# 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.<br>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.<br>**I-1: Oddzielanie osadu od roztworu**<br>**I-2: Krystalizacja**<br>**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.<br>**II-1 Oznaczanie pH roztworu za pomocą papierka wskaźnikowego, oranżu metylowego i fenoloftaleiny**<br>**II-2 Przesunięcie równowagi dysocjacji słabego elektrolitu**<br>**II-3 Odczyn środowiska w roztworach różnych soli**<br>**II-4 Wpływ temperatury na stopień hydrolizy soli**<br>**II-5 Zależność całkowitego (ilościowego) usunięcia jonu z roztworu od wartości liczbowej iloczynu rozpuszczalności elektrolitu strącającego się w postaci osadu**<br>**II-6 Warunki rozpuszczania (roztwarzania) osadów w wyniku reakcji chemicznych**<br>**II-7 Wpływ stężenia jonu działającego jako rozpuszczalnik na rozpuszczanie osadów**<br>**II-8 Wpływ stężenia jonu działającego jako rozpuszczalnik na rozpuszczanie osadów**<br>**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.<br>**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.<br>**IV-Mocne i słabe elektrolity** |
| **5** | Bufor wodorowęglanowy i fosforanowy – obliczenia i przygotowanie buforów o zadanym pH.<br>**V-Roztwory buforowe** |
| **6** | Efektywne usuwanie jonu z roztworu poprzez wytrącanie jego osadów o różnych iloczynach rozpuszczalności. Analiza wpływu pH na wytrącanie osadów<br>**VI-Iloczyn rozpuszczalności** |
| **7-8** | Związki kompleksowe – osad czy kompleks?, tworzenie związków kompleksowych przez aminokwasy, peptydy i białka<br>**Kolokwium - I termin**<br>**VII- Związki kompleksowe**<br>**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 $Ag^{+}$, $Pb^{2+}$, $Ba^{2+}$, $Ca^{2+}$, $Sr^{2+}$, $NH_4^{+}$, $Mg^{2+}$, $K^{+}$, $Na^{+}$**<br>**IX-1 Reakcje $Ag^{+}$, $Pb^{2+}$z chlorkami, jodkami i amoniakiem**<br>**IX-2: Rozpuszczanie chlorków srebra, ołowiu**<br>**IX-3: Reakcje $Ba^{2+}$, $Ca^{2+}$, $Sr^{2+}$z roztworem chromianów (VI)**<br>**IX-4: Reakcje $Ba^{2+}$, $Ca^{2+}$, $Sr^{2+}$z $K_4[Fe(CN)_6]$.**<br>**IX-5: Reakcje $Ba^{2+}$, $Ca^{2+}$, $Sr^{2+}$z wodą gipsową**<br>**IX-6 Wybrane reakcje $NH_4^{+}$, $Mg^{2+}$, $K^{+}$, $Na^{+}$** |
| **2** | **X -Wybrane reakcje $Cu^{2+}$, $Bi^{3+}$, $Cd^{2+}$, $Sb^{3+}$**<br>**X-1 Reakcje $Cu^{2+}$, $Bi^{3+}$, $Cd^{2+}$ z roztworem amoniaku**<br>**X-2 Reakcje $Cu^{2+}$, $Bi^{3+}$, $Cd^{2+}$, $Sb^{3+}$ z roztworem NaOH**<br>**X-3 Reakcje $Cu^{2+}$, $Bi^{3+}$, $Cd^{2+}$, $Sb^{3+}$ z roztworem jodku potasu**<br>**X-4 Hydroliza soli $Bi^{3+}$i $Sb^{3+}$**<br>**X-5 -Identyfikacja mieszaniny kationów: $Pb^{2+}$, $Cu^{2+}$, $Sb^{3+}$, $NH_4^{+}$, $Ba^{2+}$** |
| **3** | **XI- Wybrane reakcje $Co^{2+}$, $Ni^{2+}$, $Mn^{2+}$, $Fe^{3+}$, $Cr^{3+}$, $Al^{3+}$, $Zn^{2+}$**<br>**XI-1 Identyfikacja $Co^{2+}$, $Ni^{2+}$, $Mn^{2+}$, $Fe^{3+}$, $Cr^{3+}$, $Al^{3+}$, $Zn^{2+}$**<br>**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 $Ba^{2+}$**<br>**XII-2 Wykrywanie utleniaczy i reduktorów**<br>**XII-3: Wybrane reakcje anionów** |
| **6** | **XIV-1. Strącanie frakcjonowane chlorków, jodków i bromków**<br>**XIV-2: Określanie tożsamości jonów (Farmakopea)**<br>**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<br>**Kolokwium - I termin**<br>**XV: Określanie tożsamości jonów w preparatach farmaceutycznych**<br>**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.

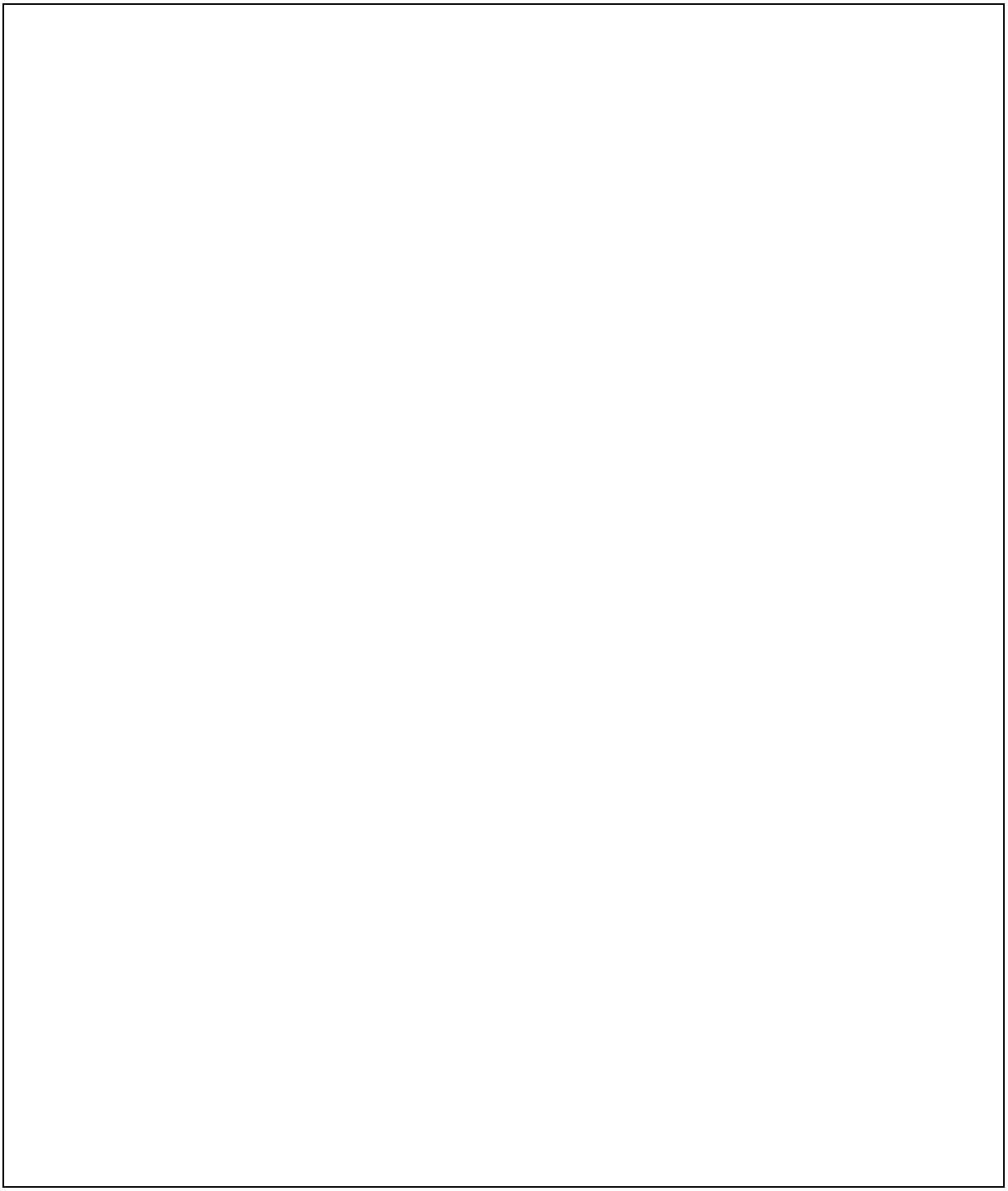
**Obliczenia:**

**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.

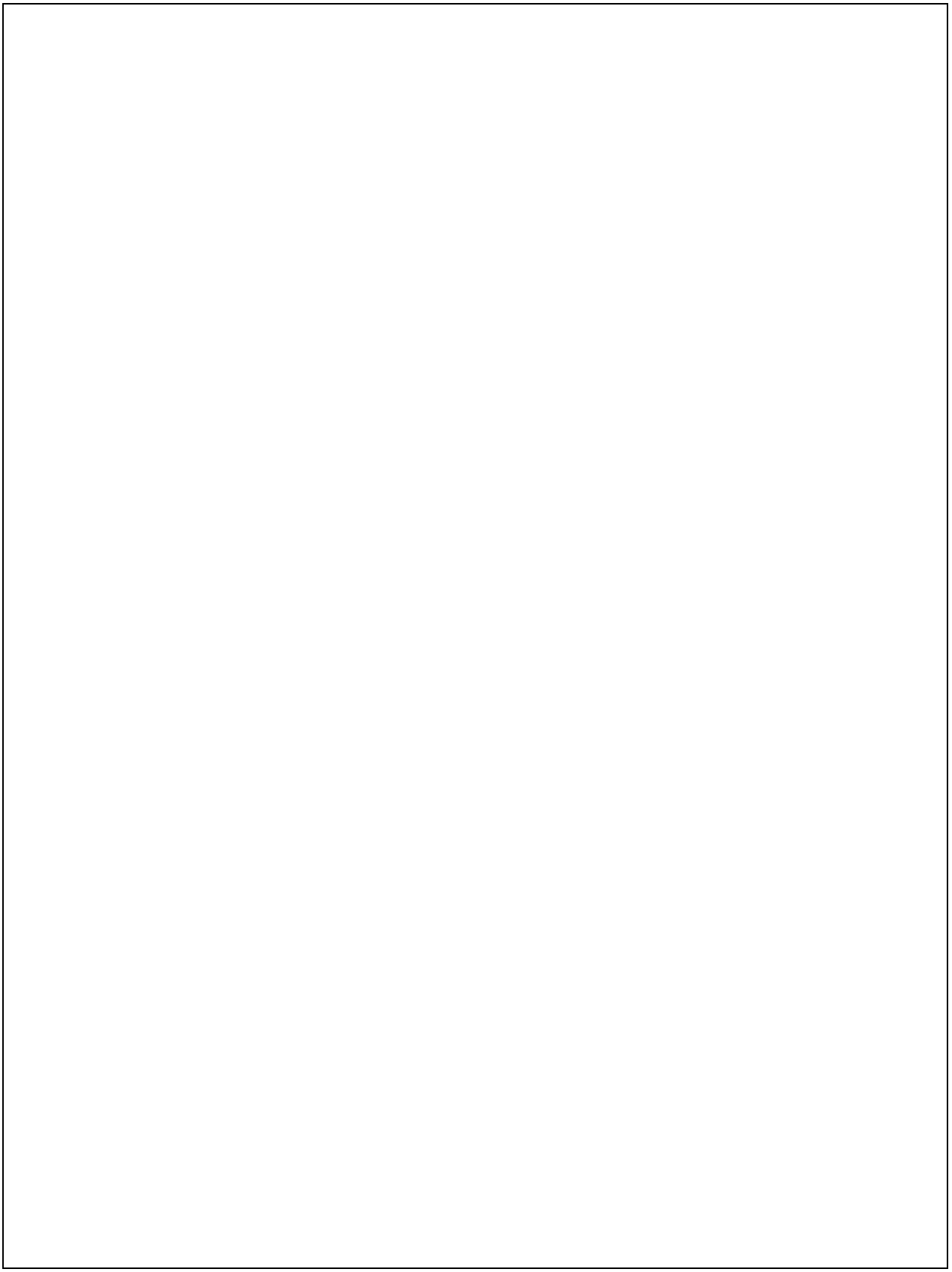
Ćwiczenia należy wykonywać w parach.

## 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 ($\beta$), 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 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 ….

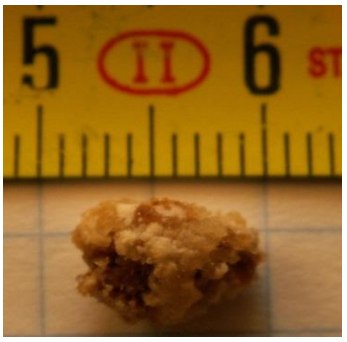
# VI-Iloczyn rozpuszczalności

## *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*



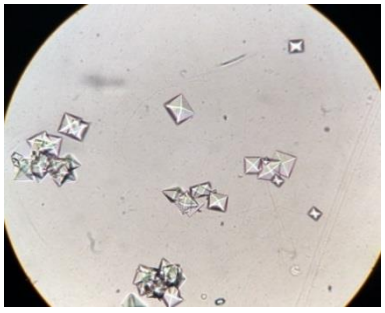
Rys. 8 mm kamień nerkowy *Źródło: Public Domain, https://commons.wikimedia.org/w/index*

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.

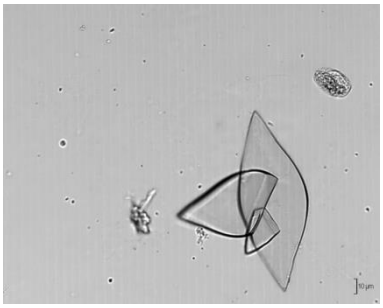
Osady substancji trudno rozpuszczalnych wytrącają się także w organizmie. Tak powstają np.

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),

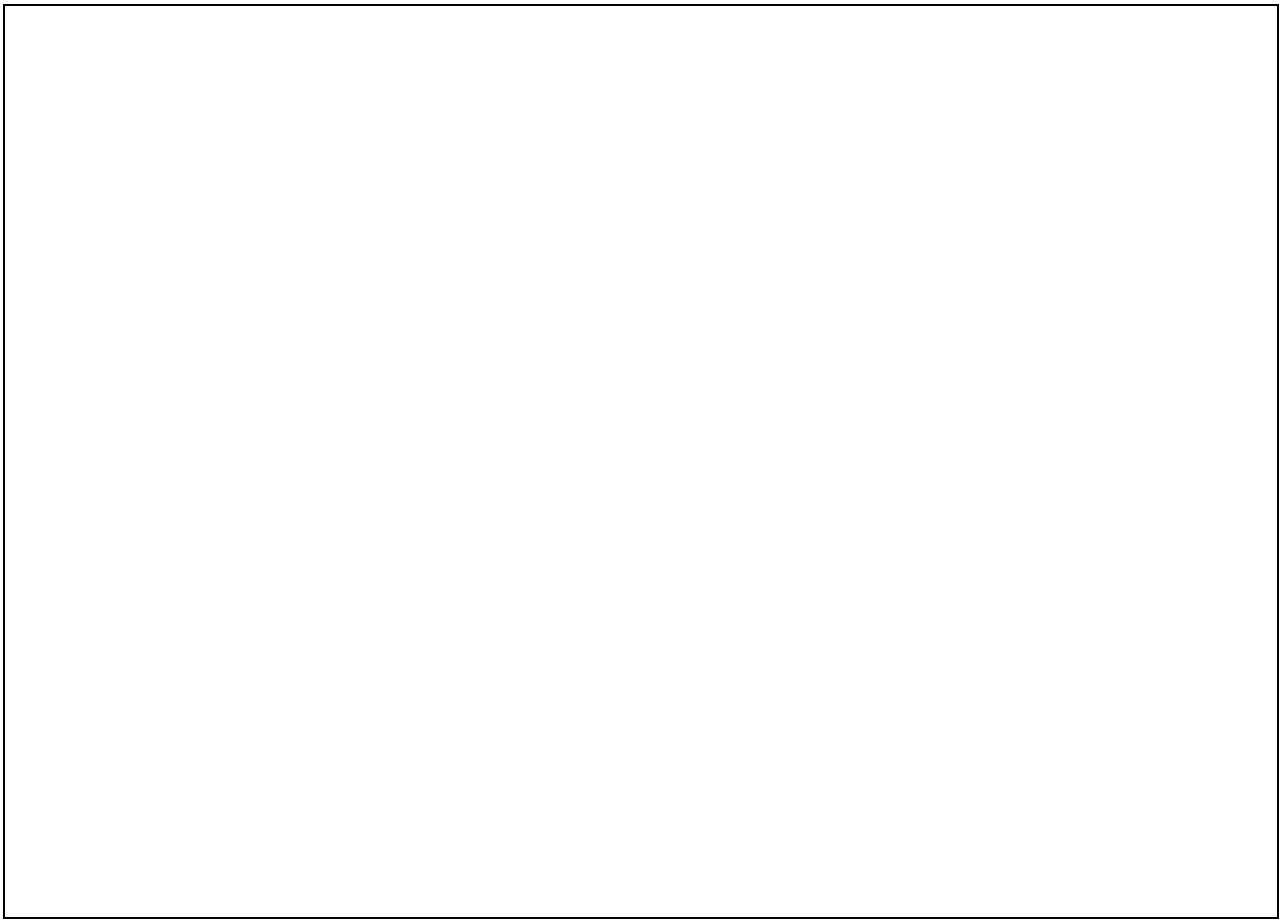
**Roztwór 2**, w którym stężenie jonów fosforanowych będzie wynosić 2.2 mmol/l (150 mg/24h poziom patologiczny). *

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.

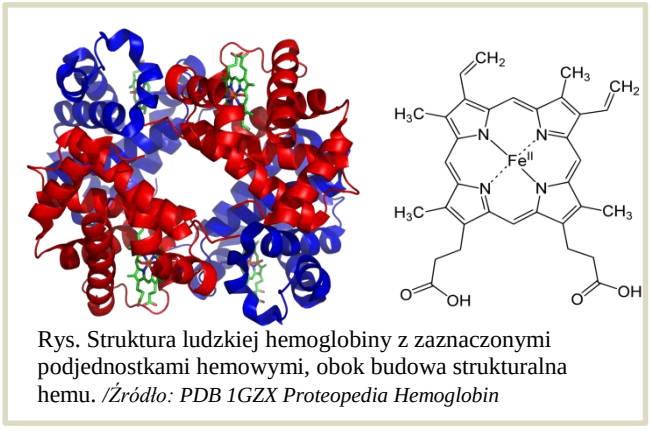
W ogromnym uproszczeniu związki kompleksowe można opisać jednym zdaniem: to związki, które zawierają jon centralny (akceptor pary elektronowej) połączony wiązaniem koordynacyjnym z ligandem (donor pary elektronowej). Ilość ligandów określa LK – liczba koordynacyjna. Metal może także oplatać jeden ligand 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** |
|---|---|---|
| $V_{7.5 \cdot 10\text{-}3M\ MNaCl}$ [$cm^3$] | | |
| [$Ag^+$] | | |
| $[Cl^-]_{teoretyczne,\ minimalne\ aby\ przekroczyć\ Kso}$ | | |

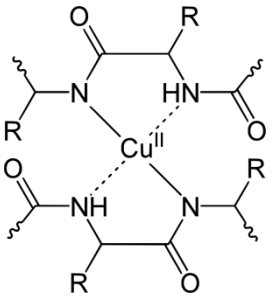
**Obliczenia:**

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 25$cm^3$)

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$^3$**)**<br>**Badany związek:** | + 1 cm$^3$ odczynnika biuretowego | |
| Probówka 2 | **Roztwór 2** (1 cm$^3$)<br>**Badany związek:** | + 1 cm$^3$ odczynnika biuretowego | |
| Probówka 3 | **Roztwór 3** (1 cm$^3$)<br>**Badany związek**: | + 1 cm$^3$ odczynnika biuretowego | |
| Probówka 4 | **Roztwór 4** (1 cm$^3$)<br>**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:**