

**СУМСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
КАФЕДРА ЗАГАЛЬНОЇ ХІМІЇ**

ЖУРНАЛ

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

I СЕМЕСТР

П.І.Б. _____

ГРУПА _____

Суми 2017

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>			
КОМПЛЕКСОУТВОРЕННЯ В БІОЛОГІЧНИХ РІДИНАХ. ТЕРМОДИНАМІЧНІ ТА КІНЕТИЧНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ПРОЦЕСІВ			
1	Вступ. Інструктаж з правил техніки безпеки.		2
2	Біогенні елементи, біологічна роль, застосування в медицині.		2
3	Комплексоутворення в біологічних системах.		2
4	Лабораторна робота № 1 «Комплексні сполуки».	3	2
5	Теплові ефекти хімічних реакцій в розчинах. Направленість процесів		2
6	Кінетика біохімічних реакцій. Хімічна рівновага		2
7	Контрольна робота 1	25	2
Разом за змістовний модуль № 1		28	14
<u>Змістовний модуль 2</u>			
КИСЛОТНО-ОСНОВНІ РІВНОВАГИ В БІОЛОГІЧНИХ РОЗЧИНАХ			
8	Кількісний склад розчинів. Приготування розчинів (розв'язування розрахункових задач).		2
9	Лабораторна робота 2 «Приготування розчинів»	3	2
10	Колігативні властивості розчинів.		2
11	Кислотно-основна рівновага в організмі. Водневий показник біологічних рідин. Основи титриметричного ана-	3	2

	лізу. Лабораторна робота 3 «Кислотно-основне титрування».		
12	Гідроліз. Буферні системи, їх біологічна роль		2
13	Електродні потенціали та механізм їх виникнення. Гальванічні елементи. Біологічна роль дифузійних і мембранних потенціалів		2
14	Окисно-відновні реакції. Лабораторна робота 4 «Окисно-відновні реакції»	3	2
15	Контрольна робота за змістовним модулем №2	35	2
16	Поверхневі явища в біологічних системах. Сорбція біологічно активних речовин. Йонний обмін. Хроматографія.		2
17	Колоїдні розчини: одержання, властивості. Лабораторна робота 5 «Методи добування колоїдних розчинів». Властивості розчинів біополімерів		2
Разом за змістовний модуль № 2		47	20
18	ЗАЛІК (ПМК)	80	2
	ОДЗ (обов'язкове індивідуальне домашнє завдання)	30	
	Виступ під час лабораторно-практичних занять	15	
РАЗОМ		200	

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1

КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

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

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), алюміній хлориду (0,5Н), цинк(II) сульфату (0,5Н), хром(III) сульфату (0,5Н), олово.

ХІД РОБОТИ

ДОСЛІД 1 Одержання та дослідження комплексного купрум(II) аміакату

1. *Попередньо встановити склад розчину купрум(II) сульфату.*

У дві пробірки необхідно внести по 8-10 крапель розчину CuSO_4 концентрації 0,5-1,0 моль/л. До однієї з пробірок з розчином CuSO_4 додати 2-3 краплі розчину BaCl_2 й спостерігати появу ознак хімічної реакції миттєво, до іншої - помістити гранулу олова й спостерігати появу характерних ознак хімічної реакції через 15-20 хвилин.

2. *Одержати комплексну сполуку тетраамінкупрум(II) сульфат.*

Увага! Дослід виконуємо у витяжній шафі.

У чисту пробірку внести 8-10 крапель розчину CuSO_4 додати надлишок 25% розчину, спостерігати появу ознак хімічної реакції.

Вказати формулу й назву йону, що спричиняє забарвлення утвореного розчину _____

3. Одержаний розчин розділити на дві частини і провести якісні реакції, аналогічні проведеним з розчином CuSO_4 (див. п.1).

Запис даних досліду

1. Скласти рівняння хімічних реакцій у молекулярному та йоному вигляді, вказати їх ознаки.

а) взаємодії купрум(II) сульфату з барій хлоридом:

б) взаємодії купрум(II) сульфату з оловом:

в) взаємодії купрум(II) сульфату з надлишком амоній гідроксиду, з утворенням комплексної сполуки.

2. Скласти рівняння електролітичної дисоціації (первинної та вторинної) отриманої комплексної сполуки та записати вираз константи нестійкості для комплексного йону тетраамінкупрум(II):

Вказати формулу й назву йону, що спричиняє забарвлення утвореного розчину_____

3. Скласти рівняння хімічної реакції у молекулярному та йоному вигляді, вказати її ознаку.

а) взаємодії тетраамінкупрум(II) сульфату з барій хлоридом:

Описати результати спостережень при додаванні гранули олова до розчину тетраамінкупрум(II) сульфату

4. Зробити висновок про склад і забарвлення, комплексного йону тетраамінкупрум(II) (порівняно з катіоном Cu^{2+}) та можливий спосіб його одержання:

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 пробірки додати таку ж кількість розчину CuSO_4 .

3. До іншої пробірки долити 4-5 крапель розчину FeCl_3 . Спостерігати появу ознак хімічної реакції.

Запис даних дослідів

1. Скласти рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді, вказати їх ознаки:

а) взаємодії $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ з CuSO_4 :

б) взаємодії $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ з FeCl_3 :

2. Зробити висновок про поведінку комплексних сполук в обмінних реакціях:

ДОСЛІД 3 Утворення гідроксокомплексів

1. Налити у пробірку 8-10 крапель розчину AlCl_3 , до нього по краплях додавати 0,1 н розчин NaOH до утворення осаду. До

утвореного осаду додавати розчин NaOH (до повного розчинення осаду).

2. Аналогічний дослід (*див. п.1*) провести при поступовому додаванні NaOH до розчину ZnSO₄.

3. Аналогічний дослід (*див. п.1*) провести при поступовому додаванні NaOH до розчину Cr₂(SO₄)₃.

Запис даних дослідів

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

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

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

4. Зробити висновок стосовно особливостей складу та способу добування у лабораторії гідроксокомплексів.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3

РОЗЧИНИ

МЕТА: набути навички приготування розчинів заданої концентрації та ознайомитися з методикою кислотно-основного титрування.

ОБЛАДНАННЯ ТА РЕАКТИВИ: шпатель, хімічний стакан, скляна паличка, мірний циліндр, терези, промивалка з дистильованою водою, набір ареометрів, колби конічні місткістю 30–50 мл, піпетки на 10 мл, бюретки, розчини: натрій гідроксиду (0,1N), шлунковий сік, 1% спиртовий розчин фенолфталеїну, 0,5% спиртовий розчин метилового червоного, калій дихромат (крист.).

ДОСЛІД 1 Приготування розчину

1. Обчислити масу $K_2Cr_2O_7$ та об'єм води, необхідні для приготування 50 г розчину з вказаною для групи значенням масової частки.
2. Зважити розраховану масу солі у хімічному стакані та за допомогою мірного циліндру відміряти необхідний об'єм води.
3. Вилити у хімічний стакан з калій дихроматом відміряний об'єм води і ретельно перемішати скляною паличкою до повного розчинення солі.
4. За значеннями, наведеними у таблиці 2, встановити теоретичне значення густини отриманого розчину й обрати відповідний ареометр.

Таблиця 2 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

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

Запис даних досліді

1. Вказати густину розчину з точністю до 0,001 г/мл:
 $\rho_{\text{практ}} = \quad \quad \quad$ г/мл.
2. Порівняти отримане значення густини розчину з теоретичним. Розрахувати відносну похибку
 $\rho_{\text{теор}} = 1,0\dots\dots$ г/мл:

Розрахувати значення абсолютної похибки Π та відносної похибки σ густини приготованого розчину, вважаючи теоретичну густину $\rho_{\text{теор}} = 1,0\dots\dots$ г/мл:

$$\Pi = | \rho_{\text{теор.}} - \rho_{\text{практ.}} | ;$$

$$\sigma = \frac{\Pi}{\rho_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

3. Розрахувати молярну C_M , нормальну C_N та моляльну C_m концентрації одержаного розчину $K_2Cr_2O_7$:

C_M _____

C_N _____

C_m _____

4. Зробити висновки про зв'язок між різними способами виразу концентрації розчинів:
-
-
-

ДОСЛІД 2 Визначення кислотності шлункового соку

Принцип визначення кислотності шлункового соку (**ШС**) ґрунтується на титруванні вільної HCl та інших кислот $0,01\text{N}$ розчином NaOH .

Загальна кислотність **ШС** визначається кількістю ml $0,01\text{N}$ NaOH , який було витрачено на титрування 100 ml **ШС** у присутності індикатора – фенолфталеїну.

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

Вміст вільної соляної кислоти у **ШС** визначають кількістю ml $0,01\text{N}$ NaOH , який було витрачено на титрування 100 ml **ШС** у присутності індикатора метилового червоного.

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

Виконання досліду

1. Внести у конічну колбу сухою піпеткою 10 ml «шлункового соку» та додати по $2-3$ краплі індикатору метилового червоного.
2. З бюретки, заповненої титрованим розчином NaOH ($0,01\text{N}$), поступово додавати розчин лугу у колбу з шлунковим соком до переходу забарвлення з червоного до жовто-оранжевого. Розчин у колбі під час досліду слід весь час перемішувати легкими коловими рухами колби. Останні порції лугу слід додавати по краплях.
3. Зробити відлік об'єму витраченого лугу з точністю до десятих. Витрачена кількість лугу (за метиловим червоним) еквівалентна вмісту соляної кислоти у пробі «шлункового соку».

4. Внести у колбу для титрування 5-8 крапель індикатору фенолфталеїну. Продовжити титрування розчином NaOH до переходу забарвлення до малинового. Загальна кількість NaOH, витрачена на титрування «шлункового соку» (разом за метиловим червоним і фенолфталеїном), характеризує його загальну кислотність.
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 метиловим червоним)	Об'єм розчину NaOH, витрачений на титрування (разом за метиловим червоним і фенолфталеїном)
1		
2		
3		

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 метиловим червоним), і 5 мл 0,1 моль/л NaOH (разом за метиловим червоним і фенолфталеїном). Визначити загальну кислотність шлункового соку і вміст HCl у ньому.

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

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

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

10 мл шлункового соку – 3 мл NaOH
100 мл – х мл NaOH

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

Для довідки таблиця 3.

Таблиця 3

Номер п/п	Індикатор	Забарвлення		Інтервал рН змінювання забарвлення
		У кислому середовищі	У лужному середовищі	
1	Метилоранж	Рожеве	Жовте	3,1–4,4
2	Метилловий червоний	Червоне	Жовте	4,4–6,2
3	Лакмус	Червоне	Синє	5,0–8,0
4	Фенолфталеїн	Безбарвне	Малинове	8,0–9,8

7. Зробити висновок про метод, який використовується для визначення кислотності дослідженого «шлункового соку» та отримані значення.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

МЕТА РОБОТИ: провести досліди, які показують окисні та відновні властивості окремих речовин.

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

ДОСЛІД 1 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

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

2. Зробити висновок, до якого типу ОВР відноситься проведена реакція. Поясніть висновок:

ДОСЛІД 2 Вплив середовища на перебіг окисно-відновних реакцій

1. У три пробірки внести по 3-4 краплі розчину калій перманганату KMnO_4 .
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 – дистильованої води H_2O ($\text{pH} = 7$), а у третю – розчину калій гідроксиду KOH ($\text{pH} > 7$).
3. В усі пробірки послідовно додати по 2 мікрошпателя 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 дослід

1. Скласти рівняння реакцій відновлення калій перманганату калій нітритом у кислому, нейтральному і лужному середовищах. Урахувати, по-перше, що калій нітрит в умовах досліді 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 рожевий колір, який 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 і відновник, процеси окиснення і відновлення.

У кислому середовищі:

У нейтральному середовищі:

У лужному середовищі:

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

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

ДОСЛІД 3 Відновлення калій дихромату етиловим спиртом

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 дослідю

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

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

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 лазурі реакцією обміну (хімічна конденсація)

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 синього золю берлінської лазурі. Потенціалвизначальні йони Fe^{3+} , протийони Cl^- . Скласти формулу міцели.

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 зеленого золю берлінської лазурі. Потенціалвизначальні йони $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, протийони K^+ . Скласти формулу міцели.

Запис даних дослідів

№ 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 лазури. 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 лазури пептизацією

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 лазури.

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

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

Запис даних дослідів

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

Висновок:

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, органіогени. 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 хімічних 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. Поліядерні комплекси.

Залізо–, кобальто–, мідє– 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.

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 гідро-

лізу 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.

Хімічна термодинаміка

Основні поняття хімічної термодинаміки: термодинамічна система (ізолювана, 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 доквілі радіонуклідів, петицидів тощо. Молекулярність реакції.

Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Особливості температурного коефіцієнту шви-

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

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. Броуновський рух, дифузія, осмотичний тиск. Оптичні властивості колоїдних систем.

Електрокінетичні явища. Електрофорез. Застосування електрофорезу в дослідницький 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 оістиці 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 розчинів.

Набухання та розчинення полімерів. Механізм набухання. Вплив рН середовища, температури та електролітів на набухання. Роль набухання в фізіології організму. Драглювання розчинів ВМС. Механізм драглювання. Вплив рН середовища, температури та електролітів на швидкість драглювання. 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 розчи-

нах

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. Адсорбція на межі поділу тверде тіло-газ. Рівняння Ленгмюра. Адсорбція із розчину на поверхні твердого тіла. Фізична та хімічна адсорбція.

Йонний обмін. Хроматографія

Адсорбція електролітів: специфічна (вибірنا) та іонообмінна. Правило Панета-Фаянса. Іонообмінники 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.

Критерії оцінювання знань студентів

Оцінка за змістовний модуль виставляється студентам лише при виконанні ними навчального плану.

Вивчаючи дисципліну, студент отримує бали як за оцінювання загальних знань, так і заохочувальні бали за додаткові види навчальної роботи, визначені кафедрою (за участь в олімпіадах, за індивідуальну самостійну роботу – доповіді на конференціях, наукові публікації, виконання науково-методичних розробок, створення стендів, натурних зразків, препаратів тощо).

Сума відповідних балів наведена у таблиці.

Рейтинг студента з дисципліни RD		Чотирибальна національна шкала оцінювання
у долях від R	у балах	
$0,85R \leq RD \leq 1,00R$	$170 \leq RD \leq 200$	5 (відмінно)
$0,70R \leq RD \leq 0,85$	$140 \leq RD \leq 169,9$	4 (добре)
$0,60R \leq RD \leq 0,70R$	$120 \leq RD \leq 139,9$	3 (задовільно)
$RD < 0,60R$	$RD < 120$ Допуск до заліку $80 < RD$	2 (незадовільно)

Кількість балів RD, яку студент набирає з дисципліни, визначається як сума балів з модулів дисципліни (рейтингових оцінок) і заохочувальних балів. **Оцінка з дисципліни** виставляється лише студентам, у яких зараховані усі модулі з дисципліни, і визначається за такою шкалою:

Оцінка незадовільно виставляється студентам, які набрали мінімальну кількість балів за поточну навчальну діяльність, але не склали модульний підсумковий контроль. Повторне складання підсумкового модульного контролю здійснюється під час зимових канікул та впродовж двох додаткових тижнів після закінчення весняного семестру за графіком, затвердженим ректором. Повторне складання підсумкового модульного контролю дозволяється не більше двох разів.

Недопуск виставляється студентам, які не набрали мінімальної кількості балів за поточну навчальну діяльність і не допущені до модульного підсумкового контролю. Такі студенти повинні пройти повторне навчання з даної дисципліни за індивідуальним навчальним планом.

Залікові одиниці з дисципліни одержують лише ті студенти, які успішно пройшли підсумковий контроль.