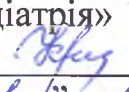


Міністерство охорони здоров'я України
Полтавський державний медичний університет

Кафедра хімії

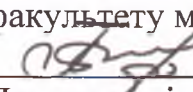
«УЗГОДЖЕНО»

Гарант освітньої–професійної програми
«Педіатрія»

 Тетяна КРЮЧКО
“ 31 ” 08 2022 року

«ЗАТВЕРДЖЕНО»

Голова вченої ради
факультету міжнародного

 Ліля БУРЯ
Протокол від 31.08 2022 № 1

СИЛАБУС

МЕДИЧНА ХІМІЯ

Обов'язкова навчальна дисципліна

рівень вищої освіти

другий (магістерський) рівень вищої
освіти

галузь знань

22 «Охорона здоров'я»

спеціальність

228 «Педіатрія»

кваліфікація освітня

магістр педіатрії

кваліфікація професійна

лікар

освітньо-професійна програма

«Педіатрія»

форма навчання

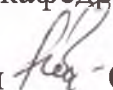
денна

курс та семестр вивчення навчальної
дисципліни

1 курс, I семестр

«УХВАЛЕНО»

на засіданні кафедри хімії

Зав. кафедри  Олена ІВАЩЕНКО

Протокол від 25 серпня 2022 № 1

Полтава – 2022 рік

ДАНІ ПРО ВИКЛАДАЧІВ, ЯКІ ВИКЛАДАЮТЬ НАВЧАЛЬНУ ДИСЦИПЛІНУ

Прізвище, ім'я, по батькові викладача (викладачів), науковий ступінь, учене звання	Іващенко Олена Дмитрівна., к.х.н., доцент;
Профайл викладача (викладачів)	https://med-chemistry.pdmu.edu.ua/
Контактний телефон	0993004111
E-mail:	medchemistry@pdmu.edu.ua
Сторінка кафедри на сайті ПДМУ	https://med-chemistry.pdmu.edu.ua/

ОСНОВНІ ХАРАКТЕРИСТИКИ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Обсяг навчальної дисципліни

Кількість кредитів / годин – 4 / 120 із них:

лекції (год.) –18

практичні заняття (год.) –50

самостійна робота (год). –52.

Вид контролю – підсумковий модульний контроль (ПМК).

Політика навчальної дисципліни

При організації освітнього процесу в ПДМУ здобувачі вищої освіти, викладачі та адміністрація діють відповідно до: освітньо-професійної програми «Педіатрія», положення про організацію освітнього процесу в Полтавському державному медичному університеті, положення про академічну доброчесність здобувачів вищої освіти та співробітників Полтавського державного медичного університету, положення про організацію та методику проведення оцінювання навчальної діяльності здобувачів вищої освіти в ПДМУ, положення про організацію самостійної роботи здобувачів вищої освіти в ПДМУ, положення про визнання результатів навчання, здобутих шляхом неформальної та/або інформальної освіти в Полтавському державному медичному університеті https://www.pdmu.edu.ua/storage/department-npr/docs_links/fKBks6cPo5jzq0brID6eI7LKTEAcqmrjdrewYFvL.pdf. Проведення освітнього процесу за дисципліною «Медична хімія» в особливих умовах (військовий стан, карантин під час епідемії та ін.) відбувається за допомогою технологій дистанційного навчання, зокрема лекції та практичні заняття проводяться з використанням платформ ZOOM, Google Meet, Google Classroom та ін. Для ознайомлення з вищезазначеними Положеннями можна за посиланням: <https://www.pdmu.edu.ua/n-process/department-npr/normativni-dokumenti>.

Опис навчальної дисципліни (анотація) навчальна дисципліна «Медична хімія» являє собою адаптовану до потреб медицини класичну модель хімічного курсу, а саме, містить окремі розділи загальної, неорганічної, аналітичної, фізичної та колоїдної хімії.

Пререквізити і постреквізити навчальної дисципліни

Пререквізити: знання, уміння й навички з навчальних предметів Хімія та Біологія загальноосвітнього навчального закладу.

Постреквізити: знання, уміння і навички, що здобуваються після закінчення вивчення даної дисципліни необхідні для такої дисципліни як, біологічна та біоорганічна хімії.

Мета та завдання навчальної дисципліни:

1.1. Метою викладання навчальної дисципліни «Медична хімія» є формування у здобувачів вищої освіти знань про основні типи хімічної рівноваги для формування цілісного фізико-хімічного підходу до вивчення процесів життєдіяльності організму, а також вміти застосовувати хімічні методи кількісного та якісного аналізу, вміти класифікувати хімічні властивості та перетворення біонеорганічних речовин в процесі життєдіяльності організму.

1.2. Основними завданнями вивчення дисципліни «Медична хімія» є: створення фундаментальної наукової бази майбутніх лікарів у розумінні ними загальних фізико-хімічних закономірностей, що лежать в основі процесів життєдіяльності людини.

1.3. Компетентності та результати навчання, формуванню яких сприяє дисципліна (інтегральна, загальні, спеціальні):

– **інтегральні компетентності:** Здатність розв'язувати складні спеціалізовані задачі та практичні проблеми у професійній діяльності в галузі охорони здоров'я за спеціальністю 228 «Педіатрія» в умовах неповної або обмеженої інформації з урахуванням можливостей інноваційної медицини в мультидисциплінарному контексті соціальної та етичної відповідальності.

– **загальні компетентності:**

1. Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу.
2. Здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями.
3. Здатність застосовувати знання у практичних ситуаціях.
4. Знання та розуміння предметної галузі та розуміння професійної діяльності.
5. Здатність до адаптації та дії в новій ситуації.
6. Здатність приймати обґрунтовані рішення.
7. Здатність працювати в команді..
8. Навички міжособистісної взаємодії
9. Здатність спілкуватися державною мовою як усно, так і письмово.
10. Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій.

– **спеціальні (фахові, предметні) компетентності:**

1. Здатність до визначення необхідного переліку лабораторних та інструментальних досліджень та оцінки їх результатів з урахуванням вікових нормативних показників.
2. Здатність створювати й впроваджувати науково-дослідні проекти в системі охорони здоров'я.
3. Наслідкування принципів дотримання фахової та академічної доброчесності з усвідомленням відповідальності за достовірність представлених наукових результатів.

Програмні результати навчання:

1. Володіти фундаментальними знаннями з базових та клінічних біомедичних наук у сфері професійної діяльності. Вміти здійснювати фахову діяльність, що потребує оновлення та інтеграції знань для здійснення безперервного професійного розвитку.
2. Вміти отримувати й використовувати спеціалізовані концептуальні знання для майбутніх наукових здобутків у сфері охорони здоров'я, при проведенні досліджень, критичному осмисленні проблем у сфері медицини та дотичних до неї міждисциплінарних проблем.
3. Усвідомлювати та керуватися у своїй діяльності громадянськими правами, свободами та обов'язками, підвищувати загально-освітній культурний рівень.

4. Організовувати необхідний рівень індивідуальної безпеки (власної та осіб, про яких піклуються) у разі виникнення типових небезпечних ситуацій в індивідуальному полі діяльності

Результати навчання для дисципліни:

По завершенню вивчення навчальної дисципліни здобувачі вищої освіти повинні

знати:

- Взаємозв'язок між біологічною роллю біогенних *s*-, *p*-, *d*- елементів та формою знаходження їх в організмі.
- Принципи будови комплексних сполук.
- Особливості будови комплексних сполук як основи для їх застосування в хелатотерапії.
- Характеристику кількісного складу розчинів.
- Кількісний вміст у розчині кислот та основ за допомогою методів кислотно-основного титрування.
- Механізм дії буферних систем та їх роль у підтримці кислотно-основної рівноваги в біосистемах.
- Взаємозв'язок між колігативними властивостями та концентрацією розчинів.
- Теплові ефекти хімічних та біохімічних процесів.
- Термодинамічні функції для оцінки направленості процесів, пояснювати енергетичне супряження в живих системах.
- Залежність швидкості реакцій від концентрації та температури.
- Умови утворення та розчинення осадів, пояснювати роль гетерогенних рівноваг за участю солей в загальному гомеостазі організму.
- Механізм утворення електродних потенціалів.
- Особливості будови поверхневого шару адсорбованих молекул поверхневоактивних сполук, принципи будови біологічних мембран.
- Рівняння адсорбції та межі їх використання.
- Закономірності адсорбції речовин із розчинів на твердій поверхні.
- Фізико-хімічні основи методів адсорбційної терапії.
- Принципи методів одержання та очищення колоїдно-дисперсних розчинів.
- Фізико-хімічні властивості білків, що є структурними компонентами всіх тканин організму.

вміти

- Характеризувати кількісний склад розчинів.
- Вміти готувати розчини із заданим кількісним складом.
- Аналізувати принципи титриметричних методів дослідження.
- Аналізувати кількісний вміст в 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 в підтримці кислотно-основної рівноваги в біосистемах.
- Аналізувати взаємозв'язок між колігативними властивостями та концентрацією розчинів.
- Трактувати хімічні та біохімічні процеси з позиції їх теплових ефектів.
- Вміти використовувати термодинамічні функції для оцінки направленості процесів, пояснювати енергетичне супряження в живих системах

- Аналізувати залежність швидкості реакцій від концентрації та температури.
- Інтерпретувати залежність швидкості реакцій від енергії активації.
- Аналізувати особливості дії каталізаторів та пояснювати механізм гомогенного та гетерогенного каталізу.
- Пояснювати механізм дії ферментів та аналізувати залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату.
- Аналізувати хімічну рівновагу та пояснювати її умови з позиції термодинаміки та кінетики.
- Пояснювати вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу.
- Аналізувати умови випадіння та розчинення осадів, пояснювати роль гетерогенних рівноваг за участю солей в загальному гомеостазі організму.
- Пояснювати механізм утворення електродних потенціалів.
- Аналізувати принципи методу потенціометрії та робити висновки щодо його використання в медико-біологічних дослідженнях.
- Вміти вимірювати окисно-відновні потенціали та прогнозувати напрямок окисно-відновних реакцій.
- Робити висновки щодо поверхневої активності речовин на підставі їх будови.
- Аналізувати особливості будови поверхневого шару адсорбованих молекул поверхневоактивних сполук, пояснювати принципи будови біологічних мембран.
- Аналізувати рівняння адсорбції та межі їх використання, розрізняти мономолекулярну та полімолекулярну адсорбцію.
- Інтерпретувати закономірності адсорбції речовин із розчинів на твердій поверхні.
- Пояснити фізико-хімічні основи методів адсорбційної терапії.
- Розрізняти вибірккову та йонообмінну адсорбцію електролітів.
- Інтерпретувати методи хроматографічного аналізу та їх роль у медико-біологічних дослідженнях.
- Аналізувати принципи методів одержання та очищення колоїдно-дисперсних розчинів.
- Пояснювати фізико-хімічні основи гемодіалізу.
- Інтерпретувати фізико-хімічні властивості білків, що є структурними компонентами всіх тканин організму.
- Робити висновки щодо заряду розчинених біополімерів на підставі їх ізоелектричної точки.
- Інтерпретувати основні типи хімічної рівноваги для формування цілісного фізико-хімічного підходу до вивчення процесів життєдіяльності організму.
- Застосовувати хімічні методи кількісного та якісного аналізу.
- Класифікувати хімічні властивості та перетворення біонеорганічних речовин у процесі життєдіяльності організму.
- Тракувати загальні фізико-хімічні закономірності, що лежать в основі процесів життєдіяльності людини.

Тематичний план лекцій (за модулем) із зазначенням основних питань, що розглядаються на лекції

№ п/п	Назва теми	Кількість годин
Модуль 1. Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах. Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз		
1	Комплексоутворення в біологічних системах. Основи	2

	<i>хелатотерапії.</i> 1. Основні поняття та термінологія 2. Природа хімічного зв'язку 3. Ізомерія, класифікація, номенклатура КС 4. Хімічні властивості КС 5. Біологічні активні комплекси. Хелатотерапія..	
2	<i>Кислотно-основні рівноваги в біологічних системах.</i> 1. Розчини електролітів. Електроліти в організмі людини 2. Електролітична дисоціація. Ступінь дисоціації й константа дисоціації слабких електролітів. 3. Властивості розчинів сильних електролітів. Водно-електролітний баланс в організмі людини 4. Дисоціація води. Йонний добуток води. Водневий показник рН 5. Гідроліз солей. Ступінь гідролізу.	2
3	<i>Колігативні властивості біологічних рідин.</i> 1. Колігативні властивості розчинів. 2. Осмос. $P_{осм}$. Закон Вант – Гоффа. 3. Гіпо – , гіпер– та ізотонічні розчини. Плазмоліз та гемоліз. Онкотичний тиск. Рівняння Галлера. 4. Відносне зниження тиску насиченого пару над розчином. І закон Рауля. 5. Зниження температури замерзання та температури кипіння розчинів. ІІ закон Рауля. Значення криометрії і ебуліометрії.	2
4	<i>Теоретичні основи біоенергетики.</i> 1. Предмет хімічної термодинаміки. Основні поняття хімічної термодинаміки. 2. Перший закон термодинаміки. Ентальпія. 3. Самодовільні і несамодовільні процеси. Другий закон термодинаміки. Ентропія. 4. Застосування основних положень термодинаміки до живих організмів	2
5	<i>Кінетичні закономірності перебігу біохімічних процесів.</i> 1. Основні поняття хімічної кінетики 2. Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції: – концентрація – температура – природа реагуючих речовин – каталізатор. 3. Каталізатори та механізм їх дії	2
6	<i>Електродні процеси, їх біологічна роль та застосування в медицині.</i> 1. Електродні потенціали. Класифікація електродів 2. Гальванічний елемент. Окисно – відновні (редокс) системи. 3. Потенціометрія. Потенціометричні дослідження.	2
7	<i>Фізико-хімія поверхневих явищ. Основи адсорбційної терапії.</i> 1. Характеристика поверхневих явищ та їх значення	2

	2. Сорбція. Загальні поняття 3. Адсорбція на поверхні рідин 4. Адсорбція на поверхні твердого тіла. 5. Вибірковість адсорбції. Адсорбційна терапія.	
8	<i>Хроматографія. Мікрогетерогенні дисперсні системи.</i> 1. Характеристика сорбційних явищ. 2. Загальні основи хроматографії. 3. Види хроматографії. Проведення хроматографічного аналізу 4. Дисперсні системи. Мікрогетерогенні дисперсні системи.	2
9	<i>Колоїдні розчини. Грубодисперсні системи.</i> 1. Поняття про дисперсні системи. 2. Умови та способи отримання колоїдних розчинів. 3. Методи очистки колоїдних розчинів. 4. Властивості колоїдних розчинів. 5. Будова колоїдних частинок. 6. Стійкість та коагуляція дисперсних систем.	2
	Разом	18

Тематичний план семінарських занять за модулями і змістовими модулями із зазначенням основних питань, що розглядаються на семінарському занятті – не передбачені робочою навчальною програмою.

Тематичний план практичних занять за модулями і змістовими модулями із зазначенням основних питань, що розглядаються на практичному занятті.

№ з/п	Тема	Кількість годин
Модуль 1. Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах. Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз		
<i>Змістовий модуль 1. ХІМІЯ БІОГЕННИХ ЕЛЕМЕНТІВ. КОМПЛЕКСОУТВОРЕННЯ В БІОЛОГІЧНИХ РІДИНАХ.</i>		
1	<i>ТЕМА: Біогенні s-елементи: біологічна роль, застосування в медицині.</i> 1. Біогенні елементи: органогени; макроелементи; мікроелементи. 2. Електронна структура біогенних s-елементів. 3. Типові хімічні властивості s-елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення). 4. Біологічна роль біогенних s-елементів. 5. Зв'язок між місцезнаходженням s- елементів у періодичній системі та їх вмістом в організмі. Застосування в медицині.	2
2	<i>ТЕМА: Біогенні p- елементи: біологічна роль, застосування в медицині.</i> 1. Електронна структура p-елементів. 2. Типові хімічні властивості p - елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення). Біологічна роль біогенних p- елементів. Застосування в медицині. 4. Зв'язок між вмістом біогенних p- елементів в організмі людини	2

	та їх вмістом у довкіллі. 5. Ендемічні захворювання, їх зв'язок з особливостями біогеохімічних провінцій (районів з природним дефіцитом або надлишком певних хімічних елементів у літосфері). 6. Застосування в медицині. 7. Проблеми забруднення та очищення біосфери від токсичних хімічних сполук техногенного походження.	
3	<i>ТЕМА: Біогенні d- елементи: біологічна роль, застосування в медицині</i> 1. Метали життя. 2. Електронна структура та електронегативність біогенних d-елементів. 3. Типові хімічні властивості d-елементів та їх сполук: а) реакції зі зміною ступеня окиснення; б) комплексоутворення. 4. Біологічна роль біогенних d-елементів. 5. Застосування в медицині. 6. Токсична дія d-елементів та їх сполук.	2
4	<i>ТЕМА: Комплексоутворення в біологічних системах.</i> 1. Реакції комплексоутворення. Координаційна теорія А. Вернера та сучасні уявлення про будову комплексних сполук. 2. Класифікація комплексних сполук за зарядом внутрішньої сфери та за природою лігандів. Дентантність. 3. Внутрішньокomплексні сполуки (хелати). 4. Ферум -, кобальто-, купрум- та цинковмісні біокомплесні сполуки. Поняття про метало-лігандний гомеостаз. Порушення гомеостазу. 5. Комплексоутворення та їх застосування в медицині як антидотів при отруєнні важкими металами (хелатотерапія) та як антиоксидантів при зберіганні лікарських препаратів.	2
<i>Змістовий модуль 2. КИСЛОТНО-ОСНОВНІ РІВНОВАГИ В БІОЛОГІЧНИХ РІДИНАХ</i>		
5.	<i>ТЕМА: Величини, що характеризують кількісний склад розчинів</i> 1. Склад розчинів. 2. Класифікація розчинів. 3. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів: а) масова, об'ємна та мольна частки; б) молярна концентрація; в) молярна концентрація еквівалента (деци-, санти-, мілі- та мікромолі); г) молярна концентрація; д) титр.	2

6.	<i>ТЕМА: Приготування розчинів.</i> 1. Розчини в життєдіяльності. 2. Ентальпійний та ентропійний фактори розчинення та їх зв'язок з механізмом розчинення. 3. Розчинність газів у рідинах та її залежність від різних факторів. Закони Генрі та Дальтона. 4. Вплив електролітів на розчинність газів (закон Сеченова). Розчинність газів у крові. Кесонна хвороба. 5. Розчинність рідин та твердих речовин. Розподіл речовин між двома рідинами, що не змішуються. Закон розподілу Нернста, його значення в явищі проникності біологічних мембран. 6. Приготування розчинів заданого складу.	2
7.	<i>ТЕМА: Кисотно-основна рівновага в організмі</i> 1. Електроліти в організмі людини. Ступінь та константа дисоціації слабких електролітів. Властивості розчинів сильних електролітів. 2. Типи протолітичних реакцій. Реакції нейтралізації, гідролізу та іонізації. 3. Гідроліз солей. 4. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури. 5. Константа гідролізу	2
8.	<i>ТЕМА: Водневий показник біологічних рідин</i> 1. Дисоціація води. Йонний добуток води. 2. Водневий показник рН. Значення рН для різних рідин людського організму в нормі та при патології.	2
9.	<i>ТЕМА: Основи титриметричного аналізу</i> 1. Основи титриметричного аналізу. 2. Класифікація методів титрування. 3. Застосування методу в медичній практиці. 4. Метод кислотно-основного титрування. 5. Кислотно-основні індикатори.	2
10.	<i>ТЕМА: Буферні системи, їх біологічна роль..</i> 1. Класифікація буферних розчинів. 2. Механізми дії буферних систем. 3. рН буферних розчинів (рівняння Гендерсона-Гассельбаха). 4. Буферні системи крові: а) бікарбонатний (гідрогенкарбонатний) буфер; б) фосфатний буфер; в) білкові буферні системи. 5. Поняття про кислотно-основний стан (КОС) крові. 6. Буферна ємність та фактори, від яких вона залежить.	2
11.	<i>ТЕМА: Колігативні властивості розчинів.</i> 1. Колігативні властивості розведених розчинів неелектролітів: а) відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином. Закон Рауля; б) підвищення температури кипіння та зниження температури замерзання розчину, в порівнянні з розчинником.	2

	в) використання осмометрії та кріометрії у медико-біологічних та лабораторно –діагностичних дослідженнях. д) осмос; осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Гемоліз та плазмоліз. 2. Колігативні властивості розведених розчинів електролітів: а) Ізотонічний коефіцієнт; б) Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини в медичній практиці; в) Роль осмосу в біологічних системах. 3. Властивості напівпроникних мембран. 4. Онкотичний тиск плазми крові.	
12.	<i>ТЕМА: Розрахункові та ситуаційні задачі. Контроль практичних навичок зі змістового модуля 1 та 2 «Хімія біогенних елементів. Комплексоутворення в біологічних рідинах. Кислотно-основна рівновага в біологічних рідинах».</i>	2
<i>Змістовий модуль 3. ТЕРМОДИНАМІЧНІ ТА КІНЕТИЧНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ПРОЦЕСІВ ТА ЕЛЕКТРОКІНЕТИЧНІ ЯВИЩА В БІОЛОГІЧНИХ СИСТЕМАХ</i>		
13.	<i>ТЕМА: Теплові ефекти хімічних реакцій. Направленість процесів.</i> 1. Основні поняття хімічної термодинаміки: система, параметри системи, функції стану системи, процеси, теплота, робота, внутрішня енергія, ентальпія. 2. Перший закон термодинаміки, його біологічне значення. 3. Термохімія. Тепловий ефект хімічної реакції. закон Гесса і слідства з нього. 4. Другий закон термодинаміки, його біологічне значення. 5. Ентропія, фактори, що впливають на її величину. Роль ентропійного фактору для характеристики системи і процесів. 6. Енергія Гіббса, її значення для термодинамічних розрахунків. Вплив ентропійного і ентальпійного факторів на можливість самовільного проходження процесу. 7. Особливості енергетичного обміну в живих організмах як відкритих системах. Макроергічні сполуки. 8. Енергетичні супряження в живих системах: екзергонічні та ендергонічні процеси в організмі.	2
14.	<i>ТЕМА: Кінетика біохімічних реакцій.</i> 1. Основні поняття хімічної кінетики: справжня і середня швидкість хімічної реакції, прості і складні реакції; гомогенні і гетерогенні реакції; молекулярність і порядок реакції. 2. Кінетика складних реакцій: паралельних, послідовних, супряжених, оборотних, ланцюгових. Поняття про антиоксиданти. Вільнорадикальні реакції в живому організмі. 3. Залежність швидкості реакції від: а) природи реагуючих речовин; б) концентрації реагентів (закон діючих мас; фізичний зміст константи швидкості реакції); в) температури (суть теорії активних зіткнень, роль енергії активації, рівняння Арреніуса, правило Вант-Гоффа,). Поняття про теорію перехідного стану (активованого комплексу). 4. Хімічна кінетика як основа для вивчення швидкостей та	2

	механізмів біохімічних процесів. Особливості кінетики біохімічних процесів.	
15.	<i>ТЕМА: Кінетика біохімічних реакцій.</i> 1. Каталіз та каталізатори. Види каталізаторів. Механізм дії каталізатора. 2. Гомогенний, гетерогенний та мікрогетерогенний каталіз. Кисотно-основний каталіз. Автокатализ. Промотори та каталітичні отрути. 3. Ферменти як біологічні каталізатори. Уявлення про кінетику ферментативних реакцій. 4. Особливості дії ферментів: селективність, ефективність, залежність ферментативної дії від температури та реакції середовища. Залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату	2
16.	<i>ТЕМА: Хімічна рівновага. Добуток розчинності.</i> 1. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги та способи її виразу. 2. Зміщення хімічної рівноваги при зміні температури, тиску, концентрації речовин. Принцип Ле-Шательє. 3. Реакції осадження та розчинення. Добуток розчинності. Умови випадання та розчинення осадів. 4. Роль гетерогенної рівноваги за участю солей в загальному гомеостазі організму..	2
17.	<i>ТЕМА: Електродні потенціали.</i> 1.Електродні потенціали та механізм їх виникнення. 2.Рівняння Нернста. Нормальний (стандартний) електродний потенціал. 3.Нормальний водневий електрод. 4.Вимірювання електродних потенціалів. Електроди визначення та електроди порівняння. Хлорсрібний електрод. Іонселективні електроди. Скляний електрод. 5. Гальванічні елементи. 6. Дифузійний потенціал. Мембранний потенціал. Потенціал спокою. Потенціал дії. 7. Окисно-відновний потенціал як міра окисної та відновної здатності систем. Рівняння Петерса. Нормальний окисно-відновний потенціал. 8. Прогнозування напрямку окисно-відновних реакцій за величинами окисно-відновних потенціалів. Значення окисно-відновних потенціалів у механізмі процесів біологічного окиснення. 9. Потенціометрія. Потенціометричне титрування.	2
<i>Змістовий модуль 4. ФІЗИКО-ХІМІЯ ПОВЕРХНЕВИХ ЯВИЩ. ЛЮФОБНІ ТА ЛЮФІЛЬНІ ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ</i>		

18.	<i>ТЕМА: Сорбція біологічно активних речовин. Іонний обмін.</i> 1. Поверхневі явища та поверхневий натяг. Значення в біології та медицині. 2. Класифікація речовин по відношенню до зміни поверхневого натягу води, їх характеристика. Ізотерма поверхневого натягу. Правило Дюкло – Траубе. 3. Орієнтація молекул поверхнево-активних речовин у поверхневому шарі. Уявлення про структуру біологічних мембран. 3. Сорбція, види сорбції та їх характеристика. 4. Рівняння адсорбції Гіббса, Ленгмюра та Фрейндліха, ізотерми адсорбції. Їх аналіз. 5. Адсорбція електролітів: вибіркова (селективна) та іонообмінна. Правило Панета – Фаянса. Іоніти. 6. Фізико-хімічні основи адсорбційної терапії (гемосорбція, плазмосорбція, лімфосорбція, ентеросорбція, аплікаційна терапія). Імуносорбенти.	2
19.	<i>ТЕМА: Хроматографія.</i> 1. Що таке хроматографія? 2. Класифікація хроматографічних методів аналізу за агрегатним станом фаз. 3. Класифікація хроматографічних методів аналізу за технікою виконання. 4. Класифікація хроматографічних методів аналізу за механізмом розподілу. 5. Застосування хроматографії в біології та медицині.	2
20.	<i>ТЕМА: Одержання, очистка та властивості колоїдних розчинів.</i> 1. Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності. 2. Колоїдний стан. Ліюфільні та ліюфобні колоїдні системи. 3. Будова колоїдних частинок. 4. Подвійний електричний шар. Електрокінетичний потенціал колоїдної частинки. 5. Методи одержання колоїдних розчинів. 6. Методи очистки колоїдних розчинів: а) діаліз; б) електродіаліз; в) компенсаційний діаліз; г) вівідіаліз; д) ультрафільтрація; е) гемодіаліз та апарат "штучна нирка". 7. Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем (броунівський рух, дифузія, осмотичний тиск). 8. Оптичні властивості колоїдних систем. 9. Електрофорез, його застосування в дослідницькій та клініко-лабораторній практиці. Рівняння Гельмгольца – Смолуховського.	2
21.	<i>ТЕМА: Коагуляція колоїдних розчинів</i> 1. Стійкість дисперсних систем. Фактори стійкості. 2. Коагуляція гідрофобних колоїдів. Механізм коагулюючої дії електролітів. 3. Поріг коагуляції, його визначення. Правило Шульце– Гарді. 4. Колоїдний захист.	2
22	<i>ТЕМА: Види дисперсних систем</i>	2

	1. Аерозолі: класифікація, методи одержання та властивості. Застосування в клінічній та санітарно-гігієнічній практиці. 2. Токсична дія деяких аерозолей. Порошки. 3. Суспензії, методи одержання та властивості. Пасти, їх медичне застосування. 4. Емульсії: типи, методи одержання та властивості. Застосування в клінічній практиці. 5. Емульгатори. Біологічна роль емульгування. Напівколоїдні мила, детергенти. Міцелоутворення в розчинах напівколоїдів.	
23.	ТЕМА: Властивості розчинів біополімерів. 1. Високомолекулярні сполуки (ВМС) – основа живих організмів. 2. Порівняльна характеристика розчинів ВМС, істинних та колоїдних розчинів. 3. Механізм набухання полімерів, і залежність від різних факторів. Роль набухання в фізіології організмів. 4. Йонний стан біополімерів у водних розчинах. Ізоелектричний стан білка. 5. Ізоелектрична точка білка, методи її визначення. 6. Драгливання розчинів ВМС, властивості драглів. 7. Аномальна в'язкість розчинів ВМС. В'язкість крові. 8. Мембранна рівновага Доннана.	2
24.	ТЕМА: Розрахункові та ситуаційні задачі. Контроль практичних навичок зі змістового модуля 3 та 4 «Термодинамічні та кінетичні закономірності перебігу процесів та електрокінетичні явища в біологічних системах. Фізико-хімія поверхневих явищ. Ліофобні та ліофільні дисперсні системи».	2
25.	ТЕМА: Підсумковий модульний контроль № 1 «Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах. Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз»	2
	Усього	50

Самостійна робота

№ з/п	Тема:	Кількість годин
	Підготовка до практичних занять – теоретична підготовка та опрацювання практичних навичок	36
	Опрацювання тем, що не входять до плану аудиторних занять (перелік із зазначенням основних питань, що повинні бути вивчені)	
1.	ТЕМА: Властивості та склад розчинів. 1. Основні параметри та характеристики, що використовуються для опису кислотно-основної рівноваги в розчині. 2. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. 3. Приготування розчинів із заданим кількісним складом.	3

2.	<i>ТЕМА: Значення буферних розчинів у біосистемах.</i> 1.Буферні системи – спряжені кислотно-основні пари. Класифікація буферних розчинів. 2. Водно-електролітний баланс – необхідна умова гомеостазу. 3. Буферна ємність як кількісна характеристика ефективності буферної дії.	3
3.	<i>ТЕМА: Одержання, очистка та властивості колоїдних розчинів.</i> 1.Організм як складна сукупність дисперсних систем. 2. Йonoобмінники та їх застосування. 3. Застосування електрофорезу в дослідницький та клініко-лабораторній практиці. Електрофореграми.	3
4.	<i>ТЕМА: Властивості розчинів біополімерів.</i> 1. Глобулярна та фібрилярна структура білків. 2. Роль набухання в фізіології організму. 3. Вплив рН середовища, температури та електролітів на швидкість драглювання. Тиксотропія. Синерезис.	3
5	<i>Підготовка до підсумкового модульного контролю</i>	4
	Усього	52

Індивідуальні завдання - індивідуальні завдання не передбачені робочою навчальною програмою.

Перелік теоретичних питань для підготовки здобувачів вищої освіти до ПМК

1. Електронна структура біогенних елементів. Типові хімічні властивості елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення, зі зміною ступеня окиснення, комплексоутворення). Зв'язок між місцезнаходженням s-, p-, d-елементів в періодичній системі та їх вмістом в організмі.

2. Розчини комплексних сполук. Сучасні уявлення про будову комплексних сполук. Класифікація комплексних сполук (за природою лігандів та зарядом внутрішньої сфери).

3. Константи нестійкості та стійкості комплексних йонів. Основи комплексонометрії.

4. Внутрішньокмплесні сполуки. Поліядерні комплекси. Кмплесні сполуки в біологічних системах. Уявлення про будову гемоглобіну.

Кислотно-основні рівноваги в біологічних рідинах.

5. Розчини в життєдіяльності. Ентальпійний та ентропійний фактори розчинення та їх зв'язок з механізмом розчинення.

6. Розчинність газів у рідинах та її залежність від різних факторів. Закон Генрі-Дальтона. Вплив електролітів на розчинність газів. Розчинність газів в крові.

7. Розчинність твердих речовин та рідин. Розподіл речовин між двома рідинами, що не змішуються. Закон розподілу Нернста, його значення у явищі проникності біологічних мембран.

8. Рівновага у розчинах електролітів. Закон розведення Оствальда.

9. Дисоціація води. Йонний добуток води. рН біологічних рідин.

10. Добуток розчинності. Умови утворення та розчинення осадів.

11. Типи протолітичних реакцій. Реакції нейтралізації, гідролізу та йонізації.

12. Гідроліз солей. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури. Константа гідролізу.

13. Основи титриметричного аналізу. Методи кислотно-основного титрування. Кисотно-основні індикатори та принципи їх підбору.

14. Буферні системи та їх класифікація, рН буферних розчинів.

15. Механізм дії буферних систем.

16. Буферна ємність та фактори, від яких вона залежить. Буферні системи крові.

17. Колігативні властивості розбавлених розчинів: зниження температури замерзання, підвищення температури кипіння. Закони Рауля. Кріометрія та ебуліометрія.

18. Колігативна властивість розбавлених розчинів – осмос. Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Плазмоліз та гемоліз.

19. Колігативні властивості розбавлених розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини в медичній практиці. Роль осмосу в біологічних системах.

Термодинамічні та кінетичні закономірності перебігу процесів та електрокінетичні явища в біологічних системах.

20. Макроергічні сполуки. АТФ як універсальне джерело енергії для біохімічних реакцій. Характеристика макроергічних зв'язків.

21. Перший закон термодинаміки. Внутрішня енергія. Ентальпія. Теплота ізобарного та ізохорного процесів. Стандартні теплоти утворення та згоряння речовин.

22. Термохімія. Закон Гесса. Термохімічні перетворення.

23. Термохімічні розрахунки та їх використання для енергетичної характеристики біохімічних процесів.

24. Другий закон термодинаміки. Ентропія. Енергія Гіббса.

25. Хімічна рівновага. Термодинамічні умови рівноваги. Прогнозування напрямлення самодовільних процесів. Екзергонічні та ендергонічні процеси, які відбуваються в організмі.

26. Закон діючих мас. Константа хімічної рівноваги. Способи її вираження. Принцип Ле-Шательє. Прогнозування зміщення хімічної рівноваги.

27. Швидкість хімічних реакцій. Закон діючих мас для швидкості хімічних реакцій. Константа швидкості реакції.

28. Реакції прості та складні (послідовні, паралельні, супряжені, оборотні, ланцюгові). Фотохімічні реакції та їх роль у життєдіяльності.

29. Порядок реакції. Реакції першого та другого порядку. Реакції нульового порядку. Період напівперетворення.

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

31. Рівняння Арреніуса. Енергія активації. Поняття про теорію активних зіткнень та про теорію перехідного стану.

32. Гомогенний та гетерогенний каталіз. Особливості дії каталізатора. Механізм каталізу та його роль в процесах метаболізму.

33. Ферменти як каталізатори біохімічних реакцій. Залежність ферментативної дії від концентрації ферменту та субстрату, температури та реакції середовища.

34. Електродні процеси та механізм їх виникнення. Рівняння Нернста. Нормальний (стандартний) електродний потенціал.

35. Нормальний водневий електрод.
36. Вимірювання електродних потенціалів. Електроди визначення. Електроди порівняння.
37. Окисно-відновні електродні потенціали. Механізм їх виникнення, біологічне значення. Рівняння Петерса.
38. Окисно-відновні реакції в організмі. Прогнозування їх напрямлення за стандартними значеннями енергії Гіббса та за величинами окисно-відновних потенціалів.
39. Окисно-відновне титрування (оксидиметрія). Метод перманганатометрії.
40. Метод йодометрії.
41. Потенціометричне титрування, його використання в медико-біологічних дослідженнях.
42. Дифузійні та мембранні потенціали, їх роль у генезі біологічних потенціалів. Йонселективні електроди, їх використання для вимірювання концентрації йонів H^+ (скляний електрод), K^+ , Na^+ , Ca^{2+} в біологічних розчинах.
- Фізико-хімія поверхневих явищ. Ліофобні та ліофільні дисперсні системи.**
43. Особливості розчинів ВМС. Механізм набухання та розчинення ВМС. Залежність набухання та розчинення ВМС від різних факторів. Роль набухання у фізіології організмів.
44. Ізоелектрична точка білка та методи її визначення.
45. Драглювання розчинів ВМС. Властивості драглів.
46. Аномальна в'язкість розчинів ВМС. В'язкість крові та інших біологічних рідин. Осмотичний тиск розчинів біополімерів. Онкотичний тиск плазми та сироватки крові.
47. Мембранна рівновага Доннана.
48. Поверхнева активність. Правило Дюкло-Траубе. Рівняння Гіббса. Орієнтація молекул в поверхневому шарі та структура біологічних мембран.
49. Рівняння Ленгмюра.
50. Адсорбція із розчинів на поверхні твердого тіла. Рівняння Фрейндрліха.
51. Фізико-хімічні основи адсорбційної теорії.
52. Адсорбція електролітів (вибіркова та йонообмінна). Правило Панета-Фаянса.
53. Йоніти та їх використання в медицині.
54. Класифікація хроматографічних методів дослідження за ознаками механізму розподілу речовин, агрегатного стану фаз та техніки виконання. Використання хроматографії у медико-біологічних дослідженнях.
55. Дисперсні системи та їх класифікація. Способи одержання та очищення колоїдних розчинів. Діаліз, електродіаліз, ультрафільтрація. "Штучна нирка".
56. Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем (броунівський рух, дифузія, осмотичний тиск). Оптичні властивості колоїдних систем. Ультрамікроскопія.
57. Будова колоїдних частинок.
58. Електрокінетичний потенціал колоїдних часточок. Електрофорез, його використання в медицині та медико-біологічних дослідженнях. Рівняння Гельмгольца-Смолуховського.
59. Кінетична та агрегативна стійкість ліозолей. Фактори стійкості. Механізм коагулюючої дії електролітів.
60. Поріг коагуляції, його визначення. Правило Шульце-Гарді. Процеси коагуляції при очищенні питної води та стічних вод. Колоїдний захист, його біологічна роль.

61. Грубодисперсні системи (аерозолі, суспензії, емульсії). Одержання та властивості. Медичне застосування.

Перелік практичних навичок до підсумкового модульного контролю

1. Правила техніки безпеки роботи в хімічній лабораторії. Перша допомога при нещасних випадках.
2. Види та призначення хімічного посуду.
3. Правила роботи з мірним хімічним посудом.
4. Навести приклади електронних формул атомів та йонів для *s*-, *p*- та *d*-елементів.
5. Навести приклади молекулярних формул кислот, основ, солей, комплексних сполук, дати їм назви.
6. Навести приклади визначення ступенів окиснення атомів елементів у кислотах, основах, солях, комплексних сполуках.
7. Проведення хімічної реакції якісного визначення йона Кальцію у розчині.
8. Проведення хімічної реакції якісного визначення сульфат-йону у розчині.
9. Проведення хімічної реакції якісного визначення йона Феруму (III) у розчині.
10. Пояснити порядок приготування розчину з певною масовою часткою.
11. Пояснити порядок приготування розчину з певною молярною концентрацією.
12. Пояснити процес визначення рН сироватки крові за допомогою рН-метра.
13. Пояснити процес визначення рН шлункового соку за допомогою рН-метра.
14. Пояснити процес приготування фосфатного буферного розчину із заданим значенням рН.
15. Пояснити як розрахувати рН основної буферної системи.
16. Пояснити як розрахувати рН кислотної буферної системи.
17. Пояснити як визначити буферну ємність буферного розчину за кислотою.
18. Пояснити як визначити буферну ємність буферного розчину за лугом.
19. Пояснити процес приготування ізотонічних розчинів. Назвати розчини, ізотонічні плазмі крові.
20. Пояснити, як розрахувати швидкість хімічної реакції.
21. Вказати умови утворення та розчинення осадів.
22. Пояснити процес визначення електродного потенціалу окисно-відновної системи $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ за допомогою іонміра.
23. Пояснити проведення розподільної хроматографії амінокислот на папері.
24. Пояснити проведення адсорбційної хроматографії катіонів Fe^{3+} ; Cu^{2+} на алюміній оксиді.
25. Пояснити процес приготування колоїдного розчину методом заміни розчинника.
26. Пояснити процес приготування колоїдного розчину ферум (III) гідроксиду методом гідролізу. Написати формулу міцели, що утворюється, та визначити знак заряду гранули.
27. Пояснити процес приготування колоїдного розчину берлінської лазурі за реакцією подвійного обміну. Написати формулу міцели, що утворюється, та визначити знак заряду гранули.
28. Пояснити процес приготування колоїдного розчину ферум (III) гідроксиду методом пептизації. Написати формулу міцели, що утворюється, та визначити знак заряду гранули.
29. Пояснити визначення ізоелектричної точки розчину ВМС методом осадження.
30. Пояснити визначення ізоелектричної точки розчину ВМС методом електрофорезу.

Форма підсумкового контролю успішності навчання - підсумковий модульний контроль (ПМК).

Система поточного та підсумкового контролю

При оцінюванні засвоєння кожної теми модуля здобувачу вищої освіти виставляється оцінка за 4-ри бальною (традиційною) шкалою з використанням наступних критеріїв оцінювання для дисципліни. При цьому враховуються усі види робіт, передбачені методичними вказівками для вивчення тем.

Стандартизовані узагальнені критерії оцінювання знань здобувачів вищої освіти в ПДМУ знаходяться за посиланням: https://www.pdmu.edu.ua/storage/department-npr/docs_links/0nrGNrEzksWWytpXV8j05INcg9wbyVjkYx9FrbEY.pdf

Оцінювання поточної навчальної діяльності:

Викладач обов'язково оцінює успішність кожного здобувача вищої освіти на кожному занятті за чотирибальною (традиційною) шкалою. Оцінка успішності є інтегрованою (оцінюються всі види роботи здобувача вищої освіти як під час підготовки до заняття, так і під час заняття) за критеріями, які доводяться до відома здобувачу вищої освіти на початку вивчення відповідної дисципліни.

Конвертація оцінки за традиційною 4-бальною шкалою у багатобальну (максимум 120 балів) – конвертація сумарної оцінки поточної успішності за модуль – проводиться лише після поточного заняття, що передуює підсумковому модульному контролю. Уніфікована таблиця відповідності балів за поточну успішність, балам за ПМК, екзамен, та традиційній чотирьохбальній оцінці знаходяться за посиланням: https://www.pdmu.edu.ua/storage/department-npr/docs_links/0nrGNrEzksWWytpXV8j05INcg9wbyVjkYx9FrbEY.pdf

Поточний контроль здійснюється науково - педагогічним (педагогічним) працівником систематично, під час проведення практичних занять, передбачених робочою навчальною програмою з дисциплін.

Оцінка виставляється викладачем у «Журнал обліку відвідування та успішності здобувачів вищої освіти» та синхронно в «Електронний журнал ПДМУ» наприкінці заняття або після перевірки індивідуальних контрольних завдань, але не пізніше 2 календарних днів після проведення заняття (у відповідності до «Положення про електронний журнал успішності»).

Наявність оцінки «2» за поточну успішність не позбавляє здобувача вищої освіти права допуску до підсумкового модульного контролю з допустимою мінімальною кількістю балів за поточну успішність. Здобувач вищої освіти зобов'язаний перескладати «2», у разі, якщо середній бал поточної успішності за модуль не досягає мінімального (3,0 бали) для допуску до ПМК. Здобувачі вищої освіти, які мають середній бал успішності менший ніж 3,0 мають право перескладати поточні «2», але не пізніше початку нового семестру.

Підсумковий модульний контроль здійснюється після вивчення програми модуля з дисципліни і проводиться на останньому занятті модуля.

До ПМК допускають здобувачів вищої освіти, які набрали необхідну мінімальну кількість балів впродовж поточного контролю (середній бал успішності 3,0 і вище), не мають невідпрацьованих пропусків лекційних, практичних занять, засвоїли теми винесені для самостійної роботи в межах модуля та виконали всі вимоги з кожної навчальної дисципліни, які передбачені робочою навчальною програмою з дисципліни.

Для ПМК використовуються години, передбачені в робочій навчальній програмі.

Результат ПМК оцінюється у балах і в традиційну 4-бальну оцінку не конвертується. Максимальна кількість балів ПМК складає 80 балів. Мінімальна кількість балів ПМК, при якій контроль вважається складеним складає 50 балів. Максимальна кількість балів за модуль складає 200 балів (з них до 120 балів за поточну успішність).

Здобувачі вищої освіти, які під час навчання з конкретної навчальної дисципліни, форма контролю яких є підсумковий модульний контроль мають середній бал успішності від 4,5 до 5,0 звільняються від складання ПМК і автоматично отримують підсумкову оцінку відповідно.

За умов порушення здобувачем вищої освіти правил академічної доброчесності (п.2.2.5. Правил внутрішнього розпорядку) результати оцінювання, отримані під час складання ПМК здобувачу вищої освіти за відповідь виставляється оцінка «незадовільно».

Здобувач вищої освіти, який за результатами складання ПМК отримав результат менший за 122 бали, зобов'язаний перескласти ПМК згідно з графіком не більше 2-х разів.

Отримані бали за модуль науково-педагогічний працівник виставляє у «Відомість підсумкового модульного контролю» та індивідуальний навчальний план здобувача вищої освіти.

Інформація про здобувачів освіти, яким не зарахований ПМК, з точним зазначенням причини не зарахування також вноситься до «Відомості підсумкового модульного контролю» та індивідуальні навчальні плани здобувачів вищої освіти.

Підсумковий контроль здійснюється у вигляді ПМК, який складається з:

- 1 питання (теоретичне питання) – від 0 до 32 балів;
- 2 питання (практичні навички) – від 0 до 31 балів;
- 1 задача – 5 балів;
- 2 задача – 5 балів;
- 1 тест – 0,5 балу; всього 14 тестів.

Методи навчання

- вербальні методи, в тому числі із застосуванням технологій дистанційного навчання(лекція, відео лекція, пояснення, розповідь, бесіда, інструктаж);
- наочні (спостереження, ілюстрація, демонстрація);
- практичні (вирішення ситуаційних задач: розрахунок та аналіз вмісту досліджуваної речовини в об'єкті дослідження);
- метод навчання «мозковий штурм», який спонукає здобувачів вищої освіти проявити уяву і творчість, допомагає знайти кілька рішень з означеної теми шляхом вільного вираження думок тощо. ;
- аналіз конкретних ситуацій (кейс-метод);
- проблемний виклад який націлений на формування у здобувачів вищої освіти здатності до діалогу, вміння відстоювати свою власну думку;
- частково-пошукові, дослідницькі, евристичні методи.

Форми та методи оцінювання

- усний контроль;
- письмовий контроль;
- тестовий контроль;
- практична перевірка вирішення ситуаційних завдань;

- самоконтроль;
- самооцінка;
- сумативне оцінювання у вигляді ПМК.

Види контролю:

- попередній (діагностика вхідного рівня знань здобувачів вищої освіти);
- поточний (діагностика якості засвоєння матеріалу здобувачами вищої освіти окремих тем та змістовий модулів);
- підсумковий модульний контроль (загальна діагностика якості знань та навичок здобувачів вищої освіти у відповідності до гуманітарної компоненти підготовки фахівців магістерського рівня).

Методичне забезпечення

1. Методичні розробки лекцій.
2. Методичні вказівки для самостійної роботи студентів під час підготовки до практичного (семінарського) заняття та на занятті.
3. Тематичні плани лекцій та практичних занять
4. PDF презентації лекцій.
5. Рекомендована література.
6. Матеріали для контролю знань, умінь і навичок студентів:
 - тести різних рівнів складності;
 - ситуаційні задачі.
7. Мультимедійні презентації.

Рекомендована література

Базова (наявна в бібліотеці ПДМУ)

1. Іващенко О.Д., Нікозять Ю.Б., Іщейкіна Л.К., Копанцева Л.М. Медична хімія. Модуль І. Кислотно-основна рівновага та комплексоутворення в біологічних системах для здобувачів вищої освіти медичних факультетів закладів вищої освіти МОЗ України. Навчальний посібник. –Полтава: ПУЕТ, 2021. -107с.
2. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2018 – 336 с.

Допоміжна

1. Робочий зошит з дисципліни «Медична хімія» для студентів медичних факультетів // Іващенко О.Д., Нікозять Ю.Б., Харченко С.В., Цубер В.Ю., Іщейкіна Л.К., Копанцева Л.М., Діденко Є.П., Полтава: РВВ ПУЕТ, 2018, 83с.
2. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2018. – 159с.
3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с.
4. Музиченко В.П., Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська Медична хімія. -К: Медицина, 2018. – 496 с.
5. Медична хімія: Методичні вказівки для студентів медичних факультетів вищих навчальних закладів МОЗ України / Харченко С.В., Іщейкіна Л.К., Цубер В.Ю. та ін. – Полтава: 2017. – 200 с.

Інформаційні ресурси

1. <https://med-chemistry.pdmu.edu.ua/>

2. <https://www.pdmu.edu.ua/> (Веб-сторінка Полтавського державного медичного університету).

Розробники: доцент кафедри хімії, к.х.н. Олена ІВАЩЕНКО