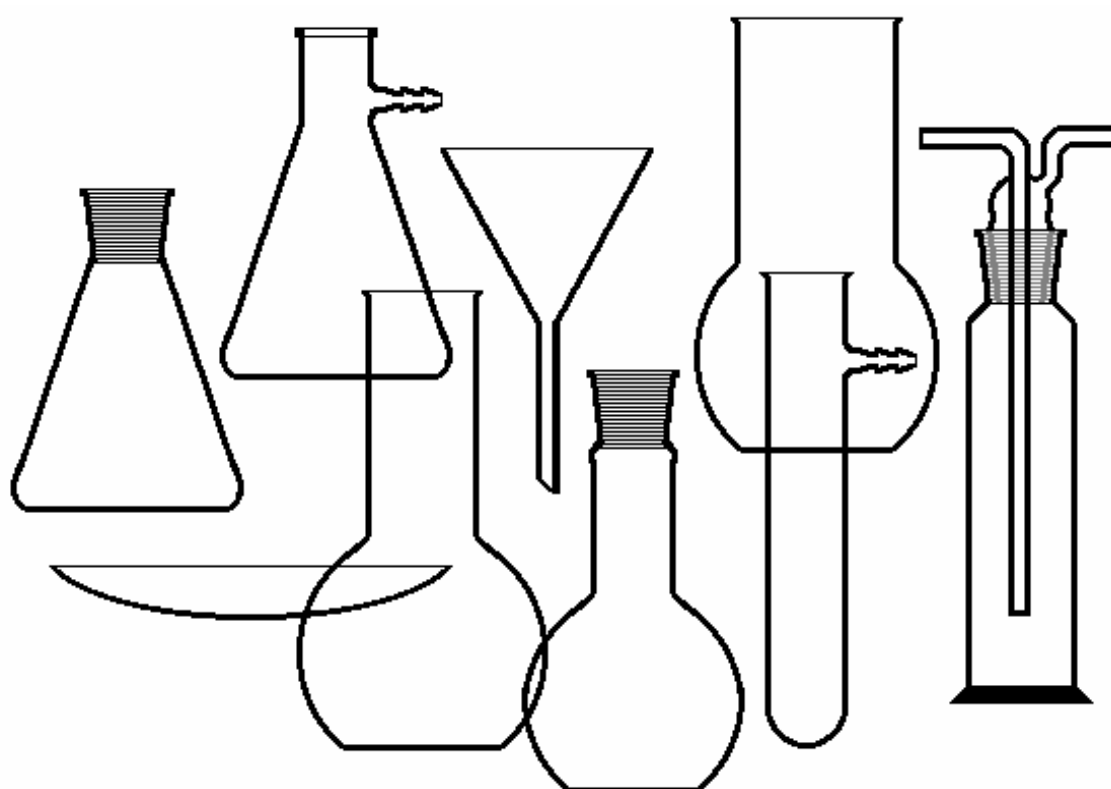


# Návody

pro chemická laboratorní cvičení

II.část



## SRÁŽENÍ

Sraženiny jsou velmi málo rozpustné sloučeniny, jejich rozpustnost je dána rovnováhou mezi tuhou fází a ionty v roztoku. Hodnoty rozpustnosti jsou jako součin rozpustnosti uváděny v chemických tabulkách.

### Srážecí reakce

Reakcí rozpuštěného kationtu a aniontu vzniká málo rozpustná sůl.

Oxidační čísla se nemění

Některé málo rozpustné soli: AgCl, AgBr, AgI, AgIO<sub>3</sub>, AgOH, AgSCN, Ag<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, Ag<sub>2</sub>S, Ag<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>,

Al(OH)<sub>3</sub>, BaCO<sub>3</sub>, BaCrO<sub>4</sub>, BaSO<sub>4</sub>, Bi(OH)<sub>3</sub>, CaCO<sub>3</sub>, CaF<sub>2</sub>, CaSO<sub>4</sub>, CdCO<sub>3</sub>, Cd(OH)<sub>2</sub>, CdS, CoCO<sub>3</sub>, CoS, Cr(OH)<sub>3</sub>, CuBr, CuCl, CuI, Cu(OH)<sub>2</sub>, CuS, Cu<sub>2</sub>S, Fe(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>, FeS, HgI<sub>2</sub>, Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, Hg<sub>2</sub>Br<sub>2</sub>, Hg<sub>2</sub>I<sub>2</sub>, La(OH)<sub>3</sub>, MgF<sub>2</sub>, Mg(OH)<sub>2</sub>, Mn(OH)<sub>2</sub>, MnCO<sub>3</sub>, MnS, NiS, Ni(OH)<sub>2</sub>, PbCO<sub>3</sub>, PbCrO<sub>4</sub>, PbF<sub>2</sub>, Pb(IO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, PbI<sub>2</sub>, PbS, PbSO<sub>4</sub>, Sn(OH)<sub>2</sub>, Sn(OH)<sub>4</sub>, SnS, SrCO<sub>3</sub>, SrF<sub>2</sub>, SrSO<sub>4</sub>, Th(OH)<sub>4</sub>, TlBr, TlCl, Tl(OH)<sub>4</sub>, ZnCO<sub>3</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>, ZnS

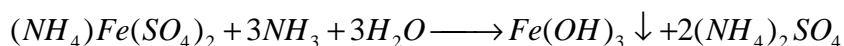
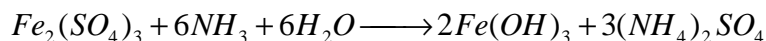
## DEKANTACE

Jednoduchým způsobem oddělování tuhé fáze od kapalné je dekantace, která současně slouží k promývání sraženin. Tuhá látka se nechá usadit na dně dekantací nádoby a čirá kapalina se opatrně odlije nebo odsaje. Toto se opakuje nejméně 3x, poslední dekantace se provede destilovanou vodou. Používáme kádinky, Erlenmeyerovy baňky nebo odměrné válce.

Úloha č. 1

### Příprava hydroxidu železitého

Hydroxid železitý lze připravit srážením železitých solí z roztoku amoniakem:



5%ní roztok železité soli srážejte v 800 ml kádince za horka vypočteným množstvím 10%ního roztoku amoniaku. Připravte si dvojnásobné množství roztoku NH<sub>3</sub>, protože se dává přebytek, dokud se tvoří sraženina. Zásobní roztok nemá přesně 25% NH<sub>3</sub>, což závisí hlavně na zavírání zásobní lahve!!!! Pozor ale na velké množství srážedla, konec srážení je dán malým přebytkem NH<sub>3</sub>, který indikujete čichem. Sraženinu 3 x dekantujte horkou vodou, pak 1 x horkou destilovanou vodou a poté zfiltrujte do vymizení reakce na síranový ion - odtékající filtrát nesmí tvořit s barnatými solemi bílý zákal. Získaný hydroxid železitý na filtračním papíru vložte do odpařovací misky filtračním papírem vně, odsajte vodu, odlepte filtrační papír a nechte na hodinovém sklíčku do dalšího laboratorního cvičení. Zvažte a odevzdejte jako řádný preparát (tentokrát neroztírejte v třecí misce !) Vypočtete praktický výtěžek.

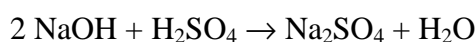
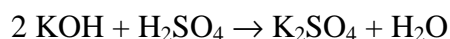
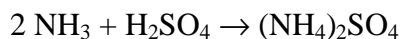
Z filtrátu lze odpařením do sucha připravit síran amonný. Hydroxid železitý má žlutohnědou barvu, je často křkovitý, snadno se rozpouští v kyselinách, je však nerozpustný v hydroxidech.

## NEUTRALIZACE

Úloha č. 2

### Příprava síranů neutralizací

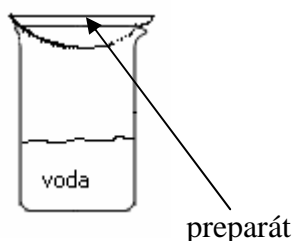
**Úkol: Připravte 0,1 mol zadaného síranu.**



V kádince připravte roztok zadané zásady (KOH, NaOH, NH<sub>3</sub>). KOH a NaOH se ředí nejprve malým množstvím vody a po rozpuštění se přidá po částech zbylého množství vody za stálého míchání. V kádince si připravte 10% roztok H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Při ředění H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> pracujte v digestoři a nezapomeňte na brýle. Koncentrovaná H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> se pomalu přidává do vody za stálého míchání. Do připraveného roztoku zásady přidejte indikátor methylčerveň a opatrně po malých dávkách za stálého míchání přidávejte roztok H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, dokud se nezmění barva. Po provedení neutralizace přidejte 1 - 2 lžičky aktivního uhlí a povařte s ním roztok asi 1 min. Poté roztok za horka zfiltrujte a filtrát zahustěte na poloviční objem. Tento zahuštěný roztok dejte na vodní lázeň a odpařte do vzniku krystalů. Krystaly vysušte a odevzdejte jako řádný preparát.

**Aktivní uhlí** adsorbuje barvivo, jinak by síran nebyl čistý a bílý.

**Vodní lázeň** – slouží k odpaření rozpouštědla a k sušení krystalů.



Výpočty:

1. Jaká hmotnost výchozích sloučenin (100%) je k reakci zapotřebí?
2. Vypočtete hmotnost kyseliny sírové a roztoku amoniaku, které máte k dispozici (např. 96% ní kyselinu sírovou)
3. Pomocí tabulek (popř. změřením hustoty) vypočtete výchozí objem roztoku kyseliny sírové

### Ukázka výpočtu pro přípravu 10 g $K_2SO_4$

#### Výpočet hmotnosti 100% $H_2SO_4$

$$\frac{n_{K_2SO_4}}{n_{H_2SO_4}} = \frac{1}{1}$$

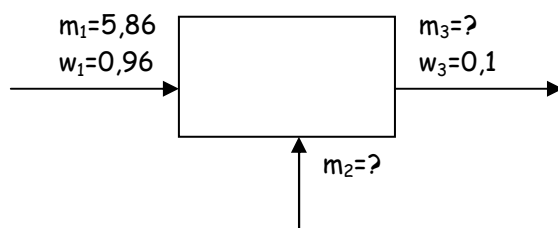
$$m_{H_2SO_4} = \frac{m_{K_2SO_4}}{Mr_{K_2SO_4}} \cdot Mr_{H_2SO_4}$$

$$m_{H_2SO_4} = \frac{10}{174} \cdot 98 = 5,63(100\%)$$

#### Výpočet hmotnosti 96% $H_2SO_4$

$$m_{roz.} = \frac{m_{H_2SO_4}}{w} = \frac{5,63}{0,96} = 5,86g$$

#### Výpočet ředění na 10% kyselinu sírovou:



$$w_2 = 0$$

$$m_1 + m_2 = m_3$$

$$m_1 w_1 + m_2 w_2 = m_3 w_3$$

$$5,86 \cdot 0,96 + 0 = 0,1 m_3$$

$$5,6256 = 0,1 m_3$$

$$m_3 = 56,3$$

$$m(H_2O) = 56,3 - 5,86 = 50,4 \text{ g}$$

#### Výpočet objemu $H_2SO_4(96\%)$ :

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{5,86}{1,840} = 3,18ml$$

#### Výpočet KOH-100%

$$\frac{n_{K_2SO_4}}{n_{KOH}} = \frac{1}{2}$$

$$m_{KOH} = 2 \cdot \frac{m_{K_2SO_4}}{Mr_{K_2SO_4}} \cdot Mr_{KOH} = 2 \cdot \frac{10}{174} \cdot 56,1 = 6,44g$$

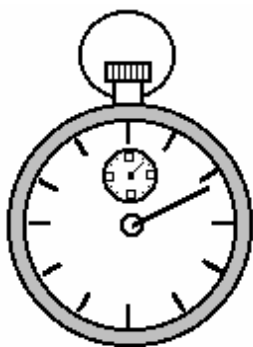
### Výpočet KOH- 80%

$$m = \frac{m_{\text{KOH}}}{w} = \frac{6,44}{0,8} = 8\text{g}$$

## Reakční kinetika

### Závislost rychlosti reakce na koncentraci reagujících látek

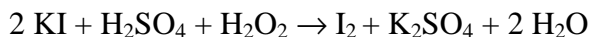
Čím větší je počet částic reagujících látek v určitém objemu, tj. čím větší je jejich koncentrace, tím častěji dochází k energeticky účinným srážkám a reakce probíhá rychleji. S postupným ubýváním výchozích látek při uskutečňované reakci narůstá množství produktů, ale současně klesá rychlost chemického děje. Zpočátku je reakční rychlost značná, postupně se snižuje, až se reakce zcela zastaví.



Úloha č. 3

### Oxidace jodidu draselného

Reakce je založena na oxidaci jodidu na jod působením peroxidu vodíku v kyselém prostředí, vzniklý jod zbarvuje škrobový maz modře:



Do odměrného válce o objemu 50 ml nalijte 10 ml roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4$  o koncentraci  $0,01\text{mol.l}^{-1}$  a 5 ml škrobového mazu. Pak pipetou přidejte 20 ml roztoku KI o koncentraci  $0,01\text{mol.l}^{-1}$ . Roztok doplňte vodou tak, aby ve válečku bylo celkem 40 ml roztoku, tyčinkou jej promíchejte a dolijte 10 ml 0,03% ního roztoku  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Opět jej promíchejte a změřte dobu, za kterou příslušný roztok zmodrá. Totéž proveďte ještě třikrát s tím rozdílem, že místo 20 ml roztoku KI budete pipetovat 10, 5 a 1 ml roztoku KI.

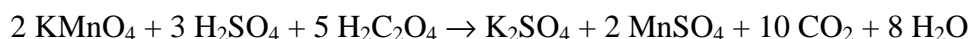
## Závislost rychlosti reakce na teplotě

Zvyšováním teploty se rychlost chemických reakcí zvyšuje. Je to způsobeno tím, že s rostoucí teplotou reagujících látek narůstá kinetická energie zúčastněných částic a zvětšuje se tak počet jejich energeticky účinných srážek. Experimentálně bylo zjištěno, že zvýšením teploty o 10°C vzrůstá rychlost chemické reakce 2krát až 4krát.

Úloha č. 4

### Vliv teploty na redukci manganistanu draselného šťavelovou kyselinou

Manganistan draselný reaguje v kyselém prostředí (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) se šťavelovou kyselinou (H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) podle rovnice



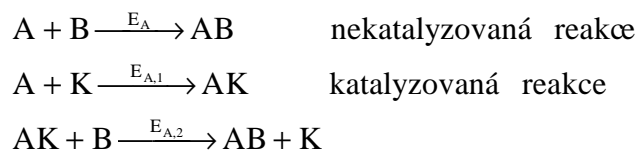
Fialový roztok manganistanu se po proběhnutí reakce odbarví, dojde k úplné redukci Mn<sup>VII</sup> (fialový) na Mn<sup>II</sup> (bezbarvý).

Do tří kádinek dejte po 10 ml roztoku kyseliny šťavelové o koncentraci 0,05 mol.l<sup>-1</sup> a přidejte 25 ml roztoku H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> o koncentraci 1 mol.l<sup>-1</sup>. První kádinku zahřejte na vodní lázni na 90°C, druhou na 50°C a třetí ochlaďte v ledové vodě na 5°C. Potom ke všem vždy přidejte po 5 ml roztoku KMnO<sub>4</sub> o koncentraci 0,02 mol.l<sup>-1</sup> a promíchejte. Změřte čas, za který se v jednotlivých kádinkách roztok odbarví. Výsledky zapište do přehledné tabulky.

### Vliv katalyzátoru na rychlost reakce

Přítomnost katalyzátoru způsobuje urychlení nebo zpomalení chemického děje. Látky, které působí jako urychlovače chemického děje, se nazývají katalyzátory. Látky, které reakce zpomalují, se nazývají inhibitory.

Katalyzátory v reakčním systému přechodně vytvářejí s výchozími látkami meziprodukty, ale v závěru reakce se opět uvolňují a zůstávají chemicky nezměněny. Obecně lze znázornit rozdíl mezi nekatalyzovanou a katalyzovanou reakcí takto:



V případě použití pozitivního katalyzátoru dojde k urychlení chemické reakce. Vysvětlení je v rozdílném reakčním mechanismu nekatalyzované a katalyzované reakce. Energie potřebná k účinným srážkám částic, tzv. aktivační energie E<sub>A</sub>, je v prvním případě vyšší než aktivační energie E<sub>A,1</sub> a E<sub>A,2</sub> každé z dílčích reakcí při použití katalyzátoru. Snížení aktivační energie při stejné teplotě má za následek častější energeticky účinné srážky, a proto dojde k urychlení reakce.

## Úloha č. 5

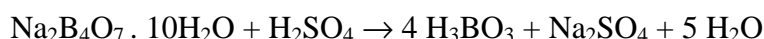
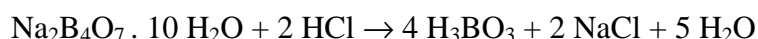
### Rozklad peroxidu vodíku užitím různých katalyzátorů

Do sady zkumavek dejte různé druhy látek přibližně o hmotnosti 0,1 g, např. zrněné aktivní uhlí, oxid mangančitý, oxid stříbrný, oxid chromitý, stříbrný nebo měděný drátek, kousek železa, parafín, polyethylen apod., a do každé zkumavky přilijte 2 ml 6% roztoku  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Na rychlost průběhu katalyzované reakce usuzujte podle uvolňování bublinek kyslíku, který dokážete doutnajícím špejlí. Seřadte použité katalyzátory podle klesajícího vlivu na rychlost rozkladu peroxidu vodíku. O tom, že pro reakci uvolňování kyslíku je rozhodující přítomnost peroxidu vodíku a ne katalyzátoru, se přesvědčte takto: do zkumavky s katalyzátorem  $\text{MnO}_2$ , ve které již reakce skončila, přidejte ještě 1 ml  $\text{H}_2\text{O}_2$  a po jeho rozkladu další dávku 0,1 g  $\text{MnO}_2$ . Přidáním katalyzátoru se vývoj kyslíku neobnovuje.

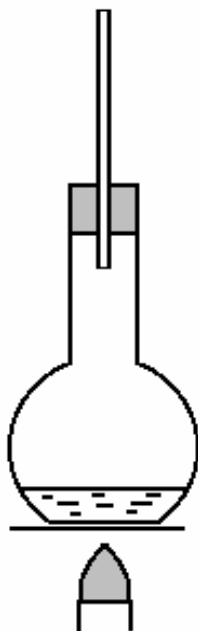
## Úloha č. 6

### Příprava kyseliny trihydrogenborité

Připravte kyselinu trihydrogenboritou z 5 g  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ . Kyselinu trihydrogenboritou je možné připravit z boritanů vytěsněním silnější kyselinou jako málo rozpustnou látku.



Z odváženého množství práškovitého boraxu připravte 10%ní roztok rozpuštěním v horké vodě a přidejte vypočtené množství zředěné kyseliny chlorovodíkové (1 : 1) nebo sírové (1 : 4). Po jedné hodině chlazení vyloučené krystaly zbavte matečného louhu, odfiltrujte a vysušte na filtračním papíru. Kyselina trihydrogenboritá vyloučená z vody tvoří lístky bílé, průsvitné, slabě perleťového lesku, na omak mastné. Krystaluje v soustavě trojklonné. Ve studené vodě se rozpouští málo, ve vařící dobře.



K důkazu kyseliny borité využijte reakce kyselin s alkoholy.

Připravte reakční směs. Do varné baňky nalijte 20 ml ethanolu, s nasazeným obličejovým štítem pozvolna k ethanolu přidejte 3 ml koncentrované kyseliny sírové. Během přidávání kyseliny krouživým pohybem baňky směs míchejte. Ke směsi v baňce přidejte 3 g kyseliny borité.

Na laboratorní stojan upevněte nad kahan baňku s reakční směsí. Do baňky vložte varný kamínek. Baňku uzavřete zátkou, do níž je ve svislé poloze zasunuta rovná skleněná trubice. Pozvolna zahřívejte baňku na síťce. Jakmile začne směs v baňce vřít, hořící třískou se pokuste zapálit páry, unikající z horního konce trubice.

Pozorujte jev, který slouží k důkazu kyseliny borité.

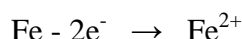
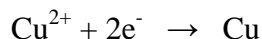
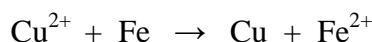
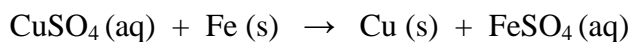
**Pokus provádějte v digestoři!**

Úloha č. 7 .

## Příprava mědi a heptahydrátu síranu železnatého

### Princip.

Působením kovového železa na vodný roztok síranu měďnatého připravíme práškovou měď a krystalizací vzniklého roztoku získáme heptahydrát síranu železnatého.



**Pracovní postup** (výpočty na 5g  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ).

Z pentahydrátu síranu měďnatého připravíme při teplotě 20 °C nasycený roztok, přičemž pH upravíme na hodnotu 3 přidáním 10% roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Roztok zahřejeme asi na 80 °C a při této teplotě ho udržujeme během celé reakce. Do roztoku přidáme mírný nadbytek železných tyčinek. 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. Po ukončení reakce pinzetou vybereme z roztoku nezreagované železné tyčinky.

Roztok nad vyloučenou měďí za horka zfiltrujeme přes skládaný filtr a odložíme ho. K vyloučené měďi přidáme 20 ml 10%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  a asi 5 min povaříme, aby se rozpustily zbytky železa. Roztok nad měďí slijeme a měď několikrát dekantujeme 50 ml destilované vody. Vyloučenou měď odfiltrujeme, vysušíme a zvážíme. Poté uchováváme pod vodou, jinak zoxiduje na  $\text{CuO}$ .

Zkontrolujeme pH roztoku síranu železnatého, pokud je třeba upravíme pH na hodnotu 3 přidáním 10% roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Pokud má roztok hnědou barvu, jsou v něm ionty  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{OH})_2]^+$ , které vznikly oxidací síranu železnatého a následující hydrolyzou. V tomto případě k roztoku přidáme železnou tyčinku a chvíli povaříme. Roztok za horka přefiltrujeme na obyčejném filtru do odpařovací misky a na vodní (vzdušné) lázni zahustíme ke krystalizaci. Ochlazením roztoku se vyloučí krystaly, které odsajeme na Büchnerově nálevce a vysušíme na filtračním papíru.

### Kontrola produktu.

1. Ve zkumavce rozpustíme malé množství síranu železnatého. Potom přidáme 0,5 ml 0,01  $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  roztoku hexakynoželezitanu draselného  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (červená krevní sůl). Vznikne intenzivně modrá sraženina - Turnbullova modř.

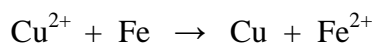
2. Několik krystalů připraveného produktu rozpustíme v 1 ml vody. Přidáme roztok chloridu nebo dusičnanu barnatého. Vznikne bílá sraženina síranu barnatého. Reakce se používá k důkazu síranů.



Úloha č. 8 .

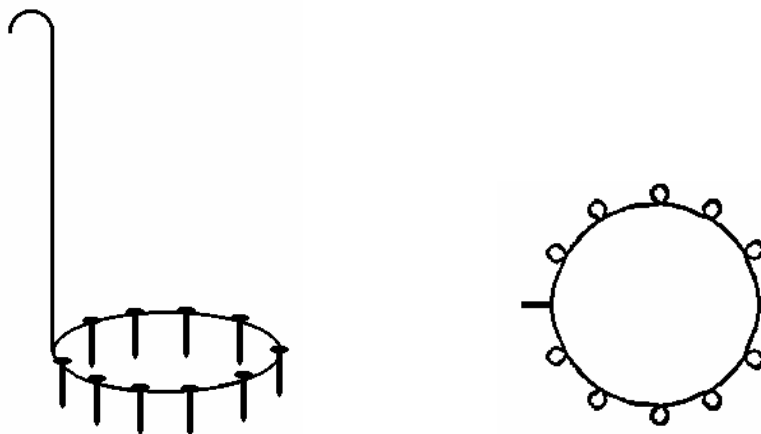
### Jak dusičnan měďnatý převést na síran?

Dusičnan, dlouhodobý ležák v našem chemickém skladu, rozpuštěný v krystalové vodě – nic moc k použití. Takže jsme se dusičnan rozhodli převést na něco užitečného – na modrou skalici. Využijeme možnosti vyredukování čisté Cu pomocí Fe nebo Zn.



Připravený 5-10%ní roztok měďnaté soli (při výpočtu uvažte obsah krystalové vody) zahřejte k varu. Pak do něj vložte připravené zařízení se železnými hřebíky (viz obrázek) a měď, vznikající na nich občas setřeste. Reakce probíhá, dokud je roztok modře zbarvený. Pokud veškeré měďnaté ionty zreagovaly, opláchněte zbytky hřebíků a nechte měď usadit. Po usazení odlijte kapalinu nad vzniklým kovem, promyjte vodou a znovu odlijte. Další dekantací promyjte měď do neutrální reakce. Konečné promytí provedte denaturovaným ethanolem a měď odsajte na Büchnerově nálevce. Delším stykem se vzduchem měď oxiduje. Zvlášť čistou měď můžete uchovat pod vodou mírně okyselenou kyselinou sírovou.

Vzniklou Cu necháme reagovat s 15% peroxidem vodíku za přítomnosti  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (stačí 10%). Modrý roztok vaříme do snížení objemu na polovinu a provedeme rušenou krystalizaci, pokud roztok ještě není dostatečně zahuštěný, pokračujeme v odpařování. Krystaly modré skalice použijeme při jiném laboratorním cvičení – krystalizace atd.



### Úloha č. 9

#### **Příprava chloridu cínatého a jeho vlastnosti**

Zrnko cínu rozklepejte na tenký plíšek a vhodte jej do zkumavky s 10 ml koncentrované kyseliny chlorovodíkové. Zkumavku zahřívejte, aby se cín rozpustil. Získaný roztok rozdělte do tří dalších zkumavek a pozorujte reakce s 1 ml roztoku  $K_2Cr_2O_7$ , s 1 ml roztoku  $KMnO_4$  a s 1 ml roztoku  $HgCl_2$  (všechny roztoky o koncentraci  $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ ).

Uveďte chemickou rovnici reakce cínu s kyselinou chlorovodíkovou. Sestavte rovnice oxidačně-redukčních reakcí, které probíhaly ve zkumavkách mezi chloridem cínatým a příslušnými oxidačními činidly v prostředí kyseliny chlorovodíkové (působením  $K_2Cr_2O_7$  vznikal chlorid cíničitý a chlorid chromitý; při reakci s  $KMnO_4$  došlo k jeho redukci na  $MnCl_2$  a reakcí s chloridem rtuťnatým se vylučuje nejprve  $Hg_2Cl_2$ , který postupně černá vylučováním elementární rtuti).

### Úloha č. 10

#### **Chování hořčíku ve vodě a v roztoku chloridu amonného**

0,1 g hořčíku dejte do zkumavky a přilijte 3 ml vody. Pozorujte, zda nastávají nějaké změny. Asi po 4 minutách přidejte 3 ml 30%ního roztoku chloridu amonného a mírně zahřejte.

### Úloha č. 11

#### **Příprava hydroxidu hlinitého**

15 g síranu hlinitého (nebo síranu draselno-hlinitého) rozpustěte tak, aby vznikl nasycený roztok při  $25^\circ\text{C}$  a srážejte jej postupným přidáváním 10%ního roztoku amoniaku tak dlouho, dokud se tvoří bílá sraženina. Potom vzniklou směs povařte a sraženinu dekantujte horkou vodou tak dlouho, až filtrát nebude dávat s roztokem chloridu barnatého bílou sraženinu. Promytý  $Al(OH)_3$  vysušte při  $95^\circ\text{C}$ , rozetřete a zvažte.

1. Sestavte rovnici této chemické reakce.
2. Jak připravíte nasycený roztok síranu hlinitého při  $25^\circ\text{C}$  z 15 g tuhého síranu hlinitého?
3. Jaký objem 10%ního roztoku amoniaku je třeba k úplnému vysrážení hydroxidu hlinitého z užitého roztoku síranu hlinitého?
4. Dobré promytí sraženiny hydroxidu hlinitého se zkouší chloridem barnatým. Napište chemickou rovnici, podle níž se ve filtrátu prozrazuje přítomnost síranových iontů.

Úloha č. 12

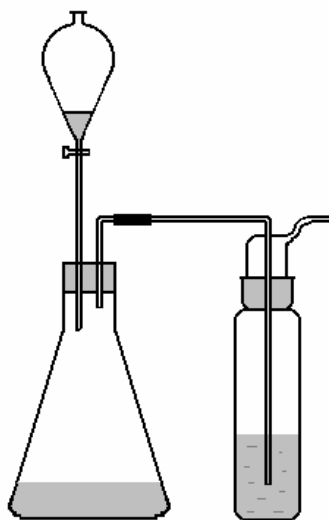
### Reakce hydroxidu hlinitého v kyselém a v zásaditém prostředí

Do nasyceného roztoku hlinité soli přilijte ve zkumavce zředěný roztok amoniaku. Získáte bílou sraženinu  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , kterou dobře protřepejte a rozdělte do dvou dalších zkumavek. K první přilijte tolik kyseliny chlorovodíkové (zředěné v poměru 1 : 1), aby se sraženina právě rozpustila. Vysvětlete, proč se tvoří dým. Do druhé zkumavky přilijte 20%ní roztok  $\text{NaOH}$ . Vysvětlete chemickými rovnicemi průběh reakcí.

Úloha č. 13

### Příprava hydrogenuhličitanu sodného

Hydrogenuhličitan sodný lze laboratorně připravit z chloridu sodného, oxidu uhličitého a vodného roztoku amoniaku reakcí podle Solvaye



Do promývačky dejte vypočtené množství 25% ního vodného roztoku amoniaku, přidejte vypočtené množství chloridu sodného a vody. Promývačku napojte na připravenou vyvíjecí aparaturu a zavádějte do něho oxid uhličitý až do nasycení roztoku. Roztokem je třeba intenzivně třepat, aby byl v dobrém styku s oxidem uhličitým. Získanou bílou sraženinu odsajte na Büchnerově nálevce, promyjte malým množstvím ledové vody a vysušte filtračním papírem.

Hydrogenuhličitan sodný je méně rozpustný než chlorid amonný, proto jej lze v podobě sraženiny dobře oddělit.

### **Domácí příprava:**

**Připravte zadané množství  $\text{NaHCO}_3$  (obvykle 20 g)**

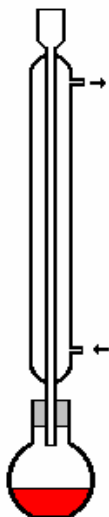
Je třeba vypočítat:

- hmotnost  $\text{NaCl}$  a objem vody na přípravu nasyceného roztoku  $\text{NaCl}$  (Pozor při výpočtu nezapomeňte vzít v úvahu vodu v roztoku  $\text{NH}_3$  )
- objem 25% ního vodného roztoku amoniaku
- hmotnost  $\text{CaCO}_3$  na přípravu  $\text{CO}_2$
- objem 36%  $\text{HCl}$  a její ředění na 1 : 1 (objemově) na přípravu  $\text{CO}_2$
- celkový objem vody po ukončení reakce a teoretický výtěžek vzhledem k rozpustnosti  $\text{NaHCO}_3$

## Úloha č. 14

### Příprava pentahydrátu thiosíranu sodného

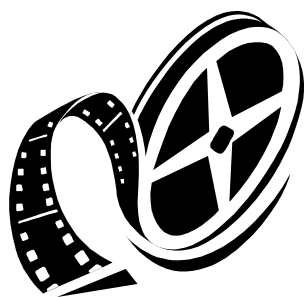
K reakci použijte 0,1 molu bezvodého siřičitanu sodného nebo odpovídající množství  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Smíšením s vodou z něj připravte nasycený roztok. Do varné baňky předložte rozmělněnou síru (ovlhčenou ethanolem) v odpovídajícím stechiometrickém poměru podle rovnice



Připravený roztok siřičitanu sodného vlijte na síru, baňku uzavřete zátkou se zpětným chladičem, který upevníte na stojan. K urychlení reakce je možno přidat  $\text{Na}_2\text{S}$  (malou lžičku). Chladič napojte na přívod vody a ponechte protékat chladicí vodu. Potom baňku zahřívejte tak dlouho, až se téměř všechna síra rozpustí, což trvá 1 až 2 hodiny. Kalný roztok přefiltrujte a nezreagovanou síru vysušte a zvažte. Z její hmotnosti vypočtete teoretický výtěžek připravovaného thiosíranu sodného. Filtrát zahustěte ke krystalizaci odpařením asi na polovinu původního objemu. Protože thiosíran sodný tvoří snadno přesycený roztok, je vhodné jej před vlastní krystalizací naočkovat krystalkem  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Volným chladnutím se získají jednoklonné krystaly  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Ty izolujte filtrací na Büchnerově nálevce, matečný louh znovu zahustěte ke krystalizaci a nechte volně krystalovat. Krystaly vysušte filtračním papírem a zvažte. Krystaly tají ve své krystalové vodě při teplotě  $48,5^\circ\text{C}$ .

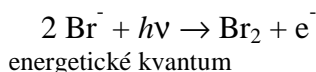
## Úloha č. 15

### Základy fotochemických reakcí

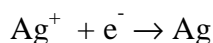


Chemické děje vyvolané působením světla patří mezi tzv. fotochemické reakce. Zvláštní postavení mají reakce halogenidů stříbra, které se staly základem pro fotografii. Jemné krystalky halogenidů stříbra rozptýlené v želatině (tzv. fotografická vrstva) tvoří na světlo citlivou vrstvu fotografického materiálu.

Zčernání fotografické vrstvy v různých odstínech závisí na její citlivosti i intenzitě osvětlení a expozici. Děj se vysvětluje přeměnou halogenidů absorpcí světelné energie:



Stříbrný kation je pak redukován uvolněným elektronem na černé koloidní stříbro.



Množství přímo vyredukováného stříbra je však i po silném osvětlení nepatrné, vzniká jen nepozorovatelný (latentní) obraz. Tímto procesem se tvoří nepravidelnosti v krystalové

mřížce halogenidu, jež umožňují vyvolat redukci dalších atomů stříbra účinkem vhodného redukčního činidla (vývojky). Získá se tak viditelný obraz (negativ). Obvykle užívanými redukčními činidly ve vývojce jsou vybrané organické sloučeniny, např. hydrochinon, aminofenol nebo metol.

Halogenid, který nebyl ve vývojce zredukován, se odstraňuje rozpuštěním v roztoku thiosíranu sodného  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , v tzv. ustalovači, čímž se dosáhne pro získaný obraz stálosti na světle.

### **Příprava halogenidů stříbra a jejich chování ke světlu**

Na tečkovací destičku kápněte vedle sebe po dvou kapkách roztoku KCl, KBr a KI o koncentraci  $1 \text{ mol.l}^{-1}$ . Do jedné z připravených kapek vzorku přikápněte roztok  $\text{AgNO}_3$  o koncentraci  $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$  (druhá kapka slouží pro srovnání) a pozorujte nejprve proti černému pozadí, později proti bílému pozadí vznik příslušných sraženin a jejich chování.

1. Napište chemické rovnice reakcí  $\text{AgNO}_3$  s draselnými halogenidy.
2. Jakou barvu měly sraženiny hned na začátku, jakou za 5 minut a jakou za 15 minut?
3. Čím vysvětlíte postupnou změnu zbarvení sraženin?
4. Který z halogenidů byl nejcitlivější ke světlu?

### **Princip vyvolávání a ustalování**

Do zkumavky se 3 ml roztoku  $\text{AgNO}_3$  o koncentraci  $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$  přidejte několik kapek roztoku KBr o koncentraci  $1 \text{ mol.l}^{-1}$ , aby se vytvořila sraženina AgBr. Po protřepání AgBr rozdělte do tří zkumavek. Do první zkumavky přilijte alkalický roztok hydrochinonu (vývojka), do druhé roztok  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  (ustalovač) a třetí ponechte pro srovnání.

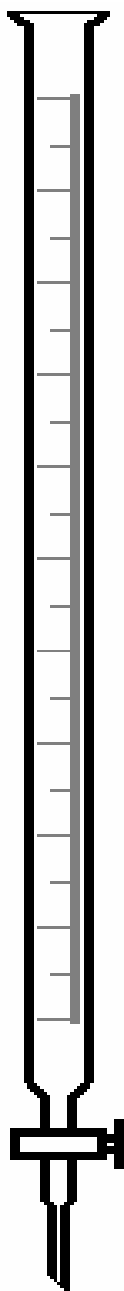
1. Jak se chovala sraženina AgBr k vývojce? Vysvětlete.
2. Jakou funkci plní thiosíran sodný při ustalování?

## Úloha č. 16

### Příprava sloučenin manganu v různém oxidačním stupni

Pro prvek mangan je typické, že může mít ve svých sloučeninách rozdílná oxidační čísla v rozmezí od -III až do VII. Nejběžnější jsou sloučeniny manganu v oxidačních číslech II, IV, VI a VII.

U sloučenin s kyslíkem a vodíkem se s růstem oxidačního čísla manganu mění jejich vlastnosti od slabě zásaditých přes amfoterní až k silně kyselým. Sloučeniny s nízkým oxidačním číslem mají redukční schopnosti. Zvyšováním oxidačního čísla se postupně zesilují jejich oxidační schopnosti, takže např. sloučeniny  $Mn^{VII}$  jsou silná oxidační činidla.



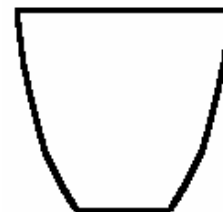
- Připravte 10 ml 3%ního roztoku chloridu manganatého. Do zkumavky nalijte 5 ml roztoku a pipetou, kterou ponoříte na dno zkumavky, opatrně přidávejte 5%ní roztok NaOH. Pozorujte reakci na rozhraní obou kapalin a sestavte chemickou rovnici.
- Do dalších 5 ml 3%ního roztoku chloridu manganatého přilijte 5%ní roztok NaOH, promíchejte a pozorujte postupnou přeměnu sraženiny na hydroxid manganitý. Sestavte chemickou rovnici reakce. Vzdušným kyslíkem se bílý hydroxid manganatý oxiduje na hnědý hydroxid manganitý.
- Část hydroxidu manganitého smíchejte v další zkumavce se zředěnou HCl. Co pozorujete? Jaké sloučeniny vznikají?
- Do zkumavky dejte lžičku  $MnO_2$  a přidejte několik kapek koncentrované HCl. Poznáte, jaký plyn se uvolňuje? Vyjádřete rovnicemi. Reakce probíhá ve dvou fázích, za studena vzniká chlorid manganičitý, zahříváním chlorid manganatý.
- Opatrně ve zkumavce zahřívejte asi 1 g  $MnO_2$  se stejným množstvím  $KNO_3$  a pecičkou NaOH. Vznikne oxid dusičitý a zelená tavenina, ze které lze vyloužením vodou získat zelený roztok manganu draselného, jehož krystalizací se tvoří tmavě zelené krystalky této látky. Vyjádřete rovnici.
- Asi 0,5 g  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$  rozpustěte v 25 ml studené zředěné  $H_2SO_4$ . Z byrety potom ihned za stálého míchání přikapávejte roztok  $KMnO_4$  o koncentraci  $0,02 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$  tak, abyste zachytili, kdy se kapalina růžově zbarví. Reakce je příkladem kvantitativního analytického stanovení železa v kyselém prostředí metodou zvanou manganometrie. Proč se zpočátku manganistan odbarvoval? Vyjádřete děj rovnicí a označte zbarvení jednotlivých látek, víte-li, že se železnatá sůl oxidovala na železitou za současné redukce manganistanu na sůl manganatou.

## ŽÍHÁNÍ

Úloha č. 17

### Příprava oxidu chromitého

**Úkol:** Připravte 0,8 g Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, použijte variantu a)  
Oxid chromitý lze připravit více způsoby:

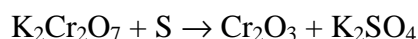


a) redukcí dichromanu draselného síranem amonným:



Odvážené množství dichromanu draselného dokonale rozetřete v třecí misce s trojnásobným množstvím síranu amonného a směs žíhejte 1 hod. v porcelánovém kelímku, dokud unikají páry. Po vychladnutí vsypte vyžíhaný produkt do větší kádinky a vyvařte s vodou, dekatujte 2 x horkou vodou a 1 x horkou destilovanou vodou, promývejte na filtru do vymizení reakce na sírany a nakonec nechte sušit do příště. Jako vedlejší výrobek lze krystalizací získat z prvního filtrátu síran draselný.

b) redukcí dichromanu draselného sírou:



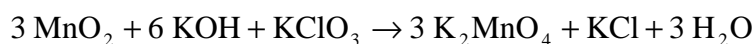
**Oxid chromitý** je zelený beztvářý prášek nerozpustný ve vodě a hydroxidech, byl-li řádně vyžíhán, nerozpouští se ani v kyselinách.

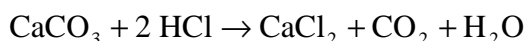
Úloha č. 18

### Preparace manganistanu draselného

Navažte 15 g hydroxidu draselného a 5 g chlorečnanu draselného a směs roztavte v porcelánové nebo kovové misce. Odstavte kahan a do taveniny vnesťte po menších dávkách 10 g jemně rozetřeného oxidu manganičitého. Během reakce neustále míchejte obsahem misky a jestliže tavenina ztuhne dříve, než jste přidali oxid manganičitý, přistavte kahan a reakční směs znovu roztavte. Po skončení reakce žíhejte taveninu tak dlouho, až ztuhne.

Vychladlou taveninu pak vyvařte v kádince ve 200 ml destilované vody (opravdu maximálně v tomto množství!!!). Do vroucího roztoku zavádějte oxid uhličitý alespoň 30 minut. Oxid uhličitý vyvíjejte v aparatuře sestavené z odsávací baňky, do které vložíte mramor (počítejte 85% čistotu), a dělicí nálevky s HCl (poměr 1:2). Reakční směs nechte asi půl hodiny stát a pak ji zfiltrujte přes skleněnou fritu. Na fritě zůstane oxid manganičitý, který nechte uschnout. Filtrát zahustěte na vodní lázni a nechte jej krystalizovat. Krystalky odsajte na fritě a filtrát znovu zahustěte ke získání dalšího produktu. Oba produkty zvažte a vypočítejte výtěžek.





### Domácí příprava:

Vypočtete základní látku a teoretický výtěžek. Které látky jsou v reakční směsi v přebytku?

Úloha č. 19

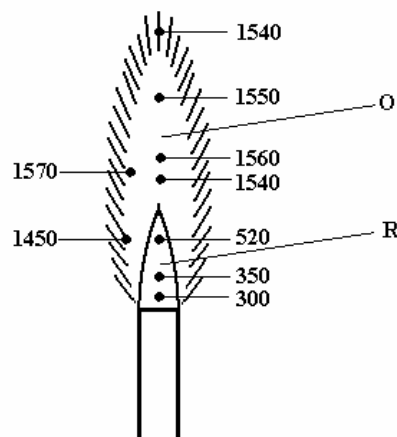
### Plamenové zkoušky na kationty alkalických kovů a kovů alkalických zemin

Těkavé sloučeniny kovů dávají charakteristické zbarvení nesvítivého plamene. K praktickému provedení je třeba platinového drátku. Konec drátku upravený do tvaru malého oka se nejprve střídavě ponořuje do zředěné kyseliny chlorovodíkové na hodinovém sklíčku a žihá se nesvítivým plamenem, až se plamen nezbarvuje. Tím se odstraní nežádoucí nečistoty. Pak se na drátek navlhčený kyselinou chlorovodíkovou nabere vzorek a přiblíží se ke spodnímu okraji nesvítivého plamene, čímž se dosáhne jeho zbarvení. U méně těkavých látek je třeba drátek posunout do vyšší teplejší části plamene. Mnohé látky obsahují stopy sloučenin sodíku, které způsobují intenzivní žluté zbarvení plamene. V takovém případě se s výhodou využije modré kobaltové sklo, které umožňuje pozorovat i méně intenzivní zbarvení plamene způsobené jinými sloučeninami, především draselnými. Při každé následující zkoušce sloučeniny je nutné mít drátek zcela čistý, čehož se dosáhne kyselinou chlorovodíkovou již uvedeným způsobem.

Rozložení teplot v plameni Bunsenova kahanu

O - oxidační pásma

R - redukční pásma



Proveďte plamenové důkazy kationtů ve vzorcích sloučenin.

#### Zbarvení plamene jednotlivými prvky:

Li purpurově červeně

Na intenzivně žlutě

K fialově (do růžova)

Rb fialově

Cs fialově

Ca cihlově červeně

Sr karmínově červeně

Ba žlutozeleně

B jablečně zeleně (jako  $\text{H}_3\text{BO}_3$ )

In modrofialově až modře

Tl smaragdově zeleně

Mo sírově žlutě (jako  $\text{MoO}_2$ )

Cu modrozeleně (jako  $\text{CuCl}_2$ )

Se chrpově modře

Mn zeleně za současného jiskření (jako  $\text{MnCl}_2$ )



## **Rostlinná listová barviva**

V listech zelených rostlin se vyskytuje větší počet lipofilních barviv. Jejich charakteristickou vlastností je rozpustnost v tucích. Pro fotosyntézu mají rozhodující význam chlorofyl a, chlorofyl b a karotenoidy. K separaci listových barviv se používá plošná chromatografie (papírová - PC a tenkovrstvá - TLC).

**Princip:** Principem chromatografie je mnohonásobně opakované rozdělování látek mezi nepohyblivou (stacionární) fází a pohyblivou (mobilní) fází. Stacionární fází může být chromatografický papír nebo tzv. tenká vrstva, tvořená adsorpčním materiálem naneseným na skleněnou, hliníkovou nebo plastovou desku. Chromatografický papír je filtrační papír zvláště vyrobený z bavlněného odpadu. Tenkou vrstvou je nejčastěji jemně práškovitý oxid hlinitý nebo silikagel, které jsou na podložní desce nanесeny vhodným pojivem. Tloušťka vrstvy je 0,2 až 2 mm. Mobilní fází bývá směs organických rozpouštědel.

Při rozdělování látek mezi mobilní a stacionární fází se nejnižší zachycují ty látky, které mají největší schopnost adsorpce, nejvýše dospějí látky, jejichž schopnost adsorpce na adsorpční vrstvě je nejmenší. Výsledkem je chromatogram. Jednotlivá listová barviva mají charakteristické zbarvení: chlorofyl a – zelená, chlorofyl b – modrozelená, xanthofyly – žlutá, karotenoidy – oranžová, feofytin – šedá.

**Postup:** Přinesené listy a rostliny (jetelové listy, listy kopřiv, špenát, břečťan, sušená mrkev apod.) rozstříhajte na menší kousky, rozetřete ve třecí misce s malým množstvím propraného křemičitého písku, uhličitanem vápenatým (na špetku nože) a acetonem na hustou kaši. Směs zfiltrujeme do odpařovací misky, odpaříme do sucha na vodní lázni a po zchladnutí rozpustíme v několika kapkách acetonu.

Z chromatografické desky Silufol odstříhnete pruh (šířka pruhu se řídí šířkou vyvíjecí nádoby). Ve vzdálenosti asi 20 mm od jedné užší strany vyznačte měkkou tužkou startovní čáru. Při manipulaci s chromatografickou deskou se nedotýkejte rukou nanesené vrstvy, pozor na poškození adsorpční vrstvy, desku přidržujte pouze za její okraj. Zahuštěný extrakt naneste kapátkem na startovní čáru a skvrnu nechte vyschnout. Pokud je nanesená skvrna po zaschnutí málo výrazná, do středu skvrny naneste novou dávku extraktu listových barviv.

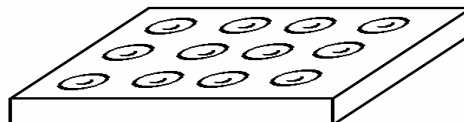
Do vyvíjecí nádoby nalijte mobilní fází – směs rozpouštědel: benzín + 2-propanol + voda (100 : 10 : 0,25) tak, aby hladina sahala do výšky 8 – 10 mm. Připravenou chromatografickou desku vložte opatrně do vyvíjecí nádoby s mobilní fází a nádobu zakryjte sklem. Jakmile se čelo vyvíjecí soustavy - mobilní fáze – přiblíží k hornímu okraji desky vyjměte proužek z vyvíjecí nádoby a nechte na vzduchu uschnout. Po uschnutí obtáhněte měkkou tužkou obrisy skvrn a zaznamenejte jejich barvu.

Z rozdrcených listů můžeme barviva extrahovat také ethanolem (mobilní fáze) a rozdělit na filtračním papíře (stacionární fáze). Postup je podobný jako při použití Silufolu. K rozdělení směsi barviv můžeme použít také i kousek školní křídly (chemicky to bývá napěněná sádra). Na kousek nové školní křídly naneste kapku listových barviv (podobně jako na Silufol). Místo listových barviv lze použít k dělení barev také fixy. Křídlo vložte do kádinky s vyvíjecí směsí (mobilní fází). Kádinku přikryjte hodinovým sklem.

Úloha č. 21

## Koordinační sloučeniny mědi, železa a stříbra

Reakce proveďte na tečkovací destičce..

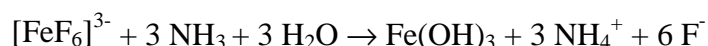
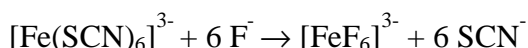
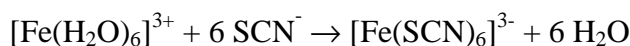


### a) Příprava síranu tetraamminměďnatého

Na tečkovací destičku dejte několik krystalků  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  a přidejte několik kapek vody, aby se síran měďnatý právě rozpustil. Pak přikápněte koncentrovaný roztok amoniaku a všimněte si změny zbarvení. Zapište iontovými rovnicemi přípravu síranu tetraamminměďnatého.

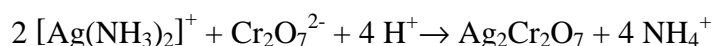
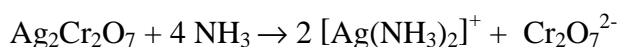
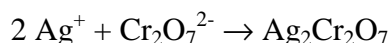
### b) Příprava koordinačních sloučenin železa a jejich stálost

Na žlutý roztok chloridu železitého kápněte roztok KSCN; krvavě červené zbarvení prokáže železité sloučeniny. Dalším přidáním roztoku KF dojde k odbarvení, vznikne hexafluoroželezitan draselný. Fluorokomplex lze rozložit přidávkou koncentrovaného roztoku amoniaku a vytvoří se hnědá sraženina  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Reakce lze znázornit následujícími iontovými rovnicemi:



### c) Příprava koordinačních sloučenin stříbra a jejich stálost

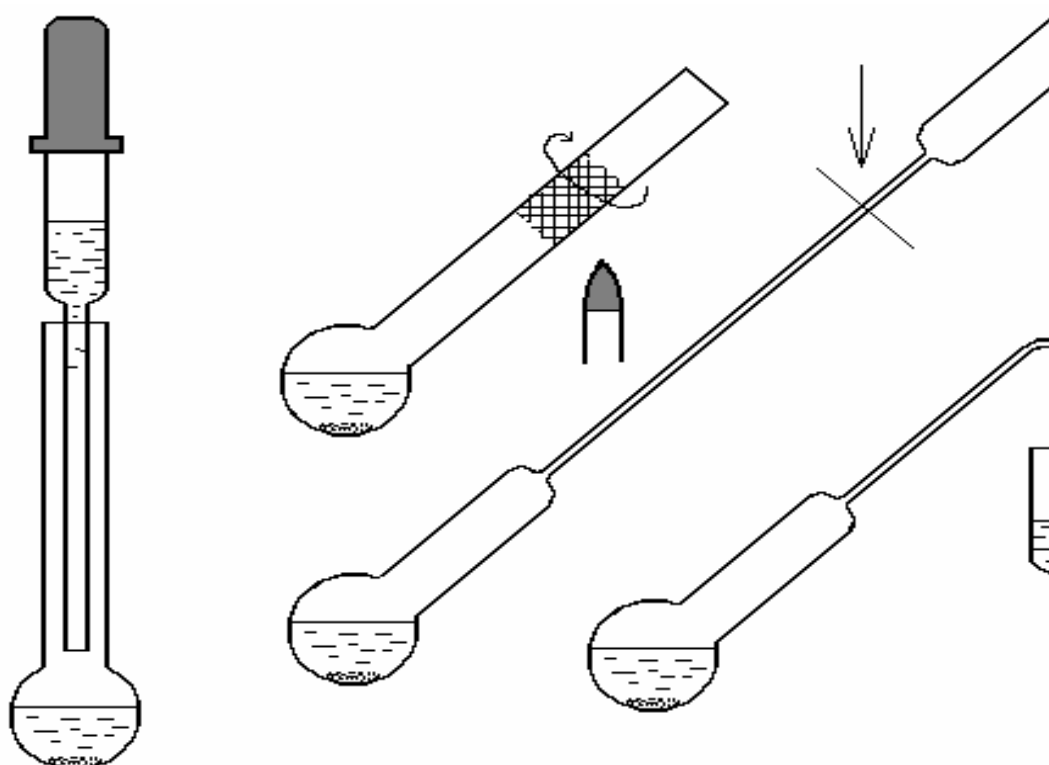
K roztoku dusičnanu stříbrného přidejte roztok  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Vzniklá červenohnědá sraženina  $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  tvoří působením koncentrovaného roztoku  $\text{NH}_3$  rozpustný komplexní dichroman diamminstříbrný, který lze převést zpět na původní dichroman stříbrný okyselením octovou kyselinou. Průběh reakcí vyjadřují tyto iontové rovnice:



Úloha č. 22

### Příprava kyseliny dusičné semimikrometodou

K pokusu použijte skleněnou trubici o rozměrech 8mm x 150 mm, kterou upravíte na baničku. Do ní vpravte násypkou asi 0,5 g  $\text{KNO}_3$  a přidejte kapilárním kapátkem asi 0,5 ml koncentrované kyseliny sírové. Po naplnění baničky zahřejte trubici v plameni a vytáhněte ji v kapiláru o světlosti asi 2 mm a délce 12 až 15 cm. Pak kapiláru opatrně odlomte, zahřejte v malém plameni tak, aby nedošlo k jejímu zatavení, a ohněte ji do ostrého úhlu. Ze zbytku trubice po odříznutí kapiláry můžete zhotovit malou zkumavku, kterou použijete při destilaci jako předlohu. Baničku s reakční směsí pak opatrně zahřívejte kahanem, aby směs pravidelně vřela. Unikající páry kyseliny dusičné kondenzují v předloze. Získanou kyselinu dusičnou nalijte do mikrozkušavky, přidejte malé měděné hobliny nebo kousek měděného drátu a sledujte průběh reakce, kterou vystihuje rovnice

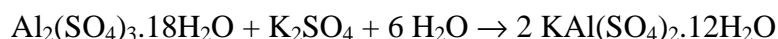


## Podvojn  soli

Úloha  . 23

### P prava dodekahydrátu síranu draselno-hlinitého

Nasycen  roztoky výchozích sol  se směsí ve stechiometrick m poměru podle rovnice



Volnou nebo rušenou krystalizací se získají krystaly  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ .

0,02 molu síranu hlinitého ( k dispozici máte 40% roztok, po t tano na hydrát) a odpovídající množství síranu draselnoho rozpust te tak, aby vznikly nasycen  roztoky při 60 C. Pokud je zapotřebí, roztoky zfiltrujte a pak navzájem smíchejte. Rušenou krystalizací získejte krystaly. Po ods t , promyt  a vysušen  získan  krystaly  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  zvažte.

Obdobn m způsobem můžete p rpravit z p slušn ch výchozích solí síran sodno-hlinit  nebo síran amonno-hlinit ; pouze jejich krystalizace je poněkud obt zn j s .

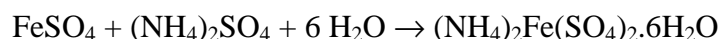
Vypočtěte:

- hmotnost 40% roztoku  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$  a objem, když hustota je  $1.22 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$
- množství odpařen  vody, pot ebn  k zahu t n  na nasycen  roztok
- nav  tku  $\text{K}_2\text{SO}_4$

Úloha  . 24

### P prava hexahydrátu síranu diamonno-železnatého

$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  se nazývá Mohrova s l. V laboratořech se s výhodou uživí, protože ve vodn m prostředí jen nepatrn  hydrolyzuje a je na rozdíl od ostatních jednoduchých železnatých solí zna n  st l  v  i oxidaci vzdušn m kyslíkem. P rpravuje se krystalizací nasycených roztoků síranu železnatého a síranu amonnoho, smísených ve stechiometrick m poměru:



V p rprav  vyjděte ze záměru p rpravit 0,03 molu  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Síran amonno  o pot ebn  hmotnosti rozpust te ve vodě, aby vznikl nasycen  roztok při 70 C, přidejte k němu několik kapek  $\text{H}_2\text{SO}_4$  a p slu n  množství nasyceného roztoku síranu železnatého při t ze teplotě. Směs zahřejte k varu. Pokud je třeba, za horka zfiltrujte a rušenou nebo volnou krystalizací získejte krystaly hexahydrátu síranu diamonno-železnatého. Promyt  a vysušen  krystaly zvažte. Mate n  louh znovu zahustěte ke krystalizaci a zpracujte obdobn .

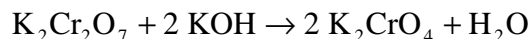
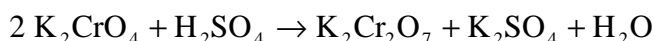
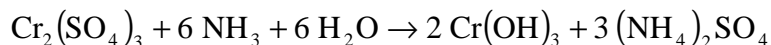
Podobn  lze p rpravit ze síranu amonnoho a síranu nikelnatého hexahydrát síranu diamonno-nikelnatého  $(\text{NH}_4)_2\text{Ni}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

## Sloučeniny chromu

Úloha č. 25

### Preparace chromanu draselného

Vyjděte z 0,02 molu chromité soli. Rozpusťte ji v kádince a doplňte vodou na objem 50 ml. Ke vzniklému roztoku přidávejte po kapkách vypočtené množství 10% roztoku amoniaku až do vytvoření šedozelené sraženiny. (Pro nepřesnou koncentraci amoniaku si připravte dvojnásobné množství). Sraženinu hydroxidu chromitého dekatujte dvakrát horkou vodou a jedenkrát destilovanou vodou. Hydroxid chromitý nefiltrujte, nechte ho pod malým množstvím vody a přidávejte k němu 10% roztok hydroxidu draselného. Alkalickou suspenzi (zkontrolujte pH papírkem) pak velmi opatrně oxidujte vypočteným množstvím 30% peroxidu vodíku a roztok vařte alespoň 15 minut pro odstranění přebytku  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Původně zeleně zbarvený roztok přejde na žlutý roztok chromanu. Roztok přelijte na odpařovací misku a na vodní lázni odpařujte do sucha. Chroman draselný tvoří žluté krystalky. Malé množství chromanu převedte ve zkumavce okyselením na dichroman draselný a ten v zásaditém prostředí převedte zpět na chroman draselný.



Úloha č. 26

### Příprava hydroxidu chromitého a jeho vlastnosti

Ke 3 ml roztoku  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  o koncentraci  $1 \text{ mol.l}^{-1}$  přidávejte po kapkách roztok KOH. Vzniklou sraženinu oddělte a promyjte vodou. Pak ji rozdělte na dvě části do dvou zkumavek. Do první zkumavky nalijte zředěnou kyselinu sírovou a do druhé roztok hydroxidu draselného v nadbytku. Vysvětlete chemické reakce a sestavte příslušné rovnice.

Úloha č. 27

### Oxidace chromitanu na chroman

Ke 3 ml roztoku  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  o koncentraci  $1 \text{ mol.l}^{-1}$  dejte přebytek roztoku KOH, aby vznikl zelený roztok hydroxochromitanu draselného. K tomuto roztoku přidejte několik kapek  $\text{H}_2\text{O}_2$  a mírně zahřejte. Co pozorujete? Příslušnou rovnici doplňte.

