Instrukcje do ćwiczeń laboratoryjnych z chemii ogólnej i nieorganicznej

Farmacja I

Rok 2026/2027

Semestr

zimowy i letni

Imię:

Nazwisko:

Grupa

Chemia Ogólna i Nieorganiczna I Rok Farmacji, semestr zimowy 2026/2027

Numer zajęć	Zakres materiału
1	Zapoznanie z regulaminem pracowni Chemii Ogólnej i Nieorganicznej oraz z przepisami Bezpieczeństwa i Higieny Pracy. Organizacja stanowiska pracy. Wydanie sprzętu i przydzielenie szafek. Podstawowe techniki pracy laboratoryjnej, takie jak: wytrącanie osadów, prawidłowe metody sączenia, dekantacja, krystalizacja, ekstrakcja. Określanie przezroczystości i stopnia zmętnienia płynów oraz stopnia zabarwienia płynów, i przybliżonej wartości pH roztworów. **I-1: Oddzielanie osadu od roztworu** **I-2: Krystalizacja** **I-3: Sublimacja, resublimacja**
2	Określanie odczynu roztworów mocnych, słabych elektrolitów i ich soli, szacowanie wartości pH na podstawie zmian zabarwienia wskaźników. Określanie czynników wpływających na powstawanie i rozpuszczanie osadów. **II-1 Oznaczanie pH roztworu za pomocą papierka wskaźnikowego, oranżu metylowego i fenoloftaleiny** **II-2 Przesunięcie równowagi dysocjacji słabego elektrolitu** **II-3 Odczyn środowiska w roztworach różnych soli** **II-4 Wpływ temperatury na stopień hydrolizy soli** **II-5 Zależność całkowitego (ilościowego) usunięcia jonu z roztworu od wartości liczbowej iloczynu rozpuszczalności elektrolitu strącającego się w postaci osadu** **II-6 Warunki rozpuszczania (roztwarzania) osadów w wyniku reakcji chemicznych** **II-7 Wpływ stężenia jonu działającego jako rozpuszczalnik na rozpuszczanie osadów** **II-8 Wpływ stężenia jonu działającego jako rozpuszczalnik na rozpuszczanie osadów** **II-9 Związki kompleksowe w reakcjach wymian**
3	Oblicz, naważ, rozpuść – przygotowywanie barwnych roztworów soli o zadanych stężeniach, wyrażonych w różnych jednostkach. Rozcieńczanie i mieszanie roztworów – zmiana stężeń w praktyce. **III- Stężenia**
4	Przygotowywanie roztworów mocnych i słabych elektrolitów o zdanym pH. Kontrola pH za pomocą papierka lakmusowego i pH-metru. Zobojętnianie przygotowanych elektrolitów – obliczenia, przeprowadzenie reakcji oraz kontrola pH. **IV-Mocne i słabe elektrolity**
5	Bufor wodorowęglanowy i fosforanowy – obliczenia i przygotowanie buforów o zadanym pH. **V-Roztwory buforowe**
6	Efektywne usuwanie jonu z roztworu poprzez wytrącanie jego osadów o różnych iloczynach rozpuszczalności. Analiza wpływu pH na wytrącanie osadów **VI-Iloczyn rozpuszczalności**
7-8	Związki kompleksowe – osad czy kompleks?, tworzenie związków kompleksowych przez aminokwasy, peptydy i białka **Kolokwium - I termin** **VII- Związki kompleksowe** **Kolokwium – termin poprawkowy**

Chemia Ogólna i Nieorganiczna I Rok Farmacji, semestr letni 2026/2027

Numer zajęć	Zakres materiału
Określanie tożsamości jonów oraz oznaczanie granicznych zanieczyszczeń dla roztworów zawierających pojedynczy jon, na podstawie reakcji opisanych w Farmakopei Polskiej oraz innych analitycznych reakcji charakterystycznych: Ag^{+}, Pb^{2+}, Cu^{2+}, Bi^{3+}, Cd^{2+}, Sb^{3+}, Co^{2+}, Ni^{2+}, Mn^{2+}, Fe^{3+}, Cr^{3+}, Al^{3+}, Zn^{2+}, Ca^{2+}, Ba^{2+}, Sr^{2+}, NH_4^{+}, K^{+}, Mg^{2+}.	
1	**IX – Wybrane reakcje Ag^{+}, Pb^{2+}, Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, NH_4^{+}, Mg^{2+}, K^{+}, Na^{+}** **IX-1 Reakcje Ag^{+}, Pb^{2+}z chlorkami, jodkami i amoniakiem** **IX-2: Rozpuszczanie chlorków srebra, ołowiu** **IX-3: Reakcje Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}z roztworem chromianów (VI)** **IX-4: Reakcje Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}z $K_4[Fe(CN)_6]$.** **IX-5: Reakcje Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}z wodą gipsową** **IX-6 Wybrane reakcje NH_4^{+}, Mg^{2+}, K^{+}, Na^{+}**
2	**X -Wybrane reakcje Cu^{2+}, Bi^{3+}, Cd^{2+}, Sb^{3+}** **X-1 Reakcje Cu^{2+}, Bi^{3+}, Cd^{2+} z roztworem amoniaku** **X-2 Reakcje Cu^{2+}, Bi^{3+}, Cd^{2+}, Sb^{3+} z roztworem NaOH** **X-3 Reakcje Cu^{2+}, Bi^{3+}, Cd^{2+}, Sb^{3+} z roztworem jodku potasu** **X-4 Hydroliza soli Bi^{3+}i Sb^{3+}** **X-5 -Identyfikacja mieszaniny kationów: Pb^{2+}, Cu^{2+}, Sb^{3+}, NH_4^{+}, Ba^{2+}**
3	**XI- Wybrane reakcje Co^{2+}, Ni^{2+}, Mn^{2+}, Fe^{3+}, Cr^{3+}, Al^{3+}, Zn^{2+}** **XI-1 Identyfikacja Co^{2+}, Ni^{2+}, Mn^{2+}, Fe^{3+}, Cr^{3+}, Al^{3+}, Zn^{2+}** **XI-2 Aminakompleksy oraz hydroksokompleksy**
4	**XII -Identyfikacja mieszaniny kationów: Ag^{+}, Mn^{2+}, Cu^{2+}, Fe^{3+}, Zn^{2+}, Al^{3+}, NH_4^{+}**
Określanie tożsamości anionów dla roztworów zawierających pojedynczy jon, na podstawie reakcji opisanych w Farmakopei Polskiej oraz innych reakcji charakterystycznych: Cl^{-}, I^{-}, Br^{-}, NO_2^{-}, NO_3^{-}, CH_3COO^{-},CO_3^{2-}, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}, $S_2O_3^{2-}$, MnO_4^{-}, CO_3^{2-}	
5	**XIII-1:Reakcje z jonami Ag^{+} i Ba^{2+}** **XII-2 Wykrywanie utleniaczy i reduktorów** **XII-3: Wybrane reakcje anionów**
6	**XIV-1. Strącanie frakcjonowane chlorków, jodków i bromków** **XIV-2: Określanie tożsamości jonów (Farmakopea)** **XIV-3 Identyfikacja jonów w nieznanej mieszaninie rozpuszczalnych soli**
7-8	Określenie tożsamości jonów (kationów i anionów) w preparatach farmaceutycznych. Identyfikacja preparatu farmaceutycznego na podstawie wybranych reakcji tożsamościowych z Farmakopei Polskiej **Kolokwium - I termin** **XV: Określanie tożsamości jonów w preparatach farmaceutycznych** **Kolokwium – termin poprawkowy**

REGULAMIN PROWADZENIA ZAJĘĆ
Katedry i Zakładu Podstaw Nauk Chemicznych
w roku akademickim 2026/2027
dla Farmacja – rok I, semestr I-II
Przedmiot: Chemia Ogólna i Nieorganiczna - Ćwiczenia laboratoryjne

Zgodnie z regulaminem studiów obowiązującym na Uniwersytecie Medycznym we Wrocławiu uczestnictwo w zajęciach laboratoryjnych **jest obowiązkowe** (regulamin studiów §13). Dopuszcza się nieobecności usprawiedliwione. Nieobecności na ćwiczeniach usprawiedliwiają zwolnienia lekarskie oraz przyczyny losowe (po akceptacji prowadzącego grupę). Zgodnie z regulaminem studiów (§13), „W przypadku nieobecności, o przyczynie i przewidywanym czasie trwania nieobecności student jest zobowiązany **niezwłocznie** powiadomić osobę prowadzącą zajęcia, na których był nieobecny, wysyłając maila z adresu w domenie student.umw.edu.pl". Oraz (§13): „Nieobecność na zajęciach wymaga dostarczenia za pośrednictwem poczty elektronicznej z adresu w domenie student.umw.edu.pl formalnego usprawiedliwienia wystawionego przez właściwy podmiot zewnętrzny". **Niezwłocznie** po ustaniu nieobecności oryginał dokumentu, stanowiący podstawę do usprawiedliwienia należy dostarczyć do osoby prowadzącej zajęcia.

Zaległe ćwiczenia należy odrobić. Odrobienie zajęć następuje w formie i terminie uzgodnionym z osobą prowadzącą zajęcia, co należy uczynić **niezwłocznie po ustaniu przyczyny nieobecności.**

1. Organizacja zajęć
   - Ćwiczenia laboratoryjne odbywają się zgodnie z Harmonogramem Zajęć
   - Student ma obowiązek wydrukować instrukcję do wszystkich ćwiczeń, połączyć trwale (np. zbindować, zgrzać) i przynieś je na pierwsze i kolejne zajęcia. **Brak instrukcji będzie skutkował nie dopuszczeniem do zajęć.**
   - Student zobowiązany jest stawiać się punktualnie na zajęcia z odpowiednim przygotowaniem teoretycznym, posiadać wiedzę niezbędną do zrozumienia ćwiczeń i praktycznego ich wykonania.
   - W semestrze zimowych na zajęciach 2-6 odbędą się „wejściówki", tzn. jedno krótkie pytanie z materiału przewidzianego do realizacji na danych zajęciach (łącznie 5 wejściówki). W semestrze letnim wejściówki odbędą się na zajęciach 1-5, (łącznie 5 wejściówek). Za każdą zaliczoną wejściówkę student otrzymuje **dodatkowe 3 pkt do kolokwium przewidzianego w semestrze (łącznie max. 15ptk).**
   - Wejście na pracownię możliwie jest tylko w fartuchu laboratoryjnym, obuwiu zmiennym
   - Student zajmuje przydzielone mu miejsce
   - Obecność w pracowni obowiązuje przez cały czas trwania ćwiczeń. Studentowi wolno wcześniej opuścić pracownię po uprzednim zgłoszeniu osobie prowadzącej ćwiczenia
   - W pracowni należy zachować ciszę i spokój i unikać wszelkich czynności niezwiązanych z wykonywanymi ćwiczeniami. Nie dopuszcza się używania wszelkiego rodzaju urządzeń mobilnych (smartfony, tablety itp.), jedzenia oraz picia przy stanowiskach laboratoryjnych.
   - Po skończonych zajęciach swoje stanowisko pracy należy pozostawić nienagannym stanie. Za stan pracowni odpowiadają dyżurni, którzy opuszczają sale jako ostatni
   - Po ostatnich ćwiczeniach aby otrzymać zaliczenie ćwiczeń laboratoryjnych należy zdać pobrane na początku roku akademickiego szkło 1:1
   - **Z uwagi na to, że na ocena końcowa z przedmiotu musi obejmować ćwiczenia laboratoryjne i wykłady, za oba kolokwia oraz ćwiczenie XII będzie można**

zdobyć punkty które wliczają się do punktów uzyskanych podczas egzaminu. Szczegóły umieszczone są w tabelce (ocena zgodnie ze skalną ocen):

	Kolokwium zima			Kolokwium lato			Ćw. XII	
	punkty			punkty				
ocena	**I t.**	**II t.**	**III t.**	**I t.**	**II t.**	**III t.**	P1	1
5	15	10	5	15	10	5	P2	1
4,5	13,5	9	4,5	13,5	9	4,5	P3	1
4	12	8	4	12	8	4	P4	1
3,5	10,5	7	3,5	10,5	7	3,5	P5	1
3	9	6	3	9	6	3	P6	1
2	0	0	0	0	0	0		

2. Zaliczenie zajęć.

Semestr I

- Praktyczne wykonanie wszystkich ćwiczeń
- Zaakceptowanie przez prowadzącego ćwiczenia uzupełnionej instrukcji. Instrukcje **muszą być zaakceptowane nie później do dnia zakończenia zajęć dydaktycznych** (lub w przypadku gdy student zdaje kolokwium z całości materiału, nie później niż na dzień przed tym kolokwium)
- Zaliczenie kolokwium. W trakcie semestru przewidziane jest jedno kolokwium. Kolokwium odbędzie się na zajęciach siódmych. Kolokwiów jest zaliczone jeśli student otrzyma co najmniej 60ptk (po uwzględnieniu dodatkowych punktów z wejściówek)
- W przypadku nie zaliczenia kolokwium, student ma prawo do kolokwium poprawkowego. Kolokwium poprawkowe odbędzie się na zajęciach ósmych. Kolokwium jest zaliczone jeśli student otrzyma co najmniej 60ptk (nie ma dodatkowych punktów z wejściówek)
- W przypadku nie zaliczenia kolokwium poprawkowego, zgodnie z regulaminem studiów (§ 29), student ma prawo do przystąpienia **do kolokwium z całości materiału objętego programem tego przedmiotu w danym semestrze**. Termin tego kolokwium zostanie ustalony w porozumieniu ze starostą roku.
- Student **nie może przystąpić do kolokwium z całości materiału** jeśli nie wykonał wszystkich ćwiczeń, jeśli nie zostały zaakceptowane instrukcje. Warunkiem przystąpienia do kolokwium z całości materiału jest także przystąpienie do pozostałych (poprzednich) kolokwiów.

Semestr 2

- Praktyczne wykonanie wszystkich ćwiczeń
- Zaakceptowanie przez prowadzącego ćwiczenia uzupełnionej instrukcji. Instrukcje **muszą być zaakceptowane nie później do dnia zakończenia zajęć dydaktycznych** (lub w przypadku gdy student zdaje kolokwium z całości materiału, nie później niż na dzień przed tym kolokwium)
- Zaliczenie kolokwium. W trakcie semestru przewidziane jest jedno kolokwium. Kolokwium odbędzie się na zajęciach siódmych. Kolokwiów jest zaliczone jeśli student otrzyma co najmniej 60ptk (po uwzględnieniu dodatkowych punktów z wejściówek)
- W przypadku nie zaliczenia kolokwium, student ma prawo do kolokwium poprawkowego. Kolokwium poprawkowe odbędzie się na zajęciach ósmych. Kolokwium jest zaliczone jeśli student otrzyma co najmniej 60ptk (nie ma dodatkowych punktów z wejściówek)
- W przypadku nie zaliczenia kolokwium poprawkowego, zgodnie z regulaminem studiów (§ 29), student ma prawo do przystąpienia **do kolokwium z całości materiału objętego**

programem tego przedmiotu w danym semestrze. Termin tego kolokwium zostanie ustalony w porozumieniu ze starostą roku.

- Student **nie może przystąpić do kolokwium z całości materiału** jeśli nie wykonał wszystkich ćwiczeń, jeśli nie zostały zaakceptowane instrukcje. Warunkiem przystąpienia do kolokwium z całości materiału jest także przystąpienie do pozostałych (poprzednich) kolokwiów.
- Zdanie szkła laboratoryjnego

3. Zasady BHP
    - W trakcie pracy ze stałymi lub stężonymi substancjami żrącymi oraz innych niebezpiecznych operacji należy używać odpowiednich okularów i rękawic ochronnych.
    - Wszystkie prace z substancjami łatwopalnymi, toksycznymi, cuchnącymi należy bezwzględnie prowadzić pod włączonym wyciągiem lub dygestorium.
    - Probówkę, w której ogrzewa się ciecz, należy trzymać otworem skierowanym od siebie oraz w stronę gdzie nie znajdują się inne osoby.
    - Podczas przeprowadzania jakiejkolwiek reakcji chemicznej nie wolno nachylać się nad naczyniem, w którym ona zachodzi.
    - Wszelkie operacje i doświadczenia należy wykonywać ściśle według podanych instrukcji.
    - Podczas odwirowywania osadów za pomocą wirówek, wyważone probówki wirówkowe należy umieszczać parami, w przeciwległych gniazdach. Niedozwolone jest hamowanie wirówki ręką!
    - Do ćwiczeń laboratoryjnych nie wolno używać probówek oraz innych szklanych naczyń laboratoryjnych, które uległy uszkodzeniom (pęknięcia, stłuczone brzegi itp.).
    - Podczas pracy z substancjami łatwopalnymi należy zachować szczególną ostrożność i nie zbliżać się do otwartego ognia.
    - Przy wszystkich pracach w laboratorium należy zachować ostrożność.
    - Student powinien bacznie uważać, aby substancje, z którymi pracuje nie przedostały się na skórę rąk, twarzy a zwłaszcza oczu. Jeżeli jednak do tego dojdzie należy bezzwłocznie spłukać miejsce skażone dużą ilością wody wodociągowej i poinformować osobę prowadzącą ćwiczenia.
    - W przypadku zaistnienia wypadku przy pracy, skaleczeniu, oparzeniu, złym samopoczuciu należy natychmiast udzielić poszkodowanemu pierwszej pomocy, a przede wszystkim zgłosić to do prowadzącego zajęcia.
    - W wypadku ogłoszenia alarmu, pożaru itp. nie należy wywoływać paniki lecz natychmiast poinformować obsługę pracowni i opuścić budynek, kierując się oznakowaniem ewakuacyjnym.

Oświadczam, że zapoznałem się z „Regulaminem prowadzenia zajęć". Powyższe zasady się dla mnie zrozumiałe i zobowiązuję się do ich przestrzegania.

I-1: Oddzielanie osadu od roztworu

W trzech oddzielnych probówkach wirówkowych przeprowadzić reakcje wytrącania osadów:

1. do kilku kropel roztworu $Co(NO_3)_2$ dodaj podobną objętość $(NH_4)_2[Hg(SCN)_4]$;
2. do kilku kropel roztworu $Bi(NO_3)_3$ dodaj podobną objętość roztworu stężonego amoniaku;
3. do kilku kropel roztworu $FeCl_3$ dodaj podobną objętość roztworu wodorotlenku sodu

Zaproponuj sposób oddzielenia osadu od roztworu:

- dekantacja
- odwirowanie + dekantacja
- sączenie

Oddziel osad od roztworu zaproponowanym sposobem. Po oddzieleniu sprawdź w przesączu całkowitość wytrącenia. Jeśli po podaniu odczynnika strącającego pojawił się osad, oddziel go od roztworu. Czynność tą powtarzaj do osiągnięcia całkowitego strącenia jonów kobaltu, bizmutu lub żelaza.
Uzupełnij tabelkę

Probówka	Kolor osadu	Postać osadu	Sposób oddzielenia osadu od roztworu
1			
2			
3			

I-2: Krystalizacja.

A. Ćwiczenie wykonać w grupach 3-4 osobowych

- Wlać do zlewki 20 cm^3 wody destylowanej i umieścić ją na płycie grzejnej
- odważyć 60 g CH_3COONa i dodawać porcjami do zlewki cały czas mieszając, aż do całkowitego rozpuszczenia soli
- zlewkę zestawić z płyty grzejnej i pozostawić do wystudzenia
- do roztworu włożyć bagietkę z drobinkami octanu sodu lub wrzucić kryształek CH_3COONa

Opisać obserwacje i wnioski. Jakie inne sposoby mogą zapoczątkować proces krystalizacji?

Po skończonym ćwiczeniu kryształy CH_3COONa umieść w pojemniku.

B. ćwiczenie student wykonuje samodzielnie

- Do dwóch probówek wlać 1 cm^3 0,01 M roztworu KI i 1 cm^3 0,125 M roztworu $Pb(NO_3)_2$
- powstały osad oddzielić od roztworu
- do osadu z pierwszej probówki dodać 3 cm^3 wody destylowanej i ogrzewać w łaźni wodnej do całkowitego rozpuszczenia (od czasu do czasu mieszaj bagietką)
- do drugiej probówki z osadem dodać 3 cm^3 6 M CH_3COOH i ogrzać do rozpuszczenia osadu (od czasu do czasu mieszaj bagietką)
- następnie zawartość probówek oziębić

Porównać osady otrzymane po obu krystalizacjach z osadem pierwotnym. Zapisać obserwacje, wnioski i równania zachodzących reakcji chemicznych. Do czego można wykorzystać krystalizację?

Obserwacje i wnioski:

Równania reakcji chemicznych:

Po zakończonym ćwiczeniu sprzęt laboratoryjny umyć i posprzątać stanowisko pracy

I-3: Sublimacja, resublimacja.

Ćwiczenie wykonać grupach 3-4 osobowych

Do zlewki o objętości 50 cm^3 dodać kryształek jodu. Kolbę okrągłodenną napełnić w 1/3 objętości zimną wodą i umieścić ją na zlewce (dodatkowo można ustabilizować kolbę przymocowując ją do statywu za pomocą łapy). Zestaw umieścić na płycie grzejnej.

Obserwować i opisać przebieg zjawiska.

Po zakończeniu ćwiczenia poczekać do wychłodzenia się układu, otrzymane wysublimowane kryształki jodu zebrać z dna kolbki i zlewki i przenieść do czystego, suchego naczynia z etykietą „jod po sublimacji". Zestaw laboratoryjny umyć.

Zdefiniować pojęcia sublimacji i resublimacji, wyjaśnić, dlaczego jod łatwo ulega sublimacji i podać przykład innej substancji ulegającej temu procesowi. W jakim celu przeprowadza się sublimację?

II-1 Oznaczanie pH roztworu za pomocą papierka wskaźnikowego, oranżu metylowego i fenoloftaleiny.

Sprawdź pH roztworów, za pomocą wskaźników. Wpisz kolor oraz pH roztworu (kwaśne, zasadowe, obojętne) w tabelce.

	HCl	CH_3COOH	NaOH	NH_3H_2O	Woda z kranu
Papierek					
Oranż metylowy					
Fenoloftalenina					
pH					

Zapisz równania reakcji dysocjacji:

II-2 Przesunięcie równowagi dysocjacji słabego elektrolitu

a. *Wpływ soli słabego kwasu na dysocjację tego kwasu*

Sposób wykonania. Do dwóch probówek wprowadzić po 5-7 kropli 0,1M roztworu kwasu octowego. Do każdej probówki dodać 1 kroplę oranżu metylowego. Jakie jony wywołują różowe zabarwienie oranżu metylowego? Jedną probówkę z kwasem octowym pozostawić jako probówkę kontrolną, do drugiej wsypać 3-4 mikroszpachelki octanu sodu i zamieszać roztwór bagietką. Porównać zabarwienie otrzymanego roztworu z zabarwieniem roztworu w probówce kontrolnej. Wymienić jony, których zmiana stężenia wywołuje zmianę zabarwienia oranżu metylowego.

Zapis danych doświadczalnych. Odpowiedzieć na zadane pytania. Podać równanie dysocjacji kwasu octowego oraz równanie na stałą dysocjacji tego kwasu. Wyjaśnić, jak przesunie się równowaga dysocjacji kwasu po dodaniu octanu sodu. Jak zmienia się przy tym stopień dysocjacji kwasu octowego i stężenie jonów H^+?

b. *Wpływ soli słabej zasady na dysocjację tej zasady*

Sposób wykonania. Do dwóch probówek wprowadzić po 5-7 kropli 0,1M roztworu amoniaku. Do każdej probówki dodać po jednej kropli roztworu fenoloftaleiny. Jakie jony powodują występowanie w fenoloftaleinie czerwonego zabarwienia?
Jedną probówkę z roztworem amoniaku zostawić jako probówkę kontrolną, do drugiej wsypać 3-4 mikroszpachelki chlorku amonu i zmieszać roztwór bagietką. Porównać zabarwienie otrzymanego roztworu, z zabarwieniem w probówce kontrolnej.

Zapis danych doświadczalnych. Napisać równanie na stałą dysocjacji roztworu amoniaku. Podać, jak przesunie się równowaga dysocjacji w roztworze amoniaku po dodaniu chlorku amonu. Dlaczego w tym przypadku blednie zabarwienie fenoloftaleiny ?

II-3 Odczyn środowiska w roztworach różnych soli

Sposób wykonania. Do osobnych probówek dodać kilka kropli octanu sodu, chlorku glinu, węglanu sodu, węglanu amonu i chlorku potasu. Następnie roztwory wymieszać, nie przenosząc bagietek z jednego roztworu do drugiego. Sprawdzić zabarwienie papierka wskaźnikowego. Obserwując zmianę barwy, wyciągnąć wniosek co do odczynu roztworu każdej soli.

Zapis danych doświadczalnych. Otrzymane wyniki zestawić w tabelce:

Próbka	Wzór soli	Zabarwienie papierka	Odczyn środowiska	pH roztworu

Które spośród badanych soli ulegają hydrolizie? Podać jonowe i cząsteczkowe równanie przebiegu reakcji hydrolizy tych soli oraz określić rodzaj hydrolizy każdej soli (prosty czy stopniowany). W przypadku hydrolizy stopniowanej podać równanie reakcji tylko dla pierwszego stopnia, ponieważ praktycznie w dostatecznie stężonych roztworach dalsze stopnie hydrolizy przebiegają bardzo słabo:

Wyciągnąć ogólne wnioski dotyczące odczynu środowiska w roztworach soli:

a) mocnych zasad i słabych kwasów

b) słabych zasad i mocnych kwasów

c) słabych zasad i słabych kwasów

d) mocnych zasad i mocnych kwasów

II-4 Wpływ temperatury na stopień hydrolizy soli

Sposób wykonania. Napełnić probówkę do 1/2 objętości wodą destylowaną i wsypać 5-6 szpachelki octanu sodu. Wymieszać do rozpuszczenia. Podać jonowe równanie hydrolizy tej soli. Jaka jest wartość pH roztworu octanu sodu: mniejsza czy większa od 7?

Dodać do probówki z roztworem octanu sodu jedną kroplę fenoloftaleiny. Wstawić ją do łaźni wodnej. Obserwuj barwę.

Zapis danych doświadczalnych. Jak się zmienia zabarwienie fenoloftaleiny w roztworze? Jaki wniosek dotyczący zmiany stężenia jonów OH^- w roztworze można wyciągnąć na podstawie zmiany zabarwienia fenoloftaleiny? W jakim kierunku przesuwa się równowaga reakcji hydrolizy?

Wyciągnąć ogólny wniosek dotyczący wpływu temperatury na stopień hydrolizy soli. Wskazać przyczyny tego wpływu.

II-5 Zależność całkowitego (ilościowego) usunięcia jonu z roztworu od wartości liczbowej iloczynu rozpuszczalności elektrolitu strącającego się w postaci osadu

Sposób wykonania. Do probówki wirówkowej wprowadzić 4 krople chlorku wapnia i dodać 6 kropli roztworu siarczanu (VI) sodu. Odstawić roztwór na 2-3 min. aż do całkowitego wytrącenia się osadu siarczanu (VI) wapnia, a następnie osad odwirować. Do dwóch czystych probówek przenieść po 3 krople cieczy odpipetowanej znad osadu. Do jednej z nich dodać 2 krople roztworu siarczanu (VI) sodu, żeby upewnić się, czy w tych warunkach nastąpiło całkowite wytrącenie się siarczanu (VI) wapnia. Do drugiej probówki wprowadzić 3-4 krople roztworu szczawianu amonu. Jaka substancja się wytrąci?

Zapis danych doświadczalnych. Podać jonowe równania wykonanych reakcji. Znaleźć wartości iloczynów rozpuszczalności otrzymanych trudno rozpuszczalnych soli.

Wyjaśnić, opierając się na prawie iloczynu rozpuszczalności, dlaczego roztwór, po usunięciu z niego jonów Ca^{2+} w postaci siarczanu (VI), tworzy osad po dodaniu jonów $C_2O_4^{2}$?

Jaki odczynnik strącający usunie bardziej skutecznie (ilościowo) jony Ca^{2+} z roztworu: Na_2SO_4 czy $(NH_4)_2C_2O_4$?

II-6 Warunki rozpuszczania (roztwarzania) osadów w wyniku reakcji chemicznych

Sposób wykonania. Do dwóch probówek wirówkowych wprowadzić po 3 krople roztworu azotanu (V) srebra. Do jednej z nich dodać 3 krople roztworu węglanu sodu, do drugiej taką samą objętość chlorku sodu. Podać jonowe równania reakcji powstawania osadów węglanu i chlorku srebra.

Osad oddzielić od roztworu. Otrzymane osady zadać 4-5 kroplami 2M roztworu kwasu azotowego (V). Który z osadów się rozpuści? Podać jonowe równanie reakcji.

Zapis danych doświadczalnych. Opisać dokonane obserwacje. Opierając się na prawie iloczynu rozpuszczalności wyjaśnić proces rozpuszczania się osadu. Dlaczego drugi osad nie rozpuszcza się pod działaniem kwasu? Podać warunki, w których zachodzi rozpuszczanie się osadu.

II-7 Wpływ stężenia jonu działającego jako rozpuszczalnik na rozpuszczanie osadów

Sposób wykonania. W dwóch probówkach wirówkowych strącić osad szczawianu wapnia, wprowadzając do każdej probówki po 2 krople roztworu soli wapnia i szczawianu amonu. Osad oddzielić od roztworu. Do osadu z pierwszej probówki dodać kilka kropli 2M roztworu kwasu solnego, do całkowitego rozpuszczenia osadu. Do drugiej osadu dodać 2M roztworu kwasu octowego. Zwrócić uwagę, że w kwasie octowym szczawian wapnia praktycznie się nie rozpuszcza.

Zapis danych doświadczalnych. Opisać zaobserwowane zjawiska. Zapisać równania reakcji. Wyjaśnić, opierając się na prawie iloczynu rozpuszczalności, dlaczego osad szczawianu wapnia rozpuszcza się w kwasie solnym, a praktycznie w kwasie octowym jest nierozpuszczalny.

II-8 Wpływ stężenia jonu działającego jako rozpuszczalnik na rozpuszczanie osadów

Sposób wykonania. W probówce wirówkowej wytrącić osad wodorotlenku niklu (II), wprowadzając do probówki 3-4 krople roztworu soli niklu (II) i taką samą objętość roztworu zasady sodowej. Odwirować osad, zdekantować po czym za pomocą pipetki usunąć ciecz znad osadu. Podać jonowe równanie tworzenia się wodorotlenku niklu (II).

Do osadu dodać 5-6 kropli stężonego roztworu amoniaku. Co się dzieje po dodaniu amoniaku? Porównać barwę jonów Ni^{2+} w roztworze soli niklu z zabarwieniem otrzymanego roztworu.

Jakie jony powodują odmienne zabarwienie otrzymanego roztworu?

Zapis danych doświadczalnych. Podać równanie reakcji zachodzącej pomiędzy wodorotlenkiem niklu a amoniakiem oraz równanie dysocjacji elektrolitycznej utworzonego wodorotlenku heksaaminaniklu (II).

Która zasada jest silniejszym elektrolitem: wodorotlenek niklu (II) czy odpowiadający mu wodorotlenek heksaaminaniklu (II)? Odpowiedź umotywować.

II-9 Związki kompleksowe w reakcjach wymian

Sposób wykonania. Do probówki zawierającej 4-5 kropli roztworu azotanu (V) miedzi (II) dodać taką samą objętość heksacyjanożelazianu (II) potasu $K_4[Fe(CN)_6]$. Zwrócić uwagę na zabarwienie utworzonego osadu.

Zapis danych doświadczalnych. Podać cząsteczkowe i jonowe równania reakcji.

III-Stężenia

Wstęp

Stężenie danej substancji jest sposobem wyrażenia jej ilości w roztworze. W chemii najczęściej stosuje się stężenie molowe (liczba moli substancji rozpuszczonej w jednym dm^3 roztworu) oraz stężenie procentowe (a ściślej procentowe wagowe, wyrażające liczbę gramów substancji rozpuszczonej na gram roztworu, wyrażone w procentach). Jednakże należy pamiętać o tym, że sposobów wyrażania stężeń jest dużo więcej. Można mówić o stężeniu molalnym, wyrażonym w mol/kg, ułamku masowym, pokazującym stosunek masy składnika do masy całej mieszaniny (kg/kg), ułamku objętościowym, stężeniu procentowym objętościowym, czy molowym i wielu innych.

Czy w przypadku nauk farmaceutycznych znajomość różnego sposobu wyrażania stężeń jest przydatna? jak najbardziej tak! Zwłaszcza, gdy farmaceuta pracuje w aptece leków recepturowych.

W naukach farmaceutycznych stężenia procentowe i molowe tracą na znaczeniu, w porównaniu do nauk chemicznych. Bywają stosowane (zwłaszcza procentowe, np. w przypadku leków recepturowych), jednakże inne sposoby wyrażania stężeń stają się istotniejsze. Bardzo często ilość substancji czynnej w leku jest podawana w postaci ułamka masowego (g/g), czy stężenia masowego (g/ml, g/100ml). W związku z tym umiejętność przeliczania stężeń, wyrażanych za pomocą różnych jednostek jest w zawodzie farmaceuty istotna. W przypadku leków recepturowych duże znaczenie ma także umiejętność rozcieńczania roztworów.

Jako przykład można podać receptę wypisaną następująco:

Rp.
3% sol.ac.borici
3% Hydrogenii peroxydati aa 7,0
Spir vini 70° 30,0
M. f. gtt.

Farmaceuta przygotowuje roztwór składający się z: 3% kwasu bornego (substratem jest stały kwas borowy), 3% wody utlenionej (substrat: 30% perhydrol) i etanolu 70° (30 g). *M.f.gtt* – miesza w postaci kropli.

Ćwiczenia należy wykonywać w parach.

1. Oblicz, naważ, rozpuść – przygotowywanie barwnych roztworów soli o zadanych stężeniach, wyrażonych w różnych jednostkach.

W 4 kolbach o pojemności 25 ml przygotuj następujące roztwory:

Roztwór 1: roztwór Ni^{2+} o stężeniu 0.10 mol/L, przygotowany z $NiSO_4 \cdot 7H_2O$

Roztwór 2: roztwór Ni^{2+} o stężeniu 23.4 mg/ml, przygotowany z $Ni(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$

Roztwór 3: roztwór Co^{2+} o stężeniu 0.10 mol/dm^3, przygotowany z $Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$

Roztwór 4: roztwór Co^{2+} o stężeniu 2.4 g/100 ml, przygotowany z $CoCl_2 \cdot 6H_2O$

UWAGA: Podane wartości dotyczą stężeń poszczególnych jonów w roztworze, nie rozpuszczanych soli!!!

W celu przygotowania roztworów:
- oblicz jakie ilości poszczególnych soli musisz naważyć;
- naważ odpowiednie próbki;
- przenieś sole ilościowo do kolb i uzupełnij do kreski wodą destylowaną;
- mieszaj roztwory, aż do całkowitego rozpuszczenia soli.

Obliczenia:

Czy nasycenie barwy w przypadku roztworów niklu jest takie samo? Co w przypadku roztworów kobaltu? Który roztwór niklu i który roztwór kobaltu jest bardziej stężony? Odpowiedz na podstawie obserwacji nasycenia barwy.

Odpowiedź:

2. Rozcieńczanie i mieszanie roztworów – zmiana stężeń w praktyce.

Wykorzystaj roztwory przygotowane w poprzednim ćwiczeniu.

Roztwory Ni^{2+}

W kolbach o pojemności 25 ml przygotuj następujące roztwory zgodnie z instrukcją:

Roztwór 5: roztwór 1 z ćwiczenia 1 rozcieńcz dwukrotnie

Roztwór 6: roztwór 2 z ćwiczenia 1 rozcieńcz czterokrotnie

Roztwór 7: pobierz 12.5 ml Roztworu 6 i uzupełnij zawartość kolby wodą do kreski

Na podstawie nasycenia barwy roztworu dobierz w pary roztwory 1, 5, 6 i 7 tak, aby miały takie same stężenia jonów niklu. Odpowiedź potwierdź za pomocą obliczeń.

Odpowiedź i obliczenia:

Oblicz jaką objętość **Roztworu 6** i jaką objętość wody należy dodać do 8 ml **Roztworu 2**, aby przygotować 20 ml roztworu, w którym stężenie jonów niklu będzie wynosiło 12.5 g/l? Jakie jest stężenie molowe tak przygotowanego roztworu? Przygotuj roztwór.

Uszereguj wszystkie przygotowane roztwory niklu, zaczynając od najmniej stężonego, kończąc na najbardziej stężonym.

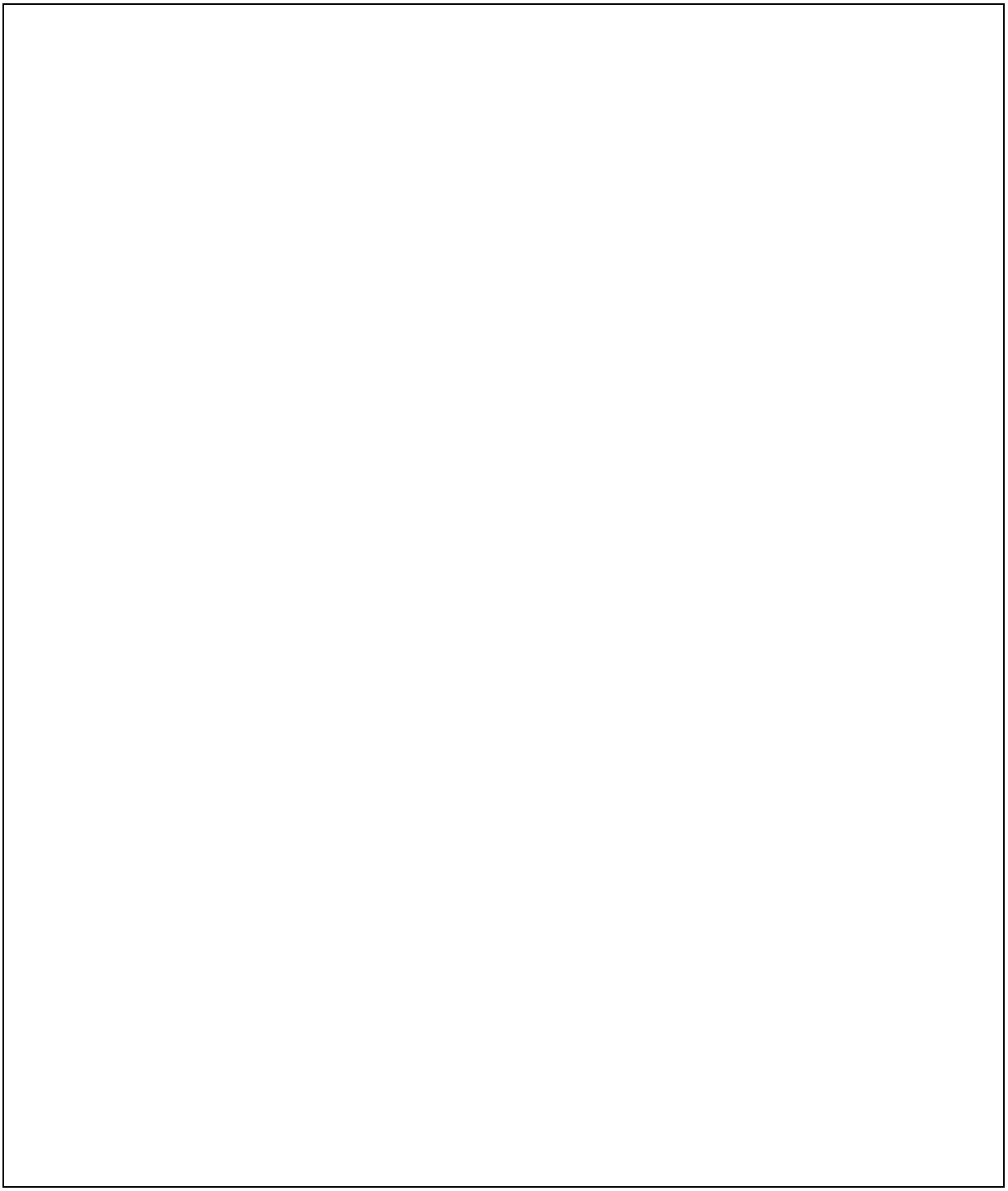
Obliczenia:

Roztwory Co^{2+}
W kolbach o pojemności 25 ml przygotuj następujące roztwory zgodnie z instrukcją:
Roztwór 8: pobierz 12.5 ml Roztworu 3 i uzupełnij zawartość kolby wodą do kreski
Roztwór 9: roztwór 4 rozcieńcz 4-krotnie
Roztwór 10: pobierz 12.5 ml Roztworu 9 i uzupełnij zawartość kolby wodą do kreski
Na podstawie nasycenia barwy roztworu dobierz w pary roztwory 3, 8, 9 i 10 tak, aby miały takie same stężenia jonów kobaltu. Odpowiedź potwierdź za pomocą obliczeń.

Odpowiedź i obliczenia:

Oblicz jaką objętość **Roztworu 3** i jaką objętość wody należy dodać do 1 ml **Roztworu 4**, aby przygotować 20 ml roztworu, w którym stężenie jonów kobaltu będzie wynosiło 2 g/l? Jakie jest stężenie molowe tak przygotowanego roztworu? Przygotuj roztwór.
Uszereguj wszystkie przygotowane roztwory kobaltu, zaczynając od najmniej stężonego, kończąc na najbardziej stężonym.

Obliczenia:



IV-Mocne i słabe elektrolity

Wstęp

O odczynie roztworu (zarówno jego kwasowości jak i zasadowości) mówi jego wartość pH. Zgodnie z definicją jest to ujemny logarytm ze stężenia jonów wodorowych. Użycie skali pH zamiast stężenia jonów H^+ wynika z wygody. W praktyce pomiaru pH roztworu można dokonać np. za pomocą papierka lakmusowego, czy pH-metru. Druga z wymienionych metod pozwala uzyskać zdecydowanie dokładniejszy wynik, do dwóch-trzech miejsc po przecinku.

O mocy elektrolitu mówi jego stopień dysocjacji α. Wielkość ta wyraża ilość cząsteczek zdysocjowanych na jony w danym roztworze. Dla elektrolitów mocnych, niezależnie od stężenia, α=100%. W przypadku elektrolitów słabych wielkość ta zależy od stężenia danego elektrolitu i rośnie wraz z rozcieńczaniem roztworu.

Dla mocnych elektrolitów, wartość stężenia jonów wodorowych w przypadku kwasu, czy wodorotlenowych w przypadku zasady jest równa stężeniu tego elektrolitu w roztworze. Wynika to z ich 100% zdysocjowania. Natomiast pH elektrolitu słabego jest determinowane przez wielkość jego stałej dysocjacji. Wartość K_a dla kwasu, czy K_b dla zasady zależy od temperatury. Jest niezależna od stężenia elektrolitu. Im wyższa jest jej wartość, tym bardziej zdysocjowany jest elektrolit. Wartości stałych dysocjacji dla poszczególnych słabych elektrolitów zestawione są w tablicach. Natomiast zależność pomiędzy wartością K, α oraz stężeniem elektrolitu (c) określa prawo rozcieńczeń Ostwalda:

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot c}{1 - \alpha}$$

Niezwykle istotne jest utrzymanie odpowiedniej równowagi kwasowo-zasadowej w organizmie ludzkim. Zachodzi ono na drodze skomplikowanych mechanizmów działających w naszym organizmie, tj. buforowaniu zmiennych stężeń jonów oraz eliminacji równoważników kwaśnych przez: płuca (regulacja oddechowa) i nerki (regulacja metaboliczna). W warunkach prawidłowych stężenie jonów wodorowych wewnątrz komórki wynosi 100 nmol/l, co odpowiada pH ok. 7, a w przestrzeni zewnątrzkomórkowej 40±5 nmol/l (pH 7.35-7.45). Wszelkie odstępstwa od tej normy mogą powodować poważne zaburzenia. Nieprawidłowe pH krwi może prowadzić do kwasicy (pH krwi<7.35) czy alkalozy (pH krwi>7.45). Obydwa te stany mogą wynikać bądź z zaburzeń oddechowych, metabolicznych, bądź mieszanych, stąd np. określenie kwasica metaboliczna. Nieprawidłowego pH krwi pojawia się na skutek stanów chorobowych nerek i/lub płuc. Prawidłowe pH płynów ustrojowych w organizmie człowieka obrazuje tabela poniżej:

Płyn	pH	Płyn	pH
Sok żołądkowy	1.0-2.0	Płyn mózgowo-rdzeniowy	7.3
Wydzielina pochwy	3.2-4.2	Krwinki czerwone	7.4
Ślina	5.0-6.8	Osocze krwi	7.4
Sok jelitowy	5.8-8.5	Sok trzystkowy	7.5-8.30
Płyn nasienny	7.1-7.5	Mocz	ok. 6.5

Źródło: Ćwiczenia z chemii ogólnej z elementami chemii bionieorganicznej, skrypt Uniwersytetu Medycznego w Łodzi, pod red. J. Ochockiego

Wszystkie nieprawidłowości w utrzymaniu odpowiedniego pH zarówno krwi jak i innych płynów ustrojowych mogą w konsekwencji być przyczyną poważnych chorób, a nawet stanów zagrożenia życia. Kwasice i alkalozy wymagają specjalistycznego leczenia szpitalnego. Zmiana pH innych płynów ustrojowych, np. soku żołądkowego, może być osiągnięta w łatwiejszy sposób, np. po zastosowaniu preparatów neutralizujących kwas żołądkowy, zawierających nieorganiczne sole

glinu, magnezu, czy wapnia. Innym przykładem substancji nieorganicznej stosowanej w medycynie może być kwas borowy, którego zakwaszające działanie stosowane jest wspomagająco w leczeniu stanów zapalnych skóry.

Zagadnienie pH ma także istotne znaczenie w farmacji na poziomie wchłaniania i dystrybucji substancji leczniczych w organizmie, ponieważ właściwości kwasowo-zasadowe leków oraz pH środowiska stanowią kluczowe czynniki, które mają znaczenie przy transporcie leków przez błony biologiczne.

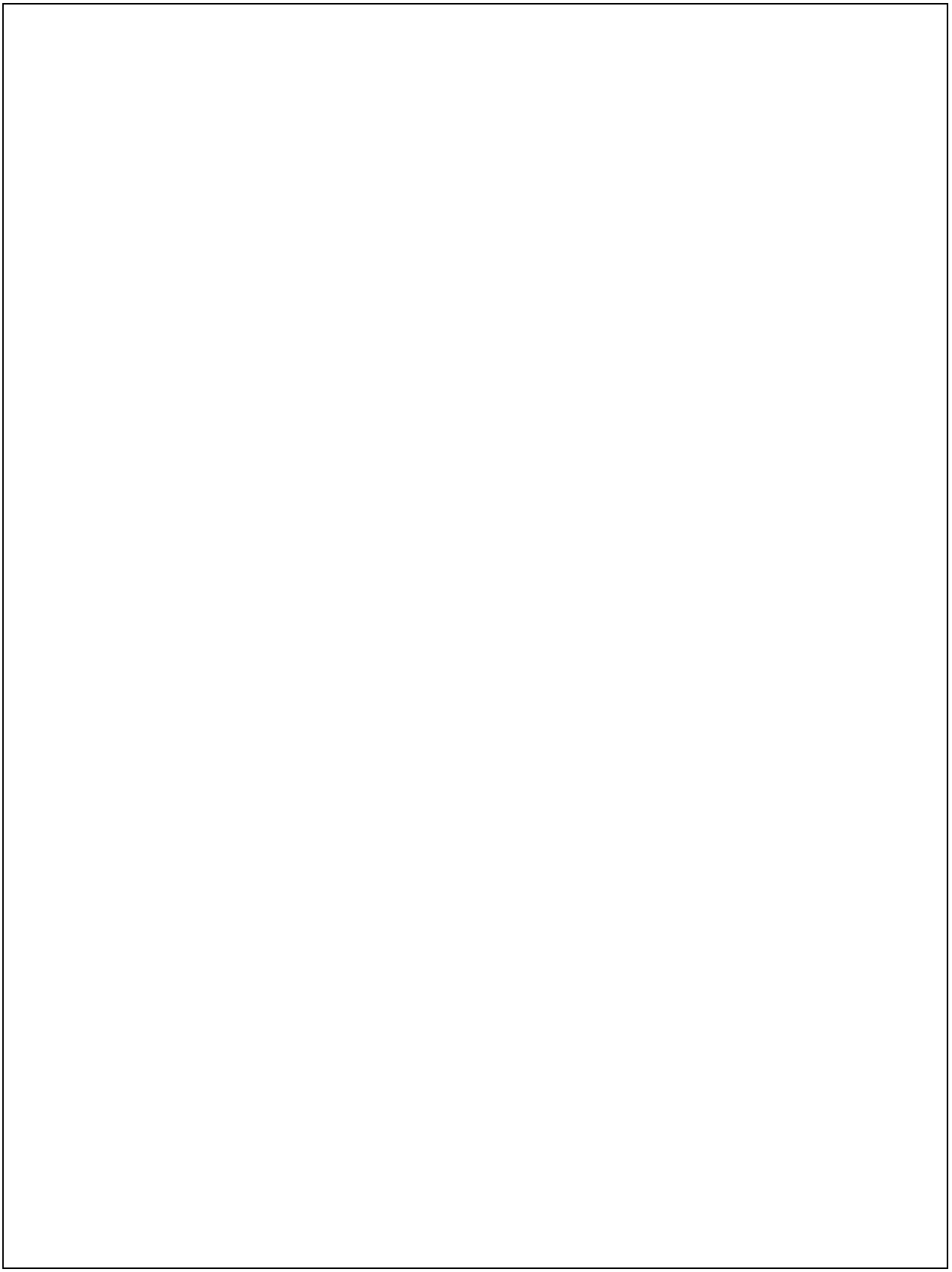
Ćwiczenia należy wykonywać w parach.

1. Przygotowywanie roztworów mocnych i słabych elektrolitów o zadanym pH. Kontrola pH za pomocą papierka lakmusowego i pH-metru.

a) Elektrolity mocne

Masz do dyspozycji kolby o pojemności 200 ml oraz pipety miarowe o pojemności 2 ml i 20 ml. Wykonaj odpowiednie obliczenia i zaproponuj w jaki sposób przygotujesz roztwory o pH od 1,3,5,7,9,11,13, używając dwóch roztworów wyjściowych: 1M HCl i 1M KOH oraz roztworów przez siebie przygotowywanych. Na podstawie wykonanych obliczeń przygotuj roztwory.

Obliczenia:



Zmierz pH przygotowanych roztworów za pomocą papierka lakmusowego oraz pH-metru. Zmierzone wartości wpisz w tabeli poniżej.

Roztwór	barwa papierka lakmusowego	pH odczytane ze skali na podstawie barwy papierka	pH zmierzone pH-metrem
pH 1			
pH 3			
pH 5			
pH 7			
pH 9			
pH 11			
pH 13			

b) Elektrolity słabe

Za pomocą papierka lakmusowego oraz pH-metru zmierz pH kwasu octowego o stężeniu 2M. Oblicz w jaki sposób przygotować 200 ml kwasu octowego o pH 2.52, mając do dyspozycji kolbę miarową o pojemności 200 ml, pipety miarowe o pojemności 2 ml i 20 ml oraz 2M kwas octowy ($K_a=1.8 \cdot 10^{-5}$). Przygotuj roztwór, a następnie zmierz jego pH za pomocą papierka lakmusowego i pHmetru.

Obliczenia:

Roztwór	barwa papierka lakmusowego	pH odczytane ze skali na podstawie barwy papierka	pH (z pehametru)
CH_3COOH 2M			
CH_3COOH o pH 2.52			

2. Zobojętnianie przygotowanych elektrolitów – obliczenia, przeprowadzenie reakcji oraz kontrola pH.

a) Oblicz jakiej objętości roztworu o pH 13 (z ćwiczenia 1a) potrzebujesz do zobojętnienia 10 ml roztworu kwasu octowego o pH 2.52 (z ćwiczenia 1b).

Przeprowadź opisaną wyżej reakcję zobojętniania. Zmierz pH roztworu po reakcji za pomocą papierka lakmusowego i pH-metru. Z czego wynika taka wartość pH roztworu? Jakie równowagi tu zachodzą?

Obliczenia:

Roztwór	barwa papierka lakmusowego	pH odczytane ze skali na podstawie barwy papierka	pH zmierzone pH-metrem
Roztwór po reakcji			

b) Do 20 ml kwasu octowego o pH 2.52 (roztwór z ćwiczenia 1b) dodano 10 ml roztworu KOH o pH 13 (z ćwiczenia 1a). Oblicz jakie będzie pH powstałego roztworu. Jakie równowagi będą zachodzić w powstałym roztworze? Przeprowadź opisaną reakcję i zmierz pH powstałego roztworu za pomocą papierka lakmusowego i pH-metru.

Obliczenia:

Roztwór	barwa papierka lakmusowego	pH odczytane ze skali na podstawie barwy papierka	pH zmierzone pH-metrem
Roztwór po reakcji			

V-Roztwory buforowe

Wstęp

Roztwór buforowy to roztwór, którego składnikami mogą być: słaby elektrolit (kwas lub zasada) i sól tego elektrolitu z mocnym elektrolitem (np. $NH_3 \cdot H_2O$ i NH_4Cl) lub dwie sole słabego elektrolitu z mocnym elektrolitem (np. $NaHCO_3$ i Na_2CO_3). Cechą buforu jest to, iż utrzymuje on stałe pH, nawet po dodaniu do roztworu niewielkich ilości mocnego kwasu lub mocnej zasady. Dzieje się tak na skutek równowag, które zachodzą w roztworze buforowym. Przeanalizujmy je na przykładzie buforu octanowego. Składniki tego buforu dysocjują w roztworze wodnym zgodnie z reakcjami poniżej:

$$CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$$
$$CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$$

Jon CH_3COO^- jest produktem obu tych reakcji. Obecność tego jonu, powodowana dysocjacją soli, będącej mocnym elektrolitem, wpływa na równowagę reakcji dysocjacji kwasu, będącego elektrolitem słabym. Równowaga reakcji dysocjacji kwasu octowego, na skutek zwiększającego się stężenia jonu CH_3COO^- (produktu) zgodnie z regułą przekory przesuwa się w lewo, w stronę cząsteczek niezdysocjowanych (substratu). Fakt ten należy uwzględnić w wyrażeniu na stałą dysocjacji słabego elektrolitu:

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{C_k - [H^+]} = \frac{[H^+] \cdot ([H^+] + C_s)}{C_k - [H^+]}$$

gdzie C_k, C_s są stężeniami molowymi odpowiednio kwasu i soli.
W przypadku roztworów buforowych można założyć, że słaby elektrolit jest, poprzez cofniętą reakcję dysocjacji, zdysocjowany w bardzo niewielkim stopniu ($\alpha<5\%$). Takie założenie pozwala przyjąć, że $[H^+] << C_s, C_k$. Dzięki temu wyrażenie na stałą dysocjacji roztworu buforowego przyjmuje uproszczoną postać:

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot C_s}{C_k}$$

Ponieważ kwas octowy i jego sól są ze sobą zmieszane i ich stężenia są determinowane tą samą objętością roztworu buforowego V_r, możemy powyższy wzór sprowadzić do następującej postaci:

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot C_s}{C_k} = \frac{[H^+] \cdot \frac{n_s}{V_r}}{\frac{n_k}{V_r}} = \frac{[H^+] \cdot n_s}{n_k}$$

gdzie n_s, n_k oznaczają liczbę moli odpowiednio soli i kwasu.
Stąd już łatwo można przekształcić wzór, aby wyliczyć stężenie jonów wodorowych w roztworze buforowym:

$$[H^+] = \frac{K_a \cdot n_k}{n_s}$$

Wielkością charakteryzującą zdolność buforowania jest pojemność buforowa (β), która określa liczbę moli kwasu lub zasady, która musi być dodana do jednego litra roztworu buforowego, aby zmienić jego pH o jednostkę:

$$\beta = \frac{\Delta n}{\Delta pH}$$

Utrzymanie równowagi kwasowo-zasadowej w ludzkim organizmie, a co za tym idzie, odpowiedniego pH płynów ustrojowych, jest niezwykle istotne w prawidłowym funkcjonowaniu. Organizm broni swej *izohydrii*, czyli stałości stężenia jonów wodorowych, utrzymując pH krwi na stałym poziomie, mimo zmiennej podaży kwasów i zasad. Odbywa się to m.in. dzięki mechanizmom buforowania. Podstawowe znaczenie dla utrzymania odpowiedniego pH krwi ma bufor wodorowęglanowy, stanowiący 72% całej pojemności buforowej krwi. Ośrodek oddechowy reguluje w tym buforze ciśnienie cząstkowe CO_2, a nerki stężenie zasady HCO_3^-. Jest to najbardziej istotny

bufor w ludzkim organizmie. Wewnątrzkomórkowe pH jest natomiast kontrolowane przez bufory fosforanowy i białczanowy.

W farmacji roztwory buforowe mają ogromne znaczenie, stosuje się je np. do uzyskania izohydrii leku z płynami ustrojowymi. Przykładem może tu być odczyn kropli do oka, który powinien być zbliżony do pH płynu łzowego (pH 7.4). W innym wypadku będzie bardzo drażniący.

Ćwiczenia należy wykonywać w parach.

1. Bufor wodorowęglanowy i fosforanowy – obliczenia i przygotowanie buforów o zadanym pH.

a) W kolbach o pojemności 50 ml przygotuj roztwory buforowe, mieszając odpowiednie roztwory soli zgodnie z instrukcją poniżej:

Bufor 1: 5 ml roztworu Na_2CO_3 o stężeniu 1M zmieszaj z 5 ml roztworu $NaHCO_3$ o stężeniu 1M i uzupełnij zawartość kolby wodą do kreski

Bufor 2: rozcieńcz 10-krotnie Bufor 1

Bufor 3: 5 ml roztworu Na_2CO_3 o stężeniu 1M zmieszaj z 0.5 ml roztworu $NaHCO_3$ o stężeniu 1M i uzupełnij zawartość kolby wodą do kreski

Bufor 4: 0.5 ml roztworu Na_2CO_3 o stężeniu 1M zmieszaj z 5 ml roztworu $NaHCO_3$ o stężeniu 1M i uzupełnij zawartość kolby wodą do kreski

Oblicz jakie jest pH tak przygotowanych roztworów buforowych ($K_{a1}=4.5 \cdot 10^{-7}$, $K_{a2}=4.7 \cdot 10^{-11}$). Następnie zmierz pH roztworów za pomocą papierka lakmusowego i pH-metru. Wyniki zanotuj w tabeli.

Na podstawie otrzymanych wyników określ jaki wpływ na pH roztworu buforowego ma jego rozcieńczanie.

Obliczenia i odpowiedź:

Roztwór	obliczone pH	barwa papierka lakmusowego	pH odczytane ze skali na podstawie barwy papierka	pH zmierzone pH-metrem
Bufor 1				
Bufor 2				
Bufor 3				
Bufor 4				

b) Wykonaj poniżej opisane obliczenia:

Bufor 5: Ile mililitrów roztworu Na_2HPO_4 o stężeniu 0,5M należy zmieszać z 20 ml roztworu NaH_2PO_4 o stężeniu 0,5M, aby otrzymać 200 ml roztworu buforowego o pH 6.90?

Bufor 6: Ile mililitrów roztworu NaH_2PO_4 o stężeniu 0,5M należy zmieszać z 15 ml roztworu Na_2HPO_4 o stężeniu 0,5M, aby otrzymać 200 ml roztworu buforowego o pH 7.20?

$K_{a1}=7.5 \cdot 10^{-3}$, $K_{a2}=6.3 \cdot 10^{-8}$, $K_{a3}=1.3 \cdot 10^{-12}$

Następnie przygotuj roztwory buforowe 5 i 6. Zmierz ich pH za pomocą papierka lakmusowego oraz pH-metru. Wyniki zanotuj w tabeli.

Obliczenia:

Roztwór	barwa papierka lakmusowego	pH odczytane ze skali na podstawie barwy papierka	pH zmierzone pH-metrem
Bufor 5 o pH 6.90			
Bufor 6 o pH 7.20			

2. Pojemność buforowa – jak zależy od stężenia składników buforu? Który bufor łatwiej przebić?

Do 20 ml **Buforu 1** dodaj 1 ml HCl o stężeniu 0.1M. Zamieszaj roztwór i zmierz jego pH za pomocą pH-metru. Oblicz jakie pH roztwór powinien mieć teoretycznie. Dodaj do roztworu kolejny 1 ml 0.1M HCl i ponownie zmierz pH. Dodawaj kolejne porcje HCl, aż do momentu kiedy pH drastycznie zmieni wartość (roztwór utraci zdolność buforowania).

Następnie do nowej porcji 20 ml **Buforu 1** dodaj 1 ml NaOH o stężeniu 0.1M. Zamieszaj roztwór i zmierz jego pH za pomocą pH-metru. Oblicz jakie pH roztwór powinien mieć teoretycznie. Dodaj do roztworu kolejny 1 ml 0.1M NaOH i ponownie zmierz pH. Dodawaj kolejne porcje NaOH, aż do momentu kiedy pH drastycznie zmieni wartość (roztwór utraci zdolność buforowania).

Powyższe czynności powtórz dla **Buforów 2 i 4.** Uzupełnij tabelę z wynikami.

Obliczenia:

	Bufor 1	Bufor 2	Bufor 4
Wyjściowe pH			
Obliczone pH po dodaniu 1ml 0,1M HCl			
ΔpH			
Zmierzone pH po dodaniu 1ml 0,1M HCl			
Ilość dodanego HCl, powodująca przebicie buforu			
Końcowe pH roztworu			
Obliczone pH po dodaniu 1ml 0,1M NaOH			
ΔpH			
Zmierzone pH po dodaniu 1ml 0,1M NaOH			
Ilość dodanego NaOH, powodująca przebicie buforu			
Końcowe pH roztworu			

Na podstawie otrzymanych wyników uzupełnij poniższe zdania:

1. Pojemność buforowa β ……..(rośnie/maleje), gdy stężenie składników buforu rośnie.
2. β ma swoją maksymalną wartość gdy pH …… pK_a (<, >, =).
3. Najtrudniej przebić Bufor ….

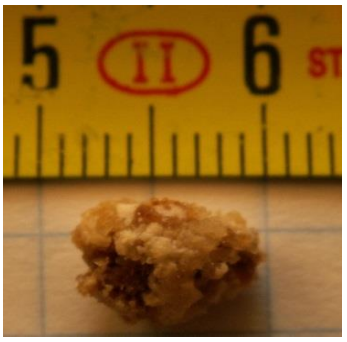
VI-Iloczyn rozpuszczalności

Wstęp

Iloczyn rozpuszczalności (K_{so}, IR) to iloczyn stężeń jonów trudno rozpuszczalnej substancji (osad) pozostających w równowadze z tą substancją w roztworze. Iloczyn tych stężeń jest podniesiony do odpowiednich potęg wynikających ze stechiometrii reakcji. Jest to wartość stała w danej temperaturze i dla każdej znanej substancji nieorganicznej jest to wartość stabelaryzowana. Osad rozpoczyna się strącać w momencie, gdy iloczyn stężeń jonów przekroczy wartość K_{so} i wytrąca się aż do momentu zużycia któregoś z reagentów. Łatwo zatem stwierdzić, że substancje o bardzo niskich K_{so} wytracają się w bardzo niskich zakresach stężeń, czyli łatwo je wytrącić, a dla tych, które mają wysokie wartości K_{so} potrzeba wysokich stężeń reagentów, zatem trudno je wydzielić z roztworu. Ponadto, im trudniej wytrącić osad tym łatwiej go rozpuścić i odwrotnie. Należy w tym momencie wrócić do definicji K_{so}, i wyobrazić sobie, że w roztworze macierzystym, z którego wytrącił się osad, nadal są jony wspólne z osadem. Ich stężenie jest dokładnie takie, jak wynika z wartości K_{so}. Czyli nad osadem o wysokim K_{so} jest wysokie stężenie jonów, nad osadem o niskim K_{so} – małe. Rozpuszczenie osadu może przebiegać według różnych mechanizmów chemicznych, ale najprościej wyobrazić sobie to w ten sposób, że aby rozpuścić osad należy przesunąć równowagę w kierunku wolnych jonów. Można to zrobić np. 'zabierając' (poprzez reakcję) któryś z jonów nad osadem. Ponieważ układ ma stały K_{so} zawsze będzie dążył do wyrównania równowagi, a sposób jest na to tylko jeden: uwolnić więcej jonów, czyli rozpuścić się. Pojęcia iloczynu rozpuszczalności osadu nie należy jednak mylić z ***rozpuszczalnością*** osadu (wyrażoną w g/l rozpuszczonej substancji), którą można zmieniać. Czynniki wpływające na rozpuszczalność osadu mogą być następujące: a) efekt wspólnego jonu; b) efekt obcego jonu (efekt solny); c) pH; d) temperatura.



Rys. Obrazowanie jelita cienkiego barytem./*Źródło: Public Domain,https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=3359486*



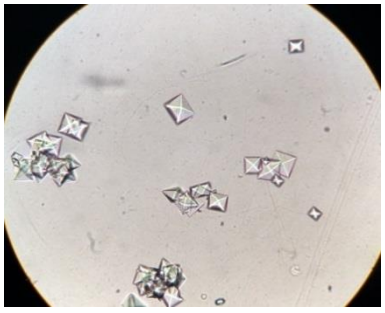
Rys. 8 mm kamień nerkowy *Źródło: Public Domain, https://commons.wikimedia.org/w/index*

Czy poza probówką substancje trudno rozpuszczalne mają znaczenie praktyczne? Jak najbardziej. Wykorzystuje się na przykład przy pozyskiwaniu uranu z wody morskiej. Trudno rozpuszczalne osady mają tę zaletę, ze nie uwalniają jonów w szerokim zakresie pH, które mogłyby być potencjalnie toksyczne lub zaburzałyby homeostazę w organizmie. Jako przykład można tutaj podać siarczan (VI) baru ($K_{so} = 1.08 \times 10^{-10}$). Ma on dodatkowo zdolność do pochłaniania promieniowania rentgenowskiego w znacznym stopniu i na zdjęciach RTG pojawia się jako biała plama. Znalazł zatem zastosowanie jako środek cieniujący podczas radiologicznej kontroli przewodu pokarmowego, z którego się nie wchłania
i jako niezmieniony jest wydalany bezpiecznie z organizmu po ok. 48h. Podawany jest doustnie w postaci zawiesiny (1 g siarczanu baru w 1 ml, często z dodatkiem cukru lub aromatu) i jest stosowany do diagnostycznych badań rentgenologicznych przewodu pokarmowego: przełyku, żołądka, jelita cienkiego i jelita grubego u ludzi i zwierząt.

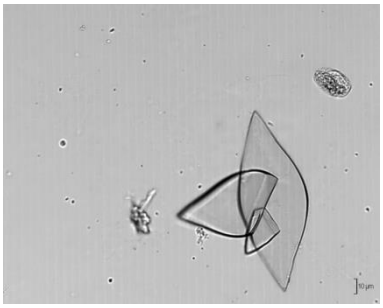
Osady substancji trudno rozpuszczalnych wytrącają się także w organizmie. Tak powstają np.

kamienie nerkowe, które formują się w nerkach lub moczowodach na skutek wytrącania się substancji stanowiących prawidłowe lub patologiczne składniki moczu. Skład takich złogów może być (w różnych proporcjach): fosforanowo-wapniowy ($K_{soCa(HPO4)}$=1.25×10^{-7}, $Kso_{Ca3(PO4)2}$=1.26×10^{-29}), szczawianowo-wapniowy ($K_{soCaC2O4}$=1,78×10^{-9}), moczanowy (kwas moczowy), cystynowy (powstający z dimerów aminokwasu cystyny) lub/i struwitowy (powstające w przebiegu przewlekłych zakażeń układu moczowego bakteriami rozkładającymi mocznik). Próbę farmakologicznego rozpuszczania kamieni można podjąć tylko w przypadku kamieni składających się z kwasu moczowego. Złogi wapniowe można jedynie usunąć mechanicznie.

Przykłady kryształów mogących występować w moczu przedstawiają rysunki.



Rys. Kryształy szczawianu wapnia w moczu *Źródło: Public Domain, https://commons.wikimedia.org/w/index*



Rys. Kryształy kwasu moczowego w moczu *Źródło: https:// commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=30742375*



Rys. Kyształy fosforanu wapnia w moczu (rozetka) *Źródło: www.medical-labs.net/calcium-phosphate-crystals-in-urine-3109/*

Ćwiczenia należy wykonywać w parach.

Ćwiczenie 1. Efektywne usuwanie jonu z roztworu poprzez wytrącanie jego osadów o różnych iloczynach rozpuszczalności.

a) Do 10 cm^3 0,05M roztworu $Pb(NO_3)_2$ (**Roztwór 0**) dodaj 3cm^3 0,34M NaCl, co ma na celu próbę ilościowego usunięcia jonów Pb(II) w postaci $PbCl_2$ z roztworu, odczekać 15 minut.. Po wytrąceniu osadu oddziel go od roztworu poprzez przesączenie. Przesącz = **Roztwór 1**. Odpowiedz na pytanie: czy w **Roztworze 1** znajdują się jony Pb(II)? Jeśli tak, oblicz ich stężenie w roztworze nad osadem.

$K_{so\ PbCl2}$=1,7·10^{-5}

Obliczenia:

b) Oblicz, ile należy dodać 0,025M K_2CrO_4 do **Roztworu I**, aby ilościowo usunąć jony ołowiu w postaci $PbCrO_4$. Następnie wytrąć osad i oddziel od roztworu poprzez przesączanie. Przesącz = **Roztwór 2**.

$K_{so\ PbCrO4}=3,98\cdot10^{-13}$

Obliczenia:

c) czy w **Roztworze 2** nadal znajdują się jony Pb(II)? Jeśli tak, oblicz ile należy do tego roztworu dodać $2\cdot10^{-6}$M Na_3PO_4, aby je ilościowo usunąć w postaci $Pb_3(PO_4)_2$.

Następnie wytrąć osad i oddziel od roztworu poprzez przesączanie. Przesącz = **Roztwór 3**.

$K_{so\ Pb3(PO4)2}=3,98\cdot10^{-45}$

Obliczenia:

Uzupełnij zestawienie:

	$C_{Pb(II)\ w\ roztworze}$
Roztwór 0	
Roztwór 1	
Roztwór 2	
Roztwór 3	

Opowiedz na pytanie czy możliwe jest całkowite usunięcie jonów Pb(II) z badanego roztworu? Jakiego odczynnika należy użyć aby efektywnie usunąć jon z roztworu? Omów zagadnienie wykrywanie jonów a jakościowe usunięcie jonów z roztworu.

Odpowiedź:

Ćwiczenie 2. Zbadanie wpływu pH na wytrącanie osadów.

Przygotuj 7 probówek stożkowych. Nalej do nich (używając pipet Pasteura z podziałką) podane w Tabeli 1 ilości roztworów KOH o odpowiednich stężeniach. Policz pH tych roztworów i sprawdź papierkiem lakmusowym. Następnie do każdego z nich dodaj po 2 cm^3 roztworu $CaCl_2$ o stężeniu 0,125M.

W których probówkach wytrącił się osad? Obserwację poprzyj obliczeniami.
Odpowiedz na pytanie czy pH>7 jest warunkiem wytrącania wodorotlenków?

$K_{soCa(OH)2} = 5.02 \cdot 10^{-6}$

Tabela 1.

Nr	**V_{KOH} C_{KOH}**	**$pH_{r\text{-}ru}$**	**V_{CaCl2} C_{CaCl2}**	**$C_{Ca(II)}$**	**C_{OH^-}**	**$V_{r\text{-}ru}$**	**osad (+/-)**	**>, < K_{so}**
1	10 ml 0,1M		2 ml 0,125M					
2	5 ml 0,05M		2 ml 0,125M					
3	5 ml 0,005M		2 ml 0,125M					
4	10 ml $1 \cdot 10^{-4}$M		2 ml 0,125M					
5	5 ml $5 \cdot 10^{-5}$M		2 ml 0,125M					
6	5 ml $1 \cdot 10^{-5}$M		2 ml 0,125M					
7	5 ml $1 \cdot 10^{-6}$M		2 ml 0,125M					

Obliczenia:

Ćwiczenie 3. Wytrącanie szczawianów i fosforanów wapnia z roztworów o stężeniach imitujących ich patologiczną zawartość w moczu.

Mając do dyspozycji roztwory wyjściowe $2.5 \cdot 10^{-3}$M $(NH_4)_2C_2O_4$ oraz 0.01M Na_3PO_4 przygotuj w zlewkach po 10 cm^3 następujących roztworów (użyj pipet miarowych):

Roztwór 1, w którym stężenie jonów szczawianowych będzie wynosić 200 mg/l (400 mg/24h poziom patologiczny),

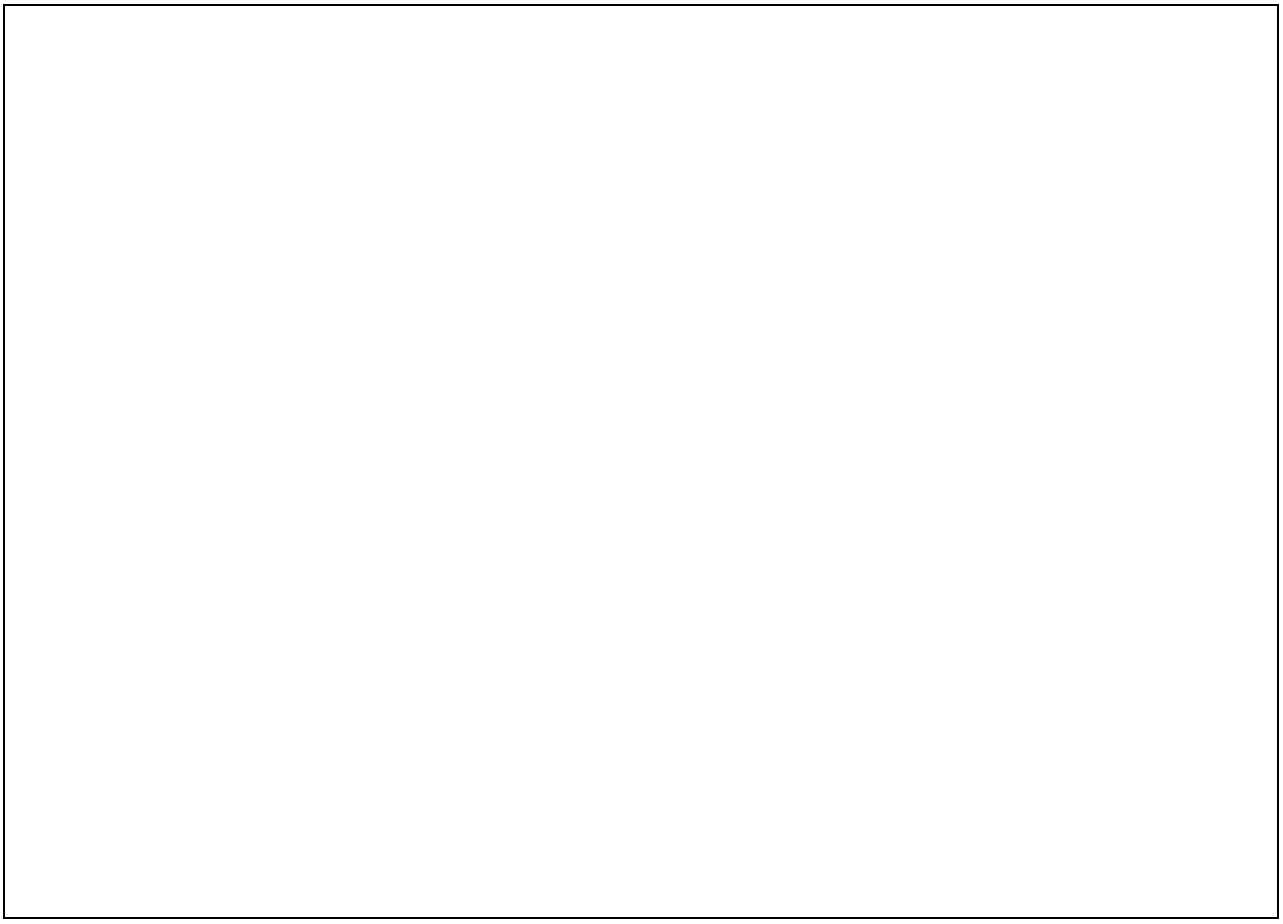
Roztwór 2, w którym stężenie jonów fosforanowych będzie wynosić 2.2 mmol/l (150 mg/24h poziom patologiczny). *

Do każdego z **Roztworów 1** i **2** dodaj wynikającą ze stechiometrii ilość jonów wapnia stosując roztwór $2.5 \cdot 10^{-3}$M $CaCl_2$. Odstaw roztwory na 10 min. Czy wytrąciły się osady? Poprzyj obserwację obliczeniami z wykorzystaniem K_{so} (<, > K_{so}).

$K_{soCa3(PO4)2}=1.26 \cdot 10^{-29}$, $K_{soCaC2O4}=1.78 \cdot 10^{-9}$

**Przeciętna objętość dobowej zbiórki moczu u dorosłego człowieka wynosi 1500 ml. Maksymalna zawartość szczawianów stanowiąca normę wynosi <250 mg/24h u kobiet i <300 mg/24h u mężczyzn. Maksymalna zawartość fosforanów stanowiąca normę wynosi <100 mg/24h. W ćwiczeniu stężenie finalne jest podniesione do patologicznie występujących poziomów, które sprzyjają niepożądanemu wytrącaniu kryształów.*

Obliczenia:



VII- Związki kompleksowe

Wstęp

Chemia koordynacyjna, czyli chemia związków kompleksowych, zajmująca się ich strukturą, właściwościami i wykorzystaniem, to ogromny dział wiedzy, który bardzo ściśle współpracuje z wszystkimi innymi działami chemii, ale także z fizyką, biologią i farmacją. W Polsce rozwój tej dyscypliny jest mocno związany z pracami prof. Bogusławy Jeżowskiej-Trzebiatowskiej, która utworzyła Wrocławską Szkołę Chemii Koordynacyjnej, co spowodowało, że największy ośrodek chemii koordynacyjnej w Polsce znajduje się we Wrocławiu. Do dziś wychował wielu wybitnych naukowców zajmujących się związkami koordynacyjnymi, szczególnie tymi mającymi znaczenie biologiczne i medyczne.

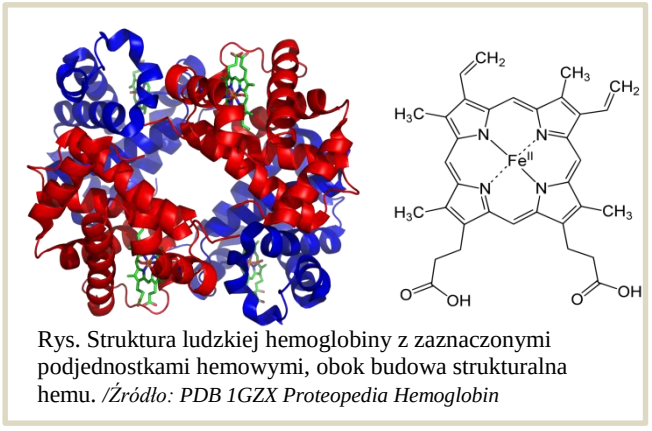
W ogromnym uproszczeniu związki kompleksowe można opisać jednym zdaniem: to związki, które zawierają jon centralny (akceptor pary elektronowej) połączony wiązaniem koordynacyjnym z ligandem (donor pary elektronowej). Ilość ligandów określa LK – liczba koordynacyjna. Metal może także oplatać jeden ligand mający wiele donorów i takie związki kompleksowe są dużo bardziej stabilne termodynamicznie (mają wyższe *stałe trwałości*) niż ich wielo-ligandowe analogi. Zamiana wielu ligandów jednodonorowych na jeden wielodonorowy wiąże się z zyskiem energetycznym i odpowiada za wyższą trwałość termodynamiczną tego związku. Efekt podwyższenia stabilności nazywa się *efektem chelatowym*.

Reakcje tworzenia kompleksów w roztworach podlegają prawu działania mas, zatem reakcja przyłączenia liganda do metalu z utworzeniem kompleksu, czyli: M+L → ML, może być opisana ***stałą trwałości*** tego kompleksu wyrażoną jako:

$$ß=\frac{[ML]}{[M][L]}$$

Stałe trwałości kompleksów są dla nich wartościami charakterystycznymi w danych warunkach reakcji i są stabelaryzowane. Ponieważ są to liczby wyrażone potęgami liczby 10, dla wygody podaje się stałe trwałości w postaci logarytmów (logß).

Szczególnym przykładem związków kompleksowych są kompleksy z ligandami, których budowa makrocykliczna pozwala zamykać skoordynowany metal wewnątrz struktury liganda. Wiele z nich ma istotne znaczenie biologiczne. Do tej grupy związków należą m.in. hem znajdujący się w hemoglobinie, który koordynuje Fe^{2+}, bezpośrednio odpowiedzialny za transport tlenu, czy kobalamina (wit. B_{12}), w której z kolei Co^{2+} pełni rolę metalu centralnego.



Rys. Struktura ludzkiej hemoglobiny z zaznaczonymi podjednostkami hemowymi, obok budowa strukturalna hemu. */Źródło: PDB 1GZX Proteopedia Hemoglobin*

W kontekście farmakologicznym ligandy chelatujace/czynniki chelatujące znajdują zastosowanie przykładowo w stanach patologicznego, toksycznego nagromadzenia metali w organizmie. Może się to dziać w przypadku zatruć metalami, np. w ekspozycji zawodowej lub w stanach chorobowych związanych z nieprawidłowym metabolizmem. Przykładami schorzeń mogą tu być choroba Wilsona czy beta-talasemia. W zatruciach, kiedy metal ciężki, np. uran, pluton, arsen, rtęć czy ołów należy szybko usunąć z organizmu, stosuje się drastyczne rozwiązania i podaje ekstremalnie silnie działające czynniki chelatujące, np. EDTA (kwas wersenowy). Dlaczego są one

rozwiązaniem drastycznym? Ze względu na swoją niską selektywność, usuwają oprócz metalu toksycznego także wszystkie inne mikro i makroelementy z organizmu. Natomiast w stanach chorobowych podaje się bardziej selektywne czynniki chelatujące, np. deferoksaminę (chelatowanie żelaza u chorych na beta-talasemię) czy penicylaminę (chelatowanie miedzi u chorych na chorobę Wilsona).

Ćwiczenia należy wykonywać w parach.

1. Strącanie osadu w obecności czynnika kompleksującego.

Do dyspozycji są dwa amoniakalne roztwory jonów srebra:
Roztwór 1: 0.01M $Ag(NH_3)_2^+$ w H_2O
Roztwór 2: 0.01M $Ag(NH_3)_2^+$ w 0.1 M $NH_3 \cdot H_2O$
Należy pobrać 20 cm^3 każdego roztworu do osobnych zlewek i dodawać stopniowo po 1 kropli NaCl o stężeniu $7.5 \cdot 10^{-3}$M (1 kropla ma objętość ok. 0.03ml). Następnie, jeśli po dodaniu 5 kropli nie wytrąci się osad dodawać jeszcze po 0.5 cm^3 $7.5 \cdot 10^{-3}$M NaCl aż do wytrącenia. Zanotować objętość po której nastąpiło wytrącenie osadu w każdej z próbek.
Następnie należy przeprowadzić obliczenie stężenia jonów srebrowych w roztworach oraz policzyć jakie jest minimalne teoretyczne stężenie jonów chlorkowych niezbędne do tego, aby wytrącił się z nich osad AgCl.

$Ag(NH_3)_2^+ \leftrightarrow Ag^+ + 2NH_{3aq}$ $\beta_2 = \frac{[Ag(NH3)2+]}{[Ag+][NH3aq]2} = 1.6 \cdot 10^7$
$K_{so\ AgCl} = 1.6 \cdot 10^{10}$

	Roztwór 1	**Roztwór 2**
$V_{7.5 \cdot 10\text{-}3M\ MNaCl}$ [cm^3]		
[Ag^+]		
$[Cl^-]_{teoretyczne,\ minimalne\ aby\ przekroczyć\ Kso}$		

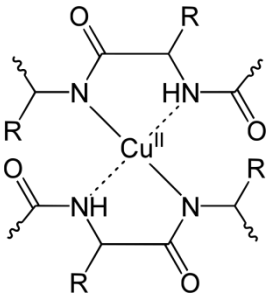
Obliczenia:

Jak obecność czynnika kompleksującego wpływa na wytrącanie osadu?

Odpowiedź:

2. Przygotowanie roztworu odczynnika biuretowego o zadanym stężeniu. Wykorzystanie reakcji biuretowej* do identyfikacji wiązań peptydowych na przykładzie pojedynczego aminokwasu, tripeptydu, wielopeptydu i białka.

**Reakcja biuretowa* *to reakcja umożliwiająca wykrywanie wiązań peptydowych. Warunkiem próby pozytywnej jest obecność co najmniej dwóch wiązań peptydowych (położonych obok siebie) w badanym związku (peptyd, białko), które tworzą barwny związek kompleksowy z jonami Cu(II). Test ten jest powszechnie stosowany do sprawdzania obecności wolnego białka we krwi i innych płynach ustrojowych człowieka i zwierząt. Występowanie dużych ilości takiego białka wskazuje zwykle na uszkodzenia organów wewnętrznych, np: na marskość wątroby. Nazwa testu pochodzi od najprostszego związku, który ulega tej reakcji: biuretu, czyli dimeru mocznika. Test nie działa poprawnie w przypadku występowaniu w środowisku reakcji znacznego stężenia jonów potasu.*



Rys. Związek kompleksowy, w którym jon Cu^{2+} jest kompleksowany przez cztery grupy peptydowe

Przygotuj 25 cm^3 odczynnika biuretowego, który będzie finalnie zawierać: zasadę sodową oraz siarczan miedzi, i winian sodowo-potasowy w następujących stężeniach: 0.027M $CuSO_4$, i 0.090M $NaKC_4H_4O_6$. Do dyspozycji w laboratorium są:

1. 0.45M $CuSO_4$
2. 0.5M $NaKC_4H_4O_6$
3. 50% NaOH (do uzupełnienia zawartości kolby do objętości 25cm^3)

kolby i pipety miarowe.

Obliczenia:

Po przygotowaniu odczynnika biuretowego umieść w czterech kolejnych probówkach po 4cm^3 przygotowanych przez technika roztworów:

- aminokwasu (**Roztwór 1**)
- tripeptydu (**Roztwór 2**)
- wielopeptydu (**Roztwór 3**)
- białka (**Roztwór 4**)

i wykonaj na tych roztworach próbę biuretową poprzez dodanie takiej samej ilości odczynnika biuretowego. Dowiedz się od prowadzącego, jakie związki badasz.

			Obserwacja
Probówka 1	**Roztwór 1** (1 cm^3**)** **Badany związek:**	+ 1 cm^3 odczynnika biuretowego	
Probówka 2	**Roztwór 2** (1 cm^3) **Badany związek:**	+ 1 cm^3 odczynnika biuretowego	
Probówka 3	**Roztwór 3** (1 cm^3) **Badany związek**:	+ 1 cm^3 odczynnika biuretowego	
Probówka 4	**Roztwór 4** (1 cm^3) **Badany związek**:	+ 1 cm^3 odczynnika biuretowego	

Jak ilość obecnych wiązań peptydowych wpływa na wynik doświadczenia? Omów jak wykorzystać można tę zależność do stworzenia krzywej wzorcowej i jak z niej skorzystać przy badaniu nieznanych związków.

Odpowiedź:

Wytłumacz zmianę barwy stosując teorię pola ligandów.

Odpowiedź:

Wytłumacz, jaka jest rola winianu w tym doświadczeniu?

Odpowiedź:

IX – Wybrane reakcje Ag^+, Pb^{2+}

IX-1 Reakcje z chlorkami, jodkami i amoniakiem

A. Przygotuj dwie probówki zwykłe. Do pierwszej dodaj kilka kropel roztworu $Pb(NO_3)_2$, do drugiej roztworu $AgNO_3$. Następnie do każdej probówki dodaj kilka kropli roztworu 1M HCl. Obserwuj wytrącania osadów chlorków. Uzupełnij tabelkę:

Kation	Reakcja (jonowo)	Kolor i postać osadu	Uwagi
Pb^{2+}			
Ag^+			

Odstaw probówki i rozpocznij wykonywanie następnych ćwiczeń. Po około 15-20 minutach obejrzyj dokładnie osady chlorów i wpisz ewentualne uwagi do tabelki.

B. Przygotuj dwie probówki wirówkowe. Do pierwszej dodaj kilka kropel roztworu $Pb(NO_3)_2$, do drugiej roztworu $AgNO_3$. Następnie do każdej probówki dodaj dwie krople roztworu KI. Obserwuj wytrącania osadów jodków. Uzupełnij tabelkę:

Kation	Reakcja (jonowo)	Kolor i postać osadu	Uwagi
Pb^{2+}			
Ag^+			

Osady jodków odwiruj i oddziel od przesączu. Do osadu dodaj kolejne porcje KI, pomieszaj. Czy wszystkie osady się rozpuściły w nadmiarze jodku potasu? Uzupełnij tabelkę:

Osad	Reakcja (jonowo)	Obserwacje
PbI_2		
AgI		

Czy któraś z powyższych reakcji to reakcja redox? Jeśli tak to dobierz współczynniki w oparciu o bilans elektronowy:

C. Przygotuj dwie probówki zwykłe. Do pierwszej dodaj kilka kropel roztworu $Pb(NO_3)_2$, do drugiej roztworu $AgNO_3$. Następnie do każdej probówki dodaj kilka kropel 2M roztworu amoniaku. Obserwuj wytrącania osadów. Uzupełnij tabelkę

Kation	Reakcja (jonowo), jeśli redox – bilans elektronowy	Obserwacje
Pb^{2+}		
Ag^{+}		

IX-2: Rozpuszczanie chlorków srebra, ołowiu.

- Przygotuj dwie probówki wirówkowe. Do pierwszej dodaj kilka kropel roztworu $Pb(NO_3)_2$, do drugiej roztworu $AgNO_3$. Następnie do każdej probówki dodaj kilka kropli 1M HCl. Obserwuj wytrącania osadów chlorków.
- Odwiruj i oddziel osad od roztworu. Otrzymany osad podziel na dwie części.
- Zbadaj rozpuszczalność w gorącej wodzie. Dodaj do pierwszej części osadu wody destylowanej i ogrzewaj na łaźni wodnej od czasu do czasu mieszając bagietą. Czy któryś z osadów się rozpuścił?
- Do drugiej części osadu dodaj stężony roztwór amoniaku. Pomieszaj bagietką. Czy zaobserwowałeś jakieś objawy reakcji?
- Uzupełnij tabelkę:

Osad	$+H_2O$, ogrzewanie		+stęż. amoniak	
	Obserwacje	Reakcja	Obserwacje	Reakcja
$PbCl_2$				
AgCl				

IX-3: Reakcje Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}z roztworem chromianów (VI)

A. Przygotuj w oddzielnych probówkach wirówkowych niewielką ilość roztworu zawierających jony Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}. Do każdej probówki dodaj kilka kropel roztworu chromianu(VI) potasu. Obserwuj wytrącanie się osadów w dwóch probówkach. Porównaj kolory wytrąconych osadów i zapisz jonowo równania reakcji.

Kation	Reakcja (jonowo)	Kolor osadu	Uwagi
Ba^{2+}			
Ca^{2+}			
Sr^{2+}			

B. Oddziel osad od roztworu (odwiruj). Przemyj osad wodą destylowaną i ponownie odwiruj. Oddziel osad od roztworu. Do osadu dodaj kilka kropli kwasu octowego. Zamieszaj.. Zapisz obserwacje i jonowo równania reakcji.

Osad	Reakcja (jonowo)

IX-4: Reakcje Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}z $K_4[Fe(CN)_6]$.

A. Przygotuj w oddzielnych probówkach zwykłych niewielką ilość roztworów zawierających jony Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}. Do każdej probówki dodaj kilka kropel roztworu $K_4[Fe(CN)_6]$ oraz NH_4Cl. Obserwuj wytrącanie się osadów w dwóch probówkach. W razie potrzeby pocieraj bagietką o ścianki probówki. Zapisz równania reakcji.

IX-5: Reakcje Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}z wodą gipsową

Przygotuj w oddzielnych probówkach niewielką ilość roztworów zawierających jony Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}. Do każdej probówki dodaj kilka kropel roztworu wody gipsowej (nasycony roztwór $CaSO_4$.). Obserwuj wytrącanie się białego osadu. Czy we

wszystkich probówkach reakcja przebiega jednakowo? Zapisz obserwacje i jonowo równania reakcji.

Kation	Reakcja	Kolor osadu	Uwagi
Ba^{2+}			
Ca^{2+}			
Sr^{2+}			

IX – 6 Wybrane reakcje NH_4^+, Mg^{2+}, K^+, Na^+

A. Umieść niewielką ilość roztworu soli amonowej na parowniczce. Dodaj 1M NaOH. Ogrzewaj, trzymając nad parowniczką zwilżony papierek lakmusowy. Obserwuj niebieskie (lub zielone) zabarwienie papierka. Zapisz jonowo równanie reakcji.

B. Umieść niewielką ilość roztworu soli amonowej w probówce. Dodaj odczynnika Nesslera. Obserwuj wytrącanie się osadu. Zapisz obserwacje i równanie reakcji. Który z kationów III grupy przeszkadza w wykryciu NH_4^+ tą metodą? Dlaczego?

C. Przeprowadź reakcje jonów Mg^{2+} z magnezonem w obecności NaOH. Obserwuj niebieskie zabarwienie roztworu lub powstawanie osadu.

D. Przeprowadź reakcje jonów Mg^{2+} z jonami HPO_4^{2-} w obecności chlorku amonu w środowisku słabo amoniakalnym. Zapisz równanie reakcji.

E. Przeprowadź reakcje jonów K^+ z kwasem winowym w środowisku obojętnym lub lekko kwaśnym (pH=5-7, reakcję można przeprowadzić w obecności octanu sodu, który utrzymuje właściwe pH). Zapisz równanie reakcji.

F. Przeprowadź reakcje jonów K^+ z kwasem nadchlorowym. Zapisz równanie reakcji.

G. Do roztworu z jonami Na^+ dodać 1 ml roztworu heksahydroksoantymonianu potasowego. Zapisz obserwacje i równanie reakcji

X - Wybrane reakcje Hg^{2+}, Cu^{2+}, Bi^{3+}, Cd^{2+}, Sb^{3+}

X-1 Reakcje Cu^{2+}, Bi^{3+}, Cd^{2+} z roztworem amoniaku

A. Przygotuj dwie probówki zwykłe i jedną wirówkową. Do pierwszej zwykłej probówki dodaj kilka kropli roztworu $Cu(NO_3)_2$, do drugiej $Cd(NO_3)_2$ a do probówki wirówkowej $Bi(NO_3)_3$. Następnie do każdej probówki dodaj kroplami roztwór amoniaku do pojawienia się osadu. Nie więcej! Zapisz obserwacje i równają reakcji w tabelce.

Kation	+ amoniak	
	reakcja (jonowo)	kolor osadu
Cu^{2+}		
Cd^{2+}		
Bi^{3+}		

B. Kontynuuj dodawanie kroplami roztworu amoniaku. Czy wszystkie osady rozpuściły się w nadmiarze amoniaku? Zapisz reakcje i obserwacje w tabelce:

Osad	+ amoniak	
	reakcja (jonowo)	obserwacje

C. Nierozpuszczalny w nadmiarze amoniaku osad wodorotlenku bizmutu odwiruj i oddziel od roztworu. Do osadu dodaj roztwór cyninu sodowego (mieszanina $SnCl_2$ i NaOH). Obserwuj czerninie osadu. Zapisz równanie reakcji (w oparciu o bilans elektronowy).

X-2 Reakcje Cu^{2+}, Bi^{3+}, Cd^{2+}, Sb^{3+} z roztworem NaOH

X-3 Reakcje Cu^{2+}, Bi^{3+}, Cd^{2+}, Sb^{3+} z roztworem jodku potasu

A. przygotuj w oddzielnych probówkach niewielką ilość roztworu zawierających jony Cu^{2+}, Bi^{3+}, Cd^{2+}, Sb^{3+}. Do każdej probówki dodaj kroplami NaOH do pojawienia się osadu. Nie więcej! Zapisz obserwacje i równają reakcji w tabelce.

Kation	+ NaOH	
	reakcja (jonowo)	kolor osadu
Cu^{2+}		
Cd^{2+}		
Bi^{3+}		
Sb^{3+}		

B. Kontynuuj dodawanie kroplami roztworu NaoH. Czy wszystkie osady rozpuściły się w nadmiarze NaOH? Zapisz reakcje i obserwacje w tabelce:

Osad	+ amoniak	
	reakcja (jonowo)	obserwacje

X-4 Hydroliza soli Bi^{3+}i Sb^{3+}

A. Do niewielkiej ilości roztworu $Bi(NO_3)_3$ dodaj po dwie krople roztworów NaCl i CH_3COONa, a następnie wodę destylowaną. Zapisz obserwacje i równanie reakcji.

B. Do niewielkiej ilości roztworu $SbCl_3$ dodaj wody destylowanej. Zapisz obserwacje i równanie reakcji.

X-5 -Identyfikacja mieszaniny kationów: Pb^{2+}, Cu^{2+}, Sb^{3+}, NH_4^+, Ba^{2+}

W probówce wirówkowej zmieszaj niewielką ilość kationów Pb^{2+}, Sb^{3+}, Cu^{2+}, NH_4^+ , Ba^{2+}

Wykrycie obecności jonu NH_4^+

Niewielką ilość roztworu analizy wlej na parowniczkę i dodaj do niego stężonego roztworu NaOH lub KOH. Papierek wskaźnikowy zwilż wodą destylowaną. Umieść parowniczkę na płycie grzejnej. Nad parowniczką umieść zwilżony papierek. Zaobserwuj zmiany zabarwienia papierka oraz charakterystyczny zapach wydzielającego się amoniaku. Zapisz równanie reakcji.

Oddzielenie jonów Pb^{2+}od jonów , Sb^{3+}, Ba^{2+}, $Cu2^+$

Do roztworu dodaj 3M HCl. Oddziel osad (O1) od roztworu (R1). Sprawdź całkowite wytrącenie poprzez dodanie do roztworu (R1) kolejnej porcji HCl. Zapisz równanie i obserwacje.

Identyfikacja jonów ołowiu

Osad (O1) przemyj roztworem rozcieńczonego HCl. Oddziel osad (O1) od roztworu (R2). Roztwór (R2) połącz z roztworem (R1). Do osadu (O1) dodaj wody destylowanej i ogrzewaj do rozpuszczenia. Następnie do powstałego roztworu (R3) dodaj roztworu jodku potasu. **Zachowaj probówkę z powstałym osadem (P1)**. Zapisz równanie reakcji i obserwacje.

Oddzielenie jonów Cu^{2+} od Sb^{3+}, Ba^{2+}

Do roztworu (R1) dodaj NaOH. Obserwuj wytrącanie się osadu. Dodawaj dalej NaOH tak by mieć pewność, że użyto spory nadmiar odczynnika. Następnie oddziel osad (O2) od roztworu (R4). Osad przemyj. Zapisz równania i obserwacje.

Identyfikacja jonów Cu^{2+}

Osad (O2) rozpuść w 1M HCl. Następnie dodaj roztwór amoniaku aż pojawi się niebieskie zabarwienie. Zachowaj probówkę (P2) do sprawdzenia. Zapisz równanie reakcji i obserwacje.

Oddzielenie jonów Sb^{3+} od Ba^{2+}

Do roztworu (R4) dodaj kroplami 1M HCl tak by wtrącił się osad (O3). Oddziel osad od roztworu (R5). Zapisz równania reakcji.

Identyfikacja jonów Sb^{3+}

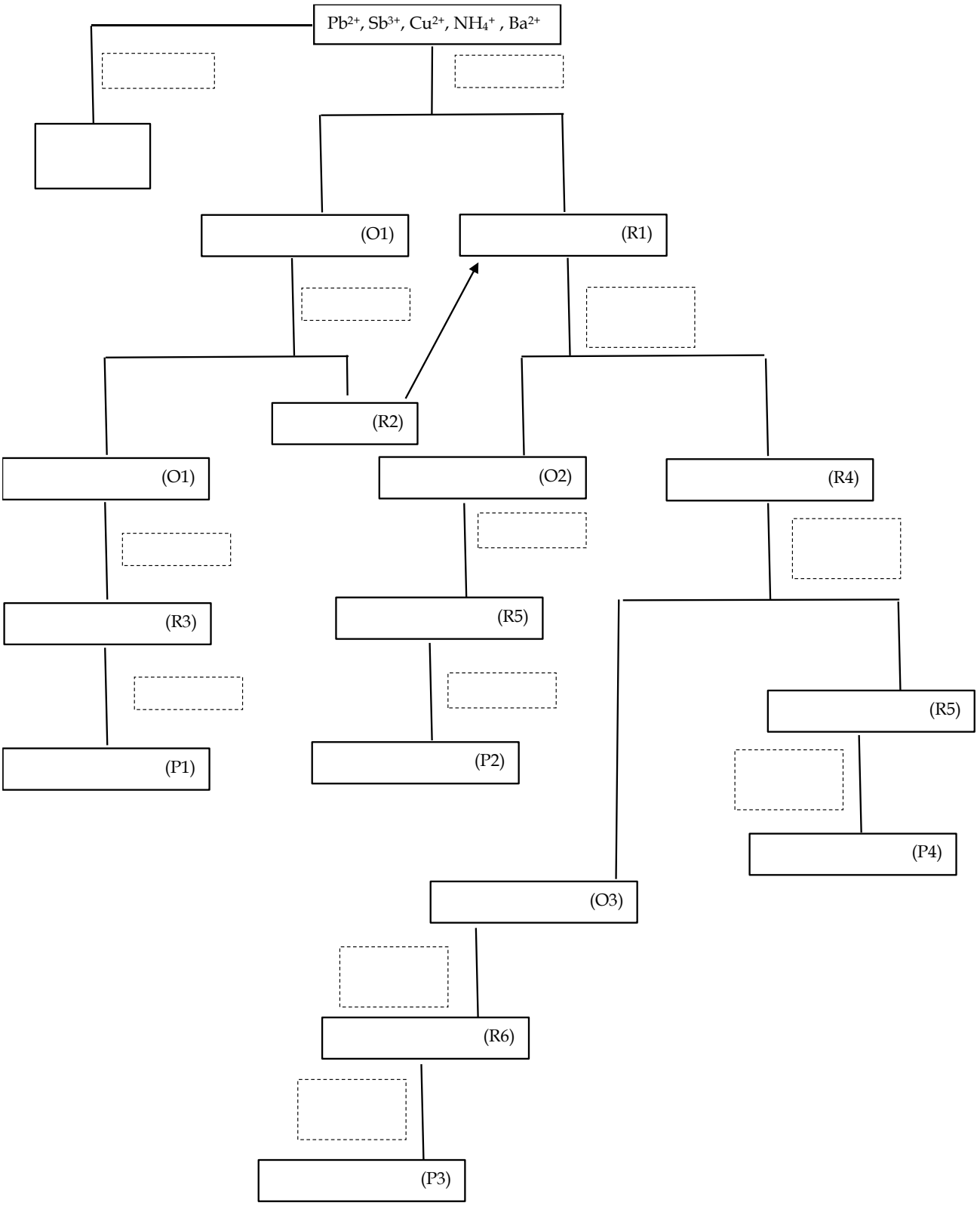
Następnie osad (O3) rozpuść dodając następne porcje HCl. Następnie dodaj KI obserwując powstanie pomarańczowego osadu. Zachowaj probówkę (P3) do kontroli. Zapisz równania.

Wytrącanie osadu $BaSO_4$

Do roztworu (R5) dodawaj H_2SO_4 do wytrącenia białego osadu (P4). Zachowaj probówkę do kontroli. Zapisz równanie reakcji.

Sprawozdanie:

- ✓ zapisane jonowo wymienione w ćwiczeniu reakcje.
- ✓ pokazanie probówek *P1-P4* z pozytywną reakcją potwierdzającą obecność badanego kationu
- ✓ zapisanie wzorów i nazw związków w probówkach *P1-P4*
- ✓ uzupełnić schemat wpisując odpowiednie wzory


Pb^{2+}, Sb^{3+}, Cu^{2+}, NH_4^+ , Ba^{2+}
(O1)
(R1)
(R2)
(O1)
(O2)
(R4)
(R3)
(R5)
(R5)
(P1)
(P2)
(P4)
(O3)
(R6)
(P3)

XI-1 Identyfikacja Co^{2+}, Ni^{2+}, Mn^{2+}, Fe^{3+}, Cr^{3+}, Al^{3+}, Zn^{2+}

Ni^{2+}

- Do probówki zwykłej wlej kilka kropli roztworu $Ni(NO_3)_2$. Dodaj parę kropli dimetyloglioksymu. Następnie dodaj rozcieńczonego roztworu amoniaku do zobojętnienia lub lekko zasadowego środowiska. Obserwuj powstawanie różowego osadu. Narysuj wzór powstałego związku.

Co^{2+}

- Do probówki zwykłej wlej kilka kropli roztworu $Co(NO_3)_2$. Dodaj KSCN (lub NH_4SCN). Dodaj alkohol amylowy. Wyekstrahuj powstający kompleks kobaltu do warstwy alkoholowej. Obserwuj jej niebieskie zabarwienie. Zapisz równanie reakcji.

Fe^{3+}

- Do probówki zwykłej wlej kilka kropli roztworu $FeCl_3$. Dodaj KSCN (lub NH_4SCN). Obserwuj krwistoczerwone zabarwienie roztworu. Zapisz równanie reakcji.

Co^{2+} + Fe^{3+}

- Do probówki zwykłej wlej kilka kropli roztworu $Co(NO_3)_2$ i $FeCl_3$. Dodaj KSCN (lub NH_4SCN). Dodaj alkohol amylowy. Wyekstrahuj. Zapisz reakcje i obserwacje.

- Do probówki zwykłej wlej kilka kropli roztworu $Co(NO_3)_2$ i $FeCl_3$. Do mieszaniny dodaj kilka kropel roztworu zawierającego jony SCN^-. Następnie dodawaj kroplami roztworu fluorku amonu aż do zaniku "smoczej krwi" (mieszaj). Do tak przygotowanej mieszaniny dodaj alkoholu amylowego i wstrząśnij (w razie

potrzeby dodaj więcej jonów SCN^-). Zapisz obserwacje i wszystkie zachodzące reakcje.

Mn^{2+}

- Umieść na parowniczce małą ilość Pb_3O_4 (minia). Bezpośrednio na minię dodaj 1-2 krople roztworu $MnCl_2$. Dodaj stężony HNO_3 (pod wyciągiem). Ostrożnie wymieszaj. Obserwuj pojawianie się fioletowego zabarwienia. W przypadku braku objawów reakcji ogrzej na płycie grzejnej. Zapisz równanie reakcji i uzupełnij współczynniki w oparciu o bilans elektronowy.

Cr^{3+}

- Do probówki zwykłej wlej kilka kropli roztworu $CrCl_3$. Dodaj kroplami roztworu NaOH do wytrącenia osadu. Zapisz w tabelce równanie reakcji (reakcja 1).
- Dodaj następne porcje NaOH tak, by osad się rozpuścił (mieszaj). Zapisz w tabelce równanie reakcji (reakcja 2).
- Dodaj wody utlenionej i ogrzewaj na łaźni wodnej. Obserwuj zmianę zabarwienia z zielonej na żółtą. Zapisz w tabelce równanie reakcji (reakcja 3).
- Wyjmij probówkę z łaźni wodnej. Odłóż do ostygnięcia. W międzyczasie przygotuj w probówce zwykłej mieszaninę Lehnera (H_2O_2 + H_2SO_4 + eter etylowy). Do mieszaniny Lehnera energiczne, lecz ostrożnie, dolej żółty roztwór chromianu. Obserwuj niebieskie zabarwienie warstwy eterowej. Zapisz w tabelce równanie reakcji (reakcja 4).
- Odstaw próbówkę i po czasie obserwuj zabarwienie warstwy wodnej i eterowej. Zapisz w tabelce równanie reakcji (reakcja 5).
-

	Reakcja	Obserwacje
1		
2		
3		
4		
5		

Zn^{2+}

- Do probówki zwykłej wlej kilka kropli roztworu $Zn(NO_3)_2$. Dodaj kilka kropli roztworu $(NH_4)_2Hg(SCN)_4$ (lub $K_2Hg(SCN)_4$). Obserwuj powstawanie białego osadu. Zapisz w tabelce równanie reakcji (reakcja 1).
- Do probówki zwykłej wlać kilka kropli roztworu $(NH_4)_2Hg(SCN)_4$ (lub $K_2Hg(SCN)_4$) i 0,02% $CoCl_2$. Następnie dodaj roztwór $Zn(NO_3)_2$. Obserwuj wytrącanie się jasnobłękitnego osadu. Zapisz w tabelce równanie reakcji (reakcja 2).
- Do probówki zwykłej wlej kilka kropli roztworu $Co(NO_3)_2$. Dodaj kilka kropli roztworu $(NH_4)_2Hg(SCN)_4$ (lub $K_2Hg(SCN)_4$). Obserwuj powstawanie grantowego osadu. Zapisz w tabelce równanie reakcji (reakcja 3).

	Reakcja	Obserwacje
1		
2		
3		

Al^{3+}

- Do obojętnego roztworu $AlCl_3$ (sprawdź i w razie potrzeby zmień pH) dodaj kilka kropli aluminonu i ogrzewaj na łaźni wodnej. Obserwuj powstawanie czerwonego lub różowego galaretowanego osadu.

XI-2 Aminakompleksy oraz hydroksokompleksy

Do czterech probówek wlej po około 1 ml jednego z następujących roztworów jonów metali: Pb^{2+}, Cu^{2+}, Zn^{2+}, Ni^{2+}. Następnie do każdej z probówek dodawaj kroplami, za pomocą pipety Pasteura, roztwór rozcieńczonego amoniaku. Zapisz równania zachodzących reakcji oraz zanotuj barwy powstających osadów.

Następnie do każdej z probówek dodaj nadmiaru rozcieńczonego amoniaku. Zaobserwuj zmiany zachodzące w probówkach. Zapisz równania zachodzących reakcji oraz obserwacje.

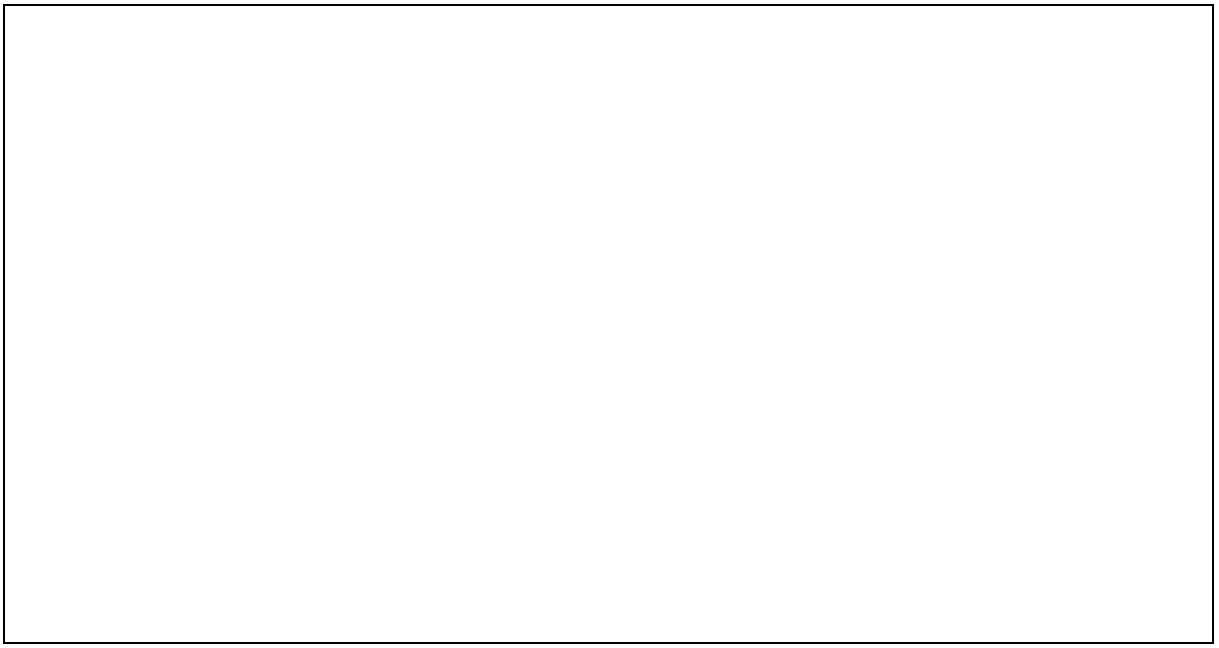
Do czterech kolejnych probówek wlej po około 1 ml jednego z następujących roztworów jonów metali: Pb^{2+}, Cu^{2+}, Zn^{2+}, Ni^{2+}. Następnie do każdej z probówek dodawaj kroplami, za pomocą pipety Pasteura, roztwór 2M NaOH. Zapisz równania zachodzących reakcji oraz zanotuj barwy powstających osadów.

Następnie do każdej z probówek dodaj nadmiaru 2M NaOH. Zaobserwuj zmiany zachodzące w probówkach. Zapisz równania zachodzących reakcji oraz obserwacje.

Na podstawie obserwacji z przeprowadzonych reakcji zaproponuj sposób rozdzielenia następujących zestawów jonów:

1. Pb^{2+} i Zn^{2+}
2. Pb^{2+} i Cu^{2+}
3. Pb^{2+} i Ni^{2+}
4. Cu^{2+} i Zn^{2+}
5. Ni^{2+} i Zn^{2+}

Przeprowadź zaproponowane reakcje dla podanych zestawów jonów metali. Zanotuj równania zachodzących reakcji oraz obserwacje.



XII -Identyfikacja mieszaniny kationów: Ag^+, Mn^{2+}, Cu^{2+}, Fe^{3+}, Zn^{2+}, Al^{3+}, NH_4^+

W próbówce wirówkowej zmieszaj niewielką ilość kationów Ag^+, Mn^{2+}, Cu^{2+}, Fe^{3+}, Zn^{2+}, Al^{3+}, NH_4^+

Wykrycie obecności jonu NH_4^+

Niewielką ilość roztworu analizy wlej na parowniczkę i dodaj do niego stężonego roztworu NaOH lub KOH. Papierek wskaźnikowy zwilż wodą destylowaną. Umieść parowniczkę na płycie grzejnej. Nad parowniczką umieść zwilżony papierek. Zaobserwuj zmiany zabarwienia papierka oraz charakterystyczny zapach wydzielającego się amoniaku. Zapisz równanie reakcji.

Oddzielenie jonów Ag^+ od jonów Mn^{2+}, Cu^{2+}, Fe^{3+}, Zn^{2+}, Al^{3+}

Do mieszaniny kationów dodawaj kroplami HCl do całkowitego wytrącenia osadu. Odwiruj, sprawdź całkowitość wytrącenia, oddziel osad (*O1*) od roztworu (*R1*). Zapisz jonowo odpowiednie równania reakcji.

Potwierdzenie obecności jonów Ag^+

Do osadu (*O1*) dodaj stężony roztwór amoniaku do całkowitego rozpuszczenia osadu. Zapisz jonowo równanie reakcji.

Następnie dodaj 6M HNO_3 do wytrącenia białego osadu. Zapisz jonowo równanie reakcji i zachowaj próbówkę z osadem do sprawdzenia (*P1*).

Oddzielenie jonów Mn^{2+}, Cu^{2+}, Fe^{3+} od Zn^{2+}, Al^{3+}

Do roztworu (*R1*) dodaj NaOH do uzyskania odczynu zasadowego, następnie dodaj H_2O_2 Ogrzewaj na łaźni wodnej 5 minut. Odwiruj, sprawdź całkowitość wytrącenia, oddziel wytrącony osad (*O2*) od roztworu (*R2*). Zapisz jonowo zachodzące równania reakcji.

Oddzielenie jonów Mn^{2+} od Cu^{2+}, Fe^{3+}

Do osadu (*O2*) dodaj 1M H_2SO_4. Dobrze wymieszaj bagietką. Oddziel nierozpuszczony osad (*O3*) od roztworu (*R3*). Zapisz obserwacje i jonowo równania reakcji.

Potwierdzenie obecności jonów Mn^{2+}

Na parowniczce do osadu (*O3*) dodaj stężony H_2SO_4 i ogrzewaj do ukazania się białych dymów. Po schłodzeniu dodaj minię, i stężony. HNO_3. Ogrzej Pojawienie się fioletowego zabarwienia świadczy o obecności jonów Mn^{2+}. Zapisz jonowo równanie reakcji i zachowaj probówkę do sprawdzenia (*P2*).

Oddzielenie jonów Cu^{2+} i Fe^{3+}

Do roztworu (*R3*) dodaj roztwór amoniaku do uzyskania odczynu zasadowego i dodatkowo 2 krople nadmiaru. Oddziel powstały osad (*O4*) od roztworu (*R4*). Zapisz obserwacje i jonowo równania reakcji.

Potwierdzenie obecności jonów Cu^{2+}

Ciemnoniebieskie zabarwienie roztworu (*R4*) świadczy o obecności jonów Cu^{2+}. Zachowaj część tego roztworu do sprawdzenia (*P3*).

Potwierdzenie obecności jonów Fe^{3+}

Dodaj do osadu (*O4*) HCl, ogrzewaj na łaźni wodnej, mieszając w razie potrzeby, aż do rozpuszczenia osadu. Sprawdź czy odczyn roztworu jest mocno kwaśny. Zapisz jonowo równanie reakcji. dodaj dwie krople NH_4SCN, zapisz jonowo równanie reakcji i obserwacje. Zachowaj probówkę do sprawdzenia (*P4*).

Oddzielenie jonów Zn^{2+} i Al^{3+}

Do roztworu (*R2*) dodaj kroplami HNO_3 do odczynu kwaśnego. Następnie dodawaj kroplami roztworu amoniaku do pojawienia się galaretowatego osadu. Oddziel powstały osad (*O5*) od roztworu (*R5*). Zapisz jonowo równanie reakcji.

Potwierdzenie obecności jonów Al^{3+}

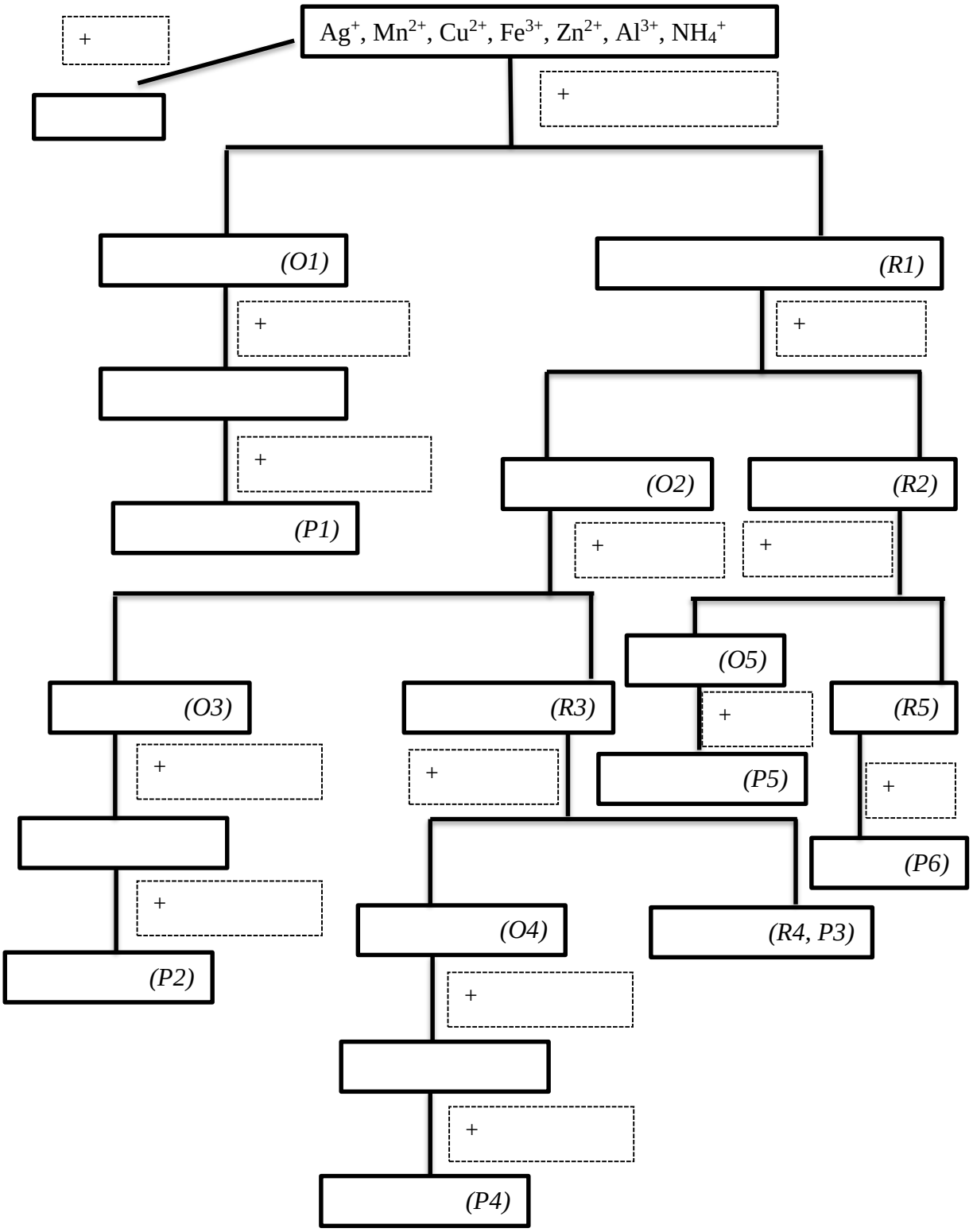
Rozpuść galaretowaty osad (*O5*) w 6M HCl. Dodaj trzy krople aluminionu oraz NH_3H_2O do uzyskania odczynu zasadowego. Powstanie czerwonego laku świadczy o obecności jonów Al^{3+}. Zapisz równanie reakcji i zachowaj probówkę z osadem do sprawdzenia (*P5*).

Potwierdzenie obecności jonów Zn^{2+}

Do roztworu (*R5*) dodaj kroplami HCl do odczynu lekko kwaśnego. Następnie dodaj dwie krople $K_4[Fe(CN)_6]$. Powstanie białego osadu świadczy o obecności jonów Zn^{2+}. Zapisz jonowo równanie reakcji. Zachowaj probówkę do sprawdzenia (*P6*).

Sprawozdanie:

- ✓ zapisanie jonowo wymienione w ćwiczeniu reakcje.
- ✓ pokazanie probówek *P1-P6* z pozytywną reakcją potwierdzającą obecność badanego kationu
- ✓ zapisanie wzorów i nazw związków w probówkach *P1-P6*
- ✓ uzupełnić schemat wpisując odpowiednie wzory



XIII-1: Reakcje wybranych anionów z jonami Ag^+ i Ba^{2+}

Postępowanie:

- Niewielkie ilości roztworu anionu przenieść do dwóch probówek.
- Do jednej probówki dodać kroplami $AgNO_3$, do drugiej $BaCl_2$.

- Obserwować wytrącanie lub brak osadu, kolor osadu
- Do wytrąconego osadu dodać 1M HNO_3, obserwować ewentualne jego rozpuszczenie.

Uzupełnij tabelkę.

- jeśli osad się wytrąca wpisz jego wzór i kolor
- jeśli osad się nie wytrąca wpisz X
- jeśli osad się rozpuszcza w 1M HNO_3 wpisz **+**
- jeśli osad jest nierozpuszczalny wpisz **–**

	Ag^+		Ba^{2+}	
	osad	rozpuszczanie w 1M HNO_3	osad	rozpuszczanie w 1M HNO_3
SO_4^{2-}				
Cl^-				
CH_3COO^-				
Br^-				
$S_2O_3^{2-}$				
NO_2^-				
I^-				
CO_3^{2-}				
PO_4^{3-}				
NO_3^-				
MnO_4^-				

XII-2 Wykrywanie utleniaczy i reduktorów

	SO_4^{2-}	Cl^-	CH_3COO^-	Br^-	$S_2O_3^{2-}$	NO_2^-	I^-	CO_3^{2-}	PO_4^{3-}	NO_3^-
+ $KMnO_4$ /H^+										
+KI/H^+										

A. Wykrywanie reduktorów

- Do osobnych probówek zwykłych wlej 2-3 krople roztworu każdego z w/w anionów. Dodaj kroplę rozcieńczonego H_2SO_4. Dodaj 1 kroplę $KMnO_4$. Pomieszaj (ewentualnie ogrzej). Obserwuj przebieg reakcji. Które z badanych anionów reagują z $KMnO_4$? Które po ogrzaniu (? Zapisz równania reakcji i uzupełnij tabelkę wpisując + (gdy reakcja zachodzi) lub – (gdy reakcja nie zachodzi).

B. Wykrywanie utleniaczy

- Do osobnych probówek zwykłych wlej 2-3 krople roztworu każdego z w/w anionów. Dodaj kroplę rozcieńczonego H_2SO_4. Dodaj 1-2 kroplę roztworu KI. Zamieszaj. Obserwuj przebieg reakcji. Które z badanych anionów reagują z KI?. Zapisz równania reakcji i uzupełnij tabelkę wpisując + (gdy reakcja zachodzi) lub – (gdy reakcja nie zachodzi).

XII-3: Wybrane reakcje anionów

A. Reakcje jonów I^-, Br^- z wodą chlorową.

- Do niewielkiej ilości roztworu KI dodaj chloroform tak by wyraźnie były widoczne dwie warstwy. Dodaj wody chlorowej. Energicznie wytrząsaj. Obserwuj zabarwienie warstwy chloroformowej (gdyby warstwa chloroformowa była bezbarwna, dodaj kroplę H_2SO_4). Zapisz obserwacje i równanie reakcji.

- Do niewielkiej ilości roztworu KBr dodaj chloroform tak by wyraźnie były widoczne dwie warstwy. Roztwór zakwaś rozcieńczonym H_2SO_4. Dodaj wody chlorowej. Energicznie wytrząsaj. Obserwuj zabarwienie warstwy chloroformowej. Zapisz obserwacje i równanie reakcji.

- Zmieszaj niewielkie ilości roztworów KI i KBr. Dodaj chloroform tak by wyraźnie były widoczne dwie warstwy. Dodaj 2-3 krople wody chlorowej. Energicznie wytrząsaj. Obserwuj zabarwienie warstwy chloroformowej (gdyby warstwa chloroformowa była bezbarwna, dodaj kroplę H_2SO_4). Zapisz równanie reakcji i obserwacje.

- Dodaj kolejne porcje wody chlorowej, wytrząsaj. Czynność powtarzaj aż do odbarwienie się warstwy chloroformowej. Zapisz równanie reakcji

- Dodaj kolejne porcje wody chlorowej, kroplę kwasu siarkowego i wytrząsaj. Obserwuj zabarwienie warstwy organicznej. Zapisz obserwacje i równanie reakcji.

B. Reakcje anionów CO_3^{2-}, CH_3COO^-, NO_2^-, $S_2O_3^{2-}$ z 1M H_2SO_4

	+ H_2SO_4 - obserwacje
CO_3^{2-}	
CH_3COO^-	
NO_2^-	
$S_2O_3^{2-}$	

- W zwykłej probówce przeprowadź reakcje jonów CO_3^{2-} z 1M H_2SO_4. Jakie są objawy reakcji? Zapisz równanie reakcji. Uzupełnij tabelkę.

- Na szkiełku zegarkowym przeprowadź reakcje jonów CH_3COO^- z 1M H_2SO_4. Zbadaj zapach po reakcji. Zapisz równanie reakcji. Uzupełnij tabelkę.

- W parowniczce zmieszaj kilka kropli jonów octanowych z $FeCl_3$. Ogrzewaj do zagotowania. Obserwuj wytrącania się osadu. Zapisz równanie reakcji

- W zwykłej probówce (lub na szkiełku zegarkowym) przeprowadź reakcje jonów NO_2^- z 1M H_2SO_4. Jakie są objawy reakcji? Zapisz równanie reakcji. Uzupełnij tabelkę.

- W zwykłej probówce (lub na szkiełku zegarkowym) przeprowadź reakcje jonów $S_2O_3^{2-}$ z 1M H_2SO_4. Jakie są objawy reakcji? Zapisz równanie reakcji. Uzupełnij tabelkę.

C. Reakcja obrączkowa dla NO_2^- i NO_3^-

- Do niewielkiej ilości roztworu z jonami NO_2^- dodaj roztwór $FeSO_4$. Następnie powoli dodaj kroplami po ściance nachylonej probówki **rozcieńczony** H_2SO_4, podwarstwiając roztwór. Obserwuj w miejscu zetknięcia się obu warstw brunatną obrączkę. Zapisz równanie reakcji.

- Do niewielkiej ilości roztworu z jonami NO_3^- dodaj roztwór $FeSO_4$. Następnie powoli dodaj kroplami po ściance nachylonej probówki **stężony** H_2SO_4, podwarstwiając roztwór. Obserwuj w miejscu zetknięcia się obu warstw brunatną obrączkę. Zapisz równanie reakcji.

D. Wykrywanie (usuwanie) jonów NO_3^- (lub NO_2^-) w reakcji z pyłem cynkowym

- Na parowniczkę wlej niewielką ilość roztworu (bez jonów amonowych) zawierającego jony NO_3^- (lub NO_2^-). Dodaj pył cynkowy i 6M NaOH. Ogrzewaj na płycie grzewczej. Obserwuj barwę zwilżonego papierka wskaźnikowego umieszczonego nad parowniczką. Zapisz obserwacje i równanie reakcji.

E. Reakcja jonu PO_4^{3-} z mieszaniną magnezową.

- Do probówki zwykłej wlej kilka kropel roztworu zawierającego anion PO_4^{3-}. Dodaj roztwór mieszaniny magnezowej. Obserwuj wytrącenie się osadu. Zapisz równanie reakcji.

F. Wpływ pH roztworu na stopień utlenienia jonów manganu

- Do trzech probówek wprowadzić po kilka kropli nadmanganianu potasu. Następnie do pierwszej dodać kilka kropli rozcieńczonego kwasu siarkowego (VI),

do drugiej kilka kropli wody destylowanej a do trzeciej taką samą objętość rozcieńczonego wodorotlenku sodu. Następnie do każdej z nich dodać kilka kropli azotanu III potasu (KNO_2). Ogrzewaj na łaźni wodnej. Zapisz obserwacje i równania reakcji

XIV-1. Strącanie frakcjonowane chlorków, jodków i bromków

- Do probówki dodaj po **kilka kropli** roztworu NaCl, KBr i KI i wymieszaj.
- Następie do tej samej probówki dodaj dwie krople roztworu $AgNO_3$.
- Po wymieszaniu roztworu odwiruj go i oddziel od osadu.
- Do probówki z oddzielonym roztworem ponownie dodać dwie krople roztworu $AgNO_3$, ponownie zamieszać i odwirować.
- Czynność tę powtarzać kilka razy do momentu, kiedy roztwór po dodaniu kolejnej porcji $AgNO_3$ pozostanie klarowny.

Probówki z osadami proszę zachować do porównania.
Zapisz równania reakcji i obserwacje. Wyjaśnij kolejność zachodzących reakcji.

XIV-2: Określanie tożsamości jonów (Farmakopea)

Badanie tożsamości wg Farmakopei Polskiej należy wykonywać w probówkach. Odczynniki bezwzględnie należy dodawać w podawanej kolejności. Obserwacje prowadzi się (jeżeli przepisy nie stanowią inaczej) po 3 minutach. Zmętnienie białe należy obserwować na czarnym tle a zmętnienie barwne na matowym białym tle.

Wykonaj poniżej podane próby na określające tożsamość jonów obecnych w roztworze. Zapisz równania reakcji.

1. Jon chlorkowy
Do 1 ml próby dodać 0,5 ml 0,1 molowego roztworu azotanu (V) srebra. Wytrąca się biały serowaty osad. Sprawdzić rozpuszczalność powstałego osadu w 10% amoniaku. Osad powinien wytrącić się na nowo po zakwaszeniu roztworu kwasem azotowym (V).

2. Jon bromkowy
Do 1 ml próby dodać 0,5 ml 10% kwasu solnego, kilka kropel roztworu chloraminy T i wytrząsnąć z 2 ml chloroformu. Zaobserwować zmianę zabawienia warstwy chloroformowej (żółte lub żółtopomarańczowe).

3. Jon jodkowy
A. Do 1 ml próby dodać 0,5 ml 10% kwasu solnego, kilka kropli 10% azotanu (III) sodu i

wytrząsać z 2 ml chloroformu. Zaobserwować zmianę zabawienia warstwy chloroformowej (różowe).

B. Do 1 ml próby dodać 0,5 ml 0,1 molowego roztworu azotanu (V) srebra. Wytrąca się żółty osad. Potwierdź, że dany osad nie rozpuszcza się 10% w amoniaku i kwasie azotowym (V).

4. Jon siarczanowy (VI)

A. Do 1 ml analizowanego roztworu dodać 0,5 ml 1 molowego roztworu chlorku baru. Wytrąci się biały osad, nierozpuszczalny w kwasie solnym.

B. Do 1 ml próby dodać 0,5 ml 10% roztworu octanu ołowiu (II). Zaobserwuj wytrącanie się białego osadu.

5. Jon węglanowy

Do 1 ml próby dodawać 10% kwas solny do momentu wydzielania się pęcherzyków gazu, następnie do próby dodać kilka kropli wody wapiennej lub 10% roztworu wodorotlenku baru. Powinien wytrącić się biały osad.

6. Jon azotanowy (V)

1. Do 1 ml próby dodać 3 ml świeżo przyrządzonego 2% roztworu siarczanu żelaza (II), następnie podwarstwić (dodać i nie mieszać) 3 ml stężonego kwasu siarkowego (IV). Na granicy warstw powstanie ciemnobrunatny pierścień.

7. Jon octanowy

A. Do 1 ml próby dodać 3 krople 10% roztworu chlorku żelaza (III) – powstaje ciemnoczerwone zabarwienie.

B. Do 1 ml próby dodać równą objętość stężonego kwasu siarkowego (VI), 1 ml etanolu (metanolu) i ogrzać – z roztworu wydziela się zapach octanu etylu.

C. 1 ml próby ogrzewać z 0,5 ml stężonego kwasu siarkowego (VI) – wydziela się zapach kwasu octowego.

8. Jon fosforanowy

A. Do 1 ml próby dodać kilka kropli azotanu (V) srebra – powstaje żółty osad rozpuszczalny w kwasie azotowym (V) i amoniaku.

B. Do 1 ml próby dodać 1 – 2 krople stężonego kwasu azotowego (V), kilka kropli molibdenianu amonowego i ogrzać – powstaje żółty osad.

9. Jon sodowy

Do 1 ml próby dodać 1 ml roztworu heksahydroksoantymonianu potasowego – powstaje biały, krystaliczny osad.

10. Jony potasu

Do 1 ml próby dodać 0,5 ml przygotowanego na świeżo roztworu heksanitrokobaltanu (III) sodu o stężeniu 2% – powstaje żółty osad.

11. Jon wapniowy

Do 1 ml próby dodać 0,5 ml 4% roztworu szczawianu amonowego; powstaje biały, krystaliczny osad, rozpuszczalny w kwasie solnym.

12. Jon żelaza (II)

A. Do 1 ml próby dodać 0,5 ml 15% roztworu wodorotlenku sodu – powstaje zielony osad, przyjmujący szybko zabarwienie brunatne.

B. Do 1 ml próby dodać 0,5 ml 10% kwasu solnego i trzy krople 1% roztworu heksacjanożelazianu (III) potasu – powstaje ciemnoniebieski osad.

13. Jony cynku

A. Do 1 ml próby dodać 0,5 ml AKT w środowisku zasadowym i 0,5 ml 2M kwasu octowego – powstaje biały osad nierozpuszczalny w kwasie octowym.

B. Do 1 ml próby dodać 0,5 ml kwasu solnego (20%) i 0,5 ml roztworu heksacyjanożelazianu (II) potasu – powstaje biały osad zmieniający barwę na żółtobrunatną, nierozpuszczalny w

kwasie solnym.

14. Jon magnezu

Do 1ml próby dodać 0,5 ml 10% amoniaku - powstaje biały osad. Następnie dodawać 10% roztwór chlorku amonowego do rozpuszczenia osadu i dodać 1 ml 10% roztworu wodorofosforanu sodowego; powstaje biały osad.

XIV-3 Identyfikacja jonów w nieznanej mieszaninie rozpuszczalnych soli

Każdy student otrzymuje trzy nieznane mieszaniny rozpuszczonych soli. Ćwiczenie polega na ustaleniu, **które zestawy otrzymano do identyfikacji**. Zapisać tok postępowania i wszystkie wykonywane reakcje (również te negatywne). **Jony należy zidentyfikować za pomocą reakcji z ćwiczenia XIV-2.**

Możliwe zestawy:

1. NaCl
2. KCl
3. $CaCl_2$
4. CH_3COONa
5. $MgSO_4$
6. Na_2CO_3
7. Na_2SO_4
8. NaCl+KCl
9. NaCl+Na_2CO_3
10. KCl+Na_2CO_3
11. KCl+$MgCl_2$+NaCl
12. $CaCl_2$+NaCl+$MgCl_2$
13. CH_3COONa+$CaCl_2$+$MgSO_4$+KCl
14. CH_3COONa+$CaCl_2$+$MgCl_2$+KCl

XV: Określanie tożsamości jonów w preparatach farmaceutycznych

Wykonaj analizę podanych preparatów farmaceutycznych podobnie jak w podanym przykładzie:

Kalium iodatum – stosowany w płynach dyfuzyjnych

Postać i właściwości: *bezbarwne kryształy lub biały proszek, bez zapachu*
pH *10% roztworu 5,0 – 7,0*
Rozpuszczalność: *substancja bardzo łatwo rozpuszcza się w wodzie*
Określenie tożsamości
A. Substancja daje reakcje na jon potasowy – żółty osad
B. Substancja daje reakcje na jon jodkowy - różowe zabarwienie warstwy chloroformowej

Preparaty:

Sól Karlsbardzka - *Sal Carolinum artificiale*

Postać i właściwości:

Określenie tożsamości jonów:

Sól Emska – *Sal Ems artificiale*

Postać i właściwości:

Określenie tożsamości jonów:

Sól Vichy – *Sal Vichy artificiale*

Postać i właściwości:

Określenie tożsamości jonów:

Zincum sulfuricum - preparat ściągający Postać i właściwości:

Określenie tożsamości:

A. 0,125 g substancji rozpuścić w 2,5 ml wody, dodać 3 krople 15% roztworu wodorotlenku sodowego; powstaje biały, bezpostaciowy osad, rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika; następnie dodać 3 krople roztworu siarczku sodowego – powstaje biały osad.

Magesium sulfuricum – preparat

przeczyszczający Postać i właściwości:

Określenie tożsamości:

A. 0,05 g substancji rozpuścić w 2,5 ml wody, dodać 1,5 ml 10% amoniaku - powstaje biały osad. Następnie dodawać 10% roztwór chlorku amonowego do rozpuszczenia osadu i dodać 1 ml 10% roztworu wodorofosforanu sodowego; powstaje biały osad.

Magnesium oxydatum – preparat alkalizujący sok żołądkowy

Postać i właściwości (rozpuszczalność w kwasach i w wodzie):

Określenie tożsamości:

A. 0,05 g substancji rozpuścić w 1ml 10% kwasu solnego, dodać 1,5 ml wody i 1,5ml 10% amoniaku; powstaje biały osad. Następnie dodawać 10% roztwór chlorku amonowego do rozpuszczenia osadu i dodać 1 ml 10% roztworu wodorofosforanu sodowego – powstaje biały osad.

B. 0,05 g substancji rozpuścić w 1ml 10% kwasu solnego, dodać kroplę 0,5 molowego roztworu dwuchromianu potasowego, 0,5 ml eteru i wytrząsać – nie powinno powstawać niebieskie zabarwienie warstwy eterowej.

Cuprum sulfuricum – preperat

przyżegający Postać i właściwości:

Określenie tożsamości:

A. 0,125 g substancji rozpuścić w 5 ml wody i dodać 3 krople 10% amoniaku - powstaje niebieskawozielony osad, rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika

Roztwór chlorku wapniowego do wstrzykiwań - *Injecto Calcii chlorati*

Postać i właściwości:

Określenie tożsamości jonów:

Aqua Calcis – preparat przeciwzapalny

alkalizujący Postać i właściwości:

Określenie tożsamości:

A. Preparat mętnieje po zagotowaniu, a po ostygnięciu w znacznym stopniu się przejaśnia.

B. Preparat w zetknięciu z powietrzem pokrywa się białą błonką i stopniowo mętnieje

Hydrogenium peroxidatum 30%

Postać i właściwości:

Określenie tożsamości:

Do 1ml preparatu dodać 9 ml

wody:

a) do 3 ml roztworu dodać 1 ml stężonego kwasu siarkowego (VI) i powoli kroplami 0,5% roztwór nadmanganianu potasu – roztwór odbarwia się i wydziela się obficie tlen.
b) do 1 ml roztworu dodać 0,2 ml 16% kwasu siarkowego (VI), 2 ml eteru, 0,2 ml 5% roztworu dichromianu potasowego i wytrząsnąć – warstwa eterowa zabarwia się na ciemnoniebiesko

Nadmanganian potasu - *Kalium hypermanganicum*

Postać i właściwości:

Określenie tożsamości:

0,005 g substancji rozpuścić w 5 ml wody (roztwór ma fioletowe zabarwienie) i dodać 1 ml 16% kwasu siarkowego (VI):

a) do 2 ml roztworu dodać 0,5 ml 3% nadtlenku wodoru – roztwór natychmiast odbarwia się;

b) do 2 ml roztworu, ogrzanego do temperatury około 80 ^{o} C, dodać 0,5 ml 1% roztworu kwasu szczawiowego – roztwór prawie natychmiast odbarwia się