



INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

Tento projekt je spolufinancován Evropským sociálním fondem a státním rozpočtem České republiky

ESF projekt OP vzdělávání pro konkurenceschopnost

## „Tvoříme a učíme s ICT“

Hana Bartošíková

# Kovy

Určeno pro

Chemii

2. ročník

Opava 2009



INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

Tento projekt je spolufinancován Evropským sociálním fondem a státním rozpočtem České republiky

## Obecná charakteristika práce.

Tento studijní materiál vznikl v rámci projektu „**Tvoříme a učíme s ICT**“, který je spolufinancován Evropským sociálním fondem (ESF) a státním rozpočtem České republiky.

**Registrační číslo projektu:** CZ.1.07/1.1.07/11.0014

**Název a číslo globálního grantu:** Zvyšování kvality ve vzdělávání v kraji Moravskoslezském,  
CZ.1.07/1.1.07

**Datum zahájení realizace projektu:** 12. 11. 2008

**Datum ukončení realizace projektu:** 1. 9. 2010

Jedním z cílů projektu je vytvoření studijních opor pro předměty: matematika, fyzika, chemie, biologie, zeměpis, informatika a výpočetní technika pro 1. a 2. ročníky gymnázia a dále volitelné semináře mediální výchova a enviromentální výchova. Tato práce je jednou z nich.

Název: Kovy

Autor: Hana Bartošíková

Vydání: první, 2009

Počet stran: 92

© Hana Bartošíková

© Mendelovo gymnázium, Opava, příspěvková organizace.

## Obsah

|      |                                                                            |    |
|------|----------------------------------------------------------------------------|----|
| 1    | Vlastnosti kovů .....                                                      | 5  |
| 1.1  | Kovová vazba .....                                                         | 5  |
| 1.2  | Výskyt a výroba kovů.....                                                  | 6  |
| 1.3  | Koroze .....                                                               | 6  |
| 1.4  | Elektrochemická řada napětí kovů a vodíku (Beketova řada) .....            | 7  |
| 2    | Komplexní (koordinační) sloučeniny.....                                    | 11 |
| 2.1  | Charakteristika.....                                                       | 11 |
| 2.2  | Názvosloví komplexních sloučenin .....                                     | 11 |
| 2.3  | Rozdělení komplexů.....                                                    | 13 |
| 2.4  | Vlastnosti a využití .....                                                 | 13 |
| 3    | Prvky 1. skupiny (alkalické kovy ).....                                    | 16 |
| 4    | Prvky 2. skupiny – s <sup>2</sup> prvky .....                              | 23 |
| 5    | Hliník (Al).....                                                           | 33 |
| 6    | Kovy IV. A skupiny – cín a olovo .....                                     | 41 |
| 6.1  | Cín .....                                                                  | 41 |
| 6.2  | Olovo .....                                                                | 42 |
| 7    | d prvky.....                                                               | 45 |
| 7.1  | Přechodné prvky .....                                                      | 45 |
| 8    | Kovy 11. skupiny (I. B skupiny) – měď (Cu), stříbro (Ag) a zlato (Au)..... | 47 |
| 8.1  | Měď.....                                                                   | 47 |
| 8.2  | Stříbro.....                                                               | 49 |
| 8.3  | Zlato .....                                                                | 51 |
| 9    | Kovy II. B skupiny – zinek (Zn), kadmium (Cd) a rtuť (Hg) .....            | 59 |
| 9.1  | Zinek.....                                                                 | 59 |
| 9.2  | Kadmium .....                                                              | 60 |
| 9.3  | Rtuť.....                                                                  | 61 |
| 10   | Kovy 3. – 6. skupiny.....                                                  | 66 |
| 10.1 | Kovy III. B skupiny – podskupina skandia .....                             | 66 |
| 10.2 | Kovy IV. B skupiny – podskupina titanu .....                               | 66 |
| 10.3 | Kovy V. B skupiny – podskupina vanadu .....                                | 67 |
| 10.4 | Kovy VI. skupiny – podskupina chromu.....                                  | 67 |

|      |                                                |    |
|------|------------------------------------------------|----|
| 11   | Kovy VII. B skupiny – podskupina manganu ..... | 73 |
| 11.1 | Mangan .....                                   | 73 |
| 11.2 | Technecium a rhenium.....                      | 74 |
| 12   | Prvky VIII. B skupiny .....                    | 79 |
| 12.1 | Triáda železa .....                            | 79 |
| 12.2 | Triáda lehkých platinových kovů.....           | 86 |
| 12.3 | Triáda těžkých platinových kovů.....           | 86 |
| 13   | Závěr .....                                    | 91 |
| 14   | Použitá literatura .....                       | 92 |

## 1 Vlastnosti kovů

Klíčové pojmy: kovová vazba, kujnost, tažnost, ruda, metalurgie, redukční procesy – přímá, nepřímá redukce, aluminotermie, magneziotermie, redukce vodíkem, elektrolyza, koroze, elektrochemická řada napětí kovů a vodíku (Beketova řada), standardní elektrodový potenciál, standardní vodíková elektroda, ušlechtilé a neušlechtilé kovy

### 1.1 Kovová vazba

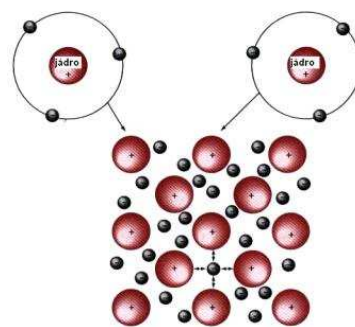
Atomy mají schopnost uvolňovat část valenčních elektronů, tyto uvolněné elektrony se pak téměř volně pohybují mezi pravidelně a těsně uspořádanými kladně nabitými „zbytky atomů“, tvoří tzv. elektronový plyn.

Kovová vazba je příčinou typických fyzikálních vlastností kovů mezi které patří:

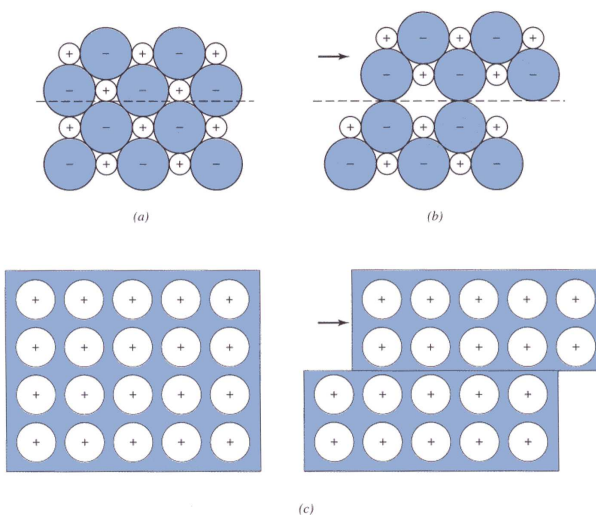
- kujnost a tažnost (při plastické deformaci se posouvají vrstvy atomů vůči sobě a okolí se prakticky nemění na rozdíl od iontových sloučenin)
- mechanická pevnost
- tvrdost
- vysoké teploty tání a varu
- elektrická a tepelná vodivost (valenční elektrony snadno přenášejí náboj)
- kovový lesk (volné elektrony již v povrchové vrstvě kovu snadno pohlcují a zpětně vyzařují viditelné záření)
- Výskyt a výroba kovů

Kovy mají malý počet poměrně slabě vázaných valenčních elektronů, proto se vyskytují převážně v kladných oxidačních číslech.

Přírodnina vhodná k výrobě kovů se nazývá ruda. Některé rudy jsou bohaté na vhodné sloučeniny



Obr. Kovová vazba  
<http://www.ped.muni.cz>



obr. Porovnání vlastností iontové a kovové vazby  
<http://www.mrl.columbia.edu>

kovů (např. bauxit), u jiných např. měděných rud tvoří většinu hlušina. Nejčastější rudy jsou oxidické a sulfidické. Pouze některé kovy (zlato, platina) se vyskytují ryzí.

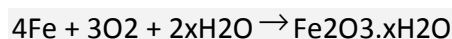
## 1.2 Výskyt a výroba kovů

Výrobou kovů se zabývá odvětví průmyslu zvané metalurgie. Postup při výrobě kovů je možno obecně rozdělit do tří fází:

- 1) úprava rudy – fyzikální a chemická separace, oddělení hlušiny (př. flotace, magnetická separace, pražení – převádění sulfidických rud na oxidické...)
- 2) redukční procesy (kovy se vyskytují v přírodě v kladných oxidačních číslech, výroba čistého kovu musí vždy zahrnovat redukci)
  - a) redukce za vysokých teplot
    - i) aluminotermie – redukce hliníkem
    - ii) magneziotermie – redukce hořčíkem
    - iii) přímá redukce – redukce uhlíkem
    - iv) nepřímá redukce – redukce oxidem uhelnatým
    - v) redukce vodíkem – příprava velmi čistých kovů
  - b) elektrolýza – elektrochemická metoda využívající pohyb iontů v elektrickém poli, využívána zejména při výrobě elektropozitivních kovů (sodík, hořčík, hliník). Kationty kovů se v roztoku nebo tavenině redukují na katodě.
  - c) redukce z roztoků
- 3) rafinace - během redukce se spolu s vyráběným kovem vyredukuje i jiné prvky, jejich obsah musí být upraven rafinací.
- 4) Koroze

## 1.3 Koroze

Kovy se v přírodě vyskytují v kladných oxidačních číslech, cílem metalurgie je převést kovy vázané ve sloučeninách do nepřírozeného, ale užitečného stavu s oxidačním číslem nula. Od počátku výroby kovů však lidé zápasí s tendencí kovů nabývat zpět kladných oxidačních čísel. Tento jev se nazývá koroze. Ke korozním dějům dochází většinou ve vlhkém prostředí. Koroze je soubor procesů, kterými se postupně mění vlastnosti materiálů do té míry, že ztrácejí užitečnou hodnotu. Podstatou koroze železa je elektrochemický děj, kterého se účastní kromě železa také voda a kyslík:



## 1.4 Elektrochemická řada napětí kovů a vodíku (Beketova řada)

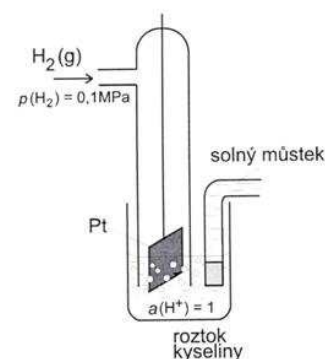
Elektrochemická řada napětí kovů a vodíku, vytvořená významným ruským fyzikálním chemikem N. N. Beketovem (1827–1911), nám slouží k porovnání reaktivnosti kovů, tj. k porovnání jejich schopnosti odštěpovat valenční elektrony a tvořit kationty.

Beketova řada nejčastějších kovů: K Na Ca Mg Al Zn Fe Pb H Cu Ag Hg Au

Podrobnější Beketovu řadu naleznete na:

<http://www.jergym.hiedu.cz/~canovm/elektro/beketov/beketov.html>.

Kovy jsou v řadě uspořádány podle standardních elektrodových potenciálů ( $E^\circ$ ). Standardní elektrodový potenciál je potenciální rozdíl mezi elektrodami článku sestaveného z poločlánku libovolného kovu, ponořeného do roztoku své soli o jednotkové molární koncentraci kationtů a standardní vodíkové elektrody. Standardní vodíková elektroda je tvořena platinovým plíškem, který je zataven ve skleněné trubičce. Platinový plíšek je pokrytý tzv. platinovou černí, což je velmi jemně zrnitá platina s velkým povrchem. Na povrchu platinové černi se dobře adsorbuje vodík, který je zde přiváděn. Celý vodíkový poločlánek vznikne ponořením elektrody do roztoku kyseliny o jednotkové koncentraci oxoniových kationtů.



Obr. Standardní vodíková elektroda  
<http://tomcat.prf.jcu.cz>

Hodnoty standardních elektrodových potenciálů charakterizují schopnost atomů daného kovu odštěpovat elektrony za vzniku kationtů.

| kov     | potenciál / V | kov     | potenciál / V |
|---------|---------------|---------|---------------|
| Sodík   | -2,71         | Cín     | -0,14         |
| Hořčík  | -1,55         | Olovo   | -0,12         |
| Hliník  | -1,33         | Vodík   | 0,00          |
| Zinek   | -0,76         | Antimon | 0,20          |
| Chrom   | -0,56         | Měď     | 0,34          |
| Železo  | -0,44         | Stříbro | 0,80          |
| Kadmium | -0,4          | Rtut'   | 0,86          |
| Kobalt  | -0,29         | Zlato   | 1,36          |
| Nikl    | -0,23         |         |               |

Tabulka hodnot standardních elektrodových potenciálů

Informace o standardních elektrodoých potenciálech ostatních kovů naleznete na:

- <http://www.magchem.cz/tabulky/tab-1.1.htm>
- <http://www.jergym.hiedu.cz/~canovm/elektro/beketov/potence2.html>

Kladné standardní elektrodové potenciály mají kovy, které odštěpují elektrony méně snadno než atomy vodíku. Nevytěsňují z vodných roztoků kyselin vodík, reagují pouze s těmi kyselinami, které mají oxidační účinky. Jsou to kovy ušlechtilé a v Beketově řadě jsou umístěny vpravo za vodíkem.

Záporné standardní elektrodové potenciály mají kovy neušlechtilé, v Beketově řadě leží vlevo před vodíkem a reagují s kyselinami za uvolnění vodíku.

### Kontrolní otázky a úkoly

- 1) napište rovnici:
  - a) aluminotermické přípravy kobaltu z oxidu kobaltitého
  - b) přípravy železa z oxidu železitého přímou redukcí
  - c) přípravy železa z oxidu železitého nepřímou redukcí
  - d) magneziotermické přípravy titanu z chloridu titaničitého
  - e) přípravy molybdenu z oxidu molybdenitého redukcí vodíkem
- 2) určete, zda reakce probíhá, pokud ano, doplňte produkty:
  - a)  $\text{Zn} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
  - b)  $\text{Cu} + \text{ZnSO}_4 \rightarrow$
  - c)  $\text{Fe} + \text{NaCl} \rightarrow$
  - d)  $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow$
  - e)  $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
  - f)  $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$

### Shrnutí kapitoly

Pro kovy typické vlastnosti jako je kujnost, tažnost, vodivost, kovový lesk, mechanická pevnost mají příčinu v kovové vazbě. Krystal kovu je tvořen kladně nabitými zbytky atomů, mezi kterými se pohybují uvolněné elektrony ve formě elektronového plynu. Kovy vyskytují se převážně ve sloučeninách – rudách, z nichž se získávají redukčními procesy. Mají však tendence nabývat zpět kladného oxidačního stavu, tento děj označujeme jako korozi. Kovy jsou uspořádány podle schop-



nosti tvořit kationty do Beketovy řady. Kovy mající záporné elektrodové potenciály leží vlevo před vodíkem, reagují s kyselinami za vývoje vodíku a nazývají se neušlechtilé, kovy umístěné v řadě vpravo za vodíkem mají kladné elektrodové potenciály, reagují pouze s kyselinami, které mají oxidační účinky a nazývají se ušlechtilé.

**Laboratorní cvičení č. 1****Téma:** Elektrochemická řada napětí kovů**Pomůcky:** zkumavky**Chemikálie:** roztoky síranu železnatého, síranu zinečnatého, síranu měďnatého, chloridu sodného, kyseliny chlorovodíkové a dusičnanu stříbrného, měď, zinek, železo**Postup práce:** Do šesti zkumavek postupně nalijeme roztoky: síranu železnatého, síranu zinečnatého, síranu měďnatého, chloridu sodného, kyseliny chlorovodíkové a dusičnanu stříbrného. Do všech zkumavek ponoříme kousek měděného drátku. Pozorujeme reakci a výsledek zapíšeme do tabulky. Stejný pokus opakujeme s granulemi zinku a s železnými hřebíky.**Poznámka:**

Bodové ohodnocení reaktivity kovů:

kov reaguje.....2 body

kov je v roztoku soli stejného kovu.....1 bod

kov nereaguje .....0 bodů

**Pozorování:**

|             | roztok soli       |                   |                   |      |     |                   |
|-------------|-------------------|-------------------|-------------------|------|-----|-------------------|
| kov         | FeSO <sub>4</sub> | ZnSO <sub>4</sub> | CuSO <sub>4</sub> | NaCl | HCl | AgNO <sub>3</sub> |
| Cu          |                   |                   | 1                 |      |     |                   |
| Zn          |                   | 1                 |                   |      |     |                   |
| Fe          | 1                 |                   |                   |      |     |                   |
| Celkem bodů | (Fe)              | (Zn)              | (Cu)              | (Na) | (H) | (Ag)              |

**Vyhodnocení:**

- Podle počtu bodů seřadíte kovy a získáte tak část elektrochemické řady kovů a postavení vodíku.
- Zapište rovnice uskutečněných chemických reakcí.

## 2 Komplexní (koordinační) sloučeniny

**Klíčové pojmy:** komplexní částice, centrální atom, ligand, koordinační číslo, donor, akceptor, žlutá krevní sůl, červená krevní sůl, berlínská modř, Turnbullova modř, hemoglobin, chlorofyl, vitamín B<sub>12</sub>

### 2.1 Charakteristika

Komplexní sloučeniny jsou složeny z částic obsahujících centrální atom nebo ion, na který jsou koordinačně kovalentními vazbami vázány atomy, případně atomové skupiny, které se označují jako ligandy. Centrální atom (CA) má volné orbitály, je akceptorem elektronového páru, ligandy (L) mají volný elektronový pár, jsou jeho donory. Počet ligandů navázaných na centrální atom nebo ion obvykle převyšuje jeho oxidační číslo. Celkový počet donorových atomů vázaných k centrálnímu atomu nebo iontu se označuje jako koordinační číslo.

### 2.2 Názvosloví komplexních sloučenin

Velmi podrobný postup pro vytváření názvů či vzorců komplexních sloučenin i s posledními úpravami zahrnutými do názvoslovných doporučení anorganické chemie IUPAC 2005, které nebyly dosud v češtině oficiálně vydány, najdete ve wikipedii:

[http://cs.wikipedia.org/wiki/N%C3%A1zvoslov%C3%AD\\_koordina%C4%8Dn%C3%ADch\\_slou%C4%8Denin](http://cs.wikipedia.org/wiki/N%C3%A1zvoslov%C3%AD_koordina%C4%8Dn%C3%ADch_slou%C4%8Denin)

Zde jsou pouze stručně uvedena pravidla, jimiž se při pojmenování komplexních sloučenin či tvorbě jejich vzorců musíte řídit:

- 1) Vzorce ligandů se ve vzorcích uvádějí až za značkami centrálních atomů nebo iontů. Vzorce koordinačních částic se vždy vkládají do hranatých závorek.
- 2) Vyjádření oxidačního čísla centrálního atomu:
  - a) kladné oxidační číslo centrálního atomu se vyjadřuje pomocí koncovek charakteristických pro jednotlivá oxidační čísla (Co<sup>II</sup> – kobaltnatý)
  - b) nulové oxidační číslo centrálního atomu zakončení nemá (Fe<sup>0</sup> – železo)
  - c) záporné oxidační číslo centrálního atomu se vyjadřuje pomocí koncovky -id (Co<sup>-I</sup> – kobaltid).
- 3) Počet centrálních atomů se vyjadřuje číslovkovými předponami.
- 4) Přehled ligandů:
  - a) aniontové ligandy (v závorkách uvedeno nové názvosloví)

| Vzorec ligandu  | Název ligandu       | Vzorec ligandu     | Název ligandu        |
|-----------------|---------------------|--------------------|----------------------|
| $\text{Cl}^-$   | chloro (chlorido)   | $\text{S}^{2-}$    | thio                 |
| $\text{F}^-$    | fluoro (fluorido)   | $\text{O}_2^{2-}$  | peroxo (peroxido)    |
| $\text{Br}^-$   | bromo (bromido)     | $\text{CO}_3^{2-}$ | karbonato            |
| $\text{I}^-$    | jodo (jodido)       | $\text{SO}_3^{2-}$ | sulfito              |
| $\text{OH}^-$   | hydroxo (hydroxido) | $\text{SO}_4^{2-}$ | sulfato              |
| $\text{H}^-$    | hydrido             | $\text{PO}_4^{3-}$ | fosfato              |
| $\text{CN}^-$   | kyano (kyanido)     | $\text{NO}_3^-$    | nitrato              |
| $\text{O}^{2-}$ | oxo                 | $\text{SCN}^-$     | thiokyanato(rhodano) |

## b) elektroneutrální ligandy

| Vzorec ligandu       | Název ligandu | Vzorec ligandu | Název ligandu |
|----------------------|---------------|----------------|---------------|
| $\text{H}_2\text{O}$ | aqua          | $\text{CO}$    | karbonyl      |
| $\text{NH}_3$        | ammin         | $\text{NO}$    | nitrosyl      |

- 1) Ve vzorcích i v názvech se ligandy uvádějí v abecedním pořadí. Rozhodující je počáteční písmeno názvu. Obsahuje-li komplexní sloučenina různé ligandy, jejich názvy se oddělují pomlčkou. Poslední ligand se od názvu centrálního atomu neodděluje.
- 2) Názvy komplexních sloučenin se skládají ze dvou slov. Podstatné jméno udává název aniontu a přídavné název kationtu.
- 3) Pokud je komplex bez náboje, vyjadřuje tuto skutečnost podstatné jméno komplex.

**Příklady:**

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{H}_2\text{O})]\text{Cl}_3$  - chlorid pentaammin-aquakobaltitý

$\text{Li}[\text{AlH}_4]$  – tetrahydridohlinitan lithný

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$  – komplex triammin-trichlorokobaltitý

$(\text{NH}_4)_2[\text{SnCl}_6]$  – hexachlorocínicitan amonný

$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$  – pentakarbonylželezo

$\text{Na}[\text{Co}(\text{CO})_4]$  – tetrakarbonylkobaltid sodný

Podrobnější vysvětlení a metodika názvosloví komplexů na:

<http://www.jergym.hiedu.cz/~canovm/nazvyano/nazvyano.html#sloucení>

Zde naleznete také spoustu dalších příkladů i s podrobným řešením.

## 2.3 Rozdělení komplexů

Jako centrální atomy vystupují v komplexech většinou d-prvky, i když jsou známy i koordinační sloučeniny p-a s-prvků. Běžné komplexy obsahují pouze jeden centrální atom (jsou tzv. jednojaderné), ale existují i sloučeniny se dvěma nebo více centrálními atomy. V takovýchto vícejaderných komplexech mohou být centrální atomy spolu vázány buď prostřednictvím ligandu (tzv. můstkový ligand) nebo přímo vazbou kov-kov.

Komplexní sloučeniny většinou obsahují komplexní kationty nebo anionty, ale existují i elektroneutrální komplexní částice:

- a) komplexy s komplexním kationtem -  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{H}_2\text{O})]\text{Cl}_3$  - chlorid pentaammin-aquakobaltitý
- b) komplexy s komplexním aniontem -  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CO})(\text{CN})_5]$  - karbonyl-pentakynoželezitan draselný
- c) komplexy s komplexním kationtem i aniontem -  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{CuCl}_4]$  - tetrachloroměďnatán tetraamminplatnatý
- d) komplexy s elektroneutrální komplexní částicí -  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$  - komplex tetraammin-dichloroměďnatý

## 2.4 Vlastnosti a využití

V komplexech mohou mít centrální atomy různá koordinační čísla. Můžeme se setkat s koordinačními čísly 2,3,4,5,6,7 a někdy i vyššími. Nejběžnější jsou koordinační čísla 4 a 6. Pro koordinační číslo čtyři je charakteristické tetraedrické nebo čtvercové uspořádání ligandů, pro koordinační číslo šest oktaedrické uspořádání.

Komplexní sloučeniny se vyznačují barevností. Ta je způsobena d-elektrony. Vázané ligandy způsobují tzv. štěpení d-orbitalů – to dává možnost elektronům excitovat se viditelným zářením do vzniklých vyšších stavů, což způsobuje barevnost.

Koordinační chemie je rozsáhlá oblast anorganické chemie, která má i široké uplatnění v praxi (příprava různých komplexních látek, které slouží např. jako katalyzátory, léčiva, v jaderné chemii). V analytické chemii se využívají komplexní sloučeniny např. k důkazu železnatých a železitých iontů:

$\text{Fe}^{3+} + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (žlutá krevní sůl)  $\rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$  (berlínská modř)

$\text{Fe}^{4+} + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (červená krevní sůl)  $\rightarrow$  (Turnbulova modř).

Komplexní sloučeniny mají velký význam i v živých soustavách (hemoglobin je komplex železa, chlorofyl hořčíku, vitamín  $\text{B}_{12}$  kobaltu).

### Kontrolní otázky a úkoly

Doplňte název popř. vzorec:

- 1)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- 2)  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
- 3)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$
- 4)  $\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CN})_5(\text{NO})]$
- 5) tetrakarbonylnikl
- 6) tetrachloroplatnatan tetraamminměďnatý
- 7) pentakyno-nitrosylželeznatan draselný
- 8) chloristan tetraamminměďnatý

### Shrnutí kapitoly

Komplexní sloučeniny jsou tvořeny centrálním atomem (většinou d-prvek), na který jsou koordinačně kovalentními vazbami vázány ligandy. Celkový počet ligandů vázaných k centrálnímu atomu se označuje jako koordinační číslo. Při pojmenovávání komplexů se musíme řídit určitými pravidly. Vzorec komplexní částice se vždy vkládá do hranatých závorek. Komplexní sloučeniny mají velké uplatnění v praxi (lékařství, analytická chemie, katalyzátory) a vyskytují se i v živých organismech (hemoglobin, chlorofyl, vitamín  $\text{B}_{12}$ ).

**Laboratorní cvičení č. 2****Téma:** Komplexní sloučeniny**Úkol:** Příprava komplexních sloučenin**Pomůcky:** zkumavky**Chemikálie:**  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (5g/100ml),  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (0,1 mol/l),  $\text{KSCN}$  (0,1 mol/l),  $\text{FeCl}_3$  (0,1 mol/l), amoniak (26%),  $\text{HCl}$  (20%),  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$  (0,1mol/l)**Postup:** Provedeme ve zkumavkách následující chemické reakce:

- 1)  $\text{CuSO}_4 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow$
- 2)  $\text{FeCl}_3 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow$
- 3)  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow$
- 4)  $\text{FeCl}_3 + \text{KSCN} \rightarrow$
- 5)  $\text{CuSO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
- 6)  $\text{CuSO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow$

**Pozorování:** запиште barevné změny.**Vyhodnocení:** doplňte produkty a pojmenujte je.

### 3 Prvky 1. skupiny (alkalické kovy)

Klíčové pojmy: alkalický kov, s<sup>1</sup> prvek, sodík, draslík, lithium, rubidium, cesium, francium, sůl kamenná, chilský ledek, sylvín, biogenní prvek, elektrolýza taveniny, samovznítitelnost, barvení plameny, hydroxidy alkalických kovů, ledky, soda, Solvayův způsob výroby sody, jedlá soda, potaš

#### 3.1 Charakteristika

Alkalické kovy jsou prvky I. A skupiny periodické soustavy prvků mimo vodíku. Jedná se o lithium (Li), sodík (Na), draslík (K), rubidium (Rb), cesium (Cs) a francium (Fr). Označují se jako s<sup>1</sup> prvky, neboť mají jeden valenční elektron v orbitalu s. Tento valenční elektron velmi snadno odštěpuje, tvoří kationty a dosahují tak stabilní elektronové konfigurace předchozího vzácného plynu. Např. sodíkový kation Na<sup>+</sup> má ve svém obalu stejný počet elektronů jako neon.

Alkalické kovy mají ze všech prvků nejmenší elektronegativitu. Její hodnoty klesají s rostoucím protonovým číslem. Alkalické kovy jsou tedy velmi reaktivní, mají nízké hodnoty ionizační energie a mají silné redukční vlastnosti. Jejich sloučeniny mají převážně iontový charakter. Typické oxidační číslo je I.

#### 3.2 Výskyt

Alkalické kovy se vyskytují v přírodě pouze ve sloučeninách. Sodík se vyskytuje v soli kamenné (NaCl), chilském ledku (NaNO<sub>3</sub>), draslík v sylvínu (KCl), draselném ledku (KNO<sub>3</sub>).

Sodík a draslík jsou rovněž významné biogenní prvky. V lidském těle jsou tyto prvky důležité zejména pro správnou činnost nervových buněk, kde tzv. sodno-draselná pumpa zajišťuje přenos nervového vzruchu. **MV - biologie**



Obr.: minerál chlorid sodný  
(NaCl)- halit  
[chemickeprvky.euweb.cz/](http://chemickeprvky.euweb.cz/)



### 3.3 Výroba

Alkalické kovy se vyrábějí elektrolýzou taveniny halogenidů nebo hydroxidů. Sodík se vyrábí nejčastěji elektrolýzou taveniny chloridu sodného. Anoda je grafitová a materiálem katody je železo. Základními zdroji NaCl jsou oceány (sůl mořská) a solné doly (sůl kamenná).

Schéma elektrolýzy taveniny NaCl najdete na:

- <http://www.jergym.hiedu.cz/~canovm/elektro/ellyza/tnacl.html>

### 3.4 Vlastnosti

Všechny alkalické kovy jsou měkké, dají se krájet nožem, na řezu jsou stříbrolesklé.

Na vzduchu se oxidují, jsou samovznítilné, a proto se musí uchovávat pod petrolejem. Mají velmi nízké hustoty, dobře vedou elektrický proud i teplo a charakteristickým způsobem barví plamen: Li – karmínově červeně, Na – žlutě, K, Rb, Cs – fialově.



Obr.: sodno-draselná pumpa  
<http://www.u-belmich.de>



Obr.: barvení plamene alkalickými kovy chemické prvky.  
[enweb.cz/alkalicke-kovy.htm](http://enweb.cz/alkalicke-kovy.htm)



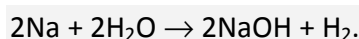
Obr.: řez sodíkem  
[www.chempage.de](http://www.chempage.de)

- Francium je radioaktivní.

### 3.5 Chemické reakce

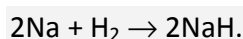
Při spalování na vzduchu tvoří lithium především oxid lithný, sodík peroxid sodný a ostatní alkalické kovy hyperoxidy.

Alkalické kovy reagují bouřlivě s vodou, při reakci vzniká příslušný hydroxid a voda:

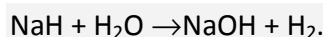


Tuto reakci pojmenovanou jako zkáza Titaniku (viz laboratorní cvičení) můžete shlédnout na: [http://everest.natur.cuni.cz/cesnet/projekt1/video/titanik\\_logo\\_komp.avi](http://everest.natur.cuni.cz/cesnet/projekt1/video/titanik_logo_komp.avi).

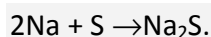
Reakcí s vodíkem vznikají iontové hydridy:



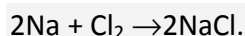
Hydridy alkalických kovů prudce reagují s vodou, vzniká hydroxid a voda:



Reakcí se sírou vznikají sulfidy:



Alkalické kovy se slučují přímo také s halogeny, reakce mají bouřlivý průběh a jsou provázeny světelným efektem:



Reakci s komentářem si můžete prohlédnout na:

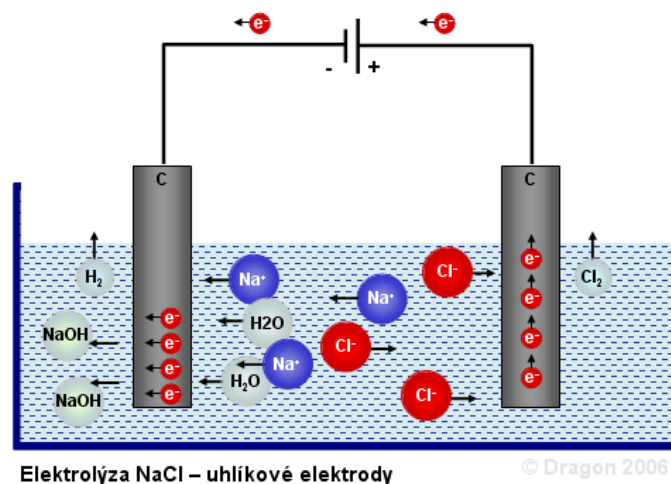
<http://is.muni.cz/elportal/estud/pedf/js08/avk/ucebnice/lekce13.htm>

### 3.6 Využití

Lithium se využívá jako přísada slitin ke zlepšení vlastností (ložiskové kovy), sodík na výrobu výbojek, se kterými se můžeme setkat ve svítidlech pouličního osvětlení, jako chladicí médium pro určité typy jaderných reaktorů a jako redukční činidlo.

### 3.7 Sloučeniny

Hydroxidy alkalických kovů (NaOH, KOH) jsou bezbarvé, hygroskopické, silné zásady, rozpustné ve vodě. Patří mezi základní laboratorní a průmyslové chemikálie. NaOH se vyrábí elektrolýzou vodného roztoku NaCl a využívá se zejména na výrobu mýdel, celulózy, papíru a umělého hedvábí.



Obr.: elektrolýza roztoku chloridu sodného  
[http://dragonadam.wz.cz/obrazky/elektrolýza\\_nacl\\_c.gif](http://dragonadam.wz.cz/obrazky/elektrolýza_nacl_c.gif)

Dusičnany alkalických kovů se nazývají ledky, využívají se jako hnojiva, při vyšší teplotě se rozkládají na dusitany a dusík:

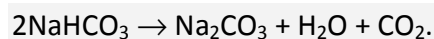


Dusičnan draselný se využívá také k výrobě černého střelného prachu.

Nejvýznamnějším uhličitánem je  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (soda). Krystaluje jako dekahydrát. Dnes se vyrábí Solvayovým způsobem. Do solanky (nasycený roztok chloridu sodného) nasycené amoniakem se zastudena zavádí oxid uhličitý:



Hydrogenuhličitán sodný se odstraní filtrací a termicky se rozkládá:



Soda se využívá při výrobě skla, pracích prostředků, v textilním a papírenském průmyslu. Hydrogenuhličitán sodný  $\text{NaHCO}_3$  neboli jedlá soda se využívá k neutralizaci žaludečních šťáv při překyselení žaludku a jako součást kypřících prášků.

Uhličitán draselný neboli potaš ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) se využívá k výrobě draselných mýdel a chemického skla.

**Kontrolní otázky a úkoly**

- 1) Napište elektronovou konfiguraci draselného kationtu. Atom, kterého prvku v základním stavu, a které ionty mají stejnou konfiguraci?
- 2) Proč se alkalické kovy nemohou uchovávat pod vodou místo pod petrolejem?
- 3) Napište rovnici hoření lithia, sodíku, draslíku.
- 4) Napište rovnici reakce draslíku s vodou.
- 5) Popište elektrolýzu roztoku chloridu sodného. Jaká látka se vylučuje na katodě a jaká na anodě?

**Shrnutí kapitoly**

Alkalické kovy jsou prvky I.A skupiny mimo vodíku. Jsou velmi reaktivní, mají silné redukční vlastnosti a nízkou elektronegativitu. V přírodě se proto vyskytují pouze ve sloučeninách, sodík a draslík jsou významné biogenní prvky. Vyrábějí se nejčastěji elektrolýzou taveniny halogenidů či hydroxidů. Jsou měkké, samovznítitelné a charakteristicky barví plamen. Hydroxidy alkalických kovů jsou silnými zásadami a využívají se na výrobu mýdel, celulózy, papíru. Dusičnany se nazývají ledky a využívají se jako hnojiva. Uhličitan sodný (soda) je potřeba při výrobě skla a pracích prostředků, hydrogenuhličitan sodný (jedlá soda) na neutralizaci žaludečních šťáv a do kypřících prášků.

**Laboratorní cvičení č. 3**

**Téma:** Alkalické kovy

**Úkol č. 1:** Reakce sodíku s vodou – zkáza Titaniku

**Pomůcky:** vana, pinzeta, nůž, papír, ochranný štít

**Chemikálie:** voda, sodík, fenoftalein

**Postup práce:**

- 1) Do vany nalijeme maximálně do poloviny vodu a přidáme několik kapek fenoftaleinu, Do vody vložíme malý kousek sodíku. Použijte ochranný štít!
- 2) Malý kousek sodíku můžeme vložit do papírové lodičky. Pustíme lodičku na hladinu vody.

**Pozorování:****Vyhodnocení:**

- 1) Napište rovnici reakce.
- 2) Proč došlo ke zbarvení roztoku?
- 3) Na skříních obsahujících sodík je nápis: Nehasit vodou! Navrhněte, čím byste hořící sodík uhasili.

**Úkol č.2:** Barvení plamene kationty kovů

**Pomůcky:** platinový drátek (popř. kancelářská sponka a chemické kleště)

**Chemikálie:** soli (nejlépe chloridy) alkalických kovů, 20% roztok HCl

**Postup práce:** Kancelářskou sponku narovnáme, vyrobíme na ní malé očko, uchytíme do chemických kleští. Ponoříme několikrát drátek do roztoku zředěné kyseliny chlorovodíkové a vyžháme ho v plameni.

Do nesvítivé části plamene postupně vnášíme soli alkalických kovů a pozorujeme barvu plamene. Mezi jednotlivými vzorky drátek vždy opláchneme ve zředěné kyselině chlorovodíkové a vyžháme v plameni. Sodnou sůl vnášíme jako poslední vzorek, protože sodík i v malých koncentracích ruší charakteristické zbarvení ostatních iontů. Barvy plamene zapíšeme do tabulky.

**Pozorování:**

| Kation alkalického kovu | Barva plamene |
|-------------------------|---------------|
| $\text{Li}^+$           |               |
| $\text{Na}^+$           |               |
| $\text{K}^+$            |               |
| $\text{Rb}^+$           |               |
| $\text{Cs}^+$           |               |

## 4 Prvky 2. skupiny – $s^2$ prvky

Klíčové pojmy:  $s^2$  prvek, prvky alkalických zemin, kovy alkalických zemin, berylium, hořčík, vápník, stroncium, baryum, radium, hořčík, magnezit, dolomit, chlorofyl, vápník, vápenec, sádrovec, barvení plamene, magneziotermie, Grinardova činidla, dural, mramor, křída, pálené vápno, hašené vápno, tvrdnutí malty, krasové jevy, přechodná tvrdost vody, vodní kámen, trvalá tvrdost vody, sádra, cement, beton, ledek vápenatý, superfosfát

### 4.1 Charakteristika

Mezi prvky II. A podskupiny patří berylium (Be), hořčík (Mg), vápník (Ca), stroncium (Sr), baryum (Ba) a radium (Ra), souhrnně bývají označovány jako prvky alkalických zemin. Poslední čtyři prvky skupiny (vápník, stroncium, baryum a radium) jsou označovány jako kovy alkalických zemin. Elektronová konfigurace valenční vrstvy je  $ns^2$ , mají tedy dva valenční elektrony. Ve sloučeninách vystupují prakticky výhradně v oxidačním čísle II.

Všechny prvky jsou typické kovy, jsou silně elektropozitivní. Mají vyšší ionizační energie než  $s^1$  prvky a jsou tedy v porovnání s nimi méně reaktivní.

Oxidy prvků mají obecný vzorec MO ( $M=Be, Mg, Ca, Sr, Ba$ ) a jejich zásaditost roste s rostoucím protonovým číslem. Podobně roste také síla hydroxidů a kovový charakter prvků.

Chemie hořčíku a berylia se významně liší od chemie kovů alkalických zemin.

### 4.2 Výskyt

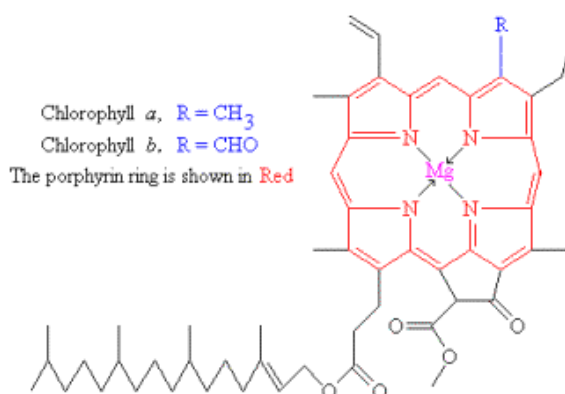
**Berylium** je v zemské kůře zastoupeno poměrně vzácně, jedinou průmyslově významnou rudou je beryl ( $Be_3Al_2Si_6O_{18}$ ).

**Hořčík** je velmi rozšířeným prvkem v zemské kůře. Mezi nejrozšířenější minerály patří magnezit ( $MgCO_3$ ), dolomit  $MgCa(CO_3)_2$ .



Obr.: dolomit a magnesit  
<http://cs.wikipedia.org/>

**Hořčík** je nezbytným biogenním prvkem jak pro rostliny (je obsažen v zeleném listovém barvivu – chlorofylu- které je nezbytné pro fotosyntézu), ale i pro živočichy, člověka nevyjímaje.



Obr.: chlorofyl  
[www.sci.muni.cz/ptacek/Chemie-bar.htm](http://www.sci.muni.cz/ptacek/Chemie-bar.htm)

Hořčík je důležitý pro správnou činnost nervů a svalů. Nedostatek hořčíku ve stravě vede u lidí k pocitu únavy, nevolnosti, podrážděnosti případně až ke ztrátě vědomí. Přírodním zdrojem hořčíku jsou banány, mandle, ořechy, celozrnné pečivo atd. **MV –biologie**

**Vápník** je pátým nejrozšířenějším prvkem zemské kůry. V přírodě se vyskytuje nejčastěji jako vápenec ( $CaCO_3$ ), sádrovec ( $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ ), fluorit neboli kazivec ( $CaF_2$ ), apatit ( $Ca_5(PO_4)_3F$ ).



Obr.: Vápenec  
<http://geologie.vsb.cz>

Také vápník je důležitým biogenním prvkem. V těle obratlovců je základní součástí kostí a zubů, vyskytuje se ale i ve svalech a v krvi. Nedostatek vápníku mů-



že vyvolat křivici, u starších lidí osteoporózu. Hlavním zdrojem vápníku v potravě je mléko a mléčné výrobky. [MV-biologie](#)

Nejvýznamnějším minerálem **stroncía** je celestit ( $\text{SrSO}_4$ ) a barya baryt ( $\text{BaSO}_4$ ). Radium doprovází uran v jeho rudách. Radium doprovází uran v jeho rudách. 10 t rudy obsahuje asi 1 mg radia.

### 4.3 Výroba

Získávají se nejčastěji elektrolýzou roztavených chloridů, nebo aluminotermicky z oxidů kovů.

### 4.4 Vlastnosti a reakce

Beryllium je tvrdý, křehký kov s nízkou hustotou. Vytváří převážně kovalentní vazby, svými vlastnostmi se podobá hliníku, má také amfoterní charakter. Všechny beryllnaté sloučeniny jsou jedovaté a ve formě prachu nebo dýmu velmi nebezpečné.

Hořčík je stříbrolesklý, měkký kujný kov. Svými vlastnostmi se odlišuje jak od beryllia, tak od kovů alkalických zemin.



Obr.: hořčík  
<http://encyklopedie.seznam.cz/>

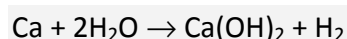


Obr.: Hoření hořčíku  
<http://www.daviddarling.info>

Hořečnaté kationty jsou na rozdíl od beryllnatých schopné samostatné existence. V řadě sloučenin je však hořčík vázán kovalentními vazbami. Na vzduchu se hořčík pokrývá vrstvičkou oxidu, která zabraňuje další korozi. Pokud je na vzduchu zapálen, hoří jasným a oslnivým plamenem. Vzniká nejen oxid hořečnatý ( $\text{MgO}$ ), ale i nitrid hořečnatý ( $\text{Mg}_3\text{N}_2$ ).

Kovy alkalických zemin jsou stříbrolesklé, měkké, s nepříliš vysokými body tání.

Podobně jako alkalické kovy barví plamen: Ca – cihlově červeně. Sr a Ra – karmínově červeně, Ba – zeleně. Jsou poměrně reaktivní. Na vzduchu se pokrývají vrstvou oxidačních produktů, proto se podobně jako alkalické kovy uchovávají pod petrolejem. Všechny kovy alkalických zemin reagují s vodou za uvolňování vodíku:



Reakce probíhá pomaleji než u alkalických kovů.

Rozpuštěné soli stroncia a barya jsou jedovaté.



Obr.: vápník  
<http://www.daviddarling.info>

## 4.5 Využití

Berylliové bronzy (slitiny beryllia s mědí) jsou tvrdé a pružné jako ocel.

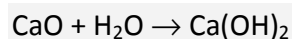
Čistý hořčík je velmi silným redukčním činidlem a využívá se k získávání jiných kovů z jejich sloučenin (magneziotermie) a také k redukčním reakcím v organických syntézách. V organické syntéze se využívají zejména Grinardova činidla, která obsahují organokovové sloučeniny hořčíku. Velká množství hořčíku se spotřebují na výrobu lehkých slitin (dural), které se vyznačují značnou mechanickou pevností a odolností vůči korozi, jsou proto využívány v automobilovém a leteckém průmyslu.

Vápník se také využívá jako redukční činidlo a jeho velká reaktivita slouží v metalurgii k odstraňování malých množství síry a kyslíku z taveniny železa při výrobě oceli.

## 4.6 Sloučeniny

- **Oxid hořečnatý (MgO)** je bílá, pevná látka, která se využívá jako žáruvzdorný materiál na vyzdívku metalurgických pecí.
- **Hydroxid hořečnatý (Mg(OH)<sub>2</sub>)** je bílá, ve vodě nerozpustná látka. Využívá se proti překyselení žaludku a při výrobě gelů na spáleniny.
- **Uhličitan hořečnatý (MgCO<sub>3</sub>)** ve formě jemného prášku využívají gymnasté, vzpěrači, atleti a horolezci na pokrytí rukou pro lepší uchopení některých nářadí.

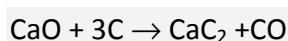
Oxidy kovů alkalických zemin reagují s vodou za vzniku hydroxidů:



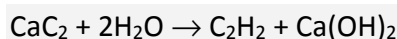
Hydroxidy kovů alkalických zemin se ve vodných roztocích chovají jako silné zásady, Reakcí hydroxidů s peroxidem vodíku vznikají odpovídající peroxidy. Nejvýznamnější je peroxid barnatý ( $\text{BaO}_2$ ), který se připravuje zahříváním oxidu barnatého v kyslíkové atmosféře.

Přímou reakcí kovů alkalických zemin s vodíkem vznikají hydridy, které bouřlivě reagují s vodou za vzniku hydroxidu a vodíku.

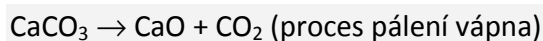
I acetylidy kovů alkalických zemin lze připravit přímou syntézou. Největší význam má acetylid vápenatý ( $\text{CaC}_2$ ), který se vyrábí v elektrických pecích reakcí oxidu vápenatého s koksem:



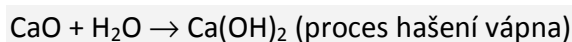
Reakcí acetylidů s vodou vzniká hydroxid a acetylen:



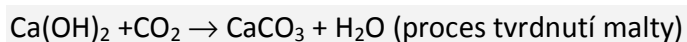
Uhličitan vápenatý ( $\text{CaCO}_3$ ) je v přírodě nejrozšířenější sloučenina vápníku. Vyskytuje se v několika modifikacích – kalcit, aragonit. Křída je uhličitan vápenatý vzniklý ze schránek mořských živočichů, mramor je vápenec, který lze leštit a využívá se pro dekorativní účely. Zahříváním vápence vzniká oxid uhličitý a oxid vápenatý ( $\text{CaO}$ ), známý jako pálené vápno:



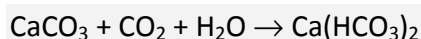
Oxid vápenatý reaguje s vodou za vzniku hydroxidu vápenatého ( $\text{Ca(OH)}_2$ ) neboli hašeného vápna:



Hašené vápno se využívá ve stavebnictví k přípravě malty (směs písku, hašeného vápna a vody). Její vytvrdnutí je způsobeno reakcí se vzdušným oxidem uhličitým:



Vzájemné chemické přechody mezi uhličitanem a hydrogenuhličitanem vápenatým ( $\text{Ca(HCO}_3)_2$ ) jsou příčinou vzniku krasových jevů. Uhličitan vápenatý je velmi málo rozpustný ve vodě. Pokud je ale ve vodě protékající přes vápencové skály rozpuštěn oxid uhličitý, dochází k přeměně nerozpustného uhličitanu na rozpustný hydrogenuhličitan:



Jeho roztok po malých kapkách dopadá na skálu a pomalu se z něj odpařuje voda. Klesá zároveň i koncentrace oxidu uhličitého a hydrogenuhličitan se rozkládá:



Tímto způsobem tedy vznikají krápníky.

Hydrogenuhlíčan vápenatý ( $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ) a hydrogenuhlíčan hořečnatý ( $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ ) jsou příčinou tzv. přechodné tvrdosti vody, která se odstraňuje převařením, v nádobě vzniká vodní kámen:



Trvalá tvrdost vody je způsobena sírany.

Sádra neboli hemihydrát síranu vápenatého ( $\text{CaSO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}$ ) se vyrábí termickým rozkladem sádrovce ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ) při teplotě asi 130 °C:



Pokud sádrovce opětovně smícháme s vodou, probíhá uvedená reakce zpět a vzniká opět dihydrát. Sádra v průběhu tvrdnutí zvětšuje svůj objem, což je z praktického hlediska výhodné. Sádra má všestranné využití ve stavebnictví, při výrobě kopií různých předmětů (zubní lékařství) atd. Vápno i sádra jsou složkami při výrobě dnes patrně nejběžnějšího stavebního materiálu – cementu. Po smísení s pískem a vodou vzniká beton.

K významným sloučeninám vápníku patří také dusičnan vápenatý ( $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ) neboli ledek vápenatý využívaný jako průmyslové hnojivo a fosforečnan vápenatý ( $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ), který je základní surovinou pro výrobu dalšího hnojiva – superfosfátu.

Síran barnatý ( $\text{BaSO}_4$ ) patří mezi nejvýznamnější sloučeniny barya. Baryum je jako poměrně velký atom schopno značné absorpce rentgenového záření. Při rentgenovém snímání trávicího traktu vypije pacient suspenzi síranu barnatého ve vodě a po několika desítkách minut je možno získat velmi kvalitní snímek pacientova žaludku a střev. Nízká rozpustnost této sloučeniny přitom zamezí možnosti otravy pacienta toxickým iontem  $\text{Ba}^{2+}$ . Síran barnatý je také složkou omítek, kterými jsou pokrývány zdi rentgenových ordinací a brání tak nechtěnému ozáření lékařského personálu.

Soli stroncia se většinou používají v pyrotechnice.



Obr.: Krápníková jeskyně  
<http://cs.wikipedia.org>



Obr.: Vodní kámen  
<http://www.vseumel.cz/>

**Kontrolní otázky a úkoly.**

- 1) Které prvky se označují jako kovy alkalických zemin?
- 2) Která látka je silnější zásadou: hydroxid hořečnatý nebo barnatý?
- 3) Napište rovnici výroby titanu z chloridu titaničitého pomocí hořčíku jako redukčního činidla.
- 4) Napište rovnici přípravy peroxidu barnatého zahříváním oxidu barnatého v kyslíkové atmosféře.
- 5) Jak se odstraňuje přechodná a trvalá tvrdost vody?

**Shrnutí kapitoly**

Prvky II. A skupiny označujeme jako prvky alkalických zemin. Mají dva valenční elektrony, ve sloučeninách se vyskytují pouze v oxidačním čísle II. Nejrozšířenějšími prvky této skupiny jsou hořčík a vápník, které jsou rovněž významnými biogenními prvky. Hořčík je stříbrolesklý kov, který hoří jasným plamenem. Kovy alkalických zemin (vápník, stroncium, baryum, radium) jsou stříbrolesklé, měkké, charakteristicky barví plamen, uchovávají se pod petrolejem.

Hořčík se využívá jako redukční činidlo a na výrobu slitin. Sloučeniny vápníku hrají důležitou roli ve stavebnictví a jsou příčinou krasových jevů. Hydrogenuhličitan vápenatý a hořečnatý způsobují přechodnou, sírany těchto kovů trvalou tvrdost vody. Síran barnatý má využití v lékařství při rentgenovém snímkování trávicího traktu.

**Laboratorní cvičení č. 4**

**Téma:** Prvky alkalických zemin – 1. část

**Úkol č. 1:** Hoření a hašení hořčíku

**Pomůcky:** síťka, kahan, stříčka s vodou, trojnožka, ochranný štít

**Chemikálie:** hořčík (hořčíková páska, práškový hořčík, hoblinky hořčíku)

**Postup práce:** Hořčík dáme na síťku umístěnou na trojnožce a zapálíme. Na žhnoucí kov přikápneme ze stříčky opatrně vodu. Při práci používáme ochranný štít! Při hoření hořčíku vzniká i ultrafialové záření, nedívejte se přímo do plamene!

**Pozorování:**

**Vyhodnocení:**

Napište rovnici reakcí hořčíku s kyslíkem a hořčíku s vodou.

**Úkol č. 2:** Barvení plamene kationty kovů

**Pomůcky:** platinový drátek (popř. kancelářská sponka a chemické kleště)

**Chemikálie:** soli (nejlépe chloridy) alkalických kovů, 20% roztok HCl

**Postup práce:** Kancelářskou sponku narovnáme, vyrobíme na ní malé očko, uchytíme do chemických kleští. Ponoříme několikrát drátek do roztoku zředěné kyseliny chlorovodíkové a vyžeháme ho v plameni.

Do nesvítivé části plamene postupně vnášíme soli kovů alkalických zemin a pozorujeme barvu plamene. Mezi jednotlivými vzorky drátek vždy opláchneme ve zředěné kyselině chlorovodíkové a vyžeháme v plameni. Barvy plamene zapíšeme do tabulky.

**Pozorování:**

| Kation kovu alkalických zemin | Barva plamene |
|-------------------------------|---------------|
| $\text{Ca}^{2+}$              |               |
| $\text{Sr}^{2+}$              |               |
| $\text{Ba}^{2+}$              |               |

**Laboratorní cvičení č. 5**

**Téma:** Prvky alkalických zemin – 2. část

**Úkol:** Příprava a reakce hydroxidu vápenatého

**Pomůcky:** porcelánový kelímek, trojnožka, trojhran, kahan, kádinky, lžička, tyčinka, trubička, zkumavky, kapátko, filtrační nálevka, filtrační papír

**Chemikálie:** uhličitán vápenatý, 10% roztok kyseliny chlorovodíkové, fenoftalein

**Postup práce:**

- 1) Do porcelánového kelímku nasypeme asi 3 g uhličitanu vápenatého. Kelímek dáme do trojhranu na trojnožce a žiháme asi 15 minut. Po vychladnutí vysypeme vyžíhanou směs, která obsahuje převážně pálené vápno, z kelímku do kádinky.
- 2) Na kousek páleného vápna přikapáváme vodu. Při reakci se vyvíjí teplo. Získáme tzv. „vápenné mléko“ a po jeho filtraci „vápennou vodu“, tj. roztok hydroxidu vápenatého.
- 3) Asi 3 ml vápenné vody nalijeme do dvou zkumavek. Do roztoku v první zkumavce přidáme několik kapek indikátoru.
- 4) Do roztoku v druhé zkumavce vydechujeme skleněnou trubičkou oxid uhličitý. Roztok se zakalí. S vydechováním oxidu uhličitého do směsi pokračujeme tak dlouho, až získáme opět čirý roztok
- 5) Vzniklý roztok povaříme a pak ze zkumavky vylijeme. Na stěnách zkumavky se nám vyloučil tzv. vodní kámen. Zkumavku vyčistíme kyselinou chlorovodíkovou.

**Pozorování:****Vyhodnocení:**

- 1) Zapiš rovnici reakce tepelného rozkladu uhličitanu vápenatého. Kde se této reakce využívá?
- 2) Zapiš rovnici reakce páleného vápna s vodou.
- 3) Jaká barevná změna nastala při přikápnutí fenoftaleinu a proč?

- 4) Napiš rovnici reakce hydroxidu vápenatého s oxidem uhličitým a potom následnou reakci produktu s oxidem uhličitým. Kde se s touto reakcí, probíhající oběma směry, můžeme setkat?
- 5) Co je příčinou přechodné tvrdosti vody? Napiš rovnici reakce, která proběhla při vyčištění zkumavky.



## 5 Hliník (Al)

Klíčové pojmy: p<sup>1</sup>prvek, triely, hliník, bauxit, kryolit, korund, amfoterní prvek, aluminotermie, dural, alobal, chlorid hlinitý, hydroxid hlinitý

### 5.1 Charakteristika

Hliník patří spolu s borem (B), galiem (Ga), indiem (In) a thalliem (Tl) do III. A (13.) skupiny periodické soustavy prvků. Elektronová konfigurace valenční vrstvy těchto prvků je  $ns^2np^1$ , označují se tedy jako p<sup>1</sup>prvky nebo také triely. Maximální oxidační stav je III. S výjimkou boru jsou všechny prvky kovy.

### 5.2 Výskyt

Hliník je po kyslíku a křemíku nejrozšířenějším prvkem na Zemi. Vyskytuje se pouze ve sloučeninách. Nejčastěji se vyskytuje v hlinitokřemičitanech, jako jsou živce, slídy či hlína. Nejdůležitějšími rudami hliníku jsou bauxit, což je oxid-hydroxid hlinitý  $AlO(OH)$ , kryolit ( $Na_3AlF_6$ ) a korund ( $Al_2O_3$ ), který se vyskytuje v různých barevných odrůdách (červený – rubín, smaragd – zelený, safír – modrý, topas – žlutý).



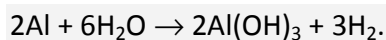
Obr.: korund  
<http://cs.wikipedia.org>

### 5.3 Výroba

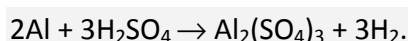
Průmyslově se hliník vyrábí elektrolýzou taveniny bauxitu a kryolitu při teplotě asi 950 °C. Kryolit snižuje teplotu tání směsi.

## 5.4 Vlastnosti a reakce

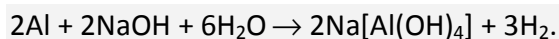
Hliník je stříbrobílý, lehký kov. Je kujný, tažný, dobře vede elektrický proud. Na vzduchu je stálý, pokrývá se totiž rychle vrstvičkou oxidu, která jej chrání před další reakcí. Podobně se jeho odolnost proti vodě vysvětluje vytvořením souvislé vrstvy hydroxidu na jeho povrchu. Odstraníme-li tuto ochrannou vrstvičku, reakce s vodou ochotně probíhá:



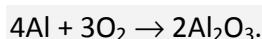
Hliník je neušlechtilý kov, reaguje s kyselinami za vývoje vodíku:



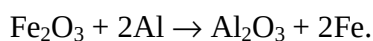
S koncentrovanou dusičnou hliník nereaguje, neboť dochází k pasivaci. Hliník je amfoterní prvek, reaguje totiž také s hydroxidy za vzniku tetrahydroxydylhinitanů a vodíku:



Hliník má velkou afinitu ke kyslíku. Při zahřátí na vzduchu shoří na oxid hlinitý:



Reakce je exotermní. Toho se v praxi využívá při výrobě kovů z jejich oxidů za využití hliníku jako redukčního činidla metodou zvanou aluminotermie.



Návod na laboratorní provedení aluminotermie i s ukázkovým videem najdete na:

<http://www.ped.muni.cz/wchem/sm/hc/anorglab/soubory/navody/5.htm>.

Na uvolnění značného množství tepla při reakci oxidu kovů s hliníkem bylo založeno použití směsi oxidu železitého s hliníkem ke svařování kolejnic.

## 5.5 Využití

Mimo již zmíněnou aluminotermii se hliník používá k výrobě řady slitin, z nichž bezesporu nejznámější je slitina s hořčíkem, mědí a manganem, známá jako dural. Tento materiál má oproti samotnému hliníku mnohem větší pevnost a tvrdost při zachování velmi malé měrné hmotnosti. Zároveň je i značně odolný vůči korozi. Všechny uvedené vlastnosti předurčují dural jako ideální materiál pro letecký a automobilový průmysl, pro výrobu výtahů, jízdních kol, lehkých žebříků atd. Hliník je také významným obalovým materiálem. Pod názvem alobal se tenká hliníková folie používá

v potravinářském průmyslu. Společně se stříbrem slouží hliník ve formě velmi tenké folie jako záznamové médium v kompaktních discích (CD).

Z důvodu malé hmotnosti a chemické odolnosti se z hliníku vyráběli např. některé drobné mince, ale i běžné kuchyňské nádobí a přístroje. Riziko používání hliníkové nádobí je však diskutováním problémem v souvislosti s Alzheimerovou chorobou. Toto však ještě nebylo spolehlivě prokázáno.

## 5.6 Sloučeniny

Hliník se vyskytuje ve sloučeninách v oxidačním čísle III. Bezespору nejvýznamnější sloučeninou hliníku je oxid hlinitý,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Tato látka se vyskytuje v řadě modifikací se zcela odlišnými fyzikálně chemickými vlastnostmi. Jednou z nich je korund, který patří mezi nejtvrdší přírodní látky. Oxid hlinitý se využívá jako inertní nosič katalyzátorů např. při hydrogenacích, využití má také při chromatografii na tenké vrstvě.

Chlorid hlinitý  $\text{AlCl}_3$  je velmi významný průmyslový katalyzátor v oboru organické syntézy. Uplatňuje se zde jako Lewisova kyselina.

Hydroxid hlinitý  $\text{Al}(\text{OH})_3$  je amfoterní látka. V kyselinách se rozpouští za vzniku hlinitých solí, reakcí s hydroxidy poskytuje hydroxohlinitany.

Síran hlinitý  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  se užívá v papírenském a textilním průmyslu a je významnou surovinou používanou při úpravě vody čiřením.

### Kontrolní otázky a úkoly:

- 1) Napište reakci hliníku s kyselinou chlorovodíkovou a hydroxidem draselným. Jaká vlastnost hliníku vyplývá z těchto dvou reakcí?
- 2) Napiš rovnici přípravy chromu z oxidu chromitého pomocí aluminotermie.

### Shrnutí kapitoly

Hliník je prvkem III. A skupiny a je třetím nejrozšířenějším prvkem na Zemi. Vyskytuje se pouze ve sloučeninách. Průmyslově se vyrábí elektrolýzou taveniny bauxitu a kryolitu. Hliník je stříbrolesklý, lehký kov, odolný proti korozi. Má amfoterní vlastnosti. Ve sloučeninách se vyskytuje pouze v oxi-

dačním čísle III. Využívá se při aluminotermii, k výrobě řady slitin (např. duralu), jako obalový materiál (alobal) a k výrobě kuchyňského nádobí.

### **Laboratorní cvičení č. 5**

**Téma:** Hliník - 1. část

**Úkol č. 1:** Hoření hliníku v plameni

**Pomůcky:** skleněná trubice, kahan

**Chemikálie:** práškový hliník

**Postup práce:**

- 3) Do skleněné trubice nabereme práškový hliník.
- 4) Foukneme hliník do nesvítivé části plamene. Pozor na oči!

**Pozorování:**

**Vyhodnocení:**

- 1) Napište rovnici reakce.
- 2) Kde se v praxi využívá velké afinity hliníku ke kyslíku?

**Úkol č. 2:** Amfoterní vlastnosti hliníku

**Pomůcky:** zkumavky, lžička, špejle, zápalky

**Chemikálie:** Zředěná kyselina chlorovodíková (1:1), 10% roztok hydroxidu sodného, hliník

**Postup práce:**

- 1) Do zkumavky nasypeme asi půl lžičky hliníku a nalijeme zředěnou kyselinu chlorovodíkovou.
- 2) Unikající plyn jímáme do zkumavky obrácené dnem vzhůru. Směs plynu se vzduchem zapálíme.
- 3) Do zkumavky nasypeme asi půl lžičky hliníku a nalijeme 10% hydroxid sodný.
- 4) Unikající plyn opět jímáme do zkumavky obrácené dnem vzhůru. Směs plynu se vzduchem zapálíme.

**Pozorování:**

- 1) Napište rovnice obou reakcí.
- 2) Jaký plyn unikál a jak byl dokázán?
- 3) Vysvětli pojem amfoterní vlastnosti.

**Laboratorní cvičení č. 6**

**Téma:** Hliník - 2. část

**Úkol č. 1:** Koroze hliníku

**Pomůcky:** vata

**Chemikálie:** hliníková folie (alobal), roztok chloridu nebo dusičnanu rtuťnatého

**Postup práce:**

- 1) Kousek potřeme vatou namočenou do roztoku chloridu nebo dusičnanu rtuťnatého. Pozor soli rtuti jsou toxické! Nutno dodržovat základní hygienická pravidla.
- 2) Na povrchu se vytvoří hliníkový amalgám, který narušuje ochrannou, kompaktní vrstvu oxidu hlinitého a umožňuje tak styk hliníku se vzdušnou vlhkostí.

**Pozorování:****Vyhodnocení:**

- 1) Napište rovnici reakce (reakce hliníku s vodou)
- 2) Je reakce exotermická nebo endotermická?
- 3) Proč je hliník na vzduchu stálý a odolává korozi?

**Úkol č. 2:** Příprava a vlastnosti hydroxidu hlinitého

**Pomůcky:** zkumavky

**Chemikálie:** 5% roztok hydroxidu sodného, 20% roztok kyseliny chlorovodíkové, 5% roztok síranu hlinitého

**Postup práce:**

- 1) K asi 2 ml roztoku síranu hlinitého přidáme malé množství roztoku hydroxidu sodného.
- 2) Vzniklou sraženinu rozdělíme do dvou zkumavek.
- 3) Do první zkumavky přidáme ke sraženině roztok kyseliny chlorovodíkové.
- 4) Do druhé zkumavky přidáme ke sraženině nadbytek roztoku hydroxidu sodného.
- 5) Do druhé zkumavky zavedeme oxid uhličitý (např. vydechováním vzduchu z plic trubičkou do roztoku).

**Pozorování:**

- 1) Napište rovnici vzniku sraženiny (viz 1).
- 2) Napište rovnici reakce sraženiny s kyselinou chlorovodíkovou (viz 3).
- 3) Napište rovnici reakce sraženiny s hydroxidem sodným (viz 4).
- 4) Jakou vlastnost hydroxidu hlinitého jsme dokázali?
- 5) Napište reakci s oxidem uhličitým (viz 5).

**Laboratorní cvičení č. 7**

**Téma:** Hliník - 3. část

**Úkol č. 1:** Reakce hliníku s jódem

**Pomůcky:** třecí miska s tloučkem, porcelánová miska, lžička, pipeta, kádinka, kahan, síťka, železný kruh, svorka

**Chemikálie:** voda, práškový hliník, jód

**Postup práce:**

- 1) Ve třecí misce rozetřeme opatrně půl lžičky jódu.
- 2) Přesypeme do porcelánové misky, přidáme lžičku práškového hliníku a opatrně promícháme a vytvoříme kužel.
- 3) Ohřejeme v kádince vodu.
- 4) Opatrně přikápneme ke směsi hliníku a jódu z pipety pár kapek teplé vody. Pracujeme v digestoři!

**Pozorování:****Vyhodnocení:**

- 1) Napište rovnici reakce.
- 2) Proč došlo k sublimaci jódu?
- 3) Jakou funkci při reakci má voda?

**Úkol č. 2:** Thénardova modř

**Pomůcky:** porcelánová miska, síťka, kahan

**Chemikálie:** pevný oxid hlinitý, 5% roztok dusičnanu kobaltnatého

**Postup práce:**

- 1) Na porcelánovou misku nasypeme 6 – 8 g oxidu hlinitého.
- 2) Pomocí kahanu jej po dobu několika minut žiháme.

- 3) Dobře vyžíhaný oxid hlinitý pokropíme zředěným roztokem dusičnanu kobaltnatého a směs znovu vyžeháme.
- 4) Získáme práškovou modrou malířskou barvu, tzv. Thénardovu modř.

**Pozorování:****Vyhodnocení:**

- 1) Doplňte:

Oxid hlinitý se vyskytuje v přírodě jako čirý minerál ..... Přítomnost kationtů jiných kovů způsobuje jeho zbarvení – červený .....( $\text{Cr}^{\text{III}}$ ), modrý .....( $\text{Fe}^{\text{II/III}}$ / $\text{Ti}^{\text{IV}}$ ), zelený ..... ( $\text{Cr}^{\text{III}}$ / $\text{V}^{\text{III}}$ ), fialový ..... ( $\text{Cr}^{\text{III}}$ / $\text{Ti}^{\text{IV}}$ ) nebo žlutý .....( $\text{Fe}^{\text{III}}$ ).

- 2) Z jaké rudy se hliník získává průmyslově?



## 6 Kovy IV. A skupiny – cín a olovo

Klíčové pojmy: p<sup>2</sup>prvky, tetrelly, cín, cínovec, alotropická modifikace, šedý α - cín, bílý β - cín, γ-cín, staniol, cínový mor, bronz, ložiskové kovy, liteřina, olovo, galenit, pasivace, oxid olovičitý, akumulátor, suřík, tetraethylolovo

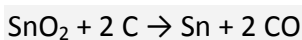
### Charakteristika

Do IV. A (14.) skupiny periodické soustavy prvků patří uhlík (C), křemík (Si), germanium (Ge), cín (Sn) a olovo (Pb). Elektronová konfigurace jejich valenčních elektronů je ns<sup>2</sup>np<sup>2</sup>, všechny prvky mají tedy čtyři valenční elektrony, nazývají se také p<sup>2</sup>prvky nebo tetrelly. S rostoucím protonovým číslem roste kovový charakter prvků. Uhlík je typický nekov, křemík a germanium jsou polokovy, cín a olovo jsou kovy.

### 6.1 Cín

#### Výskyt a výroba

Cín se vyskytuje v přírodě pouze ve sloučeninách. Nejznámější rudou cínu je cínovec neboli kassiterit (SnO<sub>2</sub>), z něž se cín získává redukcí uhlíkem:



#### Vlastnosti a reakce

Cín se v závislosti na teplotě vyskytuje ve třech alotropických modifikacích: šedý α - cín, krystalizující v kubické soustavě, bílý β - cín, který se vyskytuje v tetragonální krystalické soustavě, a γ-cín krystalizující v kosočtverečné soustavě. Bílý cín je poměrně měkký stříbrolesklý kov, ze kterého se dá zhotovit drát, případně vyválcovat tenká folie (staniol). Cín na vzduchu postupně ztrácí lesk, protože se na jeho povrchu vytváří souvislá vrstvička oxidu cínitého SnO<sub>2</sub>, která ho chrání před další oxidací. γ-cín vzniká z bílého β - cínu až při 160 °C.



Obr.: cínový mor  
<http://tbn0.google.com>

Šedý cín má vzhled šedého prášku. Přejít mezi formou bílého a šedého cínu nastává při teplotě 13,2 °C. Jsou-li cínové předměty (nádoby, sošky) dlouhodobě vystaveny takto nízkým

teplotám, může dojít k přechodu původně bílého cínu na šedou modifikaci a předmět se rozpadne na prach. Tento jev je označován jako cínový mor a byl znám již od středověku, kdy přes zimu teploty v hradních místnostech mohly klesnout pod uvedenou hodnotu a došlo ke zničení cínových nádob.

### **Využití**

Cín je pro svou odolnost vůči vzduchu, vodě, zředěným roztokům kyselin i hydroxidů používán k povrchové úpravě méně odolných kovů.

V současné době je těžiště využití kovového cínu v potravinářství. Vysoká odolnost cínu proti korozi a jeho zdravotní nezávadnost ho určují jako ideální materiál pro styk s dlouhodobě uchovávanými potravinami. Protože cena samotného cínu je poměrně vysoká, je plech pro výrobu konzerv obvykle ze slitin železa a cínem v tenké vrstvě je pokrýván vnitřní povrch, který je v kontaktu s potravinami.

Cín je také součástí mnoho slitin jako jsou bronzы (slitina mědi a cínu), ložiskové kovy (cín, antimon, měď, olovo), klempířské pájky (cín a olovo) nebo liteřina (cín, antimon, olovo).

### **Sloučeniny**

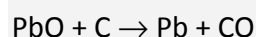
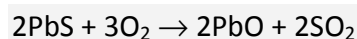
Pro cín jsou typickými oxidačními stavy II a IV, stálejší jsou sloučeniny cínu v oxidačním čísle IV.

Oxid cíničitý ( $\text{SnO}_2$ ) vzniká při reakci cínu s kyslíkem. Využívá se pro výrobu smaltů.

## **6 . 2      Olovo**

### **Výskyt a výroba**

Nejvýznamnější rudou olova je galenit  $\text{PbS}$ , ze kterého se olovo nejčastěji vyrábí. Nejdříve se sulfid olovnatý převede pražením za neomezeného přístupu vzduchu na oxid olovnatý a ten je následně redukován uhlíkem za vzniku elementárního olova:

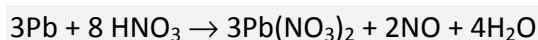


## Vlastnosti a reakce

Olovo je těžký toxický kov, který je znám lidstvu již od starověku. Ve starém Římě se využívalo při zřizování vodovodů a kanalizací. Olovo je šedé, měkké, dobře tvarovatelné, ale výrobky z něj vyrobené mají malou pevnost.

Olovo je reaktivnější než cín. Na vzduchu se pokrývá tenkou vrstvičkou oxidu olovnatého, který chrání před další oxidací.

Při reakci olova s kyselinou dusičnou vzniká oxid dusnatý, sůl a voda:



Koncentrovaná kyselina sírová jej naopak pasivuje a olovo s ní nereaguje.

Kovové olovo velmi dobře pohlcuje rentgenové záření a slouží proto k odstínění zdrojů tohoto záření v chemických a fyzikálních aparaturách a především v lékařství při ochraně obsluhy rentgenů.

## Využití

V poslední době se projevuje snaha o co největší omezení využívání olova a jeho slitin pro výrobu předmětů praktického použití a to vzhledem k jeho prokázané toxicitě. Nejvíce olova se využívá na výrobu akumulátorů. Olovo je stále převažujícím materiálem pro výrobu střeliva a přidává se také do skla.

## Sloučeniny

Olovnaté sloučeniny jsou stálejší, olovičité jsou silnými oxidačními činidly. Mezi významné sloučeniny olova patří oxid olovičitý ( $\text{PbO}_2$ ), který se využívá při výrobě olovených akumulátorů a minium neboli suřík ( $\text{Pb}_3\text{O}_4$  – oxid olovnato-olovičitý), který se využívá na výrobu antikoročních nátěrových směsí. K významným malířským pigmentům patří žlutý chroman olovnatý ( $\text{PbCrO}_4$ ), známý jako chromová žlut'.

Tetraethylolovo ( $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ ) je organokovová sloučenina, která se přidávala do benzínu, aby zpomalovala rychlost jeho hoření a zvyšovala oktanové číslo paliva.

**Kontrolní otázky a úkoly**

- 1) Napište elektronovou konfiguraci cínu a označte valenční elektrony.
- 2) Proč není vhodné vystavovat předměty z cínu nízkým teplotám?
- 3) Proč se omezuje využívání olova a jeho slitin?
- 4) Patří olovo a cín mezi ušlechtilé kovy?

**Shrnutí kapitoly**

Cín a olovo jsou prvky IV. A skupiny. Cín ve vyskytuje ve třech alotropických modifikacích: šedý  $\alpha$  - cín, bílý  $\beta$  - cín a  $\gamma$ -cín. Bílý cín je měkký, stříbrolesklý kov, který se na vzduchu pokrývá vrstvičkou oxidu cíničitého. Při teplotách pod 13 °C přechází bílý cín na šedý, což bývá označováno jako cínový mor. Cín se využívá na výrobu konzerv a litin (bronzy, ložiskové kovy).

Olovo je těžký toxický kov, který se používá zejména na výrobu akumulátorů a střeliva.

## 7 d prvky

Klíčové pojmy: d- prvek, přechodný prvek, anomálie v elektronové konfiguraci. d prvky jsou umístěny ve vedlejších skupinách periodické soustavy prvků mezi s- a p- prvky. Odkaz na periodickou tabulku: <http://www.tabulka.cz/prvky/ukaz.asp?id=43>. Tvoří je přechodné prvky, které nemají zcela zaplněné d-orbitaly valenční vrstvy (prvky 3. až 11. skupiny - III. B – VIII. B, I. B) a prvky 12. skupiny (II. B), které mají zcela zaplněné d-orbitaly valenční vrstvy, neoznačují se tedy jako přechodné prvky, ale mají velmi podobné vlastnosti, proto se probírají dohromady

### 7.1 Přechodné prvky

#### Vlastnosti

Valenční elektrony mají v orbitalech ns a (n-1)d, na vazbě se podílejí nejen elektrony vnější vrstvy, ale i elektrony hlubší (předposlední) vrstvy, je pro ně tím pádem typická velká rozmanitost oxidačních čísel.

Orbitaly se nezaplňují elektrony pravidelně, v elektronové konfiguraci se vyskytuje řada anomálií – nepravidelností (příčinou je větší stabilita zcela ( $d^{10}$ ) nebo zpolu ( $d^5$ ) zaplněných orbitalů):  
 ${}_{24}\text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ .

Všechny přechodné prvky jsou kovy a mají jejich typické vlastnosti podmíněné kovovou vazbou jako je kujnost, tažnost, vysoké teploty tání a varu, tepelná a elektrická vodivost, tvrdost, s výjimkou prvků II. B skupiny, které jsou měkké, mají nízké teploty tání a varu, což je způsobeno úplně zaplněnou podslupkou.

Tvoří vzájemně slitiny a také koordinační sloučeniny. Mají menší atomové poloměry než nepřechodné prvky téže periody. Sloučeniny přechodných prvků jsou barevné. Většina se nachází pouze ve sloučeninách (nejčastěji oxidické, sulfidické rudy), pouze ušlechtilé nebo málo reaktivní prvky se vyskytují ryzí (Au, Ag, Pt, Cd...).

#### Kontrolní otázky a úkoly

- 1) Napište elektronovou konfiguraci železa, mědi a rtuti.
- 2) Proč se tolik liší vlastnosti železa a rtuti?

**Shrnutí kapitoly**

d- prvky tvoří vedlejší skupiny periodické soustavy prvků. Jako přechodné označujeme kovy třetí až jedenácté skupiny, prvky dvanácté skupiny se svými vlastnostmi liší, neboť mají úplně zaplněné d-orbitaly. Pro přechodné prvky je typická velká rozmanitost oxidačních čísel, anomálie v elektronové konfiguraci, kovové vlastnosti. Tvoří slitiny a komplexy.

## 8 Kovy 11. skupiny (I. B skupiny) – měď (Cu), stříbro (Ag) a zlato (Au)

**Klíčové pojmy:** mincovní kovy, ušlechtilý kov, měď, chalkopyrit, kuprit, hemocyanin, měděnka, slitiny, mosaz, bronz, skalice modrá, stříbro, argentit, černání stříbrných předmětů, lapis, černobílá fotografie, latentní obraz, negativ, vývojka, trvalý obraz, ustalovač, zlato, rýžování, amalgámový a kyanidový způsob získávání zlata, lučavka královská, karáty

### Charakteristika

Všechny tři kovy se dříve používaly jako materiál k ražení mincí, proto jsou někdy uváděny pod společným názvem mincovní kovy. Elektronová konfigurace těchto prvků je  $(n-1)d^{10}ns^1$ , mají tedy podobně jako alkalické kovy v orbitalu ns jeden elektron. Na rozdíl od nich však mohou valenčně uplatňovat i část elektronů z  $(n-1)d$  orbitalů. Proto mohou tyto prvky vystupovat i ve vyšším oxidačním stavu než I. Nejčastější oxidační čísla jsou u mědi I a II, u stříbra I a u zlata I a III. Mají také výrazně vyšší teploty tání, větší hustotu, jsou výborné elektrické i tepelné vodiče, jsou kujné a tažné. Patří mezi ušlechtilé kovy, z kyselin tedy nevytěsňují vodík. Mají mimořádnou schopnost tvořit slitiny.

### 8.1 Měď

#### Výskyt

Měď se nachází především ve sloučeninách, ryzí je vzácná. Nejčastěji se vyskytuje v podobě sulfidů (chalkosin –  $Cu_2S$ , chalkopyrit –  $CuFeS_2$ ), významné jsou také oxidy ( $Cu_2O$  – kuprit) a zásadité uhličitany ( $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$  – malachit,  $2CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$  – azurit). Měď patří mezi biogenní prvky. Je součástí hemocyaninu, který v krvi měkkýšů přenáší kyslík. Měď se vyskytuje také v těle člověka, účastní se řady enzymatických cyklů nezbytných pro správnou funkci životních pochodů a její přítomnost v potravě ovlivňuje zdravotní stav organismu. Denní dávka mědi by se měla pohybovat mezi 3 - 5 mg. [MV-biologie](#)



#### Vlastnosti a reakce

Měď je kov načervenalé barvy. Je poměrně měkká, ale houževnatá a tažná.

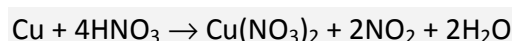
Za běžných podmínek je měď stálá, je-li však po dlouhá léta vysta-

*Obr. Měděnka  
v pražském metru  
<http://upload.wikimedia.org/>*

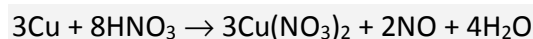
vena účinkům vzduchu, potahuje se vrstvičkou zásaditého uhličitanu měďnatého, zvanou měděnka. S měděnkou se můžete setkat například na střechách budov krytých měděným plechem.

Měď patří mezi ušlechtilé kovy, proto reaguje pouze s kyselinami, které mají oxidační účinky (koncentrovaná kyselina sírová, kyselina dusičná). Produkty reakce jsou příslušné soli a oxidy, které vznikají redukcí kyseliny, a voda.

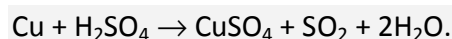
Reakce s koncentrovanou  $\text{HNO}_3$ :



Reakce se zředěnou  $\text{HNO}_3$ :



Reakce s koncentrovanou  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



Při vyšších teplotách měď ochotně reaguje s řadou nekovů kromě uhlíku, vodíku a dusíku.

## Využití

Měď velmi dobře vede elektrický proud a teplo, proto se využívá pro výrobu elektrických vodičů, elektronických součástek. Je odolná proti korozi, proto se používá pro výrobu střešních krytin okapů. Velká množství slitin se spotřebují při výrobě celé řady slitin. Mezi nejvýznamnější patří bronz (slitina mědi a cínu) a mosaz (slitina mědi a zinku). O významu bronzu hovoří již skutečnost, že celá historická epocha vývoje lidstva se nazývá doba bronzová, sportovci za třetí umístění dostávají bronzové medaile atd.

Mosaz se používá 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 jako tzv. kočičí zlato.



Obr.: měď

<http://tbn3.google.com>



Obr.: bronzová nádoba

<http://upload.wikimedia.org>



Obr. Mosaz

<http://tbn1.google.com>



## Sloučeniny

Oxid měďný ( $\text{Cu}_2\text{O}$ ) je červený prášek, který se připravuje redukcí měďnatých solí. Oxid měďnatý je černý a lze jej získat termickým rozkladem některých měďnatých sloučenin.

Jednou z nejvýznamnějších sloučenin je pentahydrát síranu měďnatého ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), známý jako skalice modrá. Využívá se ke galvanickému pokovování, k výrobě přípravků k hubení škůdců (kuprikol). Je součástí Fehlingova roztoku. Bezvodý síran měďnatý je bílý.



Obr.: skalice modrá  
<http://upload.wikimedia.org>

## 8.2 Stříbro

### Výskyt

Stříbro se v přírodě vyskytuje především ve sloučeninách ( $\text{Ag}_2\text{S}$  – argenit), nálezy ryzího kovu jsou vzácné.



Obr.: stříbro  
<http://tbn3.google.com>

### Vlastnosti a reakce

Stříbro je bílý, lesklý kov, používaný člověkem již od starověku.

Je tažné, kujné a velmi dobře vede elektrický proud a teplo. Patří mezi ušlechtilé kovy, proto reaguje pouze s oxidujícími kyselinami. Je méně reaktivní než měď. Slučuje se snadno pouze sírou a sulfanem za vzniku černého sulfidu stříbrného, což je podstatou černání stříbrných předmětů.

### Využití

Velmi tenká vrstva kovového stříbra se využívá jako záznamové médium na CD a DVD kompaktních discích. Vysoké optické odrazivosti stříbra se již po dlouhou dobu využívá při výrobě kvalitních zrcadel. Stříbro je materiálem pro výrobu pamětních mincí a medailí. Slitiny stříbra mají využití v klenotnictví, zubním lékařství, elektrotechnice. Téměř jedna třetina vyrobeného stříbra se spotřebuje na výrobu fotografických materiálů.

## Sloučeniny

Z pohledu praktického využití je nejvýznamnější sloučeninou stříbra dusičnan stříbrný  $\text{AgNO}_3$ . Je to bílá krystalická látka, velmi dobře rozpustná ve vodě, která se využívá k přípravě dalších sloučenin stříbra. V lékařství se užívá pod názvem „lapis“.

Halogenidy stříbra jsou ve vodě nerozpustné sloučeniny, nacházející hlavní využití ve fotografickém průmyslu. Jejich poněkud rozdílných vlastností se využívá i v analytické chemii k důkazu i stanovení některých anionů.

### Fotografický proces můžeme rozdělit do několika fází:

- 1) Výroba černobílých filmů spočívá ve vytvoření vrstvy citlivé na světlo. Většinou se k tomu používá bromid stříbrný, který se nanese na vhodný nosič (např. film) tak, aby vytvořené krystaly (tzv. zrna) byly co nejmenší.
- 2) Osvětlením filmu při fotografování vzniká tzv. latentní obraz. Dopadající fotony uvolňují z halogenidového aniontu elektron, ten prochází zrnem, je zachycen stříbrným kationtem, který se pak zredukuje a dochází k vylučování stříbra.
- 3) Vyvolání latentního obrazu – vznik negativu se provádí působením slabého redukčního činidla tzv. vývojky (např. hydrochinon), který redukuje pouze zrna obsahující zárodky stříbra.
- 4) Vytvoření trvalého obrazu – stálení negativu spočívá v odstranění veškerého nezreagovaného halogenidu stříbrného z povrchu filmu pomocí tzv. ustalovače. K tomuto účelu se používá thiosíran sodný.
- 5) Zhotovení pozitivu (fotografie) z negativu se provádí osvětlením světlocitlivého materiálu přes negativ. Na negativu jsou místa, kde vlivem osvětlení došlo k vyredukování stříbra, tmavá, zatímco neosvětlená místa zůstala světlá. Pokud je negativ prosvícen a procházející světlo se zachytí na fotograficky citlivé vrstvě, dojde k obrácení těchto ploch, a tím k vytvoření věrného obrazu, tzv. pozitivu. Získaný pozitiv se vyvolává a ustaluje obdobným způsobem jako negativ.

## 8.3 Zlato

### Výskyt a výroba

Zlato patří mezi kovy známé už od pradávna. V přírodě se vyskytuje především ryzí. Do řek, které postupně vytvořily nánosy zlatonosného písku, se dostalo v důsledku zvětrávání hornin a minerálů. Zlato se odtud těžilo tzv. rýžováním. V současné době jsou již rýžoviště zlata prakticky vyčerpána a proto se zlato musí získávat přímo z hornin. Horniny se rozdrtí a zlato se z nich izoluje buď rtutí (amalgámový způsob) nebo kyanidem (kyanidový způsob). Působením rtuti se zlato převede na amalgám, který se izoluje a rtuť se z něj oddělí destilací. Působením kyanidu vzniká komplexní sloučenina zlata a reakcí se zinkem dochází k vyloučení zlata. Tento způsob těžby zlata je spojen se značným ekologickým rizikem vzhledem k možnému úniku toxického kyanidu.

### Vlastnosti a reakce

Zlato je poměrně měkký, žlutý kov. Je ze všech prvků I. B skupiny nejméně reaktivní. Rozpouští se pouze v lučavce královské (směs kyseliny chlorovodíkové a dusičné v poměru 3:1).



### Využití

Zlato se využívá na výrobu šperků, v elektrotechnice, ve zdravotnictví.

Obr.: zlato  
<http://tbn0.google.com>

Z důvodu měkkosti zlata se zlato využívá ve slitině se stříbrem. Ryzost zlata se určuje v karátech. Čisté zlato má 24 karátů. Ve šperkařství se běžně využívá 14ti karátové zlato.

### Kontrolní otázky a úkoly

- 1) Napište rovnici přípravy oxidu měďnatého termickým rozkladem uhličitanu měďnatého.
- 2) Jaké je složení Fehlingova roztoku a k čemu se využívá?
- 3) Napište rovnici reakce stříbra s koncentrovanou kyselinou sírovou a kyselinou dusičnou.
- 4) Kolik procent zlata obsahuje 14ti karátové zlato?

### Shrnutí kapitoly

Kovy I. B skupiny – měď, stříbro a zlato jsou označovány jako mincovní kovy, patří mezi ušlechtilé kovy a mají mimořádnou schopnost tvořit slitiny. Měď se vyskytuje převážně ve sloučeninách, má

načervenalou barvu a je velmi dobrým vodičem. Na vzduchu se pokrývá vrstvou zásaditého uhličitanu měďnatého zvanou měděnka. Využívá se také na výrobu slitin, jako jsou bronz a mosaz. Penta-hydrát síranu měďnatého neboli skalice modrá se využívá při galvanickém pokovování a k hubení škůdců.

Stříbro je bílý lesklý kov, který se slučuje pouze se sírou a sulfanem, což způsobuje černání stříbrných předmětů. Využívá se na výrobu mincí, medailí, v klenotnictví, elektrotechnice a na výrobu fotografických materiálů.

Zlato je měkký, žlutý kov, který se vyskytuje v přírodě především ryzí. Rozpouští se jen v lučavce královské a využívá se na výrobu šperků, v elektrotechnice, ve zdravotnictví. Ryzost zlata se udává v karátech.

**Laboratorní cvičení č. 8****Téma:** Měď - 1. část**Úkol č. 1:** Koordinační sloučeniny mědi**Pomůcky:** zkumavky**Chemikálie:** kyselina chlorovodíková (1:1), roztok bromidu draselného, amoniak (26%), roztok síranu měďnatého (5 g / 100 ml), 1M hydroxid sodný**Postup práce:**

- 1) Do čtyř zkumavek nalijeme asi 5 ml vody, zředěné kyseliny chlorovodíkové, roztoku bromidu draselného a amoniaku.
- 2) Do každé zkumavky přidáme asi 0,5 ml roztoku síranu měďnatého. Směs v každé zkumavce protřepeme a pozorujeme zbarvení.
- 3) Získané roztoky rozdělíme na dvě části. K první části přidáme 10 ml vody, ke druhé 5 ml hydroxidu sodného.
- 4) Do tabulky zapíšeme barvu roztoku a vzorec vzniklého komplexu.

**Pozorování a vyhodnocení:**

| Původní roztok       | Po přidání $\text{CuSO}_4$ |  | Po zředění vodou |  | Po přidání NaOH |  |
|----------------------|----------------------------|--|------------------|--|-----------------|--|
| $\text{H}_2\text{O}$ |                            |  |                  |  |                 |  |
| HCl                  |                            |  |                  |  |                 |  |
| KBr                  |                            |  |                  |  |                 |  |
| $\text{NH}_3$        |                            |  |                  |  |                 |  |

**Úkol č. 2:** Přeměna mědi ve „stříbro“ a „zlato“**Pomůcky:** kádinka, kahan, stojan, držák, kruh, kleště**Chemikálie:** hydroxid sodný, kousek měděného plechu, voda, zinek**Postup práce:**

- 1) Připravíme si roztok hydroxidu sodného o koncentraci  $3 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ .

- 2) Do tohoto roztoku vložíme několik granulí zinku a mírně zahřejeme. Zinek se začne rozpouštět za vývoje vodíku.
- 3) Po chvíli vložíme do této směsi kousek měděného plechu tak, aby se dotýkal přímo kovových zrn zinku. Pozorujeme vývoj vodíku na povrchu mědi a současně změnu barvy.
- 4) Poté plech vyjmeme, opláchneme v čisté vodě, osušíme a vložíme opatrně do nesvítivé části plamene kahanu. Opět nastane barevná změna.

**Pozorování:** Jaké barevné změny nastaly?

**Vyhodnocení:** Jaký je princip barevných změn?

### **Laboratorní cvičení č. 9**

**Téma:** Měď - 2. část

**Úkol č. 1:** Příprava CuO

**Pomůcky:** kahan, držák na zkumavku, zkumavka

**Chemikálie:** uhličitán měďnatý

**Postup práce:** Do zkumavky dáme jednu lžičku uhličitanu měďnatého a zkumavku zahřejeme.

**Pozorování:**

**Vyhodnocení:**

- 1) Jakou barvu má oxid měďnatý?
- 2) Napište rovnici chemické reakce.

**Úkol č. 2:** Příprava Cu<sub>2</sub>O

**Pomůcky:** Erlenmayerova baňka, odměrný válec, váhy, kádinky, kahan, stojan, držáky, síťka, pipeta

**Chemikálie:** vínan draselnosodný, síran měďnatý, peroxid vodíku

**Postup práce:**

- 3) V malém množství vody rozpustíme 3,5 g vínanu draselnosodného a doplníme na objem 15 ml.

- 4) 0,3 g síranu měďnatého rozpustíme v 2,5 ml vody.
- 5) 2,5 ml koncentrovaného peroxidu vodíku zředíme 10 ml vody.
- 6) Do erlenmayerovy baňky dáme 15 ml roztoku vlnanu draselnosodného, 5 ml roztoku peroxidu vodíku a 2 ml roztoku síranu měďnatého.
- 7) Směs zahřejeme a poté přidáme 2,5 ml roztoku peroxidu vodíku.

**Pozorování:****Vyhodnocení:**

- 1) Jakou barvu má oxid měďný?
- 2) Napište rovnici chemické reakce.

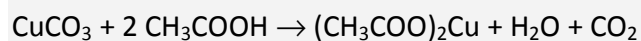
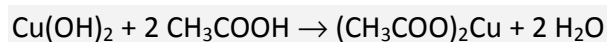
**Úkol č. 3: Měděnka****Pomůcky:** kádinka

**Chemikálie:** vzorek mědi pokrytý měděnkou, ocet (8 % roztok  $\text{CH}_3\text{COOH}$ )

**Postup:**

- 1) Do kádinky s octem ponoříme kousek mědi pokrytý měděnkou.
- 2) Měděnka reaguje s kyselinou octovou za vzniku octanu měďnatého

**Pozorování:** Co se děje s kouskem mědi?

**Vyhodnocení:**

- 1) Kde je možno setkat se s měděnkou v praxi?
- 2) Jak se v praxi jejímu vzniku zamezuje?

**Laboratorní cvičení č. 10**

**Téma:** Měď - 3. část

**Úkol č. 1:** Barevné sloučeniny mědi

**Pomůcky:** kádinka, zkumavka

**Chemikálie:** síran měďnatý, 10% hydroxid sodný, ocet, 15% amoniak

**Postup práce:**

**Teoretické úkoly:**

- 1) Světle modrá krystalická látka A zahříváním na 300<sup>0</sup> C ztrácí vodu a mění se v bílou bezvodou látku B (1).
- 2) Dalším zahříváním nad 650 °C se rozkládá na černý prášek C a silně kyselý plyn D (2).
- 3) Redukcí látky C vodíkem vznikne kov E (3), který reakcí s horkou koncentrovanou kyselinou sírovou (4) a následnou krystalizací poskytuje opět látku A.

**Praktické úkoly:**

- 1) Látku A rozpustíme ve vodě a přidáme roztok hydroxidu sodného. Původní světle modrý roztok se mění na světle modrou sraženinu látky F (5).
- 2) Látku A rozpustíme ve vodě a ke vzniklému roztoku přidáme roztok amoniaku.
- 3) Vzniká nejprve světle modrá sraženina F, která se při dalším přidání roztoku amoniaku mění na roztok fialovomodrého zabarvení – vzniká komplexní kation G.

**Vyhodnocení:**

- 4) Přiřaďte jednotlivým látkám A – G správné vzorce a jejich názvy.
- 5) Jednotlivé reakce označené 1 – 5 запиšte chemickou rovnicí a vyčíslete je.

Uveďte alespoň dva způsoby průmyslového využití látky A.

**Úkol č. 2:** Měděný chameleon

**Pomůcky:** varná baňka, trojnožka, kahan, teploměr, síťka, odměrný válec (25 cm<sup>3</sup>), odměrná baňka (250 cm<sup>3</sup>)



**Chemikálie:** vínan draselnosodný, pentahydrát síranu měďnatého, peroxid vodíku, voda

**Postup práce:**

- 1) 28 g vínanu draselného-sodného rozpustíme ve vodě a doplníme na objem 100 cm<sup>3</sup>.
- 2) 1,3 g modré skalice rozpustíme ve vodě a doplníme na objem 5 cm<sup>3</sup>.
- 3) 20 cm<sup>3</sup> peroxidu vodíku (30 %) doplníme vodou na objem 100 cm<sup>3</sup>.
- 4) Do varné baňky dáme 75 cm<sup>3</sup> roztoku vínanu, 25 cm<sup>3</sup> roztoku peroxidu a 0,8 cm<sup>3</sup> roztoku síranu měďnatého.
- 5) Reakční směs zahřejeme na 60 – 70 °C.
- 6) Přidáme 25 cm<sup>3</sup> peroxidu vodíku.
- 7) Po uvedení roztoku do varu se uskuteční kompletní cyklus barevných přeměn. Po jeho ukončení znovu přidáme 13 cm<sup>3</sup> roztoku peroxidu.
- 8) Postup je možné několikrát opakovat.

**Pozorování:**

**Vyhodnocení:** Proč dochází k uvedeným změnám zabarvení?

**Laboratorní cvičení č. 11**

**Téma:** Stříbro

**Úkol č. 1:** Základy fotografické chemie

**Princip:** Základem fotografického procesu je redukce stříbrných iontů na elementární stříbro. Redukce se po osvětlení filmu a vzniku latentního obrazu dokončí ve vývojce, jejíž hlavní součástí je hydrochinon. Nezredukovaný bromid stříbrný se odstraňuje v ustalovači, který obsahuje thiosíran sodný.

**Pomůcky:** zkumavky, stojan na zkumavky

**Chemikálie:** 5% roztok bromidu stříbrného, 1% roztok dusičnanu stříbrného, 10% roztok thiosíranu sodného, 10% roztok hydrochinonu

**Postup práce:**

- 1) Do zkumavky nalijeme asi 10 ml roztoku bromidu draselného. Po kapkách přidáváme roztok dusičnanu stříbrného (1).
- 2) Vzniklou sraženinu rozdělíme do dvou dalších zkumavek. Do jedné z nich nalijeme roztok hydrochinonu (2) a do druhé roztok thiosíranu (3), zkumavky uzátkujeme a jejich obsah důkladně protřepeme.

**Pozorování:** Jaké změny nastaly ve zkumavkách?

**Vyhodnocení:**

- 1) Zapište rovnice reakcí: 1, 2, 3.
- 2) Kolik gramů sraženiny bromidu stříbrného se vyloučí, použijeme-li 10 ml 0,1M roztoku bromidu draselného?
- 3) Kolik gramů stříbra se vyredukuje z polovičního množství bromidu stříbrného?

**Úkol č. 2:** Čistění stříbrných předmětů

**Pomůcky:** kádinka

**Chemikálie:** předmět ze stříbra pokrytý sulfidem stříbrným, 10% amoniak

**Postup práce:** Předmět ze stříbra pokrytý černým sulfidem stříbrným ponoříme do roztoku amoniaku.

**Pozorování:**

**Vyhodnocení:** Napiš rovnici chemické reakce.

## 9 Kovy II. B skupiny – zinek (Zn), kadmium (Cd) a rtuť (Hg)

Klíčové pojmy: zcela zaplněné d-orbitaly, zinek, sfalerit, enzym, zinková běloba, bílá skalice, kadmium, kadmiová žlut', rtuť, rumělka, kumulativní jed, polarografie, amalgámy, kalomel, sublimát, organokovové sloučeniny rtuti

### Charakteristika

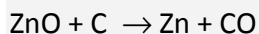
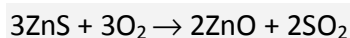
Elektronová konfigurace prvků 12. skupiny periodické soustavy prvků je  $(n-1)d^{10}ns^2$ , mají tedy na rozdíl od přechodných prvků zcela zaplněné d-orbitaly. Mají proto jen málo z charakteristických vlastností d-prvků. Na rozdíl od prvků podskupiny mědi nejsou schopny prvky podskupiny zinku využít k vazebným účelům d-elektrony. Maximální oxidační stav (pro zinek a kadmium jediný) je tedy II. Pouze rtuť se může vyskytovat i v oxidačním stavu I a sice ve formě kationtu  $Hg_2^{2+}$  s vazbou Hg-Hg.

Všechny kovy této skupiny mají nízké body tání, které s rostoucím protonovým číslem klesají. Rtuť, poslední prvek této skupiny, je za laboratorní teploty dokonce kapalná.

### 9.1 Zinek

#### Výskyt a výroba

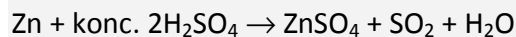
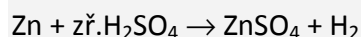
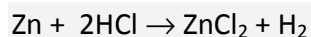
Zinek se v přírodě vyskytuje pouze ve sloučeninách. Nejvýznamnějšími rudami jsou sfalerit ( $ZnS$ ) a kalamín ( $ZnCO_3$ ). Zinek se vyrábí především ze sulfidických rud. Nejprve se pražením převede ruda na oxid a poté je zinek vyredukován koksem.



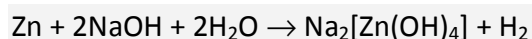
Zinek je biogenním prvkem důležitým zejména jako součást řady enzymů. Nedostatečné množství zinku v potravě způsobuje nechtěný úbytek na váze, pomalé hojení ran, zhoršování paměti a smyslové poruchy. [MV biologie](#)

#### Vlastnosti a reakce

Zinek je neušlechtilý kov, proto reaguje s neoxidujícími kyselinami za vzniku příslušné soli a vývoje vodíku, oxidující kyseliny jsou zinkem redukovány.



Zinek reaguje také s roztoky alkalických hydroxidů za vývoje vodíku.



### Využití

Zinek je na vzduchu stálý, Využívá se na výrobu antikoročních povlaků a při výrobě suchých článků a jako redukční činidlo.

### Sloučeniny

Nejvýznamnější sloučeninou je oxid zinečnatý ( $\text{ZnO}$ ), který je výchozí látkou pro syntézu mnohých zinečnatých sloučenin, pod názvem zinková běloba se využívá jako pigment a lékařství pro přípravu mastí a zásypů.

Bílá skalice (heptahydrát síranu zinečnatého,  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ) se používá jako léčivo, k barvení látek ke konzervaci kůží a dřeva.

## 9.2 Kadmium

Kadmium doprovází jako příměs zinkové rudy. Svými vlastnostmi se zinku podobá, patří také mezi neušlechtilé kovy.

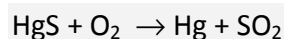
Kademnaté sloučeniny jsou značně toxické. V lidském těle se hromadí hlavně v ledvinách a játrech. Dlouhodobý příjem i velmi malých množství kadmia vede k selhání funkce ledvin. Kadmium je také prokazatelně karcinogenní a jeho vysoký obsah v organismu zvyšuje riziko vzniku rakovinného bujení. Nebezpečnost kademnatých sloučenin spočívá v tom, že kadmium je schopné nahradit zinek vázaný v enzymech, a tím narušit průběh metabolických reakcí v organismu.

Sulfid kademnatý se pod názvem kadmiová žlut' využívá jako nátěrová hmota.

### 9.3 Rtuť

#### Výskyt a výroba

Rtuť byla známa již ve starověku. Jedinou významnou rudou je rumělka (cinabarit)  $\text{HgS}$ . Výroba je založena na pražení rumělky v proudu vzduchu a kondenzaci rtuťových par.



#### Vlastnosti a reakce

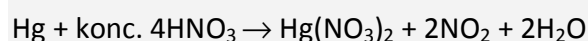
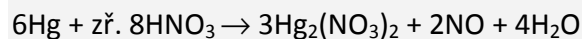
Rtuť je za normální teploty kapalný stříbrolesklý kov. Její páry jsou prudce jedovaté. Způsobují bolesti hlavy, třes, zánět močového měchýře a ztrátu paměti. Rtuť je stejně jako podobně se chovající kadmium kumulativním jedem.



Obr.: rtuť

<http://upload.wikimedia.org>

Na rozdíl od zinku a kadmia patří mezi ušlechtilé kovy, proto reaguje pouze s kyselinami, které mají oxidační účinky ( $\text{HNO}_3$ , konc.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).



(záleží na koncentraci použité kyseliny a na složení reakční soustavy).

#### Využití

Rtuť se využívá v lékařství, při těžbě zlata a stříbra, je také součástí některých přístrojů (teploměry, barometry, polarografy). Elektrochemická analytická technika – polarografie je založena na měření intenzity elektrického proudu mezi rtuťovou kapkovou a referenční elektrodou v závislosti na elektrickém potenciálu, vloženém na tyto elektrody. Za objev a rozvoj využití polarografické metody v analytické chemii získal akademik Jaroslav Heyrovský v roce 1959 Nobelovu cenu za chemii.



Obr.: Dnešní polarograf

<http://www.njh.cz>

Rtut' tvoří s mnohými kovy slitiny zvané amalgámy, které se připravují nejčastěji rozpouštěním daného kovu ve rtuti. Sodíkový amalgám se užívá jako silné redukční činidlo, amalgámy Ag a Sn se využívají v zubním lékařství. jako velmi odolná výplň zubu po odstranění zubního kazu. Přestože v současné době používá amalgám v dentální medicíně stále méně a je nahrazován různými plastickými polymery, jsou jeho mechanické vlastnosti stále nejlepší ze všech zubních výplní.

## Sloučeniny

Ze rtuťných solí je nejvýznamnější chlorid rtuťný ( $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ ) neboli kalomel, který využívá k přípravě kalomelových elektrod a dříve se také využíval v lékařství jako projímadlo. Bylo zde však nebezpečí kontaminace silně jedovatým chloridem rtuťnatým  $\text{HgCl}_2$  (sublimát).

Oxid rtuťnatý se vyskytuje ve dvou modifikacích – červené a žluté. Rozdíl v barvě je způsoben velikostí částic.

Zvláště nebezpečné jsou organokovové sloučeniny rtuti, které se mohou snadno dostat do živých tkání a to například i pouhým stykem s pokožkou. Nejčastěji uváděným příkladem je dimethylrtuť -  $(\text{CH}_3)_2\text{Hg}$ , která vzniká ze sloučenin rtuti za anaerobních podmínek působením mikroorganismů. Asi nejznámější otrava dimethylrtutí se stala v japonské zátocě Minamata s tisíci postiženými. Místní továrna, která využívala rtuťnaté soli při výrobě acetylenu, vypouštěla odpad do moře. Anaerobní bakterie při mořském dně methylovaly anorganické sloučeniny rtuti, rtuť se poté koncentrovala v planktonu a vstoupila tak do potravního řetězce ryb. Tamní obyvatelé, kteří se živili hlavně rybami, byli otráveni. Rtuť vypuštěná do životního prostředí představuje vážné riziko. Je schopna putovat na velké vzdálenosti a kontaminovat vodu a půdu i tisíce kilometrů daleko od zdroje znečištění.

## Kontrolní otázky a úkoly:

- 1) V čem spočívá toxicita kadmia?
- 2) Má zinek amfoterní vlastnosti?
- 3) Jak se nazývá slitina mědi a zinku a kde se využívá?
- 4) Vyhledejte v literatuře, co je hlavním zdrojem zinku v potravě.
- 5) Co to jsou amalgámy a kde se využívají?

## Shrnutí kapitoly

Prvky II. B skupiny – zinek, kadmium, rtuť mají na rozdíl od d-prvků zcela zaplněny d-orbitaly, mají proto s nimi jen velmi málo společných vlastností. Mají nízké body tání, rtuť je dokonce kapalná. Zinek je důležitý pro činnost řady enzymů. Je to neušlechtilý kov, na vzduchu stálý, využívá se ke galvanickému pokovování, při výrobě suchých článků a jako redukční činidlo. Kadmium a rtuť jsou

toxické prvky. Rtuť se využívá v lékařství při těžbě zlata a stříbra, je součástí teploměrů, barometrů atd. Slitiny rtuti s jinými kovy se nazývají amalgámy a mají uplatnění v dentální medicíně.



**Laboratorní cvičení č. 12****Téma:** Zinek**Úkol č. 1:** Příprava heptahydrátu síranu zinečnatého**Pomůcky:** 2 kádinky, filtrační aparatura, odpařovací miska, krystalizační miska**Chemikálie:** zinek, 10% kyselina sírová**Postup práce:**

- 1) Do kádinky odměříme 5 ml roztoku kyseliny sírové a přidáváme zinek, dokud se rozpouští.
- 2) Získaný roztok zfiltrujeme a necháme do sucha odpařit na odpařovací misce.
- 3) Produkt rozpustíme v kádince v co nejmenším množství vody a roztok nalijeme do krystalizační misky. Necháme krystalizovat.

**Pozorování:****Vyhodnocení:**

- 1) Napište reakci zinku s kyselinou sírovou.
- 2) V jaké soustavě krystalizuje heptahydrát síranu zinečnatého?
- 3) Jaký je jeho triviální název a k čemu se využívá?

**Úkol č. 2:** Modrý plamen**Pomůcky:** porcelánová miska, váhy, lžička, pipeta**Chemikálie:** chlorid amonný, dusičnan amonný, práškový zinek, voda**Postup práce:**

- 1) Odděleně navážíme 1 g chloridu amonného, 4 g dusičnanu amonného a 4 g práškového zinku.
- 2) Promícháme nejprve chlorid s dusičnanem, potom přidáme zinek.
- 3) Ze směsi vytváříme kužel, který pokapeme malým množstvím vody.

Pracujeme v digestoři!

**Pozorování:**

## 10 Kovy 3. – 6. skupiny

Klíčové pojmy: titan, rutil, kloubní implantáty, titanová běloba, Ziegler-Nattovy katalyzátory, vanad, ferrovanad, oxid vanadičný, chrom, chromit, ferrochrom, chromová zeleň, chemická sopka, chromany, dichromany, chromová žlut', kamenec chromitý

### 10.1 Kovy III. B skupiny – podskupina skandia

#### Klíčové pojmy

Do III. B (3.) skupiny se řadí skandium (Sc), yttrium (Y), lanthan (La) a aktinium (Ac). Všechny mají valenční elektrony v  $(n-1)d^1ns^2$ . Charakteristický oxidační stupeň je III. Aktinium je radioaktivní.

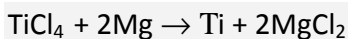
### 10.2 Kovy IV. B skupiny – podskupina titanu

Mezi kovy IV. B (4.) skupiny patří titan (Ti), zirkonium (Zr) a hafnium (Hf). Elektronová konfigurace valenční vrstvy je  $(n-1)d^2ns^2$ . Nejstabilnější jsou tudíž sloučeniny prvků v oxidačním stavu IV. Známé jsou také sloučeniny titanu v nižších oxidačních číslech. Ti, Zr i Hf jsou tvrdé kovy značně odolné vůči kyselinám.

#### 10.2.1 Titan

##### Výskyt a výroba

Titan je po železu druhým nejrozšířenějším přechodným prvkem, mezi jeho nejvýznamnější rudy patří rutil ( $TiO_2$ ) a ilmenit ( $FeTiO_3$ ). Nejčastěji se vyrábí redukcí par chloridu titaničitého hořčíkem v inertní argonové atmosféře:



##### Vlastnosti a využití

Titan je stříbrolesklý, tvrdý, lesklý kov ocelového vzhledu, značně odolný vůči korozi. Pro své vlastnosti má uplatnění v raketové technice, v leteckém průmyslu a jako konstrukční materiál. Lehké a pevné slitiny titanu s dalšími prvky (hliník, mangan, zinek) se používají na výrobu golfových holí, jízdních kol, hodinek, okapů. Lidské tělo titan dobře snáší. Proto se tento kov využívá k výrobě tělních, nejčastěji kloubních implantátů, ale také k body-piercingu. Slitina titanu a niklu má tvarovou paměť. Je možné ji jakkoliv zdeformovat, přesto se po zahřátí vrátí do výchozího tvaru.

### Sloučeniny

Při zvýšené teplotě se lehce slučuje s většinou nekovů. Mezi nejvýznamnější sloučeniny patří oxid titaničitý  $\text{TiO}_2$  (titanová běloba), který se využívá jako bílý pigment. Chlorid titaničitý  $\text{TiCl}_4$  se používá k přípravě Ziegler-Nattových katalyzátorů, které se uplatňují při polymeraci ethenu, propenu, styrenu atd.

## 10.3 Kovy V. B skupiny – podskupina vanadu

Do V. B (5.) skupiny periodické soustavy patří vanad (V), niob (Nb) a tantal (Ta). Valenční vrstva má elektronovou konfiguraci  $(n-1)d^3ns^2$ . Maximální oxidační číslo je V, které je zároveň velmi stálé. Podobně jako v jiných vedlejších skupinách periodické soustavy jsou si v důsledku lanthanoidové kontrakce prvky 5. a 6. periody (niob a tantal) navzájem velmi podobné a poněkud se odlišují od vanadu.

### 10.3.1 Vanad

#### Výskyt a výroba

Vanad je v přírodě dosti rozšířený, je však značně rozptýlený, vyskytuje se ve více než šedesáti minerálech. Průmyslově se vanad získává nejčastěji v podobě slitiny se železem zvané ferrovanad, která vzniká redukcí oxidu vanadičného ferrosiliciem v elektrické peci. Čistý vanad se připravuje obtížně, neboť je při vysokých teplotách velmi reaktivní.

#### Vlastnosti a využití

Vanad je ocelově šedý tvrdý kov, využívá se k zušlechťování oceli.

#### Sloučeniny vanadu

Nejvýznamnější sloučeninou vanadu je oxid vanadičný  $\text{V}_2\text{O}_5$ , který se uplatňuje jako katalyzátor celé řady oxidačních reakcí (např. katalyzuje oxidaci oxidu siřičitého na oxid sírový při výrobě kyseliny sírové).

## 10.4 Kovy VI. skupiny – podskupina chromu

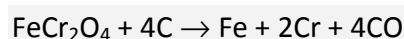
Mezi kovy VI. skupiny patří chrom (Cr), molybden (Mo) a wolfram (W). Elektronová konfigurace valenční vrstvy chromu a molybdenu je  $(n-1)d^5ns^1$ , wolframu  $(n-1)d^4ns^2$ . Vlastnosti chromu se

v důsledku lanthanoidové kontrakce liší od vlastností molybdenu a wolframu. V souladu s elektronovou konfigurací mají prvky nejvyšší oxidační číslo VI (pro molybden a wolfram je to i nejstabilnější oxidační stupeň), u chromu je nejstabilnější oxidační číslo III. Sloučeniny chromu v oxidačním čísle VI jsou silnými oxidačními činidly.

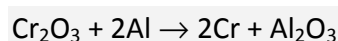
### 10.4.1 Chrom

#### Výskyt a výroba

Nejvýznamnějšími rudami chromu jsou chromit  $\text{FeCr}_2\text{O}_4$  a krokoit  $\text{PbCrO}_4$ . Většina chromu se vyrábí redukcí chromitu uhlíkem v elektrické peci, vzniká slitina ferrochrom, která se využívá při výrobě nerezavějících ocelí:



Čistý chrom lze získat z oxidu chromitého aluminotermicky:

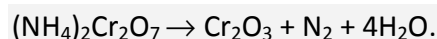


#### Vlastnosti a využití

Chrom je stříbrobílý kov, odolávající atmosférické korozi. Dochází totiž k pasivaci jeho povrchu. Z tohoto důvodu se užívá ke galvanickému pokovování železných předmětů. Chrom se rozpouští ve zředěné kyselině chlorovodíkové a sírové, koncentrovaná dusičná jej pasivuje.

#### Sloučeniny

S kyslíkem tvoří chrom řadu oxidů, nejvýznamnější jsou oxid chromitý a chromový. Oxid chromitý  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  je amfoterní, ve vodě nerozpustná látka zelené barvy. Přípravuje se termickým rozkladem dichromanu amonného („chemická sopka“):



Průmyslově se využívá jako zelený pigment (chromová zelen).

Oxid chromový  $\text{CrO}_3$  je tmavě červená krystalická látka. Je kyselinotvorný, s vodou reaguje za vzniku kyseliny chromové. Přípravuje se přidáním nadbytku kyseliny sírové do roztoku dichromanu draselného:

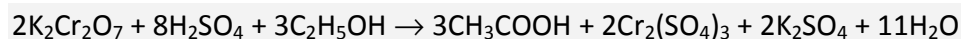


Obr.: „chemická sopka“  
<http://tbn2.google.com>

Oxid chromový je silným oxidačním činidlem a využívá se k přípravě pokovovacích lázní.

Dalšími významnými kyslíkatými sloučeninami chromu jsou chromany a dichromany. Pro chromany je charakteristické žluté zbarvení. Chromany alkalických kovů jsou dobře rozpustné ve vodě, ale jejich roztoky jsou stále jen v alkalickém prostředí. Okyselením přechází na oranžově zbarvené dichromany. Nerozpustný chroman olovnatý  $\text{PbCrO}_4$  se využívá jako žlutý pigment (chromová žlut').

Dichromany jsou silnými oxidačními činidly. Přidáme-li k oranžově zbarvenému roztoku dichromanu okyselenému kyselinou sírovou ethanol, roztok zezelená. To bylo podstatou dechové zkoušky na alkohol, kdy byl dichroman draselný nanesený v detekční trubičce na silikagel, zvlhčený kyselinou sírovou. Pokud trubičkou procházel vzduch, ve kterém byly páry ethanolu, došlo k reakci:



Jednou z nejvýznamnějších sloučenin chromu je fialový dodekahydrát síranu draselnochromitého  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  (kamenec chromitý), který se používá v kožedělném průmyslu k činění kůží.

#### 10.4.2 Molybden a wolfram

Oba prvky jsou v přírodě podstatně vzácnější než chrom. Mají vysoké teploty tání a jsou značně odolné vůči působení kyselin. Využívají se při výrobě speciálních ocelí, wolfram má využití i při výrobě elektrických žárovek.

#### Kontrolní otázky a úkoly:

- 1) Napište elektronovou konfiguraci titanu, vanadu a chromu a označte valenční elektrony. Jaká budou maximální oxidační čísla těchto prvků ve sloučeninách?
- 2) Napište reakci chromu s kyselinou chlorovodíkovou.
- 3) Jaké je využití nejvýznamnějších prvků této kapitoly – titanu, vanadu, chromu a wolframu?

#### Shrnutí kapitoly

Nejznámějším kovem IV. B skupiny je titan, což je tvrdý, stříbrolesklý kov, značně odolný vůči korozi, proto nachází uplatnění jako konstrukční materiál, při výrobě lehkých slitin a kloubních implantátů. Chlorid titaničitý se využívá pro výrobu Ziegler-Nattových katalyzátorů.

Vanad je prvkem V. B skupiny a využívá se k zušlechťování oceli. Jeho nejvýznamnější sloučeninou je oxid vanadičný, který se uplatňuje jako katalyzátor celé řady oxidačních reakcí.

Nejrozšířenějším zástupcem VI. B skupiny je chrom. Chrom odolává korozi a využívá se ke galvanickému pokovování. Zelený oxid chromitý má uplatnění jako pigment. Chromany jsou žluté, dichromany oranžové. Wolfram má využití při výrobě speciálních ocelí a elektrických žárovek.

### Laboratorní cvičení č. 13

**Téma:** chrom

**Úkol č. 1:** Chroman draselný – dichroman draselný

**Pomůcky:** zkumavky, stojánek na zkumavky, pipeta

**Chemikálie:** dichroman draselný (5% roztok), hydroxid draselný (10%), kyselina sírová (10%)

**Postup práce:**

- 1) Ke 3 ml oranžového roztoku  $K_2Cr_2O_7$  přidáme několik kapek roztoku KOH až do změny zbarvení na žlutou.
- 2) Do získaného žlutého roztoku chromanu přidáme několik kapek roztoku  $H_2SO_4$ . Roztok se zabarví opět oranžově.

**Vyhodnocení:**

- 1) Proč dochází k barevným změnám?
- 2) K jakým reakcím dochází v kyselém a v zásaditém prostředí?
- 3) V jakém prostředí je stálý dichroman draselný a v jakém chroman draselný?

**Úkol č. 2:** Chemická sopka

**Pomůcky:** síťka, filtrační papír, špejle

**Chemikálie:** dichroman amonný

**Postup práce:**

- 1) Na filtrační papír položíme síťku a na ni vrchovatou lžičku dichromanu amonného.
- 2) Zapálíme.

**Pozorování:**

**Vyhodnocení:** Napište rovnici reakce.

**Úkol č. 3:** Barevný chrom

**Pomůcky:** zkumavka, pipeta

**Chemikálie:** roztok dichromanu draselného, roztok kyseliny sírové, ethanol

**Postup práce:**

- 1) Do zkumavky nalijeme roztok oranžový roztok dichromanu draselného, který okyselíme asi 2 ml roztoku kyseliny sírové.
- 2) K roztoku ve zkumavce pak přidáme opatrně několik mililitrů ethanolu. Nastane barevná změna.

**Pozorování:**

**Vyhodnocení:**

- 1) Napište rovnici oxidačně-redukční reakce, které proběhla v roztoku.
- 2) Kde se využívalo barevné změny, která nastala?



## 11 Kovy VII. B skupiny – podskupina manganu

Klíčové pojmy: mangan, pyrolusit, ferromangan, burel, manganany, manganistan draselný, manganometrie, technecium, rhenium

Mezi kovy VII. B (7.) skupiny patří mangan (Mn), technecium (Tc) a rhenium (Re). Mangan a rhenium mají elektronovou konfiguraci  $(n-1)d^5ns^2$ , technecium  $(n-1)d^6ns^1$ . Mají vysoké teploty tání a jsou poměrně reaktivní. Typická je velká variabilita oxidačních stavů. Maximální je oxidační číslo VII. U manganu není tento oxidační stav příliš stálý (manganisté sloučeniny patří mezi silná oxidační činidla). U technecia a rhenia se stabilita oxidačního čísla VII zvyšuje. S rostoucím oxidačním stavem klesá u manganu zásaditý charakter a vzrůstá charakter kyselý.

### 11.1 Mangan

#### Výskyt

Mangan je v přírodě hodně rozšířený (např. pyrolusit  $MnO_2$ ). Mangan je také obsažen v minerálních vodách a v nepatrném množství se nachází také v rostlinných a živočišných organismech.

#### Výroba

Čistý mangan se vyrábí aluminotermicky nebo se získává elektrolýzou vodného roztoku síranu manganatého. Častěji se však získává jako ferromangan (slitina železa s manganem), který je surovinou pro výrobu velmi odolné oceli.

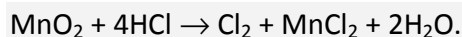
#### Vlastnosti a reakce

Mangan je stříbrolesklý kov podobný železu, který poměrně ochotně reaguje s kyselinami a zásadami za vývoje vodíku. Nedochází u něj k pasivaci. Svými vlastnostmi se liší od technecia a rhenia.

#### Sloučeniny

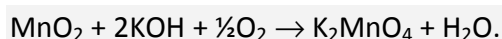
Ve sloučeninách vystupuje mangan v oxidačních stavech od – III do VII, přičemž nejdůležitější sloučeniny vytvoří v oxidačních stavech II, IV a VII.

Oxid manganičitý ( $MnO_2$ ) neboli burel je černá, ve vodě nerozpustná látka, která je v kyselém prostředí silným oxidačním činidlem:



Využívá se v ocelářském průmyslu, při výrobě nátěrových hmot, keramických feritů, suchých článků a jako katalyzátor mnoha chemických dějů. Oxid manganičitý je také významnou surovinou pro výrobu skla, kde se uplatňuje jako odbarvovací prostředek („sklářské mýdlo“).

Manganany ( $\text{MnO}_4^{2-}$ ) jsou temně zelené, vznikají tavením  $\text{MnO}_2$  s hydroxidem alkalického kovu za přístupu vzduchu:



Jsou stále pouze v silně alkalických roztocích, v kyselém a neutrálním prostředí disproportionují za vzniku  $\text{MnO}_2$ .

Oxid manganistý je zelenohnědá, olejovitá, nestálá látka, která je velmi silným oxidačním činidlem.

Z manganistanů má největší uplatnění manganistan draselný ( $\text{KMnO}_4$ ). Vytváří fialové, ve vodě dobře rozpustné krystalky. Je silným oxidačním činidlem. Využívá se v analytické chemii při tzv. manganometrii, jako desinfekční prostředek, při výrobě kyslíku a chlóru.

### 1 1 . 2    Technecium a rhenium

Technecium je prvek uměle připravený různými jadernými reakcemi. Všechny jeho izotopy jsou radioaktivní. Rhenium je v přírodě velmi vzácný prvek, využívá se na výrobu velmi tvrdých a odolných slitin.

#### Kontrolní otázky a úkoly:

- 1) Napište rovnici aluminotermické přípravy manganu z pyrolusitu.
- 2) Napište rovnici disproportionace mangananu draselného v kyselém a neutrálním prostředí.
- 3) Vyhledejte, na jakém principu funguje manganometrie?
- 4) Napište rovnici výroby kyslíku a chlóru za využití manganistanu draselného.
- 5) Proč je mangan nejstálější v oxidačním stavu II?

**Shrnutí kapitoly**

Nejvýznamnějším zástupcem VII. B skupiny je mangan, který se vyskytuje ve sloučeninách v různých oxidačních číslech. Oxid mangančitý neboli burel je katalyzátorem mnoha chemických dějů, uplatňuje se také při výrobě skla, suchých článků, nátěrových hmot apod. Manganistan draselný vytváří fialové krystalky. Je silným oxidačním činidlem a využívá se v analytické chemii a jako desinfekční prostředek.

**Laboratorní cvičení č. 14****Téma:** mangan – 1. část**Úkol č. 1:** Barevný mangan**Pomůcky:** Erlenmayerovy baňky, odměrné baňky (100 cm<sup>3</sup>), váhy**Chemikálie:** hydrogensířičitan sodný, manganistan draselný, kyselina chlorovodíková, hydroxid sodný, voda**Postup práce:**

- 1) příprava roztoků:
  - a) 1,04 g NaHSO<sub>3</sub> rozpustíme ve vodě a doplníme na objem 100 cm<sup>3</sup>.
  - b) 0,79 g KMnO<sub>4</sub> rozpustíme ve vodě a doplníme na objem 100 cm<sup>3</sup>. Z takto připraveného roztoku odebereme 8 cm<sup>3</sup> a doplníme na objem 1 dm<sup>3</sup>.
  - c) 50 cm<sup>3</sup> 37 % HCl doplníme vodou na objem 100 cm<sup>3</sup>.
  - d) 32 g NaOH rozpustíme ve vodě a doplníme na objem 100 cm<sup>3</sup>.
- 2) Připravíme do Erlenmayerových baněk roztoky reaktantů podle tabulky.

| Baňka | HCl  | Na OH | NaHSO <sub>3</sub> |
|-------|------|-------|--------------------|
| 1     | 0, 5 | -     | 0, 1               |
| 2     | -    | -     | 0, 2               |
| 3     | -    | 0, 5  | 2 kapky            |
| 4     | -    | 0, 5  | 1 kapka            |

- 3) Do kádínek odměříme po 50 cm<sup>3</sup> roztoku manganistanu draselného. Postupně přeléváme obsah kádínek do jednotlivých baněk. V baňkách se fialová barva roztoku mění.

**Pozorování:** Zapište barvy v baňkách č. 1 – 4.**Vyhodnocení:** Zapište oxidační stavy manganu v jednotlivých baňkách.**Úkol č. 2:** Samozápalná směs**Pomůcky:** železná miska, třecí miska s tloučkem, kapátko**Chemikálie:** manganistan draselný, glycerol

**Postup práce:**

- 1) V třecí misce důkladně rozetřeme manganistan draselný.
- 2) V železné misce uděláme z manganistanu kopeček s důlkem.
- 3) Do důlku přikápneme glycerol. Pracujeme v digestoři.

**Pozorování:**

**Vyhodnocení:** Proč dochází k postupnému zrychlování reakce?

**Laboratorní cvičení č. 15**

**Téma:** mangan- 2. část

**Úkol č. 1:** Experimenty s manganem

**Pomůcky:** zkumavka, držák na zkumavky, kahan,

**Chemikálie:** hydroxid sodný, 1% roztok manganistanu draselného, voda

**Postup práce:**

- 1) Do zkumavky vpravíme 3 - 4 pecičky hydroxidu sodného, přidáme 1 kapku roztoku manganistanu draselného a 10 kapek vody.
- 2) Po povaření se fialové zabarvení změní na zelené v důsledku redukce  $\text{Mn}^{\text{VII}}$  na  $\text{Mn}^{\text{VI}}$ .
- 3) K zelenému roztoku přidáme stejné množství pevného hydroxidu sodného a opět povaříme.
- 4) Zelené zbarvení se změní na bleděmodré, neboť dojde k redukci na  $\text{Mn}^{\text{V}}$ . Stáním na vzduchu (oxidace) se zbarvení změní opět na zelené.
- 5) Přidáme-li do roztoku  $\text{Mn}^{\text{V}}$  po kapkách vodu, pozorujete vznik zeleného zabarvení za současného vylučování kalu oxidu manganičitého - toto odpovídá  $\text{Mn}^{\text{VI}}$  a  $\text{Mn}^{\text{IV}}$ .
- 6) Povařením roztoku lze po odpaření části přidané vody získat opět modré zabarvení, ovšem roztok je zakalen vyloučeným oxidem manganičitým.
- 7) Přidáte-li opatrně po kapkách vodu do roztoku  $\text{Mn}^{\text{VI}}$ , pozorujete přechod do původního fialového zabarvení.

**Vyhodnocení:** Napište schématické přechody jednotlivých oxidačních stupňů manganu a označte jejich barvy.

**Úkol č. 2:** Blesky ve zkumavce

**Pomůcky:** zkumavka, držák, stojan, pipeta, ochranné pomůcky, miska s pískem

**Chemikálie:** koncentrovaná kyselina sírová, ethanol, manganistan draselný

**Postup práce:**

- 1) Zkumavku upevníme svisle do stojanu a podložíme miskou s pískem.
- 2) Pak do ní opatrně nalijeme asi 2 ml koncentrované kyseliny sírové.
- 3) Kyselinu sírovou opatrně převrstvíme stejným množstvím ethanolu. Dáváme pozor, aby se roztoky nepromíchaly.
- 4) Do zkumavky pak hodíme pár krystalků manganistanu draselného a pozorujeme reakci.

**Pozorování:**

**Vyhodnocení:**

- 1) Zapište rovnici reakce.
- 2) Co způsobuje záblesky na rozhraní vrstev?

## 12 Prvky VIII. B skupiny

Klíčové pojmy: triáda železa, triáda lehkých platinových kovů, triáda těžkých platinových kovů, železo, hematit, limonit, magnetit, siderit, pyrit, hemoglobin, myoglobin, anémie, vysoká pec, kychta, vsázka, kychtové plyny, nepřímá redukce, nauhličování železa, přímá redukce, výfučny, nístěj, odpichy, litina, ocel, konventory, Siemens – Martinova pec, nelegovaná ocel, legování, Curieův bod, koroze, oxid železitý, chlorid železitý, zelená skalice, železité vody, žlutá krevní sůl, červená krevní sůl, kobalt, vitamín B<sub>12</sub>, Fischerova sůl, nikl, teratogen, Monelův kov, bílé zlato, nikl – hydridová baterie, Raneyův nikl, ruthenium, rhodium, paladium, osmium, iridium, platina, komplexy cis platiny

Osmá vedlejší podskupina periodické soustavy je rozdělena do tří triád:

- a) triáda železa – železo(Fe), kobalt (Co), nikl (Ni)
- b) triáda lehkých platinových kovů - ruthenium (Ru), rhodium (Rh), paladium(Pd)
- c) triáda těžkých platinových kovů – osmium (Os), iridium (Ir), platina (Pt)

Všechny prvky VIII. B (8. -10.) skupiny patří mezi typické přechodné prvky, mají výrazné kovové vlastnosti. Prvky triády železa se svými vlastnostmi výrazně odlišují od prvků zbývajících dvou triád (důsledek lanthanoidové kontrakce).

### 12.1 Triáda železa

#### Charakteristika

Obvyklý oxidační stav prvků triády železa je II. Železo vystupuje také v oxidačním čísle III a často mu dává přednost. Také kobalt snadno přechází do oxidačního stupně III.

#### 12.1.1 Železo

##### Výskyt

Železo je čtvrtý nejrozšířenější prvek zemské kůry. Ryzí se vyskytuje pouze výjimečně a je meteorického původu. V zemské kůře je však obsaženo hlavně ve formě sloučenin: hematit (krevel) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, limonit (hnědel) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.nH<sub>2</sub>O, magnetit Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>, siderit (ocelek) FeCO<sub>3</sub>, pyrit FeS<sub>2</sub> (disulfid železa). Železo je také biogenním prvkem. Je součástí hemoproteinů (hemoglobin, myoglobin).

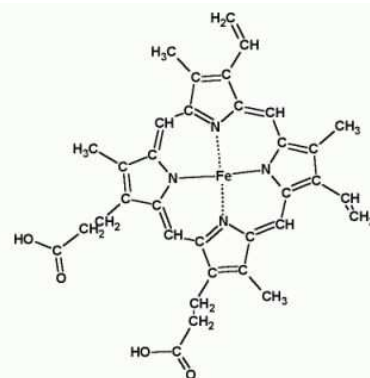
Nedostatek železa v potravě může vést k anémii (chudokrevnosti), kdy je omezen přenos kyslíku a organismus se rychleji unaví. [MV biologie](#)

### Výroba

Železo se vyrábí ve vysokých pecích. Podrobnější informace:

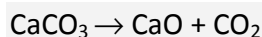
[http://cs.wikipedia.org/wiki/Vysok%C3%A1\\_pec](http://cs.wikipedia.org/wiki/Vysok%C3%A1_pec),

<http://www.hornictvi.info/prirucka/zprac/vyspec/vyspec.htm>.

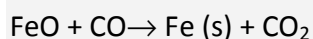
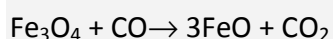
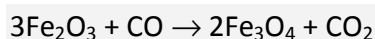


Obr.: hem – součást hemoglobinu  
<http://images.google.cz/>

Vysoká pec měří 25-30 m. Průměr má okolo 7 m. Horní částí pece tzv. kychtou se do pece zavází vsázka neboli zavážka, která obsahuje železnou rudu – nejčastěji hematit, koks a vápenec. Z kychty se odvádí kychtové plyny (oxid uhelnatý, oxid uhličitý, vodík, methan a dusík). Vsázka postupně klesá do nitra pece a je vystavena čím dál vyšší teplotě. V zóně s tepelným rozpětím od 400 °C do 1000 °C dochází k termickému rozkladu vápence, v jehož průběhu vzniká oxid vápenatý a uhličitý.

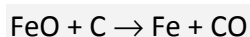


Při teplotách do 900 °C probíhá také nepřímá redukce oxidů železa pomocí oxidu uhelnatého. Vznikají nižší oxidy železa, případně elementární kov v tuhém houbovitěm stavu.



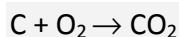
Dochází zároveň také k nauhličování železa. Jedná se o proces, v jehož průběhu uhlík difunduje do houbovitěho železa a tvoří s ním karbid železa.

Největší množství železa vzniká v nižší části pece, kde dochází za vyšších teplot k přímé redukci oxidů železa uhlíkem.

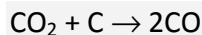


Vznikající železo už je kapalné, opět dochází k jeho nauhličování. Nad místy, kde se vypouští struska, jsou otvory (výfučny), kterými je do vysoké pece vháněn přehřátý vzduch. Spaluje se zde koks a vzniká oxid uhličitý.





Vzniklý  $\text{CO}_2$  se okamžitě redukuje rozžhaveným koksem na oxid uhelnatý.

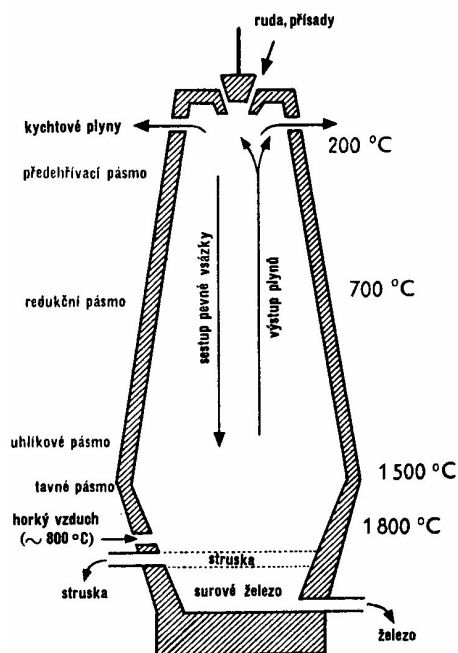


Oxid uhelnatý stoupá vzhůru proti vsázce a redukuje oxidy železa (nepřímá redukce). Kromě redukčních dějů dochází ve vyšší části pece při teplotě kolem  $400^\circ\text{C}$  ke katalyzovanému rozkladu oxidu uhelnatého a vznikající uhlík proniká do pórovitého železa. Roztavené nauhličené železo se shromažďuje ve spodní části pece, která se nazývá nístěj. Odtud se vždy po několika hodinách vypouští železo tzv. odpichy. Železo je před oxidací chráněno vrstvou strusky, která má menší hustotu než železo a vzniká z oxidu křemičitého a vápenatého. Roztavená struska se z vysoké pece vypouští obdobným způsobem jako železo. Struska se používá ve stavebnictví a k výrobě cementu.

Surové železo, tzv. litina, obsahuje řadu nežádoucích příměsí jako je uhlík (3-5%), křemík, fosfor a síru. Surové železo se dobře odlévá, nejčastěji do forem požadované velikosti nebo do tzv. ingotů. Výsledný produkt, tzv. litina, je poměrně pevný a tvrdý, ale velmi křehký, a možnost jeho dalšího mechanického opracování po odlití je minimální. Z litiny se vyrábějí pláty kamen, radiátory ústředního topení, kanálové poklopy nebo podstavce těžkých strojů. Většina surového železa se však zpracovává na ocel.

### Výroba oceli

Obsah uhlíku v surovém železe je příliš vysoký a proto je nutné jej oxidačním procesem v ocelářských zařízeních snížit. Toho se docílí oxidací uhlíku buďto kyslíkem ze vzduchu (Thomasův konvertor), profoukáváním kyslíkem (LD konvertor) nebo přisazováním železné rudy a ocelového odpadu do taveniny v nístějových pecích (Siemens - Martinův proces, elektrická oblouková pec).



Obr.: vysoká pec

Získaná tzv. nelegovaná ocel je poměrně měkká a snadno se mechanicky zpracovává (tažení, kování, ohýbání atd.). Mechanické vlastnosti se dají dále upravovat tepelným zpracováním, například kalením (zahřátím do červeného žáru a prudkým zchlazením vodou) nebo popouštěním (zahřátím na 200-300 °C a pomalým chlazením). Slouží k výrobě drátů, plechů, hřebíků a podobných produktů.



Obr.: Siemens - Martinova pec  
<http://im.encyklopedie.seznam.cz/>

Další zkvalitnění vyrobené oceli se dosahuje legováním, tedy přidavky jiných kovů za vzniku slitiny. Hlavními prvky pro legování ocelí jsou nikl, chrom, vanad, mangan, wolfram, kobalt a ve speciálních aplikacích ještě mnoho dalších.

### Vlastnosti a reakce

Čisté železo je nepříliš tvrdý, kujný kov stříbřité barvy, který taje při 1535 °C. Je feromagnetické, ale při vyšších teplotách (768 °C - tzv. Curieův bod) tuto vlastnost ztrácí.

Na vlhkém vzduchu podléhá korozi nebo také rezavění železa. Podstatou koroze je elektrochemický děj, kterého se kromě železa účastní také voda a kyslík, elektrolytem bývá nejčastěji síran železnatý, který v soustavě vzniká za účasti atmosférického oxidu siřičitého a vzdušného kyslíku. Korozi můžeme vyjádřit rovnicí:



Železo je neušlechtilý kov, velmi snadno se rozpouští působením minerálních kyselin. Např. v kyselině chlorovodíkové se rozpouští za vzniku chloridu železnatého, který se velmi rychle oxiduje rozpuštěným kyslíkem ve vodě na chlorid železitý:



V koncentrované kyselině dusičné se pouze na povrchu pasivuje.



Obr.: koroze  
<http://nd.blog.cz/>

## Sloučeniny

Železo se vyskytuje v celé řadě oxidačních stupňů, z nichž nejdůležitější je stupeň II a III. Nejstabilnějším oxidačním stupněm železa je stupeň III, protože v tomto stavu dosahuje elektronové konfigurace  $d^5$ .

S kyslíkem tvoří železo oxid železnatý ( $\text{FeO}$ ), oxid železitý ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) a oxid železnato-železitý ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ). Oxid železnatý je černý prášek, který je stabilní pouze nad teplotou  $575^\circ\text{C}$ . Při nižších teplotách dochází k disproportionaci na železo a oxid železnato-železitý:



Oxid železitý je znám v několika modifikacích, z nichž nejvýznamnější jsou  $\alpha$  a  $\chi$ .  $\alpha$  modifikace se vyskytuje v přírodě jako hematit a používá se jako pigment a při výrobě umělých granátů,  $\chi$  modifikace se používá na výrobu magnetických pásek.

Zahříváním železa v proudu chloru vzniká hnědý, silně hygroskopický chlorid železitý  $\text{FeCl}_3$ , který krystalizuje jako hexahydrát a používá se při syntéze organických barviv, jako mořidlo a k leptání tištěných spojů.

Heptahydrát síranu železnatého ( $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ) je znám pod názvem zelená skalice a využívá se k výrobě inkoustu, k napouštění dřeva proti hnilobě, k hubení plevelů.

Uhličitan železnatý ( $\text{FeCO}_3$ ) se nachází v přírodě jako minerál siderit.

Pokud přes horniny obsahující siderit protéká voda s rozpuštěným oxidem uhličitým, vzniká rozpustný hydrogenuhličitan železnatý ( $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ ), který je obsažen v tzv. železitých vodách.

Železo tvoří i řadu komplexních sloučenin, z nichž nejznámější jsou červená krevní sůl  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , žlutá krevní sůl  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  a pentakarbonyl železo  $\text{Fe}(\text{CO})_5$ . Krevní soli v krvi nenajdeme, svůj název patrně získaly historicky, kdy se připravovaly tavením potaše ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) s dusíkatými přírodními látkami (např. krví, kůží nebo masem zetlelých zvířat). Slouží k výrobě inkoustů a náteřových hmot.

### 12.1.2 Kobalt

#### Výskyt

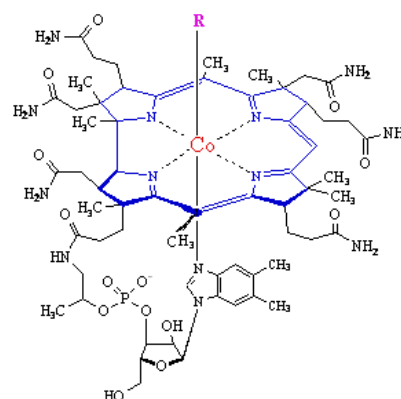
Kobalt se vyskytuje společně s niklem, mědí a olovem. Kobalt je také součástí jednoho z důležitých členů vitamínů skupiny B, vitamínu B<sub>12</sub>. Vitamín B<sub>12</sub> je důležitý především pro správnou funkci krve-tvorby, podílí se na syntéze DNA a ATP a je nezbytný pro správnou funkci nervového systému. Hlavním zdrojem tohoto vitamínu v potravě jsou živočišné produkty: vejce, mléko, sýry, maso a vnitřnosti. *MV biologie*

#### Vlastnosti a reakce

Kobalt je stříbrolesklý, namodralý, feromagnetický, velmi tvrdý. Je za normální teploty stálý. Se zředěnými kyselinami reaguje neochotně za vzniku kobaltnatých solí.

#### Využití

Kobalt se využívá na barvení skla a keramiky, ke galvanickému pokovování, jako složka speciálních nástrojových ocelí, pro výrobu velmi silných permanentních magnetů.



Obr. : vitamín B<sub>12</sub>  
<http://www.chm.bris.ac.uk>

#### Sloučeniny

Ve sloučeninách se kobalt vyskytuje převážně v oxidačním čísle II, v komplexech III. Bezvodé kobaltnaté soli jsou modré, hydratované růžové.

Hexanitrokobaltitan draselný K<sub>3</sub>[Co(NO<sub>2</sub>)<sub>6</sub>] neboli Fischerova sůl má využití v analytické chemii.

### 12.1.3 Nikl

#### Výskyt a výroba

Nikl je sedmým nejrozšířenějším prvkem na Zemi. Vyskytuje se ryzí (meteorického původu) i ve sloučeninách. Obvykle se vyskytuje jako oxid ve směsi s železem v rudách, které se nazývají laterity. Výroba je složitá, v konečné fázi vzniká oxid nikelnatý, který se dále redukuje na elementární kov.

### **Vlastnosti a reakce**

Nikl je feromagnetický, stříbrolesklý, kujný, tažný kov. Za laboratorní teploty je poměrně nereaktivní. Reaguje nepříliš ochotně se zředěnými kyselinami, kyselina dusičná nikl pasivuje.

Nikl patří mezi několik málo prvků, jejichž vliv na zdravotní stav lidského organismu je jednoznačně negativní. Při velkých a nebo pravidelně zvýšených dávkách niklu se silně zvyšuje riziko vzniku rakoviny a nikl je dnes řazen i mezi teratogeny, tedy látky schopné negativním způsobem ovlivnit vývoj lidského plodu. V běžném životě se poměrně často setkáváme s kožní alergií na nikl.

### **Využití**

Nikl se používá pro legování oceli, je součástí velmi odolných slitin jako např. Monelův kov (osložený 68 % Ni a 32 % Cu se stopami manganu a železa, používaný pro výrobu lodních šroubů, kuchyňského vybavení, zařízení extrémně odolných vůči korozi (např. při práci s fluorem).

Nikl patří již dlouhou dobu mezi tzv. mincovní kovy, používané k ražení mincí, obvykle ve slitinách s mědí. V Československu se z těchto slitin razily především mince o nominální hodnotě 1, 2 a 5 Kčs. V současné ČR jsou mince 1, 2 a 5 Kč pouze niklem povrchově upravené (ražené z oceli, povrchová vrstva niklová). Významné místo patří slitinám niklu ve výrobě šperků. V současné době poměrně populární bílé zlato je obvykle právě slitinou zlata, niklu, mědi a zinku. Nevýhodou těchto materiálů je skutečnost, že řada lidí trpí na slitiny niklu alergií a nemůže šperky z těchto slitin dlouhodobě nosit.

Značná část celosvětově vyrobeného niklu končí v současné době jako surovina pro elektrické články s možností mnohonásobného dobíjení. Nikl-hydridové baterie slouží jako zdroj elektrické energie v řadě mobilních telefonů, přenosných svítilen a dalších.

Jemně rozptýlený elementární nikl – Raneyův nikl – je velmi účinným hydrogenačním katalyzátorem. Této reakce se využívá v potravinářství k výrově ztužených tuků z rostlinných olejů.

### **Sloučeniny**

Nikl se ve sloučeninách vyskytuje především v oxidačním čísle II. Oxid nikelnatý (NiO) je zelený prášek, který se využívá na barvení skla a keramiky. Bezvodé nikelnaté soli jsou žluté, hydratované zelené.

## **1 2 . 2      Triáda lehkých platinových kovů**

Od triády železa se platinové kovy liší tím, že jsou ušlechtilé, vyznačují se odolností vůči kyselinám, obtížnou tavitelností a značnou tvrdostí.

### **12.2.1      Ruthenium**

Menší množství ruthenia bývá někdy legováno do slitin s platinou a palladiem pro zvýšení jejich tvrdosti a mechanické odolnosti. Katalyzátory na bázi oxidu ruthenia jsou úspěšné v odstraňování sulfanu z ropy a ropných produktů.

### **12.2.2      Rhodium**

Chemicky je mimořádně stálé s poměrně vysokým bodem tání. Hlavní uplatnění nalézá ve slitinách s platinou při výrobě termočlánků a chemicky a teplotně odolných součástí průmyslových výrobních zařízení. Ve směsi s platinou a palladiem je součástí značné části světové produkce autokatalyzátorů, které slouží k odstranění nežádoucích látek z výfukových plynů.

### **12.2.3      Paladium**

Palladium je drahý kov šedivě bílé barvy. Ve skupině drahých kovů se vyznačuje největší reaktivitou. Nalézá uplatnění především při výrobě průmyslových katalyzátorů a jako součást slitin pro dentální a šperkařské využití.

## **1 2 . 3      Triáda těžkých platinových kovů**

### **12.3.1      Osmium**

Osmium je drahý kov modro-šedé barvy. Používá se pouze ve slitinách s ostatními platinovými kovy např. pro výrobu velmi odolných hrotů plnicích per nebo pro některé chirurgické implantáty.

### **12.3.2      Iridium**

Vzhledem ke své mimořádné chemické odolnosti je iridium legováno do slitin s rhodiem a platinou, které se používají na výrobu odolného chemického nádobí. V automobilovém průmyslu se z iridia vyrábějí elektrody zapalovacích svíček s mimořádnou životností a používá se i v katalyzátorech.

### 12.3.3 Platina

Platina je velmi těžký a chemicky mimořádně odolný drahý kov stříbrně bílé barvy.

Vzhledem ke svým mechanickým vlastnostem a chemické odolnosti jsou platina a především její slitiny s rhodiem a iridiem používány na výrobu odolného chemického nádobí.

Platina a především její sloučeniny využívána jako všestranný katalyzátor v řadě organických syntéz. Katalytických vlastností jemně rozptýlené kovové platiny se využívá i v autokatalyzátorech.

Ve farmaceutickém průmyslu jsou komplexní sloučeniny cis-platiny základem velmi účinných cytostatik, tedy látek potlačujících rakovinné bujení.

V omezené míře se platina používá se zejména k výrobě šperků a k pokovování méně ušlechtilých kovů. Je také součástí některých dentálních slitin především ve spojení s moderními keramickými materiály.

#### Kontrolní otázky a úkoly

- 1) Která z železných rud obsahuje největší procentuální zastoupení železa?
- 2) Popište procesy probíhající ve vysoké peci.
- 3) Jak můžeme ochránit železo před korozí?
- 4) Pojmenujte systematickým názvem žlutou a červenou krevní sůl.

#### Shrnutí kapitoly

VIII. B skupina je rozdělena do tří triád. Mezi prvky triády železa patří železo, kobalt a nikl. Železo se vyskytuje v zemské kůře v řadě rud (hematit, limonit, magnetit...), je také biogenním prvkem (součást hemoglobinu, myoglobinu). Železo se vyrábí ve vysokých pecích. Kychtou se do pece zaváže vsázka, která obsahuje železnou rudu, koks a vápenec. Ve střední části pece probíhají redukční děje, roztavené železo se shromažďuje v nístěži, odkud se provádí odpichy železa i strusky, která chrání železo před zpětnou oxidací. Surové železo nazývané litina je pevné ale křehké, proto se většina litiny zpracovává na ocel. Železo na vlhkém vzduchu podléhá korozi. Ve sloučeninách se železo vyskytuje v oxidačních stavech II a III. Chlorid železitý se používá při syntéze organických barviv a k leptání tištěných spojů, heptahydrát síranu železnatého neboli skalice zelená k výrobě inkoustů a k napouštění dřeva proti hnilobě. V železitých vodách je obsažen hydrogenuhličitan železnatý.

Kobalt je součástí vitamínu B<sub>12</sub> a využívá se k výrobě magnetů, barvení skla a keramiky. Nikl má negativní vliv na zdravotní stav lidského organismu. Nikl se používá pro legování oceli, na výrobu odolných slitin, k výrobě mincí, bílého zlata, baterií a je velmi důležitým hydrogenním katalyzátorem.

Mezi prvky triády lehkých platinových kovů patří ruthenium, rhodium, paladium, mezi prvky triády těžkých platinových kovů osmium, iridium, platina. Platina se využívá jako katalyzátor, do autokatalyzátorů, ve farmaceutickém průmyslu a k výrobě šperků.



**Laboratorní cvičení č. 16**

**Téma:** Triáda železa

**Úkol č. 1:** Kobaltový chameleón

**Pomůcky:** varná baňka, trojnožka, kahan, teploměr, síťka, odměrný válec, odměrná baňka

**Chemikálie:** vínán draselnosodný, chlorid kobaltnatý, 30% peroxid vodíku, voda

**Postup práce.**

- 1) 28 g vínanu draselnosodného rozpustíme ve vodě a doplníme na objem 100 cm<sup>3</sup>.
- 2) 1,2 g hexahydrátu chloridu kobaltnatého rozpustíme ve vodě a doplníme na objem 5 cm<sup>3</sup>.
- 3) 20 cm<sup>3</sup> peroxidu vodíku doplníme vodou na objem 100 cm<sup>3</sup>.
- 4) Do varné baňky dáme 75 cm<sup>3</sup> roztoku vínanu draselnosodného, 25 cm<sup>3</sup> roztoku peroxidu vodíku a 0,8 cm<sup>3</sup> roztoku chloridu kobaltnatého.
- 5) Reakční směs zahřejeme na 60 – 70 °C.
- 6) Po proběhnutí cyklu barevných změn přidáme dalších 25 cm<sup>3</sup> roztoku peroxidu.
- 7) Přidání peroxidu je možné několikrát opakovat.

**Pozorování:** Jaké barevné změny nastaly?

**Vyhodnocení:** V čem spočívá podstata barevných změn?

**Úkol č. 2:** Prskavky

**Pomůcky:** třecí miska s tloučkem, porcelánová miska

**Chemikálie:** železný drát, dusičnan strontnatý (draselný, sodný, vápenatý), práškový hliník, dextran, kasein, voda, práškové železo, železné piliny.

**Postup práce:**

- 1) Připravíme směs: 6,2 g dusičnanu strontnatého (draselného, sodného, vápenatého), 0,8 g práškového hliníku, 1,3 g dextranu, 0,5 g kaseinu.

- 2) Směs rozetřeme, přidáme  $1,5 \text{ cm}^3$  vody a 2,7 g jemného práškového železa a 0,5 g hrubých železných pilin.
- 3) Tuto hmotu nanese v několika vrstvách na železné dráty.
- 4) Po dosažení vhodné tloušťky a dokonalém vysušení lze prskavku použít.

## 13 Závěr

## 14 Použitá literatura

- Mareček, Aleš; Honza, Jaroslav. Chemie pro čtyřletá gymnázia 1. díl. 3. vydání. Olomouc: Nakladatelství Olomouc s. r. o., 2005. 240 s. ISBN 80-7182-055-5
- Honza, Jaroslav; Mareček, Aleš. Chemie pro čtyřletá gymnázia 2. díl. 2. vydání. Olomouc: Nakladatelství Olomouc s. r. o., 1998. 231 s. ISBN 80-7182-056-3
- Čtrnáctová, Hana; Halbych, Josef; Hudeček, Jiří; Šímová, Jana. Chemické pokusy pro školu a zájmovou činnost. Praha: Prospektrum, 2000. 295 s. ISBN 80-7175-071-9
- Klečková, Marta; Šindelář, Zdeněk. Školní pokusy z anorganické a organické chemie. Olomouc : Vydavatelství Univerzity Palackého v Olomouci, 1993. 116 s. ISBN 80-7067-262-5
- Kašpárek, František; Pastorek, Richard; Šindelář, Zdeněk; Březina, František. Anorganická chemie. Olomouc: Vydavatelství Univerzity Palackého v Olomouci, 2001. 394 s. ISBN 80-244-0311-0
- Solárová, Marie. Chemické pokusy 2 – anorganická chemie. Ostrava : Ostravská univerzita, 2005. 81s.
- Kotlík Bohumír; Růžicková Květoslava. Chemie I. v kostce pro střední školy. 3. vydání. Havlíčkův Brod: Fragment, 2004. 119 s. ISBN 80-7200-337-2
- Škoda Jiří; Dolík Pavel. Chemie 8 učebnice pro základní školy a víceletá gymnázia. Plzeň: Nakladatelství Fraus, 2006. 136 s. ISBN 80-7238-442-2