

Analiza jakościowa anionów
Podział anionów na grupy analityczne i ich ogólna charakterystyka.
Podział anionów na grupy analityczne został opracowany przez chemika Bunsena.

W celu ułatwienia analizy anionów i ujednoczenia procedur analitycznych, wprowadzono podział najbardziej powszechnych anionów na siedem grup analitycznych od I – VII. Podział oparty jest na wytrącaniu soli barowych i srebrowych poszczególnych anionów i badanie ich rozpuszczalności w wodzie i kwasie azotowym(V).

Jako odczynniki stosuje się w 0,1 molowy azotan(V) srebra
i 0,3 molowy chlorek baru.

Podział anionów na grupy (wg. Bunsena)

GRUPA	JONY WYKRYWANE	ROZPUSZCZALNOŚĆ, BARWA OSADU
I	Cl^- , Br^- , F^- , CN^- , SCN^- , ClO^- , $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	<u>Sole srebra</u> – białe lub żółte, nierozpuszczalne w 2M HNO_3 , <u>Sole baru</u> łatwo rozpuszczalne w wodzie, brak osadów
II	S^{2-} , CH_3COO^- , NO_2^- , HCOO^-	<u>Sole srebra</u> – białe, rozpuszczalne w 2M HNO_3 , słabo rozpuszcza się w wodzie <u>Sole baru</u> – wytrąca się
III	SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, HPO_4^{2-}	<u>Sole srebra</u> – bezbarwne, rozpuszczalne w HNO_3 , nie rozpuszczalne w wodzie <u>Sole baru</u> – białe osady rozpuszczalne w HNO_3 , rozpuszcza się w wodzie
		<u>Sole srebra</u> – żółte, jasnożółte rozpuszczalne w HNO_3 , nie

IV	$S_2O_4^{2-}$, CrO_4^{2-}, $Cr_2O_7^{2-}$, PO_4^{3-}, AsO_3^{3-}	rozpuszczalne w wodzie <u>Sole baru</u> – białe osady rozpuszczalne w HNO_3, trudno rozpuszczalne w wodzie
V	NO_3^-, ClO_3^-, ClO_4^-, MnO_4^-	<u>Sole srebra i sole baru</u> nie wytrącają osadów
VI	SO_4^{2-}, F^-	<u>Sole srebra</u> - nie wytrącają osadów <u>Sole baru</u> – białe osady, nierozpuszczalne w wodzie
VII	SiO_3^{2-}, WO_4^{2-}	<u>Sole srebra</u> - wytrącają żółte osady, rozpuszczalne w HNO_3 <u>Sole baru</u> – białe osady, rozpuszczalne w HNO_3. Powstają galaretowate osady kwasów kremowych lub wolframowych

Reakcje charakterystyczne wybranych anionów.

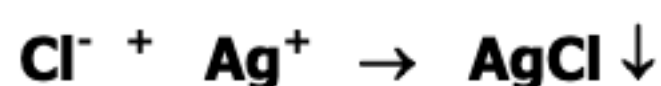
Aniony: chlorkowy Cl^- , węglanowy CO_3^{2-} , fosforanowy PO_4^{3-} , siarczanowy(IV) (siarczynowy) SO_3^{2-} , siarczanowy(VI) SO_4^{2-} , azotanowy(III) (azotynowy) NO_2^- , azotanowy(V) NO_3^- i octanowy CH_3COO^- .

1. Reakcje jonu chlorkowego Cl^- I grupa

a. $AgNO_3$ wytrąca biały serowaty osad chlorku srebra, który pod wpływem światła ciemnieje przybierając barwę fioletową. Osad nie rozpuszcza się w HNO_3 a dobrze

w 2M w wodzie amoniakalnej i 2M roztworze toisarczanu sodu.

Dodaj po kilka kropli (1-3) roztworów (HCl i AgNO₃) do dołka w płytce porcelanowej. Do osadu AgCl dodaj kilka kropli amoniaku lub Na₂S₂O₃. Zaobserwuj i zapisz wynik reakcji w dzienniku laboratoryjnym.

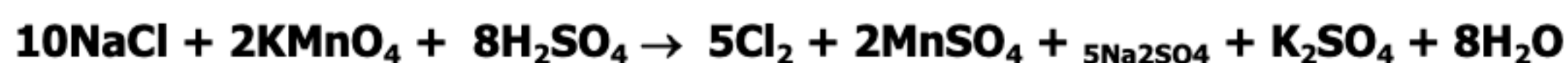


diamninasrebrzansodowy



tritiosiarczanosrebrzan sodowy

b. KMnO₄ – utlenia w środowisku kwaśnym (steż. kwas H₂SO₄) jony chlorkowe do wolnego chloru.



Roztwór fioletowy

roztwór bezbarwny

Wydzielanie chloru można stwierdzić za pomocą papierka jodoskrobiowego lub po ostrym charakterystycznym zapachu.

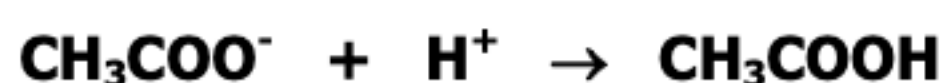
Dodaj kilka po kropli (1-2) roztworów do dołka w płytce porcelanowej w kolejności: sól, madmanganian potasu, kwas siarkowy - kroplami

2. Reakcje jonu octanowego – CH₃COO⁻ - kwas octowy II grupa

a. Jony Ag⁺ - strącają jony octanowe w postaci białego osadu octanu srebra(I), tylko ze stężonego roztworu AgNO₃.



b. Rozcieńczony H_2SO_4 wypiera z octanów wolny kwas octowy, który można rozpoznać po charakterystycznym zapachu.



Dodaj do próbki po 0,5 cm³ odczynników, wymieszaj, a następnie ostrożnie ogrzewaj w płomieniu palnika. Obserwuj. Zapisz obserwacje i reakcję w dzienniku laboratoryjnym.

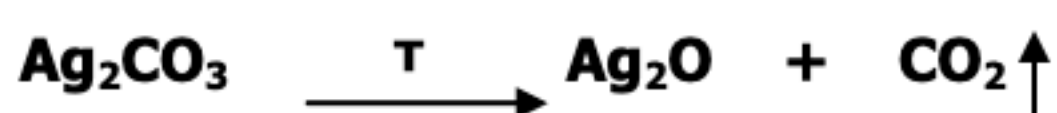
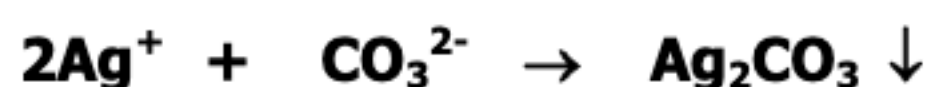
c. FeCl_3 z jonem octanowym w roztworze obojętnym daje brunatnoczerwopomarańczowe zabarwienie, pochodzące od rozpuszczonego **octanu żelaza (III)**



Wykonaj na płytce porcelanowej.

3. Reakcje jonu węglanowego CO_3^{2-} - kwas węglowy H_2CO_3 **III grupa**

a. AgNO_3 wytrąca biały osad węglanu, który po ogrzaniu ciemnieje na skutek powstania ciemnobrunatnego Ag_2O i gazowego CO_2 .



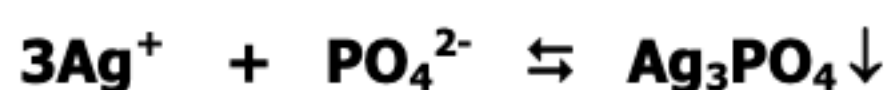
Dodaj do próbki po 0,5 cm³ odczynników, wymieszaj, a następnie ostrożnie ogrzewaj w płomieniu palnika. Obserwuj. Zapisz obserwacje i reakcję w dzienniku laboratoryjnym.

b. BaCl_2 strąca z roztworów zawierających jony CO_3^{2-} biały osad węglanu baru, rozpuszczalny w rozcieńczonych kwasach mineralnych (oprócz H_2SO_4) i kwasie octowym.

Wykonaj na płytce porcelanowej. Napisz reakcje w dzienniku laboratoryjnym.

4. Reakcje jonu PO_4^{3-} - kwas ortofosforowy(V) H_3PO_4 **IV grupa**

a. AgNO_3 wytrąca żółty osad fosforanu srebra, łatwo rozpuszczalny w HNO_3 , CH_3COOH i amoniaku.



Wykonaj na płytce porcelanowej dodając po kilka kropli odczynników.

b. Mieszanina magnezowa (roztwór zawierający $\text{MgCl}_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{Cl}$)

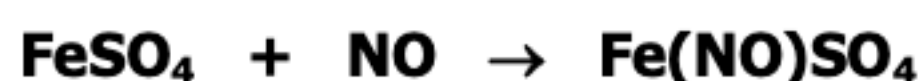
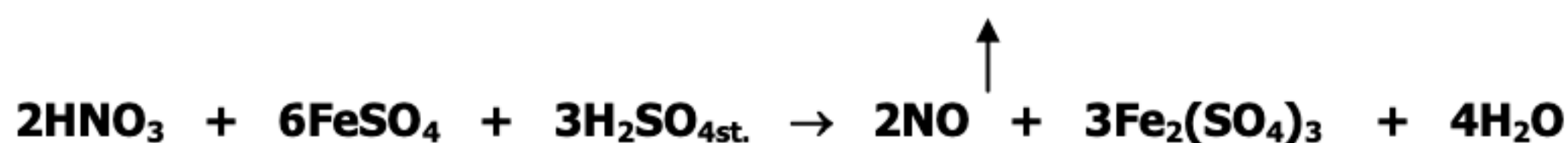
wytrąca z roztworów fosforanów(V) biały krystaliczny osad **ortofosforanu(V) amonu i magnezu MgNH_4PO_4** , łatwo rozpuszczalny w kwasach. *Reakcję wykonaj w próbówce dodając po 1cm^3 odczynników.*



5. Reakcje jonu azotanu(V) – NO_3^- - kwas azotowy HNO_3 V grupa

a. Jony Ag^+ i Ba^{2+} nie wytrącają osadów z roztworów zawierających jony NO_3^- .

b. Reakcja obrączkowa – polega na wytworzeniu brunatnego związku w postaci pierścienia.



kompleks brunatny pierścień

Do badanej próbki dodaje się stężonego roztworu FeSO_4 , (lub szczyptę FeSO_4) a następnie podwarstwa się dwiema kroplami stężonego kwasu siarkowego. Na styku dwóch cieczy powstaje obrączka wskazująca na obecność jonu NO_3^- . Reakcję wykonaj pod wyciągiem pod kierunkiem asystenta. Napisz w dzienniku reakcję ox-red

6. Reakcje jonu siarczanowego(V) - SO_4^{2-} - kwas siarkowy VI grupa

a. Jony Ag^+ nie wytrącają osadów z rozcieńczonych roztworów siarczanów.

Z bardziej stężonych wydziela się osad biały krystaliczny siarczanu srebra Ag_2SO_4 .

b. Jony Ba^{2+} i Pb^{2+} wytrącają odpowiednio białe osady siarczanów.

BaSO_4 - nierozpuszczalny w rozcieńczonych kwasach HCl i HNO_3 , nawet po ogrzaniu.

PbSO_4 – rozpuszcza się w winianie i octanie amonu

Wykonaj na płytce odpowiednie reakcje i zapisz w dzienniku.

Schemat postępowania wstępnego w analizie jakościowej roztworów zawierających jeden anion.

Do analizy bierzemy tylko niewielką część próbki, kilka kropli (2-4). Resztę pozostawiamy do dalszych prób postępujemy tak aby po zakończeniu analizy pozostała niewielka ilość próbki pierwotnej dla potwierdzenia lub ewentualnego poprawienia wyniku.

Wykonaj wg. schematu, z wytrącaniem osadów soli srebrowych, barowych i octanowych. Następnie wykonaj reakcje analityczne charakterystyczne dla anionu, którego obecność w roztworze podejrzewasz.

AgNO_3	BaCl_2	$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	Jony
+	-	+	chlorek, fosforan
-	-	-	azotan (V)
-	+	+	siarczan
+	+	+	węglan
++	+	-	octan

W razie potrzeby rozróżnienia anionów chlorek/fosforan wykonaj reakcję z mieszaniną magnezową. W przypadku rozróżniania anionów siarczan/węglan reakcją 3a na jon węglanowy. Wynik sprawdź u asystenta podając nazwę i wzór soli (kation i anion). Prawidłowy wynik jest podstawą zaliczenia ćwiczenia.

Analiza jakościowa kationów

Klasyczna analiza jakościowa polega na identyfikacji składu związku poprzez dodanie odpowiedniego odczynnika, pod wpływem którego zachodzi charakterystyczna reakcja analityczna: roztwór zabarwia się, powstaje osad o różnej rozpuszczalności i charakterystycznej barwie lub wydziela się gaz.

Podział kationów na grupy analityczne i ich ogólna charakterystyka

[Podział kationów na grupy analityczne został opracowany przez chemika Bunsena.](#)

W celu ułatwienia analizy kationów i ujednoczenia procedur analitycznych, wprowadzono podział najbardziej powszechnych kationów na pięć grup analitycznych od I – V. Podział oparty jest na tworzeniu przez kationy nierozpuszczalnych związków (wytrącanie osadów) z odpowiednimi odczynnikami, nazywanymi **odczynnikami grupowymi**.

Podział kationów na grupy (wg. Bunsena)

Grupa	Odczynnik grupowy	Jony wykrywane	Uwagi
I	2 M HCl	$\text{Ag}^+, \text{Hg}_2^{2+}, \text{Pb}^{2+}$	Chlorki nierozp. w H_2O i w rozc. HCl
II	CH_3CSNH_2 (AKT) w 0,3 M HCl	$\text{Hg}^{2+}, \text{Bi}^{3+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+}, \text{As}^{3+}, \text{As}^{5+}, \text{Sb}^{3+}, \text{Sb}^{5+}$	Siarczki nierozp. w rozc. HCl i H_2SO_4
III	CH_3CSNH_2 (AKT) w obecności $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ i NH_4Cl	$\text{Al}^{3+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Zn}^{2+}$	Siarczki nierozp. w H_2O i rozc. w rozc. kwasach
IV	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ w obecności NH_4Cl i $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	$\text{Ba}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ca}^{2+}$	Węglany nierozp. w H_2O i rozc. w rozc. kwasach,

			oprócz H ₂ SO ₄
V	Brak odczynnika grupowego	Mg ²⁺ , NH ₄ ⁺ , K ⁺ , Na ⁺	Nie wytrącają się poprzednimi odczynnikami

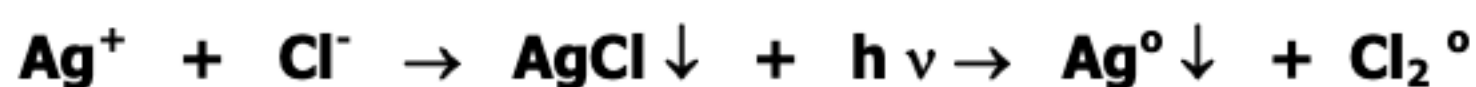
Reakcje charakterystyczne wybranych kationów.

Kationy: srebra- Ag⁺, ołowiu- Pb²⁺, miedzi – Cu²⁺, żelaza – Fe²⁺ i Fe³⁺, manganu – Mn²⁺, magnezu – Mg²⁺, amonu NH₄⁺

W dzienniku laboratoryjnym zapisujemy reakcje, obserwacje i wnioski.

1. Reakcje jonu srebra Ag⁺

a. HCl oraz rozpuszczalne chlorki wytrącają z roztworu Ag⁺ (AgNO₃, trzy dołki) biały osad AgCl. W reakcji fotochemicznej osad ciemnieje i wydziela się metaliczne srebro w stanie atomowego rozdrobnienia. Pozostałe halogenki srebra AgBr i AgJ są również światłoczułe i dlatego znalazły zastosowanie w fotografii.



Dodaj po 2 -3 kropli roztworów do dołka w płytce porcelanowej. Zaobserwuj i zapisz wynik reakcji w dzienniku laboratoryjnym.

AgCl nie rozpuszcza się w silnych kwasach mineralnych - HNO₃, H₂SO₄.

b. Z amoniakiem **NH₄OH** sole srebrne tworzą jon kompleksowy, który w kwaśnym środowisku ulega rozkładowi do AgCl.



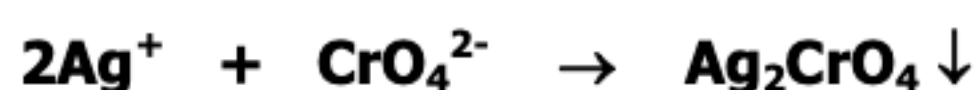
jon - diaminasrebra(I)



W probówce wytrąć osad AgCl a następnie dodawaj kroplami amoniak. Zaobserwuj i zapisz wynik reakcji w dzienniku laboratoryjnym.

b. Chromian (VI)potasu K_2CrO_4 wytrąca z roztworów soli srebra **brunatny** osad chromianu srebra, który w kwaśnym środowisku przechodzi w dwuchromian(VI) – $Cr_2O_7^{2-}$

Dodaj po kilka kropli roztworów do dołka w płytce porcelanowej. Zaobserwuj i zapisz wynik reakcji w dzienniku laboratoryjnym.



c. H_2SO_4 i rozpuszczalne w wodzie siarczany (VI) nie wytrąca osadów z roztworów srebra (I) w odróżnieniu od Pb^{+2} .

Sprawdź reakcje na płytce porcelanowej dodając po kilka kropli (2-3) odczynników do dołka.

2. Reakcje jonu Pb^{2+}

a. HCl oraz rozpuszczalne chlorki wytrącają biały krystaliczny osad $PbCl_2$ z roztworów soli Pb^{2+} (octan ołowiu, trzy dołki). Stosunkowo duża rozpuszczalność soli nie wytrąca go całkowicie z roztworu mieszaniny kationów, stąd obecność jonu Pb^{2+} również w drugiej grupie analitycznej.



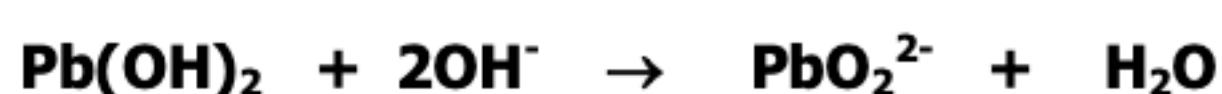
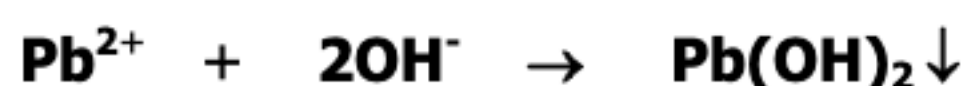
chlerek ołowiu(II) biały krystaliczny osad

Wytrącony osad $PbCl_2$ rozpuszcza się w nadmiarze odczynnika dając kwas chlorołowiowy $H[PbCl_3]$.



Dodaj po kilka kropli roztworów do dołka w płytce porcelanowej. Zaobserwuj i zapisz wynik reakcji w dzienniku laboratoryjnym.

b. NaOH i KOH wytrącają z roztworów soli ołowiu biały osad wodorotlenku ołowiu (II), rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika. Reakcja przebiega dwuetapowo.

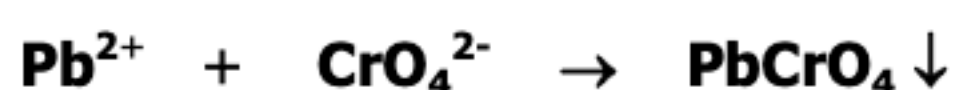


jon - ołowian (II)

-zapis ołowianu(II) w postaci cząsteczkowej **Na₂PbO₂ - ołowian (II) sodu**, lub w postaci uwodnionej soli kompleksowej **Na₂[Pb(OH)₄] - tetrahydroksyołowian(II) sodu**.

Wykonaj na płytce porcelanowej dodając po kilka kropli odczynników (2-4) do wytrącenia osadów a następnie zadaj nadmiarem zasady.

c. Chromian (VI) potasu K₂CrO₄ wytrąca z roztworów soli ołowiu żółty osad chromianu(VI) ołowiu(II).



Chromian(VI) ołowiu(II) rozpuszcza się zarówno w kwasach jak i zasadach.



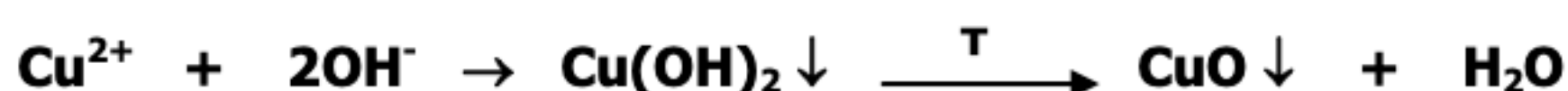
Reakcje te udowadniają amfoteryczne właściwości jonów ołowiu(II).

Wykonaj w dwóch probówkach dodając po kilka kropli odczynników (3-4). Do wytrąconego osadu dodawaj powoli, po ściankach probówek kwasu lub zasady. Obserwuj. Zapisz obserwacje i reakcję w dzienniku laboratoryjnym.

d. H_2SO_4 i rozpuszczalne w wodzie siarczany (VI) wytrącają osady z roztworów ołowiu (II) biały krystaliczny osad, w odróżnieniu od Ag^+ .

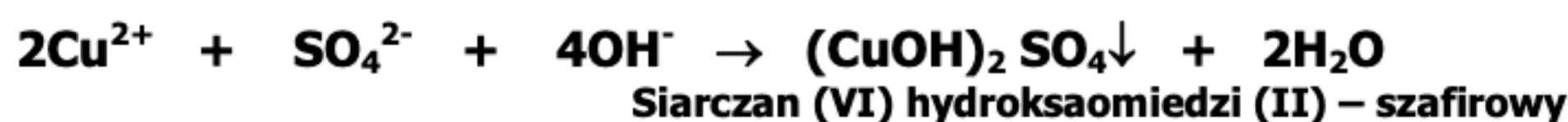
3. Reakcje jonu miedzi Cu^{2+}

a. **NaOH i KOH** wytrącają z roztworów soli miedzi (CuSO_4 , 1 dołek) niebieski osad wodorotlenku miedzi (II), który podczas ogrzewania ulega rozkładowi do czarnego tlenku miedzi(II) CuO i wody.



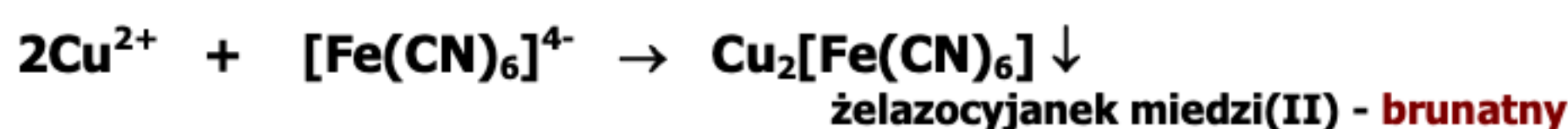
Dodaj do próbki po 1cm^3 odczynników, wymieszaj, a następnie ostrożnie ogrzewaj w płomieniu palnika. Obserwuj. Zapisz obserwacje i reakcję w dzienniku laboratoryjnym.

b. Z amoniakiem **NH_4OH** dodawanym powoli do roztworu soli miedzi (CuSO_4) strąca się szafirowy osad hydroksosoli, rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika.



Dodaj do próbki 1cm^3 soli miedzi a następnie dodawaj powoli, po ściankach próbki NH_4OH (3M roztwór amoniaku znajduje się pod wyciągiem). Zapisz obserwacje i reakcję w dzienniku laboratoryjnym.

c. **$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – heksacyjnożelazian(II) potasu (żelazocyjanek potasowy)** w środowisku kwasu octowego wytrąca ciemnobrunatny osad **heksacyjnożelazianu(II) miedzi(II)** (żelazocyjanek miedzi II)



4. Reakcje jonu Fe^{2+}

Sole żelaza II mają zabarwienie zielonkawe wskutek odwodnienia bezbarwnego jonu Fe^{2+} . Jonu Fe^{2+} utleniają się na powietrzu do Fe^{3+} a szybkość utleniania zależy od środowiska, najszybciej utlenianie zachodzi w środowisku zasadowym, w obojętnym wolno, w kwaśnym zaś sole Fe^{2+} są dość trwałe.

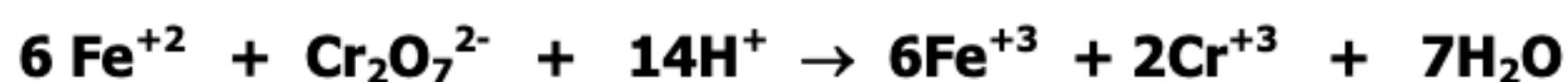
a. **NaOH i KOH** wytrącają z roztworów soli żelaza (II) (FeCl_2 3 dołki) **brudnozielonkawy** osad wodorotlenku żelaza (II), który na powietrzu utlenia się do **czernobrunatnego** wodorotlenku żelaza (III).





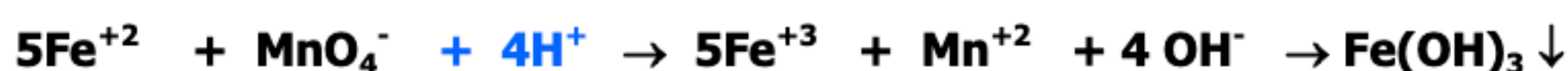
Dodaj po kilka kropli (2-3) roztworu soli i odczynnika do dołka w płytce porcelanowej. Zaobserwuj i zapisz wynik reakcji w dzienniku laboratoryjnym.

b. Dichromiany $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ utleniają w środowisku kwaśnym jony Fe^{2+} do Fe^{3+}



Dodaj po kilka kropli roztworów (soli i 2M kwasu siarkowego) do dołka w płytce porcelanowej. Zaobserwuj i zapisz wynik reakcji w dzienniku laboratoryjnym.

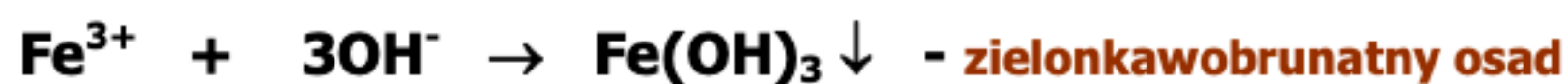
c. KMnO_4^- w środowisku kwaśnym utleniają jony Fe^{2+} do Fe^{3+} odbarwiając roztwór



Dodaj po 2-3 kropli roztworów soli FeSO_4 i 2M kwasu siarkowego do dołka w płytce porcelanowej, na koniec 1 kroplę rozcieńczonego KMnO_4 . Zaobserwuj i zapisz wynik reakcji w dzienniku laboratoryjnym.

5. Reakcje jonu Fe^{3+}

a. Wodorotlenki NaOH , KOH i NH_4OH wytrącają z roztworów soli żelaza (I) zielonkawobrunatny osad wodorotlenku żelaza (III).



Wykonaj na płytce. Do trzech dołków dodaj wodorotlenków i po 2 krople FeCl_3 .

b. Sól kompleksowa $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - heksażelazian(II) potasu (żelazocyjanek potasowy) wtrąca z roztworów Fe^{3+} w środowisku obojętnym lub słabo kwaśnym ciemnoniebieski osad tzw. błękit pruski. *Wykonaj na płytce.*



d. Tiocyjanian(rodanek) potasu - KSCN lub amonu - NH_4SCN w słabo kwaśnym środowisku zabarwiają roztwór soli żelaza (III) na krwistoczerwony kolor rodanku żelaza (III). Reakcja jest odwracalna.



W nadmiarze odczynnika powstają jony kompleksowe od $[\text{FeSCN}]^{2+}$ do $[\text{FeSCN}]^{3-}$ a barwa roztworu pogłębia się. Czułość reakcji jest bardzo duża i pozwala na wykrycie 1 części żelaza/1600 tyś. części wody. *Wykonaj na płytce.*

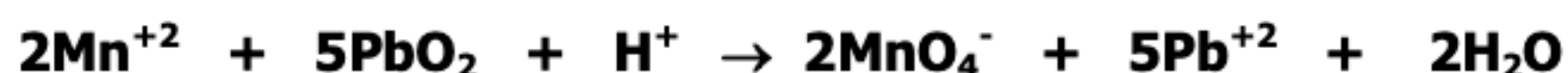
6. Reakcje jonu Mn^{2+}

a. Wodorotlenki NaOH , KOH i NH_4OH wytrącają z roztworów soli manganu Mn^{2+} cielisty osad wodorotlenku manganu (II).



Na powietrzu $\text{Mn}(\text{OH})_2$ utlenia się do brunatnego MnO_2 , następnie przechodzi w czarny manganin manganu(II) MnMnO_3 .

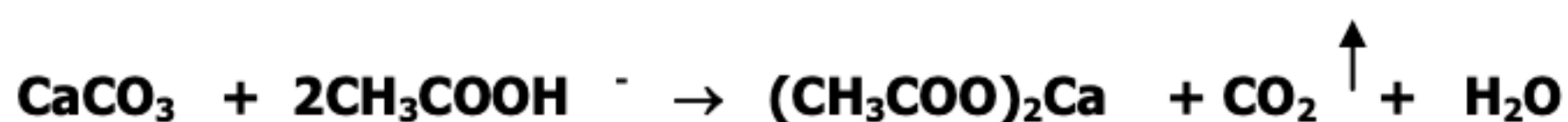
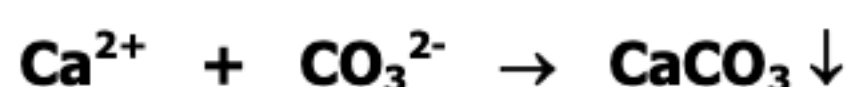
b. Dwutlenek ołowiu (II) w obecności rozcieńczonego kwasu azotowego utlenia jony Mn^{2+} do jonów nadmanganowych o fioletowym zabarwieniu.



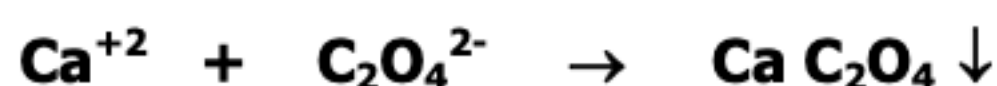
Do próbki dodaj kilka kropli soli manganu, około 0.5 cm³ stężonego kwasu azotowego i małą szczyptę PbO_2 . Ostrożnie ogrzewaj do wrzenia w płomieniu palnika. Po opadnięciu osadu obserwuj lekko fioletowe zabarwienie. Reakcje wykonaj pod wyciągiem pod kierownictwem asystenta.

7. Reakcje jonu Ca^{2+}

a. Odczynnik grupowy strąca biały bezpostaciowy osad węglanu wapnia(II), który podczas ogrzewania przechodzi w krystaliczny. CaCO_3 jest najtrudniej rozpuszczalnym w wodzie. węglanem wśród węglanów wapniowców. Rozpuszczalny jest w rozcieńczonych kwasach np. kwasie octowym. *Wykonaj w próbówce.*



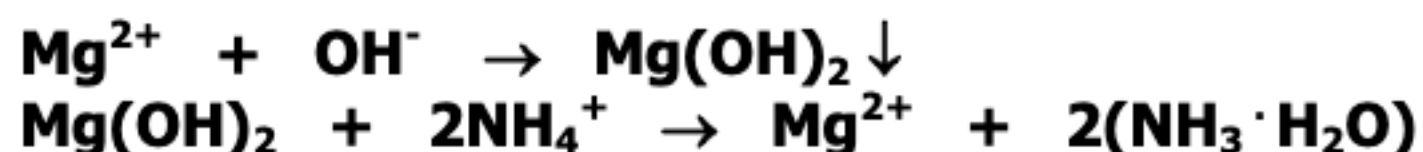
b. Szczawian amonu $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ wytrąca biały osad szczawianu amonu, rozpuszczalny w w kwasach mineralnych z wyjątkiem kwasu octowego.



Wykonaj na płytce.

8. Reakcje jonu Mg^{2+}

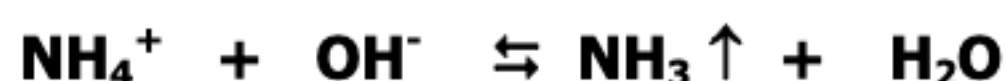
a. Wodorotlenki NaOH , KOH wytrącają z roztworów soli Mg^{2+} biały galaretowaty osad $\text{Mg}(\text{OH})_2$, nierozpuszczalny w nadmiarze odczynnika a rozpuszczalny w rozcieńczonych kwasach i w roztworach soli amonowych. *Wykonaj na płytce (2dołki).*



b. $\text{PbO}_2 + \text{HNO}_3$ → *brak reakcji w odróżnieniu od manganu*

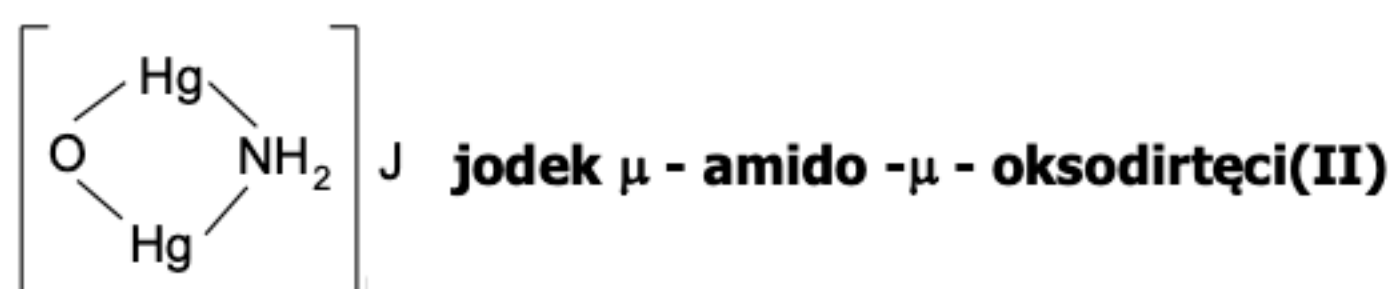
9. Reakcje jonu NH_4^+

a. Wodorotlenki sodu, potasu lub wapnia wypierają z soli amonowych amoniak, który ulatnia się przy ogrzewaniu.



Reakcje wykonaj w probówce. Do 1ml roztworu soli amonowej dodaj kilka kropli wodorotlenku i delikatnie ogrzewaj w płonieniu palnika. U wylotu probówki umieść zwilżony papierek uniwersalny. Zaobserwuj i zapisz wynik doświadczenia.

b. Odczynnik Nesslera – zasadowy roztwór $K_2[HgJ_4]$. Odczynnik z obojętnych lub zasadowych roztworów soli amonu wytrąca czerwono-brunatny osad.



Reakcja jest bardzo czuła; przy małych stężeniach amonu powstaje żółte zabarwienie. **Wykonaj na płytce dodając po kropli soli i odczynnika Nesslera. Odczynnik jest pod wyciągiem.**

Analiza wybranych kationów: schemat postępowania.

Do analizy bierzemy tylko niewielką część próbki, kilka kropli (2-4). Resztę pozostawiamy do dalszych prób postępujemy tak aby po zakończeniu analizy pozostała niewielka ilość próbki pierwotnej dla potwierdzenia lub ewentualnego poprawienia wyniku.

Wykonaj wg. schematu. Następnie wykonaj reakcje analityczne charakterystyczne dla kationu, którego obecność w roztworze podejrzewasz.

Dodaj NaOH	
Osad	brak osadu

	dodaj HCl	
<p>Biały – $Mg^{+2}, Mn^{+2}, Pb^{+2}, Ca^{+2}$</p> <p>Brunatny – Fe^{+3}</p> <p>Zielonkawy – Fe^{+2}</p> <p>Niebieski – Cu^{+2}</p> <p>Wykonaj reakcje potwierdzające:</p> <p>*rodanek – Fe^{+3}</p> <p>* żelazocyjanek – Cu^{+2}</p> <p>*nadmanganian – Fe^{+2}</p> <p>*PbO_2 – Mn^{+2}</p> <p>* szczawian amonu, węglan – Ca^{+2}</p> <p>*brak wszystkich – Mg^{+2}</p>	<p>Osad</p> <p>↓</p> <p>Ag^+, Pb^{+2}</p> <p>Wykonaj reakcje potwierdzające dla obu jonów z:</p> <p>*chromianem</p> <p>* H_2SO_4</p> <p>+,+ dla Pb^{+2}</p> <p>+,- dla Ag^+</p>	<p>Brak osadu</p> <p>↓</p> <p>NH_3</p> <p>Wykonaj reakcje potwierdzające:</p> <p>*Nessler-NH_4^+ +</p>

Wynik sprawdź u asystenta podając nazwę i wzór soli (kation i anion). Prawidłowy wynik jest podstawą zaliczenia ćwiczenia.

Analiza widmowa

Lotne sole niektórych pierwiastków (najlepiej chlorki) wprowadzone do płomienia palnika gazowego powodują jego zabarwienie w zakresie widzialnym.

Zjawisko to polega na wzbudzeniu elektronów zewnętrznych powłok elektronowych i przeniesieniu elektronów na wyższy poziom energetyczny. Stan wzbudzenia jest krótkotrwały i elektrony powracając do stanu podstawowego emitują pobraną energię postaci promieniowania elektromagnetycznego w zakresie światła widzialnego (ok. 400 – 800 nm długości fali) o określonej długości fali. Obserwujemy to jako barwę płomienia.

JON	ZABARWIENIE PŁOMIENIA	JON	ZABARWIENIE PŁOMIENIA
Li⁺	czerwone	B⁻	zielone
Na⁺	żółte	Pb²⁺	niebieskie
K⁺	fioletowe - przez szkło kobaltowe	Sn²⁺	niebieskie
Ca²⁺	ceglaste	Sb²⁺	niebieskie
Sr²⁺	czerwone		
Ba²⁺	zielone		
Cu²⁺	zielone		

Reakcje wykonujemy na pręciku platynowym, który po zanurzeniu w roztworze chlorku wybranej soli umieszczamy w górnej części płomienia palnika gazowego. Przed wykonaniem następnej próby oczyszczamy pręcik platynowy poprzez kilkakrotne zanurzenie go do roztworu kwasu solnego i wyprażanie w płomieniu aż do zniknięcia barwy.