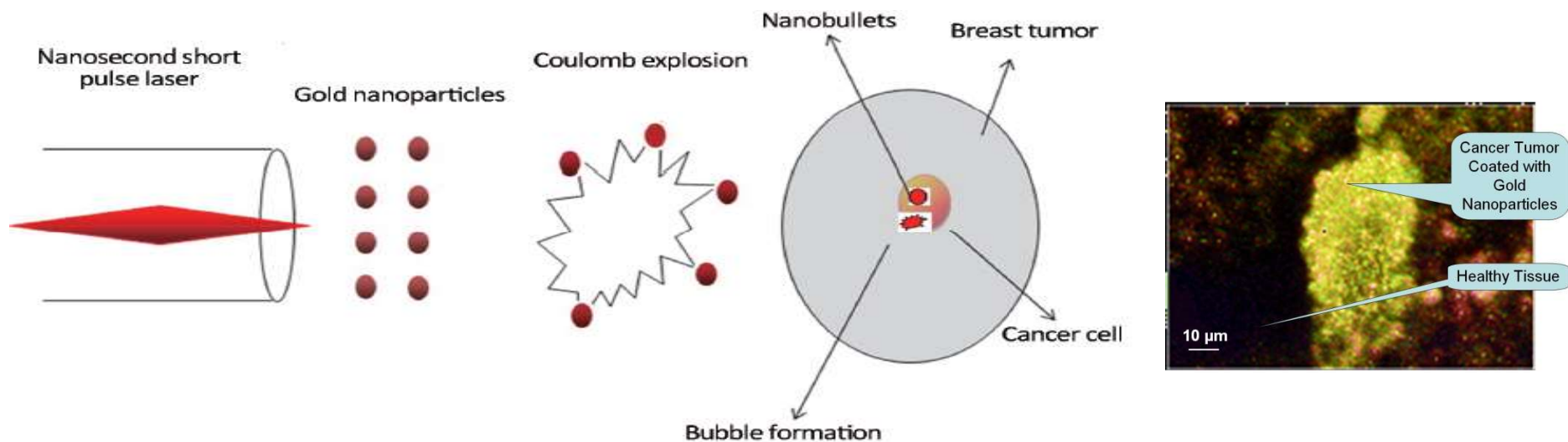
Nanočástice významně absorbují a rozptylují světlo v závislosti na velikosti a tvaru částic. Jde o důsledek tzv. **povrchové plasmonové resonance (SPR)**: vodivostní elektrony na povrchu kovu podléhají kolektivní oscilaci v důsledku excitace zářením vhodné vlnové délky.



Nanočástice zlata a rakovina



Nanočástice zlata jsou ozářeny krátkým pulsem laseru. Je-li energie dodaná laserem dostatečně velká jsou elektrony „odpáleny“ z atomů a vzniklé ionty se navzájem odpuzují. Pokud je energie iontů dostatečná k překonání repulzivních sil, ionty se stávají nanoprojektily, které nevratně poškodí rakovinnou buňku.



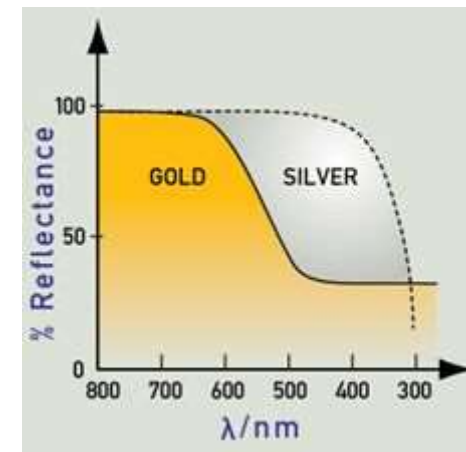
Zbarvení mědi a zlata

Podmínkou je vhodná elektronová konfigurace $s^1d^{10} \leftrightarrow s^2d^9$ (skupina 11, IB). Hladiny s a d jsou dostatečně blízko sebe aby umožnily přechod $s^1d^{10} \leftrightarrow s^2d^9$ (Cu, Au).

Zlato a měď tak méně odrážejí záření krátkých vlnových délek a odrážejí se tak hlavně červená a žlutá barva. U zlata je tento přechod umožněn relativistickým efektem.

Načervenalá barva mědi je způsobena přítomností vrstvičky Cu_2O na povrchu kovu, samotná kovová měď je ve skutečnosti žlutá stejně jako zlato.

Reflektivita stříbra a ostatních kovů se nemění s vlnovou délkou, jejich barva je tudíž blízká bílé barvě.



V přírodě se zlato většinou vyskytuje na hydrotermálních křemenných žilách obvykle v doprovodu minerálů antimonu jako ryzí kov s izomorfní příměsí stříbra ve formě drátků, plíšků či valounů a v minerálech **calaverit** AuTe_2 , **sylvanit** (*zlatá ruda písmenková*) $(\text{Au,Ag})_2\text{Te}_4$, **elektrum** (Au,Ag) ,

Rýžování zlata je mechanický proces získávání zlata pomocí rýžovací pánve založený na principu gravitačního ukládání drobných zlatinek či malých valounků – nugetů. Zlato se získává ze zlatonosných sedimentů, které postupně ukládá vodní tok tím, že eroduje zlatonosné oblasti a transportuje je do míst, kde dochází k jejich ukládání.

Během procesu získávání se tyto sedimenty nabírají na rýžovací pánev, se kterou se následně začne rotovat a tím odstraňovat voda a lehčí horninový materiál z pánve.

Těžší prvky (jako například zlato, které je přibližně 19 krát těžší než voda, 10 krát než písek a štěrk) zůstávají na dně pánve, zatímco lehčí částice jsou odplaveny s vodou.

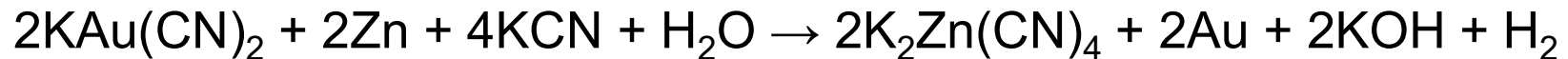
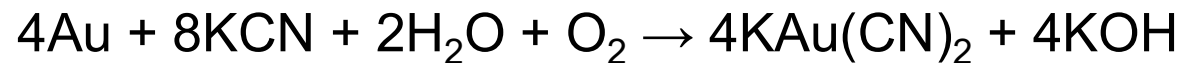


Stejný princip se využívá i při rýžování zlata rýžovacích splavech opatřených na dně příčkami a ovčí kožešinou (takto mohla vzniknout starořecká báje o zlatém rounu) nebo jinými povrchy na zpomalení pohybu a sedimentaci částeczek zlata.



Kyanidové loužení zlata se provádí působením velmi zředěného (0,1-0,2%) roztoku KCN nebo NaCN a vzdušného kyslíku na jemně rozemletou zlatonosnou horninu. Zlato ve formě komplexního kyanidu $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$ přejde do roztoku, ze kterého se posléze vyloučí cementací práškovým zinkem. Ze sraženiny se přebytečný zinek odstraní promýváním zředěnou kyselinou sírovou.

Kyanizace se provádí za normálního tlaku v provzdušňovaných míchaných nádržích nebo za zvýšeného tlaku 2,5 MPa v trubkových autoklávech. Tlakové loužení je oproti atmosférickému podstatně rychlejší. Rozpouštění zlata v roztocích alkalických kyanidů a jeho následnou cementaci zinkem znázorňují rovnice:



Vysušený zbytek se přetaví s boraxem, tavenina obsahuje zlato s příměsí stříbra a platinových kovů. Rafinace zlata se dnes nejčastěji provádí elektrolyticky, elektrolytem je roztok kyseliny tetrachlorozlatité, anodou je surové zlato, katoda je z čistého zlata. Anodové kaly z elektrolytické rafinace zlata jsou zdrojem iridia, rhodia a ruthenia, platina zůstává rozpuštěna v elektrolytu. V minulosti se k oddělení stříbra od zlata používalo promývání vroucí koncentrovanou kyselinou sírovou - afinace, nebo kyselinou dusičnou - kvartace.

Modernější způsob využívá k separaci zlata z kyanidového výluhu iontoměniče, rozšířený je i tzv. **CIP proces** (*carbon in pulp*), při kterém se zlato z kyanidového výluhu zachycuje na aktivním uhlí, vyrobeném ze skořápek kokosových ořechů. Z aktivního uhlí se zlato vymývá roztokem 5% NaOH a 2% NaCN. Roztok nasycený zlatem se vede do elektrolyzéro, anodou bývá ocelový plech, katodou je ocelová vlna v plastových koších. Použité aktivní uhlí se po promytí kyselinou chlorovodíkovou aktivuje párou při teplotě 700-900°C, po vychlazení v atmosféře dusíku se aktivní uhlí vrací zpět do procesu.

Pokud obsahuje ruda zvýšený podíl pyritu nebo arsenopyritu, provádí se před vlastním kyanidovým loužením ještě **biologické loužení** (*bioleaching*) zlaté rudy. Účelem biologického loužení je rozpuštění sulfidických minerálů, které obklopují zlatou rudu a zhoršují výtěžek kyanidového loužení. Na flotační koncentrát zlaté rudy se působí roztokem termofilních chemolitotrofních bakterií, které získávají energii oxidací anorganických látek. Nerozpustné sulfidy se oxidují na rozpustné sulfáty, účinnost kyanidového loužení se tímto postupem zvyšuje až na 95 %.

Bylo patentováno několik technologií biologického loužení zlatých rud, některé způsoby se provádějí v tancích, jiné na volných hromadách. První závod na biologické loužení byl v roce 1986 uveden do provozu ve Fairview v JAR.

Největší závod s kapacitou 960 t biologicky zpracovaného koncentrátu denně, provozuje od roku 1994 jihoafrická společnost Gold Fields v Sansu v Ghaně. Menší provozy jsou v činnosti v Austrálii, Brazílii, Číně, Peru i jinde.

Jako velice perspektivní se jeví **thiomočovinné loužení** zlata, při kterém se jako loužící činidlo používá vodný roztok thiomočoviny $\text{CS}(\text{NH}_2)_2$.

K získávání z hornin, ve kterých se zlato vyskytuje ve větších částech, se využíval **amalgamový způsob** získávání zlata. Na rudný koncentrát se působilo rtuť, zlato vytvoří amalgam, ze kterého se posléze oddestiluje rtuť. Do objevu kyanidového způsobu (1886), byl používán **chlorační postup** získávání zlata, který spočíval v působení chloru na vlhkou zlatonosnou horninu. Zlato přešlo do roztoku jako rozpustný chlorid zlatitý a bylo vysráženo síranem železnatým nebo sirovodíkem.

Zlato se používá zejména k **výrobě šperků** a to ve formě slitin se stříbrem, mědí, zinkem, palladiem či niklem). Samotné ryzí zlato je příliš měkké a šperky z něj zhotovené by se nehodily pro praktické použití. Příměsí palladia a niklu navíc zbarvují vzniklou slitinu. Slitina se stříbrem nebo zinkem je známá jako žluté zlato, slitina s niklem či palladiem je bílé zlato, slitina s mědí je červené zlato, slitina s kadmíem je zelené a slitina s kobaltem je modré zlato.

Jako **potravinářské barvivo E 175** se využívá k barvení čokolád, likérů a cukrovinek.

Vzhledem ke své dobré elektrické vodivosti a inertnosti vůči vlivům prostředí je velmi často používáno v **mikroelektronice** a počítačovém průmyslu

Pozlacování kovových materiálů se obvykle provádí elektrolytickým vylučováním zlata na příslušném kovu, který je ponořen do zlatíci lázně a je na něj vloženo záporné napětí (působí jako katoda). Kromě toho zlacení zvyšuje hodnotu pokoveného předmětu, jako příklad mohou sloužit různé sportovní a příležitostné medaile, pamětní mince, bižuterie apod.

Na **nekovové povrchy** (dřevo, kámen) se zlato nanáší mechanicky, přičemž se využívá faktu, že kovové zlato lze rozválcovat nebo vyklepat do mimořádně tenkých fólií o tloušťce pouze několika mikrometrů (z 1 g zlata lze vyrobit fólii o ploše až 1 m²). Zajímavé je, že tyto velmi tenké fólie mají při pohledu proti světlu zelenou barvu. V tomto případě má zlatá fólie na povrchu pozlacovaného předmětu funkci nejen ochrannou, ale i estetickou (pozlacené sochy, části staveb).

Zlato se využívá i ve **sklářském průmyslu** k barvení nebo zlacení skla. Na povrch skleněného předmětu se přitom nejprve štětečkem nanáší roztok komplexních sloučenin zlata v organické matrici. Po vyžhání se organické rozpouštědlo odpaří a na povrchu skla zůstane trvalá zlatá kresba.

Přídavky malých množství zlata do hmoty skloviny se dosahuje zbarvení skla různými odstíny červené barvy.

Zlato je součástí většiny **dentálních slitin**, tedy materiálů sloužících v zubním lékařství jako výplně zubů napadených zubním kazem nebo pro konstrukci můstků a jiných aplikacích. Důvodem je především zdravotní nezávadnost zlata, které je natolik chemicky inertní, že ani po mnohaletém působení poměrně agresivního prostředí v ústní dutině nepodléhá korozi. Čisté zlato je však příliš měkké a proto se v aplikují jeho slitiny především s mědí, stříbrem, palladiem, zinkem, cínem, antimonem, někdy je součástí dentální slitiny také indium, iridium, rhodium nebo platina.

Slitina zlata s indiem má zajímavé fyzikální vlastnosti, dokonale smáčí sklo a využívá se proto k utěšňování skleněných průzorů kosmických lodí.

Slitina s germaniem je využívána jako klenotnická pájka.

Zlato je nejdůležitější investiční kov.

Chlorid zlatitý AuCl_3 je výchozí látkou pro přípravu Cassiova purpuru (nanočástice zlata), který slouží k barvení skla na červeno.



Dikyanozlatnan draselný $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2]$ se používá k přípravě zlatících galvanických lázní.

Tetrachlorozlatitan sodný $\text{Na}[\text{AuCl}_4]$ se používal ve fotografické chemii.

Fluorid zlatitý AuF_3 se používá jako silné fluorační činidlo.