



**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 and 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
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. Na^+ , K^+ , NH_4^+	34
4.2. Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+} , Mg^{2+}	34
4.3. Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Al^{3+} , Zn^{2+} , Cr^{3+} , Mn^{2+}	36
4.4. Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}	50
4.5. Hg^{2+} , Cu^{2+} , Cd^{2+} , 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. Na^+ , K^+ , NH_4^+	35
4.2. Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+} , Mg^{2+}	35
4.3. Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Al^{3+} , Zn^{2+} , Cr^{3+} , Mn^{2+}	37
4.4. Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}	51
4.5. Hg^{2+} , Cu^{2+} , Cd^{2+} , 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 oczu 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_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , CH_3COOH (jony Cl^- , SO_4^{2-} ,
 NO_3^- , PO_4^{3-} , CH_3COO^-)

Kwas	Odczynnik	Równanie reakcji	Uwagi
HCl (chloro- wodorowy)	1. Ag^+	$\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3$ reakcja rozpuszczania w NH_4OH $\text{AgCl} + 2 \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$ po zakwaszeniu: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + 2 \text{NH}_4^+$	osad biały, serowaty, ciemniejący pod wpływem światła; nierozpuszczalny w mocnych kwasach; rozpuszczalny w: NH_4OH , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, KCN
	2. Pb^{2+}	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 \downarrow + 2 \text{HNO}_3$	osad biały, krystaliczny, rozpuszczalny w wodzie na gorąco
	3. Hg_2^{2+}	$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \downarrow + 2 \text{HNO}_3$ reakcja osadu z NH_4OH : $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2 \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{Cl}] + \text{Hg} \downarrow + \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$	osad biały, krystaliczny, nierozp. w HNO_3 osad czarny
H₂SO₄ (siarkowy VI)	1. Ba^{2+}	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2 \text{HCl}$	osady białe, krystal., nierozp. w kwasach i zasadach
	2. Sr^{2+}	$\text{SrCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SrSO}_4 \downarrow + 2 \text{HCl}$	

2. Specific reactions for detection of acids and bases

Table 1. Specific reactions for acids: HCl, H₂SO₄, HNO₃, H₃PO₄, CH₃COOH (ions: Cl⁻, SO₄²⁻, NO₃⁻, PO₄³⁻, CH₃COO⁻)

Acid	Reagent	Reaction equation	Observations
HCl	1. Ag ⁺	$\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$ dissolution in NH₄OH $\text{AgCl} + 2 \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$ in acidic solution: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + 2 \text{NH}_4^+$	white ppt with characteristic flocks; turning dark on the light; insoluble in strong acids soluble in: NH ₄ OH, Na ₂ S ₂ O ₃ , KCN
	2. Pb ²⁺	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2\downarrow + 2 \text{HNO}_3$	white microcrystalline ppt, soluble in hot water
	3. Hg ₂ ²⁺	$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2\downarrow + 2 \text{HNO}_3$ reaction with NH₄OH : $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2 \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{Cl}] + \text{Hg}\downarrow + \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$	white microcrystalline ppt, insoluble in HNO ₃ black ppt
H₂SO₄	1. Ba ²⁺	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2 \text{HCl}$	white microcrystalline ppt insoluble in acids and bases
	2. Sr ²⁺	$\text{SrCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SrSO}_4\downarrow + 2 \text{HCl}$	

H₂SO₄ (siarkowy VI)	3. Pb ²⁺	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4\downarrow + 2\text{HNO}_3$ reakcje rozpuszczania : $\text{PbSO}_4 + 4\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{PbSO}_4 + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightarrow [\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})]^+ + \text{SO}_4^{2-}$	osad biały, krystaliczny, nierozp. w HNO ₃ rozp. w NaOH, KOH i NH ₄ CH ₃ COO (30% - owym)
HNO₃ (azotowy V)	1. Cu _{met.} +st.H ₂ SO ₄ 2. FeSO ₄ +st.H ₂ SO ₄ 3. Zn _{met.} + st.NaOH 4. Al _{met.} +NaOH 5.Difenylo- amina	$3 \text{ Cu} + 2 \text{ NO}_3^- + 8 \text{ H}^+ \rightarrow 3 \text{ Cu}^{2+} + 2 \text{ NO}\uparrow + 4 \text{ H}_2\text{O}$ $2 \text{ NO}\uparrow + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ NO}_2 \uparrow$ $6 \text{ FeSO}_4 + 3 \text{ H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ HNO}_3 \rightarrow 3 \text{ Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 4 \text{ H}_2\text{O} + 2 \text{ NO} \uparrow$ $\text{FeSO}_4 + \text{NO}\uparrow \rightarrow [\text{Fe}(\text{NO}) \text{ SO}_4]$ $4 \text{ Zn} + \text{NO}_3^- + 7 \text{ OH}^- \xrightarrow{\text{temp.}} \text{NH}_3 \uparrow + 4 \text{ ZnO}_2^{2-} + 2 \text{ H}_2\text{O}$ $8 \text{ Al} + 3 \text{ NO}_3^- + 5 \text{ OH}^- + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{ NH}_3 \uparrow + 8 \text{ AlO}_2^-$ $(\text{C}_6\text{H}_5)_\text{NH} + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ stęż.}$	roztwór zabarwia się na niebiesko wydziela się brunatny gaz brunatna obrączka na granicy warstw zapach amoniaku zapach amoniaku niebieskie zabarwienie roztworu

H₂SO₄	3. Pb ²⁺	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 \downarrow + 2\text{HNO}_3$ dissolution reaction : $\text{PbSO}_4 + 4\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{PbSO}_4 + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightarrow [\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})]^+ + \text{SO}_4^{2-}$	white microcrystalline ppt, insoluble in HNO ₃ , soluble in NaOH, KOH and in NH ₄ CH ₃ COO (30% solution)
HNO₃	1. Cu _{met.} + conc. H ₂ SO ₄ 2. FeSO ₄ + conc. H ₂ SO ₄ 3. Zn _{met.} + conc. NaOH 4. Al _{met.} + NaOH 5. Diphenyl-amine	$3\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NO}\uparrow + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2\uparrow$ $6\text{FeSO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}\uparrow$ $\text{FeSO}_4 + \text{NO}\uparrow \rightarrow [\text{Fe}(\text{NO})\text{SO}_4]$ $4\text{Zn} + \text{NO}_3^- + 7\text{OH}^- \xrightarrow{\text{temp.}} \text{NH}_3\uparrow + 4\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ $8\text{Al} + 3\text{NO}_3^- + 5\text{OH}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{NH}_3\uparrow + 8\text{AlO}_2^-$ $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ conc}$	light blue solution russet gas in the test tube russet ring between layers smell of ammonium smell of ammonium blue solution

H₃PO₄ (fosforowy)	1. Ag ⁺	$3 \text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$ $\text{Ag}_3\text{PO}_4 + 3 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{AgNO}_3$ $\text{Ag}_3\text{PO}_4 + 6 \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 3[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{PO}_4^{3-} + 6 \text{H}_2\text{O}$	osad żółty, krystaliczny rozp. w HNO ₃ i w NH ₄ OH
	2. Ba ²⁺	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{BaHPO}_4\downarrow + 2 \text{NaCl}$	osad biały, krystaliczny, rozp. w HNO ₃
	3. Mg ²⁺ (+ NH ₄ ⁺)	$\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{MgNH}_4\text{PO}_4\downarrow + 2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	osad biały, krystaliczny rozp. w HNO ₃
	4.(NH ₄)MoO ₄ (+ HNO ₃)	$\text{PO}_4^{3-} + 3 \text{NH}_4^+ + 12\text{MoO}_4^{2-} + \text{temp.} \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{H}_4[\text{P}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6]\downarrow + 10 \text{H}_2\text{O}$	osad żółty, krystaliczny, rozp. w nadm. PO ₄ ³⁻
CH₃COOH (octowy)	1. H ⁺	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \xrightarrow{\text{temp.}} \text{CH}_3\text{COOH} \uparrow$	charakterystyczny zapach
	2. Fe ³⁺	$3\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ po podgrzaniu: $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2(\text{CH}_3\text{COO}) \downarrow + 2 \text{CH}_3\text{COOH}$ $2 \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})(\text{CH}_3\text{COO})_2 \downarrow$	roztwór czerwono- brunatny mieszanina czerwono- brunatnych osadów

H₃PO₄	1. Ag⁺ 2. Ba²⁺ 3. Mg²⁺ (+ NH₄⁺) 4. (NH₄)MoO₄ (+ HNO₃)	$3 \text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$ $\text{Ag}_3\text{PO}_4 + 3 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{AgNO}_3$ $\text{Ag}_3\text{PO}_4 + 6 \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 3[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{PO}_4^{3-} + 6 \text{H}_2\text{O}$ $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{BaHPO}_4\downarrow + 2 \text{NaCl}$ $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{MgNH}_4\text{PO}_4\downarrow + 2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{PO}_4^{3-} + 3 \text{NH}_4^+ + 12 \text{MoO}_4^{2-} + \text{temp.} \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{H}_4[\text{P}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6]\downarrow + 10 \text{H}_2\text{O}$	yellow microcrystalline ppt soluble in HNO₃ and in NH₄OH white microcrystalline ppt soluble in HNO₃ white microcrystalline ppt soluble in HNO₃ yellow microcrystalline ppt, soluble in excess of PO₄³⁻
CH₃COOH	1. H⁺ 2. Fe³⁺	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \xrightarrow{\text{temp.}} \text{CH}_3\text{COOH}\uparrow$ $3 \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ after heating : $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2(\text{CH}_3\text{COO})\downarrow + 2 \text{CH}_3\text{COOH}$ $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{CH}_3\text{COO})\downarrow + 2 \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})(\text{CH}_3\text{COO})_2\downarrow$	characteristic smell red-russet solution mixture of red-russet ppts

Tabela 2. Reakcje charakterystyczne, za pomocą których wykrywa się zasady:
NaOH, KOH, NH₄OH (jony Na⁺, K⁺, NH₄⁺)

Zasada	Odczynnik	Równanie reakcji	Uwagi
NaOH	1. KH ₂ SbO ₄ (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 ₂ (CH ₃ COO) ₂ + Zn(CH ₃ COO) ₂ + CH ₃ 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 ⁺) barwią płomień na kolor jaskrawo-żółty.	reakcja b. czuła, wykrywalność od 0,0001 µg.
KOH	1. NaHC ₄ H ₄ O ₆ 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 ₃ [Co(NO ₂) ₆] (lekko zakwaszony CH ₃ 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, NH₄OH
(ions: Na⁺, K⁺, NH₄⁺)

Base	Reagent	Reaction equation	Observations
NaOH	1. KH ₂ SbO ₄ (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 ₂ (CH ₃ COO) ₂ + Zn(CH ₃ COO) ₂ + CH ₃ 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
KOH	1. NaHC ₄ H ₄ O ₆ 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 ₃ [Co(NO ₂) ₆] (solution acidified by CH ₃ 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	

NH₄OH	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 ₂ + KI + KOH _(nadmiar) (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 ²⁻	$\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S}\uparrow$	silny charakterystyczny zapach siarkowodoru
SO ₃ ²⁻	$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	charakterystyczny zapach
S ₂ O ₃ ²⁻	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	zmętnienie roztworu z powodu wydzielania się siarki
NO ₂ ⁻	$2\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{NO}\uparrow + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	brunatne tlenki azotu
CO ₃ ²⁻	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	pęcherzyki dwutlenku węgla bez barwy i zapachu.
CH ₃ COO ⁻	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \xrightarrow{\text{temp.}} \text{CH}_3\text{COOH}\uparrow$	charakterystyczny zapach

NH₄OH	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 ₂ + KI + KOH _(excess) (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 ²⁻	$\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S} \uparrow$	characteristic smell of hydrogen sulphide
SO ₃ ²⁻	$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	characteristic smell
S ₂ O ₃ ²⁻	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2 \uparrow + \text{S} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	turbidity of the solution as the result of sulphur emission
NO ₂ ⁻	$2\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{NO} \uparrow + \text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	russet nitrogen oxides
CO ₃ ²⁻	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	bubbles of carbon dioxide colourless and odourless
CH ₃ COO ⁻	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \xrightarrow{\text{temp.}} \text{CH}_3\text{COOH} \uparrow$	characteristic smell

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

Anion	Równanie reakcji	Uwagi
F^-	$CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow 2HF \uparrow + CaSO_4$	ostry zapach fluorowodoru
Cl^-	$CaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow 2HCl \uparrow + CaSO_4$	ostry zapach chlorowodoru
Br^-	$CaBr_2 + H_2SO_4 \rightarrow 2HBr \uparrow + CaSO_4$ $2HBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 \uparrow + 2H_2O + SO_2 \uparrow$	ostry zapach bromowodoru Br_2 powoduje brunatne zabarwienie wydzielających się gazów.
I^-	$CaI_2 + H_2SO_4 \rightarrow 2HI + CaSO_4$ $8HI + H_2SO_4 \rightarrow 4I_2 + H_2S \uparrow + 4H_2O$	jod wydziela się w postaci ciemnoszarego osadu.
S^{2-}	$S^{2-} + 2H_2SO_4 \rightarrow SO_2 \uparrow + \downarrow S + 2H_2O + SO_4^{2-}$	wydziela się wolna siarka
NO_3^-	$NaNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2HNO_3$ $4HNO_3 \rightarrow 2H_2O + 4NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$	wydzielają się brunatne tlenki azotu
$*C_2O_4^{2-}$	$CaC_2O_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_2C_2O_4 + CaSO_4$ $H_2C_2O_4 \rightarrow CO \uparrow + CO_2 \uparrow + H_2O$	wydzielanie tlenku i dwutlenku węgla
$*[Fe(CN)_6]^{4-}$	$K_4[Fe(CN)_6] + 11 H_2SO_4 + 6H_2O \rightarrow FeSO_4 + 4KHSO_4 + 6NH_4HSO_4 + 6CO \uparrow$ $2FeSO_4 + 2H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$	wydziela się SO_2 , zachodzi reakcja utleniania $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$
$*[Fe(CN)_6]^{3-}$	$2 K_3[Fe(CN)_6] + 21 H_2SO_4 + 12 H_2O \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 12 NH_4HSO_4 + 6 KHSO_4 + 12CO \uparrow$	* reakcje przebiegają na gorąco

Uwaga: Reakcje anionów SO_3^{2-} , $S_2O_3^{2-}$, NO_2^- 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^-	$CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow 2HF \uparrow + CaSO_4$	smell of hydrogen fluoride
Cl^-	$CaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow 2HCl \uparrow + CaSO_4$	smell of hydrogen chloride
Br^-	$CaBr_2 + H_2SO_4 \rightarrow 2HBr \uparrow + CaSO_4$ $2HBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 \uparrow + 2H_2O + SO_2 \uparrow$	smell of hydrogen bromide Br_2 causes the russet colour of emitted gases
I^-	$CaI_2 + H_2SO_4 \rightarrow 2HI + CaSO_4$ $8HI + H_2SO_4 \rightarrow 4I_2 + H_2S \uparrow + 4H_2O$	iodine educes as a dark-grey ppt.
S^{2-}	$S^{2-} + 2H_2SO_4 \rightarrow SO_2 \uparrow + S \downarrow + 2H_2O + SO_4^{2-}$	emission of free sulphur
NO_3^-	$NaNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2HNO_3$ $4HNO_3 \rightarrow 2H_2O + 4NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$	emission of russet nitrogen oxide
$*C_2O_4^{2-}$	$CaC_2O_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_2C_2O_4 + CaSO_4$ $H_2C_2O_4 \rightarrow CO \uparrow + CO_2 \uparrow + H_2O$	emission of carbon monoxide and dioxide
$*[Fe(CN)_6]^{4-}$	$K_4[Fe(CN)_6] + 11 H_2SO_4 + 6H_2O \rightarrow FeSO_4 + 4KHSO_4 + 6NH_4HSO_4 + 6CO \uparrow$ $2FeSO_4 + 2H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$	emission of SO_2 , red-ox reaction of $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$
$*[Fe(CN)_6]^{3-}$	$2 K_3[Fe(CN)_6] + 21 H_2SO_4 + 12 H_2O \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 12 NH_4HSO_4 + 6 KHSO_4 + 12CO \uparrow$	* reactions occur in higher temperature

Notice: Reactions of anions: SO_3^{2-} , $S_2O_3^{2-}$, NO_2^- follow the flow charts according to table 3.

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

Anion	Równanie reakcji	Uwagi
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 wydzielą się wolny jod, który z 1% roztworem skrobi daje intensywne niebieskie zabarwienie
BrO_3^-	$\text{BrO}_3^- + 6 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{I}_2 + \text{Br}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$	
IO_3^-	$\text{IO}_3^- + 5 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$	
NO_2^-	$2 \text{NO}_2^- + 2 \text{I}^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{NO} \uparrow + 2 \text{H}_2\text{O}$	
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6 \text{I}^- + 14 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{I}_2 + 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	
AsO_4^{3-}	$\text{AsO}_4^{3-} + 2 \text{I}^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + \text{AsO}_3^{3-} + \text{H}_2\text{O}$	
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 - Fe^{3+} , Cu^{2+} , Sb^{5+} .

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

Anion	Reaction equation	Observations
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
BrO_3^-	$\text{BrO}_3^- + 6 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{I}_2 + \text{Br}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$	
IO_3^-	$\text{IO}_3^- + 5 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$	
NO_2^-	$2 \text{NO}_2^- + 2 \text{I}^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{NO}\uparrow + 2 \text{H}_2\text{O}$	
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6 \text{I}^- + 14 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{I}_2 + 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	
AsO_4^{3-}	$\text{AsO}_4^{3-} + 2 \text{I}^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + \text{AsO}_3^{3-} + \text{H}_2\text{O}$	
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 - Fe^{3+} , Cu^{2+} , Sb^{5+} in analysed solution.

Tabela 6. Reakcje anionów o własnościach redukujących
z nadmanganianem potasu (KMnO₄) (roztwory badane
w obecności rozcieńczonego kwasu siarkowego)

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

Uwaga: Roztwór nadmanganianu potasu w środowisku kwaśnym mogą także odbarwiać kationy Fe²⁺, Cr³⁺, Hg₂²⁺, Sn²⁺ i Sb³⁺.

Table 6. Tests for reducing properties of anions with KMnO_4 (analysed solutions in presence of diluted sulphuric acid)

Anion	Reaction equation	Observations
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 MnO_4^- is reduced to Mn^{2+} and the solution is discoloured
SO_3^{2-}	$5 \text{SO}_3^{2-} + 2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{Mn}^{2+} + 3 \text{H}_2\text{O}$	
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$5 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 8 \text{MnO}_4^- + 14 \text{H}^+ \rightarrow 10 \text{SO}_4^{2-} + 8 \text{Mn}^{2+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	
SCN^-	$10 \text{SCN}^- + 14 \text{MnO}_4^- + 32 \text{H}^+ \rightarrow 5(\text{CN})_2 \uparrow + 14 \text{Mn}^{2+} + 10 \text{SO}_4^{2-} + 16 \text{H}_2\text{O}$	
Br^-	$10 \text{Br}^- + 2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{Br}_2 + 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$	
I^-	$10 \text{I}^- + 2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{I}_2 + 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$	
NO_2^-	$5 \text{NO}_2^- + 2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{NO}_3^- + 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$	
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$5[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} + \text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow 5[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	
* 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 MnO_4^- can be discoloured by Fe^{2+} , Cr^{3+} , Hg_2^{2+} , Sn^{2+} and 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 I₂ solution (in a weak acidic solution)

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

Notice: Sn²⁺ could reduce iodine to iodide.

Table 8. Reactions of anions with silver nitrate(V) (AgNO₃) in solution of diluted HNO₃

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

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
$[Fe(CN)_6]^{3-}$	$[Fe(CN)_6]^{3-} + 3Ag^+ \rightarrow Ag_3[Fe(CN)_6]\downarrow$ $Ag_3[Fe(CN)_6] + 6NH_4OH \rightarrow 3[Ag(NH_3)_2]^+ + [Fe(CN)_6]^{3-} + 6H_2O$ $Ag_4[Fe(CN)_6] \xrightarrow{\text{stęż. } HNO_3} Ag_3[Fe(CN)_6]$ biały pomarańczowy	pomarańczowy osad rozp. w NH_4OH 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-}	$SO_3^{2-} + 2Ag^+ \rightarrow Ag_2SO_3 \downarrow$ temp. $Ag_2SO_3 \longrightarrow 2Ag\downarrow + S\downarrow + SO_2 \uparrow$	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
$[Fe(CN)_6]^{3-}$	$[Fe(CN)_6]^{3-} + 3Ag^+ \rightarrow Ag_3[Fe(CN)_6]\downarrow$ $Ag_3[Fe(CN)_6] + 6NH_4OH \rightarrow 3[Ag(NH_3)_2]^+ + [Fe(CN)_6]^{3-} + 6H_2O$ $\underset{\text{white}}{Ag_4[Fe(CN)_6]} \xrightarrow{\text{conc. } HNO_3} \underset{\text{orange}}{Ag_3[Fe(CN)_6]}$	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-}	$SO_3^{2-} + 2Ag^+ \rightarrow Ag_2SO_3 \downarrow$ temp. $Ag_2SO_3 \longrightarrow 2Ag\downarrow + S\downarrow + SO_2 \uparrow$	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 $S_2O_3^{2-}$

PO_4^{3-}	$\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$ $\text{Ag}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ag}^+$ $\text{Ag}_3\text{PO}_4 + 6\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 3[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{PO}_4^{3-} + 6\text{H}_2\text{O}$	żółty osad, rozp. w mocnych kwasach i NH_4OH
NO_2^-	$\text{NO}_2^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgNO}_2 \downarrow$ $\text{AgNO}_2 + \text{NO}_2^- \rightarrow [\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$	biały osad rozp. po podgrzaniu oraz w NaNO_2
CO_3^{2-}	$\text{CO}_3^{2-} + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3 \downarrow$ temp. $\text{Ag}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{Ag}_2\text{O} \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow$	biały osad $\rightarrow$ po podgrzaniu ciemnieje $\rightarrow$ Ag_2O
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4 \downarrow$ $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 4\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	biały serowaty osad rozp. w NH_4OH
CrO_4^{2-}	$\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4 \downarrow$ $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 4\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	czerwonobrunatny osad rozp. w NH_4OH

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

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 NH_4OH
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 NaNO_2
CO_3^{2-}	$\text{CO}_3^{2-} + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3 \downarrow$ temp. $\text{Ag}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{Ag}_2\text{O} \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow$	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 NH_4OH
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 NH_4OH

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

Tabela 10. Reakcje anionów z chlorkiem baru (BaCl_2) w roztworze obojętnym

Anion	Równanie reakcji	Uwagi
SO_4^{2-}	$\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$	biały krystaliczny osad, nierozp. w mocnych kwasach
F^-	$\text{F}^- + \text{Ba}^{2+} \rightarrow \text{BaF}_2 \downarrow$	biały krystaliczny osad rozp. na gorąco w HCl i HNO_3
SO_3^{2-}	$\text{SO}_3^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightarrow \text{BaSO}_3 \downarrow$ $\text{BaSO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	biały kryst. osad rozp. w rozc. HCl
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightarrow \text{BaS}_2\text{O}_3 \downarrow$	„
PO_4^{3-}	$2\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ba}^{2+} \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$	„
CO_3^{2-}	$\text{CO}_3^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightarrow \text{BaCO}_3 \downarrow$ $\text{BaCO}_3 + 2\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	biały kryst. osad rozp. w CH_3COOH
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightarrow \text{BaC}_2\text{O}_4 \downarrow$	biały kryst. osad rozp. w rozc. HCl
CrO_4^{2-}	$\text{CrO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightarrow \text{BaCrO}_4 \downarrow$	żółty kryst. osad nierozp. w kw. octowym

Table 10. Reactions of anions with barium chloride (BaCl₂) in neutral solution

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

3.2. Reakcje specyficzne

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

Anion	Odczynnik	Równanie reakcji	Uwagi
SO_3^{2-}	$\text{Zn}_{\text{met.}} + \text{rozc. HCl}$ (podgrzanie)	$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}^-$ $3\text{Zn} + 6\text{HCl} + \text{SO}_2 \rightarrow 3\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow + 2 \text{H}_2\text{O}$	redukcja SO_3^{2-} do S^{2-} charakteryst. zapach siarkowodoru
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	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
I^-	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
I^-	Pb^{2+}	$\text{I}^- + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow$	żółty osad rozp. na gorąco, po ponownym oziębieniu- błyszczące złociste kryształy
SCN^-	Fe^{3+}	$\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightarrow [\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$	krwisto-czerwone zabarwienie
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
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 SO_3^{2-} to S^{2-} characteristic smell of hydrogen sulphide
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	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
I^-	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
I^-	Pb^{2+}	$\text{I}^- + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow$	yellow ppt, soluble after heating; golden shining crystals are formed
SCN^-	Fe^{3+}	$\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightarrow [\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$	bloody red solution
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

SCN^-	Co^{2+} + alk. amyłowy	$\text{Co}^{2+} + 4\text{SCN}^- \rightarrow [\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	warstwa alkoholowa zabarwia się na niebiesko
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	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
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	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 : Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} , CH_3COO^- podano w tabeli 1.

4. Wykrywanie kationów

4.1. Na^+ , K^+ , NH_4^+ - grupa kationów, których węglany, siarczki oraz inne sole są rozpuszczalne w wodzie. Reakcje charakterystyczne tych kationów podano w tabeli 2.

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

SCN^-	Co^{2+} + alcohol isoamyl	$\text{Co}^{2+} + 4\text{SCN}^- \rightarrow [\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	alcohol layer is blue coloured
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	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)
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	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: Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} , CH_3COO^- are given in table 1.

4. Identification of cations

4.1. Na^+ , K^+ , 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.

Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+} , 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
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
Sr^{2+}	$\text{Sr}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{SrCO}_3 \downarrow$ $\text{SrCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Sr}^{2+} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	„
Ca^{2+}	$\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$ $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	„
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 rozc. kwasach i solach amonowych

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

Tabela 13. Reakcje z CrO_4^{2-} i $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

Kation	Odczynnik	Równanie reakcji	Uwagi
Ba^{2+}	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (w obecności NaCH_3COOH)	$2\text{Ba}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{BaCrO}_4 \downarrow + 2\text{H}^+$	żółty osad nierozp. w CH_3COOH
Ba^{2+}	CrO_4^{2-}	$\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaCrO}_4 \downarrow$	„
Sr^{2+}	CrO_4^{2-}	$\text{Sr}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{SrCrO}_4 \downarrow$	żółty osad rozpuszczalny w CH_3COOH

Uwaga: Jony Ca^{2+} i 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
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
Sr^{2+}	$\text{Sr}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{SrCO}_3 \downarrow$ $\text{SrCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Sr}^{2+} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	„
Ca^{2+}	$\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$ $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	„
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: Ba^{2+} , Sr^{2+} and Ca^{2+} from Mg^{2+} .

Table 13. Reactions with CrO_4^{2-} and $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

Cation	Reagent	Reaction equation	Observations
Ba^{2+}	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (in present NaCH_3COOH)	$2\text{Ba}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $2\text{BaCrO}_4 \downarrow + 2\text{H}^+$	yellow ppt, insoluble in CH_3COOH
Ba^{2+}	CrO_4^{2-}	$\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaCrO}_4 \downarrow$	“
Sr^{2+}	CrO_4^{2-}	$\text{Sr}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{SrCrO}_4 \downarrow$	yellow ppt, soluble in CH_3COOH

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

Tabela 14. Reakcje z $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ (w środowisku obojętnym)

Kation	Odczynnik	Równanie reakcji	Uwagi
Ba^{2+}	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$\text{Ba}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{BaC}_2\text{O}_4\downarrow$	biały osad rozp. w kwasach, w CH_3COOH po podgrzaniu
Sr^{2+}	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$\text{Sr}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{SrC}_2\text{O}_4\downarrow$	„
Ca^{2+}	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$\text{Ca}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4\downarrow$	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 $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ lub AKT (CH_3CSNH_2) w środowisku buforu amonowego (NH_4OH i NH_4Cl)

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
Fe^{2+}	$\text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{FeS}\downarrow$ $\text{FeS} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$	czarny osad, rozp. w rozc. HCl i H_2SO_4
Fe^{3+}	$2\text{Fe}^{3+} + 3\text{S}^{2-} \rightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3\downarrow$ $\text{Fe}_2\text{S}_3 + 4\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{S}\uparrow$	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 $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ in neutral solution

Cation	Reagent	Reaction equation	Observations
Ba^{2+}	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$\text{Ba}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{BaC}_2\text{O}_4\downarrow$	white ppt, soluble in acids and CH_3COOH after heating
Sr^{2+}	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$\text{Sr}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{SrC}_2\text{O}_4\downarrow$	„
Ca^{2+}	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$\text{Ca}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4\downarrow$	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 $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ or AKT (CH_3CSNH_2) in solution of ammonium buffer (NH_4OH i NH_4Cl)

Cation	Reaction equation	Observations
Fe^{2+}	$\text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{FeS} \downarrow$ $\text{FeS} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$	black ppt, soluble in diluted HCl and H_2SO_4
Fe^{3+}	$2 \text{Fe}^{3+} + 3 \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3 \downarrow$ $\text{Fe}_2\text{S}_3 \downarrow + 4\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{S} \downarrow + 2 \text{H}_2\text{S} \uparrow$	black ppt, soluble in diluted HCl and H_2SO_4 Fe^{3+} is reduced to Fe^{2+} , white ppt of sulphur is formed

Mn ²⁺	$\text{Mn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{MnS} \downarrow$ $\text{MnS} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$	cielisty osad rozp. w rozc. HCl i H₂SO₄
Zn ²⁺	$\text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{ZnS} \downarrow$ $\text{ZnS} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$ Uwaga! We wszystkich ww. reakcjach rozpuszczania wydziela się H₂S – gaz o charakterystycznym zapachu	biały osad rozp. w rozc. HCl i H₂SO₄
Co ²⁺	$\text{Co}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CoS} \downarrow$	czarny osad
Ni ²⁺	$\text{Ni}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{NiS} \downarrow$ $\text{CoS} + 2\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{S} \downarrow$ $3\text{CoS} + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Co}^{2+} + 3\text{S} \downarrow + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{NiS} + 2\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{S} \downarrow$ $3\text{NiS} + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Ni}^{2+} + 3\text{S} \downarrow + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	czarny osad siarczki niklu i kobaltu nie rozp. się w rozc.. HCl i H₂SO₄; rozpuszczają się w HCl + H₂O₂ oraz w HNO₃ na gorąco. w reakcjach tych wytrąca się siarka
Cr ³⁺	$2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$	szarzielony osad wodorotlenku
Al ³⁺	$2\text{Al}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$	biały osad wodorotlenku

Uwaga: Strącanie się wodorotlenków glinu i chromu jest spowodowane hydrolizą (NH₄)₂S lub AKT. Roztwór zawiera jony OH⁻ w stężeniu dostatecznym, by iloczyny rozpuszczalności Al(OH)₃ i Cr(OH)₃ zostały przekroczone wcześniej niż iloczyny rozpuszczalności Al₂S₃ i Cr₂S₃.

Mn ²⁺	$\text{Mn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{MnS} \downarrow$ $\text{MnS} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$	nude colour ppt, soluble in HCl and H ₂ SO ₄
Zn ²⁺	$\text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{ZnS} \downarrow$ $\text{ZnS} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$ Notice! During all of the solubility reactions H₂S is emitted (characteristic smell)	white ppt, soluble in diluted HCl and H ₂ SO ₄
Co ²⁺	$\text{Co}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CoS} \downarrow$	black ppt
Ni ²⁺	$\text{Ni}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{NiS} \downarrow$ $\text{CoS} + 2\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{S} \downarrow$ $3\text{CoS} + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Co}^{2+} + 3\text{S} \downarrow + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{NiS} + 2\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{S} \downarrow$ $3\text{NiS} + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Ni}^{2+} + 3\text{S} \downarrow + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	black ppt nickel sulphide and cobalt sulphide are insoluble in diluted HCl and H ₂ SO ₄ ; they are soluble in mixture of HCl and H ₂ O ₂ or in HNO ₃ after heating; during these reactions sulphur is emitted
Cr ³⁺	$2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$	grey-green ppt of hydroxide
Al ³⁺	$2\text{Al}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$	white ppt of hydroxide

Notice: The precipitation of aluminium hydroxide and chromium hydroxide is a result of (NH₄)₂S or AKT hydrolysis. The concentration of OH⁻ ion is high enough for exceeding the solubility equilibrium of Al(OH)₃ and Cr(OH)₃ before the solubility equilibriums of Al₂S₃ and Cr₂S₃.

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

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
Fe ²⁺ (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) ₃ – barwa brunatno- czerwona; rozpuszczalny w rozc. kwasach
Fe ³⁺ (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 ²⁺ (sole barwy blad różowej)	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow$ $\text{Mn}(\text{OH})_2 + 1/2\text{O}_2 \rightarrow \text{MnO}(\text{OH})_2\downarrow$ $\text{MnO}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ $\text{MnO}(\text{OH})_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2\uparrow$	biały osad brunatniejący na powietrzu, rozp. w H ₂ SO ₄ z dodatkiem H ₂ O ₂ rozp. w HCl na gorąco.
Co ²⁺ (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) ₃
Ni ²⁺ (sole barwy zielonej)	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2\downarrow$	zielony osad rozp. w kwasach
Cr ³⁺ (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 ²⁺ (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) ₃ in the atmosphere of air (turns russet-red); soluble in diluted acids
Fe ³⁺ (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 ²⁺ (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 ₂ SO ₄ and H ₂ O ₂ soluble in HCl after heating.
Co ²⁺ (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) ₃
Ni ²⁺ (green salts)	$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2\downarrow$	green ppt, soluble in acids
Cr ³⁺ (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 ³⁺ (sole bezbbarwne)	$\text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightarrow \text{AlO}_2^- + 2 \text{H}_2\text{O}$	biały osad o wł. amfoterycznych
Zn ²⁺ (sole bezbbarwne)	$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$	biały osad o wł. Amfoterycznych

Uwaga: Wykorzystując własności amfoteryczne jonów Al³⁺, Cr³⁺ i Zn²⁺ można je oddzielić od pozostałych kationów tej grupy.

Tabela 17. Reakcje z NH₄OH

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

Al^{3+} (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^{2+} (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^{3+} , Cr^{3+} and Zn^{2+} enable their separation from the rest of the cations of this group.

Table 17. Reactions with NH_4OH

Cation	Reaction equation	Observations
Fe^{2+}	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4^+$	in the presence of ammonium salts ppt does not form
Fe^{3+}	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4^+$	ppt is not soluble in ammonium salts
Mn^{2+}	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4^+$	in the presence of ammonium salts ppt does not form
Co^{2+}	$\text{Co}^{2+} + \text{Cl}^- + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})\text{Cl}\downarrow + \text{NH}_4^+$ $\text{Co}(\text{OH})\text{Cl} + 7\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2 + \text{NH}_4\text{Cl} + 6\text{H}_2\text{O}$	blue ppt, soluble in excess of NH_4OH yellow solution, getting light as the result of forming complex ion $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$; in the presence of ammonium salts ppt does not form

Ni^{2+}	$\text{Ni}^{2+} + \text{Cl}^- + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})\text{Cl}\downarrow + \text{NH}_4^+$ $\text{Ni}(\text{OH})\text{Cl} + 6\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + \text{OH}^- + \text{Cl}^- + 6\text{H}_2\text{O}$	zielony osad, rozp. w nadmiarze NH_4OH w obecności soli amonowych osad nie wytrąca się.
Cr^{3+}	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4^+$	osad nie rozpuszcza się w solach amonowych
Al^{3+}	$\text{Al}^{3+} + 3\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4^+$	„
Zn^{2+}	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4^+$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 6\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^-$	osad rozpuszcza się w nadmiarze NH_4OH i solach amonowych

Tabela 18. Reakcje z $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

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

Uwaga: Sole Ni^{2+} i Co^{2+} nie wytrącają osadów z $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. W reakcji z Na_2CO_3 wytrącają się osady: $\text{Co}(\text{OH})_2\text{CO}_3$ (czerwony); NiCO_3 (zielony) – rozpuszczalne w kwasach, NH_4OH i $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

Ni ²⁺	$\text{Ni}^{2+} + \text{Cl}^- + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})\text{Cl} \downarrow + \text{NH}_4^+$ $\text{Ni}(\text{OH})\text{Cl} + 6\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + \text{OH}^- + \text{Cl}^- + 6\text{H}_2\text{O}$	green ppt, soluble in excess of NH₄OH in the presence of ammonium salts ppt does not form
Cr ³⁺	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4^+$	ppt is not soluble in ammonium salts
Al ³⁺	$\text{Al}^{3+} + 3\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4^+$	„
Zn ²⁺	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NH}_4^+$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 6\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^-$	ppt is soluble in excess of NH₄OH and ammonium salts

Table 18. Reactions with (NH₄)₂CO₃

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

Notice: Ni²⁺ and Co²⁺ salts do not precipitate with (NH₄)₂CO₃. These cations, in reaction with Na₂CO₃ give the following precipitates: red precipitate of Co(OH)₂CO₃ and green precipitate of NiCO₃, which are soluble in acids, NH₄OH and (NH₄)₂CO₃.

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

Uwaga: Sole Al^{3+} i Cr^{3+} nie wytrącają osadów z $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Tabela 21. Reakcje charakterystyczne (specyficzne)

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
Fe^{3+}	$\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+} + 6\text{F}^- \rightarrow [\text{FeF}_6]^{3-} + \text{SCN}^-$	ciemnoczerwone zabarwienie roztworu; po dodaniu jonów F^- zabarwienie znika
Co^{2+}	$\text{Co}^{2+} + 4\text{SCN}^- \rightarrow [\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	po dodaniu alkoh. izoamylowego warstwa org. zabarwia się na niebiesko
Al^{3+}	$\text{Al}^{3+} + 3\text{NH}_4\text{OH} + \text{aluminon} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \cdot \text{aluminon} \downarrow + 3\text{NH}_4^+$	powstaje czerwono zabarwiony „lak”
Ni^{2+}	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{C}_4\text{H}_6\text{N}_2\text{O}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{C}_4\text{H}_6\text{N}_2\text{O}_2\text{H}_2)_2 \downarrow$ (dimetyloglioksym) $+ 2\text{H}^+$	osad różowoczerwony wytrącający się w ob. NH_4OH
Zn^{2+}	$\text{Zn}^{2+} + [\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-} \rightarrow \text{Zn}[\text{Hg}(\text{SCN})_4] \downarrow$	osad biały, w obecności jonów Co^{2+} - niebieski
Co^{2+}	$\text{Co}^{2+} + [\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-} \rightarrow \text{Co}[\text{Hg}(\text{SCN})_4] \downarrow$	osad szafirowy
Mn^{2+}	$2\text{Mn}^{2+} + 5\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ \xrightarrow{\text{temp.}} 2\text{MnO}_4^- + 5\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ (reakcja Crumma)	roztwór ciemnofioletowy

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

Notice: Al^{3+} and Cr^{3+} salts do not precipitate with $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Table 21. Specific reactions of Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Al^{3+} , Zn^{2+} , Cr^{3+} and Mn^{2+} cations

Cation	Reaction equation	Observations
Fe^{3+}	$\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+} + 6\text{F}^- \rightarrow [\text{FeF}_6]^{3-} + \text{SCN}^-$	dark red solution, which disappears after F^- treatment
Co^{2+}	$\text{Co}^{2+} + 4\text{SCN}^- \rightarrow [\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	after isoamyl alcohol treatment, alcohol layer is blue coloured
Al^{3+}	$\text{Al}^{3+} + 3\text{NH}_4\text{OH} + \text{aluminon} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \cdot \text{aluminon} \downarrow + 3\text{NH}_4^+$	red lake ppt
Ni^{2+}	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{C}_4\text{H}_6\text{N}_2\text{O}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{C}_4\text{H}_6\text{N}_2\text{O}_2\text{H}_2)_2 \downarrow + 2\text{H}^+$ (dimethylglyoxime)	red-pink ppt occurs in NH_4OH solutions
Zn^{2+}	$\text{Zn}^{2+} + [\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-} \rightarrow \text{Zn}[\text{Hg}(\text{SCN})_4] \downarrow$	white ppt, in presence of Co^{2+} ppt is blue
Co^{2+}	$\text{Co}^{2+} + [\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-} \rightarrow \text{Co}[\text{Hg}(\text{SCN})_4] \downarrow$	sapphire ppt
Mn^{2+}	$2\text{Mn}^{2+} + 5\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ \xrightarrow{\text{temp.}} 2\text{MnO}_4^- + 5\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ (Crumm's reaction)	dark violet solution

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

4.4. Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+} - grupa kationów, których chlorki są nierozpuszczalne w wodzie.

Reakcje tej grupy z jonami Cl^- podano w tabeli 1.

Reakcje charakterystyczne jonów Ag^+ podano w tabeli 8 i 9.

Tabela 22. Reakcje charakterystyczne kationu Hg_2^{2+}

Odczynnik	Równanie reakcji	Uwagi
OH^-	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Hg}_2\text{O}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	czarny osad
I^-	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{Hg}_2\text{I}_2\downarrow$ $\text{Hg}_2\text{I}_2 + 2\text{I}^- \rightarrow [\text{HgI}_4]^{2-} + \text{Hg}\downarrow$	zielono-żółty osad, rozp. w nadmiarze I^- , wydziela się metaliczna rtęć
CrO_4^{2-}	$\text{Hg}_2^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Hg}_2\text{CrO}_4\downarrow$	czerwony osad
SnCl_2 (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^0

Cr^{3+}	$2\text{CrO}_2^- + 3\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	green coloured solution is changed into a yellow one, after oxidizing in basic solution
Cr^{3+}	$2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 7\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{SO}_4^{2-} + 14\text{H}^+$	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^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+} - this group of cations has chlorides that are insoluble in water.

Reactions of the cations of this group with Cl^- anion are given in table 1.

The specific reactions of Ag^+ ion are given in table 8 and table 9.

Table 22. Specific reactions of Hg_2^{2+} ion

Cation	Reaction equation	Observations
OH^-	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Hg}_2\text{O} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	black ppt
I^-	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{Hg}_2\text{I}_2 \downarrow$ $\text{Hg}_2\text{I}_2 + 2\text{I}^- \rightarrow [\text{HgI}_4]^{2-} + \text{Hg} \downarrow$	green-yellow ppt, soluble in excess of I^- (reduce metallic mercury)
CrO_4^{2-}	$\text{Hg}_2^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Hg}_2\text{CrO}_4$	red ppt
SnCl_2 (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 Pb^{2+}

Odczynnik	Równanie reakcji	Uwagi
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
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
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
I^-	reakcja opisana w tab. 11	

Tabela 24. Reakcje z $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ lub AKT (CH_3CSNH_2) w środowisku kwaśnym

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
Ag^+	$2\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} \downarrow$	czarny osad
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
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 Pb^{2+} , Hg_2^{2+} i Ag^+ w postaci białych osadów: PbCl_2 , Hg_2Cl_2 i AgCl . Otrzymany osad należy przesączyć przez sącze 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 Pb^{2+}

Cation	Reaction equation	Observations
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
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
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
I^-	reaction is given in table 11	

Table 24. Reactions with $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ or AKT (CH_3CSNH_2) in acidic solution

Cation	Reaction equation	Observations
Ag^+	$2\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} \downarrow$	black ppt
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
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 Pb^{2+} , Hg_2^{2+} and Ag^+ as the result the white precipitates of : PbCl_2 , Hg_2Cl_2 and 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 :

$$\text{AgCl} + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$$
 Po dodaniu do otrzymanego roztworu jakiegokolwiek kwasu, np. HNO_3 ponownie wytrąci się osad AgCl .

$$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$$
 Należy potwierdzić obecność jonów Ag^+ wykonując reakcje opisane w tabelach 8 i 9.
3. Osad Hg_2Cl_2 (kalomel) w odróżnieniu od AgCl nie rozpuszcza się w NH_4OH , lecz czernieje pod wpływem tego odczynnika

$$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{HgNH}_2]\text{Cl} + \text{Hg}^0 + \text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$$
 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.

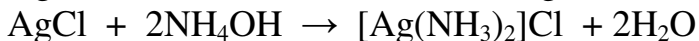
Tabela 25. Reakcje z $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ lub $\text{AKT}(\text{CH}_3\text{CSNH}_2)$ w środowisku kwasu solnego

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
Cu^{2+} (sole barwy niebieskiej)	$\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS}\downarrow$ $3\text{CuS} + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Cu}^{2+} + 3\text{S}\downarrow + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	czarny osad rozp. w HNO_3 na gorąco z wydzielaniem wolnej siarki
Hg^{2+}	$\text{Hg}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{HgS}\downarrow$ $3\text{HgS} + 2\text{HNO}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 3\text{HgCl}_2 + 3\text{S}\downarrow + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}\uparrow$	czarny osad nierozp. w HNO_3 , rozp. w wodzie królewskiej
Bi^{3+}	$2\text{Bi}^{3+} + 3\text{S}^{2-} \rightarrow \text{Bi}_2\text{S}_3\downarrow$ $\text{Bi}_2\text{S}_3 + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 2\text{Bi}^{3+} + 3\text{S}\downarrow + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	czarny osad rozp. w HNO_3 na gorąco

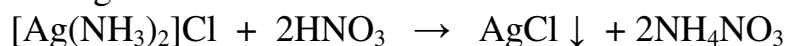
In the solution there are cations of the other four groups that are identified using the reactions characteristic for them.

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

1. PbCl_2 is soluble in hot water. Then the characteristic reactions for Pb^{2+} take place following the flow chart described in table 23.
2. AgCl is soluble in NH_4OH following the reaction:



In the acidic solution i.e. HNO_3 a white precipitation of AgCl will form again:



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

3. Hg_2Cl_2 (calomel) contrary to AgCl is not soluble in NH_4OH but becomes black under this reagent influence:



The black colour precipitate is caused by metallic mercury.

4.5. Hg^{2+} , Cu^{2+} , Cd^{2+} , Bi^{3+} - this group of cations has sulphites insoluble in diluted acid solution (HCl and H_2SO_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
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 HNO_3 after heating, free sulphur emission
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 HNO_3 , soluble in Aqua Regia
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 HNO_3 after heating

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. HNO_3
------------------	--	---

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

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
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
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
Cd^{2+}	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 \downarrow$	biały osad, rozp. w kwasach
Bi^{3+}	$\text{Bi}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3 \downarrow$	biały osad, rozp. w kwasach

Tabela 27. Reakcje z NH_4OH

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
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
Cu^{2+} *	$2\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$ $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \downarrow + 2\text{NH}_4^+$ $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + 8\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$ $2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{OH}^- + 8\text{H}_2\text{O}$ * jedna z najbardziej charakterystycznych reakcji jonów Cu^{2+}	niebieski osad, rozp. w nadmiarze NH_4OH , powstaje ciemno-niebieski kompleks Cu z amoniakiem
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 NH_4OH , powstaje bezbarwny kompleks Cd^{2+} z amoniakiem

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 HNO_3
------------------	---	---

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

Cation	Reaction equation	Observations
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
Cu^{2+}	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$ temp. $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	azure ppt, after heating black ppt
Cd^{2+}	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 \downarrow$	white ppt soluble in acids
Bi^{3+}	$\text{Bi}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3 \downarrow$	white ppt soluble in acids

Table 27. Reactions with NH_4OH

Cation	Reaction equation	Observations
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
Cu^{2+} *	$2\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \downarrow + 2\text{NH}_4^+$ $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + 8\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{OH}^- + 8\text{H}_2\text{O}$ * one of the most characteristic reactions for Cu^{2+} ion	blue ppt soluble in excess NH_4OH , dark blue complex of Cu forms with ammonia
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 NH_4OH , transparent complex of Cd^{2+} forms with ammonia

Tabela 28. Reakcje z KI

Kation	Równanie reakcji	Uwagi
Cu^{2+}	$2\text{Cu}^{2+} + 4\text{I}^- \rightarrow 2\text{CuI} \downarrow + \text{I}_2$	biały osad
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
Hg^{2+}	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{HgI}_2 \downarrow$	pomarańczowo-czerwony osad, rozpuszczalny w nadm. jodków (tabela 2)
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
Hg^{2+}	CrO_4^{2-}	$\text{Hg}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{HgCrO}_4 \downarrow$	żółty osad, czerwieniejący po czasie
Hg^{2+}	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 Hg(I) do Hg _(met)
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 NH_4OH

Table 28. Reactions with KI

Cation	Reaction equation	Observations
Cu^{2+}	$2\text{Cu}^{2+} + 4\text{I}^- \rightarrow 2\text{CuI} \downarrow + \text{I}_2$	white ppt
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
Hg^{2+}	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{HgI}_2 \downarrow$	orange-red ppt soluble in excess of iodide (table 2)
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
Hg^{2+}	CrO_4^{2-}	$\text{Hg}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{HgCrO}_4 \downarrow$	yellow ppt, getting red after some time
Hg^{2+}	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
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 NH_4OH

Cu^{2+}	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$2\text{Cu}^{2+} + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{temp.}} \text{Cu}_2\text{S} \downarrow + \text{S} \downarrow + 4\text{H}^+ + 2\text{SO}_4^{2-}$	osad ciemno-brunatny
Bi^{3+}	SnO_2^{2-} *	$2\text{Bi}(\text{OH})_3 + 3\text{SnO}_2^{2-} \rightarrow 2\text{Bi} \downarrow + 3\text{SnO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	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^{2+}	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$2\text{Cu}^{2+} + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{temp.}} \text{Cu}_2\text{S} \downarrow + \text{S} \downarrow + 4\text{H}^+ + 2\text{SO}_4^{2-}$	dark russet ppt
Bi^{3+}	SnO_2^{2-} *	$2\text{Bi}(\text{OH})_3 + 3\text{SnO}_2^{2-} \rightarrow 2\text{Bi} \downarrow + 3\text{SnO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	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 BiONO_3),
2. wszystkie chlorki, bromki, jodki (z wyjątkiem tych soli ze srebrem, ołowiem i rtęcią (I) oraz BiOCl) są rozpuszczalne w wodzie,
3. węglany, fosforany, krzemiany są nierozpuszczalne w wodzie z wyjątkiem ich soli z Na^+ , K^+ , 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 $\text{K}_2\text{Na}[(\text{NO}_2)_6]$, KClO_4 , $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$, NaH_2SbO_4 ,
6. wszystkie siarczki są nierozpuszczalne w wodzie z wyjątkiem Na_2S , K_2S , CaS , SrS , BaS , MgS , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$,
7. wszystkie wodorotlenki są nierozpuszczalne w wodzie z wyjątkiem NaOH , KOH , NH_4OH .

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 BiONO_3),
2. All chlorides, bromides, iodides (the exceptions are the salts of silver, lead, mercury (I) and 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: $\text{K}_2\text{Na}[(\text{NO}_2)_6]$, KClO_4 , $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$, NaH_2SbO_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