

## Srážecí titrace

Jsou založeny na vzniku *málo rozpustných* a zároveň málo disociovaných sloučenin. Nejpoužívanější metodou je *argentometrie*, založená na tvorbě málo rozpustných či nerozpustných sloučenin stříbrných, tj. sloučenin s velmi malou hodnotou součinu rozpustnosti  $K_s$ . Hodnoty součinů rozpustnosti jsou uvedeny v chemických tabulkách.

### Argentometrie

#### Úvod

*Argentometrie* je odměrná analytická metoda, založená na vzniku nerozpustných sloučenin stříbra. Jako odměrný roztok se používá roztok  $\text{AgNO}_3$ . Základními (standardními) látkami jsou  $\text{NaCl}$  a  $\text{KCl}$ . Přímou titrací odměrným roztokem  $\text{AgNO}_3$  lze stanovit ionty  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$  a  $\text{I}^-$ , rhodanidy  $\text{CNS}^-$  a kyanidy  $\text{CN}^-$ . Naopak ionty stříbrné  $\text{Ag}^+$  lze stanovit odměrným roztokem rhodanidu amonného  $\text{NH}_4\text{CNS}$  (podle Volharda), bromidem draselným  $\text{KBr}$  (podle Fajanse) nebo chloridem sodným  $\text{NaCl}$  (podle Gay-Lyssaca).

*Odměrnými roztoky* v argentometrii jsou 0,1 molární roztoky  $\text{AgNO}_3$ , 0,1 molární  $\text{NaCl}$  (pro standardizaci roztoku  $\text{AgNO}_3$ ) a 0,1 molární roztok rhodanidu amonného  $\text{NH}_4\text{CNS}$ .

K *indikaci* bodu ekvivalence používáme různé látky podle povahy a typu stanovení. Často používaným indikátorem je 5% roztok  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ , používaný při stanovení ve vodě rozpustných chloridů, bromidů a rhodanidů titrací odměrným roztokem  $\text{AgNO}_3$ . Vznik oranžověčerveného trvalého zbarvení sraženiny  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  nad ssedlinou signalizuje ukončení titrace.

Součiny rozpustnosti používaných stříbrných sloučenin

Sraženina	Zbarvení sraženiny	Součin rozpustnosti $K_s$
$\text{AgCl}$	bílá	$2 \cdot 10^{-10}$
$\text{AgBr}$	nažloutlá	$5 \cdot 10^{-13}$
$\text{AgI}$	žlutá	$8 \cdot 10^{-17}$
$\text{AgCNS}$	bílá	$8 \cdot 10^{-12}$
$\text{Ag}_2\text{CrO}_4$	čokoládově hnědá	$3 \cdot 10^{-12}$

#### Příprava 0,1 M roztoku $\text{AgNO}_3$ :

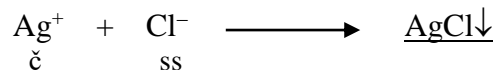
Odvážíme asi 17 g pevného  $\text{AgNO}_3$  p.a., rozpustíme ve vodě a doplníme na 1 litr roztoku. Přesnou koncentraci stanovíme na odměrný roztok 0,1 M  $\text{NaCl}$ .



## Laboratorní úlohy z argentometrie

### Úloha č. 1. Argentometrické stanovení chloridů v kuchyňské soli.

#### Princip:



Indikace ekvivalentního bodu se provádí roztokem  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  a je dána vznikem hnědého  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  (indikace podle Mohra). Vznikající  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  se tvoří těsně po ukončení srážení  $\text{AgCl}$  a tím indikuje konec titrace.

**Pomůcky:** kuchyňská sůl, odměrný roztok 0,1 M  $\text{AgNO}_3$ , indikátor (5 % roztoku  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ), odměrná baňka (100 ml), titrační baňky (100 ml), byreta (50 ml), pipeta (10 ml), kádinky.

**Postup:** Odvážíme přesně 1 – 2 g vzorku (kuchyňské soli), rozpustíme v destilované vodě a doplníme v odměrné baňce na 100 ml. Odtud odpipetujeme 10,00 ml roztoku, zředíme vodou na 20 až 30 ml, přidáme 5 – 10 kapek indikátoru a titrujeme 0,1 M roztokem  $\text{AgNO}_3$  až se roztok jednou kapkou trvale zbarví červenohnědě. Stanovení provedeme celkem 3krát a měříme výslednou spotřebu odměrného roztoku.

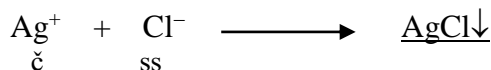
Vypočítejte a do protokolu uveďte:

- kolik gramů chloridů  $\text{Cl}^-$  zreaguje s 1 ml odměrného roztoku  $\text{AgNO}_3$  (uvažujte koncentraci  $\text{AgNO}_3$ , s kterou pracujete),
- hmotnost  $\text{Cl}^-$  v navážce,
- výsledek porovnejte s teoretickou hodnotou pro čistý  $\text{NaCl}$ .

*Poznámka:* Výše uvedený postup lze použít při stanovení přesné koncentrace 0,1 M  $\text{AgNO}_3$ . Jako standard však použijeme  $\text{NaCl}$  p.a. s navážkou asi 0,14 g nebo přesně 0,1 M roztok  $\text{NaCl}$  s objemem 25 ml k jedné titraci.

## Úloha č. 2. Argentometrické stanovení chloridů v pitné vodě.

Princip:



Indikace ekvivalentního bodu se provádí roztokem  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  a je dána vznikem hnědého zbarvení roztoku (indikace podle Mohra). Vznikající  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  se tvoří těsně po ukončení srážení  $\text{AgCl}$  a tím indikuje konec titrace.

Pomůcky: vzorek (voda z vodovodu, minerální voda (neochucená), pramenitá voda apod.), odměrný roztok 0,01 M  $\text{AgNO}_3$ , indikátor (5 % roztoku  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ), titrační baňka (100 ml), byreta (50 ml), pipeta (100 ml), kádinky.

Postup:

Do titrační baňky (250 ml) odměříme přesně 100 ml zkoumané vody, přidáme 20 kapek indikátoru a titrujeme odměrným roztokem až se roztok jednou kapkou trvale zbarví červenohnědě.

Vypočítejte a do protokolu uveďte:

- kolika gramům  $\text{Cl}^-$  odpovídá 1 ml 0,01 M roztoku  $\text{AgNO}_3$  (uvažujte koncentraci  $\text{AgNO}_3$ , s kterou pracujete),
- celkovou hmotnost  $\text{Cl}^-$  iontů (chloridů) ve 100 ml zkoumané vody,
- výsledek vyjádřete v mg/litr,
- výsledek porovnejte s údaji na nálepce na láhvi.

*Poznámka:* <sup>1</sup> Dobrá voda obsahuje 8 -50 mg/l, podezřelá nad 50 mg/l, špatná nad 100 mg/l.

<sup>2</sup> Viz také Příloha – Charakteristika pitné vody (tabulka)

## **Titrace založené na vzniku rozpustných komplexních nebo málo disociovaných sloučenin**

Do této skupiny stanovení patří titrace, jejichž základem jsou reakce spojené se vznikem rozpustných

- málo disociovaných sloučenin, např. *merkurimetrie*
- komplexních sloučenin, zv. *komplexometrie* neboli *chelatometrie*.

### 1. Merkurimetrie

Odměrná stanovení této metody jsou založena na vzniku málo disociovaných sloučenin rtuti –  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{HgBr}_2$ ,  $\text{HgI}_2$ ,  $\text{Hg}(\text{CN})_2$ ,  $\text{Hg}(\text{CNS})_2$ .

Odměrným roztokem je 0,05 M roztok  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ , pro stanovení  $\text{Hg}^{2+}$  sloučenin 0,1 M roztok rhodanidu amonného  $\text{NH}_4\text{CNS}$ .

Merkurimetricky titrací  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  lze stanovit halogenidy na indikátor nitroprusid sodný (10% roztok), nebo ionty  $\text{Hg}^{2+}$  titrací roztokem rhodanidu amonného.

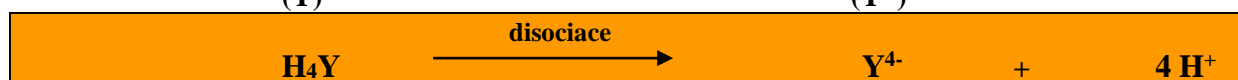
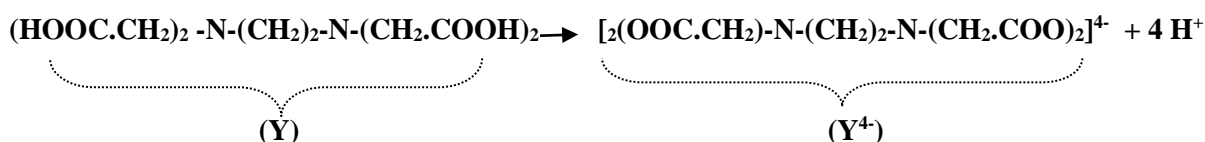
Vzhledem k jedovatosti sloučenin rtuti má merkurimetrie jen omezené požití.

### 2. Komplexometrie (chelatometrie)

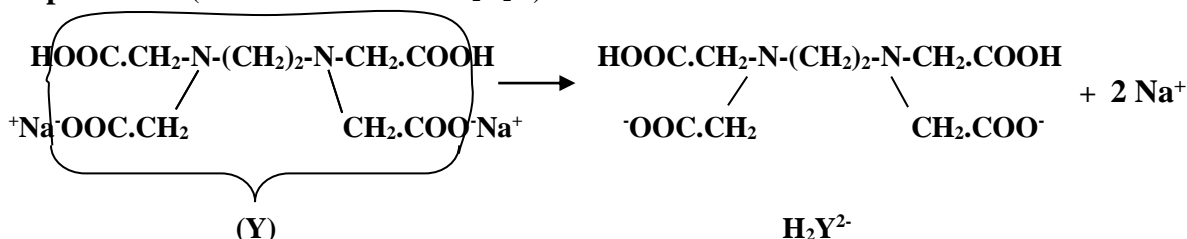
Pod pojmem *komplexometrie* (jinak chelatometrie) rozumíme odměrné analytické metody založené na tvorbě komplexních sloučenin ss s komplexotvorným činidlem. Abychom mohli titrovat ve vodném prostředí musí být komplexotvorná činidla i vznikající komplexy rozpustné ve vodě. Nejčastěji

používaným komplexotvorným činidlem je kyselina ethylendiamintetraoctová (zkr. psáno  $H_4Y$ , zv. komplexon II, zkr. EDTA) a její dvojsodná sůl  $Na_2H_2Y \cdot 2H_2O$ , zv. komplexon III. Tyto sloučeniny vytváří s kovovými ionty stabilní komplexní sloučeniny zv. **cheláty** (obsahují dvojjazné ligandy) a proto je označujeme názvem **chelatony** (také komplexony nebo chelony). Reakce chelatonů s kovovými kationty jsou základem odměrného stanovení kovů ve vodných roztocích (odtud označení chelatometrie).

**Vzorce: Komplexon II** (kyselina ethylendiamintetraoctová  $H_4Y$  – acidum ethylendiamintetraaceticum, zkr. EDTA)

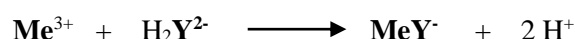
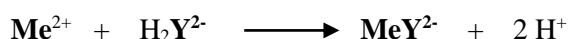


**Komplexon III** (disodná sůl EDTA  $\equiv Na_2H_2Y$ )



Chelatometricky určujeme kovy přímou, zpětnou, popř. vytěšňovací metodou. Přímé stanovení je nejčastější. Nejčastěji používáme rovněž jako činidlo roztok komplexonu III. Průběh reakce znázorňují rovnice

ss + komplexon III  $\longrightarrow$  komplexní anion komplexonu III se stanoveným kovem Me

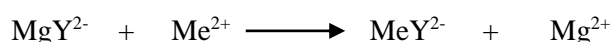


**Odměrné roztoky komplexometrické:**

Odměrné roztoky komplexonu III (chelatonu 3) pro přímé stanovení mají konc. 0,001 až 0,1 M. Přípravují se odvážením vypočteného množství činidla a po rozpuštění v destilované nebo neionizované vodě doplníme vodou na potřebný objem. Pro roztok o konc. 0,1 M odvážíme přímo 37,21 g disodné soli  $Na_2H_2Y \cdot 2H_2O$  a po rozpuštění doplníme v odměrné baňce na celkový objem 1 litru. Vzniklý roztok je nutné standardizovat.

Pro nepřímé stanovení používáme roztoky síranu hořečnatého o konc. 0,001 až 0,1 M. Přesnou koncentraci stanovíme titrací odměrným roztokem komplexonu III.

Pro vytěšňovací titrace používáme roztok chelatonátu hořečnatého. Při reakci probíhá reakce



## Komplexometrické indikátory

Pro přímé komplexometrické titrace používáme často speciální indikátory

- **murexid** (má povahu komplexní sloučeniny) – používá se při stanovení vápníku, mědi, niklu a kobaltu. V silně alkalickém prostředí (pH asi 12) s uvedenými kovy vytváří méně stálé komplexy intenzivně červeně zbarvené. Při titraci K III vznikají mnohem stálější komplexy a v ekvivalentním bodě nastává ostrá změna zbarvení do modrofialova.
- **eriochromčern T** (má povahu aromatické azosloučeniny) – používá se pro stanovení hořčíku, zinku, kadmia, olova a manganu v slabě zásaditém amoniakálním prostředí (pH asi 10). Vínově zbarvené komplexy uvedených kovů s indikátorem se při titraci K III v bodě ekvivalence mění na stálější komplexy modré barvy.
- **pyrokatechinová violet** (má povahu aromatických hydroxysulfonových kyselin) – používá se pro přímé stanovení řady kovů jako měď, železo, olovo, vápník, nikl, kadmium, zinek a některé další. Méně stálé komplexy pyrokatechinové violeti s uvedenými kovy mají většinou intenzivně modré zbarvení. V ekvivalentním bodě při titraci K III vznikají s uvedenými kovy pevnější komplexy a při tom se prudce mění zbarvení roztoku na jaké má volný indikátor při daném pH roztoku (podle povahy stanoveného kovu):
  - z modrého na žluté – při pH asi 2 – 6 (stanovení např. Bi, Cu),
  - z modrého na červenofialovou – při pH asi 10 (stanovení např. Cd, Co, Mg, Mn, Ni, Zn).

## Laboratorní úlohy z komplexometrie (chelatometrie)

### Úloha č.1. Komplexometrické stanovení $\text{Ca}^{2+}$ iontů v pitné (minerální) vodě.

**Princip:**



Stanovení probíhá v silně zásaditém prostředí (pH = 12) na indikátor murexid. Indikace ekvivalentního bodu je při změně zbarvení ze sytě červeného do fialového.

**Pomůcky:** 2 M NaOH, 0,02 M roztok komplexonu 3, murexid (indikátor), NaCl pevný, titrační baňka (250 ml), byreta.

**Postup:** Ke 100 ml zkoumané vody (v titrační baňce na 250 ml) přidáme tolik 2M NaOH, aby pH roztoku bylo asi 12. Poté přidáme pevný murexid (směs murexidu a NaCl v poměru 1 : 100), aby vznikl silně červený roztok. Titrujeme ihned 0,02 M roztokem komplexonu 3 a titraci ukončíme při změně barvy z červené na modrofialovou. Stanovení provádíme celkem 3krát a vypočítáme průměrnou hodnotu spotřeby.

1 ml 0,05 M Komplexonu 3 odpovídá 2,8005 mg CaO nebo 2,004 mg  $\text{Ca}^{2+}$ .

1 ml 0,02 M Komplexonu 3 odpovídá 1,1202 mg CaO nebo 0,8016 mg  $\text{Ca}^{2+}$ .

**1 mg CaO/100ml vody odpovídá 1°dH** (dříve označ. Ne°)  $\Rightarrow$  1 ml 0,02 komplexonu 3 odpovídá 1,1202 °dH.

**Úkol:** Vypočítejte:

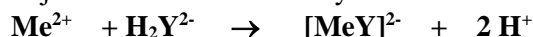
1/ hmotnost  $\text{Ca}^{2+}$  iontů ve 100 ml vzorku, vyjádřete v mg/litr vody a porovnejte s údajem na obalu zkoumané vody.

2/ tvrdost vody v německých stupních tvrdosti (°dH).

*Poznámka:* Viz také Příloha – Charakteristika pitné vody (tabulka) a Tvrdost vody (tabulka)

### Úloha č.2. Komplexometrické stanovení celkové tvrdosti vody.

**Princip:** Celková tvrdost vody udává množství kationtů kovů alkalických zemin, hlavně vápníku a hořčíku ve vodě. Udává se v milimolech na litr (mmol/l) nebo v německých stupních tvrdosti (1°dH  $\equiv$  1 německý stupeň tvrdosti odpovídá 1 mg CaO na 100 ml vody). Stanoví se na indikátor eriochromčern T. Komplexon III tvoří při pH = 10 postupně komplexy nejdříve s ionty  $\text{Ca}^{2+}$  a pak s  $\text{Mg}^{2+}$  ionty. Tak je možné stanovit celkový obsah obou iontů.



**Postup:** Do titrační baňky (250 ml) odpipetujeme 100 ml vzorku vody, přidáme 5 ml amoniakálního Schwarzenbachova pufru (směs chloridu amonného a amoniaku, jehož pH = 10) a tuhý indikátor eriochromčern T až je roztok intenzivně vínově červený. Poté titrujeme 0,02 M nebo 0,05 M roztokem komplexonu III až do modrého zbarvení. Stanovení provedeme 3krát a vypočítáme průměrnou spotřebu. Zvláště provádíme slepý pokus, kde místo zkoumané vody použijeme vodu destilovanou (ostatní se nemění). Skutečná spotřeba komplexonu III je dána rozdílem spotřeby činidla při vlastní titraci a při slepém pokusu.

1 ml 0,02 M K III odpovídá 1,1202 mg CaO

1 ml 0,05 M K III odpovídá 2,8004 mg CaO

1,1202 mg CaO = 0,01998 mmol CaO

**Úkol:** 1) Určete hmotnost CaO v přepočtu na 1 litr zkoumané vody.

2) Určete celkovou tvrdost zkoumané vody mmolech CaO na litr a vyjádřete v německých stupních tvrdosti.

*Poznámka* <sup>1</sup>Hodnocení vody: nejlepší voda...tvrdost 1,8 mmol CaO/litr vody = 100,9 mg CaO/litr; ⇒ 10,09 °dH, vhodná voda...tvrdost 0,9 až 4,46 mmol CaO/litr vody = 50,5 až 250,1 mg CaO/litr vody; ⇒ 5 až 25 °dH).

: <sup>2</sup>Viz také Příloha – Charakteristika pitné vody (tabulka) a tvrdost vody (tabulka)

3) Dodatečný úkol – na základě získaných výsledků úloh č.1 a č.2 vypočítejte hmotnost Mg<sup>2+</sup> iontů v mg na litr analyzované vody a porovnejte s údajem na obalu zkoumané vody

### Úloha č.3. Chelatometrické stanovení železa

**Princip:** Titrací odměrným roztokem chelatonu III (komplexonu III – disodná sůl ethylendiamintetraoctové kyseliny) se ionty Fe<sup>3+</sup> váží do žlutě zbarveného komplexu. Barevný přechod v bodě ekvivalence je z červené do žluté.

Indikátorem je kys. sulfosalicylová, která v oblasti pH 1,8 – 2,5 tvoří červenofialový komplex s ionty Fe<sup>3+</sup> v poměru 1 : 1. Tento komplex Fe<sup>3+</sup>s kys. sulfosalicylovou je méně stálý než nově, při titraci vznikající komplex, s chelatonem III.



Titrace:



**Pomůcky:** chemikálie – odměrný roztok 0,05 M roztok chelatonu III, p.a., kys. sulfosalicylová (2% vodný roztok), dále byreta (250 ml), 1 – 3 titrační baňky (250 ml), odměrný válec (10 ml a 100ml), pipeta (10 ml), váženka, kapátko, univ. pH papírek.

**Postup:** Do titrační baňky odpipetujte 10 ml vzorku obsahujícího Fe<sup>3+</sup> ionty, odměrným válcem přidejte 100 ml dest. vody a 5 ml 2 % roztoku kys. sulfosalicylové. Titrujte 0,05 M odměrným roztokem chelatonu III. Asi 1 ml před bodem ekvivalence barva roztoku v titrační baňce zesvětlá (světle červená). Nyní přidávejte opatrně titrační činidlo po kapkách, vždy důkladně promíchejte. Barva přejde do tmavě oranžové a poté do citronově žluté – to je bod ekvivalence.

Titraci proveďte 3krát a pro výpočet použijte průměrnou spotřebu chelatonu III. Výsledek (obsah Fe<sup>3+</sup> v roztoku) uveďte v mg/ dm<sup>3</sup>.

**Úkol:** Určete obsah Fe<sup>3+</sup>ve vzorku v mg/dm<sup>3</sup>

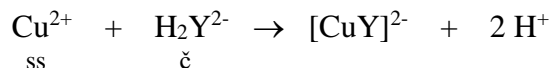
*Poznámka:*

1. Vypočítejte navážku chelatonu III (s přesností na desetinu mg) potřebnou k přípravě 250 ml roztoku o c = 0,05 mol/dm<sup>3</sup>. Přesně odvážené množství chelatonu III rozpustíme v malém množství dest. vody (možno trochu zahřát) a po rozpuštění doplníme dest. vodou v odměrné baňce na celkový objem 250 ml. Roztok pořádně promícháme. (*M(chelaton III) = 372,24 g/mol, m<sub>(chelatonu III) = 4,653 g</sub>*).

2. Základem standardizace odměrného roztoku chelatonu III je reakce kationu Pb<sup>2+</sup> s indikátorem *xylénová oranž* v prostředí hexamethylentetraminu (urotropinu). Vytvořený indikátorový komplex červenofialové barvy je méně stabilní než komplex kationů Pb<sup>2+</sup> s chelatonem III. Titrováním se tedy do komplexu s chelatonem III převedou ionty Pb<sup>2+</sup> volné a posléze vázané v indikátorovém komplexu. V bodě ekvivalence dojde k vyfutrování Pb<sup>2+</sup> iontů z indikátorového komplexu, což se projeví žlutým zbarvením roztoku vlivem uvolněného indikátoru.

#### Úloha č.4. Stanovení Cu<sup>2+</sup> komplexometricky.

**Princip:** Titrace probíhá v neutrálním, případně amoniakálním prostředí.



**Postup a):** Roztok vzorku, který obsahuje nejvýše 32 mg Cu<sup>2+</sup> (je-li vzorek modrá skalice, činí navážka nejvýše 0,12g; u dihydrátu chloridu měďnatého nejvýše 0,083g), se zředí destilovanou vodou v 250 ml titrační baňce asi na 100 ml roztoku, přidáme tuhý indikátor (murexid ve směsi s tuhým NaCl v poměru (1 : 100) a titruje se 0,02 M, příp. 0,05 M roztokem komplexonu III (dále K III) do prvního červenofialového zbarvení. Potom přidáme po kapkách zřed. amoniak (1 : 1) až roztok právě zezelená a pak dotitrujeme činidlem do zářivé fialové barvy.

1 ml 0,02 M K III odpovídá 1,2708 mg Cu<sup>2+</sup>

1 ml 0,05 M K III odpovídá 3,177 mg Cu<sup>2+</sup>

**Úkol:** 1) Stanovte obsah Cu<sup>2+</sup> v modré skalici a vyjádřete v hmotnostních jednotkách a v procentech.

2) Porovnejte s teoretickým výsledkem. (% obsah Cu v modré skalici je 25,44 %).

**Postup b):** Roztok vzorku nebo navážku převedeme kvantitativně do 100 ml odměrné baňky, doplníme destilovanou vodou po značku a do titrační baňky odpipetujeme ke stanovení 25 ml tohoto roztoku. Přidáme po kapkách 2M NH<sub>3</sub> až se vznikající gelovitá sraženina hydroxidu měďnatého právě rozpustí. Pak přidáme 1 lžičku pevného NH<sub>4</sub>Cl, zředíme destilovanou vodou na 100 ml a po přidání pevného indikátoru titrujeme komplexonem III z oranžově žlutého do jasně fialového zbarvení.

**Úkol:** 1) stanovte hmotnost mědi (Cu<sup>2+</sup> iontu) v mg/litr roztoku,

2) stanovte hmotnost mědi (Cu<sup>2+</sup> iontu) v mg v navážce, vyjádřete v hmotnostních procentech, příp. výsledek porovnejte s procentovým obsahem mědi v použité sloučenině.

#### Úloha č.5. Určení rovnovážné konstanty diamminstříbrného komplexu K [Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]<sup>+</sup>

**Princip:** Diamminstříbrný komplex disociuje podle rovnice



Jeho disociační konstanta K<sub>[Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]<sup>+</sup> je totožná s konstantou nestálosti diamminstříbrného komplexu a je dána vztahem</sub>

$$K_{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} \equiv K_{\text{nest.}} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]} = \frac{1}{K_{\text{stab.}}}$$

*Poznámka:* Hranaté závorky ve zlomku značí koncentraci příslušných iontů.

Koncentrace jednotlivých iontů lze vypočítat a po dosazení do výše uvedeného vztahu pro disociační konstantu tuto hodnotu určit.

**Pomůcky:** 0,1 M roztok dusičnanu stříbrného, 1,000 M roztok amoniaku, 0,02 M roztok chloridu sodného, zkumavky, byreta (lépe mikrobyreta).

**Postup:** Ve zkumavce smícháme 3,00 ml 0,100 M roztoku dusičnanu stříbrného s 3,00 ml 1,000 M roztoku amoniaku. Potom do směsi po kapkách přidáváme 0,02 M roztok chloridu sodného až do trvalého mléčného zákalu obsahu zkumavky.

Zjištěné údaje zapište do tabulky:

Tabulka

Pokus č.	V ml 0,1 AgNO <sub>3</sub>	V ml 1,0 M NH <sub>3</sub>	V ml 0,02 NaCl	V celkový /ml/
1.				
2.				
3.				

**Úkol:** Vypočtete:

- a) koncentraci diamminstříbrného iontu  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]$  (předpokládejte, že všechny ionty  $\text{Ag}^+$  při tvorbě komplexu ( zpětná reakce k disociaci komplexu) přešly do komplexu,
- b) koncentraci chloridových iontů  $\text{Cl}^-$  ( $\text{Cl}^-$  ionty přešly do sraženiny  $\text{AgCl}$ ; součin rozpustnosti  $K_S(\text{AgCl}) = 2,8 \cdot 10^{-10}$ ),
- c) koncentraci iontů stříbrných  $\text{Ag}^+$  (výpočet ze známého součinu rozpustnosti  $\text{AgCl}$  a známé koncentrace  $\text{Cl}^-$  iontů),
- d) koncentraci volného  $\text{NH}_3$ ,
- e) disociační konstantu.