

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
СУМСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
до практичних занять з курсу «Медична хімія»  
для студентів спеціальності 7.110101  
денної форми навчання  
Розділ «Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в  
біологічних рідинах»

Суми  
Вид-во СумДУ  
2008

## Вступ

Медична хімія – дисципліна, яка є невід’ємною складовою частиною фундаментальної загальноосвітньої підготовки лікарів. Медична хімія вивчає властивості хімічних елементів і неорганічних сполук, процеси, що відбуваються в організмі та їхні кількісні закономірності. Показує як впливає навколишнє середовище на організм людини.

Знання курсу створює базу для формування цілісного природно-наукового світогляду.

Знання медичної хімії можуть бути використані у практичній медицині, медико-біологічних дослідках на кафедрах біохімії, фармакології, терапії.

Курс медичної хімії складається із двох модулів, до складу яких входять блоки змістовних модулів.

У перший модуль «Кисотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах» входять такі змістовні модулі:

1. Хімія біогенних елементів. Комплексоутворення в біологічних рідинах.
2. Кисотно-основні рівноваги в біологічних системах.

### Цілі модуля:

- Тракувати взаємозв’язок між біологічною роллю біогенних s-, p-, d-елементів та формою знаходження їх в організмі.
- Пояснювати принципи будови комплексних сполук.
- Інтерпретувати особливості будови комплексних сполук як основи для їх застосування в хелатотерапії.
- Уміти користуватися лабораторним обладнанням, знати правила роботи в хімічній лабораторії.
- Уміти характеризувати кількісний склад розчинів.
- Уміти готувати розчини із заданим кількісним складом.
- Аналізувати принципи титриметричних методів дослідження.
- Аналізувати кількісний вміст у розчині кислот та основ за допомогою методів кислотно–основного титрування.

- Робити висновки щодо кислотності біологічних рідин на підставі водневого показника.
- Пояснювати механізм дії буферних систем та їх роль у підтримці кислотно–основної рівноваги в біосистемах.
- Аналізувати взаємозв'язок між колігативними властивостями та концентрацією розчинів.

**Змістовний модуль 1.**  
**Хімія біогенних елементів.**  
**Комплексоутворення в біологічних рідинах.**

**Заняття 1. Техніка безпеки в хімічній лабораторії.**  
**Лабораторне обладнання. Терези та зважування**

**Актуальність теми.** Під час проведення практичних робіт студенти повинні уміти користуватися лабораторним обладнанням, знати правила роботи в хімічній лабораторії. Набуті навички можуть бути використані в подальшому під час проведення медико-біологічних дослідів на кафедрах біохімії, фармакології.

**Мета загальна** – уміти користуватися лабораторним обладнанням.

**Конкретні цілі:**

1. Ознайомитися з інструкцією з техніки безпеки в хімічній лабораторії.
2. Ознайомитися з лабораторним обладнанням.
3. Навчитися працювати з технохімічними терезами.
4. Уміти користуватися мірним посудом.

**Під час підготовки до заняття користуйтеся літературою:**

1. Інструкція з техніки безпеки при використанні лабораторних робіт у хімічній лабораторії.
2. Графологічна структура (додаток А).

**Інструкція з техніки безпеки при виконанні лабораторних робіт у хімічній лабораторії**

**1. Загальні положення**

- 1.1. Заходити в лабораторію та проводити роботу тільки з дозволу викладача.
- 1.2. Робота в лабораторіях з хімічними речовинами без спецодягу (білий халат з довгими рукавами) забороняється.
- 1.3. Студент повинен працювати за закріпленим робочим

місцем. Перехід на інше робоче місце без дозволу викладача не допускається.

- 1.4. Забороняється працювати в лабораторії у відсутності викладача або лаборанта, а також у невизначений час без дозволу викладача.
- 1.5. До виконання кожної роботи студенти можуть приступати тільки після проходження інструктажу з охорони праці.

## **2. Вимоги безпеки перед початком роботи**

- 2.1. Перш ніж приступити до роботи, студент зобов'язаний вивчити теоретичний матеріал та методику проведення досліду.
- 2.2. Перевірити правильність зібраного приладу чи установки.
- 2.3. Перевірити відповідність взятих речовин речовинам, вказаних в описі роботи.
- 2.4. Перед використанням реактиву прочитати етикетку на склянці, щоб переконатися в тому, що взятий необхідний реактив.
- 2.5. Не можна користуватися реактивами, які не зазначені у вказівках з проведення аналізу, не рекомендованими викладачем.

## **3. Вимоги безпеки під час роботи**

- 3.1. Під час роботи необхідно дотримуватися максимальної обережності, розуміючи, що неакуратність, неуважність, недостатнє ознайомлення з приборами та властивостями речовин, з якими проводиться робота, може привести до нещасного випадку.
- 3.2. Робоче місце утримувати в чистоті та порядку.
- 3.3. Не класти на робоче місце сторонні предмети. На столі залишати тільки посуд, необхідний для роботи, підручник та журнал лабораторних робіт. Всі записи роботи в журналі.
- 3.4. Всі прибори, посуд, реактиви розкладати на столі у визначеному порядку.
- 3.5. Забороняється, виходячи із лабораторії, виносити будь-які

речовини, нікому їх не давати.

- 3.6. Забороняється нахилитися над посудиною, в якій щонебудь кипить, або в якій налита яка-небудь речовина (особливо їдка), так як непомітні бризки можуть потрапити в очі.
- 3.7. Одягати запобіжні окуляри в дослідах, де можливе розпилення чи розбрикування речовин, вибухи.
- 3.8. Забороняється нагрівати на відкритому полум'ї пробірки з реагуючими речовинами. Можливі викиди із пробірки, що веде до втрати досліджуваної речовини. Пробірки необхідно нагрівати на водяній бані. Під час нагрівання розчину у пробірках забороняється направляти отвір пробірки до себе або на працюючих поряд колег, зазирати в пробірку зверху, так як при можливому викиді речовини із пробірки можуть бути нещасні випадки.
- 3.9. Забороняється закривати пробірку пальцем при перемішуванні розчину. У тих випадках, коли необхідно понюхати розчин або пахучі речовини необхідно легким порухом долоні направити струмінь повітря від посудини до себе та обережно понюхати. При необережному вдиханні отрутних газів та парів відбувається отруєння організму.
- 3.10. Усі роботи з легкозаймистими рідинами (етер, бензен, ацетон, етанол та ін.) необхідно проводити віддалік від відкритого полум'я, так як можливе несподіване займання їх. Працювати необхідно з включеною тягою, щоб пари не накопичувалися в атмосфері приміщення в небезпечній кількості.
- 3.11. Забороняється пробувати на смак хімічні речовини.
- 3.12. Забороняється переносити включені прибори та залишати їх без догляду.
- 3.13. Отримані в процесі експерименту речовини необхідно зберігати у відповідній посудині з етикетками, підписаними чітко восковим олівцем.
- 3.14. Пролиті на підлогу або на стіл хімічні рідини студенти зневажають та видаляють під керівництвом лаборанта

(викладача) у відповідності з діючими правилами.

- 3.15. При відборі концентрованих кислот та лугів піпетками забороняється засмоктувати рідину ротом, для цього на піпетки надівають резинові груші.
- 3.16. Кристалічний луг з банок відбирають капсуляторкою.
- 3.17. З речовинами, які утворюють дим, туман, а також з шкідливим або зі специфічним запахом, необхідно працювати під тягою.
- 3.18. Не проводити жодних дослідів у брудній посудині.

#### **4. Вимоги безпеки по закінченню роботи**

- 4.1. Після проведення дослідів вимити посуд і поставити на визначені для них місця.
- 4.2. Використанні фільтри, бите скло, папір, сірники та інше збирати в спеціальні відра та ящики. Розчини кислот, лугів зливати в скляні банки визначені, для цих цілей.

#### **5. Вимоги безпеки в аварійних випадках**

- 5.1. Під час нещасних випадках потерпілому повинна бути надана долікарняна допомога, при потребі викликаний лікар. До прибуття медичного працівника потерпілому повинен бути забезпечений спокій, приплив свіжого повітря.
- 5.2. Під час термічних опіків обпечене місце необхідно присипати бікарбонатом натрію (содою), крохмалем, тальком або зробити примочки з свіже приготованих 2% розчинів соди, перманганату марганцю або нерозведеного етилового спирту.
- 5.3. Під час опіків хімічними речовинами, особливо кислотами за винятком сульфатної або лугами, уражену ділянку шкіри необхідно промити великою кількістю води, після чого на обпечене місце накласти примочку: при опіках кислотою - з 2% розчину соди, при опіках лугами – з 1-2 % розчину оцтової кислоти.
- 5.4. Під час потрапляння в очі крапель кислоти необхідно промити великою кількістю води, а потім 3% розчином соди.

- 5.5. Під час спалахування одягу, необхідно загасити полум'я на потерпілому, накинувши на нього азбестову або шерстяну ковдру. Загасивши полум'я приступити до надання першої допомоги.
- 5.6. Під час порізів рук чи інших частин тіла склом необхідно видалити з рани дрібне скло, після чого промити її 2% розчином перманганату калію або етиловим спиртом, змастити йодною настоянкою та забинтувати.
- 5.7. Під час ураження електричним струмом, потерпілому, який не втратив свідомість, необхідно забезпечити спокій та чисте повітря. При втраті свідомості або при зупиненні дихання та серцевої діяльності необхідно зробити штучне дихання та непрямий масаж серця до приїзду швидкої допомоги.

### Теоретичний матеріал.

#### Лабораторне обладнання і його використання

Хімічний посуд виготовляють переважно із спеціальних сортів скла, яке витримує значне коливання температур, а також із фарфору, вогнетривких матеріалів та прозорих і напівпрозорих пластиків.

Розрізняють тонкостінний (рис.1) і товстостінний скляний посуд (рис.2).

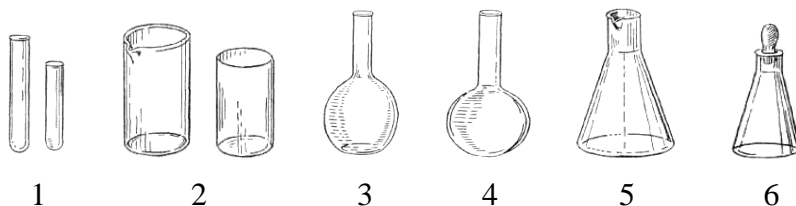


Рисунок 1 - Тонкостінний хімічний посуд:

1 – пробірка, 2 – хімічний стакан,  
3, 4, 5 – колби плоскодонна, круглодонна, конічна, 6 - бюкс



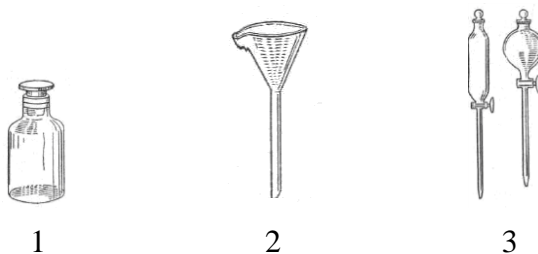


Рисунок 2 - Товстостінний хімічний посуд:  
1 – склянка для зберігання речовин, 2 – конічна лійка,  
3 – подільна лійка

До тонкостінного посуду відносяться пробірки, хімічні стакани, колби.

**Пробірки** використовують для проведення експериментальних дослідів з невеликими кількостями реактивів.

**Хімічні стакани** використовують для виготовлення та тимчасового зберігання розчинів.

**Плоскодонні колби** використовують для зберігання дистильованої води, розчинників, розчинів тощо. У них не можна проводити досліди, які потребують сильного нагрівання, або під час яких виділяється багато тепла.

**Круглодонні колби** використовують для проведення дослідів, які потребують сильного нагрівання або під час яких виділяється багато тепла.

**Конічні колби** використовують переважно в аналітичній хімії для титрування розчинів.

У товстостінному посуді проводять операції, які не потребують нагрівання.

Для вимірювання об'ємів рідини використовують мірний посуд.

До мірного посуду (рис.3) відносять мірні циліндри, мензурки, піпетки, бюретки, мірні колби.

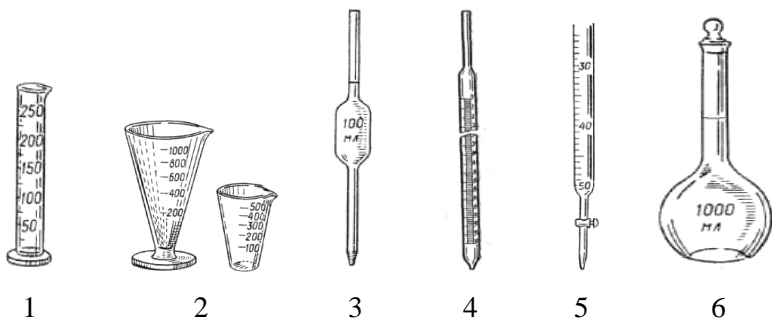


Рисунок 3 - Мірний посуд:

1 – мірний циліндр, 2 – мензурка, 3 – піпетка, 4- бюретка,  
5 – мірна колба

**Мірні циліндри й мензурки** застосовують для відмірювання певних об'ємів різних рідин. У мірних циліндрах визначають також густину розчинів. Циліндри переважно бувають на 10, 25, 50, 100, 250, 300, 1000 (см<sup>3</sup>).

**Піпетки** застосовують для вимірювання невеликих об'ємів рідин із точністю до 0,005 см<sup>3</sup>. Піпетки бувають градуйовані й неградуйовані. Неградуйованими піпетками можна вимірювати тільки такий об'єм рідини, на який вони розраховані. Градуйованими піпетками вимірюють різні об'єми рідини. Оскільки піпетки відградуйовані на витікання рідини, то вивувати з них залишки рідин не можна.

**Бюретки** застосовують для відмірювання точних об'ємів рідин у кількісному аналізі (для титрування). За допомогою бюретонок можна відміряти об'єм рідин з точністю до 0,3 – 0,5 см<sup>3</sup> (для звичайних бюретонок) і до 0,005 см<sup>3</sup> (для мікробюретонок).

**Мірні колби** – колби з подовженою шийкою, на якій нанесено кільцеву риску, що визначає максимальний об'єм даної колби. Вони використовуються для виготовлення розчинів точної концентрації. Мірні колби випускають переважно місткістю 25, 50, 100, 200, 250, 500 і 1000 см<sup>3</sup>.

Рівень рідини в циліндрах, піпетках, бюретках встановлюється за відповідною рисою (рис.4).

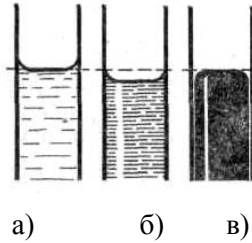


Рисунок 4 - Положення меніска:

а) для прозорої рідини; б) для непрозорої або забарвленої рідини; в) для рідини, яка не змочує скла

Під час заповнення мірного посуду рідиною очі спостерігача повинні бути на тому ж рівні, що і риска на посудині.

Крім скляної посудини в лабораторії використовують фарфоровий (порцеляновий) посуд: чашки, ступки, тиглі (рис.5).

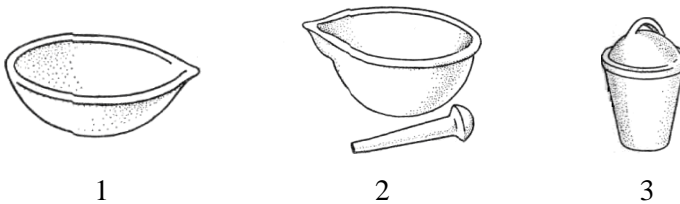


Рисунок 5 - Фарфоровий (порцеляновий) посуд:

1 – випарювальна чашка, 2 – ступка з товкачиком, 3 – тигель

**Випарювальна чашка** застосовується для нагрівання, а також випарювання різних речовин із розчинів.

**Ступка з товкачиком** застосовується для подрібнення твердих речовин.

**Тиглі** застосовують для прожарювання твердих речовин у печах. Вони можуть бути виготовлені із металу.

Велике значення для виконання лабораторних робіт має допоміжне лабораторне обладнання та прилади (рис.6).

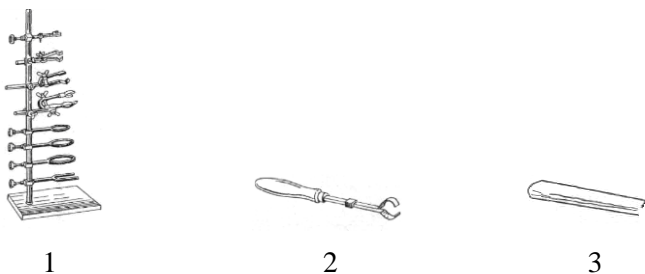


Рисунок 6 - Допоміжне лабораторне обладнання та прилади:  
1 – штатив, 2 – пробіркотримач, 3 – шпатель

**Штатив з набором лапок, кілець** використовують для закріплення колб, пробірок, холодильників та інших приладів.

**Пробіркотримач** використовують для закріплення пробірок під час нагрівання. Спочатку прогрівають взагалом, потім нижню частину з речовиною.

**Шпатель** застосовують для набирання твердих і в'язких речовин.

**Нагрівальні прилади** – це електроплитки, водяні та піщані бані, спиртівки. Можна використовувати сухе пальне, спалюючи його на спеціальних підставках (рис.7).

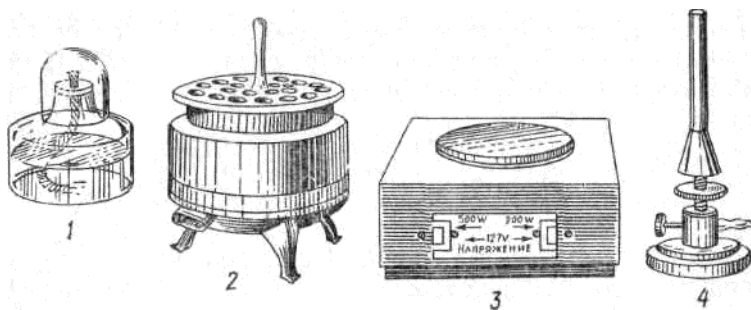


Рисунок 7 - Нагрівальні прилади:

1 – спиртівка, 2 – електрична баня з штативом для пробірок,  
3 – електрична плитка з закритою спіраллю, 4 – газовий пальник

**Термометр** використовують для вимірювання температури.

**Ареометр** використовують для вимірювання густини рідини.

Для зважування речовин використовують **терези** – аптечні,

технохімічні, аналітичні (рис.8).

На *аптечних терезах* зважують наважки масою не більше 100г. *Технохімічні терези* більш точні, ніж аптечні. Точність зважування на них становить 0,01 г. Точність зважування на *аналітичних терезах* становить 0,0001 г.

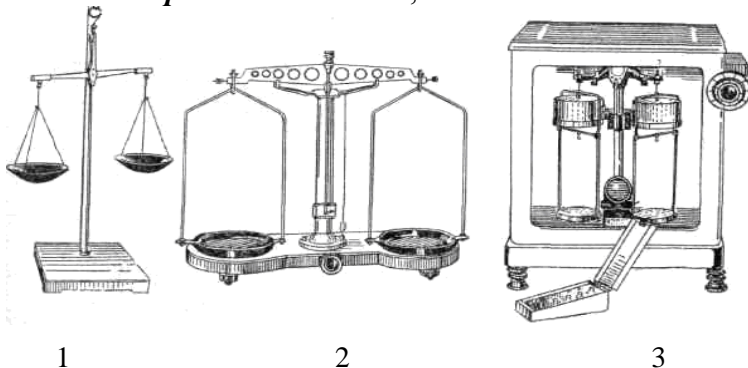


Рисунок 8 – Терези:  
1 – аптечні, 2 – технохімічні, 3 – аналітичні

### Методика проведення експерименту

1. Зважити пустий бюкс і одержані дані записати у таблицю.
2. Мірним циліндром виміряти  $10 \text{ см}^3$  дистильованої води, перелити її у бюкс і зважити. Результати записати у таблицю і розрахувати масу води, відміряної циліндром.
3. Воду з бюкса вилити, бюкс висушити фільтрувальним папером.
4. У сухий бюкс налити 10 мл  $\text{H}_2\text{O}$  із бюретки, зважити.
5. У сухий бюкс вилити 10 мл води виміряної піпеткою, зважити.
6. Після закінчення роботи прибрати робоче місце.

## Запис даних досліду

Таблиця 1

Маса порожнього бюкса: $m_{\text{бюкса}} =$						
	Циліндр		Бюретка		Піпетка	
	$m_{\text{бюкса з водою, Г}}$	$m_{\text{води, Г}}$	$m_{\text{бюкса з водою, Г}}$	$m_{\text{води, Г}}$	$m_{\text{бюкса з водою, Г}}$	$m_{\text{води, Г}}$
П	-		-		-	
σ	-		-		-	

Розрахуйте значення абсолютної погрішності П і відносної погрішності σ, якщо теоретична маса дистильованої води:  $m_{\text{теор.}} = 10,00$  г.

$$P = |m_{\text{теоретич.}} - m_{\text{практич.}}|$$

$$\sigma = \frac{P}{m_{\text{теоретич.}}} \cdot 100\%$$

На основі одержаних результатів зробіть висновок, який мірний посуд є найбільш точним.

### *Технологічна карта практичного заняття*

№ пор.	Етапи	Час, хв	Забезпечення дисципліни	Місце проведення
1	Організаційна частина	5		Навчальні лабораторії
2	Вхідний контроль	20	Тести	
3	Ознайомлення з технікою безпеки в хімічній лабораторії та лабораторним обладнанням	20	Інструкція з техніки безпеки в хімічній лабораторії. Лабораторне обладнання, граф логічної структури	
4	Виконання лабораторної роботи	30	Посуд, терези, ареометр, вода	
5	Аналіз і підведення підсумків заняття	5		

## **Заняття 2. Хімія біогенних елементів.**

### **Біогенні s- та p- елементи; біологічна роль, застосування в медицині**

**Актуальність теми.** Організм людини – відкрита система, і її функціонування залежить від якості речовин, які надходять із зовнішнього середовища і забезпечують життєдіяльність людини. Взаємозв'язок між хімічним складом земної кори, живого організму та Світового океану довів академік В.І. Вернадський. Він виявив, що міграція елементів, їх розсіювання і концентрація залежить від розмірів атомних і іонних радіусів, атомної ваги і здатності елементів до утворення хімічних сполук. У живому організмі є майже всі хімічні елементи, що зустрічаються в земній корі і морській воді.

У наш час актуальною є не тільки проблема охорони навколишнього середовища, а й охорона внутрішнього середовища. Зростає кількість речовин, які надходять до організму і є шкідливими для життя (ксенобіотики). Вони потрапляють в організм з харчами, повітрям, водою, а також у вигляді ліків. Роль різноманітних хімічних елементів у забрудненні зовнішнього середовища і виникненні деяких хвороб до кінця не вивчена. Тому медичні працівники зобов'язані брати участь у розроленні та застосуванні технічних, профілактичних, санітарно-гігієнічних та лікувально-оздоровчих заходів.

Біологічні функції s-, p – елементів різноманітні: активація ферментів; процес скипання крові в різних реакціях організму, пов'язаних із зміною проникності мембран по відношенню до йонів Калію, Натрію і Кальцію; участь у внутрішньоклітинних процесах, таких як обмін речовин, ріст, розвиток, поділ і секреція та ін.

**Мета загальна – уміти** трактувати взаємозв'язок між біологічною роллю біогенних s-, p – елементів та формою знаходження їх в організмі.

### **Конкретні цілі - уміти:**

- аналізувати взаємозв'язок між будовою, властивостями біогенних елементів та їх роллю в організмі;
- класифікувати біогенні елементи за різними ознаками;
- пояснювати зв'язок між вмістом біогенних елементів в організмі людини та їх вмістом в довкіллі;
- пояснювати токсичну дія сполук s-, p – елементів;
- застосовувати хімічні методи якісного аналізу.

### **Під час підготовки до заняття користуйтеся літературою:**

#### Список основної літератури:

1. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела. – 2007.

#### Список додаткової літератури:

1. Марьяновский В.М., Марьяновская А.А., Гапонова О.Г. Биогенные элементы: Методические указания к практическим занятиям по курсу «Биофизическая и биоорганическая химия». – Сумы: Изд-во СумГУ, 1999.
2. Конспект лекцій.
3. Графологічна структури (додаток Б).

### **Теоретичні питання:**

1. Загальні відомості про біогенні елементи. Якісний та кількісний вміст біогенних елементів в організмі людини. Мікроелементи, макроелементи та домішкові елементи. Органогени.
2. Вчення В.І.Вернадського про біосферу та роль живої речовини (живих організмів). Зв'язок між вмістом біогенних елементів в організмі людини та їх вмістом у довкіллі.
3. Ендемічні захворювання, їх зв'язок з особливостями біогеохімічних провінцій (районів з природним дефіцитом або надлишком певних хімічних елементів у літосфері).
4. Проблеми забруднення та очищення біосфери від токсичних хімічних сполук техногенного походження.
5. Електронна структура та енергонегативність s-, p – елементів. Типові хімічні властивості s-, p – елементів та їх



сполук (реакції без зміни ступеня окиснення). Зв'язок між місцезнаходженням s-, p – елементів в періодичній системі та їх вмістом в організмі.

6. Застосування в медицині. Токсична дія сполук.
7. Якісні реакції на йони  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ .

### *Технологічна карта проведення практичного заняття*

№ пор.	Етапи	Час, хв	Забезпечення дисципліни	Місце проведення
1	Перевірка вихідного рівня знань, шляхом усного опитування	20	Графологічної структури	Навчальна лабораторія
2	Корекція знань та вмінь студентів шляхом розв'язування навчальних задач	55	Набір задач, графологічної структури	
3	Аналіз і підведення підсумків заняття	5		

### **Заняття 3. Біогенні d – елементи, біологічна роль, застосування**

**Актуальність теми.** d – елементи входять до складу ферментів, гормонів, вітамінів. Для білкового, вуглеводного, ліпідного обміну речовин необхідні: Fe, Co, Mn, Mo, Zn, V, W; у синтезі білків беруть участь Mn, Fe, Co, Cu, Ni, Cr; у кровотворенні - Co, Ti, Cu, Mn, Ni, Zn; у диханні - Fe, Cu, Zn, Mn, Co.

Здатність d – елементів виявляти змінний ступінь окиснення зумовлює їх до участі у редокс-процесах. Так, окисні властивості перманганату калію ( $\text{KMnO}_4$ ) застосовують для дезінфекції ран, промивання шлунку при отруєнні. Багато d – елементів є токсичними. Утворення комплексних сполук йонами металів сприяє зменшенню токсичності і виведенню їх з організму.

**Мета загальна** – уміти трактувати взаємозв'язок між біологічною роллю біогенних d – елементів та формою знаходження їх в організмі.

### **Конкретні цілі - уміти**

- пояснювати взаємозв'язок між будовою, властивостями d – елементів та їх роллю в організмі;
- пояснювати токсичну дію d – елементів;
- застосовувати хімічні методи якісного аналізу.

**Під час підготовки до заняття користуйтеся літературою:**

### Список основної літератури:

1. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія.-К.: Каравела. – 2007.

### Список додаткової літератури:

1. Марьяновский В.М., Марьяновская А.А., Гапонова О.Г. Биогенные элементы: Методические указания к практическим занятиям по курсу «Биофизическая и биоорганическая химия». – Сумы: Изд-во СумГУ, 1999.
2. Конспект лекцій.
3. Графологічна структури (додаток Б).

### **Теоретичні питання:**

1. Metalli життя. Електронна структура та електронегативність d – елементів.
2. Типові хімічні властивості d – елементів та їх сполук (реакції зі зміною ступеня окиснення, комплексоутворення).
3. Біологічна роль. Застосування в медицині. Токсична дія d – елементів та їх сполук.
4. Якісні реакції на йони  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ .

**Виконайте завдання та перевірте вірність їх розв'язання з  
еталоном відповіді.**

1. До макроелементів відносять:	а) Mg, Cu, Zn, Mn, Co, Fe, I, Al, Mo; б) C, H, O, N, P, S, Na, Ca, K, Cl; в) Ra, Hg; г) C, H, O, N, P, Ca, Mg, K, Cl, Al
2. В організмі Купрум концентрується:	а) у підшлунковій залозі; б) у щитовидній залозі; в) у зубній емалі; г) у печінці
3. Накопичення у воді йонів Меркурію призводить до	а) патологічної крихкості кісток; б) розвитку паралічу, глухоти, сліпоти; в) до тяжких хвороб кровообігу; г) до туберкульозу
4. Недостатність йоду призводить до	а) ендемічного зоба; б) хронічного флюорозу№ в) до анемії; г) до хвороб мозку
5. Якісна реакція на сульфат-іон	а) $SO_3^{2-} + Ba^{2+} \rightarrow BaSO_3 \downarrow$ ; б) $SO_4^{2-} + Ba^{2+} \rightarrow BaSO_4 \downarrow$ ; в) $SO_4^{2-} + Pb^{2+} \rightarrow PbSO_4 \downarrow$ ; г) $SO_4^{2-} + Ca^{2+} \rightarrow CaSO_4 \downarrow$
6. Для перевірки наявності іона $MnO_4^-$ до розчину у присутності сульфатної кислоти по краплям додають розчин оксалату амоніаку. При цьому	а) розчин одержує зелене забарвлення; б) знебарвлюється; в) випадає бурий осад; г) розчин одержує рожеве забарвлення
7. Якісна реакція на хлорид іон	а) $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl \downarrow$ ; б) $Pb^{2+} + 2Cl^- \rightarrow PbCl_2 \downarrow$ ; в) $Na^+ + Cl^- \rightarrow NaCl$ ; г) $2KI + Cl_2 \rightarrow 2KCl + I_2$

8. Наведена формула $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ є:	а) жовта кров'яна сіль; б) гексаціаноферат (II) калію; в) «берлінська лазур»; г) роданід феруму
9. Дія надлишку розчину амоніаку на йони Купруму (II) приводить до утворення	а) $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ ; б) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ ; в) $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ; г) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
10. Вищий ступінь окиснення d-елементів	а) +2; б) 0; в) відповідає номеру групи, в якій розташований d – елемент; г) +6
11. При електролізі розчину хлориду калія одночасно отримують	а) $\text{H}_2$ , $\text{HCl}$ и $\text{KOH}$ ; б) $\text{H}_2$ , $\text{Cl}_2$ и $\text{O}_2$ ; в) $\text{K}$ , $\text{HCl}$ и $\text{Cl}_2$ ; г) $\text{Cl}_2$ , $\text{H}_2$ и $\text{KOH}$
12. Фізичні властивості простих речовин, які утворилися з кисню та сірки, відрізняються. Так, при нормальних умовах: а) кислород, б) сіра існують у вигляді...	а) 1 - газу з голубим відтінком; 2 - бурого газу (який іноді називають «лисим хвостом»); а) 1 - безкольорового газу з характерним запахом «післягрозової свіжості»; 2 - густа рідина червоно-брунатного кольору; в) 1 - газ без кольору та запаху; 2 - твердої речовини жовтого кольору; г) 1 - газу з зеленуватим відтінком; 2 - газу з запахом тухлих яєць.

Еталони відповідей: 1б, 2г, 3б, 4а, 5б, 6б, 7а, 8в, 9б, 10в, 11г, 12в.

### *Технологічна карта проведення практичного заняття*

№ пор.	Етапи	Час, хв	Забезпечення дисципліни	Місце проведення
1	Перевірка вихідного рівня знань, шляхом усного опитування	10	Графологічної структури	Навчальна лабораторія
2	Корекція знань та вмінь студентів шляхом розв'язування навчальних задач	50	Набір задач, граф логічної структури	
3	Тестовий контроль	15	Тести	
4	Аналіз і підведення підсумків заняття	5		

#### **Заняття 4. Комплексоутворення в біологічних системах**

**Актуальність теми.** В організмі життєво важливі йони металів переважно знаходяться у вигляді комплексних сполук. Вони відіграють значну роль у біологічних процесах (гемоглобін, вітамін В<sub>12</sub>, металоферменти). Комплексні сполуки застосовують як ліки. Вони вміщують ліганди, що специфічно реагують з окремими йонами металу або групами йонів металів (наприклад, детоксиканти). Комплексоутворення широко використовують як антиоксиданти при зберіганні лікарських препаратів, деяких вітамінів, донорської крові. Явище комплексоутворення широко використовують в аналітичній хімії для виявлення деяких металів і сполук. Теоретичні знання про будову комплексних сполук та їх властивості можуть бути використані у практичній медицині, медико-біологічних дослідках на кафедрах біохімії, фармакології.

**Мета загальна - уміти** пояснювати взаємозв'язок між будовою комплексних сполук та їх властивостями.

**Конкретні цілі – уміти:**

- пояснювати принципи будови комплексних сполук;
- класифікувати комплексні сполуки;
- інтерпретувати особливості будови комплексних сполук; як основи для їх застосування в хелатотерапії.

**Під час підготовки до заняття користуйтеся літературою:**

Список основної літератури:

1. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія.-К.: Каравела. – 2007.

Додаткова література:

1. Марьяновский В.М., Марьяновская А.А., Гапонова О.Г. Биогенные элементы: Методические указания к практическим занятиям по курсу «Биофизическая и биоорганическая химия». – Сумы: Изд-во СумГУ, 1999.
2. Конспект лекцій.
3. Графологічна структура (додаток В).

**Теоретичні питання**

1. Реакції комплексоутворення. Координаційна теорія А. Вернера та сучасні уявлення про будову комплексних сполук. Поняття про комплексоутворювач (центральний йон). Природа, координаційне число, гібридизація орбіта лей комплексоутворювача. Поняття про ліганди.
2. Координаційна ємність (дентатність) лігандів. Внутрішня та зовнішня сфери комплексів, геометрія комплексного йону.
3. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках.
4. Класифікація комплексних сполук за зарядом внутрішньої сфери та за природою лігандів.
5. Внутрішньо-комплексні сполуки. Поліядерні комплекси.
6. Залізо-, кобальто-, мідь- та цинковмісні біокомплексні сполуки.
7. Поняття про металолігандний гомеостаз. Порушення гомеостазу.

8. Комплекси та їх застосування в медицині як антидотів при отруєнні важкими металами (хелатотерапія) та як антиоксидантів при зберіганні лікарських препаратів.

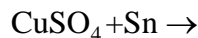
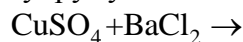
### **Алгоритм лабораторної роботи:**

1. Одержання та дослідження комплексного аміаку міді.
2. Дослідження поведінки комплексних сполук у реакціях обміну.
3. Визначення металів, які виявляють схильність до утворення гідросокомплексів.
4. Наведення формул одержаних сполук.

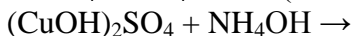
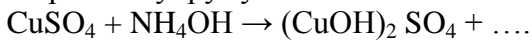
### **Методика проведення експерименту**

**ДОСЛІД 1.** Одержання та дослідження комплексного аміаку міді.

1. Попередньо встановити склад розчину сульфату міді (II). Для цього у дві пробірки внести по 8-10 крапель розчину  $\text{CuSO}_4$  концентрації 0,5-1,0 моль/л. До однієї з них додати 2-3 краплі розчину  $\text{BaCl}_2$  і спостерігати утворення осаду, відмітивши його забарвлення. У другу пробірку помістити шматочок олова й переконатися у виділенні на його поверхні червоного нальоту купруму.



2. Одержати комплексні сполуки тетраамінкупруму (II). З цією метою у чисту пробірку влити 15-16 краплин розчину  $\text{CuSO}_4$  і поступово додавати 25% розчин амоніак до утворення осаду – основного сульфату купруму (II). Зафіксувати його забарвлення, а потім і наступне змінення кольору при подальшому додаванні  $\text{NH}_4\text{OH}$  до повного розчинення осаду внаслідок утворення суміші добре розчинних сульфату і гідроксиду тетраамінкупруму.



3. Одержаний розчин розділити на дві пробірки і провести ті ж самі якісні реакції, що і з розчином  $\text{CuSO}_4$ . Упевнитися в

утворенні осаду при додаванні до однієї з пробірок розчину  $\text{BaCl}_2$  і у відсутності вільної міді при внесенні у другу пробірку гранули олова.

З урахуванням того, що обидві комплексні сполуки є сильними електролітами, складіть рівняння електролітичної дисоціації та запишіть вираз константи нестійкості, який для комплексу тетраамінкупруму (II) дорівнює  $2 \cdot 10^{-43}$ .

У висновках зазначте, яка основа – проста чи комплексна є більш сильною та чому.

**ДОСЛІД 2.** Комплексні сполуки в реакціях обміну.

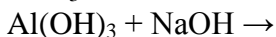
1. У дві пробірки внести по 4-5 крапель розчину  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .
2. До однієї з них додати таку ж кількість розчину  $\text{CuSO}_4$ .
3.  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
4. До другої долити 4-5 крапель  $\text{FeSO}_4$ . Спостерігати утворення осадів.
5.  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{FeSO}_4 \rightarrow$

Напишіть молекулярні та йонні рівняння виконаних реакцій, відмітивши забарвлення осадів.

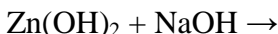
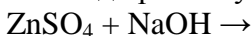
Зробіть висновок про поведінку комплексних сполук в обмінних реакціях.

**ДОСЛІД 3.** Утворення гідрокомплексів.

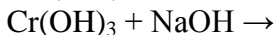
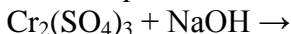
1. Внести у пробірку  $0,5 \text{ см}^3$  розчину  $\text{AlCl}_3$ , до нього по краплинах додавати  $0,1 \text{ н}$  розчин  $\text{NaOH}$ . Спостерігати виділення осаду  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , а потім наступне його розчинення при додаванні надлишку  $\text{NaOH}$ .



2. Такий самий дослід провести при поступовому додаванні  $\text{NaOH}$  до розчину  $\text{ZnSO}_4$ .



3. Повторити аналогічний дослід з розчином  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ .





Напишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій одержання гідроксидів металів та подальшого їх розчинення внаслідок утворення комплексних сполук.

Напишіть рівняння електролітичної дисоціації однієї з комплексних сполук (на вибір), вторинної дисоціації комплексного йону та вираз для константи його нестійкості.

У висновках зазначте, які метали виявляють схильність до утворення гідрокомплексів.

Після проведення експериментальної частини роботи ви повинні оформити протокол лабораторної роботи.

### Виконайте завдання та перевірте правильність їх розв'язання з еталоном відповіді

1. Яка комплексна сполука містить йон $[\text{BeF}_4]^{2-}$ ?	а) $[\text{BeF}_4]\text{F}_2$ ; б) $[\text{BeF}_4]\text{SO}_4$ ; в) $\text{Cs}_2[\text{BeF}_4]$ ; г) інша відповідь
2. Заряд комплексного йона у сполуці $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ дорівнює:	а) $-3$ ; б) $+6$ ; в) $+3$ ; г) інша відповідь
3. Ступінь окиснення комплексоутворювача в сполуці $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ дорівнює:	а) $+3$ ; б) $+6$ ; в) $-6$ ; г) інша відповідь.
4. Координаційне число комплексоутворювача в сполуці $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{ClNO}_3]\text{Cl}$ дорівнює:	а) $4$ ; б) $2$ ; в) $6$ ; г) інша відповідь
5. Вкажіть схему вторинної дисоціації комплексної сполуки $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4](\text{OH})$	а) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4](\text{OH}) \rightarrow \text{Co}^{3+} + 5\text{NH}_3 + \text{SO}_4^{2-} + \text{OH}^-$ ; б) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]^+ = \text{Co}^{3+} + 5\text{NH}_3 + \text{SO}_4^{2-}$ ; в) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]^+ = \text{Co}^{3+} + \text{NH}_3 + \text{SO}_4^{2-}$ ; г) інша відповідь

<p>6. Вкажіть вираз константи нестійкості для <math>K_2[Ni(H_2O)_2(CNS)_4]</math>:</p>	<p>а) <math>K_n = \frac{[Ni^{2+}][2H_2O][4CNS]^-}{[Ni(H_2O)_2(CNS)_4]^{2-}}</math> ;</p> <p>б) <math>K_n = \frac{[Ni^{2+}][H_2O]^2[CNS^-]^4}{[Ni(H_2O)_2(CNS)_4]^{2-}}</math> ;</p> <p>в) <math>K_n = \frac{[K^+]^2[Ni^{2+}][H_2O]^2[CNS^-]^4}{[K_2[Ni(H_2O)_2(CNS)_4]]}</math> ;</p> <p>г) інша відповідь</p>
<p>7. Виберіть вірну назву комплексної сполуки <math>[Pt(NH_3)_4ClNO_3]Cl_2</math>:</p>	<p>а) хлорид нітрохлорогексаамінплатини (II);</p> <p>б) хлорид нітрохлоротетраамінплатини (II);</p> <p>в) хлорид нітрохлоротетраамінплатини (IV);</p> <p>г) інша відповідь</p>
<p>8. Яка формула відображає склад йодида гексааквахрома (III)?</p>	<p>а) <math>Cr(OH)_6I_3</math>;</p> <p>б) <math>[Cr(H_2O)_6]I_3</math>;</p> <p>в) <math>[Cr(H_2O)_5]I_2</math>;</p> <p>г) інша відповідь</p>

Еталони відповідей: 1в, 2а, 3а, 4в, 5б, 6б, 7в, 8б.

### *Технологічна карта проведення практичного заняття*

№ пор.	Етапи	Час, хв	Забезпечення дисципліни	Місце проведення
1	Корекція знань та вмінь студентів шляхом рішення навчальних задач	40	Графологічної структури, набір задач	Навчальна лабораторія
2	Виконання лабораторної роботи і оформлення протоколу	20	Лабораторний посуд, реактиви	
3	Тестовий контроль	15	Тести	
4	Аналіз і підведення підсумків заняття	5		

### **Зразки завдань для контролю до першого змістовного модуля**

1. До якого захворювання призводять забруднення повітря викидами хімічної, металургійної промисловості, виробництво електроенергії?
2. До якого захворювання може призвести отруєння  $\text{CO}_2$  (концентрація  $\text{CO}_2$  більш 10%)?
3. Поясніть токсичну дію  $\text{CO}$ .
4. Які біомолекули організму містять фосфор?
5. Напишіть формулу усіх оксидів азоту. Які оксиди азоту є кислотоутворюючими? Який із оксидів використовується для наркозу?
6. Яка дія нітратів та нітросполук на організм людини?
7. Яку властивість озону використовують для стерилізації питної води, води плавальних басейнів?
8. У чому небезпека хлорування питної води? До утворення яких токсичних речовин може призвести хлорування питної води?
9. У вигляді яких йонів галогени присутні в організмі?
10. Яка біологічна роль F, Cl, Br, I в організмі?
11. Які неорганічні сполуки F, Cl, Br, I застосовують у медицині?
12. Який механізм токсичної дії надлишку фторид-іонів на організм?
13. Чому у медичній практиці використовують розчин йоду з йодидом калію?
14. Де у живому організмі накопичується F, Br, I?
15. Чому при отруєнні бромом хворому вводять велику кількість  $\text{NaCl}$ ?
16. Якими галогенами можна витіснити бром із розчину  $\text{KBr}$ ? Напишіть відповідні рівняння реакцій?
17. Які солі сульфатної кислоти застосовують у медичній практиці?
18. Чому сульфурвмісні амінокислоти застосовують для захисту організму під час радіаційних уражень?

19. Що таке металолігандний ферум гомеостаз? Які чинники зумовлюють порушення металолігандного гомеостазу?
20. Що таке натрій-калієвий насос? Його дія.
21. До яких захворювань може призвести надлишок кальцію?
22. Яка роль Mg у організмі?
23. Де у організмі концентрується Cu, Zn, Al, As, V, Cd, Hg, Mn, Ba?
24. Яка хімічна реакція лежить в основі токсичної дії йона  $Pb^{2+}$ ?
25. Яке забарвлення мають розчини сполук  $Mn^{+4}$ ,  $Mn^{+6}$ ,  $Mn^{+7}$ ?
26. У яких ступенях окислення сполуки феруму, кобальту та нікелю найбільш стійкі?
27. Які особливості електронних структур визначають високі комплексоутворюючі властивості феруму, кобальту та нікелю?
28. За допомогою яких реакцій можна отримати розчин хлориду заліза (II)? Що відбувається з розчином цієї солі при зберіганні її на повітрі? Напишіть реакції. Чи можна розчин  $FeCl_2$ , що довго зберігався, використовувати для отримання лікувальних препаратів двовалентного феруму?
29. Які функції виконують комплекси заліза в організмі?
30. Молярна маса гемоглобіну людини дорівнює 4500г/моль. Розрахуйте масову частку феруму в гемоглобіні, якщо в одній молекулі гемоглобіну міститься 4 атоми феруму.
31. У чому полягає фізіологічна функція гемоглобіну? Який механізм «роботи» гемоглобіну?
32. Чи змінює ступінь окислення феруму в молекулі гемоглобіну в процесі приєднання і віддачі кисню?
33. Розрахуйте молярну масу гемоглобіну, якщо в одній молекулі гемоглобіну міститься 4 атоми заліза і масова частка його становить 0,335%.
34. Які функції в організмі виконує вітамін  $B_{12}$ . Назвіть комплексоутворювач  $B_{12}$ . Що загального в структурах молекул гемоглобіну і вітаміну  $B_{12}$ ?
35. s-елементи групи IA і d-елементи групи IB мають на зовнішньому електронному шарі по одному s-електрону. У

чому полягає причина того, що елементи цих груп значно відрізняються за хімічними властивостями?

36. Яку роль виконує Cu у купрумвмісних білках і ферментах?
37. Які з'єднання срібла застосовують у лікувальних цілях? Який механізм їх дії?
38. Який механізм токсичної дії розчинних солей купруму, срібла і золота на організм?
39. Чому Zn, Cd і Hg не проявляють змінної валентності в своїх сполуках?
40. Запишіть реакції, що характеризують амфотерні властивості цинку.
41. Напишіть ступінчасту дисоціацію комплексу  $K_2[HgI_4]$ . Запишіть у загальному вигляді константу нестійкої комплексного іона.
42. Що обумовлює високу токсичність сполук Zn, Cd, Hg?
43. На чому засновано застосування сполук цинку і ртуті як препаратів зовнішньої дії? Поясніть лікувальну дію на основі хімічних властивостей цих сполук.
44. На чому засновано застосування комплексонів, як лікувальних препаратів при отруєнні з'єднаннями цинку, кадмію і ртуті?
45. Чому тіолвмісні ферменти необоротно отруюються йонами  $Cu^{2+}$  і  $Ag^+$ ?

## ***Змістовний модуль 2*** **Кисотно-основні рівноваги в біологічних розчинах**

### **Заняття 5. Характеристика розчинів**

**Актуальність теми.** Розчини мають важливе значення в житті і практичній діяльності людини. Процеси засвоєння їжі людиною пов'язані з переведенням харчових речовин у розчин. Організм людини є складною системою, де у розчиненому стані містяться іони, молекули, колоїдні частинки, у тому числі високомолекулярні сполуки (фізіологічні рідини), лімфа, сеча, слина, шлунковий сік). Процеси біосинтезу, ферментативного каталізу відбуваються у розчинах. З розчиненням пов'язані процеси дихання. Більшість лікарських препаратів вводиться в організм у вигляді розчинів.

Закон розподілу Нернста використовують у фармакологічній промисловості для екстракції корисних речовин з біологічного матеріалу, в лабораторній практиці для розділення сумішей на окремі речовини (пуринових, прімідинових основ, амінокислот).

**Мета загальна - уміти** аналізувати розчинність речовин.

#### **Конкретні цілі - уміти:**

- класифікувати розчини;
- пояснювати механізм процесів розчинення;
- аналізувати розчинність газів, рідин і твердих речовин у рідинах.

**Під час підготовки до заняття користуйтеся літературою:**

#### Список основної літератури:

1. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела. – 2007.

#### Список додаткової літератури:

1. Мар'яновський В.М., Мар'яновська А.О. Розчини в біологічних системах: Конспект лекцій з курсу «Біофізична і

біоорганічна хімія». - Суми, Вид-во СумДУ, 2001.

2. Конспект лекцій.
3. Графологічна структура (додаток Г).

### **Теоретичні питання**

1. Роль розчинів у життєдіяльності організмів. Класифікація розчинів.
2. Механізм процесів розчинення. Термодинамічний підхід до процесу розчинення. Розчинність речовин.
3. Розчинність газів у рідинах. Залежність розчинності газів від тиску (закон Генрі–Дальтона), природи газу та розчинника, температури. Вплив електролітів на розчинність газів (закон Сеченова). Розчинність газів у крові. Кесонна хвороба.
4. Розчинність рідин та твердих речовин у рідинах. Залежність розчинності від температури, природи розчиненої речовини та розчинника. Розподіл речовини між двома рідинами, що не змішуються. Закон розподілу Нернста та його значення у явищі проникності біологічних мембран.

### ***Технологічна карта проведення практичного заняття***

№ пор.	Етапи	Час, хв	Забезпечення дисципліни	Місце проведення
1	Корекція знань та вмінь студентів шляхом розв'язання навчальних задач	75	Графологічної структури, набір задач	Навчальна лабораторія
2	Аналіз і підведення підсумків заняття	5		

### **Заняття 6. Кількісний склад розчинів. Приготування розчинів**

**Актуальність теми.** Багато лікарських препаратів застосовують у вигляді розчинів. Лікар повинен уміти готувати розчини із заданим кількісним складом.

**Мета загальна** - уміти характеризувати кількісний склад розчинів.

**Конкретні цілі - уміти:**

- характеризувати розчини за їх кількісним складом;
- аналізувати зв'язок між різними способами вираження концентрації розчинів;
- готувати розчини із заданим кількісним складом;
- визначати відсоткову концентрацію розчину за допомогою ареометра.

**Під час підготовки до заняття користуйтеся літературою:**

Список основної літератури:

1. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія.-К.: Каравела. – 2007.

Список додаткової літератури:

1. Мар'яновський В.М., Мар'яновська А.О. Розчини в біологічних системах: Конспект лекцій з курсу «Біофізична і біоорганічна хімія». - Суми, Вид-во СумДУ, 2001.
2. Конспект лекцій.
3. Графологічна структура (додаток Д).

**Теоретичні питання**

1. Способи вираження концентрації розчинів: відсоткова концентрація, молярна концентрація, моляльна концентрація, молярна концентрація еквівалента (нормальність), титр розчину.

**Алгоритм лабораторної роботи**

1. Приготування розчину даної концентрації.
2. Визначення густини та відсоткової концентрації розчину.

**Методики проведення експерименту**

1. Обчислити масу  $K_2Cr_2O_7$  і об'єм води, необхідні для приготування 50г розчину заданої концентрації.
2. На техно-хімічних терезах зважити розраховану кількість солі та за допомогою мірного циліндра відміряти необхідну кількість води.



3. Обережно пересипати наважку  $K_2Cr_2O_7$  у хімічний стакан ємністю  $100\text{см}^3$ .
4. Вилити у стакан відміряну воду і ретельно перемішати скляною паличкою до повного розчинення кристалів солі.
5. Перелити одержаний розчин у спеціальний циліндр і ареометром виміряти його густину.

### Запис даних дослідів

Таблиця 2

Маса розчиненої речовини, /г/, $m(K_2Cr_2O_7)$	Маса, /г/, та об'єм, /мл/, $H_2O$ $m(H_2O), V(H_2O)$	Відсоткова концентрація $\omega$ (%)	Густина розчину, /г/мл/ р практи	Молярна концентрація $C_M$ , /моль/л/	Молярна концентрація $C_m$ , /моль/л/	Нормальність $C_N$ , /моль/л/

Обчислити абсолютну  $\Pi$  і відносну  $G$  погрішності визначеної густини, якщо теоретичне значення густини подане в таблиці 3.

Розрахувати молярну  $C_M$ , молярну  $C_m$  і нормальну  $C_N$  концентрації одержаного розчину  $K_2Cr_2O_7$ .

Зробити висновок про зв'язок між різними способами вираження концентрації розчинів.

Таблиця 3.

Відсоткова концентрація, %	Густина, г/мл
1	1,0052
2	1,0122
3	1,0193
4	1,0264

### **Технологічна карта проведення практичного заняття**

№ пор.	Етапи	Час, хв	Забезпечення дисципліни	Місце проведення
1	Корекція знань та вмій студентів шляхом розв'язання навчальних задач	40	Графологічної структури, набір задач	Навчальна лабораторія
2	Виконання лабораторної роботи і оформлення протоколу	20	Лабораторний посуд, реактиви	
3	Контрольна робота	15	Задачі	
4	Аналіз і підведення підсумків заняття	5		

#### **Зразок контрольної роботи до 5-6 заняття.**

- Скільки треба взяти хлориду кальцію для приготування 200мл 16% розчину густиною  $1,1 \text{ г/см}^3$ . Чому дорівнює еквівалентна концентрація розчину?
- Обчислити температуру кипіння розчину з масовою часткою нафталіну  $\text{C}_{10}\text{H}_8$  в бензолі – 5%. Температура кипіння бензолу дорівнює  $80,2^\circ\text{C}$ ;  $E_{\text{бензолу}}=2,57$ .

### **Заняття 7. Кислотно-основна рівновага в організмі. Водневий показник біологічних рідин**

**Актуальність теми.** Усі біологічні процеси, що забезпечують життєдіяльність організму, протікають у воді або за участю води. Величезне значення для цих процесів має кислотно-основна рівновага. Так, у людини для нормального функціонування організму необхідна постійна рН різних біологічних рідин. Постійність концентрації йонів Гідрогену є однією з суттєвих констант внутрішнього середовища організму і має першорядне значення для діяльності організму: йони  $\text{H}^+$  здійснюють каталітичну дію на численні біологічні перетворення; біологічна активність ферментів і гормонів

проявляється тільки в суворо визначеному інтервалі рН крові. Відхилення від нормального (7,36) на 0,2 одиниці може призвести до тяжких наслідків. Патологічні процеси, які можуть виникнути в організмі, можуть неправильно призводити до змінювання рН біологічних рідин. Тому визначення рН біологічних рідин (шлунковий сік, сеча і т.д.) використовується при діагностиці та контролі за ефективністю терапії.

У медичній практиці широко використовують солі, які не гідролізуються у водних розчинах ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ ). Гідролізу в організмі підлягають біологічно активні речовини – білки, полісахариди, нуклеїнові кислоти, ліпіди.

**Мета загальна - уміти** робити висновки щодо кислотності біологічних рідин на підставі водневого показника.

**Конкретні цілі - уміти:**

- пояснювати властивості розчинів електролітів;
- аналізувати значення рН для різних рідин людського організму в нормі та патології, підбирати індикатори для визначення рН розчину;
- пояснювати роль гідролізу в біохімічних процесах.

**Під час підготовки до заняття користуйтеся літературою:**

Список основної літератури:

1. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія.-К.: Каравела. – 2007.

Список додаткової літератури:

1. Мар'яновський В.М., Мар'яновська А.О. Розчини в біологічних системах: Конспект лекцій з курсу «Біофізична і біоорганічна хімія». - Суми, Вид-во СумДУ, 2001.
2. Конспект лекцій.
3. Графологічна структура (додаток Ж).

**Теоретичні питання**

1. Розчини електролітів. Електроліти в організмі. Ступінь та константа дисоціації слабких електролітів. Властивості розчинів сильних електролітів. Активність і коефіцієнт активності. Іонна

сила розчину. Водно–електролітний баланс – необхідна умова гомеостазу.

2. Дисоціація води. Йонний добуток води. Водневий показник рН. Значення рН для різних рідин людського організму в нормі і патології.

3. Теорії кислот та основ. Типи протолітичних реакцій: реакції нейтралізації, гідролізу та іонізації.

4. Гідроліз солей. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації і температури. Константа гідролізу. Роль гідролізу в біохімічних процесах.

### **Виконайте завдання та перевірте правильність їх розв'язання з еталоном відповіді**

1. Від яких чинників згідно із II законом Рауля залежить підвищення температури кипіння розчинів неелектролітів чи зниження температури їх кристалізації:

- а) від природи розчиненої речовини і тиску;
- б) від природи розчинника і концентрації розчиненої речовини;
- в) від кількості розчинника;
- г) від навколишньої температури?

2. У 500мл розчину міститься 7,4г  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Чому дорівнює нормальна концентрація речовини в цьому розчині  $M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74\text{г/моль}$ :

- а) 0,1н;                      б) 0,2н;                      в) 0,4н;                      г) 0,3н.

3. Якщо у розчині зростає концентрація іонів  $\text{H}^+$ , то:

- а) значення рН збільшується;
- б) кислотність незмінюється;
- в) кислотність розчину знижується;
- г) значення рН зменшується.

4. Яка сіль не підлягає гідролізу

- а)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ;                      б)  $\text{CuSO}_4$ ;                      в)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;                      г)  $\text{NaNO}_2$ ?

5. У розчині якої солі значення водневого показника буде  $\text{pH} > 7$

- а)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ;                      б)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ;                      в)  $\text{NaNO}_2$ ;                      г)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ?

6. Скільки стадій відбувається при повній дисоціації фосфату калію  $\text{K}_3\text{PO}_4$

- а) одна;                      б) три;                      в) чотири;                      г) дві?

7. Яка з галогеноводневих кислот є найслабкішою

- а) HCl;                      б) HF;                      в) HI;                      г) HBr?

Еталони відповідей: 1б, 2в, 3г, 4а, 5в, 6а, 7б.

**Технологічна карта проведення практичного заняття**

№ пор.	Етапи	Час, хв	Забезпечення дисципліни	Місце проведення
1	Корекція знань та вмінь студентів шляхом розв'язання навчальних задач	60	Графологічної структури, набір задач	Навчальна лабораторія
2	Тестовий контроль	15	Тести	
3	Аналіз і підведення підсумків заняття	5		

**Заняття 8. Основи титриметричного аналізу**

**Актуальність теми.** У медичній аналітичній практиці широко використовують метод кислотно-основного титрування (метод нейтралізації). Медичні працівники повинні володіти методами кількісного аналізу.

**Мета загальна - уміти** аналізувати принципи титриметричних методів дослідження.

**Конкретні цілі - уміти:**

- пояснювати принципи підбору індикаторів, поняття: точка еквівалентності, крива титрування, інтервал переходу забарвлення індикатора;
- аналізувати кількісний вміст у розчині кислот та основ за допомогою методів кислотно-основного титрування;
- визначити кількісний склад досліджуваного розчину.

## **Під час підготовки до заняття користуйтеся літературою:**

### Список основної літератури:

1. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія.-К.: Каравела. – 2007.

### Список додаткової літератури:

1. Мар'яновський В.М., Мар'яновська А.О. Розчини в біологічних системах: Конспект лекцій з курсу «Біофізична і біоорганічна хімія». - Суми, Вид-во СумДУ, 2001.
2. Конспект лекцій.
3. Графологічна структура (додаток Е).

### **Теоретичні питання**

1. Основи титриметричного аналізу. Методи титриметричного аналізу.
2. Метод кислотно-основного титрування. Кислотно-основні індикатори.

### **Алгоритм лабораторної роботи**

1. Визначити кислотність шлункового соку.

### **Методика проведення експерименту**

1. Внести в конічну колбу сухою піпеткою 10 см<sup>3</sup> шлункового соку та додати по 2–3 краплі індикаторів: метилоранжу і фенолфталеїну.
2. З бюретки, заповненої титрованим розчином NaOH (0,1 моль/л), невеликими порціями додають луг у колбу з шлунковим соком до переходу забарвлення з червоного у рожево-жовтогаряче. Розчин у колбі під час досліду слід весь час перемішувати легкими круговими рухами колби. Останні порції кислоти (0,5–0,7 см<sup>3</sup>) слід додавати по краплям.
3. Зробити відлік об'єму витраченого луку з точністю до десятих часток мілілітра. Витрачена кількість луку (за метилоранжем) еквівалентна вмісту хлороводневої кислоти у пробі шлункового соку.
4. Продовжити титрування розчином NaOH до переходу забарвлення з жовтого до малинового, викликаного присутністю

фенолфталеїну. Загальна кількість мілілітрів розчину NaOH, яка визначається у другій точці еквівалентності, характеризує загальну кислотність шлункового соку.

5. Повторити титрування ще 2 рази і взяти середнє арифметичне значення. У нормі загальна кислотність у перерахунку на 100 см<sup>3</sup> шлункового соку становить 40–60 титриметричних одиниць, а вміст HCl – 20–40 од.

### Запис даних досліду

Таблиця 4

	Колби з шлунковим соком (по 10 см <sup>3</sup> ) та індикатором		
	№ 1	№ 2	№ 3
Об'єм витраченого NaOH (см <sup>3</sup> )	Метилловий оранжевий		
Середнє арифметичне значення			
Об'єм витраченого NaOH (см <sup>3</sup> )	Фенолфталеїн		
Середнє арифметичне значення			

ПРИКЛАД РОЗРАХУНКУ: на титрування шлункового соку витрачено 3 см<sup>3</sup> 0.1 моль/л NaOH (з метилоранжем), і 5 см<sup>3</sup> 0,1 моль/л NaOH (з фенолфталеїном). Визначити загальну кислотність шлункового соку і вміст HCl у ньому. Загальна кислотність у перерахунку на 100 см<sup>3</sup> шлункового соку становить:

$$\begin{array}{r}
 10 \text{ см}^3 \text{ шлункового соку} - 5 \text{ см}^3 \\
 100 \text{ мл} \qquad \qquad \qquad - X \\
 X = \frac{5 \cdot 100}{10} = 50 \text{ титриметричних одиниць}
 \end{array}$$

Вміст HCl у перерахунку на 100 см<sup>3</sup> шлункового соку становить:

10 см<sup>3</sup> шлункового соку – 3 см<sup>3</sup>

100 см<sup>3</sup> – X

$$X = \frac{3 \cdot 100}{10} = 30 \text{ титриметричних одиниць}$$

У таблиці 5 приводяться величини рН для найбільш розповсюджених індикаторів.

Таблиця 5

№ пор.	Індикатор	Забарвлення		Інтервал рН змінювання забарвлення
		у кислому середовищі	у лужному середовищі	
1	2	3	4	5
1	Метилоранж	Червоне	Жовте	3,1–4,4
2	Лакмус	Червоне	Синє	5,0–8,0
3	Фенолфталеїн	Безбарвне	Малинове	8,0–9,8

***Технологічна карта проведення практичного заняття***

№ пор.	Етапи	Час, хв	Забезпечення дисципліни	Місце проведення
1	Корекція знань та вмінь студентів шляхом розв'язування навчальних задач	50	Графологічної структури, набір задач	Навчальна лабораторія
2	Виконання лабораторної роботи і оформлення протоколу	25	Лабораторний посуд, реактиви	
3	Аналіз і підведення підсумків заняття	5		



## **Заняття 9. Буферні системи, класифікація та механізм дії**

**Актуальність теми.** Внутрішні рідкі середовища організму – кров, лімфа, шлунковий сік, сеча і т.д. – характеризуються значною постійністю і підтримуються поряд із фізіологічними механізмами буферними системами організму. Головними буферними системами організму є: гідрокарбонатна, гемоглобінові, фосфатна і білкова. Дія всіх буферних систем в організмі взаємопов'язана, що забезпечує біологічним рідинам постійне значення рН.

**Мета загальна - уміти** пояснювати механізм дії буферних систем.

### **Конкретні цілі - уміти:**

- класифікувати буферні системи;
- пояснювати механізм дії основних буферних систем організму;
- розраховувати рН буферних розчинів, використовуючи рівняння Гендерсона-Гассельбаха.

**Під час підготовки до заняття користуйтеся літературою:**

### Список основної літератури:

1. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія.-К.: Каравела. – 2007.

### Список додаткової літератури:

1. Мар'яновський В.М., Мар'яновська А.О. Розчини в біологічних системах: Конспект лекцій з курсу «Біофізична і біоорганічна хімія». - Суми, Вид-во СумДУ, 2001.
2. Конспект лекцій.
3. Графологічна структура (додаток Є).

### **Теоретичні питання**

1. Буферні розчини, їх класифікація.
2. Механізм дії буферної системи.
3. Рівняння Гендерсона-Гассельбаха.

### **Технологічна карта проведення практичного заняття**

№ пор.	Етапи	Час, хв	Забезпечення дисципліни	Місце проведення
1	Корекція знань та вмінь студентів шляхом розв'язування навчальних задач	75	Графологічної структури, набір задач	Навчальна лабораторія
2	Аналіз і підведення підсумків заняття	5		

### **Заняття 10. Визначення буферної ємності. Роль буферності в біосистемах**

**Актуальність теми.** Якщо додати одну краплю концентрованої сульфатної кислоти до одного літра води, то концентрація йонів Гідрогену збільшиться в 5000 разів. Якщо додати таку ж кількість кислоти до буферного розчину, то концентрація йонів Гідрогену зміниться незначно. Але здатність буферної системи підтримувати постійне значення рН не є безмежною, вона обмежується буферною ємністю.

З кишечника та тканин у кров при обміні речовин постійно надходять різні кислоти (вугільна, молочна, масляна та ін.) та менше основи (амоніак, креатин). В організмі людини в спокійному стані щодоби утворюється кількість кислоти, еквівалентна  $\approx 2,5$  л концентрованої соляної кислоти.

Організм звільнюється від кислот завдяки процесам дихання, сечовиділення і буферних механізмів. Якби в організмі не було негайних буферних механізмів і дихальної компенсації, тоді навіть звичайні щоденні навантаження кислотами супроводжувалися б значним коливанням величини рН.

**Мета загальна** - **уміти** давати кількісні характеристики буферних розчинів.

### **Конкретні цілі - уміти:**

- пояснювати поняття: буферна ємність розчину;
- оцінювати вплив різних факторів на буферну ємність;
- розраховувати буферну ємність розчинів.

### **Під час підготовки до заняття користуйтеся літературою:**

#### Список основної літератури:

1. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія.-К.: Каравела. – 2007.

#### Список додаткової літератури:

1. М Мар'яновський В.М., Мар'яновська А.О. Розчини в біологічних системах: Конспект лекцій з курсу «Біофізична і біоорганічна хімія». - Суми, Вид-во СумДУ, 2001.
2. Конспект лекцій.
3. Графологічна структура (додаток Є).

### **Теоретичні питання**

1. Буферна ємність.
2. Буферні системи крові. Бікарбонатний буфер. Фосфатний буфер. Білкові буферні системи.
3. Поняття про кислотно-лужний стан крові.

### **Зразок контрольної роботи до 9 – 10 заняття.**

1. Які з солей  $\text{NaCN}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KI}$  піддаються гідролізу? Складіть молекулярні, повні та скорочені йонні рівняння гідролізу цих солей та вкажіть реакцію розчину кожної солі.
2. Що таке водневий показник рН? Розрахуйте рН розчину, який містить 3,6 г  $\text{HCl}$  в 1л.
3. Чому дорівнює значення рН однакових об'ємів розчинів 1 н  $\text{CH}_3\text{COOH}$  і 0,1 н  $\text{CH}_3\text{COONa}$  ( $K_{\text{д}(\text{CH}_3\text{COOH})} = 1,8 \cdot 10^{-5}$  моль/л). Принцип дії цього буферу.

### **Технологічна карта проведення практичного заняття**

№ пор.	Етапи	Час, хв	Забезпечення дисципліни	Місце проведення
1	Корекція знань та вмінь студентів шляхом розв'язування навчальних задач	60	Графологічної структури, набір задач	Навчальна лабораторія
2	Контрольна робота	15	Задачі	
3	Аналіз і підведення підсумків заняття	5		

### **Заняття 11. Колігативні властивості розчинів**

Властивості розчинів, які не залежать від природи розчиненої речовини, а залежать тільки від кількості її, називаються колігативними. До них належать осмотичний тиск, зниження тиску пари над розчином, підвищення температури кипіння та зниження температури замерзання розчину.

Колігативні властивості розчинів відіграють важливу роль у підтриманні організмом постійності внутрішніх середовищ – обов'язкові умови його нормального функціонування. Знання закономірностей протікання дифузії та осмосу дозволяють зрозуміти: фізико-хімічні процеси, що лежать в основі поширення рідини між клітинами та міжклітинними структурами, між судинним руслом та поза судинним простором; механізм осморегуляції; явище тургору клітин, їх гемоліз (цитоліз) і плазмоліз; принцип добору компонентів для створення фармакологічних розчинів, які виконують функцію кровозамінників; фармакологічну дію деяких лікарських препаратів, і особливо використання гіпертонічних розчинів у медичній практиці.

Серед колігативних властивостей дві властивості: зниження температури замерзання розчину і осмотичний тиск

особливо цікаві для лікарів. Перша властивість пов'язана зі структурованістю води у живих тканинах і зниженням її температури замерзання. Друга – з переносом різних речовин через мембрани живої клітини внаслідок осмосу. У людини осмотичний тиск досягає  $8 \cdot 10^5$  Па.

**Мета загальна – уміти** аналізувати взаємозв'язок між колігативними властивостями та концентрацією розчинів.

**Конкретні цілі - уміти:**

- пояснювати зниження тиску пари розчинника над розчином;
  - пояснювати зв'язок між концентрацією розчину та підвищенням температури кипіння і концентрацією розчину і зниженням температури замерзання розчину;
  - розрахувати температури кипіння і замерзання розчинів;
  - пояснювати роль осмотичних явищ в біологічних системах.
- Розраховувати осмотичний тиск розчинів;
- прогнозувати поведінку еритроцитів у розчинах електролітів даної концентрації.

**Під час підготовки до заняття користуйтеся літературою:**

Список основної літератури:

1. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія.-К.: Каравела. – 2007.

Список додаткової літератури:

1. Мар'яновський В.М., Мар'яновська А.О. Розчини в біологічних системах: Конспект лекцій з курсу «Біофізична і біоорганічна хімія». - Суми, Вид-во СумДУ, 2001.
2. Конспект лекцій.
3. Графологічна структура (додаток 3).

**Теоретичні питання.**

1. Колігативні властивості розведених розчинів неелектролітів. Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином. Закон Рауля. Ідеальні розчини.
2. Зниження температури замерзання та підвищення температури кипіння розчинів порівнянно з розчинниками.

3. Осмос та осмотичний тиск. Закон Вант–Гоффа.
4. Колігативні властивості розведених розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо–, гіпер– та ізотонічні розчини.
5. Кріосконія, ебуліометрія, осмометрія, їх застосування в медико–біологічних дослідженнях. Роль осмосу в біологічних системах. Плазмоліз та гемоліз.

### **Алгоритм лабораторної роботи**

1. Одержати «штучну клітину» Траубе.
2. Спостерігати явище гемолізу і плазмолізу еритроцитів.
3. Розрахувати осмотичний тиск розчину хлорид натрію.

### **Методика проведення експерименту**

#### **ДОСЛІД 1. Зростання “штучної клітини” Траубе**

Перетини, проникні для води, але непроникні для розчиненої речовини, можуть бути рослинного і тваринного походження. Можна приготувати такий перетин і штучно, використовуючи для цієї мети розчин сульфату міді (II) і кристалічну сіль гексаціаноферату (II) калію  $K_4[Fe(CN)_6]$ , яку отримують за реакцією:



#### **Виконання досліду**

1. Налити у пробірку  $5\text{ см}^3$  розчину сульфату купруму (II).
2. Опустити туди невелику кількість кристаликів солі  $K_4[Fe(CN)_6]$  (не збовтувати!).
3. Через годину зарисувати утворення, які нагадують водорості. Пояснити це явище.

#### **ДОСЛІД 2. Гемоліз і плазмоліз еритроцитів**

1. У три пробірки налити: у першу –  $5\text{ см}^3$  розчину хлориду натрію з  $\omega = 0,2\%$ , у другу –  $5\text{ см}^3$  розчину хлориду натрію з  $\omega = 0,9\%$ , у третю –  $5\text{ см}^3$  розчину хлориду натрію з  $\omega = 10\%$ .
2. У кожну пробірку внести по 2 краплі крові, дати постояти.
3. Пояснити явище, яке спостерігається.
4. Розрахувати осмотичний тиск ( $p = cRT$ ) розчину хлориду натрію, якщо густина розчинів хлориду натрію  $\rho = 1\text{ г/см}^3$ .

### **Технологічна карта проведення практичного заняття**

№ пор.	Етапи	Час, хв	Забезпечення дисципліни	Місце проведення
1	Корекція знань та вмінь студентів шляхом розв'язання навчальних задач	55	Граф логічної структури, набір задач	Навчальна лабораторія
2	Виконання лабораторної роботи і оформлення протоколу	20	Лабораторний посуд, реактиви	
3	Аналіз і підведення підсумків заняття	5		

#### **Зразки завдань для контролю до другого змістовного модуля**

- Обчислити масу води, яку необхідно додати до 200 г розчину хлориду натрію із масовою часткою 2%, щоб отримати розчин з масовою часткою 0,9 %.  
*Відповідь: 244гр.*
- Обчислити масу йоду, яку треба додати до 180 г спиртового розчину із масовою часткою  $\omega(I_2) = 5\%$ , щоб отримати розчин з масовою часткою йоду 10 %.
- У плазмі крові міститься 152 моль/л йонів натрію. Вважаючи, що іони натрію знаходяться тільки у вигляді натрію хлориду, обчисліть масову частку з NaCl у плазмі крові. Густина крові становить 1,03 г/мл.  
*Відповідь: 0,86 %.*
- Розрахуйте в % і міліграм % масову частку сахарози в 0,1 молярному розчині ( $M = 342$  г/моль,  $\rho = 1,04$  г/мл). Розрахуйте молярність і моляльність сахарози в розчині.  
*Відповідь:  $\omega = 3,29\%$ ,  $3290$  мг %,  $C_m = 0,00179$ ; моляльність розчину -  $0,0994$  моль/кг.*
- Масова частка феруму в крові з розрахунку на елемент становить 50 міліграм %. Скільки г заліза з розрахунку на елемент міститься в 5,0 л крові?  $\rho$  крові =  $1,03$  г/см<sup>3</sup>.  
*Відповідь: 2,575 г.*

6. Скільки літрів води містить організм людини масою 70кг? Скільки з них доводиться на плазму крові, лімфу, внутріклітинну воду тканин?  
*Відповідь:  $H_2O$  - 45-50 л, з яких плазма крові - 3,5 л,  $V_{\text{плазма}} + V_{\text{еритроцитів}} = \text{об'єм крові} - 5 \text{ л}$ , лімфа - 10,5 л.*
7. Що таке гіпер-, гіпо-, ізотонічні розчини і їх застосування в медицині.
8. Чому рани не можна промивати водою?
9. Що таке гіпертонічні пов'язки і для чого вони застосовуються?
10. На чому засновано застосування великих концентрацій солі або цукру для консервації харчових продуктів?
11. Що таке осмотичний тиск ?
12. Осмотичний тиск розчину  $CaCl_2$  з молярною концентрацією 0,04 моль/л при 300 К дорівнює  $2,493 \cdot 10^5$  Па. Визначити ізотонічний коефіцієнт для хлориду кальцію в цьому розчині.  
*Відповідь: 2,5.*
13. Осмотичний тиск крові при 310 К дорівнює  $7,7 \cdot 10^5$  Па. Скільки молей глюкози повинно бути в 1 л розчину, який є ізотонічним крові?  
*Відповідь: 0,3 моль/л.*
14. Визначити зниження температури замерзання крові, якщо осмотичний тиск при 310 К дорівнює  $7,7 \cdot 10^5$  Па.  $K_{H_2O} = 1,83$ .  
*Відповідь:  $0,55^\circ C$ .*
15. Визначити осмотичний тиск розчину при 30 К, якщо пониження температури замерзання його 0,372 К.  $K_{H_2O} = 1,86$ .  
*Відповідь: 498,6 кПа.*
16. Осмотичний тиск розчину гемоглобіну у воді, що містить 124 г/л речовини при  $17^\circ C$ , дорівнює 4,40 кПа. Розрахувати молярну масу гемоглобіну.  
*Відповідь:  $\sim 68000$  у.о.*
17. Осмотичний тиск сечі дорівнює 227 кПа при  $T = 273,15$  К. Знайти її депресію.  $K_{H_2O} = 1,86$ .  
*Відповідь:  $0,186^\circ C$ .*



18. Визначити осмотичний тиск крові жаби, якщо осмотична концентрація її при 280 К дорівнює 0,22 моль/л.  
*Відповідь: 512 кПа.*
19. У 1 л розчину міститься 18,4 г гліцерину. Обчислити осмотичний тиск цього розчину при 300 К.  
 $M(C_3H_5(OH)_3) = 92 \text{ г/моль}$ .  
*Відповідь: 498,6 кПа.*
20. У 200 г води розчинили 12,8 г речовини неелектроліту. Зниження температури замерзання цього розчину 0,93 К. Обчислити відносну молекулярну масу речовини.  
 $K_{н.о} = 1,86$ .  
*Відповідь: 128 а.о.м.*
21. Чому дорівнює рН крові?  
*Відповідь: рН = 7,3.*
22. Визначити концентрацію йонів водню в шлунковому соку, якщо його рН = 1,6.  
*Відповідь:  $[H^+] = 0,025 \text{ моль/л}$ .*
23. Знайти рН розчину  $NH_4OH$ , якщо концентрація  $NH_4OH$  в розчині 1 моль/л, а константа дисоціації  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .  
*Відповідь: 11,63.*
24. рН крові 7,36. Знайти активну кислотність крові.  
*Відповідь:  $4,4 \cdot 10^{-8}$ .*
25. Обчислити рН розчину оцтової кислоти з  $C = 0,001 \text{ моль/л}$ , якщо ступінь дисоціації її 0,134.  
*Відповідь: 3,87.*
26. У скільки разів концентрація водневих йонів у крові з рН=7,36 більше, ніж в спинномозковій рідині з рН=7,53 ?  
*Відповідь: 1,5.*
27. У нормальному шлунковому соку зміст соляної кислоти коливається в межах від 0,07 до 0,15 %. Розрахувати межі зміни рН, нехтуючи силами взаємодії між іонами  $H^+$  і  $Cl^-$ .  
*Відповідь: рН 1,72-1,39.*
28. До 100 мл крові додали 14 мл розчину  $NaOH$  з  $C = 0,1 \text{ моль/л}$  при цьому рН змінилося від 7,36 до 9,36. Розрахувати

буферну ємність крові за лугом.

*Відповідь:  $V_{\text{ц}} = 7 \cdot 10^{-4}$  моль/л.*

29. До 100 міліграмів крові додали 36 мл розчину HCl з  $C = 0,1$  моль/л, при цьому рН змінилося від 7,36 до 6,64. Розрахувати буферну ємність за кислотою.

30. Осмотичний тиск крові при 310 К дорівнює  $7,7 \cdot 10^5$  Па. Скільки г глюкози повинно бути в 1 л розчину ізотонічного крові?

*Відповідь:  $m(C_6H_{12}O_6) = 53,8$  г.*

31. Відносна молекулярна маса гемоглобіну 68000. Обчислити осмотичний тиск розчину гемоглобіну при температурі 300К, якщо в 1 л розчину міститься 124 г гемоглобіну.

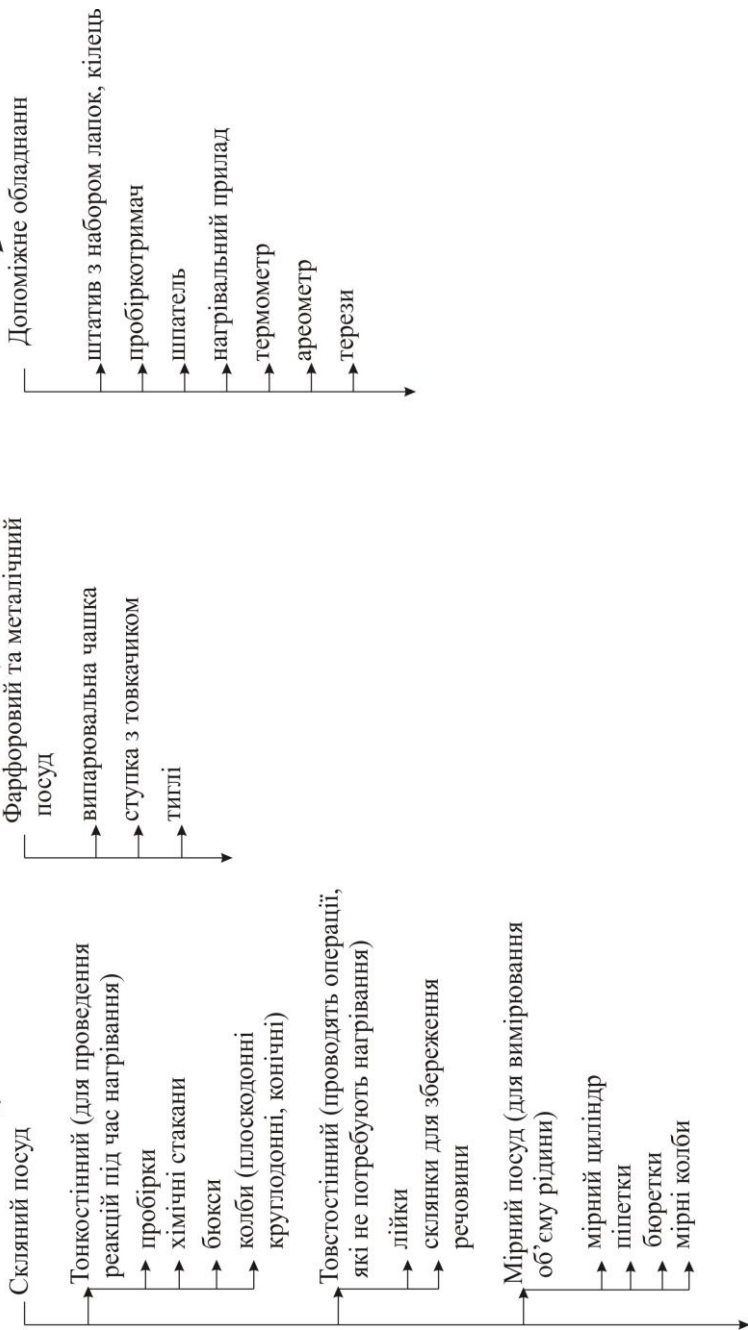
*Відповідь: 4546 Па.*

32. Обчислити молярну концентрацію і масову частку NaCl в розчині, який замерзає при температурі, -  $0,56^\circ\text{C}$ , вважаючи, що сіль повністю дисоційована, а густина розчину 1 г/мл.

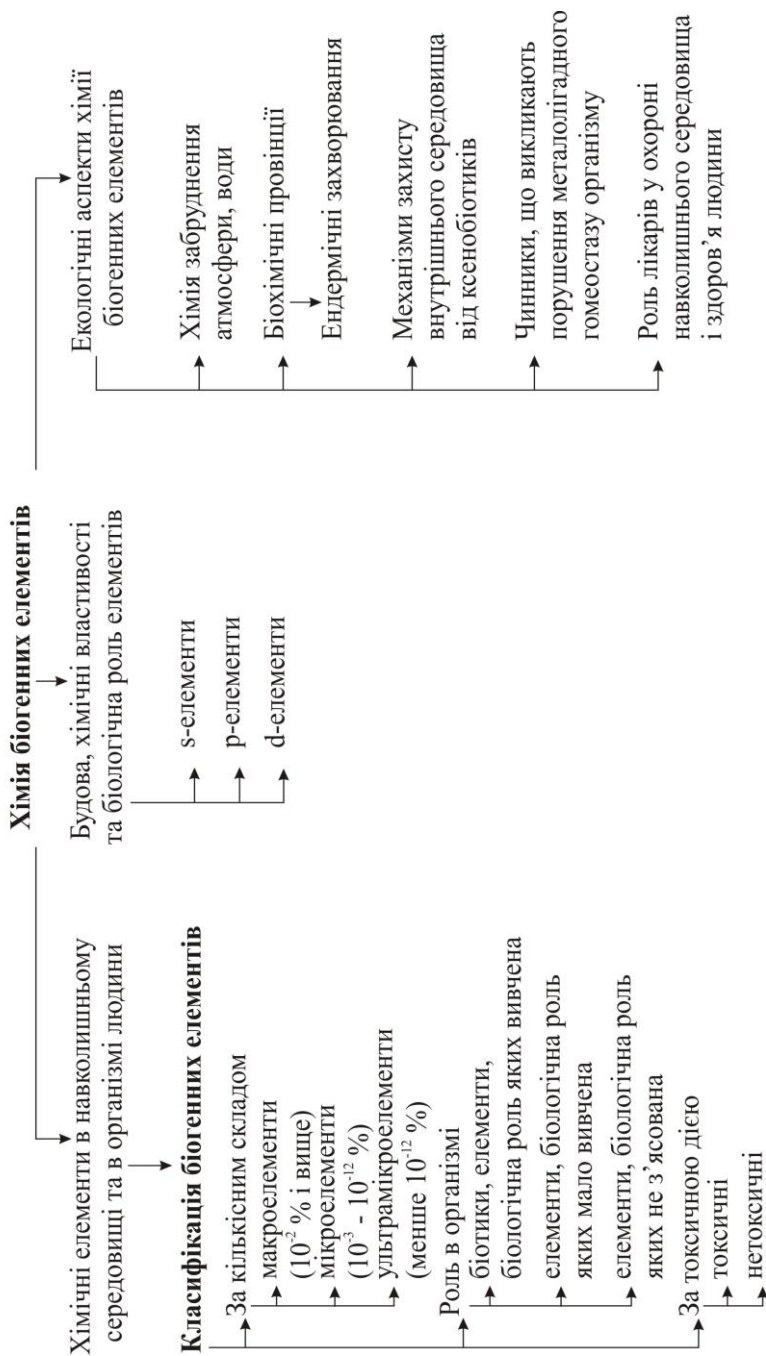
*Відповідь:  $C(\text{NaCl}) = 0,15$  моль/л,  $\omega(\text{NaCl}) = 0,88$  %.*

Додаток А  
(обов'язковий)

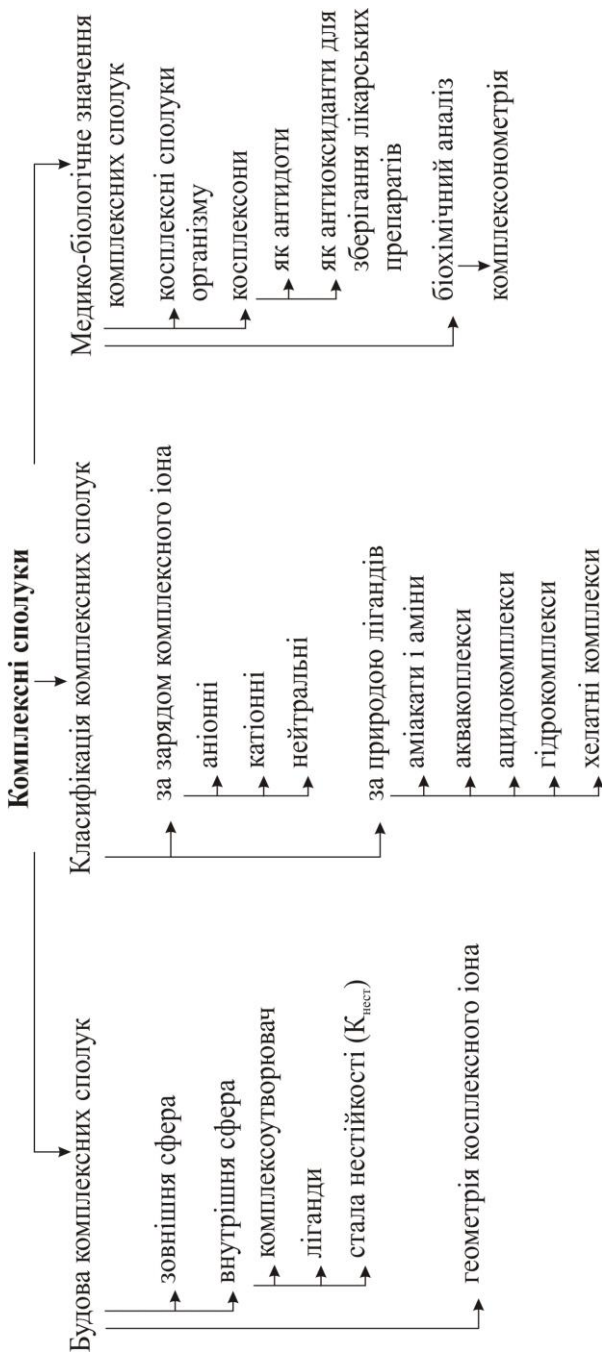
Лабораторне обладнання



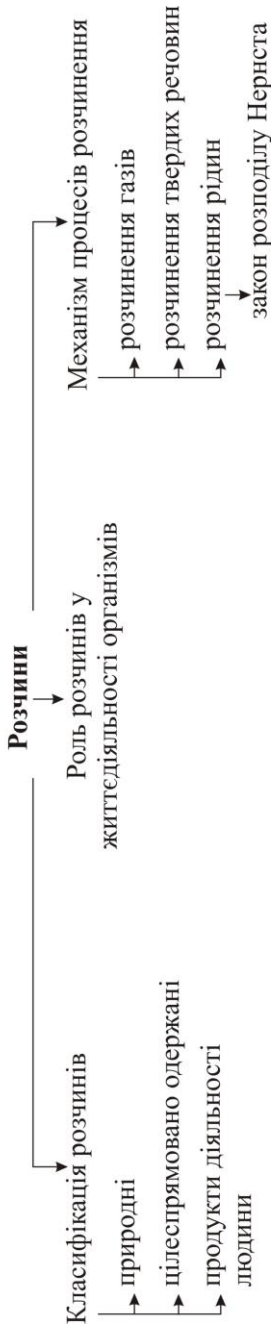
## Додаток Б (обов'язковий)



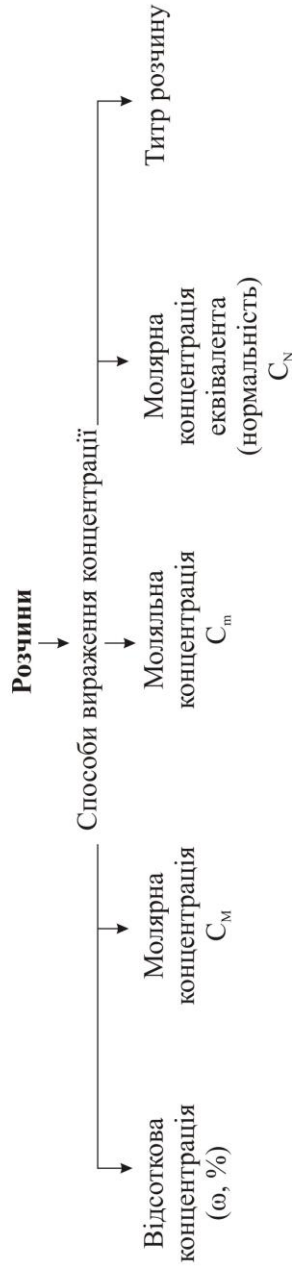
## Додаток В (обов'язковий)



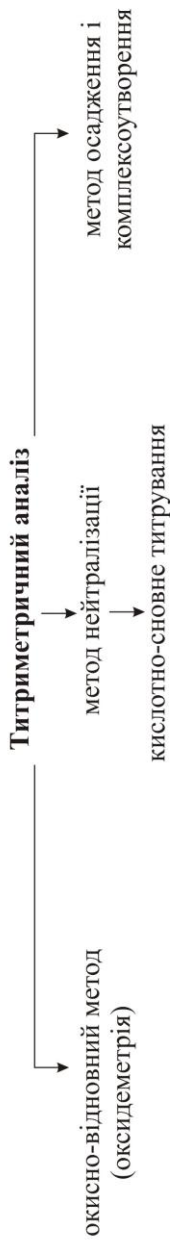
**Додаток Г**  
**(обов'язковий)**



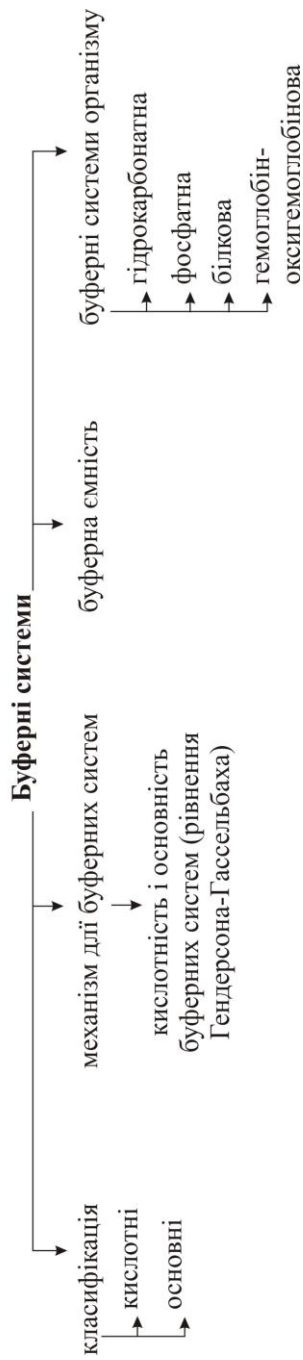
**Додаток Д**  
**(обов'язковий)**



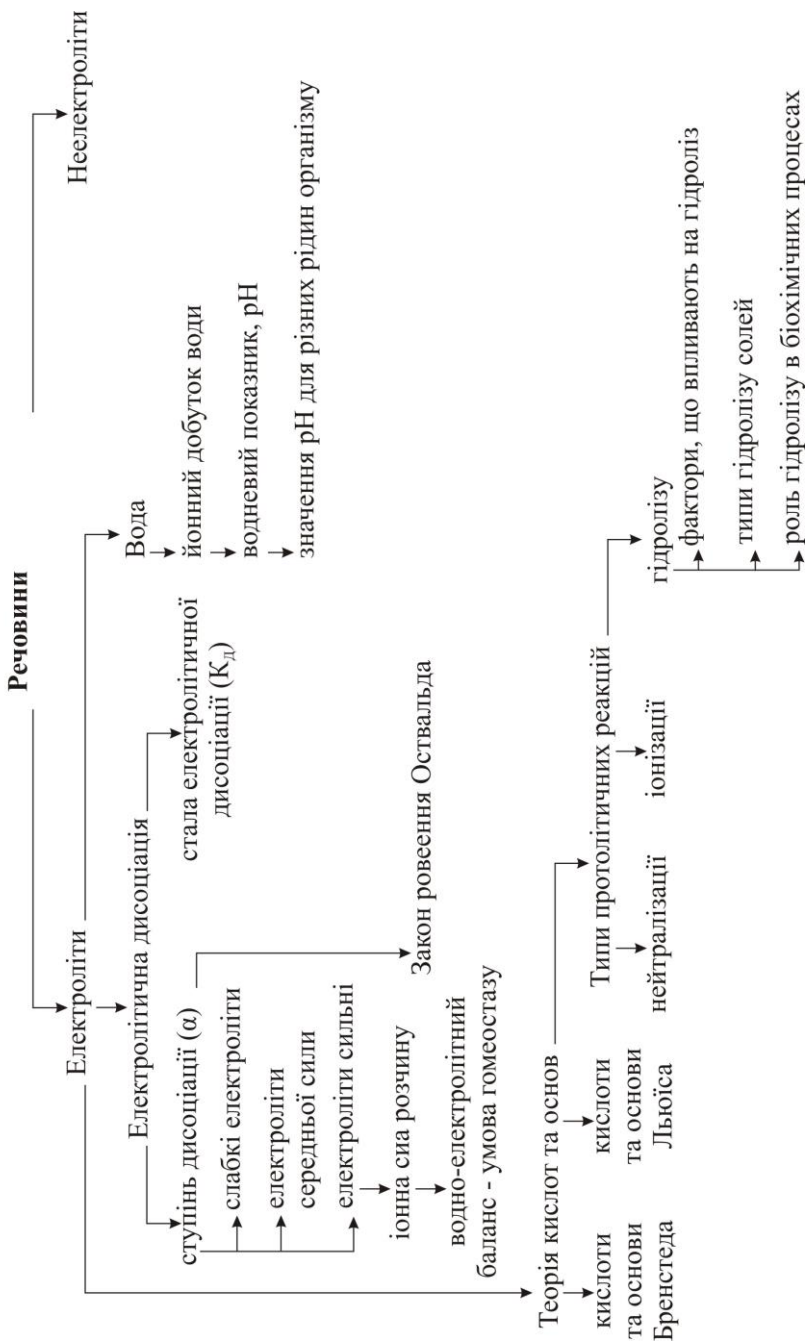
**Додаток Е**  
**(обов'язковий)**



**Додаток Є**  
**(обов'язковий)**



## Додаток Ж (обов'язковий)





**Додаток 3**  
**(обов'язковий)**

