

**СУМСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
КАФЕДРА ЗАГАЛЬНОЇ ХІМІЇ**

ЖУРНАЛ

**для лабораторних робіт з медичної хімії
студента 1 курсу медичного факультету**

I СЕМЕСТР

П.І.Б. _____

ГРУПА _____



Суми 2017

Тематичний план лекційних занять з медичної хімії на осінній семестр 2017/18- н. р.

| № лекції | Тема | Кількість годин |
|---|---|--------------------|
| <u>Змістовний модуль 1</u> ХІМІЯ БІОГЕННИХ ЕЛЕМЕНТІВ. КОМПЛЕКСООУТВОРЕННЯ В БІОЛОГІЧНИХ СИСТЕМАХ | | |
| 1 | Комплексоутворення в біологічних системах. Основи хелатотерапії. | 2 |
| <u>Змістовний модуль 2</u> ТЕРМОДИНАМІЧНІ ТА КІНЕТИЧНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ | | |
| 2 | Теоретичні основи біоенергетики. | 2 |
| 3 | Кінетичні закономірності перебігу біохімічних процесів. | 2 |
| <u>Змістовний модуль 3</u> КИСЛОТНО-ОСНОВНІ РІВНОВАГИ В БІОЛОГІЧНИХ РІДИНАХ | | |
| 4 | Колігативні властивості біологічних рідин. | 2 |
| 5 | Кислотно-основні рівноваги в біосистемах. | 4 |
| <u>Змістовний модуль 4</u> ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ТА ЕЛЕКТРОКІНЕТИЧНІ ЯВИЩА В БІОЛОГІЧНИХ СИСТЕМАХ. ФІЗИКО-ХІМІЯ ПОВЕРХНЕВИХ ЯВИЩ. ЛЮФОБНІ ТА ЛЮФІЛЬНІ СИСТЕМИ | | |
| 6 | Електроодні процеси, їх біологічна роль і застосування в медицині. | 1 |
| 7 | Фізико-хімія поверхневих явищ. Основи адсорбційної терапії. | 2 |
| 8 | Колоїдні розчини. Грубодисперсні системи. Фізико-хімічні властивості розчинів біополімерів. | 2 |
| 9 | Хроматографія. Мікрогетерогенні дисперсні системи. | 1 |

Тематичний план лабораторно-практичних занять з медичної хімії на осінній семестр 2017/18- н. р.

| № заняття | Тема | Бали | Кількість годин |
|---|---|-----------|--------------------|
| <u>Змістовний модуль 1</u> ХІМІЯ БІОГЕННИХ ЕЛЕМЕНТІВ. КОМПЛЕКСООУТВОРЕННЯ В БІОЛОГІЧНИХ СИСТЕМАХ | | | |
| 1 | Вступ. Інструктаж з правил техніки безпеки. Структура курсу, регламент, особливості оцінювання. Повідомлення варіанту ОДЗ | | 2 |
| 2 (4) | Біогенні елементи, біологічна роль, застосування в медицині. Повідомлення. | 4 | 2 |
| 3 (2) | Комплексоутворення в біологічних системах. | | 2 |
| 4 (3) | Лабораторна робота № 1 «Комплексні сполуки». | 3 | 2 |
| 5 | Повторення. Контрольна робота за змістовним модулем №1 | 10 | 2 |
| | ОДЗ до змістовного модуля №1 | 6 | |
| Разом за змістовний модуль № 1 | | 23 | |
| <u>Змістовний модуль 2</u> ТЕРМОДИНАМІЧНІ ТА КІНЕТИЧНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ | | | |
| 6-7 | Теплові ефекти хімічних реакцій в розчинах. Направленість процесів. Хімічна рівновага. Добуток розчинності. | | 4 |
| 8 | Кінетика біохімічних реакцій. | | 2 |
| 9 | Контрольна робота за змістовним модулем №2 | 15 | 2 |
| | ОДЗ до змістовного модуля №2 | 9 | |
| Разом за змістовний модуль № 2 | | 24 | |

| <u>Змістовний модуль 3</u> КИСЛОТНО-ОСНОВНІ РІВНОВАГИ В БІОЛОГІЧНИХ РІДИНАХ | | | |
|---|--|-----------|----------|
| 10 | Кількісний склад розчинів. Приготування розчинів. | | 2 |
| 11 | Лабораторна робота № 2 «Приготування розчинів». | 3 | 2 |
| 12 | Колігативні властивості біологічних рідин. | | 2 |
| 13 | Кислотно-основна рівновага в організмі Водневий показник біологічних рідин. | | 2 |
| 14 | Основи титриметричного аналізу. Лабораторна робота № 3 «Кислотно-основне титрування». | 3 | 2 |
| 15-16 | Гідроліз. Буферні системи, їх біологічна роль. | | 4 |
| 17 | Розв'язування розрахункових задач. Повторення. | | 2 |
| 18 | Контрольна робота за змістовним модулем №3 | 20 | 2 |
| | ОДЗ до змістовного модуля №3 | 8 | |
| Разом за змістовний модуль № 3 | | 34 | |
| <u>Змістовний модуль 4</u> ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ТА ЕЛЕКТРОКІНЕТИЧНІ ЯВИЩА В БІОЛОГІЧНИХ СИСТЕМАХ. ФІЗИКО-ХІМІЯ ПОВЕРХНЕВИХ ЯВИЩ. ЛІОФОБНІ ТА ЛІОФІЛЬНІ СИСТЕМИ | | | |
| 19 | Електродні потенціали та механізм їх виникнення Гальванічні елементи. | | 2 |
| 20 | Біологічна роль дифузійних і мембранних потенціалів. Окисно-відновні реакції. | | 2 |
| 21 | Лабораторна робота № 4 «Окисно-відновні реакції». | 3 | 2 |
| 22 | Поверхневі явища в біологічних системах. Сорбція біологічно активних речовин. | | 2 |
| 23 | Іонний обмін. Хроматографія. | | 2 |
| 24 | Контрольна робота за змістовним модулем №4. Колоїдний стан, будова колоїдних частинок. | 15 | 2 |

| | | | |
|---------------------------------------|---|------------|---|
| 25 | Колоїдні розчини: одержання, властивості. Лабораторна робота № 5 «Методи добування і стійкість колоїдних розчинів». | 3 | 2 |
| 26 | Властивості розчинів біополімерів. | | 2 |
| | ОДЗ до змістовного модуля №4 | 6 | |
| Разом за змістовний модуль № 4 | | 27 | |
| 27 | ЗАЛІК (ПМК) | 80 | 2 |
| | Робота під час лабораторно-практичних занять. | 12 | |
| РАЗОМ | | 200 | |

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

МЕТА РОБОТИ: ознайомитися з різними типами комплексних сполук, дослідити їх властивості та способи добування.

ОБЛАДНАННЯ ТА РЕАКТИВИ: штатив з пробірками, розчини купрум(II) сульфату (0,5-1Н), барій хлориду (0,5Н), амоній гідроксиду (25%), калій гексаціаноферату(II) (0,5Н), ферум(III) хлориду (0,5Н), натрій гідроксиду(0,5Н) (або калій гідроксиду(0,5Н)), алюміній хлориду(0,5Н), цинк(II) сульфату(0,5Н), хром(III) сульфату(0,5Н), олово.

ДОСЛІД 1 Одержання та дослідження комплексного аміаку.

1.1 Попередньо встановити склад розчину купрум(II) сульфату. Для цього у дві пробірки внести по 8-10 крапель (або 0,5 мл) розчину CuSO_4 концентрації 0,5-1,0 моль/л.

а) До однієї з них додати 2-3 краплі розчину BaCl_2 і спостерігати ознаки реакції і записати їх (**n.1.4 а**) .

б) У другу пробірку помістити шматочок олова і подивитися на ознаки взаємодії речовин через 10 хвилин і записати їх (**п.1.4 б**).

1.2. Одержати комплексні сполуки тетраамінкупруму(II). **в)** У чисту пробірку налити 15-16 крапель розчину CuSO_4 (або 0,5 мл) і додати надлишок розчину амоніаку. Спостерігати ознаки хімічної реакції і записати їх (**п.1.4 в**).

1.3. Одержаний у попередньому досліді розчин (**див. п.1.2**) розділити на дві частини у пробірках і провести ті ж самі якісні реакції **з), д)**, що і з розчином CuSO_4 (**див. п.1.1**). Спостерігати ознаки хімічної реакції і записати їх (**п.1.4 з, д**).

Запис даних досліду

1.4 Вказати ознаки і скласти рівняння відповідних хімічних реакцій (для реакцій йонного обміну молекулярні та йонні рівняння):

а) взаємодії між купрум(II) сульфатом та барій хлоридом;

Ознака - _____

б) взаємодії купрум(II) сульфату з оловом;

Ознака - _____

в) взаємодії купрум(II) сульфату з надлишком амоній гідроксиду;

Ознака - _____

Формула йону, що спричиняє забарвлення розчину _____

г) взаємодії терамінкупрум(II) сульфату з барій хлоридом;

Ознака - _____

д) взаємодії терамінкупрум(II) сульфату з оловом;

Ознака - _____

1.5 Скласти рівняння електролітичної дисоціації тетраамінкупрум(II) сульфату (первинної та вторинної) та записати вираз константи нестійкості комплексного йону.

1.6 Зробити висновок про склад і забарвлення, комплексного йону тетраамінкупруму(II) (порівняно з катіоном Купруму 2^+) та можливий спосіб його одержання:

ДОСЛІД 2 Комплексні сполуки в реакціях обміну

2.1 У дві пробірки внести по 4-5 крапель (або 0,5 мл) розчину калій гексаціаноферату(II) ($K_4[Fe(CN)_6]$).

2.2 а) У пробірку з однієї частиною розчину додати такий самий об'єм розчину купрум(II) сульфату.

2.3 б) У пробірку з іншою частиною розчину долити 4-5 крапель розчину ферум(III) хлориду.

Запис даних дослідів

2.4 Вказати ознаки і скласти рівняння відповідних хімічних реакцій (для реакцій йонного обміну молекулярні та йонні рівняння):

а) взаємодії між калій гексаціанофератом(II) та купрум (II) сульфатом;

Ознака - _____

б) взаємодії між калій гексаціанофератом(II) та ферум(III) хлоридом;

Ознака - _____

2.5 Зробити висновок про поведінку комплексних сполук в обмінних реакціях:

ДОСЛІД 3 Утворення гідроксокомплексів.

3.1 Налити у пробірку 0,5 мл розчину AlCl_3 , до нього по краплях додавати 0,1 н розчин NaOH до утворення осаду. До утвореного осаду до повного його розчинення додавати розчин NaOH .

3.2. Аналогічний дослід (*див. п. 3.1*) провести при поступовому додаванні NaOH до розчину ZnSO_4 .

3.3. Аналогічний дослід (*див. п. 3.1*) провести при поступовому додаванні NaOH до розчину $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

Запис даних досліду

3.4 Скласти молекулярні рівняння реакцій, що супроводжувалися утворенням осадів, а для однієї з реакцій скласти також йонні рівняння, вказати забарвлення осадів:

3.5 Скласти молекулярні рівняння реакцій, що супроводжувалися розчиненням осадів, а для однієї з реакцій скласти також йонні рівняння, вказати забарвлення розчинів.

3.6 Скласти рівняння електролітичної дисоціації (первинної та вторинної) однієї з отриманих у досліді 3 комплексних сполук (на вибір), та вираз константи нестійкості для її комплексного йону:

3.7 Вказати, які метали виявляють схильність до утворення гідроксокомплексів.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

РОЗЧИНИ

МЕТА: набути вміння виготовляти розчини з відомою масовою часткою.

ОБЛАДНАННЯ ТА РЕАКТИВИ: шпатель, хімічний стакан, скляна паличка, мірний циліндр, терези, промивалка з дистильованою водою, набір ареометрів, калій дихромат (крист.).

ДОСЛІД 1 Приготування розчину

Номер групи _____, значення масової частки _____%; ____ .

1.1 Обчислити масу $K_2Cr_2O_7$ і об'єм води, необхідні для приготування 50 г розчину з вказаною для групи значенням масової частки і записати ці значення: $m(\text{солі})$ _____ г., $V(\text{води})$ _____ мл.

1.2 Зважити розраховану масу солі у хімічному стакані. За допомогою мірного циліндру відміряти необхідний об'єм води.

1.3 Вилити у хімічний стакан з калій дихроматом відміряний об'єм води і ретельно перемішати скляною паличкою до повного розчинення кристалів солі.

1.4 За значеннями, наведеними у таблиці **1** знайти теоретичне значення густини отриманого розчину, записати його та підібрати відповідний ареометр.

1.5 Перелити одержаний розчин у спеціальний циліндр і ареометром виміряти його густину.

Таблиця 1 - Густина водних розчинів $K_2Cr_2O_7$

| Концентрація розчину, % | Густина, г/см ³ | Концентрація розчину, % | Густина, г/см ³ |
|-------------------------|----------------------------|-------------------------|----------------------------|
| 1 | 1,0052 | 6 | 1,0408 |
| 2 | 1,0122 | 7 | 1,0481 |
| 3 | 1,0193 | 8 | 1,0554 |
| 4 | 1,0264 | 9 | 1,0628 |
| 5 | 1,0336 | 10 | 1,0703 |

Запис даних досліду

1.6 Вказати теоретичне та практичне значення густини виготовленого розчину. $\rho_{\text{теор}} =$ _____ г/мл, $\rho_{\text{практ}} =$ _____ г/мл. (для $\rho_{\text{практ}}$ розчину з точністю до 0,001 г/мл).

1.7 Розрахувати абсолютну та відносну похибки приготованого розчину.

$$\Pi = |\rho_{\text{теор}}| - |\rho_{\text{практ}}| = \underline{\hspace{10cm}}$$

$$\sigma = \frac{\Pi}{\rho_{\text{теор}}} \times 100\% = \underline{\hspace{10cm}}$$

1.8 Розрахувати молярну концентрацію C_M , молярну концентрацію еквіваленту (нормальність) C_N і моляльну концентрацію C_m одержаного розчину $K_2Cr_2O_7$:

C_M _____

C_N _____

C_m _____

1.9 Зробити висновок про застосування розчинів різних видів концентрацій у лабораторній практиці.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3

РОЗЧИНИ

МЕТА: ознайомитися з методом кислотно-основного титрування.

ОБЛАДНАННЯ ТА РЕАКТИВИ: хімічний стакан, промивалка з дистильованою водою, колби конічні місткістю 30–50 мл, піпетки на 10 мл, бюретки, розчини: натрій гідроксиду (0,1N), штучний шлунковий сік, 1% спиртовий розчин фенолфталеїну, розчин метилоранжу.

ДОСЛІД 1 Визначення кислотності шлункового соку

Принцип визначення кислотності шлункового соку(ШС) ґрунтується на титруванні вільної НСІ та інших кислот 0,1Н розчином NaOH.

Вміст вільної соляної кислоти у ШС визначають кількістю мл 0,1Н NaOH, який було витрачено на титрування 100 мл ШС у присутності індикатора метилового оранжевого.

У нормі вміст вільної соляної кислоти становить **20-40** титриметричних одиниць.

Загальна кислотність ШС визначається кількістю мл 0,1Н NaOH, який було витрачено на титрування 100 мл ШС у присутності індикатора – фенолфталеїну.

У нормі загальна кислотність становить **40-60** титриметричних одиниць.

Виконання досліду

1.1. Внести у конічну колбу сухою піпеткою 10 мл шлункового соку та додати по 2–3 краплі індикатору метилоранжу.

1.2 З бюретки, заповненої титрованим розчином NaOH (0,1Н), поступово додавати розчин лугу у колбу з шлунковим соком до переходу забарвлення з рожевого до оранжевого. Розчин у колбі під час досліду слід весь час перемішувати легкими коловими рухами колби. Останні порції кислоти слід додавати по краплях.

1.3 Зробити відлік об'єму витраченого лугу з точністю до десятих. Витрачена кількість лугу (за метилоранжем) еквівалентна вмісту соляної кислоти у пробі шлункового соку.

1.4 Внести у колбу для титрування 5-8 крапель індикатору фенолфталеїну. Продовжити титрування розчином NaOH до переходу забарвлення до малинового, викликаного наявністю фенолфталеїну. Загальна кількість NaOH, витрачена на титрування шлункового соку (за фенолфталеїном) характеризує загальну кислотність шлункового соку.

1.5. Повторити титрування ще 2 рази і для розрахунку використати середні арифметичні значення. Результати титрувань внести до таблиці 2.

Таблиця 2 - Результати титрування ШС

| № титрування | Об'єм розчину NaOH, витрачений на титрування за метилоранжем | Об'єм розчину NaOH, витрачений на титрування за фенолфталеїном |
|--------------|--|--|
| 1 | | |
| 2 | | |
| 3 | | |
| | | |

1.6 Розрахувати загальну кислотність **ШС** та вміст у ньому вільної соляної кислоти, скориставшись прикладом розрахунку

ПРИКЛАД РОЗРАХУНКУ: на титрування шлункового соку витрачено 3 мл 0,1 моль/л NaOH (за метилоранжем), і 5 мл 0,1 моль/л NaOH (за фенолфталеїном). Визначити вміст HCl і загальну кислотність шлункового соку.

Вміст HCl у перерахунку на 100 мл шлункового соку розраховується за такою пропорцією:

$$\begin{array}{r}
 10 \text{ мл шлункового соку} - 3 \text{ мл NaOH} \\
 100 \text{ мл} \qquad \qquad \qquad - x \text{ мл NaOH} \\
 X = \frac{3 \times 100}{10} = 30 \text{ титриметричних одиниць}
 \end{array}$$

Загальна кислотність на 100 мл шлункового соку розраховується за такою пропорцією:

$$\begin{array}{r}
 10 \text{ мл шлункового соку} - 5 \text{ мл NaOH} \\
 100 \text{ мл} \qquad \qquad \qquad - X \text{ мл NaOH} \\
 X = \frac{5 \times 100}{10} = 50 \text{ титриметричних одиниць.}
 \end{array}$$

Для довідки таблиця 3.

Таблиця 3 – Інтервал рН переходу забарвлення індикаторів

| Номер п/п | Індикатор | Забарвлення | | Інтервал рН змінювання забарвлення |
|-----------|--------------|----------------------|----------------------|------------------------------------|
| | | У кислому середовищі | У лужному середовищі | |
| 1 | Метилоранж | Рожеве | Жовте | 3,1–4,4 |
| 2 | Лакмус | Червоне | Синє | 5,0–8,0 |
| 3 | Фенолфталеїн | Безбарвне | Малинове | 8,0–9,8 |

Висновок _____

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

МЕТА РОБОТИ: дослідити окисно-відновні реакції за участю типових окисників і вплив середовища на їх перебіг.

ОБЛАДНАННЯ ТА РЕАКТИВИ: мікрошпатель, пробірки, промивалка, калій нітрит, розчини: етилового спирту (95%), калій гідроксиду (0,5Н), сульфатної кислоти (1,89 г/см³, 2Н), калій гексаціаноферату(II) (0,5Н), калій дихромату(0,5Н), калій перманганату (0,5Н).

ДОСЛІД 1 Вплив середовища на перебіг окисно-відновних реакцій

1.1 У три пробірки внести по 3-4 краплі(або 0,5 мл) розчину калій перманганату KMnO_4 .

1.2 Створити у кожній пробірці відповідне середовище, для чого у першу долити 2-3 краплі розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 ($\text{pH} < 7$), у другу – таку ж кількість дистильованої води H_2O ($\text{pH} = 7$), а у третю – стільки ж розчину калій гідроксиду KOH ($\text{pH} > 7$).

1.3 В усі пробірки послідовно додати по 2 мікрошпателю кристалічного калій нітриту (KNO_2) і спостерігати за ознаками реакцій. Особливо уважно слід спостерігати за реакцією, що відбувається у лужному середовищі, оскільки початкове забарвлення в ній швидко змінюється внаслідок перебігу реакції диспропорціонування одержаної речовини.

Запис даних дослідів

1.4 Скласти рівняння реакцій відновлення калій перманганату калій нітритом у кислому, нейтральному і лужному середовищах. Урахувати, по-перше, що калій нітрит в умовах дослідів окиснюється до калій нітрату, а по-друге, сполукам Мангану в залежності від його ступеня окиснення притаманні різні забарвлення:

- перманганат-іон MnO_4^- в розведених розчинах має рожеве забарвлення, яке по мірі зростання концентрації змінюється до фіолетового;
- манганат-іон MnO_4^{2-} має яскраво зелене забарвлення;
- оксид MnO_2 – це нерозчинна сполука бурого кольору.

Скласти до кожної реакції електронний баланс, розставити коефіцієнти, вказати окисник та відновник, процеси окиснення та відновлення.

У кислому середовищі:

У нейтральному середовищі:

У лужному середовищі:

1.5 Скласти рівняння реакції диспропорціонування продукту відновлення калій перманганату в лужному середовищі:

1.6 Зробити висновок, яким чином реакція середовища у розчині впливає на характер відновлення перманганат-іону, та до якого типу належать розглянуті реакції.

ДОСЛІД 2 Відновлення калій дихромату етиловим спиртом

2.1 Внести в пробірку 5-6 крапель розчину калій дихромату $K_2Cr_2O_7$; потім додати 2-3 краплі концентрованої сульфатної кислоти густиною 1,84 г/мл. Після цього налити у пробірку 4-5 крапель етилового спирту CH_3CH_2OH і спостерігати ознаки хімічної реакції.

Запис даних досліду

2.2. Скласти рівняння реакції відновлення калій дихромату етиловим спиртом до оцтового альдегіду CH_3COH . Скласти до реакції електронний баланс, розставити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, процеси окиснення і відновлення.

2.3 Пояснити, чим обумовлюється зміна забарвлення розчину і поява запаху.

2.4 Зробити висновок про відновні властивості деяких органічних сполук і вказати на причину їх прояву.

ДОСЛІД 3 Розклад амоній дихромату

У пробірку внести декілька мікрошпателів амоній дихромату $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Нагрівати пробірку до початку розкладу амоній дихромату. Потім винести пробірку з полум'я і спостерігати ознаки хімічної реакції.

Запис даних досліду

3.1. Написати рівняння реакції, що відбувається. Скласти електронний баланс і розставити коефіцієнти, зазначивши, який елемент є окисником, а який – відновником:

3.2. Зробити висновок, до якого типу ОВР відноситься проведена реакція.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5

**МЕТОДИ ОТРИМАННЯ ТА СТІЙКІСТЬ
КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ**

МЕТА РОБОТИ: ознайомитися з найважливішими методами отримання та властивостями колоїдних розчинів.

ОБЛАДНАННЯ ТА РЕАКТИВИ: Пробірки, штативи для пробірок, аркуші фільтрувального паперу, гумова груша, піпетки, розчини: ферум(III) хлориду (0,1Н), калій гексаціаноферату(II) (0,1Н)

ДОСЛІД 1 Отримання, коагуляція золів і визначення знаку заряду колоїдних частинок

1.1 Отримання позитивно та негативно заряджених золів берлінської лазури реакцією обміну (хімічна конденсація)

1.1.1 В одну пробірку налити 9 мл 0,1Н розчину ферум(III) хлориду і 1 мл 0,1Н розчину калій гексаціаноферату(II), перемішати. Спостерігати за ознаками хімічної реакції утворення золю берлінської лазури. Потенціалвизначальні йони Fe^{3+} , протийони Cl^- . Скласти формулу міцели.

1.1.2 В іншу пробірку налити 1 мл 0,1Н розчину ферум(III) хлориду і 9 мл 0,1Н розчину калій гексаціаноферату(II), перемішати. Спостерігати за ознаками хімічної реакції утворення золю берлінської лазури. Потенціалвизначальні йони $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, протийони K^+ . Скласти формулу міцели.

Запис даних досліду

| № пробірки | 0,1Н FeCl_3 (мл) | 0,1Н $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (мл) | Забарвлення золю | Висновок про заряд золю |
|------------|---------------------------|--|------------------|-------------------------|
| 1 | 9,0 | 1,0 | | |
| 2 | 1,0 | 9,0 | | |

Формула міцели позитивного золю:

Формула міцели негативного золю:

1.2 Визначення знака заряду колоїдних частинок методом капілярного аналізу

Нанести на аркуш фільтрувального паперу по 1 краплі отриманих у досліді 1.1 розчинів золів берлінської лазурі. Після всмоктування краплі золь, з позитивними частинками адсорбується на папері і утворює забарвлену у центрі і безбарвну по краях пляму. Золь з негативним зарядом не адсорбується папером, а утворює рівномірно забарвлену пляму. Це пояснюється тим, що целюлозні стінки капілярів паперу заряджуються негативно, а просочуюча папір вода – позитивно.

1.3 Отримання золів берлінської лазурі пептизацією

1.3.1 У першу пробірку налити 5 мл 0,1Н розчину ферум(III) хлориду і додати 5 мл 0,1Н розчину калій гексаціаноферату(II). Спостерігати утворення осаду берлінської лазурі.

1.3.2 У дві пробірки налити по 4 краплі вмісту першої пробірки берлінської лазурі. В одну з пробірок додайте 2–3 мл 0,1Н розчину ферум(III) хлориду, у іншу – 2–3 мл 0,1Н розчину калій гексаціаноферату(II).

1.3.3 Що спостерігається? Зробіть висновки про знак заряду частинок отриманих золів. Поясніть це явище.

Запис даних досліді

| № пробірки | Осад берлінської лазурі (мл) | 0,1Н FeCl ₃ (мл) | 0,1Н K ₄ [Fe(CN) ₆] (мл) | Забарвлення золю | Висновок про заряд золю |
|------------|------------------------------|-----------------------------|---|------------------|-------------------------|
| 1 | 0,2 | 2–3 | - | | |
| 2 | 0,2 | - | 2–3 | | |

Висновки:

Назва розділів, підрозділів, тем і основні питання, що розглядаються у курсі «Медична хімія»

Введення. Мета і задачі курсу

Роль хімії у підготовці лікарів. Екологія і медицина.

Біогенні s– та p–елементи; біологічна роль, застосування в медицині

Загальні відомості про біогенні елементи. Якісний та кількісний вміст біогенних елементів в організмі людини. Макроелементи, мікроелементи та домішкові елементи, органогени. Поняття про вчення В.І. Вернадського про біосферу та роль живої речовини (живих організмів). Зв'язок між вмістом біогенних елементів в організмі людини та їх вмістом в довкіллі. Ендемічні захворювання, їх зв'язок з особливостями біогеохімічних провінцій (районів з природним дефіцитом або надлишком певних хімічних елементів в літосфері). Проблеми забруднення та очищення біосфери від токсичних хіміч-

них сполук техногенного походження.

Електронна структура та електронегативність s- і p-елементів. Типові хімічні властивості s- та p-елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення). Зв'язок між місцезнаходженням s- та p-елементів в періодичній системі та їх вмістом в організмі. Застосування в медицині. Токсична дія сполук.

Якісні реакції на іони CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , Cl^- , Br^- , I^- .

Біогенні d-елементи, біологічна роль, застосування в медицині

Метали життя. Електронна структура та електронегативність d-елементів. Типові хімічні властивості d-елементів та їх сполук (реакції зі зміною ступеня окиснення, комплексоутворення). Біологічна роль. Застосування в медицині. Токсична дія d-елементів та їх сполук.

Якісні реакції на йони Fe^{3+} , Cu^{2+} , Ag^+ .

Комплексоутворення в біологічних системах

Реакції комплексоутворення. Координаційна теорія А. Вернера та сучасні уявлення про будову комплексних сполук. Поняття про комплексоутворювач (центральний йон). Природа, координаційне число, гібридизація орбіталей комплексоутворювача. Поняття про ліганди. Координаційна ємність (дентатність) лігандів. Внутрішня та зовнішня сфери комплексів. Геометрія комплексного йону. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках. Класифікація комплексних сполук за зарядом внутрішньої сфери та за природою лігандів. Внутрішньо-комплексні сполуки. Полімерні комплекси.

Залізо-, кобальто-, мідь- та цинковмісні біокомплексні сполуки. Поняття про металолігандний гомеостаз. Порушення гомеостазу. Комплекси та їх застосування в медицині як антидотів при отруєнні важкими металами (хелатотерапія) та як антиоксидантів при зберіганні лікарських препаратів.

Теоретичні основи біоенергетики

Основні поняття хімічної термодинаміки: термодинамічна система (ізольована, замкнута, відкрита, гомогенна, гетерогенна), термодинамічний процес (оборотний і необоротний). Живі організми – відкриті термодинамічні системи. Необоротність процесів життєдіяльності.

Енергія системи. Внутрішня енергія як функція стану системи. Робота і теплота – форми передачі енергії.

Перший початок термодинаміки. Ентальпія. Термохімічні рівняння. Стандартні теплоти утворення. Закон Гесса. Енергетична характеристика біохімічних процесів.

Самочинні і несамочинні процеси. Другий початок термодинаміки. Ентропія. Абсолютні значення ентропії. Термодинамічні потенціали: енергія Гіббса. Термодинамічні умови рівноваги. Критерії напрямку самочинних процесів.

Застосування основних положень термодинаміки до живих організмів. АТФ як первинне джерело енергії для біохімічних реакцій. Макроенергетичні сполуки.

Кінетичні закономірності перебігу біохімічних процесів

Хімічна кінетика як основа для вивчення швидкостей і механізмів біохімічних реакцій. Швидкість реакції. Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діючих мас для швидкості реакції. Константа швидкості. Порядок реакції. Кінетичні рівняння реакцій першого, другого порядку. Період напівперетворення – кількісна характеристика зміни концентрації в довіллі радіонуклідів, петицидів тощо. Молекулярність реакції.

Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Особливості температурного коефіцієнту швидкості реакції для біохімічних процесів.

Енергія активації. Теорія активних співударів. Рівняння Арреніуса. Поняття про теорію перехідного стану (активованого комплексу).

Каталіз і каталізатори. Особливості дії каталізаторів. Гомогенний, гетерогенний та мікрогетерогенний каталіз. Механізм дії каталізаторів. Промотори і каталітичні отрути.

Уявлення про кінетику ферментативних реакцій. Ферменти як біологічні каталізатори. Особливості дії ферментів: селективність, ефективність, залежність ферментативної дії від температури та реакції середовища. Поняття про механізм дії ферментів. Залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту і субстрату. Активація та інгібування ферментів.

Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги та способи її ви-

разу. Зміщення хімічної рівноваги при зміні температури, тиску. Концентрації речовини. Принцип Ле Шательє-Брауна.

Розчини неелектролітів

Роль розчинів у життєдіяльності організмів. Класифікація розчинів. Розчинність речовин.

Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. Способи приготування розчинів заданого складу.

Розчинність газів у рідинах. Залежність розчинності газів від тиску (закон Генрі-Дальтона), природа газу, розчинника і температури.

Розчинність речовин. Залежність розчинності від температури, природи розчиненої речовини і розчинника. Колігативні властивості розведених розчинів неелектролітів. Закони Рауля. Ідеальні розчини. Зниження температури замерзання і підвищення температури кипіння розчинів у порівнянні із розчинником. Осмос і осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини. Роль осмосу і осмотичного тиску у біологічних системах.

Розчини електролітів

Сильні і слабкі електроліти. Електроліти в організмі людини. Ступінь і константа дисоціації слабких електролітів. Закон розведення Оствальда. Властивості розчинів сильних електролітів. Активність і коефіцієнт активності.

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

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

Буферні розчини, їх класифікація. Рівняння Гендерсона-Гассельбаха. Механізм буферної дії. Буферна ємність. Буферні системи крові. Бікарбонатний буфер. Фосфатний буфер. Білкові буферні системи. Поняття про кислотно-лужний стан крові.

Електродні процеси їх біологічна роль та застосування в медицині

Роль електрохімічних явищ в біологічних процесах. Електродні

потенціали і механізм їх виникнення. Рівняння Нернста для обчислення електродних потенціалів. Нормальний (стандартний) електродний потенціал. Вимір електродних потенціалів. Електроди визначення та електроди порівняння.

Гальванічні елементи.

Роль окисно-відновних реакцій в процесах життєдіяльності. Окисно-відновний потенціал як міра окисної та відновної здатності системи. Рівняння Петерса. Нормальний окисно-відновний потенціал.

Прогнозування напрямку окисно-відновних реакцій за величинами окисно-відновних потенціалів. Еквівалент окисника та відновника. Значення окисно-відновних потенціалів у механізмі процесів біологічного окиснення.

Колоїдні розчини. Грубодисперсні системи

Організм як складна сукупність дисперсних систем. Класифікації дисперсних систем за ступенем дисперсності. Колоїдний сан. Ліофільні та ліофобні колоїдні системи. Будова колоїдних часток. Подвійний електричний шар. Електрокінетичний потенціал колоїдної частки.

Методи одержання та очистки колоїдних розчинів. Діаліз, електродіаліз, ультрафільтрація, компенсаційний діаліз.

Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем. Броунівський рух, дифузія, осмотичний тиск. Оптичні властивості колоїдних систем.

Електрокінетичні явища. Електрофорез. Застосування електрофорезу в дослідницькій та клініко-лабораторній практиці.

Кінетична (седиментаційна) та агрегативна стійкість дисперсних систем. Фактори стійкості. Коагуляція. Механізм коагулюючої дії електролітів. Поріг коагуляції. Правило Шульце-Гарді. Взаємна коагуляція. Процеси коагуляції при оістці питної води та стічних вод. Колоїдний захист.

Фізико-хімічні властивості розчинів біополімерів

Високомолекулярні сполуки – основа живих організмів. Глобулярна та фібрилярна структура білків. Порівняльна характеристика розчинів високомолекулярних сполук, істинних та колоїдних роз-

чинів.

Набухання та розчинення полімерів. Механізм набухання. Вплив рН середовища, температури та електролітів на набухання. Роль набухання в фізіології організму. Драглиювання розчинів ВМС. Механізм драглиювання. Вплив рН середовища, температури та електролітів на швидкість драглиювання. Тиксотропія. Синерезис. Дифузія в драглях. Висолювання біополімерів з розчинів. Коацервація та її роль у біологічних системах.

Аномальна в'язкість розчинів ВМС. В'язкість крові.

Ізоелектричний стан білка. Ізоелектрична точка та методи її визначення. Іонний стан біополімерів в водних розчинах

Фізико-хімія поверхневих явищ. Основи адсорбційної теорії.

Поверхневі явища та їх значення в біології та медицині. Поверхневий натяг рідин та розчинів. Ізотерма поверхневого натягу. Поверхнево-активні та поверхнево-неактивні речовини. Поверхнева активність. Правило Дюкло-Траубе.

Адсорбція на межі поділу рідина – газ, рідина – рідина, тверде тіло – газ. Рівняння Гіббса. Орієнтація молекул поверхнево-активних речовин у поверхневому шарі. Уявлення про структуру біологічних мембран. Абсорбція на межі поділу тверде тіло-газ. Рівняння Ленгмюра. Абсорбція із розчину на поверхні твердого тіла. Фізична та хімічна адсорбція.

Йонний обмін. Хроматографія

Адсорбція електролітів: специфічна (вибірنا) та іонообмінна. Правило Панета-Фаянса. Йонообмінники природні та синтетичні. Роль адсорбції та іонного обміну і процесах життєдіяльності рослин і організмів.

Хроматографія. Класифікація хроматографічних методів аналізу за ознакою агрегатного стану фаз, техніки виконання та механізму розподілу. Адсорбційна, іонообмінна та розподільча хроматографія. Застосування хроматографії в біології та медицині.