

**Instrukcje do ćwiczeń laboratoryjnych chemia ogólna i  
nieorganiczna**

**Analityka Medyczna I Rok**

**Imię:**

**Nazwisko:**

**Grupa:**

## Ćwiczenie I-1: Oddzielanie osadu od roztworu

W czterech oddzielnych probówkach wirówkowych przeprowadzić reakcje wytrącania osadów:

1. do kilku kropeł roztworu  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$  dodaj podobną objętość  $(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$ ;
2. do kilku kropeł roztworu  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$  dodaj podobną objętość stężonego roztworu amoniaku;
3. do kilku kropeł roztworu  $\text{FeCl}_3$  dodaj podobną objętość roztworu wodorotlenku sodu
4. do kilku kropeł roztworu  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$  dodaj podobną objętość roztworu kwasu solnego  $\text{HCl}$ .

Zaproponuj sposób oddzielenia osadu od roztworu:

- dekantacja - zlać ciecz z nad osadzonego osadu powolnym ruchem jednostajnym, aby nie zmieszać oddzielanych substancji, można też wysać roztwór z nad osadu za pomocą pipetki;
- odwirowanie + dekantacja
- sączenie - dobrać odpowiedniej wielkości sączonego bibułowy do lejka szklanego, sączonego składa się na cztery części i umieszcza w lejku, następnie zwilża się bibułkę wodą destylowaną i układa tak by ściśle przylegał do lejka, nóżkę lejka umieszcza się w naczyniu (probówce, zlewce itp.), do którego zostanie zebrany przesącz. Do tak przygotowanego zestawu wlewa się do lejka mieszaninę rozdzielaną.

Oddziel osad od roztworu zaproponowanym sposobem. Po oddzieleniu sprawdź w przesączu całkowitą wytrącenia. Jeśli po podaniu odczynnika strącającego pojawił się osad, oddziel go od roztworu. Czynność tę powtarzaj do osiągnięcia całkowitego strącenia jonów kobaltu, bizmutu, żelaza i rtęci.

Uzupełnij tabelkę

Probówka	Kolor osadu	Postać osadu	Sposób oddzielenia osadu od roztworu
1			
2			
3			
4			

## Ćwiczenie I-2: Krystalizacja.

A. Ćwiczenie wykonać w grupach 3-4 osobowych

- Wlać do zlewki  $20 \text{ cm}^3$  wody destylowanej i umieścić ją na płycie grzejnej
- odważyć  $60 \text{ g}$   $\text{CH}_3\text{COONa}$  i dodawać porcjami do zlewki cały czas mieszając, aż do całkowitego rozpuszczenia soli
- zlewkę zestawzić z płyty grzejnej i pozostawić do wystudzenia
- do roztworu włożyć bagietkę z drobkami octanu sodu lub wrzucić kryształek  $\text{CH}_3\text{COONa}$

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

Po skończonym ćwiczeniu kryształ  $\text{CH}_3\text{COONa}$  umieścić w pojemniku.

**B.** ćwiczenie student wykonuje samodzielnie

- Do dwóch probówek wlać  $1 \text{ cm}^3$   $0,01 \text{ M}$  roztworu  $\text{KI}$  i  $1 \text{ cm}^3$   $0,125 \text{ M}$  roztworu  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- powstały osad oddzielić od roztworu
- do osadu z pierwszej probówki dodać  $3 \text{ cm}^3$  wody destylowanej i ogrzewać w łaźni wodnej do całkowitego rozpuszczenia (od czasu do czasu mieszać bagietką)
- do drugiej probówki z osadem dodać  $3 \text{ cm}^3$   $6 \text{ M}$   $\text{CH}_3\text{COOH}$  i ogrzać do rozpuszczenia osadu (od czasu do czasu mieszać bagietką)
- następnie zawartość probówek oziębic

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

**Ćwiczenie I-3:** Sublimacja, resublimacja.

Ćwiczenie wykonać grupach 3-4 osobowych

Do zlewki o objętości  $50 \text{ cm}^3$  dodać kryształek jodu. Kolbę okrągłodenną napęlnić w  $1/3$  objętości zimną wodą i umieścić ją na zlewce (dodatkowo można ustabilizować kolbę przymocowując ją do statywu za pomocą łąpy). 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 <sub>3</sub> COOH	NaOH	NH <sub>3</sub> H <sub>2</sub> O	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  $\text{OH}^-$  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 z nad 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  $\text{Ca}^{2+}$  w postaci siarczanu (VI), tworzy osad po dodaniu jonów  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ?

Jaki odczynnik strącający usunie bardziej skutecznie (ilościowo) jony  $\text{Ca}^{2+}$  z roztworu:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  czy  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ ?

## 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 próbówki po 2 krople roztworu soli wapnia i szczawianu amonu. Osad oddzielić od roztworu. Do osadu z pierwszej próbówki 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 próbówce wirówkowej wytrącić osad wodorotlenku niklu (II), wprowadzając do próbówki 3-4 krople roztworu soli niklu (II) i taką samą objętość roztworu zasady sodowej. Odwirować osad, zdekantować po czym za pomocą pipetki usunąć ciecz nad 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 heksaaminaniku (II).

Która zasada jest silniejszym elektrolitem: wodorotlenek niklu (II) czy odpowiadający mu wodorotlenek heksaaminaniku (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.

### II-10 Badanie trwałości jonów kompleksowych. Rozpad kompleksów

**Sposób wykonania.** W dwóch probówkach wytrącić chlorek srebra. W tym celu do każdej probówki wprowadzić 2-3 krople roztworu azotanu (V) srebra i taką samą objętość roztworu chlorku sodu. Zapisz równania reakcji.

Oddzielić osad od roztworu. Do pierwszego osadu dodać stężonego roztworu amoniaku do całkowitego rozpuszczenia się osadu. W drugiej probówce rozpuścić osad chlorku srebra w roztworze tiosiarczanu sodu.

Do obu probówek dodać po 2 krople 0,1M roztworu jodku potasu i lekko nimi wstrząsnąć. W której probówce wytrąci się osad jodku srebra, nie znikający podczas wstrząsania?

**Zapis danych doświadczalnych.** Podać równania reakcji:

a) między chlorkiem srebra a roztworem amoniaku

b) między chlorkiem srebra a roztworem tiosiarczanu sodu.

Uwzględnić przy układaniu równań, że w obu przypadkach otrzymuje się kompleksowe związki srebra, którego liczba koordynacyjna jest równa 2. Podać równanie dysocjacji elektrolitycznej otrzymanych związków kompleksowych.

Jakie jony obecne w roztworze soli kompleksowej powodują utworzenie się osadu jodku srebra? Wyjaśnić jego powstawanie, opierając się na równaniu dysocjacji elektrolitycznej odpowiedniego jonu kompleksowego i na prawie iloczynu rozpuszczalności.

Dlaczego w drugiej próbówce osad AgI nie wytrąca się? Który z otrzymanych związków kompleksowych jest bardziej trwały? Podać wyrażenie na stałe nietrwałości obu kompleksów i, opierając się na wynikach doświadczeń, odpowiedzieć na pytanie, która z tych stałych nietrwałości jest mniejsza?

### III: Wybrane reakcje kationów I grupy

#### III-1 Reakcje z chlorkami, jodkami i amoniakiem

- A. Przygotuj trzy probówki zwykłe. Do pierwszej dodaj kilka kropeł roztworu  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , do drugiej roztworu  $\text{AgNO}_3$ , do trzeciej roztworu  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ . Następnie do każdej probówki dodaj kilka kropli roztworu  $\text{HCl}$ . Obserwuj wytrącania osadów chlorków. Uzupełnij tabelkę:

Kation	Reakcja (jonowo)	Kolor i postać osadu	Uwagi
$\text{Pb}^{2+}$			
$\text{Ag}^+$			
$\text{Hg}_2^{2+}$			

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

- B. Przygotuj trzy probówki wirówkowe. Do pierwszej dodaj kilka kropeł roztworu  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , do drugiej roztworu  $\text{AgNO}_3$ , do trzeciej roztworu  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ . Następnie do każdej probówki dodaj dwie krople roztworu  $\text{KI}$ . Obserwuj wytrącania osadów jodków. Uzupełnij tabelkę:

Kation	Reakcja (jonowo)	Kolor i postać osadu	Uwagi
$\text{Pb}^{2+}$			
$\text{Ag}^+$			
$\text{Hg}_2^{2+}$			

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

Osad	Reakcja (jonowo)	Obserwacje
$\text{PbI}_2$		
$\text{AgI}$		
$\text{Hg}_2\text{I}_2$		

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

C. Przygotuj trzy probówki zwykłe. Do pierwszej dodaj kilka kropeł roztworu  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , do drugiej roztworu  $\text{AgNO}_3$ , do trzeciej roztworu  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ . Następnie do każdej probówki dodaj kilka kropeł 2M roztworu amoniaku. Obserwuj wytrącania osadów. Uzupełnij tabelkę

Kation	Reakcja (jonowo), jeśli redox – bilans elektronowy	Obserwacje
$\text{Pb}^{2+}$		
$\text{Ag}^+$		
$\text{Hg}_2^{2+}$		

### III-2: Rozpuszczanie chlorków srebra, ołowiu i rtęci (I)

- Przygotuj trzy probówki wirówkowe. Do pierwszej dodaj kilka kropeł roztworu  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , do drugiej roztworu  $\text{AgNO}_3$ , do trzeciej roztworu  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ . Następnie do każdej probówki dodaj kilka kropli  $\text{HCl}$ . 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 bagietką. Czy któryś z osadów się rozpuścił?
- Do drugiej części osadu dodaj stężony roztwór amoniaku. Pomieszaj bagietką. Czy zaobserwowałeś jakieś objawy reakcji?
- Uzupełnij tabelkę:

Osad	+ $\text{H}_2\text{O}$ , ogrzewanie		+stęż. amoniak	
	Obserwacje	Reakcja	Obserwacje	Reakcja
$\text{PbCl}_2$				
$\text{AgCl}$				
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2$				

#### IV Wybrane reakcje kationów IIA grupy

##### IV-1 Wytrącanie i rozpuszczanie siarczków miedzi, bizmutu i kadmu.

- A. Przygotuj w oddzielnych probówkach wirówkowych niewielką ilość roztworu zawierających jony:  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ . Do każdej probówki dodaj roztwór AKT. Ogrzewaj na łaźni wodnej co najmniej 15 minut. Obserwuj wytrącanie się osadów i zmianę barwy podczas ogrzewania. Uzupełnij tabelkę:

Hydroliza AKT:			
Kation	Reakcja (jonowo)	Kolor osadu	Uwagi
$\text{Cu}^{2+}$			
$\text{Bi}^{3+}$			
$\text{Cd}^{2+}$			

- B. Otrzymane osady siarczków odwiruj i oddziel od roztworu. Osad przemyj wodą destylowaną i ponownie odwiruj. Oddziel od roztworu.
- C. Do osadów siarczków miedzi, kadmu i bizmutu dodaj 6M  $\text{HNO}_3$ . Ogrzewaj na łaźni wodnej. Obserwuj rozpuszczanie się osadu oraz wydzielenie siarki. Zapisz równania reakcji (z bilansem elektronowym). Oddziel siarkę od roztworu i zachowaj roztwory do **ćwiczenia 6D**

##### IV-2 Reakcje $\text{Cu}^{2+}$ , $\text{Bi}^{3+}$ , $\text{Cd}^{2+}$ z roztworem amoniaku

- A. Przygotuj dwie probówki zwykłe i jedną wirówkową. Do pierwszej zwykłej probówki dodaj kilka kropli roztworu  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , do drugiej  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$  a do probówki wirówkowej  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ . Następnie do każdej probówki dodaj kroplami roztwór amoniaku do pojawienia się osadu. Nie więcej! Zapisz obserwacje i równania reakcji w tabelce.

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

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  $\text{SnCl}_2$  i  $\text{NaOH}$ ). Obserwuj czernienie osadu. Zapisz równanie reakcji (w oparciu o bilans elektronowy).

D. Przygotuj próbki z roztworami z ćwiczenia 5C. Znajdują się w nich azotany miedzi, kadmu i bizmutu. Przelej zawartość wszystkich probówek do jednej probówki wirówkowej. Dodaj roztworu amoniaku do zobojętnienia a następnie kilka kropeł w nadmiarze. Obserwuj wytrącenie białego osadu i powstanie niebieskiego roztworu. Zapisz trzy zachodzące reakcje.

E. Odwiruj i oddziel osad od roztworu. Przeprowadź reakcję z roztworem cyninu sodowego (mieszanina  $\text{SnCl}_2$  i  $\text{NaOH}$ ). Obserwuj czernienie osadu.



## V Wybrane reakcje kationów III grupy

### V-1 Identyfikacja wybranych kationów grupy III



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



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



- Umieść na parownicze 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.



- 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 ( $H_2O_2 + H_2SO_4 + \text{eter}$ ). Do mieszaniny Lehnera energicznie lecz ostrożnie dolej żółty roztwór chromianu.

Obserwuj niebieskie zabarwienie warstwy eterowej. Zapisz w tabelce równanie reakcji (reakcja 4).

- Odstaw próbkę 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 próbki 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 próbki 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 jasnoblękitnego osadu. Zapisz w tabelce równanie reakcji (reakcja 2).
- Do próbki 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		

**V-2 Reakcje wybranych kationów III grupy z AKT. Rozpuszczanie osadów.  
Identyfikacja jonów.**

A.

- Przygotuj w osobnych probówkach wirówkowych ( $\text{Cr}^{3+}$  w zwykłej) następujące roztwory kationów  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ .
- W oddzielnej probówce przygotuj bufor amonowy o pH 9-10. W tym celu zmieszaj ze sobą równe objętości chlorku amonu i amoniaku.
- Do każdej z przygotowanych wcześniej probówek dodaj kilka kropel buforu i roztworu AKT. Ogrzewaj co najmniej 15 min. Obserwuj wytrącanie się osadów i zmianę barwy podczas ogrzewania. W przypadku braku wytrącenia osadu zmień odpowiednio pH. Uzupełnij tabelkę:

Hydroliza AKT:			
Kation	Reakcja (jonowo)	Kolor osadu	Uwagi
$\text{Ni}^{2+}$			
$\text{Fe}^{3+}$			
$\text{Cr}^{3+}$			
$\text{Mn}^{2+}$			
$\text{Zn}^{2+}$			

B. Otrzymane osady **siarczków** odwiruj i oddziel od roztworu. **Osad przemyj wodą destylowaną i ponownie odwiruj.** Oddziel od roztworu.

C. *NiS*

- Do osadu siarczku niklu i dodaj 6M HCl i wodę utlenioną. Ogrzewaj w łaźni wodnej do rozpuszczenia osadu. Zapisz równanie reakcji.

- Oddziel roztwór od wydzielonej siarki. Do roztworu dodaj dimetylogliksym. Następnie dodaj roztworu amoniaku do zobojętnienia (lub lekko zasadowego środowiska). Obserwuj powstawanie różowego osadu.

D.  $Fe_2S_3$

- Do osadu  $Fe_2S_3$  dodaj 1M HCl. Mieszaj bagietką do rozpuszczenia osadu. Zapisz w tabelce równanie reakcji (reakcja 1)
- Oddziel od wydzielonej siarki.
- Dodaj wody utlenionej i roztwór NaOH, pomieszaj bagietką. Obserwuj wytrącanie się osadu. Zapisz w tabelce równania reakcji (reakcje 2 i 3).
- Oddziel osad od roztworu. Rozpuść w HCl. Zapisz równanie reakcji (reakcja 4).
- Dodaj KSCN (lub  $NH_4SCN$ ). Obserwuj krwistoczerwone zabarwienie roztworu. Zapisz równanie reakcji (reakcja 5).

	Reakcja
1	
2	
3	
4	
5	

F.  $MnS$

- Do osadu siarczku manganu dodaj 1M HCl. Mieszaj bagietką do rozpuszczenia osadu. Zapisz równanie reakcji.

- Umieść na parownicze małą ilość  $Pb_3O_4$  (minia). Bezpośrednio na minię dodaj 1-2 krople roztworu. 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.

#### G. $ZnS$

- Do osadu siarczku cynku dodaj 1M  $HCl$ . Mieszaj bagietką do rozpuszczenia osadu. Zapisz równanie reakcji.
- Do próbki zwykłej wlać kilka kropli roztworu  $(NH_4)_2Hg(SCN)_4$  (lub  $K_2Hg(SCN)_4$ ) i 0,02%  $CoCl_2$ . Następnie dodaj kilka kropli roztworu powstałego po rozpuszczeniu siarczku cynku. Obserwuj wytrącanie się jasnoblękitnego osadu. Zapisz równanie reakcji.

### VI: Zbadanie wpływu pH na wytrącanie siarczków metali

Amid kwasu tiooctowego (AKT) jest odczynnikiem grupowym dla II i III grupy kationów. Produktem hydrolizy AKT jest gazowy  $H_2S$ , który bierze udział w reakcji strącania trudnorozpuszczalnych siarczków metali.

Do trzech probówek wlej po około 1 ml jednego z następujących roztworów jonów metali:  $Cu^{2+}$ ,  $Co^{2+}$  i  $Mn^{2+}$ . Do każdej probówki dodaj po około 1 ml AKT oraz taką samą ilość 1M roztworu  $HCl$ . Za pomocą papierka lakmusowego sprawdź pH roztworu. Podgrzewaj probówki przez co najmniej 15 minut w łaźni wodnej. Osady których jonów się wytrąciły?

Do trzech kolejnych probówek wlej po około 1 ml jednego z roztworów tych samych jonów metali:  $Cu^{2+}$ ,  $Co^{2+}$  i  $Mn^{2+}$ . Do każdej probówki dodaj po około 1 ml AKT. Za pomocą papierka lakmusowego sprawdź pH roztworu. Podgrzewaj probówki przez co najmniej 15 minut w łaźni wodnej. Osady których jonów się wytrąciły?

Do trzech kolejnych probówek wlej po około 1 ml jednego z roztworów tych samych jonów metali:  $Cu^{2+}$ ,  $Co^{2+}$  i  $Mn^{2+}$ . Do każdej probówki dodaj po około 1 ml AKT oraz bufor amonowy

(mieszanka rozcieńzonego roztworu  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  oraz roztworu  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ), aż do uzyskania pH zasadowego. Wartość pH kontroluj za pomocą papierka lakmusowego. Podgrzewaj próbki przez co najmniej 15 minut w łaźni wodnej. Osady których jonów się wytrąciły?

Obserwacje zanotuj w tabeli. Zapisz równania zachodzących reakcji.

Kation metalu	pH roztworu	Czy wytrącił się osad?	Kolor osadu
+1M HCl			
$\text{Cu}^{2+}$			
$\text{Co}^{2+}$			
$\text{Mn}^{2+}$			
bez zakwaszenia i alkalizowania			
$\text{Cu}^{2+}$			
$\text{Co}^{2+}$			
$\text{Mn}^{2+}$			
+bufor amonowy			
$\text{Cu}^{2+}$			
$\text{Co}^{2+}$			
$\text{Mn}^{2+}$			

Równania reakcji:

- 1.
- 2.
- 3.

Na podstawie obserwacji, wartości iloczynów rozpuszczalności powstających osadów, przyporządkowania każdego z kationów do grupy analitycznej oraz wyrażenia na stałą dysocjacji siarkowodoru wyjaśnij jak pH wpływa na proces wytrącania siarczków kationów II i III grupy.

$$I_{\text{CuS}} = 8 \cdot 10^{-45}$$

$$I_{\text{CdS}} = 3,6 \cdot 10^{-28}$$

$$I_{\text{MnS}} = 1,4 \cdot 10^{-15}$$

Na podstawie przeprowadzonego wyjaśnienia odpowiedz na pytanie: w jakim pH należy z mieszaniny siarczków grupy II i III wytrącić siarczki grupy II, tak aby całkowicie oddzielić je od grupy III? Dlaczego?

### **VII Aminakompleksy oraz hydroksokompleksy jonów metali**

Do czterech probówek wlej po około 1 ml jednego z następujących roztworów jonów metali:  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ . 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 rozcieńzonego 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:  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ . 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 rozdzielania następujących zestawów jonów:

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

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

**VIII Analiza kontrolna mieszaniny wybranych kationów grup II-V (z zestawu:  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ )**

Wykryć kationy obecne w roztworze otrzymanym od prowadzącego. Zapisz schemat postępowania, obserwacje i jonowo wszystkie przeprowadzone reakcje.

### IX Wybrane reakcje anionów:

IX-1 Wykrywanie utleniaczy i reduktorów (zestaw anionów:  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ )

	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cl}^-$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	$\text{Br}^-$	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$\text{NO}_2^-$	$\text{I}^-$	$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{PO}_4^{3-}$	$\text{NO}_3^-$
+ $\text{KMnO}_4$										
+ $\text{KI}$										

#### A. Wykrywanie reduktorów

- Do osobnych probówek zwykłych wlej 2-3 krople roztworu każdego z w/w anionów. Dodaj kroplę rozcieńczonego  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Dodaj 1 kroplę  $\text{KMnO}_4$ . Pomieszaj (ewentualnie ogrzej). Obserwuj przebieg reakcji. Które z badanych anionów reagują z  $\text{KMnO}_4$ . 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 HCl. Dodaj 1-2 krople roztworu KI. Pomieszaj. 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).

## IX-2 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 wytrząśnij. Obserwuj zabarwienie warstwy chloroformowej (gdyby warstwa chloroformowa była bezbarwna, dodaj kroplę HCl). Zapisz obserwacje i równanie reakcji.
- Do niewielkiej ilości roztworu KBr dodaj chloroform tak by wyraźnie były widoczne dwie warstwy. Roztwór zakwaszamy kwasem solnym. Dodaj wody chlorowej. Energicznie wytrząśnij. 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 wytrząśnij. Obserwuj zabarwienie warstwy chloroformowej (gdyby warstwa chloroformowa była bezbarwna, dodaj kroplę HCl). Zapisz równanie reakcji i obserwacje.

- Dodaj kolejne porcje wody chlorowej, wytrząsaj. Czynność powtarzaj aż do odbarwienia się warstwy chloroformowej. Zapisz równanie reakcji
- Dodaj kolejne porcje wody chlorowej, kroplę kwasu solnego i wytrząsaj. Obserwuj zabarwienie warstwy organicznej. Zapisz obserwacje i równanie reakcji.

### IX-3. Reakcje anionów $\text{CO}_3^{2-}$ , $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , $\text{NO}_2^-$ , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ z 1M $\text{H}_2\text{SO}_4$

	+ $\text{H}_2\text{SO}_4$ - obserwacje
$\text{CO}_3^{2-}$	
$\text{CH}_3\text{COO}^-$	
$\text{NO}_2^-$	
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	

- W zwykłej probówce przeprowadź reakcje jonów  $\text{CO}_3^{2-}$  z 1M  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Jakie są objawy reakcji? Zapisz równanie reakcji. Uzupełnij tabelkę.
- Na szkiełku zegarkowym przeprowadź reakcje jonów  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  z 1M  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Zbadaj zapach po reakcji. Zapisz równanie reakcji. Uzupełnij tabelkę.

- W zwykłej probówce (lub na szkiełku zegarkowym) przeprowadź reakcje jonów  $\text{NO}_2^-$  z 1M  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Jakie są objawy reakcji? Zapisz równanie reakcji. Uzupełnij tabelkę.
  
- W zwykłej probówce (lub na szkiełku zegarkowym) przeprowadź reakcje jonów  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  z 1M  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Jakie są objawy reakcji? Zapisz równanie reakcji. Uzupełnij tabelkę.

#### IX-4 Reakcja obrączkowa dla $\text{NO}_2^-$ i $\text{NO}_3^-$

- Do niewielkiej ilości roztworu z jonami  $\text{NO}_2^-$  dodaj roztwór  $\text{FeSO}_4$ . Następnie powoli dodaj kroplami po ścianie nachylonej probówki **rozcieńczony**  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , podwarstwiając roztwór. Obserwuj w miejscu zetknięcia się obu warstw brunatną obrączkę. Zapisz równanie reakcji.
  
- Do niewielkiej ilości roztworu z jonami  $\text{NO}_3^-$  dodaj roztwór  $\text{FeSO}_4$ . Następnie powoli dodaj kroplami po ścianie nachylonej probówki **stężony**  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , podwarstwiając roztwór. Obserwuj w miejscu zetknięcia się obu warstw brunatną obrączkę. Zapisz równanie reakcji.

#### IX-5 Wykrywanie (usuwanie) jonów $\text{NO}_3^-$ (lub $\text{NO}_2^-$ ) w reakcji z pyłem cynkowym

- Na parowniczkę wlej niewielką ilość roztworu (bez jonów amonowych) zawierającego jony  $\text{NO}_3^-$  (lub  $\text{NO}_2^-$ ). Dodaj pył cynkowy i 6M  $\text{NaOH}$ . Ogrzewaj na płycie grzewczej.

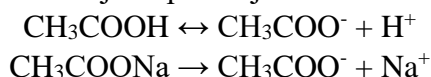
Obserwuj barwę zwilżonego papierka wskaźnikowego umieszczonego nad parowniczką. Zapisz obserwacje i równanie reakcji.

#### IX-6 Reakcja jonu $\text{PO}_4^{3-}$ z mieszaniną magnezową.

- Do probówki zwykłej wlej kilka kropel roztworu zawierającego anion  $\text{PO}_4^{3-}$ . Dodaj roztwór mieszaniny magnezowej. Obserwuj wytrącenie się osadu. Zapisz równanie reakcji.

### X roztwory buforowe

Roztwór buforowy to roztwór, którego składnikami mogą być: słaby elektrolit (kwas lub zasada) i sól tego elektrolitu z mocnym elektrolitem (np.  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  i  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) lub dwie sole słabego elektrolitu z mocnym elektrolitem (np.  $\text{NaHCO}_3$  i  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). 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:



Jon  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  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  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  (produktu) zgodnie z regułą przekory przesuwają się w lewo, w stronę cząsteczek niezdisocjowanych (substratu). Fakt ten należy uwzględnić w wyrażeniu na stałą dysocjacji słabego elektrolitu:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{C_k - [\text{H}^+]} = \frac{[\text{H}^+] \cdot ([\text{H}^+] + C_s)}{C_k - [\text{H}^+]}$$

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  $[\text{H}^+] \ll C_s, C_k$ . Dzięki temu wyrażenie na stałą dysocjacji roztworu buforowego przyjmuje uproszczoną postać:

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

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 ( $\beta$ ), 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 bufony fosforanowy i białczanowy.

Ćwiczenia należy wykonywać w parach.

### **Bufor wodorowęglanowy – obliczenia i przygotowanie buforów o zadanym pH.**

W zlewkach 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 40  $cm^3$  wody destylowanej.

**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 44.5  $cm^3$  wody destylowanej

**Bufor 4:** 0.5 ml roztworu  $Na_2CO_3$  o stężeniu 1M zmieszaj z 5 ml roztworu  $NaHCO_3$  o stężeniu 1M i 44.5  $cm^3$  wody destylowanej.



Zmierz pH roztworów za pomocą papierka. Następnie oblicz pH przygotowanych roztworów buforowych ( $K_{a1}=4.5 \cdot 10^{-7}$ ,  $K_{a2}=4.7 \cdot 10^{-11}$ ). Wyniki zanotuj w tabeli.

**Obliczenia i odpowiedź:**

<b>Roztwór</b>	<b>obliczone pH</b>	<b>barwa papierka lakmusowego</b>	<b>pH odczytane ze skali na podstawie barwy papierka</b>
<b>Bufor 1</b>			
<b>Bufor 2</b>			
<b>Bufor 3</b>			
<b>Bufor 4</b>			

**XI Spektroskopia UV-Vis: widma kompleksów miedzi, kobaltu i niklu.**

- a.** W trzech butelkach sporządzono wodne roztwory  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ . W jakiej postaci występują jony metalu w tych roztworach? Wolnej czy związanej? Zapisz odpowiednie reakcje (dysocjacji i kompleksowania). Jaki jest kolor roztworu?
- b.** Zmierz widmo UV-VIS wodnego roztworu jonów  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ . Odczytaj z widma i zapisz położenie maksimum piku.

- c.** Roztwory z ćwiczenia **b** rozcieńcz tak by stężenie jonów metalu było dwukrotnie mniejsze. Zmierz widmo UV-VIS. Odczytaj z widm i zapisz położenie maksimum pików i porównaj z widmem otrzymanym przed rozcieńczeniem.
- d.** Do roztworu z jonami miedzi dodaj niewielką ilość amoniaku. Zmierz widmo UV-Vis (w zakresie 290-900nm) i porównaj z widmem jonów miedzi bez amoniaku. Dlaczego położenia pików uległo zmianie?