

ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

КАФЕДРА МЕДИЧНОЇ ТА БІООРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ

## РОБОЧИЙ ЗОШИТ

з медичної хімії для самостійної роботи студентів 1 курсу

медичних та стоматологічного факультетів

Затверджено

Вченою радою ХНМУ

Протокол № 6 від 15.06.2017

ПІБ студента \_\_\_\_\_

Група \_\_\_\_\_

Факультет \_\_\_\_\_

ХНМУ

2017

Робочий зошит з медичної хімії для самостійної роботи студентів 1 курсу мед. та стоматол. фак-тів / упоряд. Г. О. Сирова, В. М. Петюніна, В. О. Макаров та ін. – Харків : ХНМУ, 2017. – 72 с.

Упорядники :     Г. О. Сирова  
                          В. М. Петюніна  
                          В. О. Макаров  
                          С. М. Козуб  
                          Т. С. Тішакова

ПІБ студента \_\_\_\_\_

Група, факультет \_\_\_\_\_

Дані про успішність студента:

1. ПНД \_\_\_\_\_ балів.

2. Диф. залік \_\_\_\_\_ балів.

3. Загальна сума \_\_\_\_\_ балів.

Оцінка за дисципліну \_\_\_\_\_

Дата \_\_\_\_\_ Викладач \_\_\_\_\_  
(ПІБ, підпис)

## **Шановні першокурсники!**

Колектив кафедри медичної і біоорганічної хімії вітає Вас з успішним вступом до Харківського національного медичного університету.

В умовах розвитку незалежної держави, яка прагне до інтеграції у європейську та світову спільноту, перед вищою школою стоять складні і відповідальні задачі. Реформа освіти, зокрема Болонський процес, передбачає пошук, розробку та реалізацію нових форм і методів професійної підготовки спеціалістів для практичної медицини.

Хімічні науки у системі підготовки студентів-медиків є тими природничими науками, які дають можливість майбутнім лікарям оволодіти знаннями та практичними навичками, які будуть необхідні при вивченні інших дисциплін як медико-біологічного, так і клінічного профілю.

На кафедрі медичної та біоорганічної хімії працюють висококваліфіковані викладачі, які допоможуть Вам успішно освоїти медичну хімію.

Бажаємо успіхів!



### Основні вимоги з техніки безпеки

1. Студенти в навчальних кімнатах повинні працювати в халатах з довгими рукавами. Довге волосся повинно бути акуратно підібране.

2. Під час роботи слід підтримувати тишу і порядок. Приступаючи до виконання лабораторної роботи, вивчити методику її виконання, усі дії виконувати акуратно у відповідності до опису.

3. Уважно слідкувати, щоб реактиви не попадали в обличчя, на руки та одягу. Забороняється відмірювати реактиви, засмоктуючи ротом до піпетки з метою запобігання опіків ротової порожнини. Для цих цілей слід застосовувати циліндр або крапельницю, а для піпетки – гумову грушу.

4. Перед тим як підпалити газову горілку або спиртівку, впевнитись, що поблизу немає горючих рідин (спирту, ефіру, бензину і т.п.).

5. Необхідно слідкувати за газовими кранами, не можна залишати їх нещільно закритими, не можна залишати горілки, які горять, без догляду.

6. При нагріванні рідини потрібно тримати пробірку отвором в сторону від себе та інших, не торкатися горілки, не наближати обличчя до посудини, в якій нагрівається рідина.

7. При розпізнаванні за запахом газу, який виділяється, легким рухом руки направити потік повітря від отвору склянки до себе і обережно вдихнути.

8. Розбавляючи луги і концентровані кислоти, вливати луг або кислоту у воду, а не навпаки. Забороняється зливати у раковини концентровані кислоти і луги.

9. Після закінчення роботи необхідно привести своє робоче місце у повний порядок, вимити посуд, виключити воду та газ. Реактиви і посуд здати черговому студенту або лаборанту.

10. В усіх випадках навіть незначних травм або опіків звертатись до викладача. Усі питання, які виникають у процесі роботи, слід терміново вияснити у викладача або лаборанта.

**З технікою безпеки ознайомлений(а) \_\_\_\_\_**

підпис студента

## ПЕРЕЛІК СКОРОЧЕНЬ

АТФ – аденозинтрифосфат

ВМС – високомолекулярні сполуки

г. – газ

ДЛФО – Дерягін –Ландау-Фервей-Овербах

ЕРС – електрорушійна сила

згор. – згоряння

ІЕТ – ізоелектрична точка

кл. – внутрішньоклітинний

ОВР – окиснювально-відновні реакції

ПАВ – поверхнево-активні речовини

ПЕШ – подвійний електричний шар

ПБ – прізвище, ім'я, по-батькові

ПВ – поверхнево-інактивні речовини

ПНД – поточна навчальна діяльність

ПНР – поверхнево-неактивні речовини

позакл. – позаклітинний

р. – рідкий

$C_v$  – вихідна концентрація

сер. – середнє значення

$C_p$  – рівноважна концентрація

тв. – твердий

т.о. – титриметричні одиниці

утв. – утворення

ШОЕ – швидкість осадження еритроцитів

ш.с. – шлунковий сік

## **Заняття №1. Загальні відомості про біогенні елементи. Комплексоутворення у біологічних системах.**

**Кількість годин – 4.**

### **Мотиваційна характеристика**

Органи, тканини, біологічні рідини живих організмів в тій чи іншій кількості містять практично усі хімічні елементи таблиці Д.І. Менделєєва. Відхилення від норми призводять до патологій. Метали d-елементи виконують свою біологічну функцію у вигляді біокомплексних сполук.

Майбутнім лікарям необхідні знання з хімії біогенних елементів та комплексоутворення для розуміння фізіологічних і патологічних процесів.

**Питання самостійної позааудиторної роботи, згідно засвоєння яких буде оцінюватись вхідний рівень знань студентів:**

1. Поняття про вчення В.І. Вернадського та Л.П. Виноградова.
2. Класифікація хімічних елементів згідно різних ознак.
3. Загальні відомості про хімічні властивості біогенних елементів у взаємозв'язку з біогенним значенням.
4. Основні поняття координаційної теорії А. Вернера.
5. Класифікація і номенклатура комплексних сполук.
6. Теорія хімічного зв'язку у комплексних сполуках.
7. Геометрія комплексного іону.
8. Рівноваги у водних розчинах комплексних сполук. Поняття про константу нестійкості. Біокомплексні сполуки.
9. Комплексні сполуки у природі та їх застосування у медицині. Хелатотерапія.

### **Практичні навички:**

Вміти:

1. Характеризувати будову, хімічні і біогенні властивості елементів у відповідності до положення у періодичній системі Д.І. Менделєєва та формою знаходження в організмі;
2. Визначати тип комплексної сполуки, та називати їх;
3. Визначати ступінь окиснення, координаційне число комплексоутворювача;
4. Інтерпретувати стійкість комплексних іонів за величинами констант нестійкості.

**Питання самостійної аудиторної роботи:**

1. Напишіть електронні та графічні формули хімічних елементів: К, Са, С, N, Cl, Fe. Визначить валентності та ступені окиснення цих елементів.

---

---

---

---

---

---

2. Порівняйте окиснювально-відновні та кислотно-основні властивості хімічних елементів різних груп.

---

---

---

---

3. У комплексній сполуці  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$  вкажіть зовнішню і внутрішню комплексну сферу, комплексоутворювач, ліганди.

---

---

4. Виберіть частинки-комплексоутворювачі:  $\text{Ni}^{2+}$ ;  $\text{Fe}^{2+}$ ;  $\text{Na}^+$ ;  $\text{Cl}^-$ ;  $\text{Fe}^{2+}$ ;  $\text{NO}_2^-$ ; F.

5. Виберіть частинки-ліганди. Розподіліть згідно класифікації:  $\text{SO}_4^{2-}$ ;  $\text{Co}^{3+}$ ; F;  $\text{CO}_3^{2-}$ ;  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ;  $\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{Br}^-$ ;  $\text{NH}_3$ .

---

---

---

6. Назвіть комплексні сполуки:

а)  $\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_4(\text{NH}_3)_2]$ \_\_\_\_\_

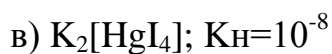
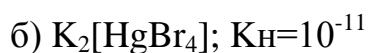
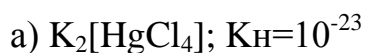
б)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4\text{Cl}]\text{Cl}_2$ \_\_\_\_\_

в)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ \_\_\_\_\_

7. Напишіть вираз константи нестійкості комплексного іону:  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^+$

---

8. Визначить, у розчині якої комплексної сполуки найбільша концентрація іонів ртуті:



9. Застосування величин констант нестійкості при підборі антидотів.

---

---

10. На прикладі комплексної сполуки  $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$  покажіть просторову ізомерію.

---

---

---

### **Лабораторні роботи.**

*Дослід 1. Якісна реакція на  $CO_3^{2-}$ .*

До пробірки внести 2-3 краплі 1% розчину хлориду кальцію, додати 2-3 краплі 1% розчину карбонату натрію. **Спостерігати** утворення білого осаду, розчинного в оцтовій та хлоридній кислотах. Записати рівняння відповідних реакцій.

---

---

*Дослід 2. Якісна реакція на  $S_2O_3^{2-}$ .*

До пробірки внести 2-3 краплі 1% розчину тіосульфату натрію, додати 2-3 краплі розбавленого розчину нітратної кислоти. **Спостерігати** помутніння розчину. Записати рівняння реакцій.

---

---

---

---

*Дослід 3. Якісна реакція на  $Fe^{3+}$ .*

До пробірки внести 2-3 краплі 1% розчину сульфату феруму (III), додати 2-3 краплі 1% розчину жовтої кров'яної солі (гексаціаноферрат (II) калію).

**Спостерігати** утворення темно-блакитного осаду берлінської лазурі. Записати рівняння реакцій.

---

---

*Дослід 4.* Вивчення впливу величини константи нестійкості на напрямок реакцій комплексоутворення.

Хромоген чорний і трилон Б з іонами кальцію утворюють хелатні комплекси згідно рівнянь (дивись лабораторну роботу № 6). Хромоген чорний утворює з іонами  $\text{Ca}^{2+}$  менш стійкий комплекс ( $K_n$  більша) червоного кольору, який при дії трилону Б руйнується, так як іони  $\text{Ca}^{2+}$  переходять у більш стійкий комплекс з трилоном Б ( $K_n$  менша). У розчині з'являються вільні молекули хромогену чорного і він набуває блакитного кольору.

Таким чином, реакції комплексоутворення, в тому числі і в організмі, протікають у напрямку утворення більш стійкої комплексної сполуки з меншою константою нестійкості.

**Методика виконання експерименту.**

До пробірки поміщаємо 20 крапель 0,1% розчину  $\text{CaCl}_2$ , 10 крапель амоніачного буферного розчину та 1 краплю хромогену чорного. Відмічаємо появу кольору в розчині. Додаємо до пробірки з крапельниці розчин трилону Б до зміни кольору.

**Спостереження:** \_\_\_\_\_

---

**Висновки:**

---

---

---

Дата \_\_\_\_\_ Підпис викладача \_\_\_\_\_

**Заняття №2. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. Приготування розчинів. Колігативні властивості розчинів.**

**Кількість годин – 4.**

**Мотиваційна характеристика.**

Розчини відіграють важливу роль у процесах життєдіяльності. Концентрація розчинів – важлива кількісна характеристика, яку ми будемо застосовувати при вивченні наступних тем медичної хімії, а також при вивченні інших медико-біологічних та клінічних дисциплін.

Колігативні властивості розчинів – властивості, які залежать тільки від кількості частинок, що в ньому містяться. Найважливіша властивість – осмотичний тиск, який формується в результаті процесу – осмосу. Живий організм характеризується сталістю величин осмотичного тиску, онкотичного тиску, депресії біологічних рідин. Вивчення даної теми дозволяє формувати професійний підхід до застосування гіпо-, ізо- та гіпертонічних розчинів як лікарських засобів.

**Питання самостійної позааудиторної роботи, згідно засвоєння яких буде оцінюватись вхідний рівень знань студентів:**

1. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів: масова частка (процентна концентрація), молярна концентрація, молярна концентрація, молярна концентрація еквівалента, титр розчинів, молярна доля.
2. Роль води і водних розчинів в життєдіяльності організму.
3. Колігативні властивості розчинів:
  - а) закон Рауля і слідства з закону Рауля;
  - б) дифузія і осмос;
  - в) осмотичний тиск;
  - г) причини відхилень від законів Вант-Гоффа і Рауля у розчинах електролітів;
  - д) теоретичні основи осмометрії, криометрії, ебуліометрії;
  - е) особливості осмосу у живому організмі.

### **Практичні навички:**

Вміти:

1. Розраховувати концентрації розчинів і готувати розчини з заданою концентрацією.
2. Розраховувати осмотичний тиск, депресію розчинів неелектролітів і електролітів.
3. Застосовувати осмометрію, криометрію для розрахунку молярних мас речовин.
4. Класифікувати розчини за величиною їх осмотичного тиску та прогнозувати процеси, які протікають з клітиною при її зануренні у ці речовини.

### **Питання самостійної аудиторної роботи:**

1. Розрахуйте масу (наважку) хлориду натрію, яка потрібна для приготування 500 мл 0,9% розчину ( $\rho=1\text{г/мл}$ ), ізотонічного плазмі крові.

---

---

2. Розрахуйте наважку гідроксиду натрію, яка потрібна для приготування 200 мл розчину з молярною концентрацією 0,05 моль/л.

---

---

3. Розрахуйте молярну концентрацію 5% розчину глюкози, ізотонічного плазмі крові ( $\rho=1\text{г/мл}$ ).

---

---

4. Визначить фактори еквівалентності сульфатної кислоти, гідроксиду кальцію, сульфату заліза (III).

---

---

---

5. 500 мл розчину містять 4,9 г сульфатної кислоти. Розрахуйте молярну концентрацію еквівалента і титр розчину.

---

---

6. Розрахуйте молярну долю глюкози у 20% розчині.

---

---

---

7. Депресія (зниження температури замерзання) розчину неелектроліту, який містить 29,5 г речовини у 100 г води, дорівнює 1,6 К. Визначить молярну масу речовини (криометрія).

---

---

8. На основі закону Вант-Гоффа розрахуйте осмотичний тиск 5% розчину глюкози, 0,2%; 0,9% та 10% розчинів хлориду натрію ( $\rho=1,1\text{г/мл}$  для 10% NaCl).

---

---

---

---

9. Порівняйте одержанні у завданні 8 величини з  $P_{\text{осм}}$  крові. Опишіть і назвіть процеси, які будуть мати місце при зануренні еритроциту у ці розчини.

---

---

10. Розрахуйте молярну масу гемоглобіну, якщо осмотичний тиск розчину гемоглобіну у воді, який містить 124 г/л речовини при 17°C, дорівнює 4,40 кПа (осмометрія).

---

---

***Запишіть і запам'ятайте:***

$P_{\text{осм}}$  крові в нормі: \_\_\_\_\_

$C_{\text{осм}}$  крові в нормі: \_\_\_\_\_

Онкотичний тиск крові: \_\_\_\_\_

Депресія крові: \_\_\_\_\_

Ізотонічні крові розчини: \_\_\_\_\_

**Лабораторні роботи.**

*Дослід 1.* Приготування розчину гідроксиду натрію з заданою молярною концентрацією еквівалента.

Кожний студент отримує завдання приготувати певний об'єм розчину NaOH з заданою молярною концентрацією еквівалента. Виконує розрахунки наважки, необхідної для приготування розчину. Масу NaOH зважує на техніко-хімічних терезах, кількісно переносить до хімічної склянки, циліндром відміряє необхідний об'єм дистильованої води, перемішує.

**Розчин буде застосований при виконанні лабораторної роботи в об'ємному аналізі!**

*Дослід 2.* Ріст штучної клітини Траубе.

У пробірку поміщаємо 5 мл 5% розчину  $\text{CuSO}_4$ , опустити обережно невеликий кристал жовтої кров'яної солі (не струшувати). Через 20 хв. описати зовнішній ефект.

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

Написати рівняння реакції.

\_\_\_\_\_

Пояснити процес.

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

Дата \_\_\_\_\_

Підпис викладача \_\_\_\_\_

### **Заняття №3. Кислотно-основні рівноваги в організмі. Водневий показник біологічних рідин.**

**Кількість годин – 4.**

**Мотиваційна характеристика.**

Всі біологічні рідини є водними розчинами з певним значенням водневого показнику (рН). Знання величин рН біологічних рідин дозволяє виявляти патологічні зміни в організмі, проводити профілактику захворювань.

**Питання самостійної позааудиторної роботи, згідно засвоєння яких буде оцінюватись вхідний рівень знань студентів:**

1. Іонний добуток води.
2. рН – міра активної кислотності середовища.
3. Розрахунок рН в розчинах сильних і слабких кислот та основ.
4. Гідроліз солей. Розрахунок рН у розчинах солей, що піддаються гідролізу.

**Практичні навички:**

Вміти:

1. Розраховувати рН у розчинах кислот, основ, солей.
2. Розраховувати концентрацію іонів  $H^+$  за величинами рН та рОН.
3. Застосовувати знання з даної теми для оцінки кислотності середовища біологічних рідин.
4. Визначати рН середовища з допомогою індикаторів.

**Питання самостійної аудиторної роботи:**

1. Запишіть рівняння дисоціації  $H_2O$ ,  $H_2CO_3$ ,  $NaOH$ ,  $H_2SO_4$ ,  $CH_3COOH$ ,  $NH_4OH$ ,  $Na_2SO_4$ . Вкажіть силу електроліту.

---

---

---

---

---

2. Активна і загальна кислотність в розчинах сильних і слабких кислот.

---

---

3. Розрахуйте рН у 0,05 М розчині хлоридної кислоти.

---

---

4. Розрахуйте рН у 0,03 М розчині гідроксиду натрію.

---

---

5. Розрахуйте рН у розчині оцтової кислоти:  $C(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1$  моль/л;  $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

---

---

6. Розрахуйте рН у розчині гідроксиду амонію,  $C(\text{NH}_4\text{OH})=0,01$  моль/л,  $\alpha=0,042$ .

---

---

7. Визначить концентрацію іонів водню у крові, якщо рН=7,35.

---

---

---

---

8. Визначить концентрацію гідроксид-іонів у розчині, якщо рН=12,0.

---

9. Є дві проби шлункового соку. В одній концентрація хлоридної кислоти 0,1%, в другій – 0,2%. В якій пробі рН більший?

---

---

---

10. Для солей, які піддаються гідролізу, напишіть рівняння гідролізу в іонній та молекулярній формі:  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ;  $\text{KCl}$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Яка реакція середовища в даних розчинах?

---

---

---

---

11. Розрахуйте рН у розчині ацетату натрію з молярною концентрацією солі 0,05 моль/л,  $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

---

---

---

---

---

***Запишіть і запам'ятайте:***

1. рН крові в нормі= \_\_\_\_\_
2. рН при ацидозі= \_\_\_\_\_
3. рН при алкалозі= \_\_\_\_\_
4. рН шлункового соку в нормі= \_\_\_\_\_
5. Підвищена кислотність шлункового соку рН= \_\_\_\_\_
6. Знижена кислотність шлункового соку рН= \_\_\_\_\_
7. Нульова кислотність шлункового соку рН= \_\_\_\_\_
8. рН слини в нормі= \_\_\_\_\_
9. рН спинномозкової рідини в нормі= \_\_\_\_\_

### **Лабораторні роботи.**

*Дослід 1.* Визначення реакції середовища розчинів електролітів з допомогою індикаторів метилового оранжевого та фенолфталеїну.

До пробірок вносимо по 20 крапель розчинів оцтової кислоти, гідроксиду натрію, гідроксиду амонію, води. Додаємо 2 краплі індикаторів метилового оранжевого та фенолфталеїну. Відмічаємо зміну забарвлення.

Спостереження:

---

---

Висновки:

---

---

*Дослід 2.* На смужки універсального індикаторного паперу наносимо по 1 краплі розчинів, які застосовувались у досліді 1. Відмічаємо зміну забарвлення і значення рН за шкалою універсального індикатора.

Спостереження:

---

---

Висновки:

---

---

---

---

Дата \_\_\_\_\_ Підпис викладача \_\_\_\_\_

**Заняття №4. Буферні системи, їх склад, властивості. Буферні системи організму.**

**Кількість годин – 4.**

**Мотиваційна характеристика.**

Сталість рН біологічних середовищ організму є запорукою його нормальної життєдіяльності. Ця сталість підтримується як фізіологічними механізмами (робота нирок, легень, печінки, кишківника) так і фізико-хімічними механізмами (буферні системи) компенсації. Розуміння механізму дії буферних систем надає можливість для прогнозування протікання біохімічних процесів при зміні реакції середовища.

**Питання самостійної позааудиторної роботи, згідно засвоєння яких буде оцінюватись вхідний рівень знань студентів:**

1. Буферні системи, їх класифікація у відповідності до складу.
2. Механізм буферної дії кислотних, основних, амфолітних буферних систем.
3. Рівняння Гендерсона-Гассельбалха для розрахунку рН буферних систем.
4. Буферна ємність і фактори, які її визначають.
5. Буферні системи організму, їх локалізація, механізм буферної дії.

**Практичні навички:**

Вміти:

1. Характеризувати механізм буферної дії буферних систем, в тому числі і буферних систем організму.
2. Розраховувати рН буферних розчинів за їх складом та склад буферних розчинів по заданій величині рН.
3. Визначати зміни рН при додаванні до буферного розчину сильної кислоти чи лугу.
4. Розраховувати буферну ємність.
5. Готувати буферні розчини і визначати їх рН потенціометричним методом.

**Питання самостійної аудиторної роботи:**

1. Серед даних сумішей виберіть буферні розчини: а)  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ; б)  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{KHCO}_3$  в)  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ; г)  $\text{NH}_4\text{OH}$ ;  $\text{NH}_4\text{HSO}_4$ .

2. Наведіть механізм дії гідрокарбонатної, фосфатної, амоніачної буферних систем.

---

---

---

---

---

---

---

3. Наведіть механізм дії білкової буферної системи. ІЕТ білків.

---

---

---

---

---

4. Розрахуйте рН буферного розчину, одержаного змішуванням 300 мл розчину  $\text{NH}_4\text{Cl}$  з  $C(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,1$  моль/л та 150 мл розчину  $\text{NH}_4\text{OH}$  з  $C(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,2$  моль/л.  $K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

---

---

---

---

5. Розрахуйте рН ацетатного буферного розчину, який містить 150 мл розчину оцтової кислоти з  $C(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1$  моль/л і 250 мл розчину ацетату натрію з  $C(\text{CH}_3\text{COONa}) = 0,2$  моль/л.  $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ . Визначить, як зміниться рН цього розчину при додаванні 6 мл 0,1 М розчину гідроксиду натрію.

---

---

---

---

---

---

6. Розрахуйте об'єми розчинів оцтової кислоти і ацетату натрію з однаковими молярними концентраціями, які потрібно взяти для приготування 400 мл буферного розчину з  $\text{pH} = 5,24$ .  $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

---

---

---

---

7. До 100 мл крові для зміни  $\text{pH}$  від 7,36 до 7,00 необхідно додати 36 мл 0,05 М розчину хлоридної кислоти. Розрахуйте буферну ємність крові по кислоті.

---

8. Фосфатні буферні системи складаються з 0,02 М розчинів гідрофосфату та дигідрофосфату натрію, які взяті у наступних об'ємах:

- 1) 10 мл  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  та 20 мл  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$
- 2) 20 мл  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  та 30 мл  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$
- 3) 40 мл  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  та 40 мл  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ .

Який з цих розчинів має найбільше значення буферної ємності?

***Запишіть і запам'ятайте:***

Склад буферних систем організму:

Гідрокарбонатна \_\_\_\_\_

Фосфатна \_\_\_\_\_

Гемоглобінова \_\_\_\_\_

Оксигемоглобінова \_\_\_\_\_

Амінокислотна \_\_\_\_\_

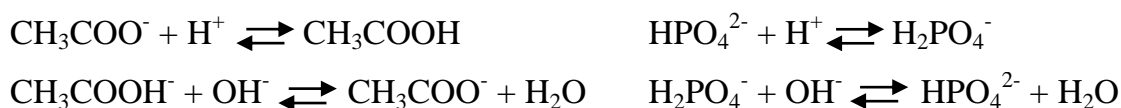
Білкова \_\_\_\_\_

## Лабораторна робота.

Вивчення властивостей буферних розчинів потенціометричним методом.

Основна властивість буферних розчинів – здатність зберігати сталість концентрації іонів  $H^+$  при додаванні невеликих кількостей сильної кислоти або лугу, при розбавленні або концентруванні.

При додаванні розчинів  $HCl$  або  $NaOH$  до ацетатного або фосфатного буферних розчинів відбуваються реакції:



Буферні розчини готуються з еквімолярних розчинів відповідної кислоти (основи) і її (його) солі, взятих у заданих співвідношеннях об'ємів.

### *Хід роботи:*

1. Розрахуйте об'єм \_\_\_\_\_ і об'єм \_\_\_\_\_ для приготування 20 мл \_\_\_\_\_ буферного розчину з  $pH =$  \_\_\_\_\_.

Концентрації кислоти і солі 0,02 моль/л,  $pK(CH_3COOH) = 4,75$ ;

$pK(H_2PO_4^-) = 6,8$ .

2. У хімічний стакан з допомогою мірних циліндрів відміряти відповідні об'єми розчинів кислоти і солі, обережно перемішати.

3. Виміряйте  $pH$  буферного розчину з допомогою  $pH$ -метру, скористувавшись інструкцією для роботи з приладом. Розчин не виливати!

4. Піпеткою відібрати 5 мл буферного розчину і перенести до мірної колби на 50 мл, довести до відмітки дистильованою водою.

Розчин, який залишився, перенести у два хімічних стакани рівними об'ємами. До одного з них піпеткою додати 1 мл розчину  $HNO_3$  з молярною концентрацією 0,01 моль/л, до другої – 1 мл розчину  $NaOH$  такої ж концентрації.

5. Виміряйте рН приготовлених розчинів з допомогою рН-метру і дані занесіть до таблиці:

	Значення рН	
	Розраховане	Виміряне
Вихідний буферний розчин		
Після додавання $\text{HNO}_3$		
Після додавання $\text{NaOH}$		
Розбавлений розчин		

Обробка експериментальних даних:

Розрахунок рН буферного розчину після додавання  $\text{HNO}_3$ :

---

---

Розрахунок рН буферного розчину після додавання  $\text{NaOH}$ :

---

---

Розрахунок рН буферного розчину після розбавлення:

---

---

Висновки:

---

---

---

Дата \_\_\_\_\_

Підпис викладача \_\_\_\_\_

## **Заняття №5. Основи титриметричного аналізу. Приготування та стандартизація розчину NaOH.**

**Кількість годин – 4**

### **Мотиваційна характеристика.**

Титриметричний аналіз – це метод кількісного аналізу, заснований на вимірюванні об'єму або маси реагенту, що вимагається для реакції з досліджувальною речовиною. Цей метод широко застосовується в клінічних, біохімічних, санітарно-гігієнічних та інших лабораторіях в експериментальних дослідженнях і для клінічних аналізів при встановленні кислотно-лужної рівноваги, визначенні кислотності шлункового соку та ін.

### **Питання самостійної позааудиторної роботи, згідно засвоєння яких буде оцінюватись вхідний рівень знань студентів:**

1. Основні поняття титриметричного аналізу: титрування, титрант, точка еквівалентності, кінцева точка титрування, індикатор, крива титрування, стандартний розчин, стандартизований розчин, стрибок титрування.
2. Закон еквівалентів.
3. Вимоги до реакцій та речовин, які застосовуються в об'ємному аналізі.
4. Класифікація методів титриметричного аналізу.
5. Методи кислотно-основного титрування.
6. Робочі розчини: поняття, вимоги, способи приготування стандартного та стандартизованого розчинів.
7. Техніка титрування та визначення точки еквівалентності.
8. Криві титрування.
9. Індикатори: визначення, принципи вибору індикаторів для процесу титрування.

### **Практичні навички:**

Вміти:

1. Розраховувати молярну масу еквіваленту;

2. Розраховувати масу наважки будь-якої речовини для приготування визначеного об'єму робочого розчину з відомою молярною концентрацією еквівалента;
3. Розраховувати молярну концентрацію еквівалента, якщо відома маса наважки речовини в даному об'ємі;
4. Проводити процес титрування;
5. Розраховувати молярну концентрацію еквіваленту на титр розчину, який піддається аналізу, за результатами титрування.

**Питання самостійної аудиторної роботи:**

1. Розрахуйте масу наважки карбонату натрію для приготування 500 мл розчину з молярною концентрацією еквіваленту 0,1 моль/л.

---

2. 1,51 гр фосфатної кислоти міститься в 250 мл розчину. Розрахуйте молярну концентрацію еквіваленту та титр розчину

---

3. Розрахуйте масу гідроксиду калію, яка необхідна для приготування 500 мл розчину з  $C(\text{KOH})=0,05$  моль/л. Назвіть метод приготування цього робочого розчину.

---

4. На титрування 10 мл розчину дигідрату щавлевої кислоти з молярною концентрацією еквіваленту 0,05 моль/л затрачено 8 мл розчину NaOH. Розрахуйте молярну концентрацію еквіваленту та титр розчину гідроксиду натрію. Вкажіть метод приготування робочого розчину дигідрату щавлевої кислоти.

---

---

---

5. Розрахуйте масу наважки  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  для приготування 500 мл розчину з молярною концентрацією еквівалента 0,05 моль/л. Вкажіть метод приготування цього робочого розчину.

---

---

6. Який індикатор потрібно обрати для титрування  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  розчином  $\text{NaOH}$ . Обоснуйте свій вибір.

---

7. Підкресліть індикатор, з яким здійснюється титрування гідроксиду амонію розчином хлоридної кислоти:

- а) метилоранж;                      б) фенолфталеїн;                      в) хромоген чорний

8. Підкресліть індикатори, з якими здійснюється титрування хлоридної кислоти розчином лугу:

- а) метилоранж;                      б) фенолфталеїн;                      в) хромоген чорний

9. 6,3 гр. технічної оцтової кислоти розчинили у воді у мірній колбі місткістю 200 мл. На титрування 10 мл отриманого розчину було витрачено 16 мл  $\text{KOH}$  з молярною концентрацією еквіваленту  $\text{KOH}$  0,06 моль/л. Розрахуйте масову частку оцтової кислоти у досліджувальному зразку.

---

---

10. Запишіть і запам'ятайте формули для розрахунків у титриметричному аналізі:

а) маси наважки \_\_\_\_\_;

б) молярної концентрації еквіваленту досліджуваного розчину  
\_\_\_\_\_;

в) титру розчину \_\_\_\_\_;

г) закону еквівалентів \_\_\_\_\_.

## Лабораторна робота.

### Приготування та стандартизація розчину NaOH.

**Сутність методу:** метод нейтралізації засновано на проведенні кислотно-основних реакцій. В ході такого титрування змінюється значення рН розчину. Стандартизацію розчинів проводять у випадку, якщо речовина не відповідає вимогам, які пред'являються до стандартних речовин, та встановлюють точне значення молярної концентрації еквіваленту та титр розчину.

#### Методика виконання експерименту:

1. За допомогою піпетки відібрати точний об'єм (5 мл) стандартного розчину (аліквота) щавлевої кислоти;
2. Аліквоту переносимо до колби для титрування і додаємо 2-3 краплі індикатора (фенолфталеїн);
3. Заповнюємо бюретку розчином лугу NaOH (стандартизований розчин) і проводимо процес титрування – повільно, по краплях додаємо титрант до аліквоти стандартного розчину до зміни кольору.
4. Процес титрування провести тричі – до отримання трьох подібних результатів.
5. Виміряти об'єм досліджуваного розчину NaOH, який затратився на титрування та розрахувати концентрацію та титр NaOH. Заповнити таблицю:

№ з/п	V (щавлевої кислоти), мл	V (гідроксиду натрія), мл	Розрахунки
1	$V_1 = 5,0$	$V_1 =$	
2	$V_2 = 5,0$	$V_2 =$	
3	$V_3 = 5,0$	$V_3 =$	$C_{\text{NaOH}} =$
$V_{\text{сер.}} =$			$T_{\text{NaOH}} =$

Обробка експериментальних даних:

1) Щавлева кислота є стандартною речовиною:

$m$  (наважки) = \_\_\_\_\_ гр.;  $V$  розчину = \_\_\_\_\_ л.

Розрахуйте молярну концентрацію еквівалента розчину дигідрату щавлевої кислоти: \_\_\_\_\_

2) Розрахуйте молярну концентрацію еквівалента розчину NaOH (з застосуванням закону еквівалентів) \_\_\_\_\_

3) Розрахуйте титр розчину NaOH \_\_\_\_\_

**Висновки** \_\_\_\_\_

Дата \_\_\_\_\_

Підпис викладача \_\_\_\_\_

## **Заняття №6. Визначення кислотності шлункового соку та твердості водовідної води.**

**Кількість годин – 4.**

**Лабораторна робота «Визначення кислотності шлункового соку» - 2 год.**

**Сутність методу.**

Вміст кислот у фізіологічних рідинах впливає на функціонування клітин, органів і організму в цілому. Визначення кислотності шлункового соку, крові, сечі відноситься до числа аналізів, що виконуються з метою діагностики захворювання і контролю за ходом лікування.

Чистий шлунковий сік являє собою безбарвну рідину з грудочками слизу. Він містить хлоридну кислоту, ферменти, мінеральні речовини, гормон гастрин, слиз, сліди органічних сполук

В клінічній практиці кислотність шлункового соку виражається у клінічних (титриметричних) одиницях, тобто числом мілілітрів 0,1 М лугу, який необхідно витратити для нейтралізації 100 мл шлункового соку.

В лабораторіях визначають вміст вільної соляної кислоти та загальну кислотність.

У нормі активна кислотність, тобто вміст вільної HCl, становить 20-40 ммоль/л (т.о.), а норма загальної кислотності дорівнює 40-60 ммоль/л (т.о.).

Підвищений вміст кислот спостерігається при виразках шлунка, дванадцятипалої кишки, гіперацидних гастритах і ряді захворювань нервової системи.

Знижена кислотність має місце при гострих інфекційних захворюваннях, гіперацидних гастритах, раку шлунку, тощо.

**Методика проведення експерименту.**

- 1) За допомогою піпетки відібрати точний об'єм (5 мл) розчину шлункового соку (аліквота);
- 2) аліквоту переносимо до колби для титрування і додаємо по 2-3 краплі фенолфталеїну та метилового помаранчевого;

- 3) заповнюємо бюретку розчином лугу NaOH і проводимо процес титрування. Титрування проводимо до зміни кольору розчину з червоного на рожево-помаранчовий. Записуємо об'єм розчину NaOH, який затратився на титрування ( $V_1$ ) та продовжуємо процес титрування до переходу забарвлення через жовте до малинового. Записуємо об'єм розчину NaOH, який затратився на титрування ( $V_2$ ). Заповнити таблицю.
- 4) Процес титрування повторити до отримання трьох подібних результатів.

№ з/п	Результати титрування $V$ (ш.с.) = 5 мл		Розрахунки
	$V_1$ (NaOH), мл	$V_2$ (NaOH), мл	
1			
2			
3			
$V_{1 \text{ сеп.}} =$		$V_{2 \text{ сеп.}} =$	

#### Обробка експериментальних даних:

- 1) розрахунок поправочного коефіцієнту:

$$K = \frac{0,1}{C(\text{NaOH})}$$

- 2) розрахунок активної кислотності шлункового соку:

$$HCl_{\text{віль.}} = \frac{V_{1\text{сеп}}(\text{NaOH}) \cdot 100}{V_{\text{ш.с.}} \cdot K}$$

- 3) розрахунок загальної кислотності шлункового соку:

$$\text{Загальна кислотність} = \frac{V_{2\text{сеп}} \cdot 100}{V_{\text{ш.с.}} \cdot K}$$

#### Висновки

---



---



---

Дата \_\_\_\_\_

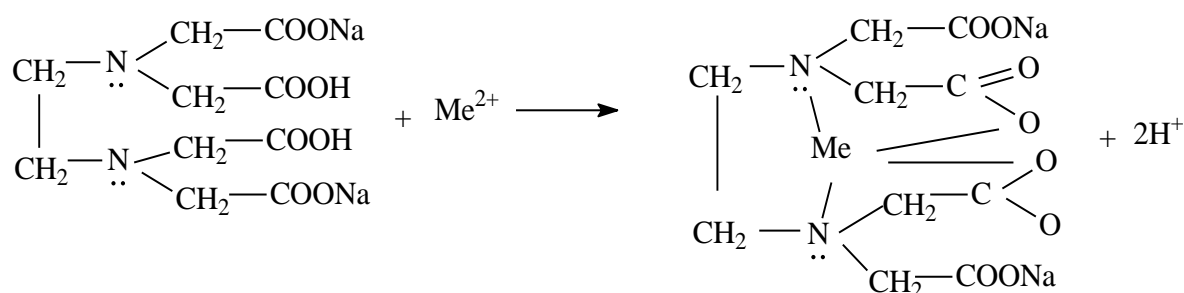
Підпис викладача \_\_\_\_\_

## Лабораторна робота «Визначення твердості водовідної води» - 2 год.

### Сутність методу.

Твердість – один із технологічних показників, які прийняті для характеристики складу та якості природних вод. Твердою називають воду з підвищеним вмістом іонів  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$ . Існує два види твердості: тимчасова – викликається присутністю гідрокарбонатів  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  та  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ ; постійна – викликана присутністю у воді сульфатів і хлоридів  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$ .

Для визначення загальної твердості використовується метод комплексометрії. В основі цього методу лежить титрування води в присутності аміачного буферного розчину і індикатора розчином Трилону Б до переходу червоного кольору у блакитний. При титруванні твердої води розчином трилону Б утворюється внутрікомплексна сполука:



У процесі титрування комплекс металу з індикатором руйнується і останній виділяється в чистому вигляді:



Величина загальної твердості	Група води
до 2	м'яка
від 2 до 6	середня твердість
від 6 до 10	тверда
більше ніж 10	дуже тверда

### Методика проведення експерименту.

- 1) за допомогою піпетки відібрати точний об'єм водовідної води (5мл) та перенести до колби для титрування;
- 2) додати 2,5 мл аміачного буферного розчину та 2 краплі індикатора (хромогену чорного);
- 3) заповнити бюретку розчином Трилону Б і почати титрування. Процес титрування проводити до зміни кольору з червоного до блакитного;
- 4) процес титрування повторити до отримання трьох подібних результатів;
- 5) виміряти об'єм розчину Трилону Б, який затратився на титрування та заповнити таблицю:

№ з/п	V(H <sub>2</sub> O), мл	V(Трилону Б), мл	Розрахунки
1.	V = 5,0	V <sub>1</sub> =	
2.	V = 5,0	V <sub>2</sub> =	
3.	V = 5,0	V <sub>3</sub> =	
V <sub>сер.</sub> =			

### Обробка експериментальних даних:

- 1) розрахувати молярну концентрацію еквіваленту розчину Трилону Б:

$$C = \frac{m(\text{Трилону Б})}{M_{\text{екв}} \cdot V}, \text{ моль / л}$$

- 2) розрахувати загальну твердість води:

$$Ж \text{ (H}_2\text{O)} = \frac{C_{\text{екв. (ТрилонуБ)} \cdot V_{\text{сер. (ТрилонуБ)}}}{V(\text{H}_2\text{O})} \cdot 1000, \text{ ммоль / л}$$

### Висновки

---

---

---

Дата \_\_\_\_\_

Підпис викладача \_\_\_\_\_

## **Заняття №7. Хімічна термодинаміка.**

**Кількість годин – 4**

**Мотиваційна характеристика:** хімічна термодинаміка є теоретичною основою для вивчення обміну речовин (метаболізму) та енергії в живому організмі. Також дозволяє встановити специфічні особливості перетворення різних видів енергії, визначає можливість та напрямок протікання хімічних процесів.

**Питання самостійної позааудиторної роботи, згідно засвоєння яких буде оцінюватись вхідний рівень знань студентів:**

1. Основні поняття хімічної термодинаміки: система, термодинамічні параметри, термодинамічні функції стану.
2. Перший закон термодинаміки.
3. Тепловий ефект хімічної реакції. Стандартні теплові ефекти.
4. Термохімічне рівняння. Теплота утворення та згоряння речовин.
5. Закони термохімії: закон Лавуазьє-Лапласа та закон Гесса. Слідства із закону Гесса.
6. Другий закон термодинаміки. Ентропія.
7. Критерії самодовільності процесу. Рівняння Гіббса. Типи біохімічних реакцій за значеннями  $\Delta G^{\circ}$ .
8. Застосування законів хімічної термодинаміки до живих систем (стаціонарний стан, гомеостаз, механізм енергетичного спряження).

**Практичні навички:**

**Вміти:**

1. Розраховувати тепловий ефект хімічної реакції, з використанням значень теплот утворення або згоряння речовин та продуктів реакції;
2. Використовувати термохімічні розрахунки для енергетичної характеристики біохімічних процесів;
3. Розрахувати калорійність харчових продуктів;
4. Використовувати термодинамічні функції для оцінки направленості процесів.

### Питання самостійної аудиторної роботи:

1. Виберіть термодинамічні параметри:

а) теплота; б) маса; в) енергія Гіббса; г) ентропія; д) концентрація; е) об'єм;  
ж) ентальпія; з) тиск; і) внутрішня енергія; к) температура; л) енергія Гельмгольца.

2. Виберіть термодинамічні функції:

а) теплота; б) маса; в) енергія Гіббса; г) ентропія; д) концентрація; е) об'єм;  
ж) ентальпія; з) тиск; і) внутрішня енергія; к) температура; л) енергія Гельмгольца.

3. Який параметр не змінюється при

а) ізотермічному процесі \_\_\_\_\_

б) ізобарному процесі \_\_\_\_\_

в) ізохорному процесі \_\_\_\_\_

4. При постійному тиску 200 кПа газ розширився від об'єму 4 л до об'єму 6 л. Розрахуйте кількість тепла, підведеного до газу, якщо внутрішня енергія газу змінилась на 600 Дж.

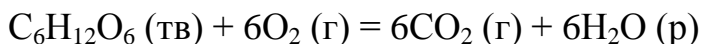
---

5. Обчисліть тепловий ефект хімічної реакції отримання етилового спирту з етилену та води, якщо:  $\Delta H^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = -235,31$  кДж/моль;  $\Delta H^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{C}_2\text{H}_4) = 52,28$  кДж/моль;  $\Delta H^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{H}_2\text{O}) = -241,83$  кДж/моль. Напишіть термохімічне рівняння.

---

---

6. В організмі людини відбуваються аеробний та анаеробний процеси окиснення глюкози

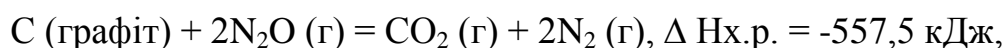


Визначить, в якій із реакцій утворюється більше тепла, якщо  $\Delta H^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{ТВ})) = -1274$  кДж/моль;  $\Delta H^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{р})) = -277$  кДж/моль;  $\Delta H^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{CO}_2(\text{г})) = -393,5$  кДж/моль;  $\Delta H^{\circ}_{\text{утв.}}(\text{H}_2\text{O}(\text{р})) = -286$  кДж/моль.

---

---

7. Розрахуйте теплоту утворення  $\text{N}_2\text{O}(\text{г})$  в термохімічному рівнянні

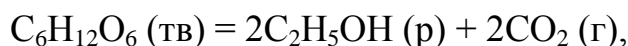


якщо теплота утворення  $\text{CO}_2(\text{г})$   $\Delta H^{\circ}_{\text{утв.}} = -393,5$  кДж/моль.

---

---

8. Розрахуйте тепловий ефект реакції бродіння глюкози:



якщо  $\Delta H^{\circ}_{\text{сгор.}}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = -2815$  кДж/моль;

$\Delta H^{\circ}_{\text{сгор.}}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = -1367$  кДж/моль.

---

---

9. Теплота утворення жиру в організмі людини складає 9,3 ккал/гр. Середньодобова потреба в жирі для студента складає 90 гр. Розрахуйте добову потребу в енергії по жиру.

---

---

10. Основний обмін людини складає 105 кДж на кг маси тіла. Скільки грамів глюкози забезпечить енергетичну потребу людини масою 72 кг.

---

---

11. Розрахуйте калорійність 200 гр молока, яке містить 3,2% жиру; 5,5% вуглеводів, 26,6% білків, якщо  $\Delta H_{\text{сгор.}}(\text{жиру}) = 39,9$  кДж/гр;  $\Delta H_{\text{сгор.}}(\text{білків}) = 17$  кДж.;  $\Delta H_{\text{сгор.}}(\text{вуглеводів}) = 17$  кДж/гр.

---

---

12. Розрахуйте можливість мимовільного протікання процесу

$\text{Na}_2\text{O (тв.)} + \text{H}_2\text{O (р)} \leftrightarrow 2\text{NaOH (тв)}$  при  $95^\circ\text{C}$ , якщо:

речовина	$\Delta H^{\circ}_{\text{утв.}}$ , кДж/моль	$\Delta S^{\circ}$ , Дж/моль
$\text{Na}_2\text{O (тв)}$	- 416	75,5
$\text{H}_2\text{O (р)}$	- 286	70
$\text{NaOH (тв)}$	- 427,8	64,16

### Лабораторна робота «Оцінка раціону харчування»

Фізіологічні норми харчування включають в себе кількісну характеристику (калорійність раціону) і якісну характеристику (вміст у раціоні білків, жирів, вуглеводів, мінеральних солей і вітамінів). Калорійність або енергетична цінність виражається в кілокалоріях (ккал) або в кілоджоулях (кДж).

1 ккал представляє таку кількість тепла, яка необхідна для нагрівання 1 л води на  $1^\circ\text{C}$ :  $1 \text{ ккал} = 4,18 \text{ кДж}$ . Потреба людини в енергії повинна відповідати його добовим енерговитратам, так як надлишок споживання енергії неминуче призводить до відкладення жиру, тобто до ожиріння.

Добові енерговитрати в звичайних умовах складаються з нерегульованих і регульованих витрат. Нерегульовані витрати складаються з енергії, що витрачається на основний обмін витрат енергії на засвоєння їжі. Величина основного обміну (ВОО) залежить від маси тіла, віку, статі, фізіологічного стану та інших зовнішніх і внутрішніх факторів.

*Регульовані витрати* – це витрата енергії при виконанні різних видів робіт.

Коефіцієнт фізичної активності (КФА) – це співвідношення енерговитрат на виконання певного виду робіт і величини основного обміну за одиницю часу. КФА показує, у скільки разів енерговитрати організму на даний вид роботи перевищують величину основного обміну. Співвідношення загальних енерговитрат на всі види діяльності і величини основного обміну відображає рівень фізичної активності людини в цілому за добу і використовується для розрахунку добових енерговитрат людини.

Таблиця 1

**Енерговитрати дорослої людини при різній фізичній активності по відношенню до величини основного обміну (КФА)**

<i>Види діяльності</i>	<i>КФА</i>	<i>Види діяльності</i>	<i>КФА</i>
Сон	1,0	Їзда в транспорті	1,7
Відпочинок сидячи	1,2	Приготування їжі, догляд за дітьми	2,2
Ходьба:		Повсякденне прибирання	2,7
по дому	2,5	Читання, навчання вдома	1,6
прогулянка повільна	2,8	Заняття на парі:	1,9
в звичайному темпі	3,2	реферування літератури	2,0
з навантаженням 10 кг	3,5	виконання лабораторної роботи	2,6
Приймання їжі	1,5	Заняття спортом: помірна активність (танці, плавання, теніс)	4,2-6,6
Заняття спортом: легка активність (більярд, кеглі, гольф)	2,1-4,4	Заняття спортом: важкі вправи (футбол, атлетика, веслування)	6,6 і вище

Більш точно визначити цей показник можна, якщо виходити з середньостатистичних величин основного обміну для людини певної статі, віку і маси тіла. Для цього необхідно знайти в табл. 3 відповідну величину основного обміну, розрахувати величину основного обміну в годину (ВГО =  $ОО : 24$ ). Потім треба скласти хронометраж різних видів розумової і фізичної діяльності за добу; помножити ВГО на КФА з табл. 1 для даної групи населення.

Таблиця 2

**Величини основного обміну (ОО) (ккал) для дорослої людини в залежності від статі, маси тіла, для віку 17-29 років**

<i>Чоловіки</i>		<i>Жінки</i>	
<i>Маса тіла, кг</i>	<i>Величини основного обміну (ОО) (ккал)</i>	<i>Маса тіла, кг</i>	<i>Величини основного обміну (ОО) (ккал)</i>
50	1450	40	1080
55	1520	45	1150
60	1590	50	1230
65	1670	55	1300
70	1750	60	1380
75	1830	65	1450
80	1920	70	1530
85	2010	75	1600
90	2110	80	1680



**Завдання 2.** Скласти приблизний раціон харчування (на добу) і оцінити його збалансування за основними харчовими речовинами.

Таблиця 3

**Зміст основних поживних речовин в порційному харчуванні**

Найменування продукту	Вміст в 100 г продукту, г:		
	білки	жири	вуглеводи
Йогурт натуральний 1,5% жирності	5	1,5	3,5
Сир російський	23,4	30	0
Сир голландський	26.0	26.8	0
Молоко	2,8	3,2	4,7
Майонез	3,1	67	2,6
Масло вершкове	0,6	82,5	0,9
Сало свинне	1,4	92,8	0
Сметана 20%	2,8	20	3,2
Сосиски	11.6	19.8	2.0
Курятина	18.2	18.4	0.7
Телятина	19,7	1,2	0
Свинина	11,4	49,3	0
Окунь	17.6	5.2	0
Тунець	22,7	0,7	0
Горбуша	21.0	7.0	0
Хек	16.6	2.2	0
Яйце (куряче)	12.7	11.5	0.7
Хліб пшеничний	7.6	0.9	45.6
Яблука	0.4	0.4	0.8
Томати	1.1	0.2	0.3
Шоколад темний	5,4	35,3	52,6
Мармелад	0	0,1	77,7
Арахіс	26,3	45,2	9,7
Фундук	16,1	66,9	9,9

Таблиця 4

**Вміст основних поживних речовин в раціоні харчування**

Раціон харчування	Порція, г	Вміст в раціоні, г (в перерахунку на порцію):		
		білки	жири	вуглеводи
Сніданок:				
Обід:				
Вечеря:				
<b>Разом:</b>				

Таблиця 5

**Розрахунок вкладу основних харчових речовин (в %) в загальну калорійність раціону**

Калорійність: (вклад в загальну калорійність)	білків	жирів	вуглеводів
Оптимальне співвідношення	12 %	30 %	58 %

**Висновки** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

Дата \_\_\_\_\_

Підпис викладача \_\_\_\_\_

## **Заняття №8. Кінетика біохімічних реакцій та каталіз. Хімічна рівновага.**

**Кількість годин – 4**

### **Мотиваційна характеристика:**

Хімічна кінетика – це наука про швидкості та механізми хімічних перетворень. Їх ціль – вивчення закономірностей хімічного або біохімічного процесів, а також вплив різних факторів на його протікання. Більшість реакцій у нашому організмі протікають за допомогою біокаталізаторів (ферментів). Тому майбутній лікар завдяки цій темі зможе правильно обрати той препарат, ефективність якого визначається швидкістю хімічної реакції, яка протікає в організмі під його впливом.

### **Питання самостійної позааудиторної роботи, згідно засвоєння яких буде оцінюватись вхідний рівень знань студентів:**

1. Основні поняття хімічної кінетики: швидкість хімічної реакції, константа швидкості хімічної реакції, гомогенна та гетерогенна система.
2. Визначення швидкості реакції для гомогенної та гетерогенної системи.
3. Залежність швидкості реакції від різних факторів: концентрації (закон діючих мас), температури (правило Вант-Гоффа), природи реагуючих речовин та каталізатора.
4. Молекулярність, порядок реакції. Кінетичні рівняння та час напівперетворення для реакцій першого, другого та нульового порядків.
5. Енергія активації. Рівняння Арреніуса.
6. Кінетика складних реакцій: послідовні, паралельні, пов'язані, ланцюгові механізми.
7. Каталізатори. Кінетика ферментативного каталізу. Теорія Міхаеліса і Ментен.
8. Хімічна рівновага. Зміщення хімічної рівноваги, принцип Ле-Шательє. Правило Бертлоо.
9. Гетерогенні рівноваги. Добуток розчинності. Умови утворення і розчинення осадів.
10. Гетерогенні рівноваги в організмі людини.

## Практичні навички:

Вміти:

1. Визначати залежність швидкості хімічної реакції від концентрації та температури.
2. Інтерпретувати залежність швидкості хімічної реакції від енергії активації, пояснювати особливості дії каталізаторів.
3. Пояснювати механізм дії ферментів і особливості ферментативного каталізу.
4. Прогнозувати напрямки протікання хімічних реакцій.
5. Розраховувати константу рівноваги та добуток розчинності.
6. Прогнозувати можливість утворення та розчинення осадів.

## Питання самостійної аудиторної роботи:

1. Виберіть фактори, які впливають на швидкість хімічної реакції:

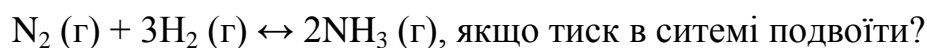
а) Q; б) C; в) T; г)  $\Delta H$ ; д) каталізатор; е)  $\Delta S$ ; ж) природа реагуючих речовин.

2. Запишіть кінетичне рівняння швидкості для прямої та оборотної реакції:

а)  $\text{CO (г)} + \text{Cl}_2 \text{ (г)} \leftrightarrow \text{COCl}_2 \text{ (г)}$  \_\_\_\_\_

б)  $\text{C (тв)} + \text{CO}_2 \text{ (г)} \leftrightarrow 2\text{CO (г)}$  \_\_\_\_\_

3. У скільки разів зміниться швидкість прямої реакції



---

4. В реакції  $\text{N}_2 \text{ (г)} + \text{O}_2 \text{ (г)} \leftrightarrow 2\text{NO (г)}$  концентрацію нітрогену знизили у 3 рази. Як зміниться швидкість реакції?

---

5. У скільки разів зміниться швидкість реакції при підвищенні температури з  $10^\circ\text{C}$  до  $30^\circ\text{C}$ , якщо  $\gamma=3$ ?

---

6. Розрахуйте температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції, якщо при зниженні температури на  $30^\circ\text{C}$  швидкість зменшилась у 8 разів.

---

7. Виберіть значення температурного коефіцієнту швидкості біохімічної реакції: а) 2-4; б) 3-5; в) 7-10.

8. Допишіть вірну відповідь:

а) порядок ферментативної реакції за концентрацією ферменту \_\_\_\_\_

б) порядок ферментативної реакції при низькій концентрації субстрату \_\_\_\_\_

в) порядок ферментативної реакції при високій концентрації субстрату \_\_\_\_\_

9. Рівновага реакції  $2\text{H}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} (\text{г})$ ;  $\Delta H < 0$  зміститься вправо при:

а) підвищенні температури;

б) зменшенні тиску;

в) підвищенні тиску;

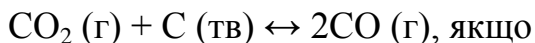
г) зменшенні концентрації кисню.

10. Запишіть рівняння константи рівноваги для реакції отримання оксиду вуглецю (II):



та розрахуйте  $K_p$ , якщо  $[\text{CO}] = 0,05$  моль/л;  $[\text{CO}_{2(\text{г})}] = 0,044$  моль/л.

11. В який бік зміститься рівновага в системі



а) збільшити концентрацію  $\text{CO}$  \_\_\_\_\_

б) збільшити концентрацію  $\text{CO}_2$  \_\_\_\_\_

в) підвищити тиск \_\_\_\_\_

г) зменшити тиск \_\_\_\_\_

12. Змішані рівні об'єми розчинів  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  та  $\text{NaCl}$  з однаковою молярною концентрацією 0,1 моль/л. Чи утвориться осад  $\text{PbCl}_2$ , якщо змішування розчинів відбувалось при  $25^\circ\text{C}$  та  $\text{PP} (\text{PbCl}_2) = 2,4 \cdot 10^{-4}$ ?

---

---

13. Виходячи з поняття «добуток розчинності», розрахуйте розчинність AgCl.  $IP(AgCl) = 1,7 \cdot 10^{-10}$ .

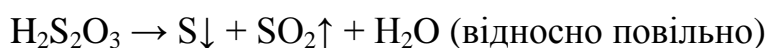
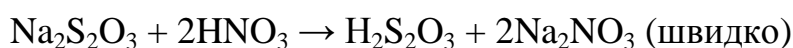
---

---

### **Лабораторна робота. Вивчення кінетики хімічної реакції.**

*Дослід 1.* Вплив концентрації тіосульфату натрію на швидкість розкладання тіосульфатної кислоти.

Сутність методики: Реакція взаємодії сульфатної кислоти з тіосульфатом натрію з утворенням тіосульфатної кислоти протікає за стадіями:



Згідно з положенням хімічної кінетики лімітуючою стадією багатоступінчастих реакцій є та, яка протікає найбільш повільно.

Концентрація нітратної кислоти на протязі експериментів залишається постійною, тому оцінка умовної швидкості реакції проводиться за змінами концентрацій тіосульфату натрію.

#### **Методика проведення експерименту:**

1. Заповнюємо три бюретки відповідно розчинами: тіосульфату натрію, сульфатної кислоти, води.

2. Беремо 2 пробірки: з бюреток в одну додаємо тіосульфат натрію і воду, в другу – нітратну кислоту. Вміст одної пробірки вливаємо в другу і секундоміром відмічаємо час, за який відбувається помутніння розчину. Цю процедуру повторюємо 5 разів, кожного разу змінюючи об'єми реагентів згідно таблиці.

3. Розраховуємо концентрацію солі тіосульфату натрію і заповнюємо

таблицю:  $C = \frac{C(Na_2S_2O_3) \cdot V(Na_2S_2O_3)}{V_{загальний}}$ , якщо  $C(Na_2S_2O_3) = 0,23$  моль/л.

4. Розраховуємо умовну швидкість реакції і заповнюємо таблицю:

$V = \frac{1}{t}$ , де t- час помутніння (вимірюється секундоміром).

№з/п	Об'єм, мл			Отримана концентрація $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , моль/л	Час помутніння, сек	Умовна швидкість реакції, 1/сек
	$\text{HNO}_3$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$			
1	2,5	2,0	0,5			
2	2,5	1,5	1,0			
3	2,5	1,0	1,5			
4	2,5	0,5	2,0			
5	2,5	0	2,5			

5. Будуємо графік  $V - C_{\text{солі}}$  і робимо висновки.

## Висновки

---



---



---

*Дослід 2.* Визначення температурного коефіцієнту реакції розкладу тіосульфатної кислоти.

### Методика проведення експерименту:

У дві пробірки з бюреток додаємо: в одну – 2 мл тіосульфату натрію, в другу – 2 мл нітратної кислоти. Поміщаємо їх в стакан з водовідною водою і через 2-3 хв. вимірюємо температуру води термометром. Після цього зливаємо

вміст пробірок в одну, залишаючи її в стакані, і секундоміром відмічаємо час появи опалесценції.

Далі послідувачі досліди проводимо з такими ж об'ємами реагентів, але температуру води в стакані встановлюємо з допомогою термометра на 10°C вище попередньої, додаючи гарячу воду. Всього проводимо 4 досліди. Дані заносимо до таблиці, а температурний коефіцієнт розраховуємо за формулою:

$$\gamma = \frac{V_T + 10}{V_T}$$

№ досліду	Температура, К	Час, сек.	Умовна швидкість, сек.	Температурний коефіцієнт, $\gamma$
1.				
2.				
3.				
4.				

Середньоарифметичне значення температурного коефіцієнта хімічної реакції дорівнює: \_\_\_\_\_

**Висновки** \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

Дата \_\_\_\_\_

Підпис викладача \_\_\_\_\_

**Заняття №9. Окиснювально-відновні реакції. Електродні потенціали та механізми їх виникнення. Роль електрохімічних явищ у біологічних процесах. Потенціометрія.**

**Кількість годин – 4**

**Мотиваційна характеристика.**

Біологічні рідини і тканини містять у своєму складі певну кількість електролітів, внаслідок чого мають високу електропровідність. Електроліти приймають участь у процесах підтримування кислотно-основного стану, нормалізації водно-солевого обміну і осмотичного тиску. Вивчення електролітичних порушень і їх своєчасна корекція є важливим фактором для ефективного лікування захворювань. Електрохімічні процеси широко використовуються у медичній практиці та медико-біологічних дослідженнях. Потенціометричний метод визначення рН застосовується у медицині, біології, біохімії, що дозволяє визначити рН біологічних рідин і тканин без змін їх складу і властивостей. Дані зміни величин біопотенціалів залежать від фізіологічного стану клітин і органів, тому використовується в методах електрографії та енцефалографії.

**Питання самостійної позааудиторної роботи, згідно засвоєння яких буде оцінюватись вхідний рівень знань студентів:**

1. Окиснювально-відновні реакції (ОВР): визначення, поняття: окиснювач, відновлювач, окиснення, відновлення.
2. Залежність окиснювально-відновних властивостей речовини від ступеня окиснення елемента в ній.
3. Типи ОВР.
4. Електродні потенціали і механізми їх виникнення. Подвійний електричний шар (ПЕШ).
5. Рівняння Нернста для електродного потенціалу.
6. Вимір електродних потенціалів. Нормальний (стандартний) електродний потенціал, його фізичний зміст. Нормальний водневий електрод.
7. Класифікація електродів. Електроди I, II, III роду, мембранні електроди.
8. Гальванічні елементи (хімічні та концентраційні).
9. Електроди і схеми для вимірювання рН.
10. Дифузійний та мембранний потенціали.
11. Біопотенціали: потенціал спокою і потенціал дії.
12. Потенціометрія.

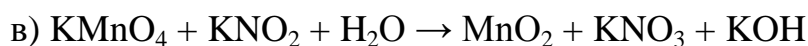
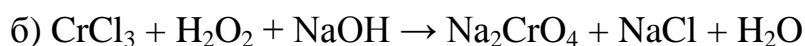
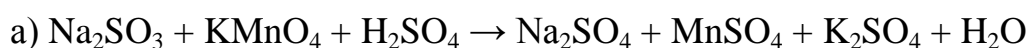
### Практичні навички:

Вміти:

1. Скласти рівняння ОВР електронно-іонним методом.
2. Вимірювати електродні потенціали.
3. Інтерпретувати рівняння Нернста, застосовувати для розв'язування розрахункових задач.
4. Скласти схеми гальванічних елементів для вимірювання рН біологічних рідин.

### Питання самостійної аудиторної роботи:

1. Скласти рівняння наступних реакцій, застосовуючи електронно-іонний метод:



2. Розрахуйте електродний потенціал цинкового електроду, якщо активна концентрація іонів цинку дорівнює 5 моль/л,  $T=298 \text{ K}$ .
- 

3. Розрахуйте рН розчину мурашиної кислоти, якщо потенціал хінгдронного електроду зануреного у цей розчин, при  $T=298 \text{ K}$ , дорівнює 0,48 В,  $e^\circ_{\text{х.г.}} = 0,7 \text{ В}$ .
- 
-

4. Розрахуйте потенціал окисно-відновного електрода, в якому протікає реакція:  $\text{Cr}^{3+} + \bar{e} \rightarrow \text{Cr}^{2+}$ , якщо  $T = 298 \text{ K}$ ,  $a_{\text{Cr}^{2+}} = 0,01$  моль/л;  $a_{\text{Cr}^{3+}} = 0,001$  моль/л,  $e^\circ = -0,41 \text{ V}$ .

---

---

---

5. Розрахуйте ЕРС та складіть схему гальванічного елемента, який складається з залізного та срібного електрода,  $e^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,799 \text{ V}$ ;  $e^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}) = -0,441 \text{ V}$ .

---

---

---

6. ЕРС гальванічного елемента, який складається з каломельного та водневого електродів, дорівнює  $0,35 \text{ V}$ . Розрахуйте рН, якщо  $e_{\text{кал.}} = +0,248 \text{ V}$ .

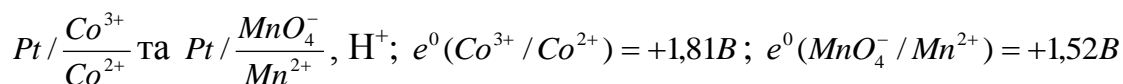
---

---

---

---

7. Запишіть схему гальванічного елемента, який складається з електродів:



Запишіть катодний та анодний процеси.

---

---

---

8. Чому дорівнює ЕРС концентраційного ланцюга, який складається з 2-х водневих електродів, занурених в розчини з концентрацією іонів водню  $0,01$  моль/л та  $0,0001$  моль/л, при  $T=298\text{K}$ ?

---

---

---

### Запишіть і запам'ятайте

1. Співвідношення  $\frac{[K^+]_{кл.}}{[K^+]_{позакл.}} =$
2. Співвідношення  $\frac{[Na^+]_{позакл.}}{[Na^+]_{кл.}} =$
3. При формуванні потенціалу спокою, зовнішня поверхня клітинної мембрани має заряд \_\_\_\_\_
4. Стадії формування потенціалу дії: а) \_\_\_\_\_  
б) \_\_\_\_\_

**Лабораторна робота. Визначення концентрації розчину нітратної кислоти методом потенціометричного титрування розчином гідроксиду натрію.**

#### Методика проведення експерименту.

В хімічній стакан відмірюють 10 мл розчину HCl. Над стаканом прилаштовують бюретку, заповнену 0,1 М розчином NaOH. Потенціометричне титрування проводять, занурюючи в стакан з досліджуваним розчином два електроди: індикаторний електрод (скляний) та електрод порівняння (хлоросрібний), після чого вмикають рН-метр та вимірюють рН розчину до введення титранту. До кожної порції (10 мл розчину HCl) додають по 0,5 мл стандартного розчину NaOH і результати вимірювання заносять до таблиці.

№з/п	Об'єм титранту NaOH, мл	рН
1	0,5	
2	1,0	
3	1,5	
4	2,0	
5	2,5	
6	3,0	
7	3,5	

За результатами вимірювання будують графік – потенціометричну криву титрування. На осі абсцис відкладають об'єм титранту (NaOH), а на осі ординат – відповідні значення рН. Знайшовши за графіком еквівалентну точку, встановлюють об'єм лугу, який витрачено на титрування 10 мл досліджуваного розчину кислоти. Закінчення титрування можна визначити ще по різкій зміні потенціалу індикаторного електроду поблизу точки еквівалентності.

Користуючись даними співвідношеннями  $S_{\text{к}}V_{\text{к}}$  та  $S_{\text{лугу}}V_{\text{лугу}}$  – можна визначити концентрацію кислоти і зробити висновок по лабораторній роботі.

**Висновки** \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

Дата \_\_\_\_\_

Підпис викладача \_\_\_\_\_

## **Заняття №10. Сорбція біологічно активних речовин на межі поділу фаз. Іонний обмін. Хроматографія**

**Кількість годин – 4.**

**Мотиваційна характеристика.**

Біологічні системи є гетерогенними. Тому більшість процесів у живому організмі, в тому числі сорбційні явища, протікають на межі поділу фаз. Ці явища складають основу механізмів обміну поживних речовин, метаболізму лікарських засобів. Хроматографія застосовується у медико-біологічних дослідженнях як метод якісного та кількісного визначення біологічно активних речовин, з діагностичними цілями. На механізмах адсорбції працюють методи лікування: гемосорбція, плазмосорбція, ентеросорбція та інші.

**Питання самостійної позааудиторної роботи, згідно засвоєння яких буде оцінюватись вхідний рівень знань студентів:**

1. Поняття про поверхневу енергію та поверхневий натяг.
2. Поверхнево-активні (ПАВ), поверхнево-неактивні (ПНВ) та поверхнево-інактивні (ПІВ) речовини. Поверхнева активність. Правило Дюкло-Траубе.
3. Орієнтація молекул ПАВ у поверхневому шарі.
4. Адсорбція на межі поділу рідина – газ, рідина – рідина. Рівняння Гіббса. Ізотерма поверхневого натягу і адсорбції.
5. Адсорбція на поверхні твердих тіл. Рівняння Ленгмюра.
6. Сучасні уявлення про будову біологічних мембран.
7. Фізико-хімічні основи адсорбційної терапії.
8. Іонна адсорбція. Правило вибіркової адсорбції Паннета-Фаянса. Типи іонітів.
9. Біологічне значення вибіркової іонної адсорбції.
10. Хроматографія. Класифікація хроматографії за агрегатним станом та механізмом розділення фаз. Сутність методів хроматографії.
11. Хроматографія в біології та медицині.

### Практичні навички:

Вміти:

1. Досліджувати закономірності перебігу адсорбційних явищ, застосовувати рівняння Дж.Гіббса та Ленгмюра для розрахунків величини адсорбції.
2. Інтерпретувати фактори вибіркової іонної адсорбції, особливості іонного обміну в біологічних структурах, розділення сумішей речовин хроматографічними методами.

### Питання самостійної аудиторної роботи:

1. Крапля рідини має сферичну форму. Чому?
- 

2. Які з наведених речовин відносяться до ПАВ або ПВВ:  $C_{17}H_{35}COONa$ ,  $K_2SO_4$ ,  $C_3H_7OH$ ,  $HCl$ ,  $NaOH$ ,  $C_5H_{11}NH_2$ ,  $C_4H_9SO_3H$ ,  $HSO_3Cl$ .

3. Вкажіть гідрофобну і гідрофільну групи в молекулах пропіонової кислоти та бутанолу-1. Як ці молекули орієнтовані в поверхневому шарі рідини?

---

4. Виходячи з рівняння Дж.Гіббса, визначить при якому значенні поверхневої активності адсорбція можлива.

---

5. У скільки разів поверхнева активність валеріанової кислоти більша ніж оцтової?

---

6. Розрахуйте величину адсорбції оцтової кислоти з розчину на активованому вугіллі, якщо  $m$  (адсорбенту) = 0,5 г.,  $V$  ( $CH_3COOH$ ) = 25 мл,  $C_B(CH_3COOH)$  = 0,450 моль/л,  $C_P(CH_3COOH)$  = 0,312 моль/л. Застосуйте формулу лабораторної роботи.

---

---

7. За рівнянням Ленгмюра розрахуйте величину максимальної адсорбції, концентрація розчину пропіонової кислоти 0,05 моль/л, коефіцієнт адсорбції 0,75, а значення адсорбції 0,016 моль/дм<sup>3</sup>.

---

8. У водному розчині міститься оцтова кислота. Який адсорбент потрібно застосувати? \_\_\_\_\_

9. У пацієнта печінкова недостатність. Який метод адсорбційної терапії необхідно застосувати?

- а) гемосорбція                      б) ентеросорбція                      в) аплікаційна терапія

10. У пацієнта харчове отруєння. Який метод адсорбційної терапії необхідно застосувати?

- а) гемосорбція                      б) ентеросорбція                      в) аплікаційна терапія

11. Який метод адсорбційної терапії сприяє загоєнню інфікованих ран та опіків?

- а) гемосорбція                      б) ентеросорбція                      в) аплікаційна терапія

12. Які з наведених іонів будуть переважно адсорбуватись на частинках AgCl: Na<sup>+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, Cl<sup>-</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, Ag<sup>+</sup>?

13. Розташуйте наведені іони в порядку адсорбційної здатності: Fe<sup>3+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, K<sup>+</sup>, Th<sup>4+</sup>, а також: I<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, CNS<sup>-</sup>.

---

14. Покажіть процес обмінної адсорбції на прикладі пермутиту натрію ([Пермутит-Na<sub>2</sub>]), який застосовують для зниження твердості технічних вод, декальцинування крові.

---

15. При розділенні суміші органічних речовин сумішшю бутанол-оцтова кислота рівень розчинника піднявся на 15 см. Розрахувати R<sub>f</sub> розділених речовин, якщо відстань від лінії старту до середини забарвлених плям відповідно 4 і 9,5 см.

---

---

## Лабораторна робота.

### Адсорбція оцтової кислоти на активованому вугіллі.

**Ціль роботи:** Вивчити залежність адсорбції оцтової кислоти з розчину на твердому адсорбенті від концентрації розчину.

#### Методика виконання експерименту:

До 4-х колб вносять по 0,5 г активованого вугілля, наливають з бюретки по 25 мл розчинів оцтової кислоти вказаних молярних концентрацій. Адсорбцію проводять протягом 30 хв., періодично струшуючи вміст колб. Потім розчини фільтрують крізь паперові фільтри, відкидаючи перші 2-3 мл фільтрату. Концентрації оцтової кислоти після адсорбції визначають титруванням 5 мл фільтрату розчином гідроксиду натрію  $C(\text{NaOH}) = 0,1$  моль/л. Кожний розчин титрують 3 рази. Для розрахунків застосовують середнє значення. Результати заносять до таблиці:

№ з/п	C ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ )	V ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ )	C ( $\text{NaOH}$ )	V ( $\text{NaOH}$ )
1.	0,2	5 мл	0,1	
2.	0,1	5 мл	0,1	
3.	0,05	5 мл	0,1	
4.	0,025	5 мл	0,1	

Рівноважну концентрацію оцтової кислоти розраховуємо за рівнянням:

$$C_p(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{C(\text{NaOH}) \cdot V_{\text{сер}}(\text{NaOH})}{V(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

Потім розраховуємо величину адсорбції за формулою:

$$\Gamma = \frac{[C_e(\text{CH}_3\text{COOH}) - C_p(\text{CH}_3\text{COOH})] \cdot V(\text{CH}_3\text{COOH})}{m(\text{адсорбенту})}$$

Будуємо ізотерму адсорбції в координатах  $\Gamma$ - $C_p$ .

Робимо висновки про залежність адсорбції від концентрації адсорбату.

**Висновки** \_\_\_\_\_

Дата \_\_\_\_\_

Підпис викладача \_\_\_\_\_

## **Заняття №11. Одержання і властивості колоїдних розчинів.**

### **Коагуляція колоїдних розчинів. Колоїдний захист.**

**Кількість годин – 4.**

#### **Мотиваційна характеристика.**

Біологічні рідини організму являють собою колоїдні розчини, які містять малорозчинні холестерин, солі карбонатної, фосфатної, сечової кислот та інше. Порушення їх стабільності призводить до патологій – атеросклерозу, жовчокам'яної, сечокам'яної хвороб. Коагуляційні процеси лежать в основі визначення швидкості осадження еритроцитів (ШОЕ), процесу згортання крові. Розуміння цих явищ необхідне майбутнім лікарям.

**Питання самостійної позааудиторної роботи, згідно засвоєння яких буде оцінюватись вхідний рівень знань студентів:**

1. Поняття дисперсних систем.
2. Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності, за агрегатним станом дисперсної фази і дисперсійного середовища, за міжфазовою взаємодією.
3. Умови та способи одержання колоїдних розчинів.
4. Будова колоїдних частинок.
5. Методи очистки колоїдних розчинів.
6. Властивості колоїдних розчинів: молекулярно-кінетичні, оптичні, електрокінетичні.
7. Види і фактори стійкості колоїдних розчинів.
8. Коагуляція під дією електролітів. Правило Шульце-Гарді.
9. Явища, які супроводжують коагуляцію.
10. Кінетика коагуляції. Теорія Дерягіна-Ландау-Фервея-Овербаха.
11. Коагуляція у біологічних системах.
12. Колоїдний захист.

### Практичні навички:

Вміти:

1. Одержувати колоїдні розчини, визначати знак заряду гранули, складати формули міцели.
2. Відрізнати колоїдний розчин від істинного на основі розбіжностей молекулярно-кінетичних та оптичних властивостей.
3. Визначати поріг коагуляції золя.
4. Розраховувати захисне число.

### Питання самостійної аудиторної роботи:

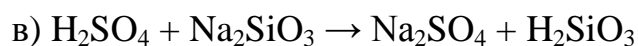
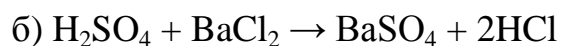
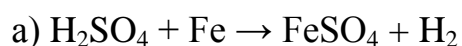
1. Розмір частинок дисперсної фази складає:

а)  $5 \cdot 10^{-7}$  б)  $5 \cdot 10^{-8}$  в)  $5 \cdot 10^{-9}$  г)  $5 \cdot 10^{-10}$  м. До яких дисперсних систем відносяться ці розчини?

---

---

2. Які з наведених реакцій можуть бути використанні для отримання колоїдних розчинів:



3. Змішали 3 мл розчину  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  з  $C(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3)=0,007$  моль/л та 5 мл розчину  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  з  $C(\text{Na}_3\text{PO}_4)=0,01$  моль/л. Наведіть будову одержаної міцели.

---

---

---

---

4. Порівняйте величини осмотичного тиску в істинному розчині  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і колоїдному розчині  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  однакових молярних концентрацій.

---

---

5. Застосовуючи знання про оптичні властивості колоїдних розчинів, відрізнити істинний розчин  $H_2SO_4$  та колоїдний розчин  $H_2SiO_3$ .

---

6. Визначте напрямок переміщення при електрофорезі частинок колоїдного розчину з завдання 3.

---

7. У пацієнта гостра ниркова недостатність. Для компенсації роботи нирок застосовують апарат «Штучна нирка». На якому методі заснована робота цього апарату?

а) діаліз                                      б) сорбція                                      в) вивідіаліз

8. Наведіть структури золів а)  $Al(OH)_3$ , стабілізованого  $AlCl_3$ , та б)  $SiO_2$ , стабілізованого  $Na_2SiO_3$ . Які іони і у якій послідовності викличуть коагуляцію цих золів (правило Шульце-Гарді):  $Na_2SO_4$ ,  $KCl$ ,  $FeBr_3$ ,  $CaI_2$ ,  $Na_3PO_4$ ?

---

---

---

---

---

---

---

---

9. При дії електроліту на золь величина електрокінетичного потенціалу знизилась до 30 мВ. Чи почнеться при цьому коагуляція золю?

---

10. Для того, щоб викликати коагуляцію 10 мл золю гідроксиду заліза (III) у кожному випадку було додано 1,05 мл 0,01М розчину  $KCl$ ; 6,25 мл 0,001М розчину  $Na_2SO_4$  та 3,7 мл 0,001М розчину  $Na_3PO_4$ . Який заряд мають частинки золю? Чому дорівнює поріг коагуляції кожного електроліту?

---

---

---

11. 3 мл 4%-вого розчину крохмалю захищають 50 мл золю  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  від коагуляції при додаванні 1 мл 10%-вого розчину  $\text{NaCl}$ . Обчисліть захисне число крохмалю.

---

---

### **Лабораторні роботи.**

*Дослід 1.* Визначення заряду колоїдних частинок методом капіляризації.

Метод капіляризації заснований на тому, що целюлозні стінки капілярів фільтрувального паперу заряджаються негативно, а вода, яка насичує папір – позитивно.

### **Методика проведення експерименту:**

На смужку фільтрувального паперу нанести краплю розчину берлінської лазурі, попередньо отриманих з розчинів хлориду заліза (III) з  $C(\text{FeCl}_3)=0,005$  моль/л та гексаціаноферрату (II) калію з  $C(\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6])=0,005$  моль/л у наступних співвідношеннях: а) 3 мл розчину  $\text{FeCl}_3$  і 1 мл розчину  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ; б) 1 мл розчину  $\text{FeCl}_3$  і 3 мл розчину  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

Після всмоктування краплі позитивний золь адсорбується папером і дає забарвлену по центру і безкольорову по краям пляму; негативний золь не адсорбується папером і утворює рівномірно забарвлену пляму. Опишіть результати спостережень та структури міцел золів.

---

---

---

Дослід 2. Визначення порогу коагуляції золю гідроксиду заліза (III).

Згідно правила Шульце-Гарді поріг коагуляції зменшується зі збільшенням заряду іону – коагулянта. Поява помутніння розчину у пробірці при додаванні розчину коагулюючого електроліту визначає найменшу молярну концентрацію еквіваленту, здатну викликати коагуляцію.

### Методика проведення експерименту:

1. Одну бюретку заповнити розчином хлориду калію з  $C(\text{KCl})=1$  моль/л, другу – розчином хромату калію з  $C(\frac{1}{2} \text{K}_2\text{CrO}_4)=0,1$  моль/л, третю – розчином гексаціаноферрату (III) калію з  $C(\frac{1}{3} \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6])=0,01$  моль/л.
2. У три пробірки додати по 5 мл розчину золю гідроксиду заліза (III).
3. До першої пробірки по краплям, добре перемішуючи, дають розчин  $\text{KCl}$ , до другої – розчин  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ , до третьої – розчин  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  до появи помутніння. Дані занести до таблиці:

№ з/п	Електроліт	Молярна концентрація екв. ел-ту $C(\frac{1}{z} \chi)$	Об'єм розчину електроліту	Коагулюючий іон	Коагулююча здатність, $p(\chi)$ , л/ммоль	Поріг коагуляції $C(\chi)$ , моль/л
1	$\text{KCl}$	1 моль/л				
2	$\text{K}_2\text{CrO}_4$	0,1 моль/л				
3	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	0,01 моль/л				

### Обробка експериментальних даних:

1. Розрахунок порогу коагуляції:

$$C\left(\frac{1}{\text{г}}\right)_{\text{ел.}} = \frac{C\left(\frac{1}{\text{г}}\right) \cdot V(\chi) \cdot 1000}{V(\text{золю}) + V(\chi)} =$$

2. Розрахунок коагулюючої здатності електролітів:

$$P(\chi) = \frac{1}{C\left(\frac{1}{\text{г}}\right) \chi} =$$

**Висновки** \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

Дата \_\_\_\_\_

Підпис викладача \_\_\_\_\_

**Заняття №12. Властивості розчинів біополімерів. Ізоелектрична точка білка. Захист курсової роботи з «Хімії біогенних елементів».**

**Кількість годин – 4.**

**Властивості розчинів біополімерів. Ізоелектрична точка білка. – 2 год.**

**Мотиваційна характеристика.**

Високомолекулярні сполуки (ВМС) займають важливе місце серед речовин, які суттєво впливають на стан живого організму. Це природні ВМС – білки, нуклеїнові кислоти, полісахаріди. Клітини усіх тканин організму і міжклітинна речовина побудовані з природних ВМС. Знання особливостей розчинів ВМС дозволяють розуміти процеси, які протікають в організмі (запалення, набряк і т.д.), а також застосовувати ВМС для лікарських цілей (протези, деталі апаратів «штучна нирка», «серце-легені» і т.д.).

**Питання самостійної позааудиторної роботи, згідно засвоєння яких буде оцінюватись вхідний рівень знань студентів:**

1. Визначення ВМС та їх класифікація за походженням, просторовою будовою, хімічним складом, способом одержання.
2. Механізм утворення розчинів ВМС. Вплив на набрякання природи ВМС,  $t^{\circ}$ , рН, наявності електролітів. Ступінь набрякання.
3. Властивості розчинів ВМС: молекулярно-кінетичні, оптичні, електрокінетичні у порівнянні з істинними та колоїдними розчинами.
4. Фактори стабільності розчинів ВМС. Висолювання, коацервація. Денатурація.
5. Методи визначення ізоелектричної точки білків.
6. Гелі (драгли), їх утворення, властивості. Поняття синерезису, тиксотропії.
7. Вплив природи ВМС, концентрації, рН, температури, електролітів на гелеутворення (драглиювання).

## Практичні навички:

Вміти:

1. Визначати ізоелектричну точку білків, ступінь набухання.
2. Визначати захисні властивості розчинів ВМС.

## Питання самостійної аудиторної роботи:

1. У відповідності до величини молярної маси виберіть ВМС:

- а) 16000 а.о.м.                      б) 1600 а.о.м.                      в) 500 а.о.м.

2. Виберіть синтетичну ВМС:

- а) ДНК                                      б) поліетилен                                      в) ацетилцелюлоза

3. Виберіть природну ВМС:

- а) білок                                      б) тефлон                                      в) тринітроцелюлоза

4. Виберіть штучну ВМС:

- а) полісахарид                              б) полістирол                                      в) ацетилцелюлоза

5. Спосіб утворення природних ВМС:

- а) полімеризація                      б) поліконденсація.

6. Білок масою 10 г занурили у воду, через деякий час вийняли і зважили. Маса білку після набухання склала 16 г. Розрахуйте ступінь набухання.

---

7. При якому значенні рН розчину ступінь набрякання білка більша:

- а)  $pH > pH_{\text{ІЕТ}}$                                       б)  $pH = pH_{\text{ІЕТ}}$ .

8. Який ліотропний ряд аніонів вірний за впливом на набрякання:

- а)  $\text{SO}_4^{2-} > \text{F}^- > \text{CH}_3\text{COO}^- > \text{Cl}^- > \text{Br}^- > \text{I}^-$       б)  $\text{F}^- > \text{SO}_4^{2-} > \text{I}^- > \text{Br}^- > \text{Cl}^- > \text{CH}_3\text{COO}^-$

9. Який ліотропний ряд катіонів вірний за впливом на набухання:

- а)  $\text{Mg}^{2+} > \text{Ca}^{2+} > \text{Cs}^+ > \text{Na}^+ > \text{K}^+$                       б)  $\text{Na}^+ > \text{K}^+ > \text{Cs}^+ > \text{Mg}^{2+} > \text{Ca}^{2+}$ .

10. Виберіть вірне твердження: а) ізомолярні розчини ВМС мають менший осмотичний тиск ніж розчини НМС, але більший ніж колоїдні; б) ізомолярні розчини ВМС мають менший осмотичний тиск ніж розчини НМС та колоїдні розчини.



Результати роботи заносять до таблиці:

№ пробірки	Об'єм полімеру, мл	Об'єм розчину Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , мл	Поріг коагуляції, ммоль/л
1			
2			
3			
4			
5			
6			

Поріг коагуляції розраховують за формулою:

$$C_k = \frac{C_{екв.ел.} \cdot V_{ел.} \cdot 1000}{V_{золю} + V_{ел.}}, \text{ ммоль/л.}$$

Порівняти отриманні результати, зробити висновки про вплив полімерів на стабільність золю. Написати формулу золю.

---

**Висновки** \_\_\_\_\_

---

---

Дата \_\_\_\_\_

Підпис викладача \_\_\_\_\_

## **Захист курсової роботи з «Хімії біогенних елементів» - 2 год.**

Студенти повинні створити картотеку з біологічної ролі наступних хімічних елементів: літій, натрій, калій, кальцій, магній, ферум, цинк, манган, фосфор, сульфур, селен, хлор, бром, іод, флуор, купрум, хром, кобальт, аурум, аргентум, барій, стронцій.

В каталозі-карточці студенти наводять наступні відомості про біогенний елемент:

1. До якого типу відноситься елемент (мікро- чи макроелемент).
2. Потреба організму у цьому елементі.
3. Топографія елементу в організмі.
4. Біологічна роль елементу в організмі. Вплив надлишку та нестачі елементу на процеси життєдіяльності.
5. Лікарські засоби на основі елементу.
6. Продукти харчування, які можна застосовувати для поповнення вмісту елементу в організмі.

## **Заняття 13. Диференційований залік.**

**Кількість годин – 2.**

**Перелік питань до підсумкового контролю знань з дисципліни  
«Медична хімія»:**

1. Електронна структура біогенних елементів. Типові хімічні властивості елементів і їх сполук. Зв'язок між положенням s-, p-, d-елементів у періодичній системі і їх вмістом в організмі.
2. Сучасні уявлення про будову комплексних сполук. Класифікація комплексних сполук.
3. Константи нестійкості і стійкості комплексних іонів. Основи комплексонометрії.
4. Внутрікомплексні сполуки. Поліядерні комплекси. Комплекси в біологічних системах. Уявлення про будову гемоглобіну.
5. Розчини в життєдіяльності. Ентальпійний та ентропійний фактори розчинення і їх зв'язок з механізмом розчинення.
6. Розчинність газів у рідинах і її залежність від різних факторів. Закон Генрі-Дальтона. Вплив електролітів на розчинність газів. Розчинність газів у крові.
7. Розчинність твердих речовин і рідин. Розподіл речовин між двома рідинами, які не змішуються. Закон розподілу Нернста. Його значення в явищах проникності біологічних мембран.
8. Рівноваги в розчинах електролітів. Закон розведення Оствальда.
9. Дисоціація води. Іонний добуток води. рН біологічних рідин.
10. Добуток розчинності. Умови утворення та розчинення осадів.
11. Типи протолітичних реакцій. Реакції нейтралізації, гідролізу і іонізації.
12. Гідроліз солей. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації і температури. Константа гідролізу.

13. Основи титриметричного аналізу. Методи кислотно-основного титрування. Кислотно-основні індикатори і принципи їх підбору.
14. Буферні системи і їх класифікація. рН буферних розчинів.
15. Механізм дії буферних систем.
16. Буферна ємність і фактори, від яких вона залежить. Буферні системи крові.
17. Колігативні властивості розбавлених розчинів. Закон Рауля. Кріометрія та ебуліометрія.
18. Осмос. Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Плазмоліз та гемоліз.
19. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпер-, гіпо- та ізотонічні розчини у медичній практиці. Роль осмосу у біологічних системах.
20. Макроергічні сполуки. АТФ як універсальне джерело енергії для біохімічних реакцій. Характеристика макроергічних зв'язків.
21. Перший закон термодинаміки. Внутрішня енергія. Ентальпія. Теплота ізобарного та ізохорного процесів. Стандартні теплоти згоряння та утворення.
22. Термохімія. Закон Гесса. Термохімічні перетворення.
23. Термохімічні розрахунки та їх застосування для енергетичної характеристики біохімічних процесів.
24. Другий закон термодинаміки. Ентропія. Енергія Гіббса.
25. Хімічна рівновага. Термодинамічні умови рівноваги. Прогнозування направленості процесів. Екзергонічні та ендергонічні процеси в організмі.
26. Закон діючих мас. Константа хімічної рівноваги. Способи її вираження. Принцип Ле-Шател'є. Зміщення хімічної рівноваги.
27. Швидкість хімічних реакцій. Закон діючих мас. Константа швидкості реакцій.
28. Класифікація хімічних реакцій. Фотохімічні процеси.
29. Порядок реакцій. Період напівперетворення.

30. Залежність швидкості хімічних реакцій від температури. Температурний коефіцієнт. Правило Вант-Гоффа. Особливості біохімічних процесів.
31. Рівняння Арреніуса. Енергія активації. Поняття про теорію активних зіткнень та про теорію активного стану.
32. Гомогенний та гетерогенний каталіз. Особливості дії каталізаторів. Механізм каталізу і його роль у процесах метаболізму.
33. Ферменти як каталізатори біохімічних процесів. Залежність їх дії від концентрації, температури, реакції середовища.
34. Електродні потенціали. Рівняння Нернста. Стандартний електродний потенціал. Нормальний водневий електрод.
35. Вимірювання електродних потенціалів. Електроди визначення (індикаторні) та порівняння.
36. Окиснювально-відновні електродні потенціали. Механізм їх виникнення. Біологічне значення. Рівняння Нернста-Петерса.
37. ОВР в організмі. Прогнозування їх направленості за стандартними значеннями енергії Гіббса та за величинами окиснювально-відновних потенціалів.
38. Окиснювально-відновне титрування (оксидиметрія): перманганатометрія, іодометрія.
39. Потенціометричне титрування, його застосування в медико-біологічних дослідженнях.
40. Дифузійні і мембранні потенціали. Біопотенціали. Іоноселективні електроди, їх застосування для вимірювання концентрації  $H^+$ ,  $K^+$ ,  $Na^+$ ,  $Ca^{2+}$  у біологічних рідинах.
41. Особливості розчинів ВМС. Механізм набухання і розчинення ВМС. Роль набухання у фізіології організмів.
42. Ізоелектрична точка білка і методи її визначення.
43. Гелеутворення (драглювання) з розчинів ВМС. Властивості драглів.

44. Аномальна в'язкість розчинів ВМС. В'язкість крові. Осмотичний тиск біополімерів. Рівняння Галлера. Онкотичний тиск плазми крові.
45. Мембранна рівновага Доннана.
46. Поверхнева активність. Правило Дюкло-Траубе. Рівняння Гіббса. Орієнтація молекул у поверхневому шарі, структура біологічних мембран.
47. Рівняння Ленгмюра.
48. Адсорбція з розчинів на поверхні твердого тіла. Рівняння Фрейндліха.
49. Фізико-хімічні основи адсорбційної терапії.
50. Адсорбція електролітів. Правило Панета-Фаянса.
51. Іоніти, їх застосування у медицині.
52. Класифікація хроматографічних методів дослідження. Застосування хроматографії в медико-біологічних дослідженнях.
53. Дисперсні системи і їх класифікація. Способи отримання та очистки колоїдних розчинів. Діаліз, електродіаліз, ультрафільтрація.
54. Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем. Оптичні властивості колоїдних частинок. Ультрамiкроскопія.
55. Будова колоїдних частинок.
56. Електрокінетичний потенціал. Електрофорез. Рівняння Гельмгольца-Смолуховського.
57. Кінетична та агрегативна стійкість ліозолей. Фактори стійкості. Механізм коагулюючої дії електролітів.
58. Порог коагуляції, його визначення. Правило Шульце-Гарді. Очистка питної води і сточних вод коагуляцією. Колоїдний захист, його біологічна роль.
59. Грубодисперсні системи. Одержання і властивості.

Перелік питань I рівня до дифзаліку знаходиться на сайті кафедри, в методичному кабінеті кафедри та кабінеті самостійної роботи студентів.

Бажаємо успіхів!



Навчальне видання

Робочий зошит

з медичної хімії для самостійної роботи студентів 1 курсу медичних та стоматологічного факультетів

Упорядники: Сирова Ганна Олегівна  
Петюніна Валентина Миколаївна  
Макаров Володимир Олександрович  
Козуб Світлана Миколаївна  
Тішакова Тетяна Станіславівна

Відповідальний за випуск В. М. Петюніна.