

MASARYKOVA UNIVERZITA

Pedagogická fakulta

Katedra chemie

**Skupina mědi**

Vypracovala: Adéla Matoušková (423114)

V Brně 29. 11. 2015

## Obecná charakteristika skupiny

Skupinu mědi tvoří prvky 11. skupiny, jejichž valenční sféry obsahují 19 elektronů. Obsahují tak elektronovou osmnáctku a jeden elektron navíc. Patří sem měď, stříbro a zlato.

Tyto prvky mohou existovat v oxidačním stavu I, protože se stabilizují odtržením jednoho elektronu. To platí především u stříbra. Pro měď a zlato to však není nejstabilnější konfigurace. Tyto dva prvky upřednostňují jiné, nepravidelné uspořádání. Pro měď je typická konfigurace  $d^9$ , při které dosáhne oxidačního stavu II. Pro zlato je typická konfigurace  $d^8$ , kdy odtrhává tři elektrony a nabývá tak oxidačního stavu III. Výjimečně mohou dosahovat i jiných oxidačních stavů.

Vzhledem k barevnosti jejich sloučenin a paramagnetismu se řadí k typickým přechodným kovům.

Body tání všech tří prvků jsou vysoké, jsou minimálně těkavé. Mechanicky jsou pevné, ale kujné s typickou tepelnou a elektrickou vodivostí.

Elementární atomy mědi, zlata i stříbra jsou velice komplexotvorné a všechny tři prvky mají význam v technice.

## Měď

### Historie

Značka mědi je Cu a je odvozena z latinského *cuprum*. Latinské *cuprum* pochází od Římanů, kteří mědi říkali kyperský kov (*aes cyprium*). Rok objevení ani objevitel mědi není známý, přibližně se datuje do období starověku, někdy mezi 8000 a 7000 léty př. n. l.

### Základní charakteristika

Měď je červený, měkký tažný kov. Nachází se v oxidačním stavu I (konfigurace  $d^{10}$ ) nebo II (konfigurace  $d^9$ ). U oxidačního stavu I však účinkem vzdušného kyslíku snadno přechází na oxidační stav II. Poměrně dostupným, avšak málo stálým oxidačním stavem je také stav III a 0.

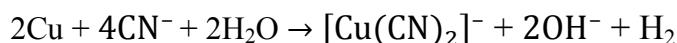
Měď je ušlechtilý kov nerozpustný v neoxidujících kyselinách. Částečně rozpustný je v systému s přítomným vzdušným kyslíkem.

## Chemické vlastnosti

Velmi snadno reaguje s horkými koncentrovanými roztoky kyselin. To vyjadřuje následující rovnice:



Měď se také rozpouští v koncentrovaných roztocích kyanidů alkalických kovů za vývoje vodíku. Viz rovnice.



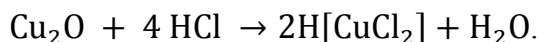
Měď je také ochotna za vysokých teplot reagovat s nekovy. Kromě uhlíku, vodíku a dusíku reaguje se všemi přímo.

## Sloučeniny

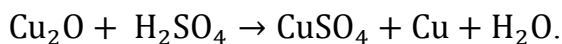
Měď tvoří řadu sloučenin. Co však není pro měď typické, jsou organokovové sloučeniny. Z oxidů je typický oxid měďný a oxid měďnatý.

### Oxidy mědi

Oxid měďný ( $\text{Cu}_2\text{O}$ ) je červený kov, nerozpustný ve vodě, avšak rozpustný v kyselinách. Jeho reakci s kyselinami vyjadřuje rovnice:



V kyselinách, u kterých jejich anion není vhodný jako ligand a zároveň je koncentrace této kyseliny nedostačující k oxidaci, dochází k disproportionaci:



Druhým oxidem mědi je oxid měďnatý ( $\text{CuO}$ ). Oxid měďnatý je černě zbarvený. Rozpouští se v kyselinách za vzniku měďnatých solí, při zahřátí snadno odštěpuje kyslík a přechází na  $\text{CuO}$ . Lze ho připravit termickým rozkladem:  $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ .

### Hydroxidy mědi

Z hydroxidů mědi je znám pouze hydroxid měďnatý ( $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ), jež vzniká alkalizací vodných roztoků měďnatých solí. Tento hydroxid je světlé modré barvy. Je rozpustný

v kyselinách a je amfoterní. V koncentrovaných roztocích alkalických kovů se částečně rozkládá na nestálé měďnatany.

### **Halogenidy mědi**

S halogeny tvoří měď dva typy. Buď s oxidačním číslem I nebo II. Halogenidy, v nichž je měď v oxidačním stavu I jsou bezbarvé sloučeniny v bezvodém stavu. Ovšem halogenidy měďnaté existují jako bezvodé, tak i jako hydráty a jsou barevné. Dosud se ale nepodařilo připravit fluorid měďný ( $\text{CuF}$ ). K velice nestálým látkám patří také jodid měďnatý ( $\text{CuI}_2$ ). Ten se totiž rozpadá na  $\text{CuI}$  a  $\text{I}_2$ .

### **Sulfidy mědi**

Ze sulfidů je známý sulfid měďnatý a sulfid měďný. Oba se dají připravit přímou syntézou z prvků. Dále se  $\text{CuS}$  může připravit srážením měďnatých solí ve vodném roztoku se sulfanem.  $\text{Cu}_2\text{S}$  vzniká z  $\text{CuS}$  redukcí vodíkem.

### **Další sloučeniny mědi**

Dalšími sloučeninami mědi jsou kyanidy a thiokyanatany. Tyto sloučeniny jsou velmi nestálé, jelikož podléhají oxidačně-redukčním změnám. Jejich rozpadem vzniká velmi stabilní polymerní kovalentní kyanid či thiokyanatan měďný, který se vyznačuje vysokou odolností vůči vzduchu.

Ostatní měďnaté soli jsou stálé a dobře dostupné sloučeniny. Jde o sírany, dusičnany, chloridy, chloristany atd. Uhličitany, křemičitany aj. jsou nerozpustné sloučeniny. Jako intermediární sloučeniny jsou označovány hydrid mědi ( $\text{CuH}$ ) a nitrid mědi ( $\text{Cu}_3\text{N}$ ).

### **Komplexy tvořené mědí**

Atomy  $\text{Cu}^{\text{I}}$  tvoří komplexní částice s koordinačními čísly 2, 3 a 4 (lineární, trigonální a tetraedrické koordinace). Atomy  $\text{Cu}^{\text{II}}$  tvoří koordinační čísla 4, 5 a 6 (tetraedrická, tetragonální, tetragonálně pyramidální, trigonálně bipyramidální, oktaedrická a tetragonálně bipyramidální koordinace středového atomu).

Nejběžnějšími ligandy v komplexech mědi jsou  $\text{Br}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{SCN}^-$ ,  $\text{OCN}^-$ ,  $\text{OH}^-$ , molekuly  $\text{NH}_3$  a  $\text{H}_2\text{O}$ , močovina, thiomčovina, aminy a organické ligandy.

## Výskyt

Vzácně se v přírodě nachází ryzí měď. Častější je výskyt mědi v nerostech, například v chalkopyritu  $\text{CuFeS}_2$ , malachitu  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$ , azuritu  $2\text{Cu(CO)}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$ .

## Výroba

Měď se vyrábí pražením chalkopyritu, který se dále elektrolyticky čistí.

## Použití

Velmi rozsáhlé je použití elementární mědi, jež se využívá v elektrotechnickém průmyslu a při hutní výrobě neželezných slitin. Dále v katalytické chemii a při deoxygenaci plynů.

Sloučeniny mědi mají použití menší. Oxid měďnatý ( $\text{CuO}$ ) slouží jako oxidovadlo, chlorid měďný a měďnatý ( $\text{CuCl}$ ,  $\text{CuCl}_2$ ) jako katalyzátory při anorganické i organické syntéze. Chlorid měďnatý ( $\text{CuCl}$ ) zároveň slouží jako redukovadlo při odstraňování nebezpečných organických peroxidů z reakčních směsí. Své využití má také síran měďnatý ( $\text{CuSO}_4$ ), který se používá jako mořidlo, insekticid a výchozí látka pro výrobu dalších sloučenin mědi. Některé komplexní sloučeniny mědi se využívají například ve fotografickém průmyslu, v analytické chemii, jako pigmenty a barviva.

# Stříbro

## Historie

Římané stříbru říkali *Argentum*. Odtud pochází i název a symbol. Popřípadě může pocházet od sanskrtského *argentos* – jasný. Český název pochází ze slovanského *serebro*. Stříbro patří mezi 20 prvků, které John Dalton v roce 1803 opatřil symboly a určil jejich hmotnosti. Stejně jako měď, ani u stříbra není znám rok objevení a objevitel. Opět se datuje do období starověku, někdy mezi 8000 a 7000 léty př. n. l.

## Základní charakteristika

Stříbro je bílý, měkký, tažný a lesklý kov, který krystaluje v tetragonální soustavě. Atomy stříbra mají elektronovou konfiguraci  $5s^1 4d^{10}$  a dosahují oxidačního stavu I ( $d^{10}$ ), neboť odtržením jednoho elektronu mohou nabýt struktury elektronové osmnáctky. V tomto oxidačním stavu je stříbro velice stabilní a nemá výraznější oxidačně-redukční vlastnosti.

Pouze velice výjimečně nabývá stříbro oxidačního stavu II. V tomto oxidačním stavu se nachází například v oxidu stříbrnatém (AgO), fluoridu stříbrnatém (AgF<sub>2</sub>) a v některých komplexních sloučeninách.

## **Chemické vlastnosti**

Elementární stříbro je ušlechtlejší než měď, nerozpouští se tedy v neoxidujících kyselinách. Rozpouští se v roztocích oxidujících kyselin, což vede ke vzniku solí. Příkladem je reakce stříbra s kyselinou dusičnou:



Dále se ještě rozpouští v alkalických kyanidech, ale roztokům hydroxidů alkalických kovů odolává.

## **Sloučeniny**

Stříbro je prvek, který je spíše neochotný tvořit sloučeniny z důvodu jeho vysoké ušlechtilosti. Přesto se však s mnohými sloučeninami můžeme setkat. Jde o oxid stříbrný, sloučeniny stříbra nerozpustné ve vodě, ale i sloučeniny stříbra rozpustné ve vodě nebo koordinační sloučeniny stříbra. Stejně jako pro měď, i pro stříbro nejsou typické organokovové sloučeniny.

## **Oxidy stříbra**

Jediným oxidem stříbra je oxid stříbrný Ag<sub>2</sub>O. Lze jej připravit dehydratací nestálého AgOH. Při zvýšené teplotě se rozkládá na prvky, což svědčí o vysoké ušlechtilosti stříbra a jeho neochotě tvořit sloučeniny. Je silně bazický a s kyselinami tvoří soli stříbrné, se zásadami nereaguje.

## **Další sloučeniny**

Existuje několik sloučenin stříbra, které nejsou rozpustné ve vodě. Jsou to: AgCN, AgSCN, AgCl, AgBr, AgI, Ag<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Ag<sub>2</sub>S, Ag<sub>3</sub>N a další.

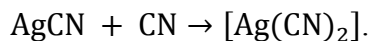
Ve vodě rozpustnými látkami jsou dusičnan, chloristan a částečně i síran stříbrný.

## **Příprava sloučenin**

Některé sloučeniny lze připravit přímou syntézou z prvků. Jedná se o binární sloučeniny. Ostatní lze připravit konverzí stříbrných solí ve vodném roztoku.

## Koordinační sloučeniny stříbra

Stříbro je výrazně komplexotvorné. Rozpouští se v nadbytku roztoku s dostatečnou koncentrací příslušného komplexotvorného aniontu:



Stříbro v komplexech nabývá koordinačního čísla 2, 3 nebo 4. Dobře tvoří také amminokomplexy stříbrné:



Diamminstříbrný kation má lineární tvar (hybridizace  $sp$ ). Koordinační číslo stříbra v kationu diamminstříbrného je 2, vyšší koordinační čísla mají trigonální nebo tetraedrickou strukturu.

## Výskyt

Ryzí stříbro se v přírodě nachází v krystalické podobě, častěji však ve formě plechů, drátků nebo kostrovitých agregátů a v minerálech, např. v argentitu, galenitu, andoritu. Na našem území byla v minulosti významná ložiska stříbra. Nejdůležitější lokalitou těžby byla Příbram, Kutná Hora, Jáchymov a Jihlava. Historicky nejstarší stříbrný důl byl ve Stříbře.

## Výroba

Nejčastější metodou získávání stříbra je kyanidové loužení stříbrných rud.

## Použití

Elementární stříbro se využívá ve vědeckém výzkumu, ve šperkařství, v mincovnictví, na výrobu zrcadel (u těch dnes spíše hliník než stříbro), v elektrotechnice, bromid stříbrný ve fotografickém průmyslu, jelikož je citlivý na světlo. V lékařství nachází své využití koloidní stříbro, které má antibakteriální účinky.

# Zlato

## Historie

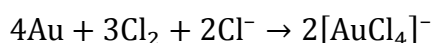
Římany bylo zlato nazýváno *aurum*, což je z latiny přeloženo jako úsvit, nebo *aurora* – zbarvení ranních červánků. Český název pochází ze slovanského *zoloto*. Stejně jako u předchozích dvou prvků nejsou rok ani objevitel známe.

## Obecná charakteristika

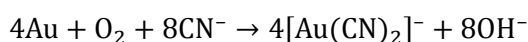
Zlato je červený, měkký a tažný kov. Řadí se mezi 21 mononuklidických prvků. Elektronová konfigurace valenční sféry je  $6s^1 5d^{10}$ . Održením jednoho elektronu tedy dosahuje oxidačního stavu I. Stabilizace zlata také probíhá uvolňováním tří elektronů. Nabývá tak oxidačního stavu III s nepravidelnou elektronovou konfigurací  $d^8$ . I přesto, že zlato v tomto oxidačním stavu jeví výrazné oxidační účinky, je tento stav stálejší a v jednoduchých sloučeninách zlata i běžnější než stav I.

## Chemické vlastnosti

Elementární zlato je na vzduchu stálé a nereaguje s většinou kovů. Je tedy ušlechtilým kovem. Reaguje s vodným roztokem chlorovodíku nasyceného chlorem za vzniku kyseliny tetrachlorozlatité nebo jejích solí:



Zlato se rozpouští v lučavce královské a ještě lépe za přístupu vzdušného kyslíku ve vodných roztocích kyanidů alkalických kovů:

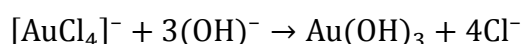


## Sloučeniny

Z oxidů je známý oxid zlatný ( $\text{Au}_2\text{O}$ ) a oxid zlatitý ( $\text{Au}_2\text{O}_3$ ). Oxid zlatný je fialový a vzniká hydrolyzou silně alkalického vodného roztoku  $\text{AuCl}$ . Oxid zlatný se rozpouští v kyselinách a vznikají sloučeniny zlatné. Při vysokých teplotách tento oxid disproportionuje:



Oxid zlatitý je hnědý a lze jej získat opatrnou dehydratací žlutohnědého hydroxidu zlatitého  $\text{Au}(\text{OH})_3$ , který se vylučuje z roztoku tetrachlorozlatitanů alkalickou hydrolyzou:



Tento oxid zlatitý je však poměrně termicky nestálý a rozkládá se na kov a kyslík.

S halogenidy zlata vytváří sloučeniny typu  $\text{AuY}$  a  $\text{AuY}_3$ . Halogenidy typu  $\text{AuY}_3$  se vyskytují i v hydratovaných formách a tvoří krystaly. Všechny halogenidy zlata se termicky rozkládají na elementární kov a halogen.

Známé jsou i binární sloučeniny zlata – sulfidy, azidy, nitridy, fosfidy, a jiné.



Běžné jsou i koordinační sloučeniny se středovými atomy  $\text{Au}^{\text{I}}$  a  $\text{Au}^{\text{III}}$ . Zlato v nich nabývá koordinačního čísla 4, výjimečně 6.

Organokovových sloučenin ses zlatem není mnoho a většinou tvoří dimerní popř. polymerní struktury.

## **Výskyt**

V přírodě se zlato nejčastěji vyskytuje na hydrotermálních křemenných žilách, obvykle v doprovodu minerálů antimonu jako ryzí kov s izomorfní příměsí stříbra.

## **Výroba**

Zlato se získává tzv. kyanidovým loužením, které se provádí působením velmi zředěného roztoku KCN nebo NaCN a vzdušného kyslíku na jemně rozemletou zlatonosnou horninu. Zlato ve formě zlatného kyanidu  $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$  přejde do roztoku, ze kterého se vyloučí pomocí práškového zinku. Ze sraženiny se přebytečný zinek odstraní promýváním zředěnou kyselinou sírovou.

## **Použití**

Elementární zlato má velké využití v technické praxi. Své využití nachází i ve šperkařství, mincovnictví a v lékařství. Ke galvanickému pozlacování předmětů se využívají sloučeniny zlata, např. kyselina tetrachlorozlatitá. Zlato se využívá také k malbě na sklo a porcelán a ve fotografii.

## Použitá literatura:

1. Obecná a anorganická chemie [Klikorka, 1985]. KLIKORKA, Jiří, Bohumil HÁJEK a Jiří VOTINSKÝ. 1. vyd. Praha: Státní nakladatelství technické literatury, 1985. 591 s
2. JANČÁŘ, Luděk. Periodická soustava prvků. 1. vyd. Brno: Masarykova univerzita, 2014, 154 s. ISBN 978-80-210-6621-2.
3. *Periodická tabulka: Chemické prvky* [online]. [cit. 2015-11-29]. Dostupné z: <http://www.prvky.com/>