



**Elżbieta Gasińska, Jolanta Janiak,  
Beata Smolińska, Elżbieta Sobiecka**

# **Podstawy analizy jakościowej**

**The fundamentals  
of qualitative analysis**

**Politechnika Łódzka  
Łódź 2010**

**Elżbieta Gasińska, Jolanta Janiak  
Beata Smolińska, Elżbieta Sobiecka**

**Podstawy analizy  
jakościowej**

**The fundamentals  
of qualitative analysis**

**Politechnika Łódzka  
Łódź 2010**

Skrypt dla studentów Politechniki Łódzkiej Wydziału Biotechnologii  
i Nauk o Żywności oraz Centrum Kształcenia Międzynarodowego

The book for the students of Technical University of Lodz,  
Faculty of Biotechnology and Food Sciences an International  
Faculty of Engineering

Recenzent: **prof. dr hab. Krystyna Cedzyńska**

**KOMITET REDAKCYJNY  
WYDAWNICTWA POLITECHNIKI ŁÓDZKIEJ**

Przewodniczący: **prof. dr hab. Piotr Wodziński**  
Pełnomocnik Wydziału: **dr hab. Danuta Kalemba, prof. PŁ**

© Copyright by Politechnika Łódzka 2010

***WYDAWNICTWO POLITECHNIKI ŁÓDZKIEJ***

**90-924 Łódź, ul. Wólczańska 223  
tel./fax (0-42) 684-07-93  
e-mail: [a-row-1@adm.p.lodz.pl](mailto:a-row-1@adm.p.lodz.pl)  
[www.wydawnictwa.p.lodz.pl](http://www.wydawnictwa.p.lodz.pl)**

**ISBN 978-83-7283-336-5**

Nakład 300 egz. Ark. druk. 5 Papier offset. 80 g. 70 x 100  
Druk ukończono w lutym 2010 r.  
Wykonano w Drukarni Offsetowej „Quick-Druk” s.c. 90-562 Łódź, ul. Łąkowa 11  
Nr 1915

## Spis treści

Przedmowa	4
1. Bezpieczeństwo pracy w laboratorium chemicznym	6
2. Reakcje wykrywania kwasów i zasad	8
3. Wykrywanie anionów	16
3.1. Reakcje wstępne	16
3.2. Reakcje specyficzne	32
4. Wykrywanie kationów	34
4.1. $\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{NH}_4^+$	34
4.2. $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Mg}^{2+}$	34
4.3. $\text{Fe}^{2+}$ , $\text{Fe}^{3+}$ , $\text{Co}^{2+}$ , $\text{Ni}^{2+}$ , $\text{Al}^{3+}$ , $\text{Zn}^{2+}$ , $\text{Cr}^{3+}$ , $\text{Mn}^{2+}$	36
4.4. $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$	50
4.5. $\text{Hg}^{2+}$ , $\text{Cu}^{2+}$ , $\text{Cd}^{2+}$ , $\text{Bi}^{3+}$	52
5. Analiza substancji stałej	58

## Contents

Preface	5
1. Safety in chemical laboratory	7
2. Specific reactions for detection of acids and bases	9
3. Identifications of anions	17
3.1. Preliminary tests	17
3.2. Specific reactions	33
4. Identifications of cations	35
4.1. $\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{NH}_4^+$	35
4.2. $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Mg}^{2+}$	35
4.3. $\text{Fe}^{2+}$ , $\text{Fe}^{3+}$ , $\text{Co}^{2+}$ , $\text{Ni}^{2+}$ , $\text{Al}^{3+}$ , $\text{Zn}^{2+}$ , $\text{Cr}^{3+}$ , $\text{Mn}^{2+}$	37
4.4. $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$	51
4.5. $\text{Hg}^{2+}$ , $\text{Cu}^{2+}$ , $\text{Cd}^{2+}$ , $\text{Bi}^{3+}$	53
5. Analysis of solid sample	59

## Przedmowa

Skrypt jest przeznaczony dla studentów II semestru Wydziału Biotechnologii i Nauk o Żywności – kierunków Biotechnologii oraz Ochrony Środowiska, a także Biotechnologii na IFE (CKM). Jest dostosowany do programu zajęć laboratoryjnych z analizy jakościowej obejmującego 60 godzin. Program ten to podstawy analizy pozwalające na poznanie charakterystycznych własności i reakcji chemicznych kwasów, zasad oraz soli (roztwory i substancje stałe).

W układzie tabelarycznym przedstawiono reakcje charakterystyczne podstawowych kwasów i zasad, reakcje kationów z odczynnikami grupowymi, a mianowicie: chlorkami, siarczkami, wodorotlenkami ziem alkalicznych, amoniakiem, węglanami (sodu i amonu), fosforanami, a także z siarczanami, chromianami, jodkami, fluorkami i szczawianami. Również w układzie tabelarycznym przedstawiono sposób identyfikowania anionów poprzez reakcje wstępne z rozcieńczonym kwasem siarkowym lub solnym, stężonym kwasem siarkowym, jonami: srebra, baru, jodkowymi, nadmanganianowymi oraz jodem. Podano także reakcje charakterystyczne (specyficzne) anionów, pozwalające na zastosowanie analizy wybiórczej.

Autorki mają nadzieję, że skrypt okaże się przydatny studentom w poznaniu metod analitycznych i ułatwi pracę w laboratorium analizy jakościowej.

Serdecznie dziękujemy Pani Profesor dr hab. Krystynie Cedzyńskiej za inspirację, uwagi oraz dyskusje, które pomogły w ukazaniu się niniejszego opracowania.

## Introduction

This book is designed for the students of the second semester of the faculty of Biotechnology and Food Sciences, Technical University of Lodz, specialized in Biotechnology and Environmental Protection as well as for the students of the International Faculty of Engineering, specialized in Biotechnology.

The book summarises the chemical principles of the qualitative analysis that are used during the laboratory course. The programme includes the elementary aspects of properties and characteristic reactions of acids, bases and salts that exist in liquid and solid forms.

The elementary knowledge of the qualitative analyses of inorganic chemistry which the students should gain through their first experimental chemistry course of the studies is mainly given in the form of tables. This brief form of the fundamental principles allow to understand and systematise the properties of various groups of ions in a fast and a simple way. The book is divided into few main chapters with tables describing the chemical properties of different groups of cations and anions. In the first part of the book the tables contain the specific reactions for acids, bases and specific reagents of the cation groups such as chloride, sulphide, ammonia, hydroxides of alkaline earth metals, carbonates, phosphates as well as sulphates, chromates, iodides, fluorides and oxalates.

The second part of the book contains the reactions that identify various groups of anions through the reactions with concentrated and/or diluted sulphuric(VI) acid, hydrochloric acid, iodine as well as with ions of silver, barium, iodide and permanganate. Specific reactions concerning the selective analyses are also mentioned there.

We hope that this book will be useful to the students that attend the laboratory course of the qualitative analysis. Its aim is to help working effectively and properly as well as to offer a basic knowledge of one of the parts of analytical chemistry in a brief and a simple way.

The authors of the textbook would like to thank Professor Cedzyńska for inspiration, comments and discussions, which enabled the publication of the following paper.

# 1. Bezpieczeństwo pracy w laboratorium chemicznym

Praca w laboratorium chemicznym, poprzez stykanie się z substancjami toksycznymi, stwarza możliwość narażenia zdrowia i dlatego wymaga stosowania specyficznych zasad bezpieczeństwa i higieny pracy. Szczegółowy regulamin BHP znajduje się w każdym laboratorium w widocznym miejscu. Oto niektóre, najważniejsze jego fragmenty.

Przepisy porządkowe:

- w laboratorium chemicznym istnieje obowiązek noszenia fartucha ochronnego i okularów
- w czasie ćwiczeń na sali laboratoryjnej należy zachować spokój, nie krzyczeć, nie prowadzić głośnych rozmów, obowiązuje absolutny zakaz jedzenia i picia,
- miejsce pracy (stół laboratoryjny, wyciągi) należy utrzymywać w porządku i czystości, należy przestrzegać zasad oszczędzania odczynników, wody i gazu,
- po zakończonej pracy odczynniki i sprzęt należy umieścić we właściwych miejscach oraz zamknąć zawory wodne i gazowe,
- pozostałości nie zużytych odczynników oraz zlewki poreakcyjne należy wylewać do pojemników na odpady.

Przepisy bezpieczeństwa:

- praca w laboratorium dozwolona jest wyłącznie pod nadzorem nauczyciela akademickiego lub laboranta,
- nie wolno wykonywać eksperymentów i prac nie wchodzących w zakres ćwiczeń oraz wносить odczynników chemicznych na zewnątrz,
- prace z odczynnikami stężonymi i substancjami wydzielającymi trujące gazy należy wykonywać wyłącznie pod wyciągiem przy opuszczonej szybie.

Pierwsza pomoc w nagłych wypadkach:

- o każdym wypadku, nawet najdrobniejszym, należy natychmiast powiadomić nauczyciela prowadzącego zajęcia,
- przy oparzeniach termicznych i oparzeniach kwasami lub zasadami miejsce oparzone schłodzić wodą (do ustąpienia uczucia pieczenia), a następnie nakryć suchym jałowym opatrunkiem,
- przy oparzeniu stężonym kwasem siarkowym (VI) należy najpierw zetrzeć na sucho kwas, następnie postępować jak wyżej,
- w przypadku dostania się chemikaliów lub ciała obcego do oka należy przemyć oczy dużą ilością wody i skonsultować się z lekarzem okulistą,
- w przypadku zatrucia gazami trującymi należy wyprowadzić lub wynieść osobę w miejsce z dostępem świeżego powietrza.

W każdym semestrze roku akademickiego, przed przystąpieniem do zajęć laboratoryjnych, każdy student podlega jednorazowemu, obowiązkowemu i szczegółowemu szkoleniu BHP. Przeszkolenie takie prowadzone jest w grupach laboratoryjnych przez nauczyciela akademickiego.

# 1. Safety in the chemical laboratory

The work in the chemical laboratory can be dangerous because of the properties of different substances that are used. To avoid or reduce the danger there are the specific instructions that must be respected by the people being there.

The safety instruction details are achieved in each of the laboratory room. The main rules of the safe work in the chemical laboratory contain:

Safe practice:

- Wear a protective lab coat and safety glasses,
- During the experiments keep a quiet atmosphere which helps to focus on the work,
- Do not eat and drink,
- Keep your working place in a proper order,
- Use only the safety equipment following the proper techniques and procedures,
- Limit the use of reagents, water and gas to a minimum and after work check if all the chemicals are on their places and if water and gas vessels are closed,
- The used reagents and liquid solutions should be collected separately in special tanks after the end of the experiments.

Safety rules:

- Do not work alone in the chemical laboratory,
- The experiments can be done only in company of a teacher or a technician,
- It is forbidden to make the experiments that are not the aim of the laboratory course,
- Do not take reagents from the laboratory,
- All the experiments that require the use of concentrated acids, bases and reagents that emit toxic gases can be done only under a closed exhaust hood.

Firstaid in the chemical laboratory:

- Inform immediately the teacher about each accident in the laboratory,
- In case of a thermal or an acid/ a base scalding immediately put the affected part of the body under the stream of cold water, next cover the place by an antiseptic dry bandage,
- In case of concentrated sulphate(VI) acid scald firstly remove the acid from the skin and then wash it with water,
- If chemicals irritate the eyes wash them with water and visit an ophthalmologist,
- If the intoxication by toxic gases occurs, move the affected person outside the laboratory and ensure that fresh air is available for breathing.

Every year, before the beginning of the laboratory experiments, each of the students must participate in a safety course which informs about the safety practices, rules and first aid in the chemical laboratory.



## 2. Reakcje wykrywania kwasów i zasad

Tabela 1. Reakcje charakterystyczne, za pomocą których wykrywa się kwasy:  
 HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, CH<sub>3</sub>COOH (jony Cl<sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>,  
 NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>, CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>)

Kwas	Odczynnik	Równanie reakcji	Uwagi
<b>HCl</b> (chloro- wodorowy)	1. Ag <sup>+</sup>	$\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3$ <p>reakcja rozpuszczania w NH<sub>4</sub>OH</p> $\text{AgCl} + 2 \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$ <p>po zakwaszeniu:</p> $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + 2 \text{NH}_4^+$	osad biały, serowaty, ciemniejący pod wpływem światła; nierozpuszczalny w mocnych kwasach; rozpuszczalny w: NH <sub>4</sub> OH, Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , KCN
	2. Pb <sup>2+</sup>	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 \downarrow + 2 \text{HNO}_3$	osad biały, krystaliczny, rozpuszczalny w wodzie na gorąco
	3. Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>	$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \downarrow + 2 \text{HNO}_3$ <p>reakcja osadu z NH<sub>4</sub>OH :</p> $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2 \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{Cl}] + \text{Hg} \downarrow + \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$	osad biały, krystaliczny, nierozp. w HNO <sub>3</sub>  osad czarny
<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> (siarkowy VI)	1. Ba <sup>2+</sup>	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2 \text{HCl}$	osady białe, krystal., nierozp. w kwasach i zasadach
	2. Sr <sup>2+</sup>	$\text{SrCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SrSO}_4 \downarrow + 2 \text{HCl}$	

## 2. Specific reactions for detection of acids and bases

Table 1. Specific reactions for acids: HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, CH<sub>3</sub>COOH (ions: Cl<sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>, CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>)

Acid	Reagent	Reaction equation	Observations
<b>HCl</b>	1. Ag <sup>+</sup>	$\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$ <p>dissolution in NH<sub>4</sub>OH</p> $\text{AgCl} + 2 \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$ <p>in acidic solution:</p> $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + 2 \text{NH}_4^+$	white ppt with characteristic flocks; turning dark on the light; insoluble in strong acids soluble in: NH <sub>4</sub> OH, Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , KCN
	2. Pb <sup>2+</sup>	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2\downarrow + 2 \text{HNO}_3$	white microcrystalline ppt, soluble in hot water
	3. Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>	$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2\downarrow + 2 \text{HNO}_3$ <p>reaction with NH<sub>4</sub>OH :</p> $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2 \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{Cl}] + \text{Hg}\downarrow + \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$	white microcrystalline ppt, insoluble in HNO <sub>3</sub>  black ppt
<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	1. Ba <sup>2+</sup>	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2 \text{HCl}$	white microcrystalline ppt insoluble in acids and bases
	2. Sr <sup>2+</sup>	$\text{SrCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SrSO}_4\downarrow + 2 \text{HCl}$	

<p><b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> (siarkowy VI)</p>	<p>3. Pb<sup>2+</sup></p>	<p><math>Pb(NO_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 \downarrow + 2HNO_3</math></p> <p>reakcje rozpuszczania :</p> <p><math>PbSO_4 + 4NaOH \rightarrow Na_2PbO_2 + Na_2SO_4 + 2H_2O</math></p> <p><math>PbSO_4 + CH_3COO^- \rightarrow [Pb(CH_3COO)]^+ + SO_4^{2-}</math></p>	<p>osad biały, krystaliczny, nierozp. w HNO<sub>3</sub> rozp. w NaOH, KOH i NH<sub>4</sub>CH<sub>3</sub>COO ( 30% - owym)</p>
<p><b>HNO<sub>3</sub></b> (azotowy V)</p>	<p>1. Cu<sub>met.</sub> +st.H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></p> <p>2. FeSO<sub>4</sub> +st.H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></p> <p>3. Zn<sub>met.</sub> + st.NaOH</p> <p>4. Al<sub>met.</sub> +NaOH</p> <p>5.Difenylo- amina</p>	<p><math>3 Cu + 2 NO_3^- + 8 H^+ \rightarrow 3 Cu^{2+} + 2NO \uparrow + 4 H_2O</math></p> <p><math>2NO \uparrow + O_2 \rightarrow 2NO_2 \uparrow</math></p> <p><math>6 FeSO_4 + 3 H_2SO_4 + 2 HNO_3 \rightarrow 3 Fe_2(SO_4)_3 + 4 H_2O + 2NO \uparrow</math></p> <p><math>FeSO_4 + NO \uparrow \rightarrow [ Fe(NO) SO_4 ]</math></p> <p><math>4 Zn + NO_3^- + 7 OH^- \xrightarrow{temp.} NH_3 \uparrow + 4 ZnO_2^{2-} + 2 H_2O</math></p> <p><math>8 Al + 3 NO_3^- + 5 OH^- + 2H_2O \rightarrow 3 NH_3 \uparrow + 8 AlO_2^-</math></p> <p><math>( C_6H_5 )NH + NO_3^- + H_2SO_4 \text{ stęż.}</math></p>	<p>roztwór zabarwia się na niebiesko</p> <p>wydziela się brunatny gaz</p> <p>brunatna obrączka na granicy warstw</p> <p>zapach amoniaku</p> <p>zapach amoniaku</p> <p>niebieskie zabarwienie roztworu</p>

<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	3.Pb <sup>2+</sup>	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 \downarrow + 2\text{HNO}_3$ <p>dissolution reaction :</p> $\text{PbSO}_4 + 4\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{PbSO}_4 + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightarrow [\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})]^+ + \text{SO}_4^{2-}$	white microcrystalline ppt, insoluble in HNO <sub>3</sub> , soluble in NaOH, KOH and in NH <sub>4</sub> CH <sub>3</sub> COO (30% solution)
<b>HNO<sub>3</sub></b>	<p>1. Cu<sub>met.</sub> + conc. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></p> <p>2. FeSO<sub>4</sub> + conc. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></p> <p>3. Zn<sub>met.</sub> + conc. NaOH</p> <p>4. Al<sub>met.</sub> + NaOH</p> <p>5. Diphenylamine</p>	$3\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NO}\uparrow + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2\uparrow$ $6\text{FeSO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}\uparrow$ $\text{FeSO}_4 + \text{NO}\uparrow \rightarrow [\text{Fe}(\text{NO})\text{SO}_4]$ $4\text{Zn} + \text{NO}_3^- + 7\text{OH}^- \xrightarrow{\text{temp.}} \text{NH}_3\uparrow + 4\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ $8\text{Al} + 3\text{NO}_3^- + 5\text{OH}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{NH}_3\uparrow + 8\text{AlO}_2^-$ $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ conc}$	<p>light blue solution</p> <p>rusty gas in the test tube</p> <p>rusty ring between layers</p> <p>smell of ammonium</p> <p>smell of ammonium</p> <p>blue solution</p>

<p><b>H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></b> (fosforowy)</p>	<p>1. Ag<sup>+</sup></p> <p>2. Ba<sup>2+</sup></p> <p>3. Mg<sup>2+</sup> (+ NH<sub>4</sub><sup>+</sup>)</p> <p>4.(NH<sub>4</sub>)MoO<sub>4</sub> (+ HNO<sub>3</sub>)</p>	<p><math>3 \text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow</math></p> <p><math>\text{Ag}_3\text{PO}_4 + 3 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{AgNO}_3</math></p> <p><math>\text{Ag}_3\text{PO}_4 + 6 \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 3[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{PO}_4^{3-} + 6 \text{H}_2\text{O}</math></p> <p><math>\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{BaHPO}_4\downarrow + 2 \text{NaCl}</math></p> <p><math>\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{MgNH}_4\text{PO}_4\downarrow + 2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}</math></p> <p><math>\text{PO}_4^{3-} + 3 \text{NH}_4^+ + 12\text{MoO}_4^{2-} + \text{temp.} \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{H}_4[\text{P}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6]\downarrow + 10 \text{H}_2\text{O}</math></p>	<p>osad żółty, krystaliczny</p> <p>rozp. w HNO<sub>3</sub></p> <p>i w NH<sub>4</sub>OH</p> <p>osad biały, krystaliczny, rozp. w HNO<sub>3</sub></p> <p>osad biały, krystaliczny rozp. w HNO<sub>3</sub></p> <p>osad żółty, krystaliczny, rozp. w nadm. PO<sub>4</sub><sup>3-</sup></p>
<p><b>CH<sub>3</sub>COOH</b> (octowy)</p>	<p>1. H<sup>+</sup></p> <p>2. Fe<sup>3+</sup></p>	<p><math>\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \xrightarrow{\text{temp.}} \text{CH}_3\text{COOH} \uparrow</math></p> <p><math>3\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3</math></p> <p>po podgrzaniu:  <math>\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2(\text{CH}_3\text{COO}) \downarrow + 2 \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})(\text{CH}_3\text{COO})_2 \downarrow</math></p>	<p>charakterystyczny zapach</p> <p>roztwór czerwono-brunatny</p> <p>mieszanina czerwono-brunatnych osadów</p>

<b>H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></b>	1. Ag <sup>+</sup>	$3 \text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$ $\text{Ag}_3\text{PO}_4 + 3 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{AgNO}_3$ $\text{Ag}_3\text{PO}_4 + 6 \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 3[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{PO}_4^{3-} + 6 \text{H}_2\text{O}$	yellow microcrystalline ppt soluble in HNO <sub>3</sub> and in NH <sub>4</sub> OH
	2. Ba <sup>2+</sup>	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{BaHPO}_4\downarrow + 2 \text{NaCl}$	white microcrystalline ppt soluble in HNO <sub>3</sub>
	3. Mg <sup>2+</sup> (+ NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )	$\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{MgNH}_4\text{PO}_4\downarrow + 2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	white microcrystalline ppt soluble in HNO <sub>3</sub>
	4. (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> MoO <sub>4</sub> (+ HNO <sub>3</sub> )	$\text{PO}_4^{3-} + 3 \text{NH}_4^+ + 12\text{MoO}_4^{2-} + \text{temp.} \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{H}_4[\text{P}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6]\downarrow + 10 \text{H}_2\text{O}$	yellow microcrystalline ppt, soluble in excess of PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
<b>CH<sub>3</sub>COOH</b>	1. H <sup>+</sup>	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \xrightarrow{\text{temp.}} \text{CH}_3\text{COOH}\uparrow$	characteristic smell
	2. Fe <sup>3+</sup>	$3\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ after heating : $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2(\text{CH}_3\text{COO})\downarrow + 2\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})(\text{CH}_3\text{COO})_2\downarrow$	red-russet solution  mixture of red-russet ppts

Tabela 2. Reakcje charakterystyczne, za pomocą których wykrywa się zasady:  
NaOH, KOH, NH<sub>4</sub>OH (jony Na<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>)

Zasada	Odczynnik	Równanie reakcji	Uwagi
<b>NaOH</b>	1. KH <sub>2</sub> SbO <sub>4</sub> (roztwór obojętny lub słabo alkal.)	$\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{SbO}_4^- \rightarrow \text{NaH}_2\text{SbO}_4 \downarrow$	osad biały, krystaliczny
	2. UO <sub>2</sub> (CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub> + Zn(CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub> + CH <sub>3</sub> COOH (octan uranylowo-cynkowy)	$\text{NaCH}_3\text{COO} + 3\text{UO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + 9\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaCH}_3\text{COO} \cdot \text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{UO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 9\text{H}_2\text{O} \downarrow$	osad żółty, krystaliczny, rozp. w kw. mineralnych.
	3. próba płomieniowa	lotne sole sodu (Na <sup>+</sup> ) barwią płomień na kolor jaskrawo-żółty.	reakcja b. czuła, wykrywalność od 0,0001 μg.
<b>KOH</b>	1. NaHC <sub>4</sub> H <sub>4</sub> O <sub>6</sub> roztwór obojętny	$\text{K}^+ + \text{HC}_4\text{H}_4\text{O}_6^- \rightarrow \text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6 \downarrow$  $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6 + \text{KCl}$  $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6 + \text{H}_2\text{O}$	osad biały, krystaliczny  rozp. w kwasach i zasadach
	2. Na <sub>3</sub> [Co(NO <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> ] (lekko zakwaszony CH <sub>3</sub> COOH)	$2\text{KCl} + \text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \rightarrow \text{K}_2\text{Na}[(\text{NO}_2)_6] \downarrow + 2\text{NaCl}$ reakcja rozpadu w ob. mocnych zasad $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3 \downarrow + 6\text{NO}_2^-$	osad żółty  osad brunatny
	3. próba płomieniowa	lotne sole potasu barwią płomień na kolor różowo-fioletowy.	

Table 2. Specific reactions for bases: NaOH, KOH, NH<sub>4</sub>OH  
(ions: Na<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>)

Base	Reagent	Reaction equation	Observations
<b>NaOH</b>	1. KH <sub>2</sub> SbO <sub>4</sub> (neutral or alkaline solution)	$\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{SbO}_4^- \rightarrow \text{NaH}_2\text{SbO}_4\downarrow$	white crystalline ppt
	2. UO <sub>2</sub> (CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub> + Zn(CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub> + CH <sub>3</sub> COOH (mixture uranyl and zinc acetate)	$\text{NaCH}_3\text{COO} + 3\text{UO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + 9\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaCH}_3\text{COO} \cdot \text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{UO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 9\text{H}_2\text{O}\downarrow$	yellow crystalline ppt, soluble in mineral acids
	3. flame test	yellow flame of volatile sodium salts	very sensitive reaction, detection limit from 0.0001 μg
<b>KOH</b>	1. NaHC <sub>4</sub> H <sub>4</sub> O <sub>6</sub> neutral solution	$\text{K}^+ + \text{HC}_4\text{H}_4\text{O}_6^- \rightarrow \text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6\downarrow$  $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6 + \text{KCl}$  $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6 + \text{H}_2\text{O}$	white crystalline ppt  soluble in acids and bases
	2. Na <sub>3</sub> [Co(NO <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> ] (solution acidified by CH <sub>3</sub> COOH)	$2\text{KCl} + \text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \rightarrow \text{K}_2\text{Na}[(\text{NO}_2)_6]\downarrow + 2\text{NaCl}$  decomposition reaction in presence of strong bases: $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3\downarrow + 6\text{NO}_2^-$	yellow ppt  russet ppt
	3. flame test	pink-violet flame of volatile potassium salts	



<b>NH<sub>4</sub>OH</b>	1. NaOH lub KOH	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{temp.}} \text{NH}_4\text{OH} + \text{NaCl}$ $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	charakterystyczny zapach
	2. HgCl <sub>2</sub> + KI + KOH <sub>(nadmiar)</sub> (odczynniki Nesslera)	$\text{HgCl}_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{HgI}_2\downarrow + 2\text{KCl}$ $\text{HgI}_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{K}_2[\text{HgI}_4]$	osad czerwony, rozp. w nadmiarze KI
		$\text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{K}_2[\text{HgI}_4] + 4\text{KOH} \rightarrow [\text{OHg}_2\text{NH}_2]\text{I}\downarrow + \text{KCl} + 7\text{KI} + 3\text{H}_2\text{O}$	osad brunatny

### 3. Wykrywanie anionów

#### 3.1. Reakcje wstępne

Tabela 3. Reakcje anionów z rozcieńczonymi kwasami (siarkowym lub solnym)

Anion	Równanie reakcji	Uwagi
S <sup>2-</sup>	$\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S}\uparrow$	silny charakterystyczny zapach siarkowodoru
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	charakterystyczny zapach
S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	zmętnienie roztworu z powodu wydzielania się siarki
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	$2\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{NO}\uparrow + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	brunatne tlenki azotu
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	pęcherzyki dwutlenku węgla bez barwy i zapachu.
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \xrightarrow{\text{temp.}} \text{CH}_3\text{COOH}\uparrow$	charakterystyczny zapach

<b>NH<sub>4</sub>OH</b>	1. NaOH or KOH	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{temp.}} \text{NH}_4\text{OH} + \text{NaCl}$ $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	characteristic smell
	2. HgCl <sub>2</sub> + KI + KOH <sub>(excess)</sub> (Nessler reagent)	$\text{HgCl}_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{HgI}_2\downarrow + 2\text{KCl}$ $\text{HgI}_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{K}_2[\text{HgI}_4]$	red ppt, soluble in excess of KI
		$\text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{K}_2[\text{HgI}_4] + 4\text{KOH} \rightarrow [\text{OHg}_2\text{NH}_2]\text{I}\downarrow + \text{KCl} + 7\text{KI} + 3\text{H}_2\text{O}$	russet ppt

### 3. Identification of anions

#### 3.1. Preliminary tests

Table 3. Reactions of anions with diluted acids (sulphuric acid or hydrochloric acid)

Anion	Reaction equation	Observations
S <sup>2-</sup>	$\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S}\uparrow$	characteristic smell of hydrogen sulphide
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	characteristic smell
S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	turbidity of the solution as the result of sulphur emission
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	$2\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{NO}\uparrow + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	russet nitrogen oxides
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	bubbles of carbon dioxide colourless and odourless
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \xrightarrow{\text{temp.}} \text{CH}_3\text{COOH}\uparrow$	characteristic smell

Tabela 4. Reakcje anionów ze stężonym kwasem siarkowym  
(próby przeprowadza się z suchą substancją badaną)

Anion	Równanie reakcji	Uwagi
F <sup>-</sup>	$\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HF} \uparrow + \text{CaSO}_4$	ostry zapach fluorowodoru
Cl <sup>-</sup>	$\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HCl} \uparrow + \text{CaSO}_4$	ostry zapach chlorowodoru
Br <sup>-</sup>	$\text{CaBr}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HBr} \uparrow + \text{CaSO}_4$ $2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$	ostry zapach bromowodoru Br <sub>2</sub> powoduje brunatne zabarwienie wydzielających się gazów.
I <sup>-</sup>	$\text{CaI}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HI} + \text{CaSO}_4$ $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	jod wydzielą się w postaci ciemnoszarego osadu.
S <sup>2-</sup>	$\text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 \uparrow + \downarrow \text{S} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_4^{2-}$	wydziela się wolna siarka
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	$\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3$ $4\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$	wydzielają się brunatne tlenki azotu
* C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$\text{CaC}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{CaSO}_4$ $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{CO} \uparrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	wydzielanie tlenku i dwutlenku węgla
*[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>4-</sup>	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 11 \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeSO}_4 + 4\text{KHSO}_4 + 6\text{NH}_4\text{HSO}_4 + 6\text{CO} \uparrow$ $2\text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	wydziela się SO <sub>2</sub> , zachodzi reakcja utleniania Fe <sup>2+</sup> → Fe <sup>3+</sup>
*[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup>	$2 \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 21 \text{H}_2\text{SO}_4 + 12 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 12 \text{NH}_4\text{HSO}_4 + 6 \text{KHSO}_4 + 12 \text{CO} \uparrow$	* reakcje przebiegają na gorąco

**Uwaga:** Reakcje anionów SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup>, NO<sub>2</sub><sup>-</sup> przebiegają tak jak w tabeli 3.

Table 4. Reactions of anions with concentrated sulphuric acid  
(tests with dry analysed substance)

Anion	Reaction equation	Observations
F <sup>-</sup>	$\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HF} \uparrow + \text{CaSO}_4$	smell of hydrogen fluoride
Cl <sup>-</sup>	$\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HCl} \uparrow + \text{CaSO}_4$	smell of hydrogen chloride
Br <sup>-</sup>	$\text{CaBr}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HBr} \uparrow + \text{CaSO}_4$ $2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$	smell of hydrogen bromide Br <sub>2</sub> causes the russet colour of emitted gases
I <sup>-</sup>	$\text{CaI}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HI} + \text{CaSO}_4$ $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	iodine educes as a dark-grey ppt.
S <sup>2-</sup>	$\text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 \uparrow + \text{S} \downarrow + 2\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_4^{2-}$	emission of free sulphur
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	$\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3$ $4\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$	emission of russet nitrogen oxide
*C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$\text{CaC}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{CaSO}_4$ $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{CO} \uparrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	emission of carbon monoxide and dioxide
*[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>4-</sup>	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 11 \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeSO}_4 + 4\text{KHSO}_4 + 6\text{NH}_4\text{HSO}_4 + 6\text{CO} \uparrow$ $2\text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	emission of SO <sub>2</sub> , red-ox reaction of Fe <sup>2+</sup> → Fe <sup>3+</sup>
*[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup>	$2 \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 21 \text{H}_2\text{SO}_4 + 12 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 12 \text{NH}_4\text{HSO}_4 + 6 \text{KHSO}_4 + 12\text{CO} \uparrow$	* reactions occur in higher temperature

**Notice:** Reactions of anions: SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup>, NO<sub>2</sub><sup>-</sup> follow the flow charts according to table 3.

Tabela 5. Reakcje anionów o własnościach utleniających z jodkiem potasu (KI), (roztwory badane w obecności rozcieńzonego kwasu siarkowego)

Anion	Równanie reakcji	Uwagi
$\text{ClO}_3^-$	$\text{ClO}_3^- + 6 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{I}_2 + \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$	we wszystkich reakcjach wydziela się wolny jod, który z 1% roztworem skrobi daje intensywne niebieskie zabarwienie
$\text{BrO}_3^-$	$\text{BrO}_3^- + 6 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{I}_2 + \text{Br}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$	
$\text{IO}_3^-$	$\text{IO}_3^- + 5 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$	
$\text{NO}_2^-$	$2 \text{NO}_2^- + 2 \text{I}^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{NO} \uparrow + 2 \text{H}_2\text{O}$	
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6 \text{I}^- + 14 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{I}_2 + 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	
$\text{AsO}_4^{3-}$	$\text{AsO}_4^{3-} + 2 \text{I}^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + \text{AsO}_3^{3-} + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{MnO}_4^-$	$2 \text{MnO}_4^- + 10 \text{I}^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{I}_2 + 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$	
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$2 [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + 2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	

**Uwaga:** W roztworze badanym nie może być kationów, które utleniają jodki do jodu -  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Sb}^{5+}$ .

Table 5. Tests for oxidizing properties of anions with KI (analysed solutions in presence of diluted sulphuric acid)

Anion	Reaction equation	Observations
$\text{ClO}_3^-$	$\text{ClO}_3^- + 6 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{I}_2 + \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$	in all reactions iodine is reduced; free iodine reacts with 1% solution of starch, which results in blue coloured solution
$\text{BrO}_3^-$	$\text{BrO}_3^- + 6 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{I}_2 + \text{Br}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$	
$\text{IO}_3^-$	$\text{IO}_3^- + 5 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$	
$\text{NO}_2^-$	$2 \text{NO}_2^- + 2 \text{I}^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{NO}\uparrow + 2 \text{H}_2\text{O}$	
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6 \text{I}^- + 14 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{I}_2 + 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	
$\text{AsO}_4^{3-}$	$\text{AsO}_4^{3-} + 2 \text{I}^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + \text{AsO}_3^{3-} + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{MnO}_4^-$	$2 \text{MnO}_4^- + 10 \text{I}^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{I}_2 + 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$	
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$2 [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + 2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	

**Notice:** There should not be any of cations which oxidize iodides to iodine -  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Sb}^{5+}$  in analysed solution.

Tabela 6. Reakcje anionów o własnościach redukujących z nadmanganianem potasu (KMnO<sub>4</sub>) (roztwory badane w obecności rozcieńzonego kwasu siarkowego)

Anion	Równanie reakcji	Uwagi
S <sup>2-</sup>	$5 \text{S}^{2-} + 8 \text{MnO}_4^- + 24 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{SO}_4^{2-} + 8 \text{Mn}^{2+} + 12 \text{H}_2\text{O}$ $5 \text{S}^{2-} + 2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{S} \downarrow + 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$	w wyniku reakcji fioletowy jon MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> przechodzi w bezbarwny Mn <sup>2+</sup>
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	$5 \text{SO}_3^{2-} + 2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{Mn}^{2+} + 3 \text{H}_2\text{O}$	
S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	$5 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 8 \text{MnO}_4^- + 14 \text{H}^+ \rightarrow 10 \text{SO}_4^{2-} + 8 \text{Mn}^{2+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	
SCN <sup>-</sup>	$10 \text{SCN}^- + 14 \text{MnO}_4^- + 32 \text{H}^+ \rightarrow 5(\text{CN})_2 \uparrow + 14 \text{Mn}^{2+} + 10 \text{SO}_4^{2-} + 16 \text{H}_2\text{O}$	
Br <sup>-</sup>	$10 \text{Br}^- + 2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{Br}_2 + 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$	
I <sup>-</sup>	$10 \text{I}^- + 2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{I}_2 + 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$	
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	$5 \text{NO}_2^- + 2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{NO}_3^- + 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$	
[Fe (CN) <sub>6</sub> ] <sup>4-</sup>	$5[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} + \text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow 5[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	
* Cl <sup>-</sup>	$10 \text{Cl}^- + 2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{Cl}_2 \uparrow + 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$	
* C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$5 \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 10 \text{CO}_2 \uparrow + 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$	
* C <sub>4</sub> H <sub>4</sub> O <sub>6</sub> <sup>2-</sup>	$\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow 4 \text{CO}_2 \uparrow + 2 \text{Mn}^{2+} + 6 \text{H}_2\text{O}$	*reakcje te przebiegają na gorąco

**Uwaga:** Roztwór nadmanganianu potasu w środowisku kwaśnym mogą także odbarwiać kationy Fe<sup>2+</sup>, Cr<sup>3+</sup>, Hg<sub>2</sub><sup>2+</sup>, Sn<sup>2+</sup> i Sb<sup>3+</sup>.

Table 6. Tests for reducing properties of anions with  $\text{KMnO}_4$  (analysed solutions in presence of diluted sulphuric acid)

Anion	Reaction equation	Observations
$\text{S}^{2-}$	$5 \text{S}^{2-} + 8 \text{MnO}_4^- + 24 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{SO}_4^{2-} + 8\text{Mn}^{2+} + 12 \text{H}_2\text{O}$ $5 \text{S}^{2-} + 2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 5\text{S} \downarrow + 2\text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$	as the result each of these reactions $\text{MnO}_4^-$ is reduced to $\text{Mn}^{2+}$ and the solution is discoloured
$\text{SO}_3^{2-}$	$5 \text{SO}_3^{2-} + 2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$5 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 8\text{MnO}_4^- + 14\text{H}^+ \rightarrow 10 \text{SO}_4^{2-} + 8\text{Mn}^{2+} + 7\text{H}_2\text{O}$	
$\text{SCN}^-$	$10 \text{SCN}^- + 14\text{MnO}_4^- + 32\text{H}^+ \rightarrow 5(\text{CN})_2 \uparrow + 14\text{Mn}^{2+} + 10\text{SO}_4^{2-} + 16\text{H}_2\text{O}$	
$\text{Br}^-$	$10\text{Br}^- + 2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ \rightarrow 5\text{Br}_2 + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$	
$\text{I}^-$	$10 \text{I}^- + 2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ \rightarrow 5 \text{I}_2 + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$	
$\text{NO}_2^-$	$5\text{NO}_2^- + 2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ \rightarrow 5 \text{NO}_3^- + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$	
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$5[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \rightarrow 5[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	
* $\text{Cl}^-$	$10 \text{Cl}^- + 2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ \rightarrow 5 \text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$	
* $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$5\text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ \rightarrow 10\text{CO}_2 \uparrow + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$	
* $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-}$	$\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \rightarrow 4\text{CO}_2 \uparrow + 2\text{Mn}^{2+} + 6\text{H}_2\text{O}$	*reactions occur in higher temperature

**Notice:** The solution of  $\text{MnO}_4^-$  can be discoloured by  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Hg}_2^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$  and  $\text{Sb}^{3+}$  in acidic solution.



Tabela 7. Reakcje anionów o własnościach redukujących z roztworem jodu (w środowisku słabo kwaśnym)

Anion	Równania reakcji	Uwagi
$S^{2-}$	$S^{2-} + I_2 \rightarrow S \downarrow + 2 I^-$	zabarwiony na niebiesko w obecności skrobi roztwór jodu – odbarwi się.
$SO_3^{2-}$	$SO_3^{2-} + I_2 + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2 I^- + 2 H^+$	
$S_2O_3^{2-}$	$2 S_2O_3^{2-} + I_2 \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2 I^-$	

**Uwaga:** Kationy  $Sn^{2+}$  redukują jod do jodku.

Tabela 8. Reakcje anionów z azotanem srebra ( $AgNO_3$ ) w środowisku rozcieńczonego  $HNO_3$

Anion	Równanie reakcji	Uwagi
$Cl^-$	$Cl^- + Ag^+ \rightarrow AgCl \downarrow$ $AgCl \downarrow + 2 S_2O_3^{2-} \rightarrow [Ag(S_2O_3)_2]^{3-} + Cl^-$	osad biały, serowaty, rozpuszczalny w $NH_4OH$ (tab. 1) i $S_2O_3^{2-}$
$Br^-$	$Br^- + Ag^+ \rightarrow AgBr \downarrow$ $AgBr + 2 S_2O_3^{2-} \rightarrow [Ag(S_2O_3)_2]^{3-} + Br^-$ $2 AgBr + Zn + H_2SO_4 \rightarrow 2 Ag \downarrow + ZnSO_4 + 2 HBr$	osad żółtawy, rozp. w stęż. $NH_4OH$ i $S_2O_3^{2-}$ oraz pył $Zn$ + st. $H_2SO_4$ (czarny osad srebra)
$I^-$	$I^- + Ag \rightarrow AgI \downarrow$ $2 AgI + 3 S_2O_3^{2-} \rightarrow [Ag_2(S_2O_3)_3]^{4-} + 2 I^-$	osad żółty, serowaty, nierozp. w $NH_4OH$ , rozp. w $S_2O_3^{2-}$
$SCN^-$	$SCN^- + Ag^+ \rightarrow AgSCN \downarrow$ $AgSCN + 2 NH_4OH \rightarrow [Ag(NH_3)_2]SCN + 2 H_2O$ $AgSCN + SCN^- \rightarrow [Ag(SCN)_2]^-$	biały osad rozp. w $NH_4OH$ i nadmiarze jonów $SCN^-$

Table 7. Tests for reducing properties of anions with I<sub>2</sub> solution (in a weak acidic solution)

Anion	Reaction equation	Observations
S <sup>2-</sup>	$S^{2-} + I_2 \rightarrow S \downarrow + 2 I^-$	the blue iodine solution will discolour in presence of starch
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	$SO_3^{2-} + I_2 + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2 I^- + 2H^+$	
S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	$2 S_2O_3^{2-} + I_2 \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2 I^-$	

**Notice:** Sn<sup>2+</sup> could reduce iodine to iodide.

Table 8. Reactions of anions with silver nitrate(V) ( AgNO<sub>3</sub> ) in solution of diluted HNO<sub>3</sub>

Anion	Reaction equation	Observations
Cl <sup>-</sup>	$Cl^- + Ag^+ \rightarrow AgCl \downarrow$ $AgCl \downarrow + 2 S_2O_3^{2-} \rightarrow [Ag(S_2O_3)_2]^{3-} + Cl^-$	white ppt with characteristic flocks, soluble in NH <sub>4</sub> OH (table 1) and S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
Br <sup>-</sup>	$Br^- + Ag^+ \rightarrow AgBr \downarrow$ $AgBr + 2S_2O_3^{2-} \rightarrow [Ag(S_2O_3)_2]^{3-} + Br^-$ $2 AgBr + Zn + H_2SO_4 \rightarrow 2Ag \downarrow + ZnSO_4 + 2HBr$	yellowish ppt, soluble in concentrated NH <sub>4</sub> OH and S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup> also Zn powder with concentrated H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> gives black ppt of silver
I <sup>-</sup>	$I^- + Ag \rightarrow AgI \downarrow$ $2AgI + 3 S_2O_3^{2-} \rightarrow [Ag_2(S_2O_3)_3]^{4-} + 2I^-$	yellow ppt with flocks, insoluble in NH <sub>4</sub> OH, soluble in S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
SCN <sup>-</sup>	$SCN^- + Ag^+ \rightarrow AgSCN \downarrow$ $AgSCN + 2NH_4OH \rightarrow [Ag(NH_3)_2]SCN + 2 H_2O$ $AgSCN + SCN^- \rightarrow [Ag(SCN)_2]^-$	white ppt, soluble in NH <sub>4</sub> OH and in excess of SCN <sup>-</sup>

$S^{2-}$	$S^{2-} + 2Ag^+ \rightarrow Ag_2S$ $3Ag_2S + 2NO_3^- + 8H^+ \rightarrow 6Ag^+ + 2NO\uparrow + 3S\downarrow + 4H_2O$	czarny osad rozp. w st. $HNO_3$
$[Fe(CN)_6]^{4-}$	$[Fe(CN)_6]^{4-} + 4Ag^+ \rightarrow Ag_4[Fe(CN)_6]\downarrow$	biały osad nierozp. w $NH_4OH$
$[Fe(CN)_6]^{3-}$	$[Fe(CN)_6]^{3-} + 3Ag^+ \rightarrow Ag_3[Fe(CN)_6]\downarrow$ $Ag_3[Fe(CN)_6] + 6NH_4OH \rightarrow 3[Ag(NH_3)_2]^+ + [Fe(CN)_6]^{3-} + 6H_2O$	pomarańczowy osad rozp. w $NH_4OH$
	$Ag_4[Fe(CN)_6] \xrightarrow{\text{stęż. } HNO_3} Ag_3[Fe(CN)_6]$ <p style="text-align: center;">biały                                      pomarańczowy</p>	reakcja utleniania $Fe^{2+}$ do $Fe^{3+}$

**Uwaga:** Z mieszaniny chlorków, bromków i jodków w rozcieńczonym kwasie azotowym, jony srebra strącają najpierw jodek srebra, związek o najmniejszym iloczynie rozpuszczalności.

Tabela 9. Reakcje anionów z azotanem srebra ( $AgNO_3$ ) w środowisku obojętnym

Anion	Równanie reakcji	Uwagi
$SO_3^{2-}$	$SO_3^{2-} + 2Ag^+ \rightarrow Ag_2SO_3 \downarrow$ <p style="text-align: center;">temp.</p> $Ag_2SO_3 \longrightarrow 2Ag\downarrow + S\downarrow + SO_2 \uparrow$	biały osad, po ogrzaniu czarny osad $Ag \downarrow$
$S_2O_3^{2-}$	$S_2O_3^{2-} + 2Ag^+ \rightarrow Ag_2S_2O_3 \downarrow$ $Ag_2S_2O_3 + H_2O \rightarrow Ag_2S\downarrow + H_2SO_4$ $Ag_2S_2O_3 + S_2O_3^{2-} \rightarrow 2[Ag(S_2O_3)]^-$ $Ag_2S_2O_3 + 2 S_2O_3^{2-} \rightarrow [Ag_2(S_2O_3)_3]^{4-}$	biały osad $\rightarrow$ żółknie $\rightarrow$ brunatnieje $\rightarrow$ czarny $Ag_2S$  biały osad $Ag_2S_2O_3$ rozpuszcza się w nadmiarze $S_2O_3^{2-}$

$S^{2-}$	$S^{2-} + 2Ag^+ \rightarrow Ag_2S$ $3Ag_2S + 2NO_3^- + 8H^+ \rightarrow 6Ag^+ + 2NO\uparrow + 3S\downarrow + 4H_2O$	black ppt soluble in concentrated $HNO_3$
$[Fe(CN)_6]^{4-}$	$[Fe(CN)_6]^{4-} + 4Ag^+ \rightarrow Ag_4[Fe(CN)_6]\downarrow$	white ppt insoluble in $NH_4OH$
$[Fe(CN)_6]^{3-}$	$[Fe(CN)_6]^{3-} + 3Ag^+ \rightarrow Ag_3[Fe(CN)_6]\downarrow$ $Ag_3[Fe(CN)_6] + 6NH_4OH \rightarrow 3[Ag(NH_3)_2]^+ + [Fe(CN)_6]^{3-} + 6H_2O$ <p style="text-align: center;">conc. <math>HNO_3</math></p> $Ag_4[Fe(CN)_6] \xrightarrow{\text{conc. } HNO_3} Ag_3[Fe(CN)_6]$ <p style="text-align: center;">white                      orange</p>	orange ppt soluble in $NH_4OH$
		oxidizing of $Fe^{2+}$ to $Fe^{3+}$

**Notice:** The silver ion precipitates firstly in form of silver iodide (the lowest solubility equilibrium ) from the mixture of chloride, bromide and iodide anions in a solution of diluted nitric(V) acid.

Table 9. Reactions of anions with silver nitrate ( $AgNO_3$ ) in neutral solution

Anion	Reaction equation	Observations
$SO_3^{2-}$	$SO_3^{2-} + 2Ag^+ \rightarrow Ag_2SO_3 \downarrow$ <p style="text-align: center;">temp.</p> $Ag_2SO_3 \longrightarrow 2Ag\downarrow + S\downarrow + SO_2 \uparrow$	white ppt, getting black $Ag\downarrow$ after heating
$S_2O_3^{2-}$	$S_2O_3^{2-} + 2Ag^+ \rightarrow Ag_2S_2O_3 \downarrow$ $Ag_2S_2O_3 + H_2O \rightarrow Ag_2S\downarrow + H_2SO_4$ $Ag_2S_2O_3 + S_2O_3^{2-} \rightarrow 2[Ag(S_2O_3)]^-$ $Ag_2S_2O_3 + 2 S_2O_3^{2-} \rightarrow [Ag_2(S_2O_3)_3]^{4-}$	white ppt → turns yellow → turns russet → turns black $Ag_2S$
		white ppt of $Ag_2S_2O_3$ , soluble in excess $S_2O_3^{2-}$

$\text{PO}_4^{3-}$	$\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$ $\text{Ag}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ag}^+$ $\text{Ag}_3\text{PO}_4 + 6\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 3[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{PO}_4^{3-} + 6\text{H}_2\text{O}$	<p>żółty osad, rozp. w mocnych kwasach i <math>\text{NH}_4\text{OH}</math></p>
$\text{NO}_2^-$	$\text{NO}_2^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgNO}_2 \downarrow$ $\text{AgNO}_2 + \text{NO}_2^- \rightarrow [\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$	<p>biały osad rozp. po podgrzaniu oraz w <math>\text{NaNO}_2</math></p>
$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{CO}_3^{2-} + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3 \downarrow$ <p style="text-align: center;">temp.</p> $\text{Ag}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{Ag}_2\text{O} \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow$	<p>biały osad → po podgrzaniu ciemnieje → <math>\text{Ag}_2\text{O}</math></p>
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4 \downarrow$ $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 4\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	<p>biały serowaty osad rozp. w <math>\text{NH}_4\text{OH}</math></p>
$\text{CrO}_4^{2-}$	$\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4 \downarrow$ $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 4\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	<p>czerwonobrunatny osad rozp. w <math>\text{NH}_4\text{OH}</math></p>

**Uwaga:** Roztwór badany zobojętnia się roztworem wodorotlenku sodu lub kwasu octowego.

$\text{PO}_4^{3-}$	$\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$ $\text{Ag}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ag}^+$ $\text{Ag}_3\text{PO}_4 + 6\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 3[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{PO}_4^{3-} + 6\text{H}_2\text{O}$	yellow ppt, soluble in strong acids and $\text{NH}_4\text{OH}$
$\text{NO}_2^-$	$\text{NO}_2^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgNO}_2 \downarrow$ $\text{AgNO}_2 + \text{NO}_2^- \rightarrow [\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$	white ppt soluble after heating and in $\text{NaNO}_2$
$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{CO}_3^{2-} + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3 \downarrow$ <p style="text-align: center;">temp.</p> $\text{Ag}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{Ag}_2\text{O} \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow$	white ppt getting dark after heating $\rightarrow \text{Ag}_2\text{O}$
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4 \downarrow$ $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 4\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	white ppt with flock, soluble in $\text{NH}_4\text{OH}$
$\text{CrO}_4^{2-}$	$\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4 \downarrow$ $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 4\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	red-russet ppt, soluble in $\text{NH}_4\text{OH}$

**Notice:** The analysed solution should be neutralized either by sodium hydroxide or acetic acid solutions.

Tabela 10. Reakcje anionów z chlorkiem baru ( BaCl<sub>2</sub> ) w roztworze obojętnym

Anion	Równanie reakcji	Uwagi
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + Ba <sup>2+</sup> → BaSO <sub>4</sub> ↓	biały krystaliczny osad, nierozp. w mocnych kwasach
F <sup>-</sup>	F <sup>-</sup> + Ba <sup>2+</sup> → BaF <sub>2</sub> ↓	biały krystaliczny osad rozp. na gorąco w HCl i HNO <sub>3</sub>
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> + Ba <sup>2+</sup> → BaSO <sub>3</sub> ↓ BaSO <sub>3</sub> + 2H <sup>+</sup> → Ba <sup>2+</sup> + SO <sub>2</sub> ↑ + H <sub>2</sub> O	biały kryst. osad rozp. w rozc. HCl
S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup> + Ba <sup>2+</sup> → BaS <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ↓	”
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	2PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> + 3Ba <sup>2+</sup> → Ba <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> ↓	”
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> + Ba <sup>2+</sup> → BaCO <sub>3</sub> ↓ BaCO <sub>3</sub> + 2 CH <sub>3</sub> COOH → Ba <sup>2+</sup> + 2CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> + CO <sub>2</sub> ↑ + H <sub>2</sub> O	biały kryst. osad rozp. w CH <sub>3</sub> COOH
C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + Ba <sup>2+</sup> → BaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ↓	biały kryst. osad rozp. w rozc. HCl
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + Ba <sup>2+</sup> → BaCrO <sub>4</sub> ↓	żółty kryst. osad nierozp. w kw. octowym

Table 10. Reactions of anions with barium chloride (BaCl<sub>2</sub>) in neutral solution

Anion	Reaction equation	Observations
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + Ba <sup>2+</sup> → BaSO <sub>4</sub> ↓	white crystalline ppt, insoluble in strong acids
F <sup>-</sup>	F <sup>-</sup> + Ba <sup>2+</sup> → BaF <sub>2</sub> ↓	white crystalline ppt, soluble in HCl and HNO <sub>3</sub> after heating
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> + Ba <sup>2+</sup> → BaSO <sub>3</sub> ↓ BaSO <sub>3</sub> + 2H <sup>+</sup> → Ba <sup>2+</sup> + SO <sub>2</sub> ↑ + H <sub>2</sub> O	white crystalline ppt, soluble in HCl
S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup> + Ba <sup>2+</sup> → BaS <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ↓	“
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	2PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> + 3Ba <sup>2+</sup> → Ba <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> ↓	“
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> + Ba <sup>2+</sup> → BaCO <sub>3</sub> ↓ BaCO <sub>3</sub> + 2 CH <sub>3</sub> COOH → Ba <sup>2+</sup> + 2CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> + CO <sub>2</sub> ↑ + H <sub>2</sub> O	white crystalline ppt, soluble in CH <sub>3</sub> COOH
C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + Ba <sup>2+</sup> → BaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ↓	white crystalline ppt, soluble in diluted HCl
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + Ba <sup>2+</sup> → BaCrO <sub>4</sub> ↓	yellow crystalline ppt, insoluble in CH <sub>3</sub> COOH



### 3.2. Reakcje specyficzne

Tabela 11. Reakcje charakterystyczne (specyficzne) anionów, wcześniej nieopisane

Anion	Odczynnik	Równanie reakcji	Uwagi
$\text{SO}_3^{2-}$	$\text{Zn}_{\text{met.}}$ + rozc.HCl	$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}^-$	redukcja $\text{SO}_3^{2-}$ do $\text{S}^{2-}$
	(podgrzanie)	$3\text{Zn} + 6\text{HCl} + \text{SO}_2 \rightarrow 3\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow + 2 \text{H}_2\text{O}$	charakteryst. zapach siarkowodoru
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}^{3+} + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow [\text{Fe}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^-$  $[\text{Fe}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^- + \text{Fe}^{3+} \rightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$	roztwór fioletowy  →odbarwia się
$\text{I}^-$	$\text{Hg}^{2+}$	$2\text{I}^- + \text{Hg}^{2+} \rightarrow \text{HgI}_2 \downarrow$ $\text{HgI}_2 + 2\text{I}^- \rightarrow [\text{HgI}_4]^{2-}$	pomarańczowy osad, rozpuszczalny w nadm. odczynnika
$\text{I}^-$	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{I}^- + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow$	żółty osad rozp. na gorąco, po ponownym oziębieniu- błyszczące złociste kryształy
$\text{SCN}^-$	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightarrow [\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$	krwisto-czerwone zabarwienie
$\text{F}^-$	$[\text{Fe}(\text{SCN})_2]^+$	$6\text{F}^- + [\text{Fe}(\text{SCN})_2]^+ \rightarrow [\text{FeF}_6]^{3-} + 2 \text{SCN}^-$	odbarwienie roztworu w wyniku tworzenia się trwalszego kompleksu fluorkowego z żelazem

### 3.2. Specific reactions

Table 11. Specific reactions for anions

Anion	Reagent	Reaction equation	Observations
$\text{SO}_3^{2-}$	$\text{Zn}_{\text{met.}}$ + diluted HCl (heated)	$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}^-$  $3\text{Zn} + 6\text{HCl} + \text{SO}_2 \rightarrow 3\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow + 2 \text{H}_2\text{O}$	reduction of $\text{SO}_3^{2-}$ to $\text{S}^{2-}$  characteristic smell of hydrogen sulphide
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}^{3+} + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow [\text{Fe}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^-$ $[\text{Fe}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^- + \text{Fe}^{3+} \rightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$	violet solution is discoloured
$\text{I}^-$	$\text{Hg}^{2+}$	$2\text{I}^- + \text{Hg}^{2+} \rightarrow \text{HgI}_2 \downarrow$ $\text{HgI}_2 + 2\text{I}^- \rightarrow [\text{HgI}_4]^{2-}$	orange ppt, soluble in excess of reagent
$\text{I}^-$	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{I}^- + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow$	yellow ppt, soluble after heating; golden shining crystals are formed
$\text{SCN}^-$	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightarrow [\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$	bloody red solution
$\text{F}^-$	$[\text{Fe}(\text{SCN})_2]^+$	$6\text{F}^- + [\text{Fe}(\text{SCN})_2]^+ \rightarrow [\text{FeF}_6]^{3-} + 2 \text{SCN}^-$	decolourization of solution as a result of forming of a complex compound $[\text{FeF}_6]^{3-}$ with high stability constant

$\text{SCN}^-$	$\text{Co}^{2+}$ + alk. amyłowy	$\text{Co}^{2+} + 4\text{SCN}^- \rightarrow [\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	warstwa alkoholowa zabarwia się na niebiesko
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$\text{Fe}^{3+}$	$3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} + 4\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3 \downarrow$	osad tzw. błękitu pruskiego
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$\text{Fe}^{2+}$	$2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + 3\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 \downarrow$	osad tzw. błękitu Turnbulla

**Uwaga:** Reakcje charakterystyczne anionów :  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  podano w tabeli 1.

## 4. Wykrywanie kationów

**4.1.  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$**  - grupa kationów, których węglany, siarczki oraz inne sole są rozpuszczalne w wodzie. Reakcje charakterystyczne tych kationów podano w tabeli 2.

**4.2.  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$**  - grupa kationów, których węglany są nierozpuszczalne w wodzie (siarczki rozpuszczalne w wodzie).

$\text{SCN}^-$	$\text{Co}^{2+}$ + alcohol isoamyl	$\text{Co}^{2+} + 4\text{SCN}^- \rightarrow [\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	alcohol layer is blue coloured
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$\text{Fe}^{3+}$	$3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} + 4\text{Fe}^{3+} \rightarrow$ $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3 \downarrow$	blue ppt (Prussian blue)
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$\text{Fe}^{2+}$	$2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + 3\text{Fe}^{2+} \rightarrow$ $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 \downarrow$	dark blue ppt (Turnbull's blue)

**Notice:** Specific reactions for:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  are given in table 1.

## 4. Identification of cations

**4.1.  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$**  - this group of cations, has carbonates, sulphides and other salts soluble in water. Specific reactions for these cations are given in table 2.

**$\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$**  - this group of cations has carbonates insoluble in water (sulphides are soluble in water).

Tabela 12. Reakcje z  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  i innymi rozpuszczalnymi węglanami w środowisku obojętnym lub słabo zasadowym

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{BaCO}_3 \downarrow$ $\text{BaCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	biały osad, rozp. w rozcieńczonych kwasach
$\text{Sr}^{2+}$	$\text{Sr}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{SrCO}_3 \downarrow$ $\text{SrCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Sr}^{2+} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	„
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$ $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	„
$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{MgCO}_3 \downarrow$ $\text{MgCO}_3 + 2\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	biały osad, rozp. w rozcz. kwasach i solach amonowych

**Uwaga:** Węglany baru, strontu i wapnia nie rozpuszczają się w solach amonowych co pozwala oddzielić kationy  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  i  $\text{Ca}^{2+}$  od jonów  $\text{Mg}^{2+}$

Tabela 13. Reakcje z  $\text{CrO}_4^{2-}$  i  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

Kation	Odczynnik	Równanie reakcji	Uwagi
$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (w obecności $\text{NaCH}_3\text{COOH}$ )	$2\text{Ba}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{BaCrO}_4 \downarrow + 2\text{H}^+$	żółty osad nierozp. w $\text{CH}_3\text{COOH}$
$\text{Ba}^{2+}$	$\text{CrO}_4^{2-}$	$\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaCrO}_4 \downarrow$	„
$\text{Sr}^{2+}$	$\text{CrO}_4^{2-}$	$\text{Sr}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{SrCrO}_4 \downarrow$	żółty osad rozpuszczalny w $\text{CH}_3\text{COOH}$

**Uwaga:** Jony  $\text{Ca}^{2+}$  i  $\text{Mg}^{2+}$  nie tworzą osadu z chromianami.

Table 12. Reactions with  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  and other soluble carbonates in neutral or weak alkaline solution

Cation	Reaction equation	Observations
$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{BaCO}_3 \downarrow$ $\text{BaCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	white ppt, soluble in diluted acids
$\text{Sr}^{2+}$	$\text{Sr}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{SrCO}_3 \downarrow$ $\text{SrCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Sr}^{2+} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	”
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$ $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	”
$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{MgCO}_3 \downarrow$ $\text{MgCO}_3 + 2\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	white ppt, soluble in diluted acids and ammonium salts

**Notice:** Barium carbonate, strontium carbonate and calcium carbonate are not soluble in ammonium salts, which is helpful during separation of cations:  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  and  $\text{Ca}^{2+}$  from  $\text{Mg}^{2+}$ .

Table 13. Reactions with  $\text{CrO}_4^{2-}$  and  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

Cation	Reagent	Reaction equation	Observations
$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (in present $\text{NaCH}_3\text{COOH}$ )	$2\text{Ba}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $2\text{BaCrO}_4 \downarrow + 2\text{H}^+$	yellow ppt, insoluble in $\text{CH}_3\text{COOH}$
$\text{Ba}^{2+}$	$\text{CrO}_4^{2-}$	$\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaCrO}_4 \downarrow$	“
$\text{Sr}^{2+}$	$\text{CrO}_4^{2-}$	$\text{Sr}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{SrCrO}_4 \downarrow$	yellow ppt, soluble in $\text{CH}_3\text{COOH}$

**Notice:** Cations  $\text{Ca}^{2+}$  and  $\text{Mg}^{2+}$  do not precipitate with chromates.

Tabela 14. Reakcje z  $C_2O_4^{2-}$  (w środowisku obojętnym)

Kation	Odczynnik	Równanie reakcji	Uwagi
$Ba^{2+}$	$C_2O_4^{2-}$	$Ba^{2+} + C_2O_4^{2-} \rightarrow BaC_2O_4 \downarrow$	biały osad rozp. w kwasach, w $CH_3COOH$ po podgrzaniu
$Sr^{2+}$	$C_2O_4^{2-}$	$Sr^{2+} + C_2O_4^{2-} \rightarrow SrC_2O_4 \downarrow$	„
$Ca^{2+}$	$C_2O_4^{2-}$	$Ca^{2+} + C_2O_4^{2-} \rightarrow CaC_2O_4 \downarrow$	biały osad nierozpuszczalny w $CH_3COOH$ (nawet po podgrzaniu)

**4.3.  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Co^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ ,  $Al^{3+}$ ,  $Zn^{2+}$ ,  $Cr^{3+}$  i  $Mn^{2+}$**  - grupa kationów, których siarczki lub wodorotlenki (powstałe wskutek hydrolizy) są rozpuszczalne w rozcieńczonych kwasach.

Tabela 15. Reakcje z  $(NH_4)_2S$  lub AKT ( $CH_3CSNH_2$ ) w środowisku buforu amonowego ( $NH_4OH$  i  $NH_4Cl$ )

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
$Fe^{2+}$	$Fe^{2+} + S^{2-} \rightarrow FeS \downarrow$ $FeS + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2S \uparrow$	czarny osad, rozp. w rozc. $HCl$ i $H_2SO_4$
$Fe^{3+}$	$2 Fe^{3+} + 3 S^{2-} \rightarrow Fe_2S_3 \downarrow$ $Fe_2S_3 + 4H^+ \rightarrow 2Fe^{2+} + S \downarrow + 2 H_2S \uparrow$	czarny osad, rozp. w rozc. $HCl$ i $H_2SO_4$ , $Fe^{3+}$ zostaje zredukowane do $Fe^{2+}$ , tworzy się osad siarki

Table 14. Reactions with  $C_2O_4^{2-}$  in neutral solution

Cation	Reagent	Reaction equation	Observations
$Ba^{2+}$	$C_2O_4^{2-}$	$Ba^{2+} + C_2O_4^{2-} \rightarrow BaC_2O_4 \downarrow$	white ppt, soluble in acids and $CH_3COOH$ after heating
$Sr^{2+}$	$C_2O_4^{2-}$	$Sr^{2+} + C_2O_4^{2-} \rightarrow SrC_2O_4 \downarrow$	„
$Ca^{2+}$	$C_2O_4^{2-}$	$Ca^{2+} + C_2O_4^{2-} \rightarrow CaC_2O_4 \downarrow$	white ppt, insoluble in $CH_3COOH$ (even after heating)

**4.3.  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Co^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ ,  $Al^{3+}$ ,  $Zn^{2+}$ ,  $Cr^{3+}$  and  $Mn^{2+}$**  - this group of cations has sulphides and hydroxides soluble in diluted acids.

Table 15. Reactions with  $(NH_4)_2S$  or AKT ( $CH_3CSNH_2$ ) in solution of ammonium buffer ( $NH_4OH$  i  $NH_4Cl$ )

Cation	Reaction equation	Observations
$Fe^{2+}$	$Fe^{2+} + S^{2-} \rightarrow FeS \downarrow$ $FeS + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2S \uparrow$	black ppt, soluble in diluted HCl and $H_2SO_4$
$Fe^{3+}$	$2 Fe^{3+} + 3 S^{2-} \rightarrow Fe_2S_3 \downarrow$ $Fe_2S_3 \downarrow + 4H^+ \rightarrow 2Fe^{2+} + S \downarrow + 2 H_2S \uparrow$	black ppt, soluble in diluted HCl and $H_2SO_4$ $Fe^{3+}$ is reduced to $Fe^{2+}$ , white ppt of sulphur is formed



Mn <sup>2+</sup>	$\text{Mn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{MnS} \downarrow$ $\text{MnS} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$	<p>cielisty osad rozp. w rozc. HCl i H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></p>
Zn <sup>2+</sup>	$\text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{ZnS} \downarrow$ $\text{ZnS} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$ <p>Uwaga! We wszystkich ww. reakcjach rozpuszczania wydziela się H<sub>2</sub>S – gaz o charakterystycznym zapachu</p>	<p>biały osad rozp. w rozc. HCl i H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></p>
Co <sup>2+</sup>	$\text{Co}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CoS} \downarrow$	<p>czarny osad</p>
Ni <sup>2+</sup>	$\text{Ni}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{NiS} \downarrow$ $\text{CoS} + 2\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{S} \downarrow$ $3\text{CoS} + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Co}^{2+} + 3\text{S} \downarrow + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{NiS} + 2\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{S} \downarrow$ $3\text{NiS} + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Ni}^{2+} + 3\text{S} \downarrow + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	<p>czarny osad</p> <p>siarczki niklu i kobaltu nie rozp. się w rozc.. HCl i H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; rozpuszczają się w HCl + H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> oraz w HNO<sub>3</sub> na gorąco. w reakcjach tych wytrąca się siarka</p>
Cr <sup>3+</sup>	$2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$	<p>szarzielony osad wodorotlenku</p>
Al <sup>3+</sup>	$2\text{Al}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$	<p>biały osad wodorotlenku</p>

**Uwaga:** Strącanie się wodorotlenków glinu i chromu jest spowodowane hydrolizą (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S lub AKT. Roztwór zawiera jony OH<sup>-</sup> w stężeniu dostatecznym, by iloczyny rozpuszczalności Al(OH)<sub>3</sub> i Cr(OH)<sub>3</sub> zostały przekroczone wcześniej niż iloczyny rozpuszczalności Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub> i Cr<sub>2</sub>S<sub>3</sub>.

Mn <sup>2+</sup>	$\text{Mn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{MnS} \downarrow$ $\text{MnS} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$	nude colour ppt, soluble in HCl and H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Zn <sup>2+</sup>	$\text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{ZnS} \downarrow$ $\text{ZnS} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$ <p>Notice! During all of the solubility reactions H<sub>2</sub>S is emitted (characteristic smell )</p>	white ppt, soluble in diluted HCl and H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Co <sup>2+</sup>	$\text{Co}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CoS} \downarrow$	black ppt
Ni <sup>2+</sup>	$\text{Ni}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{NiS} \downarrow$ $\text{CoS} + 2\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{S} \downarrow$ $3\text{CoS} + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Co}^{2+} + 3\text{S} \downarrow + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{NiS} + 2\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{S} \downarrow$ $3\text{NiS} + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Ni}^{2+} + 3\text{S} \downarrow + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	black ppt  nickel sulphide and cobalt sulphide are insoluble in diluted HCl and H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ; they are soluble in mixture of HCl and H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> or in HNO <sub>3</sub> after heating; during these reactions sulphur is emitted
Cr <sup>3+</sup>	$2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$	grey-green ppt of hydroxide
Al <sup>3+</sup>	$2\text{Al}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$	white ppt of hydroxide

**Notice:** The precipitation of aluminium hydroxide and chromium hydroxide is a result of (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S or AKT hydrolysis. The concentration of OH<sup>-</sup> ion is high enough for exceeding the solubility equilibrium of Al(OH)<sub>3</sub> and Cr(OH)<sub>3</sub> before the solubility equilibriums of Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub> and Cr<sub>2</sub>S<sub>3</sub>.

Tabela 16. Reakcje z mocnymi zasadami (KOH lub NaOH)

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
Fe <sup>2+</sup> (sole barwy bladzielonej)	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$ $4 \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$	brudnozielony osad, na powietrzu utlenia się do Fe(OH) <sub>3</sub> – barwa brunatno- czerwona; rozpuszczalny w rozc. kwasach
Fe <sup>3+</sup> (sole barwy żółtej lub czerwono- brunatnej)	$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$	brunatno-czerwony osad rozp. w kwasach.
Mn <sup>2+</sup> (sole barwy bladoróżowej)	$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow$ $\text{Mn}(\text{OH})_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{MnO}(\text{OH})_2\downarrow$ $\text{MnO}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ $\text{MnO}(\text{OH})_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2\uparrow$	biały osad brunatniejący na powietrzu, rozp. w H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> z dodatkiem H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>  rozp. w HCl na gorąco.
Co <sup>2+</sup> (sole barwy różowej)	$\text{Co}^{2+} + \text{OH}^- + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Co}(\text{OH})\text{Cl} \downarrow$ $\text{Co}(\text{OH})\text{Cl} + \text{OH}^- \xrightarrow{\text{temp.}} \text{Co}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Cl}^-$ $4 \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Co}(\text{OH})_3\downarrow$	niebieski osad  różowy osad na powietrzu szarzejący na skutek powstawania Co(OH) <sub>3</sub>
Ni <sup>2+</sup> (sole barwy zielonej)	$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2\downarrow$	zielony osad rozp. w kwasach
Cr <sup>3+</sup> (sole barwy granatowej lub zielonej)	$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightarrow \text{CrO}_2^- + 2 \text{H}_2\text{O}$	szarofioletowy osad o wł. amfoterycznych, rozp. w kwasach i nadmiarze zasad.

Table 16. Reactions with strong bases (KOH or NaOH)

Cation	Reaction equation	Observations
Fe <sup>2+</sup> (light green salts)	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$ $4 \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$	green ppt, oxidizes to Fe(OH) <sub>3</sub> in the atmosphere of air (turns russet-red); soluble in diluted acids
Fe <sup>3+</sup> (yellow or red-russet salts)	$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$	red-russet ppt., soluble in diluted acids
Mn <sup>2+</sup> (light pink salts)	$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow$ $\text{Mn}(\text{OH})_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{MnO}(\text{OH})_2\downarrow$ $\text{MnO}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ $\text{MnO}(\text{OH})_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2\uparrow$	white ppt, getting russet in the atmosphere of air; soluble in the mixture of H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> and H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>  soluble in HCl after heating.
Co <sup>2+</sup> (pink salts)	$\text{Co}^{2+} + \text{OH}^- + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Co}(\text{OH})\text{Cl} \downarrow$ $\text{Co}(\text{OH})\text{Cl} + \text{OH}^- \xrightarrow{\text{temp.}} \text{Co}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Cl}^-$ $4 \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{Co}(\text{OH})_3\downarrow$	blue ppt  pink ppt getting grey in the atmosphere of air as the result of forming Co(OH) <sub>3</sub>
Ni <sup>2+</sup> (green salts)	$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2\downarrow$	green ppt, soluble in acids
Cr <sup>3+</sup> (dark blue or green salts)	$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightarrow \text{CrO}_2^- + 2 \text{H}_2\text{O}$	grey-violet ampholytic ppt, soluble in acids and in excess of bases

Al <sup>3+</sup> (sole bezbarwne)	$\text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{H}^+ \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightarrow \text{AlO}_2^- + 2 \text{H}_2\text{O}$	biały osad o wł. amfoterycznych
Zn <sup>2+</sup> (sole bezbarwne)	$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$	biały osad o wł. Amfoterycznych

**Uwaga:** Wykorzystując własności amfoteryczne jonów Al<sup>3+</sup>, Cr<sup>3+</sup> i Zn<sup>2+</sup> można je oddzielić od pozostałych kationów tej grupy.

Tabela 17. Reakcje z NH<sub>4</sub>OH

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
Fe <sup>2+</sup>	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NH}_4^+$	w obecności soli amonowych osad nie powstaje
Fe <sup>3+</sup>	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4^+$	osad nie rozpuszcza się w solach amonowych
Mn <sup>2+</sup>	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NH}_4^+$	w obecności soli amonowych osad nie powstaje
Co <sup>2+</sup>	$\text{Co}^{2+} + \text{Cl}^- + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})\text{Cl} \downarrow + \text{NH}_4^+$ $\text{Co}(\text{OH})\text{Cl} + 7\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$ $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2 + \text{NH}_4\text{Cl} + 6\text{H}_2\text{O}$	niebieski osad rozp. w nadmiarze NH <sub>4</sub> OH  roztwór brudnożółty, jaśniejący w wyniku tworzenia się [Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup> ; w obecności soli amonowych osad nie powstaje

Al <sup>3+</sup> (colourless salts)	$\text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^{-} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^{+} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^{-} \rightarrow \text{AlO}_2^{-} + 2 \text{H}_2\text{O}$	white amphoteric ppt
Zn <sup>2+</sup> (colourless salts)	$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{OH}^{-} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^{+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^{-} \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$	white amphoteric ppt

**Notice:** The amphoteric properties of cations Al<sup>3+</sup>, Cr<sup>3+</sup> and Zn<sup>2+</sup> enable their separation from the rest of the cations of this group.

Table 17. Reactions with NH<sub>4</sub>OH

Cation	Reaction equation	Observations
Fe <sup>2+</sup>	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NH}_4^{+}$	in the presence of ammonium salts ppt does not form
Fe <sup>3+</sup>	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4^{+}$	ppt is not soluble in ammonium salts
Mn <sup>2+</sup>	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NH}_4^{+}$	in the presence of ammonium salts ppt does not form
Co <sup>2+</sup>	$\text{Co}^{2+} + \text{Cl}^{-} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})\text{Cl} \downarrow + \text{NH}_4^{+}$ $\text{Co}(\text{OH})\text{Cl} + 7\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2 + \text{NH}_4\text{Cl} + 6\text{H}_2\text{O}$	<p>blue ppt, soluble in excess of NH<sub>4</sub>OH</p> <p>yellow solution, getting light as the result of forming complex ion [Co(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]<sup>3+</sup>; in the presence of ammonium salts ppt does not form</p>

Ni <sup>2+</sup>	$\text{Ni}^{2+} + \text{Cl}^- + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})\text{Cl}\downarrow + \text{NH}_4^+$ $\text{Ni}(\text{OH})\text{Cl} + 6\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + \text{OH}^- + \text{Cl}^- + 6\text{H}_2\text{O}$	<p>zielony osad, rozp. w nadmiarze NH<sub>4</sub>OH</p> <p>w obecności soli amonowych osad nie wytrąca się.</p>
Cr <sup>3+</sup>	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4^+$	osad nie rozpuszcza się w solach amonowych
Al <sup>3+</sup>	$\text{Al}^{3+} + 3\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4^+$	„
Zn <sup>2+</sup>	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4^+$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 6\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^-$	osad rozpuszcza się w nadmiarze NH <sub>4</sub> OH i solach amonowych

Tabela 18. Reakcje z (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
Fe <sup>2+</sup>	$\text{Fe}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{FeCO}_3\downarrow$ $4\text{FeCO}_3 + 6\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 4\text{CO}_2\uparrow$	biały osad, brunatniejący na powietrzu wskutek powstawania Fe(OH) <sub>3</sub>
Fe <sup>3+</sup>	$2\text{Fe}^{3+} + 3\text{CO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CO}_2\uparrow$	brunatny osad
Mn <sup>2+</sup>	$\text{Mn}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{MnCO}_3\downarrow$	biały osad rozp. w kwasach
Cr <sup>3+</sup>	$2\text{Cr}^{3+} + 3\text{CO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CO}_2\uparrow$	szarzielony osad
Zn <sup>2+</sup>	$\text{Zn}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{ZnCO}_3\downarrow$	biały osad

**Uwaga:** Sole Ni<sup>2+</sup> i Co<sup>2+</sup> nie wytrącają osadów z (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. W reakcji z Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> wytrącają się osady: Co(OH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (czerwony); NiCO<sub>3</sub> (zielony) – rozpuszczalne w kwasach, NH<sub>4</sub>OH i (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

Ni <sup>2+</sup>	$\text{Ni}^{2+} + \text{Cl}^{-} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})\text{Cl} \downarrow + \text{NH}_4^{+}$ $\text{Ni}(\text{OH})\text{Cl} + 6\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + \text{OH}^{-} + \text{Cl}^{-} + 6\text{H}_2\text{O}$	<p>green ppt, soluble in excess of NH<sub>4</sub>OH</p> <p>in the presence of ammonium salts ppt does not form</p>
Cr <sup>3+</sup>	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4^{+}$	ppt is not soluble in ammonium salts
Al <sup>3+</sup>	$\text{Al}^{3+} + 3\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4^{+}$	„
Zn <sup>2+</sup>	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NH}_4^{+}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 6\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^{-}$	ppt is soluble in excess of NH <sub>4</sub> OH and ammonium salts

Table 18. Reactions with (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

Cation	Reaction equation	Observations
Fe <sup>2+</sup>	$\text{Fe}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{FeCO}_3 \downarrow$ $4\text{FeCO}_3 + 6\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 4\text{CO}_2 \uparrow$	white ppt, turns russet in the atmosphere of air as the result of forming Fe(OH) <sub>3</sub>
Fe <sup>3+</sup>	$2\text{Fe}^{3+} + 3\text{CO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{CO}_2 \uparrow$	russet ppt
Mn <sup>2+</sup>	$\text{Mn}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{MnCO}_3 \downarrow$	white ppt, soluble in acids
Cr <sup>3+</sup>	$2\text{Cr}^{3+} + 3\text{CO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{CO}_2 \uparrow$	grey-green ppt
Zn <sup>2+</sup>	$\text{Zn}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{ZnCO}_3 \downarrow$	white ppt

**Notice:** Ni<sup>2+</sup> and Co<sup>2+</sup> salts do not precipitate with (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. These cations, in reaction with Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> give the following precipitates: red precipitate of Co(OH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> and green precipitate of NiCO<sub>3</sub>, which are soluble in acids, NH<sub>4</sub>OH and (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.



Tabela 19. Reakcje z  $K_3[Fe(CN)_6]$  (heksacyjanożelazian (III) potasu)

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
$Fe^{2+}$	$3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow Fe_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$	osad błękitu Turnbulla, nierozp. w kwasach
$Fe^{3+}$	$Fe^{3+} + [Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow Fe[Fe(CN)_6]$	roztwór brunatny
$Mn^{2+}$	$3Mn^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow Mn_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$	brunatny osad
$Co^{2+}$	$3Co^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow Co_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$	ciemnoczerwony osad
$Ni^{2+}$	$3Ni^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow Ni_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$	żółtobrunatny osad
$Zn^{2+}$	$3Zn^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow Zn_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$	żółtobrazowy osad

**Uwaga:** Sole  $Al^{3+}$  i  $Cr^{3+}$  nie wytrącają osadów z  $K_3[Fe(CN)_6]$ .

Tabela 20. Reakcje z  $K_4[Fe(CN)_6]$  (heksacyjanożelazian (II) potasu)

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
$Fe^{2+}$	$2Fe^{2+} + [Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow Fe_2[Fe(CN)_6] \downarrow$	osad niebieskawy
$Fe^{3+}$	$4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow$	osad "błękitu pruskiego" (ciemno- niebieski), wytrąca się w śr. słabo kwaśnym lub oboj.
$Mn^{2+}$	$2Mn^{2+} + [Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow Mn_2[Fe(CN)_6] \downarrow$	osad biały
$Zn^{2+}$	$3Zn^{2+} + 2K^+ + 2[Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow$ $K_2Zn_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$	osad biały, rozp. w mocnych zasadach

Table 19. Reactions with  $K_3[Fe(CN)_6]$  (potassium hexacyanoferrate (III))

Cation	Reaction equation	Observations
$Fe^{2+}$	$3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow Fe_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$	blue ppt (Turnbull's blue), insoluble in acids
$Fe^{3+}$	$Fe^{3+} + [Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow Fe[Fe(CN)_6]$	russet solution
$Mn^{2+}$	$3Mn^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow Mn_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$	russet ppt
$Co^{2+}$	$3Co^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow Co_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$	dark-red ppt
$Ni^{2+}$	$3Ni^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow Ni_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$	yellow-russet ppt
$Zn^{2+}$	$3Zn^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow Zn_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$	yellow-russet ppt

**Notice:**  $Al^{3+}$  and  $Cr^{3+}$  salts do not precipitate with  $K_3[Fe(CN)_6]$ .

Table 20. Reactions with  $K_4[Fe(CN)_6]$  (potassium hexacyanoferrate (II))

Cation	Reaction equation	Observations
$Fe^{2+}$	$2Fe^{2+} + [Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow Fe_2[Fe(CN)_6] \downarrow$	blue ppt
$Fe^{3+}$	$4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow$	dark blue ppt (Prussian blue) occurs in neutral or weak acidic solution.
$Mn^{2+}$	$2Mn^{2+} + [Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow Mn_2[Fe(CN)_6] \downarrow$	white ppt
$Zn^{2+}$	$3Zn^{2+} + 2K^+ + 2[Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow K_2Zn_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$	white ppt, soluble in strong bases

Co <sup>2+</sup>	$2\text{Co}^{2+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightarrow \text{Co}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$	osad zielony
Ni <sup>2+</sup>	$2\text{Ni}^{2+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightarrow \text{Ni}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$	osad brunatno-zielonkawy

**Uwaga:** Sole Al<sup>3+</sup> i Cr<sup>3+</sup> nie wytrącają osadów z K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>].

Tabela 21. Reakcje charakterystyczne (specyficzne)

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
Fe <sup>3+</sup>	$\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+} + 6\text{F}^- \rightarrow [\text{FeF}_6]^{3-} + \text{SCN}^-$	ciemnoczerwone zabarwienie roztworu; po dodaniu jonów F <sup>-</sup> zabarwienie znika
Co <sup>2+</sup>	$\text{Co}^{2+} + 4\text{SCN}^- \rightarrow [\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	po dodaniu alkoh. izoamylowego warstwa org. zabarwia się na niebiesko
Al <sup>3+</sup>	$\text{Al}^{3+} + 3\text{NH}_4\text{OH} + \text{aluminon} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \cdot \text{aluminon} \downarrow + 3\text{NH}_4^+$	powstaje czerwono zabarwiony „lak”
Ni <sup>2+</sup>	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{C}_4\text{H}_6\text{N}_2\text{O}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{C}_4\text{H}_6\text{N}_2\text{O}_2\text{H}_2)_2 \downarrow + 2\text{H}^+$ (dimetyloglioksym)	osad różowoczerwony wytrącający się w ob. NH <sub>4</sub> OH
Zn <sup>2+</sup>	$\text{Zn}^{2+} + [\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-} \rightarrow \text{Zn}[\text{Hg}(\text{SCN})_4] \downarrow$	osad biały, w obecności jonów Co <sup>2+</sup> - niebieski
Co <sup>2+</sup>	$\text{Co}^{2+} + [\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-} \rightarrow \text{Co}[\text{Hg}(\text{SCN})_4] \downarrow$	osad szafirowy
Mn <sup>2+</sup>	$2\text{Mn}^{2+} + 5\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ \xrightarrow{\text{temp.}} 2\text{MnO}_4^- + 5\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ (reakcja Crumma)	roztwór ciemnofioletowy

Co <sup>2+</sup>	$2\text{Co}^{2+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightarrow \text{Co}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$	green ppt
Ni <sup>2+</sup>	$2\text{Ni}^{2+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightarrow \text{Ni}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$	russet-green ppt

**Notice:** Al<sup>3+</sup> and Cr<sup>3+</sup> salts do not precipitate with K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>].

Table 21. Specific reactions of Fe<sup>2+</sup>, Fe<sup>3+</sup>, Co<sup>2+</sup>, Ni<sup>2+</sup>, Al<sup>3+</sup>, Zn<sup>2+</sup>, Cr<sup>3+</sup> and Mn<sup>2+</sup> cations

Cation	Reaction equation	Observations
Fe <sup>3+</sup>	$\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+} + 6\text{F}^- \rightarrow [\text{FeF}_6]^{3-} + \text{SCN}^-$	dark red solution, which disappears after F <sup>-</sup> treatment
Co <sup>2+</sup>	$\text{Co}^{2+} + 4\text{SCN}^- \rightarrow [\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	after isoamyl alcohol treatment, alcohol layer is blue coloured
Al <sup>3+</sup>	$\text{Al}^{3+} + 3\text{NH}_4\text{OH} + \text{aluminon} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \cdot \text{aluminon} \downarrow + 3\text{NH}_4^+$	red lake ppt
Ni <sup>2+</sup>	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{C}_4\text{H}_6\text{N}_2\text{O}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{C}_4\text{H}_6\text{N}_2\text{O}_2\text{H}_2)_2 \downarrow + 2\text{H}^+$ (dimethylglyoxime)	red-pink ppt occurs in NH <sub>4</sub> OH solutions
Zn <sup>2+</sup>	$\text{Zn}^{2+} + [\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-} \rightarrow \text{Zn}[\text{Hg}(\text{SCN})_4] \downarrow$	white ppt, in presence of Co <sup>2+</sup> ppt is blue
Co <sup>2+</sup>	$\text{Co}^{2+} + [\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-} \rightarrow \text{Co}[\text{Hg}(\text{SCN})_4] \downarrow$	sapphire ppt
Mn <sup>2+</sup>	$2\text{Mn}^{2+} + 5\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ \xrightarrow{\text{temp.}} 2\text{MnO}_4^- + 5\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ (Crumm's reaction)	dark violet solution

Cr <sup>3+</sup>	$2\text{CrO}_2^- + 3\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	utlenianie w śr. zasadowym - barwa roztworu zmienia się z zielonej na żółtą
Cr <sup>3+</sup>	$2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 7\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{SO}_4^{2-} + 14\text{H}^+$	roztwór zabarwia się na pomarańczowo
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow 2\text{H}_2\text{CrO}_6 + 3\text{H}_2\text{O}$	roztwór niebieski

**4.4. Ag<sup>+</sup>, Hg<sub>2</sub><sup>2+</sup>, Pb<sup>2+</sup>** - grupa kationów, których chlorki są nierozpuszczalne w wodzie.

Reakcje tej grupy z jonami Cl<sup>-</sup> podano w tabeli 1.

Reakcje charakterystyczne jonów Ag<sup>+</sup> podano w tabeli 8 i 9.

Tabela 22. Reakcje charakterystyczne kationu Hg<sub>2</sub><sup>2+</sup>

Odczynnik	Równanie reakcji	Uwagi
OH <sup>-</sup>	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Hg}_2\text{O}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	czarny osad
I <sup>-</sup>	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{Hg}_2\text{I}_2\downarrow$ $\text{Hg}_2\text{I}_2 + 2\text{I}^- \rightarrow [\text{HgI}_4]^{2-} + \text{Hg}\downarrow$	zielono-żółty osad, rozp. w nadmiarze I <sup>-</sup> , wydziela się metaliczna rtęć
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$\text{Hg}_2^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Hg}_2\text{CrO}_4\downarrow$	czerwony osad
SnCl <sub>2</sub> (nadmiar)	$\text{Hg}_2^{2+} + \text{Sn}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2\downarrow + \text{Sn}^{2+}$ $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{Sn}^{2+} + 4\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Hg}\downarrow + [\text{SnCl}_6]^{2-}$	biały osad szarzejący po redukcji do Hg <sup>0</sup>

Cr <sup>3+</sup>	$2\text{CrO}_2^- + 3\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	green coloured solution is changed into a yellow one, after oxidizing in basic solution
Cr <sup>3+</sup>	$2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 7\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{SO}_4^{2-} + 14\text{H}^+$	orange solution
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow 2\text{H}_2\text{CrO}_6 + 3\text{H}_2\text{O}$	blue solution

**4.5. Ag<sup>+</sup>, Hg<sub>2</sub><sup>2+</sup>, Pb<sup>2+</sup>** - this group of cations has chlorides that are insoluble in water.

Reactions of the cations of this group with Cl<sup>-</sup> anion are given in table 1.

The specific reactions of Ag<sup>+</sup> ion are given in table 8 and table 9.

Table 22. Specific reactions of Hg<sub>2</sub><sup>2+</sup> ion

Cation	Reaction equation	Observations
OH <sup>-</sup>	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Hg}_2\text{O} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	black ppt
I <sup>-</sup>	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{Hg}_2\text{I}_2 \downarrow$ $\text{Hg}_2\text{I}_2 + 2\text{I}^- \rightarrow [\text{HgI}_4]^{2-} + \text{Hg} \downarrow$	green-yellow ppt, soluble in excess of I <sup>-</sup> (reduce metallic mercury)
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$\text{Hg}_2^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Hg}_2\text{CrO}_4$	red ppt
SnCl <sub>2</sub> (excess)	$\text{Hg}_2^{2+} + \text{Sn}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \downarrow + \text{Sn}^{2+}$ $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{Sn}^{2+} + 4\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Hg} \downarrow + [\text{SnCl}_6]^{2-}$	white ppt turns dark after reduction to metallic mercury

Tabela 23. Reakcje charakterystyczne kationu  $\text{Pb}^{2+}$ 

Odczynnik	Równanie reakcji	Uwagi
$\text{OH}^-$	$\text{Pb}^{2+} + \text{OH}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 \downarrow$ $\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{PbO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	biały osad rozp. w kwasach i zasadach
$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4 \downarrow$ $\text{PbSO}_4 + 4\text{OH}^- \rightarrow \text{PbO}_2^{2-} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{PbSO}_4 + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})^+ + \text{SO}_4^{2-}$	biały osad rozp. w zasadach i octanie amonowym
$\text{CrO}_4^{2-}$ ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ )	$\text{Pb}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbCrO}_4 \downarrow$ $2\text{Pb}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{PbCrO}_4 \downarrow + 2\text{H}^+$	żółty osad
$\text{I}^-$	reakcja opisana w tab. 11	

Tabela 24. Reakcje z  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  lub AKT ( $\text{CH}_3\text{CSNH}_2$ ) w środowisku kwaśnym

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
$\text{Ag}^+$	$2\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} \downarrow$	czarny osad
$\text{Hg}_2^{2+}$	$\text{Hg}_2^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Hg}_2\text{S} \downarrow \rightarrow \text{HgS} \downarrow + \text{Hg} \downarrow$	czarny osad
$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS} \downarrow$	czarny osad

**Uwaga:** Systematyczna analiza mieszaniny wszystkich grup kationów zaczyna się od wytrącenia grupy nierozpuszczalnych chlorków. Rozcieńczony kwas solny wytrąca jony  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Hg}_2^{2+}$  i  $\text{Ag}^+$  w postaci białych osadów:  $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  i  $\text{AgCl}$ . Otrzymany osad należy przesączyć przez sącdek z bibuły filtracyjnej umieszczony na lejku. W przesączu będą znajdowały się kationy pozostałych czterech grup, które wykrywamy za pomocą reakcji wybiórczych.

Table 23. Specific reactions of  $\text{Pb}^{2+}$

Cation	Reaction equation	Observations
$\text{OH}^-$	$\text{Pb}^{2+} + \text{OH}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2$ $\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{PbO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	white ppt, soluble in acids and bases
$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4 \downarrow$ $\text{PbSO}_4 + 4\text{OH}^- \rightarrow \text{PbO}_2^{2-} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{PbSO}_4 + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})^+ + \text{SO}_4^{2-}$	white ppt, soluble in bases and ammonium acetate
$\text{CrO}_4^{2-}$ ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ )	$\text{Pb}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbCrO}_4 \downarrow$ $2 \text{Pb}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{PbCrO}_4 \downarrow + 2\text{H}^+$	yellow ppt
$\text{I}^-$	reaction is given in table 11	

Table 24. Reactions with  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  or AKT ( $\text{CH}_3\text{CSNH}_2$ ) in acidic solution

Cation	Reaction equation	Observations
$\text{Ag}^+$	$2\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} \downarrow$	black ppt
$\text{Hg}_2^{2+}$	$\text{Hg}_2^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Hg}_2\text{S} \downarrow \rightarrow \text{HgS} \downarrow + \text{Hg} \downarrow$	black ppt
$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS} \downarrow$	black ppt

**Notice:** The systematic analysis of all mixtures of groups of cations starts from the precipitation of insoluble chlorides. In this step the solution of diluted hydrochloric acid is added to the cations mixture of  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Hg}_2^{2+}$  and  $\text{Ag}^+$  as the result the white precipitates of :  $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  and  $\text{AgCl}$  are formed. The obtained precipitate of the first group cations is filtered on the funnel.

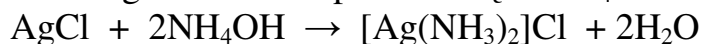


Analiza osadu:

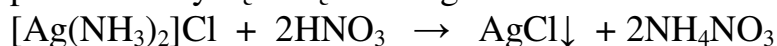
Wykorzystując różnice w rozpuszczalności ww. chlorków, można dokonać identyfikacji kationów tej grupy.

1. Osad  $PbCl_2$  jest rozpuszczalny w gorącej wodzie. Po jego rozpuszczeniu, w otrzymanym roztworze wykrywamy jony  $Pb^{2+}$  wykorzystując reakcje charakterystyczne opisane wcześniej w tabeli 23.

2. Osad  $AgCl$  łatwo rozpuszcza się w  $NH_4OH$  :

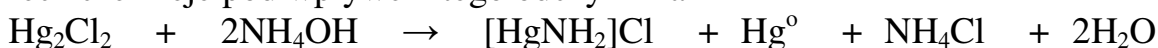


Po dodaniu do otrzymanego roztworu jakiegokolwiek kwasu, np.  $HNO_3$  ponownie wytrąci się osad  $AgCl$  .



Należy potwierdzić obecność jonów  $Ag^+$  wykonując reakcje opisane w tabelach 8 i 9.

3. Osad  $Hg_2Cl_2$  (kalmel) w odróżnieniu od  $AgCl$  nie rozpuszcza się w  $NH_4OH$ , lecz czernieje pod wpływem tego odczynnika



Czernienie osadu jest wywołane wydzielaniem się metalicznej rtęci.

**4.5.  $Hg^{2+}$  ,  $Cu^{2+}$  ,  $Cd^{2+}$  ,  $Bi^{3+}$**  - grupa kationów, których siarczki nie rozpuszczają się w rozcieńczonych kwasach ( $HCl$  i  $H_2SO_4$ ).

Chlorki tych kationów rozpuszczają się w wodzie.

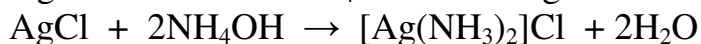
Tabela 25. Reakcje z  $(NH_4)_2S$  lub  $AKT(CH_3CSNH_2)$  w środowisku kwasu solnego

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
$Cu^{2+}$ (sole barwy niebieskiej)	$Cu^{2+} + S^{2-} \rightarrow CuS\downarrow$ $3CuS + 8H^+ + 2NO_3^- \rightarrow 3Cu^{2+} + 3S\downarrow + 2NO\uparrow + 4H_2O$	czarny osad rozp. w $HNO_3$ na gorąco z wydzielaniem wolnej siarki
$Hg^{2+}$	$Hg^{2+} + S^{2-} \rightarrow HgS\downarrow$ $3HgS + 2HNO_3 + 6HCl \rightarrow 3HgCl_2 + 3S\downarrow + 4H_2O + 2NO\uparrow$	czarny osad nierozp. w $HNO_3$ , rozp. w wodzie królewskiej
$Bi^{3+}$	$2Bi^{3+} + 3S^{2-} \rightarrow Bi_2S_3\downarrow$ $Bi_2S_3 + 8H^+ + 2NO_3^- \rightarrow 2Bi^{3+} + 3S\downarrow + 2NO\uparrow + 4H_2O$	czarny osad rozp. w $HNO_3$ na gorąco

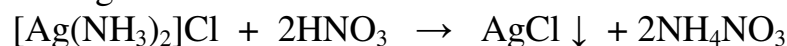
In the solution there are cations of the other four groups that are identified using the reactions characteristic for them.

Various solubilities of these chlorides can be used to identify cations of this group.

1.  $\text{PbCl}_2$  is soluble in hot water. Then the characteristic reactions for  $\text{Pb}^{2+}$  take place following the flow chart described in table 23.
2.  $\text{AgCl}$  is soluble in  $\text{NH}_4\text{OH}$  following the reaction:



In the acidic solution i.e.  $\text{HNO}_3$  a white precipitation of  $\text{AgCl}$  will form again:



The presence of the  $\text{Ag}^+$  cations must be confirmed by characteristic reactions described in table 8 and table 9.

3.  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  (calomel) contrary to  $\text{AgCl}$  is not soluble in  $\text{NH}_4\text{OH}$  but becomes black under this reagent influence:



The black colour precipitate is caused by metallic mercury.

**4.5.  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$**  - this group of cations has sulphites insoluble in diluted acid solution (  $\text{HCl}$  and  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ).

Chlorides of these cations are soluble in water.

Table 25. Reactions with  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  or  $\text{AKT}(\text{CH}_3\text{CSNH}_2)$  in hydrochloric acid solution

Cation	Reaction equation	Observations
$\text{Cu}^{2+}$ (blue salts)	$\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS} \downarrow$ $3\text{CuS} + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Cu}^{2+} + 3\text{S} \downarrow + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	black ppt, soluble in $\text{HNO}_3$ after heating, free sulphur emission
$\text{Hg}^{2+}$	$\text{Hg}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{HgS} \downarrow$ $3\text{HgS} + 2\text{HNO}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 3\text{HgCl}_2 + 3\text{S} \downarrow + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO} \uparrow$	black ppt, insoluble in $\text{HNO}_3$ , soluble in Aqua Regia
$\text{Bi}^{3+}$	$2\text{Bi}^{3+} + 3\text{S}^{2-} \rightarrow \text{Bi}_2\text{S}_3 \downarrow$ $\text{Bi}_2\text{S}_3 + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 2\text{Bi}^{3+} + 3\text{S} \downarrow + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	black ppt, soluble in $\text{HNO}_3$ after heating

$\text{Cd}^{2+}$	$\text{Cd}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CdS} \downarrow$ $\text{CdS} + 4\text{Cl}^- \xrightarrow{\text{temp.}} \text{CdCl}_4^{2-} + \text{S}^{2-}$ $3\text{CdS} + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Cd}^{2+} + 3\text{S} \downarrow + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	charakterystyczny (inny od pozostałych w tej grupie) jasnożółty osad, rozp. w 2M HCl na gorąco i w rozc. $\text{HNO}_3$
------------------	--	---

Tabela 26. Reakcje z mocnymi zasadami (NaOH lub KOH)

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
$\text{Hg}^{2+}$	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Hg}(\text{OH})_2 \downarrow \rightarrow \text{HgO} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	żółty osad HgO
$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\text{temp.}} \text{CuO} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	osad błękitny, po ogrzaniu czarny
$\text{Cd}^{2+}$	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 \downarrow$	biały osad, rozp. w kwasach
$\text{Bi}^{3+}$	$\text{Bi}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3 \downarrow$	biały osad, rozp. w kwasach

Tabela 27. Reakcje z  $\text{NH}_4\text{OH}$

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
$\text{Hg}^{2+}$	$\text{HgCl}_2 + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \downarrow[\text{NH}_2\text{Hg}]\text{Cl} + \text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$	biały osad, rozp. w kwasach
$\text{Cu}^{2+}$ *	$2\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \downarrow + 2\text{NH}_4^+$ $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + 8\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{OH}^- + 8\text{H}_2\text{O}$ <p>* jedna z najbardziej charakterystycznych reakcji jonów <math>\text{Cu}^{2+}</math></p>	niebieski osad, rozp. w nadmiarze $\text{NH}_4\text{OH}$ , powstaje ciemno-niebieski kompleks Cu z amoniakiem
$\text{Cd}^{2+}$	$\text{Cd}^{2+} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NH}_4^+$ $\text{Cd}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2\text{OH}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	biały osad, rozp. w nadmiarze $\text{NH}_4\text{OH}$ , powstaje bezbarwny kompleks $\text{Cd}^{2+}$ z amoniakiem

$\text{Cd}^{2+}$	$\text{Cd}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CdS} \downarrow$ $\text{CdS} + 4\text{Cl}^- \rightarrow \text{CdCl}_4^{2-} + \text{S}^{2-}$ $3\text{CdS} + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Cd}^{2+} + 3\text{S} \downarrow + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	Characteristic (different than for other cations of this group) light yellow ppt; soluble in 2M HCl after heating and in diluted $\text{HNO}_3$
------------------	---	---

Table 26. Reactions with the strong bases (NaOH or KOH)

Cation	Reaction equation	Observations
$\text{Hg}^{2+}$	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Hg}(\text{OH})_2 \downarrow \rightarrow \text{HgO} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	yellow ppt of HgO
$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$ <p style="text-align: center;">temp.</p> $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	azure ppt, after heating black ppt
$\text{Cd}^{2+}$	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 \downarrow$	white ppt soluble in acids
$\text{Bi}^{3+}$	$\text{Bi}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3 \downarrow$	white ppt soluble in acids

Table 27. Reactions with  $\text{NH}_4\text{OH}$

Cation	Reaction equation	Observations
$\text{Hg}^{2+}$	$\text{HgCl}_2 + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{NH}_2\text{Hg}]\text{Cl} \downarrow + \text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$	white ppt soluble in acids
$\text{Cu}^{2+}$ *	$2\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \downarrow + 2\text{NH}_4^+$ $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + 8\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{OH}^- + 8\text{H}_2\text{O}$ <p>* one of the most characteristic reactions for <math>\text{Cu}^{2+}</math> ion</p>	blue ppt soluble in excess $\text{NH}_4\text{OH}$ , dark blue complex of Cu forms with ammonia
$\text{Cd}^{2+}$	$\text{Cd}^{2+} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NH}_4^+$ $\text{Cd}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2\text{OH}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	white ppt soluble in excess $\text{NH}_4\text{OH}$ , transparent complex of $\text{Cd}^{2+}$ forms with ammonia

Tabela 28. Reakcje z KI

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
$\text{Cu}^{2+}$	$2\text{Cu}^{2+} + 4\text{I}^- \rightarrow 2\text{CuI} \downarrow + \text{I}_2$	biały osad
$\text{Bi}^{3+}$	$\text{Bi}^{3+} + 3\text{I}^- \rightarrow \text{BiI}_3 \downarrow$ $\text{BiI}_3 + \text{I}^- \rightarrow \text{BiI}_4^-$	ciemno-brunatny osad rozpuszczalny w nadmiarze jodków; powstaje pomarańczowożółty roztwór
$\text{Hg}^{2+}$	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{HgI}_2 \downarrow$	pomarańczowo-czerwony osad, rozpuszczalny w nadm. jodków (tabela 2)
$\text{Cd}^{2+}$	kadm jako jedyny kation z tej grupy nie wytrąca osadu z KI	

Tabela 29. Inne reakcje charakterystyczne dla kationów tej grupy

Kation	Odczynnik	Równanie reakcji	Uwagi
$\text{Hg}^{2+}$	$\text{CrO}_4^{2-}$	$\text{Hg}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{HgCrO}_4 \downarrow$	żółty osad, czerwieniejący po czasie
$\text{Hg}^{2+}$	$\text{SnCl}_2$	$2\text{HgCl}_2 + \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \downarrow + \text{SnCl}_4$ $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{SnCl}_2 \rightarrow 2\text{Hg} \downarrow + \text{SnCl}_4$	początkowo biały osad, szarzeje wskutek redukcji $\text{Hg(I)}$ do $\text{Hg}_{(\text{met})}$
$\text{Cu}^{2+}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$2\text{Cu}^{2+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightarrow \text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$	osad czerwono-brunatny, rozp. w $\text{NH}_4\text{OH}$

Table 28. Reactions with KI

Cation	Reaction equation	Observations
$\text{Cu}^{2+}$	$2\text{Cu}^{2+} + 4\text{I}^- \rightarrow 2\text{CuI} \downarrow + \text{I}_2$	white ppt
$\text{Bi}^{3+}$	$\text{Bi}^{3+} + 3\text{I}^- \rightarrow \text{BiI}_3 \downarrow$ $\text{BiI}_3 + \text{I}^- \rightarrow \text{BiI}_4^-$	dark russet ppt soluble in excess of iodide, orange-yellow solution forms
$\text{Hg}^{2+}$	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{HgI}_2 \downarrow$	orange-red ppt soluble in excess of iodide (table 2)
$\text{Cd}^{2+}$	Cadmium as the only one cation of this group does not form a precipitate after reaction with KI	

Table 29. Other reactions characteristic for the cations of this group

Cation	Reagent	Reaction equation	Observations
$\text{Hg}^{2+}$	$\text{CrO}_4^{2-}$	$\text{Hg}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{HgCrO}_4 \downarrow$	yellow ppt, getting red after some time
$\text{Hg}^{2+}$	$\text{SnCl}_2$	$2\text{HgCl}_2 + \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \downarrow + \text{SnCl}_4$ $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{SnCl}_2 \rightarrow 2\text{Hg} \downarrow + \text{SnCl}_4$	white ppt getting grey due to the reduction of Hg(I) to metallic Hg
$\text{Cu}^{2+}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$2\text{Cu}^{2+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightarrow \text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$	red-russet ppt soluble in $\text{NH}_4\text{OH}$

Cu <sup>2+</sup>	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	$2\text{Cu}^{2+} + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{temp.}} \text{Cu}_2\text{S} \downarrow + \text{S} \downarrow + 4\text{H}^+ + 2\text{SO}_4^{2-}$	osad ciemno-brunatny
Bi <sup>3+</sup>	SnO <sub>2</sub> <sup>2-</sup> *	$2\text{Bi}(\text{OH})_3 + 3\text{SnO}_2^{2-} \rightarrow 2\text{Bi} \downarrow + 3\text{SnO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	czarny osad wolnego bizmutu
	*przygotowanie odczynnika	$\text{SnCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{Sn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	

## 5. Analiza substancji stałej

Próbka stała jest czystą chemicznie solą prostą, zawierającą kation i anion, które należy zidentyfikować.

Podstawowe informacje uzyskuje się na podstawie fizycznych właściwości badanej soli, a mianowicie – barwy, formy krystalicznej i zapachu. Następnie należy przeprowadzić testy chemiczne.

Pierwszym etapem jest przeprowadzenie substancji stałej do roztworu. Należy wykonać kolejne próby rozpuszczenia małej ilości tej soli w następujących odczynnikach:

1. woda destylowana,
2. rozcieńczony kwas solny (na zimno),
3. rozcieńczony kwas solny (na gorąco),
4. rozcieńczony kwas azotowy (na zimno),
5. rozcieńczony kwas azotowy (na gorąco),
6. woda królewska,
7. rozpuszczalniki specyficzne.

Cu <sup>2+</sup>	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	$2\text{Cu}^{2+} + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{temp.}} \text{Cu}_2\text{S} \downarrow + \text{S} \downarrow + 4\text{H}^+ + 2\text{SO}_4^{2-}$	dark russet ppt
Bi <sup>3+</sup>	SnO <sub>2</sub> <sup>2-</sup> *	$2\text{Bi}(\text{OH})_3 + 3\text{SnO}_2^{2-} \rightarrow 2\text{Bi} \downarrow + 3\text{SnO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	black ppt of free bismuth
	*reagent preparation	$\text{SnCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{Sn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	

## 5. Analysis of solid samples

A solid sample is a chemically pure salt consisting of cations and anions which should be identified.

The elementary information is gained following the physical properties of the salt such as colour, smell and form i.e. crystals. Then chemical tests are done.

The first step is to dissolve a solid sample to obtain its liquid form. Small amounts of the sample are treated by the following solvents:

1. distilled water,
2. diluted hydrochloric acid (cold),
3. diluted hydrochloric acid (hot),
4. diluted nitrate (V) acid (cold),
5. diluted nitrate (V) acid (hot),
6. aqua Regia,
7. specific reagents.



## Rozpuszczalność w wodzie:

1. wszystkie azotany, chlorany, octany i manganiany (VII) są rozpuszczalne w wodzie (wyjątek  $\text{BiONO}_3$ ),
2. wszystkie chlorki, bromki, jodki (z wyjątkiem tych soli ze srebrem, ołowiem i rtęcią (I) oraz  $\text{BiOCl}$ ) są rozpuszczalne w wodzie,
3. węglany, fosforany, krzemiany są nierozpuszczalne w wodzie z wyjątkiem ich soli z  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,
4. wszystkie siarczany są rozpuszczalne w wodzie z wyjątkiem ich soli baru, strontu i ołowiu,
5. wszystkie sole sodu, potasu i jonu amonowego są rozpuszczalne w wodzie z wyjątkiem  $\text{K}_2\text{Na}[(\text{NO}_2)_6]$ ,  $\text{KClO}_4$ ,  $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ ,  $\text{NaH}_2\text{SbO}_4$ ,
6. wszystkie siarczki są nierozpuszczalne w wodzie z wyjątkiem  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{CaS}$ ,  $\text{SrS}$ ,  $\text{BaS}$ ,  $\text{MgS}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ,
7. wszystkie wodorotlenki są nierozpuszczalne w wodzie z wyjątkiem  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

Jeżeli sól nie rozpuszcza się w wodzie, wówczas należy przeprowadzić reakcję (z oddzielnej próbki) z rozcieńczonym kwasem solnym na zimno, a następnie na gorąco, obserwując zjawiska zachodzące podczas tej reakcji (np. wydzielanie się gazów, powstawanie wolnej siarki). Mogą one dostarczyć ważnych informacji o składzie soli.

Po przeprowadzeniu stałej soli do roztworu wykonujemy reakcje charakterystyczne w celu wykrycia kationu i anionu.

## Literatura

1. Aleksiejew W.N., Analiza jakościowa, PWN, 1966.
2. Minczewski J., Marczenko Z., Chemia analityczna, t. 1 PWN, 2001.
3. Jankiewicz B., Ludomirska J., Korczyński A., Analiza jakościowa, skrypt PŁ, 1994.

Water solubility:

1. All nitrates, chlorates, acetates and manganates(VII) are soluble in water (an exception is  $\text{BiONO}_3$ ),
2. All chlorides, bromides, iodides (the exceptions are the salts of silver, lead, mercury (I) and  $\text{BiOCl}$ ) are soluble in water,
3. Carbonates, phosphates, silicates are soluble in water (the exceptions are the salts of sodium, potassium and ammonia),
4. All sulphates are soluble in water (the exceptions are: barium, strontium and lead),
5. All salts of sodium, potassium and ammonia are soluble in water (the exceptions are:  $\text{K}_2\text{Na}[(\text{NO}_2)_6]$ ,  $\text{KClO}_4$ ,  $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ ,  $\text{NaH}_2\text{SbO}_4$ ),
6. All sulphides are insoluble in water (the exceptions are: salts of sodium, potassium, calcium, strontium, barium, magnesium and ammonia),
7. All hydroxides are insoluble in water (exceptions are hydroxides of sodium potassium and ammonia).

If the salt is insoluble in water the reaction of a new solid sample must be done with a diluted hydrochloric acid in an ambient temperature, and then in high temperature. The observations of e.g. gas emission or appearance of free sulphur can be useful in the identification of salt composition.

After dilution of salt characteristic reactions for various groups of cations and anions are run and allow their identification.

## Source materials

1. Aleksiejew W.N., Analiza jakościowa, PWN, 1966.
2. Minczewski J., Marczenko Z., Chemia analityczna, t. 1 PWN, 2001.
3. Jankiewicz B., Ludomirska J., Korczyński A., Analiza jakościowa, skrypt PŁ, 1994.

**ISBN 978-83-7283-336-5**