

MASARYKOVA UNIVERZITA  
PEDAGOGICKÁ FAKULTA  
KATEDRA FYZIKY, CHEMIE A ODBORNÉHO  
VZDĚLÁVÁNÍ

**Triáda železa**

Anorganická chemie 2

## Triáda železa

Prvek	Značka	Kdo ho objevil	Rok objevení	Protonové číslo	Běžná oxidační čísla
Železo	Fe	neznáme	4480 př. n. l.	26	+2, +3
Kobalt	Co	Georg Brandt	1735	27	+2, +3
Nikl	Ni	Axel Fredrik Cronstedt	1751	28	+2, +3

Prvky triády železa mají kovový charakter vazby. Jsou obtížně tavitelné, málo těkavé, mají vysoké body tání a varu a poměrně malý molární objem. Ve sloučeninách vykazují proměnné oxidační stavy. Jsou typickými představiteli přechodných kovů.

Žádný z trojice prvků není schopen dosáhnout maximálního oxidačního stavu, který vyplývá z postavení v osmé skupině.

Sloučeniny těchto kovů jsou vesměs kovalentní, barevné, v řadě případů obsahují nepárové elektrony a proto jsou paramagnetické.

Atomy železa, kobaltu a niklu v kladném oxidačním stavu mají sklony vytvářet velmi stálé komplexní částice. V přírodě se tyto prvky vyskytují kumulované v ložiskách, takže jsou dobře dostupné. Nejvíce rozšířené je železo, poté nikl a nejméně dostupný je kobalt. Je známý velký technický význam těchto kovů, obzvláště železa.

## Železo

Železo je (po kyslíku, křemíku a hliníku) čtvrtým nejrozšířenějším prvkem v zemské kůře (6,2 %).

Vzhledem ke stabilitě jeho jader je značně rozšířeno i ve vesmíru.

Železo má oxidační stavy II a III. U oxidačního stavu II tvoří sice stálé sloučeniny, které ale snadno podléhají oxidaci vzdušným kyslíkem. U komplexních částic se středovými atomy  $\text{Fe}^{\text{III}}$  je tomu naopak. Tyto sloučeniny jsou silná oxidovadla, takže se ochotně redukují na stálější komplexy  $\text{Fe}^{\text{II}}$ .

Čisté železo je měkký, kujný kov a je feromagnetické. Železo není ušlechtilý kov a v kyselinách se rozpouští za vývoje vodíku a železnatých solí. Železité soli se tvoří v přítomnosti kyslíku nebo při rozpuštění v oxidujících kyselinách.

Železo na vzduchu podléhá působení vzdušného kyslíku a vlhkosti a rezaví.

### Výroba železa

Železo se vyrábí spalováním železných rud ve vysoké peci. Výroba železa probíhá za vysokých teplot (až 1800 °C), proto musí být pec zevnitř vyzděna žáruvzdorným materiálem. Vysoká pec pracuje nepřetržitě několik let. Shora se do ní zavází železná ruda, koks a struskotvorné přísady. Zdola se vhání predehřátý vzduch obohacený kyslíkem.

Výroba železa probíhá ve dvou fázích:

1. Spalování koksu:  $C + O_2 \rightarrow CO_2$   
 $CO_2 + C \rightarrow 2 CO$
2. Redukce železa oxidem uhelnatým nebo přímo uhlíkem:  
 $3 CO + Fe_2O_3 \rightarrow 2 Fe + 3 CO_2$   
 $3 C + Fe_2O_3 \rightarrow 2 Fe + 3 CO$

## Sloučeniny železa

S kyslíkem - oxidy ( $FeO$ ,  $Fe_2O_3$ )  
- hydroxidy ( $Fe(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_3$ )

S halogeny - halogenidy ( $FeCl_3$ )

Se sírou - sulfidy ( $FeS$ ,  $FeS_2$ )

S dusíkem - nitridy ( $Fe_2N$ ,  $Fe_4N$ )

S uhlíkem - karbidy ( $Fe_3C$  – karbid železa)

Železo v oxidačních stavech II a III velmi ochotně vytváří komplexní sloučeniny. V komplexních sloučeninách jsou nejběžnější oktaedrické komplexy s koordinačním číslem 6. Komplexními sloučeninami železa jsou také látky, které mají nesmírně významné uplatnění v živé hmotě – krevní barvivo hemoglobin.

Jsou známy dva jednoduché oxidy železa – oxid železnatý  $FeO$  a oxid železitý  $Fe_2O_3$  a jeden smíšený oxid železnato-železitý  $Fe_3O_4$ . Oxid železnatý  $FeO$  je bazičtější než oxid železitý  $Fe_2O_3$ . V kyselinách se dobře rozpouští za vzniku solí železnatých, pokud není v přítomnosti vzdušný kyslík, který by je velmi rychle zoxidoval na soli železité.

### Některé sloučeniny železnaté $Fe^{2+}$

Síran železnatý  $FeSO_4$ . Heptahydrát síranu železnatého  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$  je známý pod triviálním názvem zelená skalice.

Oxid železnatý  $FeO$  je černá práškovitá hmota. Je stálý jen nad teplotou  $575\text{ }^\circ\text{C}$ , pod touto teplotou se rozkládá na železo a oxid železnato-železitý.

Hydroxid železnatý  $Fe(OH)_2$  je bílá vločkovitá sraženina, nerozpustná ve vodě. Rychle pohlcuje kyslík a přechází přes zelenou barvu až do hněda. Tento barevný pochod je způsoben oxidací hydroxidu železnatého na hydrát oxidu železitého.

Sulfid železnatý  $FeS$  je nerozpustný ve vodě. V čistém stavu je to červeno- hnědá práškovitá látka, pokud se připravuje zahříváním železa se sírou. Pokud se připravuje srážením roztoků železnatých solí roztokem alkalického sulfidu, tak je to černá práškovitá látka.

Fluorid železnatý  $FeF_2$  je bílá, ve vodě dobře rozpustná krystalická látka.

Chlorid železnatý  $FeCl_2$  je v bezvodém stavu světle žlutá krystalická látka, v hydratované formě má modrozelenou barvu.

## Některé sloučeniny železité Fe<sup>3+</sup>

Oxid železitý Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> je červenohnědý prášek, nerozpustný ve vodě. V přírodě se vyskytuje jako nerost hematit a v hydratované podobě jako nerost limonit. V laboratoři se připravuje žíháním hydroxidu železitého.

Oxid železnato-železitý Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> je černý, ve vodě, hydroxidech a kyselinách nerozpustný prášek, který se v přírodě vyskytuje jako magnetit. Slouží jako surovina pro výrobu pigmentů červené až hnědé barvy.

Dusičnan železitý Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> je v hydratované podobě bezbarvá krystalická látka, velmi dobře rozpustná ve vodě.

Síran železitý Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> je v bezvodém stav bílý prášek a v podobě hydratované soli je to bílá krystalická látka, dobře rozpustná ve vodě.

## Komplexní sloučeniny železa

Hexakvanoželeznatan draselný - K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] - žlutá krevní sůl

Hexakvanoželezitan draselný - K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] - červená krevní sůl

## Nejdůležitější železné rudy

magnetit (magnetovec) Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> - obsah železa 72 %

hematit (krevel) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> - 70 % Fe

goethit FeO(OH) - 63 % Fe

pyrhotin FeS - 63 % Fe

limonit (hnědel) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O - 52-62 % Fe

siderit (ocelek) FeCO<sub>3</sub> - 48 % Fe

pyrit (markasit) FeS<sub>2</sub> - 46 % Fe

## Využití železa

Čisté železo nemá velký praktický význam. Technické železo (slitina železa s uhlíkem, fosforem, křemíkem a dalšími prvky) je nejdůležitějším konstrukčním materiálem a technickým kovem.

Oxid železnatý je obsažen v pigmentu. Tento oxid je schválený pro používání v kosmetice a někdy je také používán do tetovacích inkoustů.

Oxid železitý byl používán při výrobě audiokazet a magnetických pásků.

Fluorid železnatý FeF<sub>2</sub> a fluorid železitý FeF<sub>3</sub> se používají k přípravě keramických glazur.

Jodid železnatý FeI<sub>2</sub> je katalyzátorem řady organických reakcí.

Selenid železnatý FeSe se používá k výrobě polovodičů.

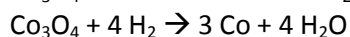
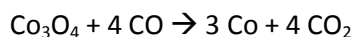
# Kobalt

Kobalt je druhým prvkem triády železa. Je to namodralý, feromagnetický, špatně tavitelný a mechanicky velmi pevný kov.

Kobalt dosahuje oxidačních stavů II a III. Oxidační stav II je u kobaltu častější a stabilnější u nekomplexních sloučenin. Oxidačního stavu III dosahuje nejčastěji u komplexních sloučenin. V porovnání s elementárním železem je kobalt ušlechtilejší kov. Kobalt je stálý i na vzduchu. Kobalt se vyskytuje v přírodě ve dvou alotropických modifikacích označovaných  $\alpha$ -Co a  $\beta$ -Co. První je stabilní za normální teploty a kobalt v ní zaujímá těsné uspořádání v hexagonální mřížce. Druhá modifikace je stabilní nad teplotou 417 °C a kobalt v ní zaujímá uspořádání atomů v plošně centrované kubické mřížce.

## Výroba kobaltu

Výroba práškového kobaltu se provádí redukcí oxidem uhelnatým nebo vodíkem.



## Sloučeniny kobaltu

S kyslíkem - oxidy ( $\text{CoO}$ ,  $\text{Co}_2\text{O}_3$ )

- hydroxidy ( $\text{Co}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Co}(\text{OH})_3$ ).

S halogeny - halogenidy ( $\text{CoF}_3$ ,  $\text{CoF}_2$ ).

Sulfidy, karbidy a nitridy se odvozují od oxidačního stavu II.

## Některé sloučeniny kobaltnaté $\text{Co}^{2+}$

Oxid kobaltnatý  $\text{CoO}$  je olivově zelený prášek, nerozpustný ve vodě, rozpustný v kyselinách na kobaltnaté soli.

Hydroxid kobaltnatý  $\text{Co}(\text{OH})_2$  je v čerstvém stavu zprvu modrá sraženina, která se stáním zbarvuje do světle růžové barvy. Je nerozpustná ve vodě, rozpustná v kyselinách na kobaltnaté soli.

Sulfid kobaltnatý  $\text{CoS}$  je černý prášek, nerozpustný ve vodě, hydroxidech ani zředěných kyselinách, v koncentrovaných se rozpouští za vzniku sulfanu.

Chlorid kobaltnatý  $\text{CoCl}_2$  je v bezvodém stavu bledě modrý prášek, je silně hygroskopický.

Síran kobaltnatý  $\text{CoSO}_4$  se v podobě svého heptahydrátu označuje jako kobaltnatá skalice, má karmínově červenou barvu a je dobře rozpustný ve vodě.

## Některé sloučeniny kobaltité $\text{Co}^{3+}$

Oxid kobaltitý  $\text{Co}_2\text{O}_3$  je v bezvodém stavu hnědý prášek, nerozpustný ve vodě. Přípravuje se oxidací hydroxidu kobaltnatého, ale pouze ve své hydratované podobě.

Fluorid kobaltitý  $\text{CoF}_3$  je v bezvodém stavu hnědý prášek, v hydratované podobě chromově zelený prášek, rozpustný ve vodě, ale vodou se rozkládá.

Síran kobaltitý  $\text{Co}_2(\text{SO}_4)_3$  je modrá krystalická látka, která se ve vodě ihned rozkládá za vzniku kyslíku, v kyselině sírové se rozpouští bez rozkladu. Síran kobaltitý tvoří v roztoku se sírany alkalických kovů podvojně sírany – kamence.

## Komplexní sloučeniny kobaltu

Kobalt s oxidačními stavy II a III se velmi ochotně stávají středovými atomy komplexních sloučenin. Nejčastější ligandy jsou  $\text{CN}^-$ ,  $\text{SCN}^-$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ .

## Využití kobaltu

Cena kobaltu je díky jeho poměrně nízkému výskytu i obtížnosti výroby dosti vysoká a v některých obdobích dosahuje burzovní cena kobaltu úrovně stříbra. Proto je především v metalurgii využíván pouze v případech, kdy se nedá nahradit některým levnějším kovem a do slitin je legován obvykle jen v relativně nízkém množství.

Kovový kobalt se využívá v metalurgii k legování oceli (zlepšuje řezivost, zvyšuje magnetičnost a v menší míře i pevnost oceli), některých slitin hliníku (vylepšuje pevnostní i plastické vlastnosti) a k výrobě feromagnetických slitin, práškový kobalt je součástí slinutých karbidů.

Sloučeniny kobaltu se používají při výrobě smaltů, barviv a ve sklářském a keramickém průmyslu, Uhličitan kobaltnatý  $\text{CoCO}_3$  je nejsilnější keramické barvivo.

Dusičnan kobaltnatý  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$  se používá jako červený pigment k barvení keramiky.

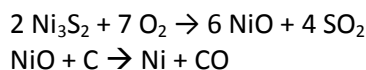
Radioaktivní izotop  $^{60}\text{Co}$  ( $T_{1/2} = 5,27$  roku) nalézá jako silný zdroj tvrdého gama záření uplatnění v medicíně i v řadě technických aplikací.

# Nikl

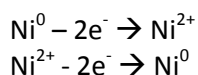
Nikl je stříbrobílý, lesklý, kujný a tažný kov s feromagnetickými vlastnostmi. Je velmi málo těkavý a obtížně se taví. V přírodě se nikl vyskytuje jako ryzí kov a v rudách, často doprovázený kobaltem. Vyskytuje se hlavně v oxidačním stavu II a to v jednoduchých i komplexních sloučeninách. Nikl je ušlechtilějším kovem než železo. Nikl na vlhkém vzduchu nekoroduje, což se využívá při ochraně kovů před korozí, tzv. poniklování. Nikl je rozpustný v kyselinách. Reaguje s některými nekovy.

## Výroba niklu

Nejběžnějším způsobem výroby ze sulfidických niklových rud je Orfordův proces výroby niklu, který spočívá v tavení niklové rudy za přítomnosti síranu sodného a koksu. Nikl ze sulfidu přechází na oxid, který je následně redukován na surový kov:



Vzniklý nikl není čistý, proto se přečišťuje elektrolýzou.



## Sloučeniny niklu

S kyslíkem - oxidy (NiO).  
- hydroxidy (Ni(OH)<sub>2</sub>).

Halogenidy, sulfidy a karbidy se odvozují od jeho oxidačního stavu II.

Nikl tvoří nikelnaté soli.

Nikl v oxidačním stupni II také tvoří některé komplexní sloučeniny a nejčastějšími ligandy jsou NH<sub>3</sub>, CN<sup>-</sup>, H<sub>2</sub>O, SCN<sup>-</sup>, F<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup> a NO<sub>2</sub><sup>-</sup>.

Oxid nikelnatý NiO je zelený prášek, nerozpustný ve vodě a hydroxidech, ale snadno rozpustný v kyselinách na nikelnaté soli. V keramickém průmyslu se používá k barvení na šedo.

Hydroxid nikelnatý Ni(OH)<sub>2</sub> je zelená látka, nerozpustná ve vodě a hydroxidech, rozpustná v kyselinách a amoniakálních roztocích. Připravuje se srážením roztoků nikelnaté soli roztokem alkalického hydroxidu.

Sulfid nikelnatý NiS je černý prášek velmi nerozpustný ve vodě a hydroxidech, v čerstvém stavu rozpustný v kyselinách, po odstátí nerozpustný.

Chlorid nikelnatý NiCl<sub>2</sub> je v bezvodém stavu zlatožlutá krystalická látka, v hydratované podobě je to zelená krystalická látka, dobře rozpustná ve vodě a lihu.

## Využití niklu

Přídavek niklu do oceli podstatně ovlivňuje její houževnatost a kujnost, ve slitinách hliníku zvyšuje jejich pevnost za vysokých teplot. Superelastická slitina niklu s titanem se pod názvem nitinol používá v medicíně pro výrobu stentů, sloužících ke zprůchodnění tělních trubic.

Slitina 89% Ni a 11% P patří mezi kovová skla (amorfní kovy) a používá se jako tvrdá pájka pro pájení v kosmické technice.

Sloučeniny niklu se používají jako pigmenty a katalyzátory.

Dusičnan nikelnatý  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$  se používá jako součást hnědých keramických glazur.

Uhličitán nikelnatý  $\text{NiCO}_3$  slouží k přípravě lázní pro galvanické poniklování.

Chroman nikelnatý  $\text{NiCrO}_4$  se používá jako žáruvzdorný ochranný nátěr.

Oxid nikelnatý  $\text{NiO}$  katalyzuje hydrogenační reakce.

## Toxické účinky

Nikl a jeho sloučeniny patří mezi významné kožní alergen, řada jeho sloučenin je zařazena mezi karcinogeny kategorie 1. Mezi nejedovatější sloučeniny niklu patří  $\text{Ni}(\text{CO})_4$ . Akutní otrava niklem se projevuje zejména poškozením zažívacího traktu a centrální nervové soustavy. Chronická otrava niklem se projevuje především onemocněním pokožky - niklový svrab.



## Použité zdroje

1. JANČÁŘ, Luděk. Periodická soustava prvků. 1. vyd. Brno: Masarykova univerzita, 2013
2. GREENWOOD, N, František JURŠÍK a Alan EARNSHAW. Chemie prvků. 1. vyd. Praha: Informatorium, 1993
3. Periodická tabulka: Chemické prvky [online]. Dostupné z: <http://www.prvky.com/>
4. <https://cs.wikipedia.org/wiki/Železo>  
<https://cs.wikipedia.org/wiki/Kobalt>  
<https://cs.wikipedia.org/wiki/Nikl>
5. <https://is.muni.cz/el/1431/jaro2005/C2442/skripta/kapitola2201.html>  
<https://is.muni.cz/el/1431/jaro2005/C2442/skripta/kapitola2202.html>  
<https://is.muni.cz/el/1431/jaro2005/C2442/skripta/kapitola2203.html>