

# **OBECNÁ A ANORGANICKÁ CHEMIE**

## **NÁVODY NA CVIČENÍ**

BRNO 2019

# **OBECNÁ A ANORGANICKÁ CHEMIE**

## **NÁVODY NA CVIČENÍ**

PharmDr. Pavlína Marvanová, Ph.D.

Mgr. Anna Hudcová

Tento materiál byl zpracován jako výuková opora povinného předmětu Obecná a anorganická chemie (1. ročník studia) za finanční podpory Interní vzdělávací agentury VFU Brno v rámci projektu č. 2019FaF/3150/82.

# OBSAH

|       |  |    |
|-------|--|----|
| 1     | Obecné kapitoly                            | 4  |
| 1.1   | Základní výpočty                           | 4  |
| 1.1.1 | Výpočty navážek                            | 5  |
| 1.1.2 | Výpočty teoretického a praktického výtěžku | 8  |
| 1.2   | Laboratorní protokol                       | 10 |
| 1.2.1 | Pokyny ke správnému vyplňování protokolů   | 10 |
| 1.2.2 | Vzor protokolu                             | 11 |
| 2     | Bezpečnost práce                           | 12 |
| 3     | Obecné laboratorní postupy                 | 14 |
| 3.1   | Zahřívání                                  | 14 |
| 3.1.1 | Přímé zahřívání                            | 14 |
| 3.1.2 | Nepřímé zahřívání                          | 14 |
| 3.2   | Filtrace a dekantace                       | 15 |
| 3.2.1 | Filtrace                                   | 15 |
| 3.2.2 | Dekantace                                  | 16 |
| 3.3   | Krystalizace                               | 17 |
| 3.3.1 | Krystalizace srážením                      | 17 |
| 3.3.2 | Krystalizace odpařením                     | 17 |
| 3.3.3 | Krystalizace snížením teploty              | 17 |
| 3.4   | Destilace za normálního tlaku              | 18 |
| 4     | Experimentální část                        | 19 |
| 4.1   | Seznam a vlastnosti použitých chemikálií   | 19 |
| 4.2   | Přehled používaných aparatur               | 28 |
| 4.3   | Seznam návodů k laboratorním úlohám        | 30 |
| 4.3.1 | Obecné úlohy                               | 32 |
| 4.3.2 | Speciální úlohy                            | 40 |
| 4.4   | Návaznost jednotlivých úloh                | 75 |

## 1 OBECNÉ KAPITOLY

## 1.1 ZÁKLADNÍ VÝPOČTY

Při laboratorní práci se neobejdeme bez výpočtů. V této kapitole se seznámíme se základními výpočty z chemických rovnic a jednoduchými vzorci, které budeme potřebovat při zpracovávání následujících praktických úloh.

Výpočet se vždy odvíjí od zadání úlohy.

Můžeme mít zadanou navážku (objem či jinou veličinu) jednoho z reaktantů a k ní bude potřeba dopočítat navážky ostatních reaktantů a také množství produktu, které by mělo danou reakcí vzniknout, tzv. teoretický výtěžek.

✓ *Příklad:*

Zadání úlohy: Působením kovového železa na vodný roztok síranu měďnatého připravíme práškovou měď a krystalizací vzniklého roztoku získáme heptahydrát síranu železnatého. **Navážky počítáme na 5 g pentahydrátu síranu měďnatého.**

Máme zadanou navážku jednoho z reaktantů (5 g  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ ) a potřebujeme dopočítat navážku druhého reaktantu (Fe) a také teoretické výtěžky obou produktů (Cu a  $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ ).

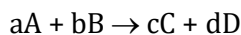
Druhou možností je, že v zadání bude uvedený požadovaný teoretický výtěžek a naším úkolem bude dopočítat navážky reaktantů tak, abychom v ideálním případě tohoto výtěžku dosáhli.

✓ *Příklad:*

Zadání úlohy: Z uvedených rovnic vypočítáme **navážku boraxu** ve formě oktahydrátu a **objem 35% kys. chlorovodíkové**, potřebné na přípravu **5 g kys. borité**.

Máme zadaný teoretický výtěžek produktu (5 g  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ) a potřebujeme dopočítat navážky reaktantů – hmotnost boraxu (pevná látka) a objem HCl (kapalina).

Základem každého výpočtu je správná a vyrovnaná rovnice daného chemického děje. Při výpočtech z chemických rovnic vycházíme vždy z rovnosti látkových množství  $n$  (jednotka mol) jednotlivých reaktantů i produktů v poměru jejich stechiometrických koeficientů.



$$\frac{n_a}{n_b} = \frac{a}{b}$$

a analogicky pro ostatní

## 1.1.1 VÝPOČTY NAVÁŽEK

## 1.1.1.1 PEVNÉ LÁTKY

Pro pevné látky zjišťujeme vždy hmotnost, kterou budeme navažovat na vahách.

Pro zjištění hmotnosti používáme vzorec pro výpočet hmotnosti  $m$  za pomoci látkového množství  $n$  a atomové relativní hmotnosti  $A_r$  (pro jednotlivý atom)/molekulové relativní hmotnosti  $M_r$  (pro molekulu).

$$m = n \times A_r \text{ nebo } m = n \times M_r$$

Látkové množství  $n$  zjistíme z rovnice chemického děje a to z poměru stechiometrických koeficientů mezi reaktantem, pro který počítáme navážku, a jiným reaktantem/produktem o známém látkovém množství.

Atomovou/molekulovou relativní hmotnost  $A_r/M_r$  zjistíme z periodické tabulky prvků (nebo máme většinou v zadání úlohy). **Pozor**, máme-li k dispozici pro navažování hydrát látky, musíme pro výpočet navážky použít  $M_r$  celého hydrátu!

Tímto způsobem vypočítáváme vždy hmotnost 100% látky!

✓ *Příklad:*

Z uvedené rovnice vypočítáme **navážku boraxu** ve formě oktahydrátu, potřebné na přípravu **5 g kys. borité (teoretický výtěžek)**.



$$M_r(\text{H}_3\text{BO}_3) = 61,83$$

$$M_r(\text{Na}_2[\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4] \cdot 8 \text{H}_2\text{O}) = 381,37$$

Výpočet:

$$m_{\text{borax}} \text{ (neznámá)} = n_{\text{borax}} \times M_r \text{ borax}$$

Molekulovou relativní hmotnost  $M_r$  boraxu máme uvedenou v zadání, látkové množství  $n$  boraxu musíme vypočítat.

$$m_{\text{borax}} = n_{\text{borax}} \times 381,37$$

Z vyrovnané rovnice odvodíme, v jakém vztahu budou navzájem látková množství  $n$  boraxu a kys. borité, u níž máme zadanou hmotnost.

$$\frac{n_{\text{borax}}}{n_{\text{H}_3\text{BO}_3}} = \frac{1}{4} \Rightarrow n_{\text{borax}} = \frac{n_{\text{H}_3\text{BO}_3}}{4}$$

Látkové množství  $n$  kys. borité spočítáme za použití hmotnosti  $m$  a molekulové relativní hmotnosti  $M_r$  kys. borité, jejichž hodnoty máme uvedeny v zadání příkladu.

$$n_{\text{H}_3\text{BO}_3} = \frac{m_{\text{H}_3\text{BO}_3}}{M_{\text{H}_3\text{BO}_3}}$$

$$n_{\text{H}_3\text{BO}_3} = \frac{5}{61,83} \Rightarrow n_{\text{H}_3\text{BO}_3} = 0,0809 \text{ mol}$$

Za pomoci vypočtené hodnoty látkového množství  $n$  kys. borité dopočítáme hmotnost  $m$  boraxu (neznámá).

$$n_{\text{borax}} = \frac{0,0809}{4} \Rightarrow n_{\text{borax}} = 0,0202 \text{ mol}$$

$$m_{\text{borax}} = n_{\text{borax}} \times 381,37 \Rightarrow m_{\text{borax}} = 0,0202 \times 381,37$$

$$m_{\text{borax}} = 7,71 \text{ g}$$

### 1.1.1.2 KAPALNÉ LÁTKY

V případě kapalin zjišťujeme vždy objem, který budeme odměřovat vhodným chemickým sklem. Kapalně látky nikdy nenažujeme na vahách!

Hmotnost kapalné látky zjistíme stejným způsobem jako v případě pevných látek (viz výše).

Pokud nemáme k dispozici 100% látku (tzn. v zadání je uvedeno, že se jedná o x% roztok), vypočteme hmotnost roztoku podle následujícího vzorce:

$$m_{x\% \text{ roztoku}} = \frac{m_{100\% \text{ roztoku}}}{w}$$

Hmotnostní zlomek  $w$  je příslušná procentualita žádaného roztoku ( $x$ ) dělená 100. Nabývá hodnot mezi 0 a 1.

Ze získané hmotnosti x% roztoku pak vypočteme potřebný objem, který budeme odměřovat, podle vzorce:

$$V = \frac{m_{x\% \text{ roztoku}}}{\rho_{x\% \text{ roztoku}}}$$

Hustotu, potřebnou pro výpočet objemu, nalezneme v chemických tabulkách (nebo máme většinou v zadání úlohy). **Pozor**, konkrétní hodnota hustoty vždy odpovídá konkrétnímu složení (procentualitě) roztoku!

✓ *Příklad:*

Z uvedené rovnice vypočítáme **objem 35% HCl**, potřebné na přípravu **5 g H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> (teoretický výtěžek)**.



$$M_r(\text{H}_3\text{BO}_3) = 61,83$$

$$\rho(35\% \text{ HCl}) = 1,18 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

$$M_r(\text{HCl}) = 36,46$$

$$w(\text{HCl}) = 0,35 (35/100)$$

Výpočty:

$$V_{35\% \text{ HCl}}(\text{neznámá}) = \frac{m_{35\% \text{ HCl}}}{\rho_{35\% \text{ HCl}}}$$

Hustotu  $\rho$  35% kys. chlorovodíkové máme uvedenou v zadání, hmotnost  $m$  35% roztoku kys. chlorovodíkové musíme vypočítat.

$$V_{35\% \text{ HCl}} = \frac{m_{35\% \text{ HCl}}}{1,18}$$

Vzhledem k tomu, že se jedná o hmotnost roztoku, v kterém je pouze 35 % kys. chlorovodíkové, nelze ji vypočítat přímo za pomoci látkového množství  $n$  a molekulové relativní hmotnosti  $M_r$ , protože tyto se týkají 100% kys. chlorovodíkové. Musíme zohlednit procentualitu roztoku za pomoci hmotnostního zlomku  $w$ .

$$m_{35\% \text{ HCl}} = \frac{m_{100\% \text{ HCl}}}{w_{\text{HCl}}} \Rightarrow m_{35\% \text{ HCl}} = \frac{m_{100\% \text{ HCl}}}{0,35}$$

Pro výpočet hmotnosti  $m$  100% kys. chlorovodíkové potom můžeme použít látkové množství  $n$  a molekulovou relativní hmotnost  $M_r$ . Molekulovou relativní hmotnost  $M_r$  kys. chlorovodíkové máme uvedenou v zadání, látkové množství  $n$  musíme vypočítat.

$$m_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} \times M_{r \text{ HCl}} \Rightarrow m_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} \times 36,46$$

Z vyrovnané rovnice odvodíme, v jakém vztahu budou navzájem látková množství  $n$  kys. chlorovodíkové a kys. borité, u níž máme zadanou hmotnost.

$$\frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{H}_3\text{BO}_3}} = \frac{2}{4} \Rightarrow n_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{H}_3\text{BO}_3}}{2}$$

Látkové množství  $n$  kys. borité spočítáme za použití hmotnosti  $m$  a molekulové relativní hmotnosti  $M_r$  kys. borité, jejichž hodnoty máme uvedeny v zadání příkladu.

$$n_{\text{H}_3\text{BO}_3} = \frac{m_{\text{H}_3\text{BO}_3}}{M_{\text{H}_3\text{BO}_3}}$$

$$n_{\text{H}_3\text{BO}_3} = \frac{5}{61,83} \Rightarrow n_{\text{H}_3\text{BO}_3} = 0,0809 \text{ mol}$$

Za pomoci vypočtené hodnoty látkového množství  $n$  kys. borité dopočítáme hmotnost  $m$  kys. chlorovodíkové.

$$n_{\text{HCl}} = \frac{0,0809}{2} \Rightarrow n_{\text{HCl}} = 0,0405 \text{ mol}$$

$$m_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} \times 36,46 \Rightarrow m_{\text{HCl}} = 0,0405 \times 36,46 \Rightarrow m_{\text{HCl}} = 1,48 \text{ g}$$

**Pozor**, vypočítaná hmotnost se týká 100% kys. chlorovodíkové. Tuto hmotnost nelze použít k výpočtu objemu za pomoci zadané hustoty 35% roztoku. Je potřeba ji přepočítat s využitím hmotnostního zlomku na hmotnost  $m$  35% roztoku kys. chlorovodíkové. Hmotnost roztoku bude vždy vyšší než hmotnost samotné kyseliny, protože k ní přidáváme vodu.

$$m_{35\% \text{ HCl}} = \frac{m_{100\% \text{ HCl}}}{0,35} \Rightarrow m_{35\% \text{ HCl}} = \frac{1,48}{0,35} \Rightarrow m_{35\% \text{ HCl}} = 4,22 \text{ g}$$

$$V_{35\% \text{ HCl}} = \frac{m_{35\% \text{ HCl}}}{1,18} \Rightarrow V_{\text{HCl}} = \frac{4,22}{1,18}$$

$$V_{35\% \text{ HCl}} = 3,58 \text{ ml}$$

## 1.1.2 VÝPOČTY TEORETICKÉHO A PRAKTICKÉHO VÝTĚŽKU

## 1.1.2.1 TEORETICKÝ VÝTĚŽEK

Teoretický výtěžek, tzn. ideální hmotnost produktu, vypočteme analogicky z rovnice daného děje.

Z poměru stechiometrických koeficientů mezi produktem a reaktantem, u kterého známe látkové množství  $n$ , vypočteme látkové množství produktu.

**Pozor**, k výpočtu látkového množství reaktantu použijeme reálně naváženou hmotnost.

✓ *Příklad:*

Pro navážku 0,33 g  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  dopočítáme **teoretický výtěžek  $\text{PbI}_2$** .

*Reálně jsme navázili 0,35 g  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , látkové množství pro výpočet teoretického výtěžku  $\text{PbI}_2$  tedy počítáme z reálně navážené hmotnosti.*

Hmotnost produktu pak vypočteme podle vzorce:

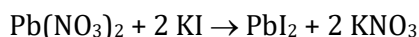
$$m = n \times A_r \text{ nebo } m = n \times M_r$$

V případě, že se jedná o kapalinu, pokračujeme s výpočtem až k hodnotě objemu podle vzorce (viz výpočet navážky pro kapalnou látku):

$$V = \frac{m_{\text{teor.výtěžek}}}{\rho_{\text{produkt}}}$$

✓ *Příklad:*

Pro navážku 0,33 g  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  (reálně naváženo 0,35 g) dopočítáme **teoretický výtěžek  $\text{PbI}_2$** .



$$M_r(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 331,20$$

$$M_r(\text{PbI}_2) = 461,01$$

Výpočty:

$$m_{\text{PbI}_2} \text{ (neznámá)} = n_{\text{PbI}_2} \times M_r \text{PbI}_2$$

Molekulovou relativní hmotnost  $M_r$  jodidu olovnatého máme uvedenou v zadání, látkové množství  $n$  musíme vypočítat.

$$m_{\text{PbI}_2} = n_{\text{PbI}_2} \times 461,01$$

Z vyrovnané rovnice odvodíme, v jakém vztahu budou navzájem látková množství  $n$  jodidu olovnatého a dusičnanu olovnatého, u něž známe hmotnost – použijeme tu, kterou jsme reálně navázili.

$$\frac{n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2}}{n_{\text{PbI}_2}} = \frac{1}{1} \Rightarrow n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = n_{\text{PbI}_2}$$

Látkové množství  $n$  dusičnanu olovnatého spočítáme za použití hmotnosti  $m$  a molekulové relativní hmotnosti  $M_r$  dusičnanu olovnatého, jejichž hodnoty máme uvedeny v zadání příkladu.

$$n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = \frac{m_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2}}{M_r \text{Pb}(\text{NO}_3)_2}$$



$$n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = \frac{0,35}{331,20} \Rightarrow n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = 0,0011 \text{ mol}$$

Za pomoci vypočtené hodnoty látkového množství  $n$  dusičnanu olovnatého dopočítáme hmotnost  $m$  jodidu olovnatého (neznámá).

$$n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = n_{\text{PbI}_2} \Rightarrow n_{\text{PbI}_2} = 0,0011 \text{ mol}$$

$$m_{\text{PbI}_2} = n_{\text{PbI}_2} \times 461,01 \Rightarrow m_{\text{PbI}_2} = 0,0011 \times 461,01$$

$$m_{\text{PbI}_2} = \mathbf{0,51 \text{ g}}$$

### 1.1.2.2 PRAKTICKÝ VÝTĚŽEK A VÝTĚŽNOST REAKCE

Praktický výtěžek je pak reálná hmotnost nebo objem získané prakticky provedenou chemickou reakcí. Praktický výtěžek zjišťujeme zvážením nebo změřením objemu získaného produktu. Produkt nejčastěji získáváme v pevné podobě. Výslednou hmotnost zjišťujeme u produktu co nejvíc zbaveného rozpouštědla, proto produkt necháváme vysušit na Petriho misce. Pro získání hmotnosti odpovídající praktickému výtěžku je nejlépe předem zvážit použitou Petriho misku, po vysušení zvážit produkt i s miskou a od získané hmotnosti odečíst hmotnost prázdné misky.

Do výsledků uvádíme taktéž výtěžnost reakce, tzn. procentuální úspěšnost dané úlohy, vypočítanou jako:

$$\% = \frac{\text{praktický výtěžek}}{\text{teoretický výtěžek}} \times 100$$

✓ *Příklad:*

Teoretický výtěžek  $\text{PbI}_2$  je 4,59 g. Praktický výtěžek je 4,00 g. Procentuální výtěžnost je tedy:

$$\% = \frac{\text{praktický výtěžek}}{\text{teoretický výtěžek}} \times 100 \Rightarrow \% = \frac{4,00}{4,59} \times 100$$

$$\% = \mathbf{87,15}$$

## 1.2 LABORATORNÍ PROTOKOL

### 1.2.1 POKYNY KE SPRÁVNÉMU VYPLŇOVÁNÍ PROTOKOLŮ

Laboratorní protokol je nedílnou součástí každého laboratorního cvičení a bez jeho odevzdání je nelze považovat za splněné a nelze udělit zápočet. Laboratorní protokoly se archivují po celou dobu studia.

Laboratorní protokol vypracovává a odevzdává každý samostatně, pokud není zadáno jinak, i v případě, že laboratorní cvičení provádíte ve dvojicích nebo skupinkách. Lze jej vypracovat ručně i na počítači, vždy podle uvedeného vzoru. Laboratorní protokol musí být úplný, přehledný a čistý. Pokud se bude skládat z více papírů, musí být všechny papíry pevně spojeny (sešívačkou, ne jen kancelářskou svorkou)

#### A. Hlavička

- vyplnit číslo a název úlohy
- jméno a příjmení, datum a čas a hlavní vyučující cvičení

#### B. Reakční schéma

- uvést chemickou reakci děje
- ve většině případů je nezbytné rovnici vyrovnat, protože bez vyrovnání se neobejdeme při výpočtech navážek či teoretického výtěžku
- není potřeba vyplňovat u úloh, kde nedochází k žádnému ději, který lze rovnicí zapsat, např. pouze destilace nebo krystalizace

#### C. Výpočty

- slouží k uvedení výpočtů navážek jednotlivých reaktantů, popř. k výpočtu teoretického výtěžku v závislosti na zadání
- k výpočtům je obvykle nutné vycházet z vyrovnaných rovnic!

#### D. Pracovní postup

- slouží k popisu provedených úkonů během zpracování úlohy
- popisujeme přesně tak, jak jsme reálně úlohu prováděli, především pokud se podle pokynů vyučujícího v některých krocích postup lišil od postupu uvedeného v návodech
- 3. osoba, minulý čas, trpný rod (*aparatura byla sestavena...*)

#### E. Nákres aparatury

- nakreslit a popsat používanou aparaturu včetně přívodu/odvodu vody do chladiče, teploměřů a držáků, apod.
- všechny obrázky nebo schémata, pokud nejsou vlastní, je nutno správně ocitovat
- není nutno zakreslovat kapkovací destičky nebo zkumavkové reakce

#### F. Výsledky

- uvést praktický výtěžek v gramech (získáme zvážením připraveného produktu) i v % (získáme porovnáním praktického a teoretického výtěžku)

#### G. Důkazové reakce

- jsou-li součástí úlohy důkazové reakce, popisujeme jejich provedení, princip a pozorované změny v této části protokolu

**H. Závěr**

- stručně princip úlohy, shrnutí práce a dosažených výsledků
- praktický výtěžek obvykle nebývá 100 %, pokud nám tedy vyjde větší nebo výrazně menší (méně než 30 %), je vhodné v závěru uvést stručné zdůvodnění (nedostatečné zahuštění, vysrážení, ochlazení, rozpouštění produktu při promývání u filtrace, ulpívání produktu na stěnách kádinky, atd.)
- není potřeba komentovat, zda se vám úloha líbila nebo ne ☺

**1.2.2 VZOR PROTOKOLU****LABORATORNÍ CVIČENÍ Z OBECNÉ A ANORGANICKÉ CHEMIE****Jméno a příjmení:****Datum a čas:****Hlavní vyučující:****Číslo a název úlohy****Princip/reakční schéma:****Výpočty:**

- navážky reaktantů
- teoretický výtěžek

**Pracovní postup:****Nákres použité aparatury:****Výsledky:**

- výtěžek
- procentuální výtěžek

**Důkazové reakce:****Závěr:**

Šablona k tisku pro ručně psané protokoly je ke stažení [zde](#).

Šablona protokolu pro úpravu ve Wordu je ke stažení [zde](#).

## 2 BEZPEČNOST PRÁCE

Součástí laboratorních cvičení je proškolení o řádu a bezpečnosti práce v chemické laboratoři. Toto proškolení probíhá na začátku semestru před vlastními laboratorními cvičeními a jeho absolvování stvrzuje každý ze studentů podpisem do Podpisového archu. Bez tohoto podpisu není možné se laboratorních cvičení účastnit.

V laboratoři a celém laboratorním traktu je striktně zakázáno jíst, pít a kouřit. Laboratorní vybavení je zakázáno používat k jídlu, pití nebo přechovávání potravin.

Na laboratorní cvičení chodíme vždy vhodně oblečení a obuti. Vhodné jsou dlouhé kalhoty a celkově starší oblečení, u kterého nebude vadit případné poškození. Není vhodné do laboratoře chodit v sukni a zásadně se vyhýbáme nošení silonových punčoch. Do laboratoře je vhodné si nosit pouze věci potřebné k vypracování laboratorního cvičení (plášť, laboratorní deník, psací potřeby, kalkulačka). Tašky a batohy je z důvodu bezpečnosti nutné nechat v šatně (možnost poškození, překážka). Cennosti je možné si uschovat u vyučujícího.

Při práci v laboratoři používáme následující ochranné pomůcky:

**Laboratorní brýle** slouží k ochraně očí před poškozením a je nezbytné je mít nasazené na očích po celou dobu pobytu v laboratoři. **Laboratorní plášť** z vhodného materiálu (bavlna) chrání oděv a kůži pracovníka, takže je vhodné, aby měl dlouhý rukáv, délku zhruba po kolena a byl po celou dobu práce zapnutý. Vhodnou obuví na laboratorní cvičení je **obuv** s pevnou špičkou a patou a neklouzavou podrážkou, nevhodné jsou návleky na normální obuv (mohou klouzat) a samozřejmě podpatky. Delší vlasy je nutné mít pevně sepnuté. V případě potřeby využijeme i dalších ochranných pomůcek, např. obličejového štítu, rukavic, apod.

V laboratoři je možné se pohybovat a pracovat pouze pod dozorem vyučujícího. Většinu úloh zpracováváme ve dvojicích. Každá dvojice dostane na začátku semestru přiděleno své pracovní místo a na začátku laboratorních cvičení si vždy zkontroluje, zda obsahuje všechny pomůcky. Případné nesrovnalosti ihned hlásí vyučujícímu.

Pracujeme vždy s ohledem na vlastní **bezpečnost** i bezpečnost ostatních a tak, aby nedocházelo k materiálním škodám. Při práci s otevřenými nádobami, při zahřívání apod. nikdy nemíříme ústím nádoby na ostatní osoby, ale do prázdného prostoru. Nenecháváme nikde stát otevřené láhve chemikálií. Zvláštní opatrnost je třeba při práci s chemikáliemi těkavými, hořlavými nebo výbušnými a při práci s otevřeným ohněm. Nikdy nenecháváme bez dozoru aparaturu, která se zahřívá, nebo hořící plynový kahan.

Pracujeme vždy podle pokynů v návodu zpracovávané úlohy nebo pokynů vyučujícího. Po sestavení aparatury pro danou úlohu je nezbytné si ji nechat zkontrolovat vyučujícím a až pak je možné provádět vlastní úlohu. Jakékoliv rozbité sklo nebo poškozenou pomůcku nepoužíváme a hlásíme neprodleně vyučujícímu, stejně jakýkoli jiný problém při zpracovávání dané úlohy.

K práci s kyselinami, toxickými, dráždivými, těkavými či dýmavými chemikáliemi využíváme vždy funkční zapnutou **digestoř**. Chemikálie z digestoří nikdy neodnášíme na laboratorní stoly. Při přípravě roztoků kyselin a zásad vždy vléváme kyselinu do vody či sypeme pevný hydroxid do vody, nikdy ne naopak. Zásadně nepipetujeme ústy, ale pomocí balónku či pipetovacího nástavce.

Na rozbité sklo je v laboratoři speciální označený kontejner. **Odpad** chemikálií likvidujeme dle pokynů vyučujícího, připravené produkty do příslušných nádob na produkty, organický nebo

## 2. BEZPEČNOST PRÁCE

nebezpečný odpad vždy do příslušných odpadních nádob v digestoři, roztoky kyselin a hydroxidů lze vylévat do výlevky pouze po dostatečném zředění vodou (min. 1:30).

Po ukončení práce na zadané úloze je student povinen umýt používané laboratorní sklo, uzavřít přívod plynu, vody, vypnout pojistky a předat uklizené pracovní místo vyučujícímu. Opustit laboratoř i během probíhajícího cvičení je možné jen s vědomím vyučujícího.

Jakákoli **poranění**, včetně drobných pořezání, popálenin apod., jakékoli bolesti či příznaky nevolnosti hlásíme neprodleně vyučujícímu. Veškerá poranění, úrazy či otravy vzniklé během laboratorních cvičení je nutné zaevidovat do Knihy úrazů. Každá laboratoř je vybavena lékárníčkou se základními léky a obvazovým materiálem. Závažná onemocnění a zdravotní omezení je nutné nahlásit na začátku semestru vyučujícímu (pro vhodnou první pomoc v případě potřeby). Případné těhotenství je nezbytné co nejdříve nahlásit vyučujícímu, těhotným a kojícím ženám je práce v laboratoři zakázána.

V případě **požáru** hasíme především za použití sněhového hasícího přístroje, který je k dispozici v každé laboratoři. V případě požáru osoby je nutné pokusit se ji/sebe uhasit válením, použitím sprchy, příp. hořící pláště či oblečení sejmout, je-li to možné.

## 3 OBECNÉ LABORATORNÍ POSTUPY

### 3.1 ZAHŘÍVÁNÍ

**Zahřívání** je běžným laboratorním úkonem, který je často nedílnou součástí dalších obecných postupů (např. destilace, krystalizace)

Zdrojem tepla při zahřívání může být plynový nebo lihový kahan, elektrické vařiče, míchačky s ohřevem, topná hnízda a různé typy lázní. Zdroj tepla vždy volíme podle vlastností použitých reaktantů nebo rozpouštědel, ale také vznikajících produktů.

#### 3.1.1 PŘÍMÉ ZAHŘÍVÁNÍ

Přímé zahřívání využívá především plynové kahany. Principem je vytvoření směsi plynu a vzduchu ve směšovací trubici kahanu a spalování na konci hořáku. Existuje více typů plynových kahanů (např. Bunsenův, Tecluho, Mekkerův), které se odlišují svojí konstrukcí, maximální dosažitelnou teplotou nebo možnostmi regulace přívodu vzduchu.

Kahan zapalujeme vždy tak, že:

- uzavřeme přívod vzduchu
- zapálíme sirku či zapalovač
- zapneme přívod plynu
- z boku opatrným přiblížením hořící sirky/zapalovače zapálíme plyn (svítivý plamen)
- otevřeme přívod vzduchu (nesvítivý plamen).

Kahan vypínáme vždy uzavřením přívodu plynu.

Přímo v plameni zahříváme pouze tenkostěnné zkumavky nebo tavící kelímky, uchycené v držáku, k zahřívání ostatního laboratorního skla používáme azbestovou síťku.

**Pozor!** Na plynových kahanech nikdy nezahříváme těkavé a hořlavé látky – hrozí riziko požáru!

#### 3.1.2 NEPŘÍMÉ ZAHŘÍVÁNÍ

K nepřímému zahřívání využíváme různé topné lázně. Vodní lázeň, pokud chceme dosáhnout teploty nižší než 100°C, k zahuštění vodných roztoků v odpařovacích miskách často využíváme tzv. parní lázeň, tedy páry generované vroucí vodou. Při vyšších teplotách lze využít lázní olejových nebo pískových.

## 3.2 FILTRACE A DEKANTACE

### 3.2.1 FILTRACE

**Filtrace** je separační metoda sloužící pro oddělení dvou fází, obvykle pevných látek od kapalných, za použití materiálu propustného pouze pro jednu z fází. Používá se k oddělení pevné látky ze suspenze nebo k oddělení sušidla či pevných nečistot z roztoku. K použitým propustným materiálům patří různé typy filtračních papírů, textilní filtry, vata, skleněná nebo porcelánová fritá.

#### 3.2.1.1 Prostá filtrace

Jedná se o filtraci na základě hydrostatického tlaku (vlastní hmotnosti) filtrované směsi. Základní aparaturou pro prostou filtraci je filtrační nálevka uchycená filtračním kruhem ke stojanu, jejíž stopka je delším koncem opřena o vnitřní stěnu vhodné nádoby na jímání filtrátu. V nálevce je vložen papírový filtr nebo smotek vaty, před vlastní filtrací navlhčený používaným rozpouštědlem. Filtrovanou směs naléváme do nálevky za pomoci skleněné tyčinky, opřené o stěnu nálevky. Filtrace tímto způsobem je méně dokonalá, využíváme ji především, pokud chceme získat filtrát, ne pevnou složku suspenze (nečistoty, sušidlo). Rychlost prosté filtrace lze zvýšit použitím skládaného filtru nebo žebrované nálevky (dojde ke zvětšení účinné filtrační plochy).

Speciálním případem využití prosté filtrace je:

- filtrace roztoků těkavých rozpouštědel – filtrací za sníženého tlaku by docházelo ke zvýšenému odpařování rozpouštědla
- filtrace za horka – rychlá filtrace horkých nasycených nebo velmi koncentrovaných roztoků, u kterých by ochlazením mohlo docházet ke krystalizaci rozpuštěné látky a jejímu nežádoucímu ulpívání na filtru, popř. ve stopce nálevky. Filtrační nálevka se pro tento případ před filtrací nahřívá např. v sušárně a k filtraci používáme skládaný filtr.

#### 3.2.1.2 Filtrace za sníženého tlaku = Odsávání

Jedná se o filtraci urychlenou vytvořením podtlaku.

Základní aparaturou pro filtraci za sníženého tlaku je Büchnerova nálevka s filtračním papírem nebo nuč s fritou vložená do hrdla odsávací baňky přes gumovou zátku či podložku. Kruhový filtrační papír v Büchnerově nálevce musí překrývat všechny otvory, ale jeho okraje nesmí přesahovat okraj dna nálevky. Pokud použijeme nuč s fritou, není potřeba vkládat filtrační papír. Podtlak je vytvořen pomocí vodní či jiné vývěvy připojené hadicí k odsávací baňce, popř. může být mezi odsávací baňku a vývěvu vložena pojistná nádoba. Filtrovanou vrstvu pevné složky je nutno udržovat pod hladinou kapaliny doléváním filtrovaného roztoku a na závěr ji promýt čistým rozpouštědlem, případně nechat prosušit vzduchem. Filtraci tímto způsobem používáme především pro získání pevné složky suspenze (produkt). Při ukončení filtrace nejprve zrušíme podtlak odpojením hadice nebo sejmutím nálevky či nuče z odsávací baňky a pak teprve vypínáme přívod vody, v opačném případě hrozí proniknutí vody do filtrátu.

Speciálním případem využití filtrace za sníženého tlaku je:

- filtrace agresivních látek – pokud jsou v roztoku agresivní chemikálie (silné kyseliny, zásady, oxidační činidla), které by během filtrace poškozovaly filtrační papír, používáme k filtraci nuč s fritou.

#### 3.2.2 DEKANTACE

**Dekantace** (slévání) použijeme na oddělení kapaliny od pevné látky, která v dané směsi dobře sedimentuje. Kapalinu lze oddělit opatrným slitím nebo odsátím. Dekantaci obvykle provádíme v kádince vhodné velikosti. Dekantaci využíváme jako přípravu roztoku k filtraci (snížením celkového objemu lze následnou filtraci urychlit) nebo k promytí pevné složky, kdy oddělenou kapalinu několikrát nahradíme čistým rozpouštědlem, po důkladném promíchání a opětovném usazení opakovaně dekantujeme.



### 3.3 KRYSTALIZACE

**Krystalizace** je děj, při kterém se pevná látka vylučuje z roztoku v podobě krystalů. Krystalizaci používáme k přípravě pevných látek nebo k jejich čištění. Prakticky se jedná o rozpuštění dané látky v rozpouštědle obvykle za varu, přefiltrování roztoku a opětovné vyloučení látky ve formě krystalů obvykle za nižší teploty.

Rozpouštědlo nesmí chemicky reagovat s krystalizovanou látkou. Pro zjištění vhodného rozpouštědla nebo směsi rozpouštědel se dělají orientační zkoušky ve zkumavce. V rozpouštědle se látka rozpouští za konstantních podmínek jen do určité koncentrace za vzniku nasyceného roztoku (pevná fáze je v rovnováze s kapalnou). Složení nasyceného roztoku charakterizuje rozpuštnost, udávaná obvykle v g látky na 100 g rozpouštědla nebo roztoku. Rozpuštnost je veličina závislá na teplotě, použitém rozpouštědle a strukturních vlastnostech látky.

Krystalizace nastává při porušení této rovnováhy následujícími způsoby:

#### 3.3.1 KRYSTALIZACE SRÁŽENÍM

Krystalizaci lze indukovat přidáním dalšího rozpouštědla do soustavy, pokud je v něm rozpouštěná látka méně rozpustná než v původním rozpouštědle. Slabé kyseliny nebo zásady je možné vysrážet změnou pH roztoku. Speciálním případem je pak **vysolování**, kdy se do soustavy přidá jiná pevná látka, která je v použitém rozpouštědle dobře rozpustná a lépe rozpustná než látka, kterou chceme získat.

#### 3.3.2 KRYSTALIZACE ODPAŘENÍM

Pokud dochází k zahuštění roztoku odpařením rozpouštědla ze soustavy za laboratorní teploty, jedná se o **volnou krystalizaci**. Jde o dlouhodobější proces (řádově dny, týdny) a tímto způsobem vznikají obvykle velké pravidelné krystaly látky. Odpaření lze urychlit zahřátím soustavy přímo nebo na vodní lázni, popř. oddestilováním části rozpouštědla. Tyto metody nejsou vhodné pro těkavá rozpouštědla.

#### 3.3.3 KRYSTALIZACE SNÍŽENÍM TEPLoty

Při krystalizaci horkých roztoků dochází k tvorbě krystalů ochlazením horkého roztoku na laboratorní teplotu buď postupně (**krystalizace volným chladnutím**) nebo prudkým ochlazením (**rušená krystalizace**). Druhým jmenovaným způsobem vznikají obvykle velmi malé krystaly vysoké čistoty.

#### \* FRAKČNÍ KRYSTALIZACE

Frakční krystalizace se používá k oddělení roztoku obsahujícího více rozpuštěných látek. Vychází ze znalosti různé rozpustnosti jednotlivých složek za daných podmínek v daném rozpouštědle a kombinuje obvykle zahuštění, ochlazení či srážení.

Krystalizaci lze také indukovat nebo urychlit vložením krystalku dané látky (**naočkování**), třením tyčinky o vnitřní stěnu nádoby, mícháním nebo opakovaným zahříváním a ochlazováním roztoku.

### 3.4 DESTILACE ZA NORMÁLNÍHO TLAKU

**Destilace** je základní dělicí a čistící laboratorní technikou, která slouží k oddělení vzájemně mísitelných kapalin, ať už jednotlivých složek kapalně směsi nebo odstranění rozpouštědla ze soustavy. Principem je dělení látek na základě odlišné teploty varu – kapalina se zahřátím převádí do plynného stavu a následně po ochlazení kondenzuje v odlišné části aparatury. Podle rozdílu teplot varu jednotlivých složek destilované směsi vybíráme konkrétní typ destilace, jednoduchou destilaci lze dobře provést u složek s rozdílem teplot varu alespoň 50 °C. Složky oddělované směsi se nesmí při dané teplotě zahřívání rozkládat. Nikdy nedestilujeme do sucha, necháváme tzv. destilační zbytek.

Destilační aparatura se skládá ze zdroje zahřívání, destilační baňky, nástavce, chladiče, teploměru, alonže a jímací nádoby na destilát. Některé části aparatury mohou být již z výroby spojené v jeden celek.

#### Destilační nádoba

- plní se max. do 2/3 objemu
- pro zabránění skrytému varu vložit varné kamínky nebo magnetické míchadlo

#### Zdroj zahřívání:

- zahřívá kapalinu v celém objemu, ideální je lázeň nebo topné hnízdo

#### Teploměr

- musí detekovat teplotu par pod úrovní/v úrovni odvodu par do chladiče

#### Sestupný chladič

- u jednoduché destilace obvykle chlazení vodou protiproudem
- účinnost chlazení se zvyšuje podle velikosti styčné plochy, proto bývá vnitřní trubice chladiče často spirálovitá

#### Zábrusy

- slouží k těsnému spojení jednotlivých částí aparatury
- při sestavování je nutno je promazat Ramsey tukem nebo vazelínou

Pro látky, které je nutno chránit před tepelným rozkladem, využíváme **destilaci s vodní parou** (látky s vysokou teplotou varu, nemísitelné s vodou) nebo **destilaci za sníženého tlaku** (snížení teploty varu vlivem snížení tlaku v soustavě)

## 4 EXPERIMENTÁLNÍ ČÁST

### 4.1 SEZNAM A VLASTNOSTI POUŽITÝCH CHEMIKÁLIÍ

#### Amoniak $\text{NH}_3$ (čpavek)

Bezbarvý plyn charakteristického dráždivého zápachu, leptá sliznice. Vyrábí se přímou syntézou z vodíku a dusíku. V roztoku vytváří hydráty, v nichž je vázán vodíkovými vazbami, např.  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Vodný roztok reaguje zásaditě a používá se jako báze (nesprávně bývá označován jako hydroxid amonný  $\text{NH}_4\text{OH}$ ). Používá se na výrobu umělých dusíkatých hnojiv nebo jako chladicí činidlo na zimních stadionech. Kapalný 100% amoniak se používá jako bezvodé prostředí pro speciální syntézy.

Používáme jako reaktant v úlohách 14, 26, 27, 32 a k důkazovým reakcím (11), vzniká jako produkt v úloze 5.

#### Dusičnan draselný $\text{KNO}_3$ (draselný ledek)

Bílý krystalický prášek. Je součástí střelného prachu, používá se jako dusíkaté hnojivo v zemědělství a jako konzervant v potravinářství.

Používáme k důkazovým reakcím (25).

#### Dusičnan kobaltnatý hexahydrát $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ , přesněji $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_2$

Červenohnědá krystalická látka, dobře rozpustná ve vodě. Využívá se v analytické chemii jako zkoumadlo a k výrobě barviv a pigmentů.

Používáme jako reaktant v úloze 31.

#### Dusičnan nikelnatý hexahydrát $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$

Tvoří smaragdově zelené krystaly, rozpustné ve vodě a v nižších alkoholech. Má oxidační účinky. Používá se k výrobě výbušniny nikl hydrazin nitrátu.

Používáme jako reaktant v úloze 13 a vzniká jako produkt v úloze 12.

#### Dusičnan olovnatý $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

Bílá, krystalická látka, jedna z mála olovnatých solí rozpustných ve vodě. Přípravuje se rozpouštěním olova v kyselině dusičné. Zahříváním se rozkládá za vzniku oxidů dusíku. Dříve se používal pro přípravu pigmentů a tetraethylolova, kterým se zvyšovalo oktanové číslo olovnatých benzínů. Využívá se jako primární standard pro chelatometrii.

Používáme jako reaktant v úloze 16.

#### Ethanol

Bezbarvá, hořlavá kapalina typické chuti. V potravinářství se využívá k výrobě alkoholických nápojů, ve farmacii jako rozpouštědlo a vehikulum léčivých přípravků. V chemickém průmyslu se používá jako surovina pro přípravu řady dalších sloučenin nebo jako rozpouštědlo, své využití nalézá i jako přísada pohonných hmot nebo biopalivo, v kosmetickém a drogistickém průmyslu. Na lidský organismus má v závislosti na dávce účinek euforizující až tlumivý, vysoké dávky vedou k intoxikaci.

#### Glycerol

Trojsytný alkohol ve formě viskózní sladké kapaliny. Má široké uplatnění v potravinářství, kosmetických výrobcích, je součástí nemrznoucích směsí. Ve farmacii se používá jako rozpouštědlo nebo vehikulum léčivých přípravků, ve formě čípků jako laxativum. Slouží k výrobě nitroglycerinu.

Používáme k důkazovým reakcím (3).

**Hexakyanidoželeznatan draselný  $K_4[Fe(CN)_6]$  (*ferrokyanid draselný, žlutá krevní sůl*)**

Žlutá krystalická sloučenina železa. Používá se v analytické chemii k důkazu železnatých kationtů a k výrobě barviv a jako protispékavá pomocná látka v kuchyňské soli.

Používáme jako reaktant v úloze 30.

**Hexakyanidoželeznatan železitý  $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$  (*berlínská/pruská/Turnbullova modř*)**

Jedná se o komplexní sloučeninu železa, která je používána jako pigment. Je typickým produktem důkazových reakcí železnatých i železitých iontů.

Vzniká při důkazových reakcích (25, 26, 29) a jako produkt v úloze 30.

**Hexakyanidoželezitan draselný  $K_3[Fe(CN)_6]$  (*ferrikyanid draselný, červená krevní sůl*)**

Komplexní sloučenina železa s výrazně červeným zbarvením ve formě krystalů, oranžovočervená ve formě prášku. Používá se v analytické chemii k důkazu železnatých kationtů, jako oxidační činidlo a ve fotografickém průmyslu.

Používáme k důkazovým reakcím 25, 26 a 29.

**Hydroxid draselný KOH**

Bílá, krystalická, silně hygroskopická látka, dobře rozpustná ve vodě, nižších alkoholech a jiných polárních rozpouštědlech. Rozpouštění je exotermická reakce. V minulosti se získával vařením hydroxidu vápenatého s uhličitánem draselným, v současné době se v průmyslovém měřítku získává elektrolýzou roztoku chloridu draselného. Jedná se o silnou zásadu. V průmyslu se používá při výrobě některých potravin nebo jako elektrolyt do galvanických článků či pro výrobu pryže.

Používáme jako reaktant v úlohách 8, 19 a 21.

**Hydroxid měďnatý  $Cu(OH)_2$** 

Jedná se o světle modrou rosolovitou látku, bývá stabilizován uhličitánem měďnatým (tzv. *měděnka*). Připravuje se alkalizací roztoků měďnatých solí, má amfoterní charakter. Používá se jako fungicid.

Vzniká jako meziprodukt v úloze 9.

**Hydroxid nikelnatý  $Ni(OH)_2$** 

Světle zelená krystalická látka, nerozpustná ve vodě, rozpustná v kyselinách a vodném roztoku amoniaku. Žháním se rozkládá na oxid nikelnatý a vodu. Lze jej připravit vysrážením z roztoku nikelnaté soli alkalickým hydroxidem.

Používáme jako reaktant v úloze 12 a 32 a vzniká jako produkt v úloze 11 a 13.

**Hydroxid sodný NaOH (*sodný louh*)**

Pevná bílá látka ve formě granulí, peciček nebo lístků, dobře rozpustná ve vodě a nižších alkoholech. Vzniká exotermní reakcí kovového sodíku s vodou za vývoje plynného vodíku nebo v průmyslovém měřítku elektrolýzou roztoku chloridu sodného. Jedná se o silnou anorganickou zásadu, rozpuštěním ve vodě se uvolňuje teplo. Je hygroskopický, reaguje s oxidy v ovzduší za vzniku příslušných solí, také s oxidem křemičitým ve skle, což vede ke zmatnění skla až zatuhnutí skleněných zátek, zábrusů či kohoutů. Hydroxid sodný má celou řadu využití v průmyslu (výroba mýdel, papíru, hliníku) nebo při úpravě pitné vody a čištění odpadů. Dále se používá v chemické syntéze nebo analytické chemii jako titrační činidlo při stanovení kyselin. Na lidské tkáni má leptající účinky.

Používáme jako reaktant a k důkazovým reakcím v úlohách 5, 7, 9, 11, 13, 28 a 33.

**Hydroxid zinečnatý  $Zn(OH)_2$** 

Bílá krystalická látka, ve vodě velmi málo rozpustná, má amfoterní charakter. V přírodě se nachází vzácně, pro průmyslové využití se vyrábí.

Vzniká jako produkt v úloze 28.

**Hydroxid železitý  $Fe(OH)_3$** 

Jedná se o červenohnědý prášek, nerozpustný ve vodě. Ve formě monohydrátu je žlutý. Přípravuje se srážením roztoků železitých solí roztokem alkalického hydroxidu. Termickým rozkladem vzniká oxid železitý. Používá se k čerění vody, jako pigment a k přípravě dalších sloučenin železa. V medicíně se využívá jako antidotum pro otravu arsenem a proti chudokrevnosti.

Vzniká jako meziproduct v úloze 26.

**Chlorid amonný  $NH_4Cl$  (*salmiak*)**

Bezbarvá krystalická látka, při zahřátí na teplotu 340 °C sublimuje, ve vodě je dobře rozpustný. Při rozpouštění se roztok ochlazuje, používá se proto do chladících směsí. Vodné roztoky chloridu amonného reagují kyselě.

Používáme jako reaktant v úlohách 5, 26 a 32.

**Chlorid barnatý  $BaCl_2$** 

Bílá, krystalická a hygroskopická látka, rozpustná ve vodě. Z vodných roztoků krystalizuje jako dihydrát. Je toxický, barví plamen do žlutozelená. Přípravuje se z hydroxidu nebo uhličitanu barnatého. Používá se jako zkoumadlo pro důkaz síranových iontů, pro výrobu pigmentů a dalších barnatých sloučenin, v zábavní pyrotechnice.

Používáme k důkazovým reakcím v úlohách 9 a 25.

**Chlorid draselný  $KCl$** 

Jedná se o bílou krystalickou látku, dobře rozpustnou ve vodě. V přírodě se vyskytuje jako minerál *sylvín*. Přípravuje se nejčastěji neutralizací z kys. chlorovodíkové a hydroxidu draselného. Používá se k výrobě elementárního draslíku, draselných hnojiv, jako detektor radioaktivity nebo jako smrtící injekce při trestu smrti.

Používáme v úloze G.

**Chlorid kobaltnatý hexahydrát  $CoCl_2 \cdot 6 H_2O$** 

Růžová krystalická látka, bezvodá forma je světle modrá, ale velmi hygroskopická, jednotlivé hydráty jsou různě barevné od modré přes fialovou po růžovou. Používá se k přípravě jiných sloučenin kobaltu, jako inhibitor koroze, k výrobě barviv a pigmentů, přidává se do silikagelu jako indikátor vlhkosti.

Vzniká jako produkt v úloze 31.

**Chlorid měďnatý  $CuCl_2$** 

Pevná, žlutohnědá látka, která vlivem vzdušné vlhkosti přechází na modrozelený dihydrát. Ve vodných roztocích tvoří celou řadu různě barevných komplexů. V průmyslu se využívá v řadě anorganických i organických syntéz, např. jako kokatalyzátor při výrobě acetaldehydu, nebo v pyrotechnice.

Vzniká jako produkt v úloze 10.

**Chlorid nikelnatý  $NiCl_2$** 

Pevná, žlutá krystalická látka, která vlivem vzdušné vlhkosti přechází až na zelený hexahydrát. Používá se jako činidlo nebo katalyzátor v organické syntéze.

Vzniká jako produkt v úloze 32.

**Chlorid sodný NaCl (jedlá sůl)**

Bezbarvá nebo bílá krystalická látka, krystaluje v kubické soustavě. V přírodě se vyskytuje jako nerost *halit* (*sůl kamenná*). Většina soli se v přírodě nachází rozpuštěná v mořské vodě. Sůl má široké průmyslové použití. V potravinářském průmyslu se používá k dochucení a konzervaci potravin, v chemickém průmyslu slouží jako surovina pro výrobu dalších sloučenin sodíku a chloru, dále se využívá ve sklářství, papírenském průmyslu nebo metalurgii. V medicíně má důležité využití jako fyziologický roztok (0,9% roztok NaCl ve vodě), ve farmacii se používá jako pomocná látka. Používá se pro posyp komunikací v zimním období.

Vzniká jako produkt v úlohách 5, 6 a 7.

**Chlorid vápenatý CaCl<sub>2</sub>**

V bezvodé formě je to bílá, krystalická a silně hygroskopická látka, která vlivem vzdušné vlhkosti přechází postupně přes dihydrát až na hexahydrát. Lze jej připravit reakcí uhličitanu vápenatého (*vápence*) a kyseliny chlorovodíkové nebo reakcí oxidu vápenatého s chloridem amonným. Používá se jako sušidlo nebo součást chladících směsí. V potravinářském a farmaceutickém průmyslu se používá jako látka upravující pH, protispékavá látka, dále slouží k výrobě doplňků stravy a dialyzačních a infuzních roztoků nebo k impregnování dřeva.

Používáme v úloze E.

**Chlorid železitý hexahydrát FeCl<sub>3</sub> · 6 H<sub>2</sub>O**

Bezvodý chlorid železitý je hnědá krystalická látka, ve formě hexahydrátu je žlutý. Používá se k výrobě barviv, čiření odpadních vod, dále jako činidlo v analytické chemii, v organické syntéze (Friedel-Craftsova syntéza, halogenace aromatických sloučenin) a v elektrotechnickém a fotografickém průmyslu.

Používáme jako reaktant v úloze 30.

**Jod I<sub>2</sub>**

Tmavě fialové krystalky (z řeckého *iódés* = fialový), které za atmosférického tlaku přímo sublimují. V přírodě se nachází pouze ve sloučeninách (jodidy, jodičnany), nejvyšší procento zastoupení je v mořské vodě. Využití nalézá pro svou schopnost vytvářet modrý komplex se škrobem při důkazových reakcích nebo jako indikátor při jodometrických titracích v analytické chemii. Ve farmacii se využívá jeho dezinfekčních vlastností ať už ve vodných, ethanolických či glycerolových roztocích nebo jako *Lugolův roztok*. V současnosti se také používá jako antiseptikum šetrnější jodovaný povidon. Jod patří k biogenním prvkům, je součástí hormonů štítné žlázy a jeho dostatečný příjem potravou je nezbytný pro správný vývoj organismu.

Vzniká jako produkt v úloze 24.

**Jodičnan draselný KIO<sub>3</sub>**

Bílá krystalická látka, používá se v analytické chemii nebo jako aditivum v potravinách (kypřidlo, antioxidant).

Používáme jako reaktant v úloze 24 a vzniká jako produkt v úloze 23.

**Jodid draselný KI**

Bílá krystalická látka, je rozpustný ve vodě a alkoholech. Ve vodném roztoku jodidu draselného se rozpouští jod za vzniku trijodidu draselného (*Lugolův roztok*) a pro tuto vlastnost je součástí dezinficiencí s obsahem jodu. Vodný isotonický roztok jodidu draselného se používá v oftalmologii v řadě indikací k podpoře metabolických a resorpčních dějů v oku. Je také součástí infuzních roztoků elektrolytů.

Používáme jako reaktant v úlohách 16, 23 a 18.

**Jodid olovnatý  $PbI_2$  (zlatý déšť)**

Žlutá krystalická látka, za studena prakticky nerozpustný ve vodě a v ethanolu, je toxický. V krystalické formě se využívá jako detektor vysokoenergetických záření (RTG a gama záření), dříve se používal jako pigment (*jodová žlut*).

Vzniká jako produkt v úloze 16.

**Křemičitan sodný  $Na_2SiO_3$** 

Bílá krystalická látka, vodný roztok je znám jako *vodní sklo*. Používá se ve stavebnictví, jako ochrana materiálů nebo v čistících prostředcích.

Používáme v úloze D.

**Kyselina dusičná  $HNO_3$  (lučavka)**

Silná anorganická jednosytná kyselina a silné oxidační činidlo. Koncentrovaný roztok obsahuje 68 %  $HNO_3$ . Působením světla a vzduchu se už při pokojové teplotě rozkládá na kyslík, oxid dusičitý a vodu. Vyrábí se oxidací amoniaku za zvýšené teploty a tlaku a katalýzy platinou nebo z oxidu dusičitého s kyslíkem a vodou. V chemii se ve směsi s kys. sírovou (*nitrační směs*) využívá k nitraci organických sloučenin, samotná např. důkazu bílkovin (zežloutnutí – xantoproteinová reakce). Využívá se při výrobě dusíkatých hnojiv, barev, léčiv nebo výbušnin.

Používáme jako reaktant v úloze 12 a 17.

**Kyselina chlorovodíková  $HCl$  (kyselina solná)**

Silná anorganická jednosytná kyselina, roztok chlorovodíku ve vodě. Nasycený vodný roztok obsahuje cca 40 %  $HCl$ , komerční produkty 35-37 %  $HCl$ . Technická kyselina chlorovodíková bývá zabarvena do žluta vlivem obsahu chloridu železitého. Kys. chlorovodíková je jedním ze základních produktů chemického průmyslu, používá se v anorganické i organické syntéze, dále pro úpravu pH, regeneraci ionexů, v potravinářství. V lidském těle je produkována v žaludku a napomáhá trávení potravy. Je dráždivá, leptá pokožku.

Používáme jako reaktant v úlohách H, 1, 6, 7, 10, 17, 27 a 31.

**Kyselina sírová  $H_2SO_4$  (vitriol)**

Silná anorganická dvojsytná kyselina. V koncentrované podobě jde o hustou olejovitou kapalinu, která obsahuje 96–98 % kys. sírové. Má oxidační a dehydratační účinky, je hygroskopická. Zředěná forma oxidační schopnosti nemá. Kys. sírová má velmi široké průmyslové využití v papírenském a textilním průmyslu, při výrobě chemikálií, léčiv, plastů, průmyslových hnojiv, barviv, výbušnin nebo syntetických vláken. Jako elektrolyt je součástí olovených akumulátorů.

Používáme jako reaktant v úloze 4, 8, 14, 17, 18, 19, 24 a 26.

**Kyselina trihydrogenboritá  $H_3BO_3$** 

Tvoří perleťově bílé krystaly, rozpustné ve vodě. Při teplotě nad 175 °C odštěpuje vodu a přechází na kys. monohydrogenboritou  $HBO_2$ . Patří mezi slabé jednosytné kyseliny. Předpokládá se ionizace ve vodě podle rovnice:  $H_3BO_3 + 2 H_2O \rightarrow H_3O^+ + [B(OH)_4]^-$

Ve farmacii se využívá jako antiseptikum a dezinficiens a k magistraliter přípravě mastí.

Používáme jako reaktant v úloze 2, 3 a vzniká jako produkt v úloze 1.

**Mangan draselný  $K_2MnO_4$** 

Tvoří temně zelené až černé krystalky, rozpustné v roztocích alkalických hydroxidů na zelený roztok. Ve vodném či kyselém prostředí okamžitě disproportionuje na oxid manganičitý a manganistan draselný.

Používáme jako reaktant v úloze 22 a vzniká jako produkt v úloze 21.

**Manganistan draselný  $\text{KMnO}_4$  (*hypermangan*)**

Pevná černofialová krystalická látka, tvořící fialový vodný roztok. Jedná se o velmi silné oxidační činidlo, v závislosti na prostředí se redukuje až na manganaté ionty. Používá se v organické syntéze, v analytické chemii, např. v manganometrii a důkazových oxidačně-redukčních reakcích, k dezinfekci pitné vody, jako slabé dezinficiens a antimykotikum ve farmacii.

Používáme jako reaktant v úloze **18, 19, 20, 21, 23** a **A**, vzniká jako produkt v úloze **22**.

**Měď Cu**

Měď je pevný ušlechtilý lesklý červenooranžový kov, který krystalizuje v kubické soustavě. Vlivem vzdušné vlhkosti se pasivuje – pokrývá vrstvou zeleného zásaditého uhličitanu měďnatého. S neoxidujícími kyselinami nereaguje, rozpouští se za horka v koncentrovaných kyselinách sírové a dusičné. Má široké použití v elektrotechnice a hutním průmyslu, tvoří řadu anorganických sloučenin a je součástí některých slitin (mosaz, bronz).

Používáme jako reaktant v úloze **17** a **33** a vzniká jako produkt v úloze **29**.

**Methanol (*dřevný líh*)**

Bezbarvá, hořlavá kapalina typické chuti. V chemickém průmyslu se používá jako surovina pro přípravu dalších sloučenin nebo jako rozpouštědlo. Přidává se do nemrznoucích směsí. Pro lidský organismus je toxický, i díky produktům své metabolisme – formaldehydu a kys. mravenčí. Od ethanolu se rozlišuje pomocí plynové chromatografie.

Používáme k důkazovým reakcím (1).

**Mosaz**

Jedná se o slitinu mědi a zinku zlatavé barvy. Používala se dříve k výrobě šperků, dnes se používá v elektrotechnice, při výrobě řady kovových výrobků a v modelářství.

Vzniká jako produkt v úloze **33**.

**Oxid boritý  $\text{B}_2\text{O}_3$** 

Bílá polymerní krystalická nebo amorfní látka, vzniká nejčastěji žháním kys. borité. Používá se při výrobě skla a glazur, optických vláken, dále jako surovina pro výrobu bóru a jeho dalších sloučenin.

Vzniká jako produkt v úloze **2**.

**Oxid manganičitý  $\text{MnO}_2$** 

Černý prášek, nerozpustný ve vodě, vyskytuje se i v hydratované formě, která je hnědá a často nestechiometrická ( $\text{MnO}_2 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ ). Nehydratovaný se připravuje mírným zahříváním dusičnanu manganatého, naopak srážením z vodných roztoků vzniká hydrát. Má amfoterní charakter a oxidační účinky.

Vzniká jako produkt v úloze **20** a **23**.

**Oxid měďnatý CuO**

Černá krystalická látka, ve vodě téměř nerozpustná, rozpustná v kyselinách. Používá se jako pigment pro barvení skla a keramiky, leštidlo v optice, katalyzátor při výrobě hedvábí nebo jako vodič elektrického proudu.

Používáme jako reaktant v úloze **10** a vzniká jako produkt v úloze **9**.

**Oxid uhličitý  $\text{CO}_2$** 

Bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu. Skleníkový plyn vznikající dokonalým spalováním uhlíku, při dýchání, tlení a je konečným produktem spalování jakékoli organické látky.

Vzniká jako produkt v úloze **H**.



**Oxid železitý  $\text{Fe}_2\text{O}_3$** 

Červenohnědý prášek, nerozpustný ve vodě. V přírodě se vyskytuje jako minerál *hematit*. V přírodní modifikaci  $\alpha$  nemá ferromagnetické vlastnosti, v modifikaci  $\beta$ , která vzniká zahřátím modifikace  $\alpha$  nebo laboratorní syntézou, má ferromagnetické vlastnosti. Má mírně amfoterní charakter. Hydratovaný oxid železitý  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$  vytváří ve vlhkém prostředí vrstvu rzi na železných předmětech (princip koroze). Používá se při výrobě pigmentů, ferritu nebo jako katalyzátor a k výrobě čistého železa.

Vzniká jako produkt v úloze 26.

**Peroxid vodíku  $\text{H}_2\text{O}_2$  (kysličník)**

Čirá bezbarvá kapalina, která se na světle rychle rozkládá. Jedná se o silné oxidační i redukční činidlo. Ve farmacii se používá jeho 3% vodný roztok jako dezinficiens. Roztoky v koncentraci nad 50 % jsou žíravé a páry výbušné. Používá se jako bělicí prostředek v průmyslu nebo v kosmetice, jako pohonné médium torpéd či raketové palivo.

Používáme jako reaktant v úloze 18 a 26.

**Síran amonno-železnatý hexahydrát  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  (Mohrova sůl)**

Jedná se o světle zelenou až zelenomodrou krystalickou látku, krystalizující v monoklinické soustavě. Za normální teploty je stálější vůči oxidaci vzdušným kyslíkem než samotný síran železnatý, zahřátím nad 100 °C ztrácí krystalovou vodu, při 170 °C uvolňuje amoniak. Používá se jako standard v manganometrii nebo jako mořidlo.

Vzniká jako produkt v úloze 15.

**Síran amonný  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$** 

Bílá krystalická látka, krystaluje v kosočtverečné soustavě. Používá se jako hnojivo, pro snížení pH půdy, přísada insekticidů a herbicidů.

Používáme jako reaktant v úloze 15 a vzniká jako produkt v úloze 14.

**Síran barnatý  $\text{BaSO}_4$** 

Bílá krystalická látka, ve vodě nerozpustná. V přírodě se vyskytuje jako nerost *baryt*. Používá se jako kontrastní látka při lékařských vyšetřeních díky schopnosti pohlcovat rentgenové záření. Dále jako nosič katalyzátorů a jako pigment (permanentní běloba).

Používáme v úloze G a vzniká v důkazových reakcích (25, 26).

**Síran draselný  $\text{K}_2\text{SO}_4$** 

Bílá krystalická látka hořkoslané chuti, rozpustná ve vodě. V přírodě se vyskytuje jako součást některých hornin. Využívá se především jako umělé hnojivo nebo při výrobě skla.

Vzniká jako produkt v úloze 8.

**Síran měďnatý pentahydrát  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  (modrá skalice)**

Sv. modrá krystalická látka, krystalizuje v triklinické soustavě. Jedná se o nejběžnější a technicky nejdůležitější měďnatou sůl. V přírodě se vyskytuje jako minerál *chalkantit*. V bezvodém stavu tvoří bílý prášek, který přijímáním vody modrá, proto se využívá k důkazu vody v organických kapalinách nebo jako sušidlo. Používá se pro výrobu barev, impregnaci dřeva nebo konzervování, je součástí elektrochemických článků. Je toxický pro vodní organismy.

Používáme jako reaktant v úlohách C, F, 4, 9, 25 a 27.

**Síran nikelnatý hexahydrát  $\text{NiSO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$** 

Podle teploty existuje ve dvou modifikacích – modrozelené čtverečné krystaly nebo zelené jednoklonné krystaly, rozpustné ve vodě či ethanolu. Bezvodý síran nikelnatý je silně

hygroskopický. Používá se ke galvanickému pokovování, jako mořidlo při barvení a pro přípravu dalších nikelnatých sloučenin.

Používáme jako reaktant v úloze 11.

#### **Síran tetraamminměďnatý $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$**

Tmavě modrofialová krystalická komplexní sloučenina, vlivem vzdušné vlhkosti hydrolyzuje a uvolňuje amoniak. Je rozpustný ve vodě, nerozpustný v ethanolu. Používá se k důkazovým reakcím měďnatých kationtů v roztoku, jako barvivo textilu a pesticid.

Vzniká jako produkt v úloze 27.

#### **Síran zinečnatý $\text{ZnSO}_4$**

Z vodných roztoků krystaluje většinou jako heptahydrát (*bílá skalice*). Jedná se o technicky nejdůležitější zinečnatou sůl, používá se k výrobě pigmentů, impregnaci dřeva nebo jako adstringentní a dezinfekční prostředek v oftalmologii.

Používáme jako reaktant v úloze 28.

#### **Síran železnatý heptahydrát $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ (*zelená skalice*), přesněji $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ .**

Světlezelená, na vzduchu nestabilní krystalická látka, krystalizuje v monoklinické soustavě. Ve vodě je dobře rozpustný, jeho vodné roztoky jsou kyselé. Připravuje se rozpuštěním železa ve zředěné kys. sírové. Používá se v barvířství, jako herbicid, k dezinfekci pitné vody a čištění odpadních vod.

Používáme jako reaktant v úloze 15 a 26, k důkazovým reakcím (29) a vzniká jako produkt v úloze 25.

#### **Sířičitan sodný heptahydrát $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$**

Pevná bílá krystalická látka, ve formě heptahydrátu krystaluje z vodného roztoku už při pokojové teplotě. Má široké průmyslové využití. V potravinářství se používá jako konzervant (sušené ovoce, víno, maso), při výrobě papíru a buničiny, v analogové fotografii, dále v textilním a kožedělném průmyslu. V chemii se uplatňuje při výrobě thiosíranu sodného nebo v organické syntéze jako sulfonační a sulfomethylační činidlo.

Používáme jako reaktant v úloze 20 a 24.

#### **Škrob**

Bílý prášek, ve vodě rozpustný pouze za horka. Jedná se o polysacharid, složený z  $\alpha$ -amylosy a amylopektinu. Důkaz škrobu se provádí pomocí jodu, jehož molekula se inkorporuje do dutiny  $\alpha$ -amylosy, což se projeví modrým zbarvením. Škrob je zásobní látkou řady rostlin, další využití nalézá v potravinářství, ve farmacii, ve výrobě lepidel a nátěrů.

Používáme jako reaktant v úloze 24.

#### **Tetrahydroxido-pentaoxidotetraboritan disodný oktahydrát $\text{Na}_2[\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4] \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$**

(*borax*), někdy nesprávně označovaný jako dekahydrát tetraboritanu sodného (obchodní název). Tvoří bezbarvé krystaly v monoklinické soustavě, které na vzduchu zvětrávají. V přírodě se nachází jako minerál *borax*. Dříve se používal jako důkazové činidlo kovů v analytické chemii (tvorba boraxových perliček – charakteristicky zbarvené boritany kovů) Má rozsáhlé použití v průmyslu. Ve farmacii se často používá jako antimykotikum a lokální antiseptikum (vaginální globule). V analýze léčiv se využívá jeho reakce s vicinálními dioly za tvorby silné jednosytné komplexní kyseliny.

Používáme jako reaktant v úloze 1 a vzniká jako produkt v úloze 3.

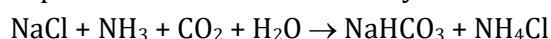
**Thiosíran sodný Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.**

Jedná se o bílou krystalickou látku, nejběžnější sůl kyseliny thiosírové. Vzniká reakcí siřičitanu sodného s elementární sírou. Jeho redukčních vlastností se využívá v analytických titracích, např. jodometrie. V medicíně se využívá jako antidotum při otravě kyanidy (dochází k převodu na thiokyanáty) a k diagnostice. Další využití nachází v analogové fotografii, bělidlech, ke snížení obsahu chloru ve vodě nebo vydělávání kůží.

Používáme jako reaktant v úloze 19.

**Uhličitan sodný Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (soda)**

V závislosti na teplotě tvoří několik krystalohydrátů, nejběžněji monoklinický dekahydrát, který na vzduchu rychle zvětrává – ztrácí krystalovou vodu. Bezvodá forma se nazývá kalcinovaná soda. Uhličitan sodný je velmi dobře rozpustný ve vodě, jeho vodné roztoky reagují silně zásaditě v důsledku hydrolyzy uhličitanového aniontu za uvolnění plynného CO<sub>2</sub>. V průmyslu se uhličitan sodný vyrábí Solvayovým způsobem z NaCl a následným termickým rozkladem hydrogenuhličitanu sodného:



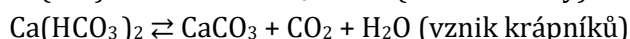
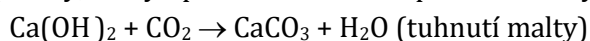
Soda se používá především v chemickém průmyslu, při výrobě pracích a čisticích prostředků a jako mírnější zásada místo NaOH. Ve farmaceutické technologii se využívá jako pomocná látka.

Používáme jako reaktant v úlohách 3, 6 a 31.

**Uhličitan vápenatý CaCO<sub>3</sub>**

Je to bílá krystalická látka, ve vodě téměř nerozpustná, krystaluje v různých modifikacích jako *kalcit* (klencová soustava), *aragonit* (kosočtverečná) nebo *vaterit* (šesterečná).

Termickým rozkladem vzniká oxid vápenatý a oxid uhličitý, tento proces se nazývá pálení vápna. Vzniká při procesu tuhnutí malty z hydroxidu vápenatého (*hašené vápno*) a způsobuje vznik krápníků (ve vodě obsahující CO<sub>2</sub> vzniká průtokem přes vápencové skály rozpustný hydrogenuhličitan vápenatý, který opětovně vlivem odpařování vody a CO<sub>2</sub> vytváří nerozpustný uhličitan):



V přírodě se nachází ve schránkách některých živočichů a řadě nerostů či hornin (*vápenec*, *mramor*, *křída*, *vodní kámen*). Ve farmacii se používá jako antacidum nebo jako pomocná látka.

Používáme v úloze G.

**Zinek Zn**

Měkký lehce tavitelný neušlechtilý kov, který je součástí některých slitin s ostatními kovy (např. mosaz – zinek + měď). Na vzduchu se pasivuje – pokrývá vrstvou oxidu zinečnatého. Rozpouští se v kyselinách za vzniku vodíku a v kyselinách bez vzniku vodíku. Používá se jako redukční činidlo v organické syntéze nebo k pokovování železných součástek.

Používáme jako reaktant v úloze 33.

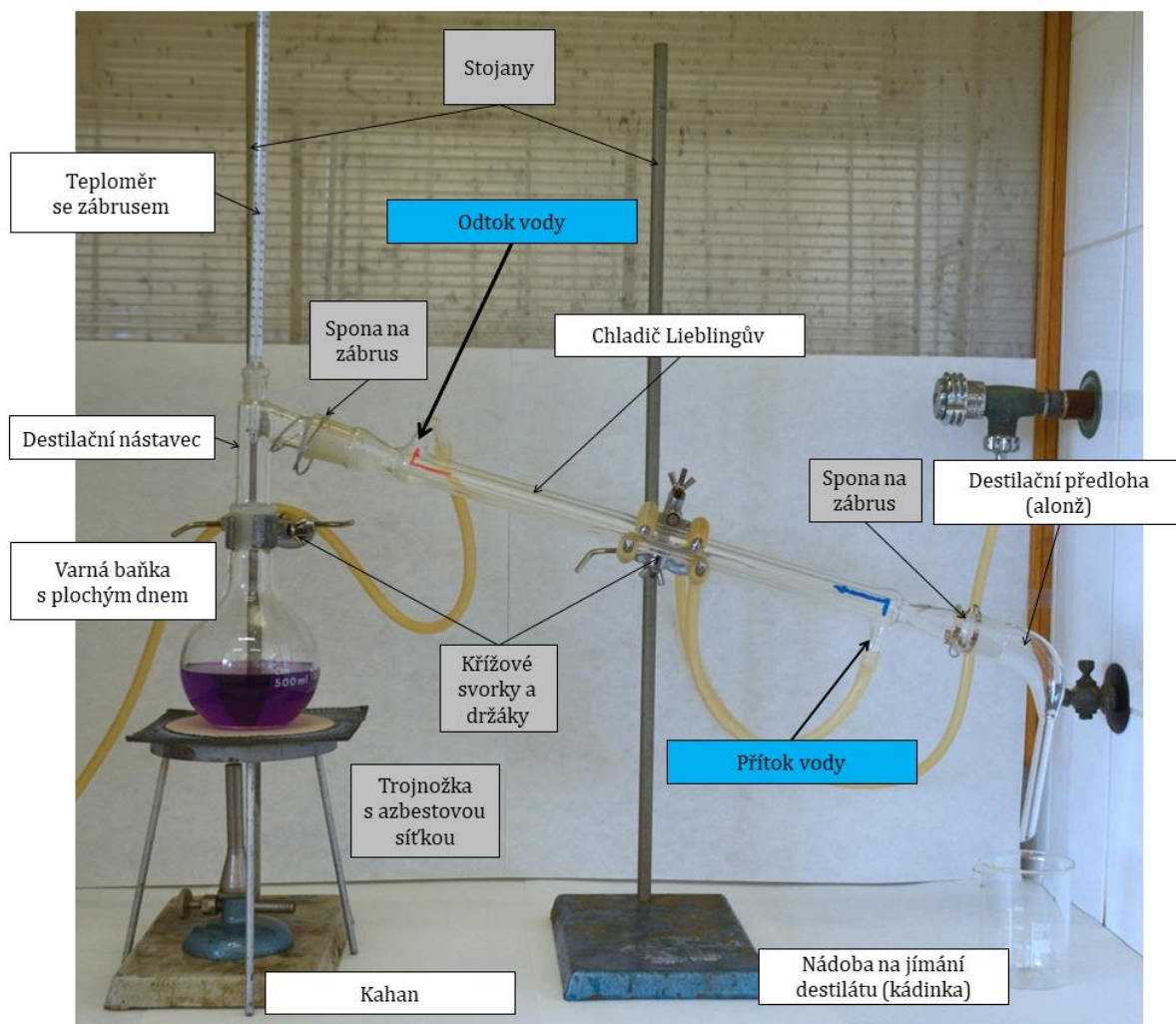
**Železo Fe**

Neušlechtilý, světle šedý lesklý měkký kov, při různých teplotách existuje v různých strukturách (alotropické modifikace železa), při laboratorní teplotě má kubickou strukturu. Železo se rozpouští ve zředěných kyselinách za vzniku vodíku, s hydroxidy nereaguje. Na vzduchu rezaví – pokrývá se vrstvou hydratovaného oxidu železitého. V přírodě je železo součástí řady rud a hornin (*magnetit*, *siderit*, *hematit*), mořské a termálních vod. Železo je průmyslově široce využívaným materiálem a tvoří celou řadu významných anorganických solí, slitin, organických sloučenin a komplexů. Řadí se k biogenním prvkům, je součástí hemoglobinu.

Používáme jako reaktant v úloze 25.



# DESTILACE ZA NORMÁLNÍHO TLAKU



### 4.3 SEZNAM NÁVODŮ K LABORATORNÍM ÚLOHÁM

#### 4.3.1 OBECNÉ ÚLOHY

- A) Destilace  $\text{KMnO}_4$
- B) Destilace směsi vody a ethanolu
- C) Čištění modré skalice krystalizací
- D) Chemikova zahrádka
- E) Odstranění krystalové vody z hexahydrátu chloridu vápenatého
- F) Stanovení krystalové vody v modré skalici
- G) Dělení směsi solí
- H) Experimentální stanovení molekulové hmotnosti oxidu uhličitého

#### 4.3.2 SPECIÁLNÍ ÚLOHY

1. Příprava kyseliny trihydrogenborité
2. Příprava oxidu boritého
3. Příprava oktahydrátu tetrahydroxo-pentaoxoboritanu disodného (*boraxu*)
4. Vlastnosti kyseliny sírové
5. Příprava chloridu sodného I.
6. Příprava chloridu sodného II.
7. Příprava chloridu sodného III.
8. Příprava síranu draselného
9. Příprava oxidu měďnatého
10. Příprava chloridu měďnatého
11. Příprava hydroxidu nikelnatého I.
12. Příprava hexahydrátu dusičnanu nikelnatého
13. Příprava hydroxidu nikelnatého II.
14. Příprava síranu amonného
15. Příprava hexahydrátu síranu amonno-železnatého (*Mohrovy soli*)
16. Příprava jodidu olovnatého (*zlatý déšť*)
17. Reakce mědi s kyselinami
18. Oxidační a redukční vlastnosti peroxidu vodíku
19. Různé zbarvení sloučenin manganu
20. Příprava oxidu manganičitého
21. Příprava mangananu draselného
22. Příprava manganistanu draselného (*hypermanganu*)
23. Příprava jodičnanu draselného

24. Jodové hodiny
25. Příprava mědi a heptahydrátu síranu železnatého (*zelené skalice*)
26. Příprava oxidu železitého
27. Příprava síranu tetraamminměďnatého
28. Příprava hydroxidu zinečnatého
29. Důkazové reakce železa
30. Příprava hexakyanidoželeznatanu železitého (*berlínské modři*)
31. Příprava hexahydrátu chloridu kobaltnatého
32. Příprava chloridu nikelnatého
33. Výroba zlata a stříbra z mědi

## 4.3.1 OBECNÉ ÚLOHY

- ÚLOHA A -

Název úlohy: ČIŠTĚNÍ MANGANISTANU DRASELNÉHO DESTILACÍ

Princip:

Cílem úlohy je seznámení se základní aparaturou na destilaci za atmosférického tlaku a destilace kontaminované vody na této aparatuře.

Pracovní postup:

- 1) Do 500 ml kulaté banky s rovným dnem odměříme 250 ml vody kontaminované  $\text{KMnO}_4$  a přidáme 3 až 5 varných kamínku.
- 2) Sestavíme destilační aparaturu za normálního tlaku a zahříváme směs v baňce k varu.
- 3) Vydestilujeme 50 – 100 ml vody.



- ÚLOHA B -

Název úlohy: **DESTILACE SMĚSI ETHANOLU A VODY**

Princip:

Cílem úlohy je seznámení se základní aparaturou na destilaci za atmosférického tlaku. Zajímavostí je, že danou směs – ethanol a vodu – nelze pomocí prosté destilace nikdy zcela rozdělit. Jedná se o tzv. azeotropní směs.

Pracovní postup:

- 1) Do kulaté banky s rovným dnem odměříme 100 ml směsi ethanolu a vody v poměru 1:1 a několik varných kamínků.
- 2) Sestavíme destilační aparaturu podle schématu. Necháme si zkontrolovat vyučujícím správné zapojení hadic přítoku a odtoku vody.
- 3) Zahříváme směs v bance k varu níževroucí složky (ethanol) a poznamenejme si dosaženou teplotu. Porovnáme s tabulkovou teplotou varu ethanolu.
- 4) Oddestilujeme přibližně 50 ml kapaliny.

- ÚLOHA C -Název úlohy: ČIŠTĚNÍ MODRÉ SKALICE KRYSTALIZACÍPrincip:

Cílem úlohy je praktické provedení různých typů krystalizace.

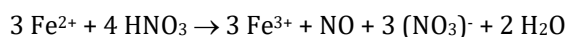
Výpočty:

Vypočítáme **množství vody**, potřebné pro přípravu nasyceného roztoku modré skalice při 20 °C. **Rozpustnost** modré skalice při 20 °C je **36,6 g/100 g vody**.

Pracovní postup:

- 1) 20 g modré skalice rozetřeme v třecí misce a rozpustíme ve vypočítaném množství destilované vody tak, aby vznikl nasycený roztok. Rozpouštění lze urychlit mírným zahřátím.
- 2) 10 ml roztoku nalijeme do předem zvážené a podepsané Petriho misky a odložíme na okno (*volná krystalizace*).
- 3) Zbytek roztoku zahřejeme, přidáme přibližně 0,5 ml koncentrované kys. dusičné a krátce povaříme.

*Tímto se zbavíme síranu železnatého, který bývá často přítomen jako nečistota v technické modré skalici a krystalizuje spolu s ní. Kyselina dusičná ho zoxiduje na železitou sůl, která zůstává rozpuštěná v roztoku.*



- 4) Roztok zfiltrujeme přes skládaný filtr a v kádince následně za horka zahustíme ke krystalizaci. Kádinku poté ochladíme proudem studené vody z kohoutku.
- 5) Vyloučené krystaly odsajeme na Büchnerově nálevce, znovu rozpustíme v minimálním množství horké destilované vody a znovu ochladíme proudem studené vody z kohoutku. Vyloučené krystaly přeneseme na Petriho misku (*krystalizace ochlazením*).
- 6) Matečné louhy z obou filtrací spojíme, změříme jejich objem a za stálého míchání přidáme přibližně poloviční objem acetonu. Vyloučené krystaly znovu odsajeme na Büchnerově nálevce (*krystalizace srážením*).
- 7) Do protokolu porovnáme vzhled krystalů získaných různými typy krystalizace a porovnáme celkovou hmotnost krystalů s výchozí použitou hmotností modré skalice.

- ÚLOHA D -

Název úlohy: **CHEMIKOVA ZAHRÁDKA**

Princip:

Cílem úlohy je ukázka krystalizace – reakcí kationtů různých kovů s vodním sklem vznikají příslušné křemičitanů s rozdílným zbarvením a rozdílnou dobou krystalizace.

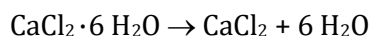
Zbarvení křemičitanů ve vodním skle: **nikelnatý** (zelená), **železnatý** (tyrkysová), **železitý** (oranžová), **měďnatý** (modrá), **manganatý** (růžová), **zinečnatý** (bílá).

Pracovní postup:

- 1) Roztok vodního skla nalijeme do kádinky a zředíme destilovanou vodou v poměru 1:1.
- 2) Na dno kádinky s roztokem pomocí kopistky nasypeme jednotlivé soli tak, aby se vzájemně co nejméně dotýkaly.
- 3) Kádinku zakryjeme hodinovým sklem a necháme krystaly růst.

- ÚLOHA E -**Název úlohy: ODSTRANĚNÍ KRYSTALOVÉ VODY Z HEXAHYDRÁTU CHLORIDU VÁPENATÉHO**Princip:

Cílem úlohy je odstranit krystalicky vázanou vodu v hexahydrátu chloridu vápenatého. Při odpařování dochází k rozpuštění hexahydrátu a přechodu na bezvodý chlorid vápenatý. Nepozorujeme žádnou změnu zbarvení, protože obě látky jsou bílé. Při delším stání na vzduchu dochází k opačnému jevu, hygroskopický chlorid vápenatý absorbuje vzdušnou vlhkost a přechází přes dihydrát opět na hexahydrát.

Pracovní postup:

- 1) V třecí misce rozetřeme 5 g hexahydrátu chloridu vápenatého a přeneseme do předem zvážené porcelánové odpařovací misky.
- 2) Misku zahříváme nad kahanem. Prášek postupně roztaje a uvolněná voda se bude odpařovat.
- 3) Po odpaření necháme vychladnout a misku s odparkem zvážíme. Z rozdílu hmotnosti misky s odparkem a prázdné misky určíme hmotnost odparku.
- 4) Na základě rozdílu hmotností hydrátu a bezvodého chloridu určíme počet molekul vody odstraněných pomocí odpařování a určíme procentuální úspěšnost odpařování.

- ÚLOHA F -Název úlohy: **STANOVENÍ OBSAHU KRYSTALOVÉ VODY V MODRÉ SKALICI**Princip:

Cílem úlohy je odstranit krystalicky vázanou vodu v pentahydrátu síranu měďnatého (modrá skalice). Jeho modré zbarvení ve skutečnosti způsobuje komplexní kationt  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ . Při odpařování přechází pentahydrát na bezvodý síran měďnatý, který je bílý. Při delším stání na vzduchu dochází k opačnému jevu, hygroskopický síran měďnatý absorbuje vzdušnou vlhkost a přechází opět na modrý pentahydrát.

Pracovní postup:

- 1) V třecí misce rozetřeme přibližně 3 g pentahydrátu síranu měďnatého a 1,5 g přesně přeneseme do předem zvážené porcelánové odpařovací misky.
- 2) Misku zahříváme nad kahanem. Sledujeme postupné odbarvování odparku z původní modré barvy na bílou.
- 3) Po odpaření necháme vychladnout a misku s odparkem zvážíme. Z rozdílu hmotnosti misky s odparkem a prázdné misky určíme hmotnost odparku.
- 4) Na základě rozdílu hmotností hydrátu a bezvodého síranu určíme počet molekul vody odstraněných pomocí odpařování a procentuální úspěšnost odpařování.

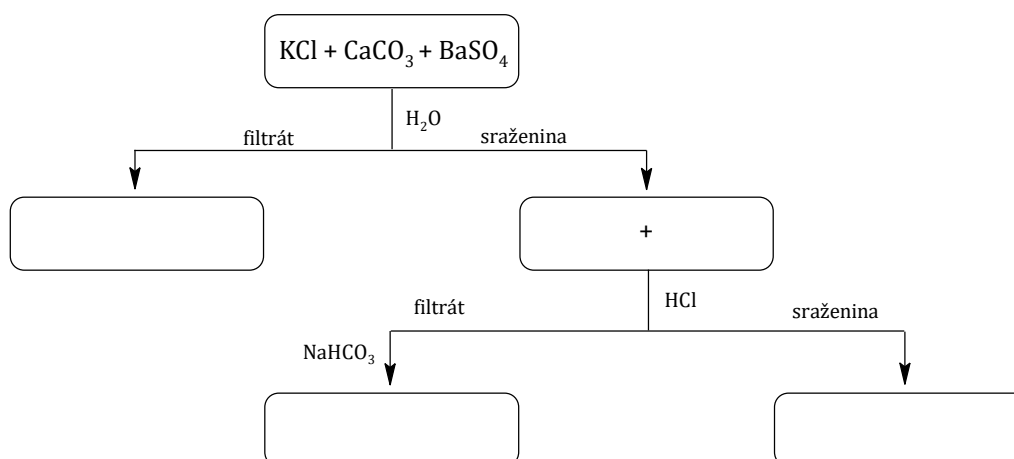
- ÚLOHA G -Název úlohy: **DĚLENÍ SMĚSI SOLÍ**Princip:

Cílem úlohy je rozdělit směs síranu barnatého, uhličitanu vápenatého a chloridu draselného na základě rozdílné rozpustnosti daných solí ve vodě a rozdílného chování v prostředí silné kyseliny a slabé zásady.

Pracovní postup:

- 1) 15 g směsi solí nasypeme do kádinky a přidáme 100 ml destilované vody.
- 2) Směs zahříváme za stálého míchání při teplotě přibližně 50 °C po dobu 5 minut.
- 3) Nerozpuštěný podíl směsi odsajeme na Büchnerově nálevce a přeneseme do kádinky (200 ml). Vzniklý filtrát přelijeme do porcelánové odpařovací misky a zahříváme do odpaření veškeré vody. Odparek chloridu draselného zvážíme.
- 4) Do kádinky ke směsi z bodu 3 přidáme 100 ml 10% kyseliny chlorovodíkové a zahříváme, dokud se z roztoku uvolňuje oxid uhličitý. Vzniklé krystaly síranu barnatého odsajeme na Büchnerově nálevce, vysušíme a zvážíme.
- 5) K filtrátu z bodu 3 přidáme nadbytek 15% uhličitanu sodného. Vzniklé krystaly uhličitanu vápenatého odsajeme na Büchnerově nálevce, promyjeme destilovanou vodou, vysušíme a zvážíme.
- 6) Podle zjištěných hmotností určíme procentuální složení směsi solí a uvedeme do protokolu. K protokolu přiložíme schéma dělení solí, doplněné podle pracovního postupu a doplněné a vyčíslené rovnice.

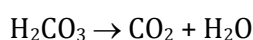
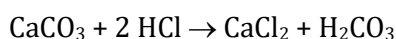
Schéma úlohy (do protokolu k dispozici v laboratoři nebo lze stáhnout jako samostatný soubor [zde](#)):



- \_\_\_\_\_ + HCl → \_\_\_\_\_ + CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O (rovnice z bodu 4)
- \_\_\_\_\_ + Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> → \_\_\_\_\_ + NaCl (rovnice z bodu 5)

- ÚLOHA H -Název úlohy: **EXPERIMENTÁLNÍ STANOVENÍ MOLÁRNÍ HMOTNOSTI CO<sub>2</sub>**Princip:

Reakcí kyseliny chlorovodíkové (silná kyselina) s uhličitanem vápenatým (sůl slabé kyseliny) vzniká kyselina uhličitá, která se rozkládá na oxid uhličitý a vodu. Jedná se o vytěšňovací reakci, kdy silná kyselina vytěsňuje slabší kyselinu z její soli. Reakcí vznikne sůl silné kyseliny a slabá kyselina. Unikající oxid uhličitý ve formě plynu lze pozorovat jako šumění roztoku, uvolňování bublin a je možné ho pod vodní hladinou jímát do vhodné nádoby.

Pracovní postup:

- 1) Sestavíme si aparaturu pro jímání plynu pod vodní hladinou.
- 2) Odměrný válec naplníme vodou tak, aby v něm nebyly vzduchové bubliny a připevníme ho do aparatury
- 3) Do frakční baňky vložíme 0,3 g uhličitanu vápenatého.
- 4) Z dělicí nálevky pomalu přikapáváme do frakční baňky 8 ml koncentrované kyseliny chlorovodíkové.
- 5) Po ukončení reakce odečteme objem uvolněného oxidu uhličitého, najímaného do odměrného válce a výpočtem stanovíme jeho molární hmotnost. Srovnáme s tabulkovou hodnotou.

Výpočty:

Za použití **experimentálně získaného objemu oxidu uhličitého (V)** stanovíme jeho **molární hmotnost (M<sub>r</sub>)**. K výpočtu využijte následující vzorce:

$$\frac{p \cdot V}{T} = \frac{p^0 \cdot V^0}{T^0}$$

$$m_{\text{CO}_2} = \rho_{\text{CO}_2} \cdot V_{\text{CO}_2}^0$$

$$M_{r \text{ CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{n_{\text{CO}_2}}$$

p<sup>0</sup>= 101,325 kPa

p = aktuální tlak v laboratoři

T<sup>0</sup>= 273,15 K

T= aktuální teplota v laboratoři

V = experimentálně zjištěná hodnota objemu

ρ (CO<sub>2</sub>) = 0,0019 g · cm<sup>-3</sup>M<sub>r</sub> (CaCO<sub>3</sub>) = 100,09

## 4.3.2 SPECIÁLNÍ ÚLOHY

- ÚLOHA Č. 1 -Název úlohy: PŘÍPRAVA KYSELINY TRIHYDROGENBORITÉPrincip:

Reakcí roztoku tetrahydroxido-pentaoxidotetraboritanu disodného (*boraxu*) s roztokem kyseliny chlorovodíkové za zvýšené teploty vzniká kyselina trihydrogenboritá a chlorid sodný. Jedná se o vytěšňovací reakci, kdy silná kyselina vytěsňuje slabší kyselinu z její soli. Kyselinu trihydrogenboritou pak získáme z roztoku krystalizací ochlazením.

Výpočty:

Z uvedených rovnic vypočítáme navážku boraxu ve formě oktahydrátu a objem 35% HCl, potřebné na přípravu 5 g  $\text{H}_3\text{BO}_3$  (teoretický výtěžek).

$$M_r(\text{H}_3\text{BO}_3) = 61,83$$

$$M_r(\text{HCl}) = 36,46$$

$$M_r(\text{Na}_2[\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4] \cdot 8 \text{H}_2\text{O}) = 381,37$$

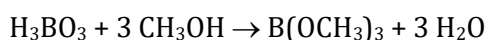
$$\rho(35\% \text{HCl}) = 1,18 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

Pracovní postup:

- 1) K vypočítanému množství boraxu přidáme takové množství vody, aby vznikl 20% roztok, který zahřejeme k varu.
- 2) Do horkého roztoku za stálého míchání přidáme po částech vypočítané množství 35% kys. chlorovodíkové. Zkontrolujeme pH roztoku následujícím způsobem: tyčinkou nabereme kapku roztoku a přeneseme ji na kousek indikátorového papírku. Pokud roztok není dostatečně kyselý (pH = 1-2), přidáme po kapkách další kyselinu a znovu zkontrolujeme kyselost roztoku.
- 3) Roztok přelijeme do porcelánové odpařovací misky a za horka zahustíme jej přibližně na polovinu původního objemu. Misku nejprve ochladíme stáním na vzduchu a potom v ledové lázni. Po ochlazení se vyloučí krystalky produktu.
- 4) Krystalky odsajeme na Büchnerově nálevce, promyjeme malým množstvím studené vody a vysušíme. Produkt zvážíme a určíme procentuální výtěžek.

Důkazové reakce:

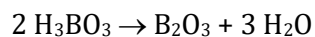
• **Plamenová zkouška: !!! Provádíme v digestoři.** Do porcelánové odpařovací misky se zbytky  $\text{H}_3\text{BO}_3$  nalijeme 10 ml methanolu a po kapkách přidáme 1 ml 96%  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Misku položíme na síťku, obsah promícháme a opatrně zapálíme. Pozorujeme zelený plamen trimethylesteru kyseliny trihydrogenborité.





- ÚLOHA Č. 2 -Název úlohy: **PŘÍPRAVA OXIDU BORITÉHO**Princip:

Kyselina boritá se vlivem zvýšené teploty rozkládá na oxid boritý a vodu (termická dehydratace).

Výpočty:

Vypočítejte, jaké množství oxidu boritého (teoretický výtěžek) získáme z 2 g  $\text{H}_3\text{BO}_3$ .

$$M_r(\text{H}_3\text{BO}_3) = 61,83$$

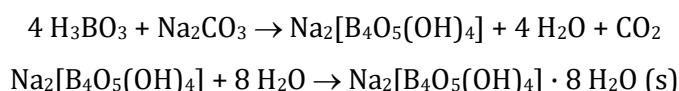
$$M_r(\text{B}_2\text{O}_3) = 69,62$$

Pracovní postup:

- 1) 2 g kys. borité zahříváme v žíhacím kelímku do rozžhavení.
- 2) Zahříváme, dokud tavenina pění a uvolňují se vodní páry.
- 3) Odstavíme plamen a kelímek ihned ponoříme do misky se studenou vodou tak, aby tavenina uvnitř popraskala. Voda se nesmí dostat dovnitř kelímku!
- 4) Vzniklý produkt rozmělníme v třecí misce, zvážíme a určíme procentuální výtěžek.

- ÚLOHA Č. 3 -Název úlohy: PŘÍPRAVA OKTAHYDRÁTU TETRAHYDROXIDOPENTAOXIDOTETRABORITANU DISODNÉHO (borax)Princip:

Oktahydrát tetrahydroxido-pentaoxidotetraboritanu disodného připravíme reakcí vodného roztoku kyseliny trihydrogenborité s roztokem uhličitanu sodného (nebo hydroxidu sodného). Jedná se o vytěšňovací reakci, kdy silnější kyselina vytěšní slabší kyselinu z její soli v prvním případě, nebo o neutralizaci, tzn. reakci kyseliny a zásady za vzniku příslušné soli v druhém případě.

Výpočty:

Z uvedených rovnic vypočítáme navážky  $\text{H}_3\text{BO}_3$  a  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ , nezbytných pro přípravu 10 g boraxu ve formě oktahydrátu (teoretický výtěžek).

$$M_r(\text{H}_3\text{BO}_3) = 61,83$$

$$M_r(\text{Na}_2[\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4] \cdot 8 \text{H}_2\text{O}) = 381,37$$

$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}) = 105,99$$

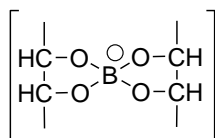
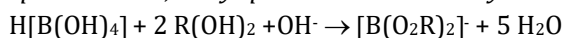
Pracovní postup

- 1) Vypočítané množství dekahydrátu uhličitanu sodného rozpustíme za horka v 15 ml vody. Vypočítané množství kys. borité rozpustíme za horka ve 20 ml vody. Pokud nejsou roztoky čiré, tak je přefiltrujeme přes obyčejný filtr.
- 2) K roztoku kyseliny přidáváme po částech roztok uhličitanu.
- 3) Vzniklý roztok boraxu přelijeme do porcelánové odpařovací misky a za horka zahustíme jej přibližně na polovinu původního objemu. Misku nejprve ochladíme stáním na vzduchu a potom v ledové lázni. Krystalizaci lze urychlit třením tyčinky o dno misky.
- 4) Krystaly odsajeme na Büchnerově nálevce a necháme vysušit. Produkt zvážíme a určíme procentuální výtěžek.

Důkazové reakce:

- Plamenová zkouška - rozdíl mezi kys. boritou a boraxem: po ovlhčení koncentrovanou kys. chlorovodíkovou hoří krystalek kys. borité na platinovém drátku zeleným plamenem (bor), zatímco krystalek boraxu spíše žlutě (sodík).
- Acidobazické vlastnosti: Asi 0,2 g produktu rozpustíme v 5 ml vody a přidáme dvě kapky fenolftaleinu; roztok se zbarví červeně. Přidáním 5 ml 85% glycerolu se roztok odbarví.

*Princip: Vodné roztoky alkalických boritanů jsou silně zásadité. Látky, které obsahují dvě a více sousedících OH skupin vytváří s boritanem komplexní aniont, který spotřebává OH- ionty z roztoku a tím se snižuje jeho zásaditost:*



- ÚLOHA Č. 4 -Název úlohy: VLASTNOSTI KYSELINY SÍROVÉPrincip:

Cílem úlohy je demonstrovat dehydratační vlastnosti kyseliny sírové, to znamená schopnost různě rychle odnímat vodu látkám, v kterých je obsažena.

Konkrétní příklady:

- modrá skalice (pentahydrát síranu měďnatého) se odejmutím vody změní na bílou (bezvodý síran měďnatý)
- cukr (glukóza) odejmutím vody zčerná (uhlík)
- filtrační papír (celulóza) odejmutím vody zčerná (uhlík)

Pracovní postup:**!!! Pracujeme v digestoři.**

- 1) Lžící modré skalice rozetřeme v porcelánové misce a přikápneme několik kapek koncentrované kys. sírové.
- 2) Lžící cukru rozetřeme v porcelánové misce a přikápneme několik kapek koncentrované kys. sírové.
- 3) Na arch filtračního papíru napíšeme tyčinkou, namočenou v koncentrované kys. sírové velkými písmeny  $H_2SO_4$ . Přibližně 30 cm nad plamenem kahanu nápis „vyvoláme“.
- 4) Pozorujeme změny a zaznamenáme do protokolu.

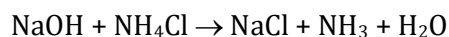
- ÚLOHA Č. 5 -

Název úlohy: **PŘÍPRAVA CHLORIDU SODNÉHO I.**

Princip:

Reakcí hydroxidu sodného (silná zásada) a chloridu amonného (sůl slabé zásady) vzniká vodný roztok amoniaku, nesprávně označovaný jako hydroxid amonný (NH<sub>4</sub>OH). Jedná se o vytěšňovací reakci, kdy silná zásada vytěšní slabší zásadu z její soli. Reakcí vznikne sůl silné zásady a slabá zásada.

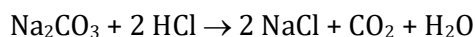
Unikající amoniak ve formě plynu lze detekovat pomocí ovlhčeného pH papírku při ústí zkumavky.

Pracovní postup:

- 1) Do zkumavky nasypeme 0,5 g chloridu amonného.
- 2) Pomocí pipety přidáme 2 ml 5M roztoku hydroxidu sodného.
- 3) Do ústí zkumavky vložíme co nejrychleji malý smotek vaty a na něj položíme navlhčený pH papírek. Pozorujeme jeho zbarvení.

- ÚLOHA Č. 6 -Název úlohy: **PŘÍPRAVA CHLORIDU SODNÉHO II.**Princip:

Reakcí kyseliny chlorovodíkové (silná kyselina) a uhličitanu sodného (sůl slabé kyseliny) vzniká kyselina uhličitá, která se rozkládá na oxid uhličitý a vodu. Jedná se o vytěšňovací reakci, kdy silná kyselina vytěsňuje slabší kyselinu z její soli. Reakcí vznikne sůl silné kyseliny a slabá kyselina. Unikající oxid uhličitý ve formě plynu lze pozorovat jako šumění roztoku, uvolňování bublin.

Výpočty:

Vypočítejte množství reaktantů, potřebné pro přípravu 5 g chloridu sodného (teoretický výtěžek). Uhličitan sodný používáme ve formě dekahydrátu.

$$M_r (\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}) = 286,142$$

$$\rho (35\% \text{HCl}) = 1,18 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

$$M_r (\text{HCl}) = 36,46$$

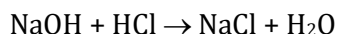
$$M_r (\text{NaCl}) = 58,44$$

Pracovní postup:

- 1) Vypočítaný objem 35% kys. chlorovodíkové zředíme v poměru 1:1 destilovanou vodou a nalijeme do kádinky, kterou z větší části zakryjeme Petriho miskou nebo skleněnou destičkou.
- 2) Jedenapůlnásobek vypočítaného množství dekahydrátu uhličitanu sodného rozpustíme v 27 ml destilované vody a po malých dávkách pomocí pipety přidáváme do kádinky s kyselinou.
- 2) Uhličitan přidáváme do doby, dokud roztok viditelně šumí.
- 3) Pomocí pH papírku zkontrolujeme pH vzniklého roztoku. Pokud je pH roztoku kyselé (slabě červená), přidáváme po kapkách další uhličitan do neutrální reakce.
- 4) Vzniklý roztok za horka zahustíme v porcelánové odpařovací misce ke krystalizaci zhruba na třetinu původního objemu.
- 5) Zahuštěný roztok necháme volně krystalizovat na předem zvážené Petriho misce. Produkt zvážíme a určíme procentuální výtěžek.

- ÚLOHA Č. 7 -Název úlohy: **PŘÍPRAVA CHLORIDU SODNÉHO III.**Princip:

Kyselina chlorovodíková reaguje s hydroxidem sodným za vzniku chloridu sodného a vody. Jedná se o neutralizační reakci, kdy reaguje zásada s kyselinou za vzniku příslušné soli.

Výpočty:

Vypočítejte objem kys. chlorovodíkové a hmotnost hydroxidu sodného potřebných pro přípravu 5 g chloridu sodného (teoretický výtěžek).

$$M_r(\text{HCl}) = 36,46$$

$$M_r(\text{NaOH}) = 39,997$$

$$\rho(35\% \text{ HCl}) = 1,18 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

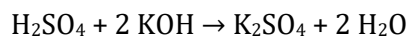
$$M_r(\text{NaCl}) = 58,44$$

Pracovní postup:

- 1) Vypočítané množství hydroxidu sodného + 0,5 g navíc rozpustíme v 10 ml destilované vody a necháme roztok ochladit na laboratorní teplotu.
- 2) Vypočtené množství kys. chlorovodíkové zředíme 1:1 destilovanou vodou a přidáme přibližně 2 kapky fenolftaleinu.
- 3) Roztok hydroxidu pomalu pomocí pipety přikapáváme do roztoku kyseliny do trvalé změny zbarvení roztoku z bezbarvé na fialovou. Během přidávání hydroxidu roztok promícháváme.
- 4) Roztok přelijeme do porcelánové odpařovací misky a za horka zahustíme ke krystalizaci přibližně na třetinu původního objemu.
- 5) Zahuštěný roztok necháme volně krystalizovat na předem zvážené Petriho misce. Produkt zvážíme a určíme procentuální výtěžek.

- ÚLOHA Č. 8 -Název úlohy: PŘÍPRAVA SÍRANU DRASELNÉHO  $K_2SO_4$ Princip:

Kyselina sírová reaguje s hydroxidem draselným za vzniku síranu draselného a vody. Jedná se o neutralizační reakci, kdy reaguje zásada s kyselinou za vzniku příslušné soli.

Výpočty:

Vypočítejte množství 2M roztoku hydroxidu draselného, potřebné pro neutralizaci 50 ml 1M roztoku kys. sírové. Jaký bude předpokládaný (teoretický) výtěžek síranu draselného?

$$c(KOH) = 2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$M_r(K_2SO_4) = 174,27$$

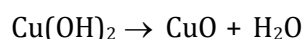
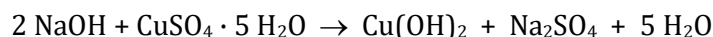
$$c(H_2SO_4) = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Pracovní postup:

- 1) Do 150 ml kádinky nalijeme 50 ml 1M roztoku kys. sírové a postupně přidáváme 2M roztok hydroxidu draselného.
- 2) Po každém přidavku směs řádně promícháme a kapku roztoku pomocí skleněné tyčinky přeneseme na pH papírek.
- 3) Roztok hydroxidu přidáváme do mírně zásadité reakce.
- 4) Vzniklou směs za horka zahustíme ke krystalizaci a ochladíme v ledové lázni.
- 5) Vzniklé krystalky odsajeme na Büchnerově nálevce a na předem zvážené Petriho misce necháme vysušit. Produkt zvážíme a určíme procentuální výtěžek.

- ÚLOHA Č. 9 -Název úlohy: **PŘÍPRAVA OXIDU MĚDNATÉHO**Princip:

Reakcí hydroxidu sodného s roztokem pentahydrátu síranu měďnatého připravíme světle modrou sraženinu hydroxidu měďnatého. Jedná se o vytěšňovací reakci, kdy silná zásada vytěsňuje slabší zásadu z její soli. Reakcí vznikne sůl silné zásady a slabá zásada. Hydroxid měďnatý se zahříváním v roztoku rozkládá na černý oxid měďnatý a vodu (termická dehydratace).

Výpočty:

Vypočítejte navážku pentahydrátu síranu měďnatého a objem 10% roztoku NaOH potřebných k přípravě 5 g CuO (teoretický výtěžek).

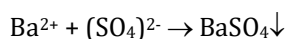
$$M_r(\text{CuO}) = 79,54$$

$$\rho(10\% \text{NaOH}) = 1,1089 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

$$M_r(\text{NaOH}) = 39,99$$

Pracovní postup:

- 1) Vypočítané množství pentahydrátu síranu měďnatého rozpustíme ve 20 ml vroucí vody.
- 2) Za stálého míchání přidáme po částech vypočítaný objem 10% roztoku hydroxidu sodného.
- 3) Směs za neustálého míchání přivedeme k varu a zahříváme tak dlouho, dokud se bude sraženina hydroxidu měďnatého rozkládat za vzniku příslušného oxidu.
- 4) Vyloučený produkt promyjeme vodou, zfiltrujeme na Büchnerově nálevce a znovu promýváme. Dostatečné promytí ověříme pomocí důkazu síranových aniontů následujícím způsobem: na kapkovací destičku kápneme malé množství filtrátu a přidáme roztok chloridu barnatého. Promýváme, dokud ve filtrátu vzniká bílá sraženina síranu barnatého.

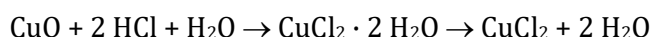


- 5) Vzniklý produkt necháme na předem zvažované Petriho misce vysušit. Po vysušení zvažíme a určíme procentuální výtěžek.



- ÚLOHA Č. 10 -Název úlohy: PŘÍPRAVA CHLORIDU MĚĎNATÉHOPrincip:

Oxid měďnatý reaguje s kyselinou chlorovodíkovou ve vodném prostředí za vzniku dihydrátu chloridu měďnatého. Jedná se o neutralizaci, reakci kyseliny a zásadotvorného oxidu za vzniku příslušné soli. Dihydrát chloridu měďnatého se za vyšší teploty rozkládá na bezvodý chlorid měďnatý a vodu (termická dehydratace). Bezvodý žlutohnědý chlorid měďnatý je hygroskopický a vlivem vzdušné vlhkosti pomalu přechází zpět na modrozelený dihydrát.

Výpočty:

Vypočítejte potřebný objem 35% kys. chlorovodíkové, nezbytný k reakci s oxidem měďnatým, připraveným v předchozí úloze. Jaký bude teoretický výtěžek bezvodého chloridu měďnatého?

$$M_r (\text{CuO}) = 79,54$$

$$M_r (\text{CuCl}_2) = 134,452$$

$$M_r (\text{HCl}) = 36,46$$

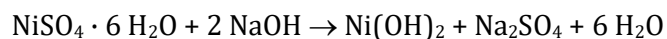
$$\rho (35\% \text{ HCl}) = 1,18 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

Pracovní postup:

- 1) **!!! Pracujeme v digestoři.** Oxid měďnatý rozpustíme v kádince ve vypočítaném objemu 35 % kys. chlorovodíkové, pozor, nerozpustí se úplně všechn.
- 2) Vzniklou směs po přibližně 5 minutách míchání zředíme vodou přibližně na trojnásobný objem a zfiltrujeme přes skládaný filtr.
- 3) Filtrát na vařiči zahustíme ke krystalizaci přibližně na polovinu objemu. Při odpařování vody je potřeba směs opatrně promíchávat, aby na okrajích nedocházelo k hnědnutí, vzniku bezvodého chloridu měďnatého.
- 4) Po zahuštění necháme roztok chladnout za vzniku zelených jehlic dihydrátu chloridu měďnatého, které ukážeme vyučujícímu.
- 5) Roztok opětovně zahřejeme a odpaříme veškerou vodu. Vzniklý produkt ihned zvážíme a určíme procentuální výtěžek.

- ÚLOHA Č. 11 -Název úlohy: **PŘÍPRAVA HYDROXIDU NIKELNATÉHO I**Princip:

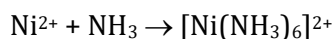
Srážením roztoku hexahydrátu síranu nikelnatého roztokem hydroxidu sodného získáme hydroxid nikelnatý. Jedná se o vytěšňovací reakci, kdy silná zásada vytěšní slabší zásadu z její soli. Reakcí vznikne sůl silné zásady a slabá zásada.

Pracovní postup:

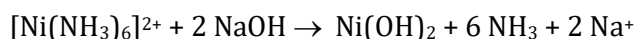
- 1) V 20 ml destilované vody rozpustíme 6 g hexahydrátu síranu nikelnatého.
- 2) Za stálého míchání přidáváme postupně 20 ml 10% roztoku hydroxidu sodného.
- 3) Vyloučenou sraženinu odsajeme na Büchnerově nálevce a dostatečně promyjeme vodou.
- 4) Připravený produkt zvážíme a určíme procentuální výtěžek.

Důkazové reakce:

- K malému množství připraveného hydroxidu nikelnatého ve zkumavce přidáváme vodný roztok amoniaku. Sraženina se rozpouští a vzniká modrý roztok komplexního kationtu  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ .

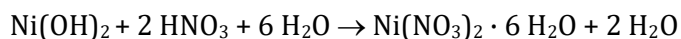


- Přidáme po kapkách 2M roztok hydroxidu sodného a pozorujeme opětovný vznik sraženiny hydroxidu nikelnatého.



- ÚLOHA Č. 12 -Název úlohy: **PŘÍPRAVA HEXAHYDRÁTU DUSIČNANU NIKELNATÉHO**Princip:

Hexahydrát dusičnanu nikelnatého můžeme připravit reakcí hydroxidu nikelnatého s koncentrovanou kyselinou dusičnou. Jedná se o neutralizační reakci, kdy reaguje zásada s kyselinou za vzniku příslušné soli.

Výpočty:

Vypočítejte teoretický výtěžek hexahydrátu dusičnanu nikelnatého, který lze připravit z 6,5 g heptahydrátu síranu nikelnatého. (Pro výpočet využijeme i rovnici z předchozí úlohy.)

$$M_r (\text{Ni(SO}_4) \cdot 6 \text{H}_2\text{O}) = 262,85$$

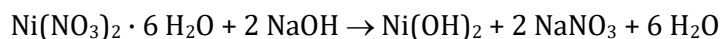
$$M_r (\text{Ni(NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}) = 290,79$$

Pracovní postup:

- 1) V kádince v 40 ml destilované vody rozmícháme čerstvě připravený hydroxid nikelnatý.
- 2) Za stálého míchání přidáváme po kapkách koncentrovanou kys. dusičnou až do úplného rozpuštění sraženiny.
- 3) Roztok za horka zahustíme a necháme volně krystalizovat. Krystaly odsajeme na Büchnerově nálevce a necháme vysušit.
- 4) Připravený produkt zvážíme a určíme procentuální výtěžek.

- ÚLOHA Č. 13 -Název úlohy: **PŘÍPRAVA HYDROXIDU NIKELNATÉHO II**Princip:

Srážením roztoku hexahydrátu dusičnanu nikelnatého roztokem hydroxidu sodného získáme hydroxid nikelnatý. Jedná se o vytěšňovací reakci, kdy silná zásada vytěšní slabší zásadu z její soli. Reakcí vznikne sůl silné zásady a slabá zásada.

Výpočty:

Vypočítejte teoretický výtěžek hydroxidu nikelnatého, který lze připravit z 5 g hexahydrátu dusičnanu nikelnatého?

$$M_r(\text{Ni}(\text{OH})_2) = 97,20$$

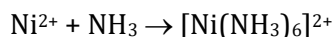
$$M_r(\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}) = 290,79$$

Pracovní postup:

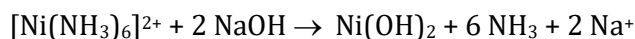
- 1) V 35 ml destilované vody rozpustíme za mírného zahřívání 5 g hexahydrátu dusičnanu nikelnatého.
- 2) Za stálého míchání přidáváme postupně 13 ml 10% roztoku hydroxidu sodného. Reakční směs pořádně promícháme, aby došlo ke zreagování veškerého dusičnanu.
- 3) Vyloučenou sraženinu odsajeme na Büchnerově nálevce, dostatečně promyjeme vodou a necháme prosát vzduchem.
- 4) Připravený produkt zvážíme a použijeme pro další úlohy.

Důkazové reakce:

- K malému množství připraveného hydroxidu nikelnatého ve zkumavce přidáváme vodný roztok amoniaku. Sraženina se rozpouští a vzniká modrý roztok komplexního kationtu  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ .

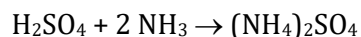


- Přidáme po kapkách 2M roztok hydroxidu sodného a pozorujeme opětovný vznik sraženiny hydroxidu nikelnatého.



- ÚLOHA Č. 14 -Název úlohy: PŘÍPRAVA SÍRANU AMONNÉHOPrincip:

Reakcí kyseliny sírové a amoniaku vzniká síran amonný. Jedná se o neutralizaci, kdy reaguje zásada s kyselinou za vzniku příslušné soli.

Výpočty:

Vypočítejte množství 20% roztoku kys. sírové, potřebné pro neutralizaci 15 ml 25% roztoku amoniaku, a hmotnost takto vzniklého síranu amonného (teoretický výtěžek).

Pracovní postup:

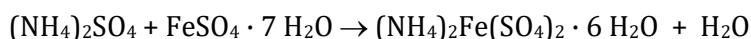
- 1) Do 250 ml kádinky, chlazené ve vodní lázni, nalijeme 15 ml 25% roztoku amoniaku a po malých dávkách opatrně přidáme vypočítaný objem 20% kys. sírové do slabě kyselé reakce. pH kontrolujeme za pomoci pH papírku.
- 2) Poté přidáme několik kapek 25% roztoku amoniaku do slabě alkalické reakce.
- 3) Vzniklý roztok v porcelánové misce za horka zahustíme ke krystalizaci. Během zahušťování průběžně kontrolujeme pH roztoku a při snížení pH přidáme opět několik kapek 25% roztoku amoniaku.
- 4) Zahuštěný roztok ochladíme a vyloučené krystaly odsajeme na Büchnerově nálevce.
- 5) Zbylý filtrát přelejeme do kádinky, opět zahustíme a ochladíme a vzniklé krystaly opět odsajeme Büchnerově nálevce.
- 6) Krystaly z obou filtrací přeneseme na předem zvaženu Petriho misku a necháme vysušit do dalšího cvičení. Vysušený produkt zvažíme a určíme procentuální výtěžek.

- ÚLOHA Č. 15 -

Název úlohy: PŘÍPRAVA HEXAHYDRÁTU SÍRANU AMONNO-ŽELEZNATÉHO (*Mohrovy soli*)

Princip:

Reakcí síranu amonného s heptahydrátem síranu železnatého vzniká hexahydrát síranu amonno-železnatého. Jedná se o tzv. podvojnou sůl, tedy sůl, která obsahuje jeden aniont a dva kationty. Tento typ solí se připravuje krystalizací z nasyceného roztoku příslušných jednoduchých solí v daném stechiometrickém poměru. Podmínkou pro vznik podvojně soli je schopnost jednotlivých iontů vytvářet krystalovou strukturu stejného typu.

Výpočty:

Vypočítejte hmotnost heptahydrátu síranu železnatého, který zreaguje při přípravě Mohrovy soli s 2,5 g síranu amonného. Jaké množství Mohrovy soli lze takto získat (teoretický výtěžek)?

$$M_r ((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 132,14$$

$$M_r (\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 278,01$$

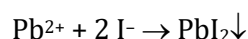
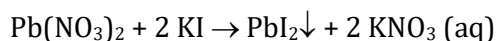
$$M_r ((\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}) = 392,13$$

Pracovní postup:

- 1) 2,5 g síranu amonného rozpustíme ve směsi 11 ml destilované vody a 1 ml koncentrované kys. sírové, zahřáté na 80°C.
- 2) Přidáme vypočítané množství heptahydrátu síranu železnatého a rozpustíme.
- 3) Připravený roztok ochladíme proudem ledové vody do vyloučení krystalků. Krystalizaci je možné urychlit třením tyčinky o stěnu.
- 4) Vyloučené krystalky odsajeme na Büchnerově nálevce a necháme vysušit. Vysušený produkt zvážíme a určíme procentuální výtěžek.

- ÚLOHA Č. 16 -Název úlohy: PŘÍPRAVA JODIDU OLOVNATÉHO (zlatý déšť)Princip:

Reakcí roztoku dusičnanu olovnatého s roztokem jodidu draselného vzniká sraženina jodidu olovnatého. Jedná se o srážecí reakci a výtěžek se řídí teplotně závislým součinem rozpustnosti. Reakce se provádí za použití trojnásobného molárního přebytku jodidu draselného, aby se snížila rozpustnost produktu.

Výpočty:

Navážku KI vypočítáme pro 0,33 g  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ . Nezapomeňte na trojnásobný přebytek jodidu draselného! Dopočítáme teoretický výtěžek  $\text{PbI}_2$ .

$$M_r (\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 331,20$$

$$M_r (\text{PbI}_2) = 461,01$$

$$M_r (\text{KI}) = 166,00$$

Pracovní postup

- 1) V kuželové baňce rozpustíme navážku dusičnanu olovnatého ve 200 ml vody. Pokud se při rozpouštění v důsledku hydrolyzy tvoří bílý zákal, okyselíme roztok několika kapkami kys. dusičné až do jeho rozpuštění. Pokud se zákal nevytvoří, kyselinu nepřidáváme.
- 2) Ve druhé kádince rozpustíme vypočítané množství jodidu draselného v 50 ml vody a oba roztoky zahřejeme k varu. Obsah kádinky nalejeme do kuželové banky.
- 3) Baňku opatrně postupně ochladíme proudem studené vody a necháme stát uzavřenou v nádobě se studenou vodou. Po několika minutách se vyloučí zlaté krystalky. Vložením vychladlé baňky do ledové lázně lze výtěžek reakce zvýšit.
- 4) Vzniklé krystaly odsajeme na Büchnerově nálevce, produkt necháme na otevřené předem zvážené Petriho misce vysušit. Vysušený produkt zvážíme a určíme procentuální výtěžek.

Důkazové reakce:**• Součin rozpustnosti (odhad)**

Do odměrných baněk si připravíme ze zásobního roztoku  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  o koncentraci  $0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  roztoky o koncentracích  $0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ,  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ,  $0,05 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  a  $0,02 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . 20 ml každého roztoku  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  napipetujeme do titrační banky (Erlenmayerovy banky se širokým hrdlem). Z byrety přidáváme po malých dávkách roztok  $0,02 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  KI za stálého míchání. Roztok KI přidáváme tak dlouho, až vznikne první stabilní zákal vyloučeného  $\text{PbI}_2$ , který se při míchání již nerozpustí. Spotřebu KI si zapíšeme. Vypočítáme koncentraci  $\text{I}^-$  a  $\text{Pb}^{2+}$  iontu v roztoku. Z těchto koncentrací vypočítáme součin rozpustnosti. Do protokolu porovnáme výsledky získané pro různé počáteční koncentrace roztoku dusičnanu olovnatého.

- ÚLOHA Č. 17 -Název úlohy: **REAKCE MĚDI S KYSELINAMI**Princip:

Reakce kovů s kyselinami jsou ovlivněny charakteristikou konkrétního kovu, vlastnostmi použitých kyselin, jejich koncentrací nebo teplotou.

Ušlechtilé kovy, tzn. ty, které leží napravo od vodíku v Beketovově řadě napětí kovů, nereagují s kyselinami, které nemají oxidační účinky (Pokus A). Na reakci s kyselinami, které mají oxidační účinky má vliv jednak koncentrace kyseliny (Pokus B), tak i teplota, při které reakce probíhá (Pokus C).

Pracovní postup:

**!!! Reakce provádíme v digestoři.**

## POKUS A – VLASTNOSTI KYSELIN

- 1) Do tří zkumavky napipetujeme po 1 ml 35% kys. chlorovodíkové, 96% kys. sírové a 65% kys. dusičné.
- 2) Do každé zkumavky přidáme malé množství práškové mědi.
- 3) Pozorujeme probíhající reakci - změnu zbarvení roztoku a vývoj plynu.
- 4) Do protokolu uvedeme rovnici pozorované reakce.

## POKUS B – VLIV KONCENTRACE

- 1) Do dvou zkumavek napipetujeme po 1 ml 10% a 65% kys. dusičné.
- 2) Do obou zkumavek přidáme malé množství práškové mědi.
- 3) Pozorujeme probíhající reakci - změnu zbarvení roztoku a vývoj plynu.
- 4) Přibližně po jedné minutě zředíme reakční směs, která zreagovala, destilovanou vodou a zaznamenáme změnu zbarvení.
- 5) Do protokolu uvedeme rovnici pozorované reakce a příčinu změny zbarvení reakční směsi po jejím zředění vodou.

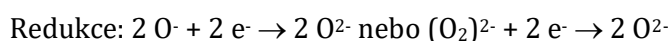
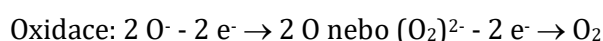
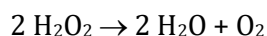
## POKUS C – VLIV TEPLoty

- 1) Do dvou zkumavek napipetujeme po 1 ml 10% kys. dusičné.
- 2) Do obou zkumavek přidáme malé množství práškové mědi.
- 3) Jednu ze zkumavek vložíme do horké vodní lázně.
- 4) Pozorujeme probíhající reakci - změnu zbarvení roztoku a vývoj plynu.
- 5) Do protokolu uvedeme rovnici pozorované reakce.



- ÚLOHA Č. 18 -Název úlohy: **OXIDAČNÍ A REDUKČNÍ VLASTNOSTI PEROXIDU VODÍKU**Princip:

Peroxid vodíku  $\text{H}_2(\text{O}_2)^{-II}$  je schopen se chovat jako oxidační i redukční činidlo v závislosti na prostředí a ostatních reaktantech. Sám se může oxidovat na dvouatomovou molekulu kyslíku  $\text{O}_2$  nebo redukovat na oxidový aniont  $\text{O}^{2-}$ . Vzhledem k tomu, že peroxoskupina je nestabilní, může docházet i dysproporcionaci, to znamená, že jeden z atomů kyslíku peroxidové skupiny v oxidačním stupni -I. se oxiduje a druhý se redukuje. Reakcí pak vznikají dvě různé sloučeniny obsahující atom kyslíků ve dvou různých oxidačních stupních.

Pracovní postup:

## POKUS A

- 1) Do zkumavky, upevněné do stojanu podle obrázku, odpipetujeme 3 ml 5% roztoku manganistanu draselného a přidáme pomocí odměrného válce 2 ml 5% kys. sírové.
- 2) Pomocí pipety přikapeme do zkumavky 3% roztok peroxidu vodíku a pozorujeme reakční směs.
- 3) Připravíme si doutnající špejli a vložíme do zkumavky nad reakční roztok.
- 4) Pozorované změny poznamenejeme do protokolu a daný děj popíšeme vyrovnanou chemickou rovnicí.

**Otázka:** Peroxid vodíku má v této chemické reakci funkci oxidačního nebo redukčního činidla?

## POKUS B

- 1) Do zkumavky, upevněné do stojanu podle obrázku, odpipetujeme 2 ml připraveného 2% roztoku jodidu draselného a přidáme pomocí odměrného válce 2 ml 5% kys. sírové.
- 2) Pomocí kapátka přikapeme do zkumavky 3% roztok peroxidu vodíku a pozorujeme reakční směs.
- 3) Pozorované změny poznamenejeme do protokolu a daný děj popíšeme vyrovnanou chemickou rovnicí.

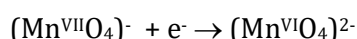
**Otázka:** Peroxid vodíku má v této chemické reakci funkci oxidačního nebo redukčního činidla?

- ÚLOHA Č. 19 -Název úlohy: RŮZNÉ ZBARVENÍ SLOUČENIN MANGANUPrincip:

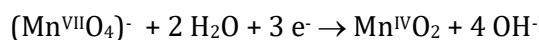
Cílem je sledovat změnu zbarvení sloučenin manganu v různých oxidačních stupních.

Manganistanové anionty  $(\text{MnO}_4)^-$  jsou silným oxidačním činidlem a mangan se při těchto reakcích redukuje z oxidačního čísla VII na VI, IV, popř. II.

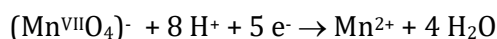
V alkalickém prostředí  $(\text{OH}^-)$  nebo v přítomnosti slabě redukujících činidel dochází pouze k redukci manganu na oxidační číslo VI a vznikají mangananové anionty  $(\text{MnO}_4)^{2-}$ , které mají výrazně zelenou barvu.



V neutrálním prostředí se redukce manganu obvykle zastavuje na oxidačním čísle IV a vzniká černá sraženina oxidu manganičitého  $\text{MnO}_2$  (*burel*), popř. jeho hydratované formy, které jsou spíše hnědé.



V kyselém prostředí nebo přítomnosti silných redukčních činidel dochází k redukci až na oxidační číslo II a vznikají manganaté kationty  $\text{Mn}^{2+}$ , které jsou ve vyšších koncentracích slabě růžové.

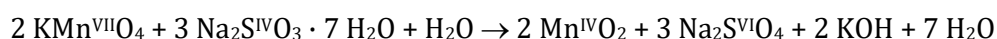
Pracovní postup:

- 1) Do 4 zkumavek napipetujeme vždy 2 ml 1% zásobního roztoku manganistanu draselného.
- 2) Do první zkumavky přidáme 1 ml 10% roztoku hydroxidu draselného a 1 ml 5% roztoku thiosíranu sodného.  
Do druhé zkumavky přidáme pouze 1 ml 5% roztoku thiosíranu sodného.  
Do třetí zkumavky přidáme 1 ml 10% roztoku kys. sírové a 1 ml 5% roztoku thiosíranu sodného.
- 3) Pozorujeme změny zbarvení v jednotlivých zkumavkách a do protokolu napíšeme vyčíslené rovnice probíhajících dějů.

- ÚLOHA Č. 20 -Název úlohy: PŘÍPRAVA OXIDU MANGANIČITÉHOPrincip:

Manganistan draselný je silné oxidační činidlo. Stupeň redukce manganistanových iontů (oxidační stupeň VII) je závislosti na prostředí na oxidační stupeň VI, IV až II.

V neutrálním prostředí se redukce manganu obvykle zastavuje na oxidačním čísle IV. Manganistan draselný tedy reaguje se siřičitanem sodným za vzniku černé sraženiny oxidu manganického  $\text{MnO}_2$  (*burel*) a síranu sodného.

Výpočty:

Vypočtete navážky manganistanu draselného a heptahydrátu siřičitanu sodného, které jsou zapotřebí k přípravě 1 g  $\text{MnO}_2$  (teoretický výtěžek).

$$M_r (\text{MnO}_2) = 86,93$$

$$M_r (\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) = 252,155$$

$$M_r (\text{KMnO}_4) = 158,03$$

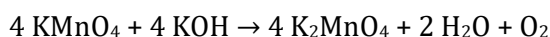
Pracovní postup:

- 1) V 30 ml destilované vody rozpustíme vypočítané množství manganistanu draselného, v 6 ml destilované vody rozpustíme vypočítané množství heptahydrátu siřičitanu sodného.
- 2) Připravené roztoky slijeme a ověříme, zda došlo k zreagování veškerého manganistanu následujícím způsobem: kápneme kapku reakční směsi na filtrační papír, skvrna nesmí mít fialové okraje. Pokud okraje skvrny zfialoví, přidáme do roztoku další siřičitan.
- 3) Vyloučenou sraženinu odsajeme na Büchnerově nálevce a promyjeme vodou. Vzniklý produkt zvážíme a určíme procentuální výtěžek.

- ÚLOHA Č. 21 -Název úlohy: **PŘÍPRAVA MANGANANU DRASELNÉHO**Princip:

Manganistanové anionty ( $\text{MnO}_4^-$ ) jsou silným oxidačním činidlem a mangan se při těchto reakcích redukuje z oxidačního čísla VII na VI, IV, popř. II.

V alkalickém prostředí ( $\text{OH}^-$ ) dochází pouze k redukci manganu na oxidační číslo VI a vznikají mangananové anionty ( $\text{MnO}_4^{2-}$ ), které mají výrazně zelenou barvu.

Výpočty:

Vypočítejte potřebné množství hydroxidu, tak aby byl v desetinásobném nadbytku. Jaký bude teoretický výtěžek mangananu draselného?

$$M_r(\text{KMnO}_4) = 158,034$$

$$M_r(\text{KOH}) = 56,105$$

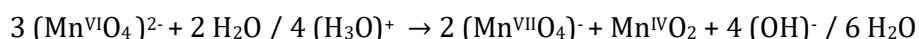
$$M_r(\text{K}_2\text{MnO}_4) = 197,32$$

Pracovní postup:

- 1) V 250 ml Erlenmeyerově baňce rozpustíme vypočítané množství hydroxidu draselného ve vypočítaném množství vody tak, aby vznikl 40% roztok. Pozor, roztok se zahřívá!
- 1) 5 g manganistanu draselného nasypeme do připraveného roztoku hydroxidu draselného a rozpustíme.
- 2) Zahříváme k varu, dokud roztok nezezelená. Reakci urychlíme krystalkem modré skalice, který bude fungovat jako katalyzátor.
- 3) Po ukončení reakce směs ochladíme v ledové lázni a vyloučené tmavé krystalky odsajeme na Büchnerově nálevce. Vzniklý produkt zvážíme a určíme procentuální výtěžek.

- ÚLOHA Č. 22 -Název úlohy: **PŘÍPRAVA MANGANISTANU DRASELNÉHO**Princip:

Zelené mangananové anionty  $(\text{MnO}_4)^{2-}$  jsou stálé pouze v zásaditém prostředí, ve vodě či v kyselinách dochází k rozkladu na fialový manganistan draselný a černý oxid manganický. Jedná se o disproportionaci, oxidačně-redukční reakci, při které ze sloučeniny s atomem manganu v jednom oxidačním čísle vznikají sloučeniny s atomem manganu ve dvou různých oxidačních číslech.

Výpočty:

$$M_r (\text{K}_2\text{MnO}_4) = 197,32$$

$$M_r (\text{MnO}_2) = 86,937$$

$$M_r (\text{KMnO}_4) = 158,034$$

Pracovní postup:

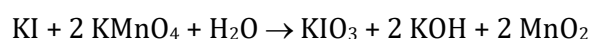
- 1) Manganan draselný, připravený předchozí reakcí, zvážíme a zalijeme horkou vodou a zneutralizujeme roztokem kyseliny octové.
- 2) Průběh reakce kontrolujeme podle změny zbarvení ze zeleného roztoku do fialové. Kapku roztoku kápneme pomocí skleněné tyčinky na filtrační papír. Pokud má skvrna zelený okraj, pokračujeme v neutralizaci.
- 3) Roztok zahřejeme k varu a sraženinu necháme usadit. Fialový roztok nejprve dekantujeme, potom zfiltrujeme přes skládaný filtr. Sraženinu přeneseme na zváženou Petriho misku a necháme vysušit.
- 4) Filtrát za horka zahustíme ke krystalizaci a necháme volně krystalizovat za laboratorní teploty. Vzniklé krystaly odsajeme na Büchnerově nálevce, zvážíme a určíme procentuální výtěžek.

- ÚLOHA Č. 23 -Název úlohy: PŘÍPRAVA JODIČNANU DRASELNÉHO A OXIDU MANGANIČITÉHOPrincip:

Manganistan draselný je silné oxidační činidlo. Stupeň redukce manganistanových iontů (oxidační stupeň VII) je závislosti na prostředí na oxidační stupeň VI, IV až II.

V neutrálním prostředí se redukce manganu obvykle zastavuje na oxidačním čísle IV.

Manganistan ((Mn<sup>VII</sup>O<sub>4</sub>)<sup>-</sup>) draselný tedy reaguje s jodidem (I<sup>-</sup>) draselným za vzniku černé sraženiny oxidu manganičitého Mn<sup>IV</sup>O<sub>2</sub> (*burel*, ox. st. IV) a jódu (ox. st. 0). Jedná se o oxidačně-redukční reakci.

Výpočty:

Vypočítejte teoretický výtěžek jodičnanu draselného, který vznikne reakcí 3,7 g manganistanu draselného a 2 g jodidu draselného (navážky).

$$M_r (KMnO_4) = 158,034$$

$$M_r (KIO_3) = 214,001$$

$$M_r (KI) = 166,001$$

$$M_r (MnO_2) = 86,93$$

Pracovní postup:

1) 3,7 g manganistanu draselného nasypeme do Erlenmayerovy baňky a rozpustíme v 50 ml horké vody. 2 g KI rozpustíme ve 3 ml vody a přidáme k roztoku manganistanu. Reakční směs zahříváme ve vroucí vodní lázni 30 minut.

2) Odstavíme baňku z vodní lázně a ověříme přítomnost nezreagovaného manganistanu v reakční směsi následujícím způsobem: kápneme kapku reakční směsi na filtrační papír, skvrna nesmí mít fialové okraje. Pokud okraje skvrny zfialoví, přidáme k horké směsi přibližně 10 kapek ethanolu, dobře promícháme a zkoušku zopakujeme.

*Přidáním ethanolu se nadbytečný manganistan draselný redukuje na oxid manganičitý za současné oxidace ethanolu na kys. octovou.*



3) Reakční směs ochladíme a vyloučenou sraženinu oxidu manganičitého odsajeme na Büchnerově nálevce. Pokud je filtrát zelený, přidáme přibližně 1 ml ethanolu, krátce zahřejeme nad vroucí vodou a vyloučenou sraženinu opět odsajeme.

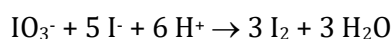
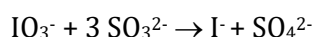
4) Bezbarvý filtrát okyselíme 2 ml kyseliny octové, za horka zahustíme ke krystalizaci a vyloučené krystalky po důkladném ochlazení odsajeme na Büchnerově nálevce. Promýváme ethanolem!

*Jodičnan draselný je málo rozpustný ve vodě, bude proto krystalizovat jako první. Okyselením roztoku převedeme vznikající hydroxid draselný, taktéž méně rozpustný ve vodě, na rozpustnější octan draselný, abychom zabránili případné společné krystalizaci jodičnanu a hydroxidu draselného. Kys. octová jako slabá kyselina nebude vytěsňovat jodičnan z jeho soli.*

5) Vzniklé produkty necháme vysušit, zvážíme a určíme procentuální výtěžek.

- ÚLOHA Č. 24 -Název úlohy: **JODOVÉ HODINY**Princip:

Siřičitanový aniont redukuje jodičnan na jodidový anion a ten následně v kyselém prostředí reaguje s dalšími jodičnanovými anionty v kyselém prostředí za vzniku jodu. Jedná se o synproporcionaci, tzn. oxidačně-redukční reakci, při které reagují sloučeniny obsahující stejný prvek ve dvou různých oxidačních číslech a vzniká sloučenina, ve které mají atomy daného prvku stejné oxidační číslo.



Vznikající jód dokazujeme pomocí přídavku škrobu. Škrob se skládá ze dvou částí,  $\alpha$ -amylosy a amylopektinu. Jód proniká do vnitřní dutiny šroubovice  $\alpha$ -amylosy a vytváří nevazebné interakce s vodíky hydroxylových skupin, což se navenek projevuje intenzivně modrým zbarvením.

V tomto pokusu hraje roli také reakční kinetika, to znamená, jak rychle dané reakce probíhají. Reakční kinetiku lze ovlivnit koncentrací výchozích látek. Rychlost reakce je přímo úměrná koncentraci výchozích látek, proto v kádinkách s různou koncentrací výchozího roztoku probíhá reakce (obarvení roztoku) různě rychle.

Pracovní postup:

1) Příprava roztoku A: 0,2 g škrobu rozpustíme ve 50 ml vody, povaříme a po vychlazení přidáme 0,02 g siřičitanu sodného. Roztok okyselíme 0,5 ml 10% kyseliny sírové a doplníme destilovanou vodou do 100 ml.

Příprava roztoku B: V kádince rozpustíme 0,2 g jodičnanu draselného v 100 ml destilované vody.

2) Připravíme si 2 sady po 4 kádinkách a očíslováme (1-5). Do první sady postupně odměříme pomocí odměrného válce 25 ml, 19,5 ml, 17 ml a 14,5 ml roztoku A a doplníme na 25 ml výsledného objemu destilovanou vodou.

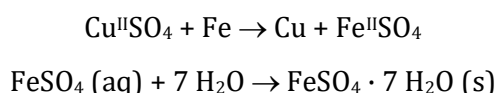
3) Do druhé sady kádinek postupně odměříme pomocí odměrného válce 25 ml, 19,5 ml, 17 ml a 14,5 ml roztoku B a doplníme na 25 ml výsledného objemu destilovanou vodou.

4) Najednou nalijeme obsah kádinek obsahujících roztok B do kádinek obsahujících odpovídající koncentraci roztoku A (1A-1B, 2A-2B, ...).

5) Sledujeme postupné zmodrání roztoku v jednotlivých kádinkách, poznačíme si čas od slití obou roztoků.

- ÚLOHA Č. 25 -Název úlohy: PŘÍPRAVA MĚDI A HEPTAHYDRÁTU SÍRANU ŽELEZNATÉHO (zelená skalice)Princip:

Působením kovového železa na vodný roztok síranu měďnatého připravíme práškovou měď a roztok síranu železnatého. Jedná se o oxidačně-redukční děj, při kterém se železo oxiduje z oxidačního stupně 0 na železnaté kationty (oxidační stupeň +II) a měďnaté kationty (oxidační stupeň +II) se redukují na měď v oxidačním stupni 0. Krystalizací vzniklého roztoku potom získáme krystalický síran železnatý ve formě heptahydrátu.

Výpočty:

Navážku Fe počítáme na 5 g  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ . Dopočítáme teoretický výtěžek Cu a  $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ .

$$M_r(\text{Fe}) = 55,85$$

$$M_r(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) = 249,69$$

$$M_r(\text{Cu}) = 63,08$$

$$M_r(\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) = 381,37$$

Pracovní postup

1) K pentahydrátu síranu měďnatého přidáme 20 ml vody, pH upravíme na hodnotu 3 přidáním 10% roztoku kys. sírové. Poznačíme si na kádinku výšku hladiny roztoku.

2) Roztok zahřejeme k varu a ten udržujeme během celé reakce. Do roztoku přidáme asi dvojnásobný nadbytek železných tyčinek, než bylo vypočteno. Během reakce roztok mícháme, aby ze železných tyčinek odpadávala vyloučená měď. Zároveň doléváním vody udržujeme původní objem roztoku. Reakce je ukončená, když se modrá barva roztoku změní na světle zelenou.

**Otázka:** Která sloučenina způsobuje modré a která zelené zbarvení roztoku? Uveďte do protokolu.

3) Po ukončení reakce vybereme z roztoku pomocí magnetu zbylé železné tyčinky.

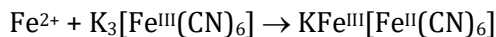
4) Roztok nad vyloučenou mědí za horka zfiltrujeme přes skládaný filtr a odložíme jej. K vyloučené mědi přidáme 20 ml 10% kys. sírové a asi 5 min povaříme, aby se rozpustily zbytky železa. Roztok nad mědí slijeme a měď několikrát dekantujeme 50 ml destilované vody. Vyloučenou měď odfiltrujeme, vysušíme a zvážíme.

5) Zkontrolujeme pH odloženého filtrátu - roztoku síranu železnatého, pokud je třeba upravíme na hodnotu 3 přidáním 10% roztoku kys. sírové. Pokud má roztok hnědou barvu, tzn. došlo k oxidaci a následné hydrolyze za vzniku iontu  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{OH})_2]^+$ , přidáme k roztoku železnou tyčinku a krátce povaříme. Roztok za horka přefiltrujeme na obyčejném filtru do porcelánové odpařovací misky a za horka zahustíme ke krystalizaci. Zahuštěný roztok nalijeme na Petriho misku a necháme volně krystalizovat. Vzniklý produkt zvážíme a určíme procentuální výtěžek.

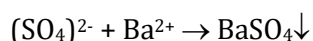


Důkazové reakce:

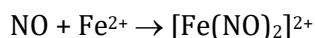
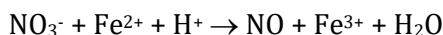
- Důkaz železnatých kationtů: Ve zkumavce rozpustíme malé množství připraveného síranu železnatého a přidáme 0,5 ml roztoku hexakyanidoželezitanu draselného  $K_3[Fe(CN)_6]$  (*červená krevní sůl*). Dochází k redoxnímu ději na obou atomech železa za vzniku intenzivně modré sraženiny hexakvanoželezitanu draselnoželezitého  $KFe[Fe(CN)_6]$  (*berlínská modř*).



- Důkaz síranových aniontů: Na kapkovací destičku kápneme malé množství zkoušeného roztoku a přidáme roztok chloridu barnatého. Vznikne bílá sraženina síranu barnatého.



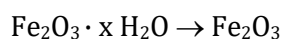
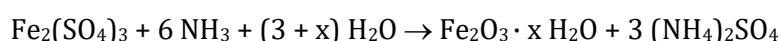
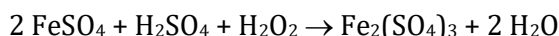
- Důkaz dusičnanových aniontů: Do zkumavky dáme 1 ml  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  roztoku dusičnanu draselného a přidáme 0,5 ml čerstvě připraveného nasyceného roztoku síranu železnatého. Do pipety nabere 1 ml 96% kys. sírové, zkumavku mírně nakloníme, vložíme do ní pipetu tak, aby se hrot pipety dotýkal stěny zkumavky asi 1 ml nad hladinou roztoku. Z pipety potom vypustíme kys. sírovou a roztok podvrstvíme tak, aby se s kapalinou ve zkumavce nepromíchal. Kys. sírová v důsledku větší hustoty vytvoří bezbarvou vrstvu na dně zkumavky. Pokud jsou ve filtrátu přítomny dusičnanové anionty, vzniká na rozhraní obou kapalin tmavohnědý prstenec nitrosylkomplexu v důsledku reakcí:



*Principem reakce je vytěsnění kys. dusičné z jejích solí silnější kys. sírovou. Kys. dusičná pak oxiduje železnaté kationty za vzniku oxidu dusnatého. Pokud jsou železnaté kationty v nadbytku, dochází jejich reakcí s oxidem dusnatým k tvorbě hnědého nitrosylželeznatého komplexu na rozhraní obou fází.*

- ÚLOHA Č. 26 -Název úlohy: PŘÍPRAVA OXIDU ŽELEZITÉHOPrincip:

Hydroxid železitý (hydratovaný oxid železitý  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ ) lze z roztoku železitých solí vysrážet přidáním amoniaku. Vycházíme-li ze železnatých solí, je nutno před srážením ionty  $\text{Fe}^{2+}$  zoxidovat na  $\text{Fe}^{3+}$  vhodným oxidačním činidlem, např. peroxidem vodíku. Přidání elektrolytu do reakce (chlorid amonný) usnadňuje vznik filtrovatelné sraženiny. Žiháním následně zbavíme oxid železitý chemicky a fyzikálně vázané vody. Jedná se tedy o kombinaci oxidačně-redukčního děje, vytěsnění a srážecí reakce a dehydratace.

Výpočty:

Z uvedených rovnic vypočítáme navážku  $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$  a  $\text{H}_2\text{SO}_4$  pro přípravu 1 g  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  (teoretický výtěžek).

$$M_r (\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,08$$

$$M_r (\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,69$$

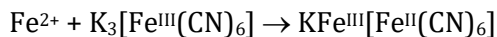
$$M_r (\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) = 381,37$$

Pracovní postup:**!!! Pracujeme v brýlích a rukavicích!**

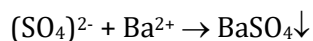
- 1) Heptahydrát síranu železnatého rozpustíme v minimálním množství vody (10-15 ml) ve velké kádince, přidáme vypočtené množství koncentrované kyseliny sírové a roztok zahřejeme k varu.
- 2) Kádinku odstavíme z vařiče a do roztoku pomalu přidáváme 15 ml 30% peroxidu vodíku. Peroxid vodíku je ve značném přebytku, protože za podmínek reakce dochází k jeho rozkladu. Roztok se zabarví na žluto ( $\text{Fe}^{2+}$  přechází na  $\text{Fe}^{3+}$ ). Po přidání celého množství peroxidu roztok ještě krátce povaříme. Zkontrolujeme, zda reakce proběhla úplně – viz důkazové reakce (*důkaz železnatých iontů*). Jestliže jsou  $\text{Fe}^{2+}$  kationty stále přítomny (modré zbarvení), přidáme ještě 5 ml peroxidu vodíku a směs krátce zahřejeme k varu.
- 3) Roztok zředíme čtyřnásobným množstvím vody, přidáme 1 g chloridu amonného a srážíme zředěným amoniakem (1:2) až se  $\text{Fe}^{3+}$  kvantitativně vysráží, tzn. přidáním dalšího amoniaku nevzniká sraženina a roztok mírně zapáchá amoniakem. Vysrážený hydratovaný oxid železitý tvoří hnědou objemnou sraženinu.
- 4) Sraženinu dekantujeme, promyjeme vodou, přefiltrujeme a znovu promyjeme vodou. Promytou sraženinu spolu s filtrem částečně vysušíme. Ve filtrátu dokážeme přítomnost síranů - viz *důkazové reakce*.
- 5) Sraženinu s filtrem přeneseme do železného kelímku, filtr opatrně spálíme a zbytek důkladně vyžháme. Po vychlazení kelímek s oxidem zvážíme, produkt vysypeme do určené nádoby, zvážíme prázdný kelímek a z rozdílu hmotností vypočítáme praktický výtěžek reakce.

Důkazové reakce:

- Důkaz železnatých kationtů: Ve zkumavce rozpustíme malé množství připraveného síranu železnatého a přidáme 0,5 ml roztoku hexakyanidoželezitanu draselného  $K_3[Fe(CN)_6]$  (*červená krevní sůl*). Dochází k redoxnímu ději na obou atomech železa za vzniku intenzivně modré sraženiny hexakvanoželezitanu draselnoželezitého  $KFe[Fe(CN)_6]$  (*berlínská modř*).



- Důkaz síranových aniontů: Na kapkovací destičku kápneme malé množství zkoušeného roztoku a přidáme roztok chloridu barnatého. Vznikne bílá sraženina síranu barnatého.



- ÚLOHA Č. 27 -Název úlohy: PŘÍPRAVA SÍRANU TETRAAMMINMĚDNATÉHOPrincip:

Měďnaté kationty se ve vodných roztocích vyskytují v podobě hexaaquaměďnatých kationtů  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ , což je důvodem modrého zabarvení vodných roztoků měďnatých solí. Přidáním amoniaku vznikají tetraamminměďnaté kationty  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ , které mají intenzivní modrofialové zabarvení. V roztoku, který obsahuje nadbytek chloridových aniontů mohou vznikat až komplexní měďnatanové anionty  $[\text{CuCl}_4]^{2-}$ , které jsou žlutozelené až žluté.

Pracovní postup:

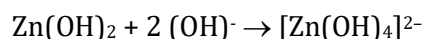
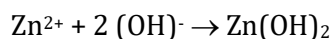
- 1) Ve 100 ml kádince rozpustíme 2 g pentahydrátu síranu měďnatého v 10 ml vody. Rozpouštění urychlíme zahříváním.
- 2) Roztok ochladíme na laboratorní teplotu a přidáme 4 ml 25% roztoku amoniaku. Vzniklý modrofialový roztok promícháme a přidáme 10 ml ethanolu.
- 3) Za občasného míchání ochladíme vzniklou směs v ledové lázni, vzniklý produkt odsajeme na Büchnerově nálevce (promýváme pouze ethanolom!) a na filtru jej necháme krátce prosávat vzduchem. Přeneseme na předem zváženou Petriho misku a necháme dosušit. Po vysušení produkt zvážíme a určíme procentuální výtěžek.

Důkazové reakce:

Malé množství produktu nasypeme do zkumavky a přidáme 0,5-1 ml zředěné kyseliny chlorovodíkové. Zaznamenejme zabarvení vzniklého roztoku. Roztok pak pomalu ředíme destilovanou vodou a pozorujeme změny zabarvení. Do protokolu uveďte vzorec komplexní částice, která způsobovala změnu zabarvení.

- ÚLOHA Č. 28 -Název úlohy: **PŘÍPRAVA HYDROXIDU ZINEČNATÉHO**Princip:

Zinečnaté soli reagují s hydroxidy alkalických kovů za vzniku sraženiny hydroxidu zinečnatého. Přidáním nadbytku roztoku hydroxidu se vzniklá sraženina rozpouští za vzniku tetrahydroxidozinečnanových aniontu  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ .

Pracovní postup:

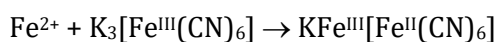
- 1) Do zkumavky napipetujeme 1 ml 0,2M roztoku síranu zinečnatého a přidáme 0,2 ml 0,2M roztoku hydroxidu sodného.
- 2) Ke vzniklé sraženině pak postupně přidáváme roztok hydroxidu sodného až do úplného rozpuštění sraženiny.
- 3) Pozorované změny popíšeme do protokolu.

- ÚLOHA Č. 29 -Název úlohy: DŮKAZOVÉ REAKCE ŽELEZAPrincip:

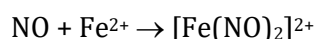
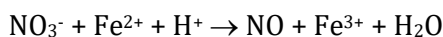
Koordinanční sloučeniny lze využít také k analytickému důkazu některých kationtů nebo aniontů. Příkladem je důkaz železnatých kationtů reakcí s hexakyanidoželezitanem draselným (1a) nebo důkaz dusičnanů pomocí nitrosylželeznatých komplexu (1b).

Pracovní postup:

1a) Důkaz železnatých kationtů: Ve zkumavce rozpustíme malé množství připraveného síranu železnatého a přidáme 0,5 ml roztoku hexakyanidoželezitanu draselného  $K_3[Fe(CN)_6]$  (*červená krevní sůl*). Dochází k redoxnímu ději na obou atomech železa za vzniku intenzivně modré sraženiny hexakvanoželezitanu draselného-železitého  $KFe[Fe(CN)_6]$  (*berlínská modř*).



1b) Důkaz dusičnanových aniontů: Do zkumavky dáme 1 ml  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  roztoku dusičnanu draselného a přidáme 0,5 ml čerstvě připraveného nasyceného roztoku síranu železnatého. Do pipety nabereme 1 ml 96% kys. sírové, zkumavku mírně nakloníme, vložíme do ní pipetu tak, aby se hrot pipety dotýkal stěny zkumavky asi 1 ml nad hladinou roztoku. Z pipety potom vypustíme kys. sírovou a roztok podvrstvíme tak, aby se s kapalinou ve zkumavce nepromíchal. Kys. sírová v důsledku větší hustoty vytvoří bezbarvou vrstvu na dně zkumavky. Pokud jsou ve filtrátu přítomny dusičnanové anionty, vzniká na rozhraní obou kapalin tmavohnědý prstenec nitrosylkomplexu v důsledku reakcí:



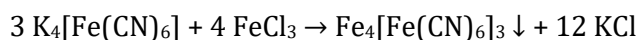
*Principem reakce je vytěsnění kys. dusičné z jejích solí silnější kys. sírovou. Kys. dusičná pak oxiduje železnaté kationty za vzniku oxidu dusnatého. Pokud jsou železnaté kationty v nadbytku, dochází jejich reakcí s oxidem dusnatým k tvorbě hnědého nitrosylželeznatého komplexu na rozhraní obou fází.*

- ÚLOHA Č. 30 -

Název úlohy: **PŘÍPRAVA HEXAKYANIDOŽELEZNATANU ŽELEZITÉHO (berlínské modři)**

Princip:

Příprava tmavě modré komplexní sloučeniny hexakyanidoželeznatanu železitého, známé jako *berlínská, pařížská* nebo *pruská modř*, probíhá sražením hexakyanidoželeznatanu draselného (*žlutá krevní sůl*) pomocí železité soli.

Výpočty:

Vypočítejte množství chloridu železitého ve formě hexahydrátu, které je potřebné pro reakci s 1,5 g hexakyanidoželeznatanu draselného. Jaký bude teoretický výtěžek berlínské modři?

$$M_r (\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3 \text{H}_2\text{O}) = 422,393$$

$$M_r (\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}) = 270,298$$

$$M_r (\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3) = 859,23$$

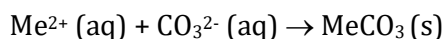
Pracovní postup:

- 1) Vypočítané množství hexahydrátu chloridu železitého rozpustíme ve 15 ml destilované vody.
- 2) 1,5 g hexakyanidoželeznatanu draselného rozpustíme ve 15 ml destilované vody a za stálého míchání nalijeme do připraveného roztoku chloridu železitého.
- 3) Ke vzniklé sraženině nalijeme 30 ml ethanolu a promícháme.
- 4) Sraženinu odsajeme na Büchnerově nálevce a několikrát promyjeme malým množstvím směsi ethanolu a vody v poměru 1:1.
- 5) Na předem zvážené Petriho misce necháme sraženinu vysušit a určíme procentuální výtěžek.

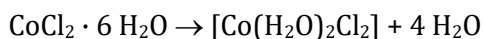
- ÚLOHA Č. 31 -Název úlohy: PŘÍPRAVA HEXAHYDRÁTU CHLORIDU KOBALTNATÉHOPrincip:

Příprava ve vodě rozpustného chloridu kobaltnatého z taktéž rozpustného dusičnanu přes nerozpustný uhličitan, to znamená převedení jedné rozpustné soli v druhou, je obecným postupem přípravy solí, který lze využít pro všechny kovy, jejichž uhličitan je ve vodě nerozpustný.

Obecně:



Vznikající červený hexahdrát chloridu kobaltnatého dehydratací přechází na modrý komplex  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_2]$ , který díky vzdušné vlhkosti přechází opět na červený hydrát.

Výpočty:

Vypočítejte navážku  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  ve formě dekahydrátu, potřebnou k reakci s 10 g  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ . Jaký je teoretický výtěžek takto připraveného  $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ ?

$$M_r (\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}) = 286,142$$

$$M_r (\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}) = 237,931$$

$$M_r (\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}) = 291,03$$

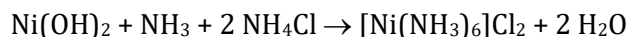
Pracovní postup:

- 1) 10 g hexahydrátu dusičnanu kobaltnatého rozpustíme přibližně v 70 ml destilované vody a zahřejeme k varu.
- 2) Vypočítané množství dekahydrátu uhličitanu sodného rozpustíme přibližně v 70 ml destilované vody, zahřejeme a horký roztok za stálého míchání přiléváme k roztoku dusičnanu.
- 3) Vzniklou fialovou sraženinu krátce povaříme, necháme usadit a opatrně dekantujeme. Sraženinu rozmícháme přibližně v 150 ml destilované vody a opět dekantujeme. Poté odsajeme na Büchnerově nálevce a dobře promyjeme destilovanou vodou.
- 4) Připravenou sraženinu rozpustíme v 23,9 ml 10% roztoku kys. chlorovodíkové a směs přefiltrujeme přes skládaný filtr. Filtrát za horka zahustíme ke krystalizaci.
- 5) Odpaříme téměř dosucha a sledujeme změny zbarvení. Výsledný produkt zvážíme a odložíme na Petriho misku do příštího cvičení. Pozorované barevné změny popíšeme do protokolu.

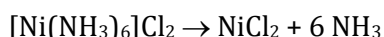


- ÚLOHA Č. 32 -Název úlohy: PŘÍPRAVA CHLORIDU NIKELNATÉHOPrincip:

Reakcí hydroxidu nikelnatého s koncentrovaným amoniakem a chloridem amonným vzniká komplexní fialová sloučenina - chlorid hexaamminnikelnatý.



Chlorid hexaamminnikelnatý je na vzduchu nestálý a postupně přechází na chlorid nikelnatý. Na chlorid nikelnatý ho lze převést i vyžháním.

Výpočty:

Vypočítejte teoretický výtěžek chloridu hexaamminnikelnatého, připraveného z 2,9 g hydroxidu nikelnatého.

$$M_r (\text{Ni(OH)}_2) = 92,708$$

$$M_r ([\text{Ni(NH}_3)_6]\text{Cl}_2) = 231,8$$

Pracovní postup:

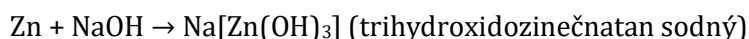
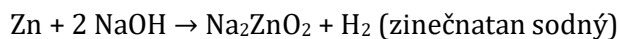
!!! Pracujeme v digestoři!

- 1) 2,9 g hydroxidu nikelnatého rozpustíme v 8 ml 25% amoniaku.
- 2) 4 g chloridu amonného rozetřeme v třecí misce a za mírného zahřátí rozpustíme v 8 ml koncentrovaného amoniaku.
- 3) Roztok chloridu, ochlazený na laboratorní teplotu, po částech nalijeme do roztoku hydroxidu. Roztok přechází z modré barvy na fialovou. Fialový roztok ochladíme v ledové lázni na 0 °C.
- 4) Vzniklé krystalky odsajeme na Büchnerově nálevce, promyjeme malým množstvím ethanolu a necháme prosát vzduchem. Zvážíme a určíme procentuální výtěžek.
- 5) Přibližně polovinu připraveného komplexního chloridu přeneseme do předem zváženého žhacího kelímku. Žháme tak dlouho, dokud se z taveniny uvolňuje amoniak, který detekujeme ovlhčeným pH papírkem. Během žhání směs promícháváme. Pozorované barevné změny popíšeme do protokolu.
- 6) Druhou polovinu připraveného komplexního chloridu necháme volně na Petriho misce do příštího cvičení. Pozorované barevné změny popíšeme do protokolu.

**OTÁZKA:** Co způsobuje změnu barvy roztoku při rozpouštění hydroxidu nikelnatého v amoniaku (bod č. 1.)? Napište chemickou rovnici daného děje.

- ÚLOHA Č. 33 -Název úlohy: VÝROBA ZLATA A STŘÍBRA Z MĚDIPrincip:

Zinek reaguje s koncentrovaným roztokem NaOH za vzniku zinečnatanu sodného nebo trihydroxidozinečnatanu sodného.



Po ponoření měděného plíšku do roztoku se začne na jeho povrchu vlivem elektrochemických dějů vylučovat „stříbrný“ zinek. Vlivem zvýšené teploty dojde k průniku zinku do vrstvy mědi a vzniku mosazi, „pozlacení“ plíšku.

Pracovní postup:

- 1) Očistíme a odmastíme měděný plíšek následujícím způsobem: Plíšek ponoříme do roztoku vzniklého rozpuštěním 3 g chloridu sodného v 15 ml 5% roztoku kyseliny octové. Roztok mícháme, až se plíšek začne lesknout. Pak plíšek pomoci kleští vyjmeme, opláchneme vodou a osušíme. Plíšku se nedotýkáme holou rukou!
- 2) 0,5 g zinku nasypeme do porcelánové misky a zalijeme 25 ml 3M roztokem hydroxidu sodného. Zahříváme nad kahanem do doby, kdy se začnou tvořit bublinky. Roztok ale nesmí vařit! Pomocí kleští ponoříme do roztoku odmaštěný měděný plíšek a mírně zahříváme, dokud plíšek nezíská stříbrnou barvu. Plíšek vyjmeme a ponoříme do kádinky s destilovanou vodou, dobře omyjeme a osušíme.
- 3) „Stříbrný“ plíšek uchopíme do kleští zvolna zahříváme ve vnější zóně kahanu do změny zabarvení. Po „zezlátnutí“ plíšek rychle ochladíme v kádince s destilovanou vodou a osušíme.

#### 4.4 NÁVAZNOST JEDNOTLIVÝCH ÚLOH

Některé z popsaných úloh tvoří logické celky, tj. produkt jedné reakce lze použít jako reaktant v úloze jiné, popř. dochází k vytvoření produktu různými reakcemi a lze tedy porovnat výtěžnost daných postupů.

Návaznosti shrnuje následující schéma:

- |   |     |  |
|---|-----|--|
| 1. Příprava kyseliny trihydrogenborité            | →   | 2. Příprava oxidu boritého                   |
|   | ↔   | 3. Příprava boraxu                           |
| 5. Příprava chloridu sodného I.                   |     |  |
| 6. Příprava chloridu sodného II.                  | }   | stejný produkt                               |
| 7. Příprava chloridu sodného III.                 |     |  |
| 9. Příprava oxidu měďnatého                       | →   | 10. Příprava chloridu měďnatého              |
| 11. Příprava hydroxidu nikelnatého I              | } → | 32. Příprava chloridu nikelnatého            |
| 13. Příprava hydroxidu nikelnatého II             | ↔   | 12. Příprava hexahydr. dusičnanu nikelnatého |
| 14. Příprava síranu amonného                      | →   | 15. Příprava Mohrovy soli                    |
| 21. Příprava mangananu draselného                 | →   | 22. Příprava manganistanu draselného         |
| 23. Příprava jodičnanu draselného                 | →   | 24. Jodové hodiny                            |
| 25. Příprava mědi a heptahydr. síranu železnatého | →   | 26. Příprava oxidu železitého                |