

**МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
БУКОВИНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

«ЗАТВЕРДЖУЮ»

Проректор закладу вищої освіти
з науково-педагогічної роботи, доцент

 Володимир ХОДОРОВСЬКИЙ

„ 30 ” „ 08 ” 2024 р.

**ДОВІДНИК ДЛЯ СТУДЕНТА
(СИЛАБУС)
з вивчення навчальної дисципліни
«МЕДИЧНА ХІМІЯ»**

Галузь знань 22 Охорона здоров'я
Спеціальність 222 Медицина
Освітній ступінь магістр
Курс навчання 1, 2
Форма навчання денна
Кафедра медичної та фармацевтичної хімії

Схвалено на методичній нараді кафедри медичної та фармацевтичної хімії „29” серпня 2024 року (протокол № 2).

Завідувач кафедри



Віталій ЧОРНОУС

Схвалено предметною методичною комісією з медико-біологічних дисциплін фізіологічного та фізико-хімічного профілю „30” серпня 2024 року (протокол №2).

Голова предметної методичної
комісії



Світлана ТКАЧУК

1. ЗАГАЛЬНІ ВІДОМОСТІ ПРО НАУКОВО-ПЕДАГОГІЧНИХ ПРАЦІВНИКІВ, ЯКІ ВИКЛАДАЮТЬ НАВЧАЛЬНУ ДИСЦИПЛІНУ

Кафедра	Медичної та фармацевтичної хімії
Прізвище, ім'я, по батькові науково-педагогічних працівників, посада, науковий ступінь, вчене звання, e-mail	ПЕРЕПЕЛИЦЯ Олеся Орестівна – доцент, кандидат біологічних наук, доцент ЗВО кафедри медичної та фармацевтичної хімії perepelytsia.olesia@bsmu.edu.ua ЧОРНОУС Віталій Олександрович – професор, доктор хімічних наук, завідувач кафедри медичної та фармацевтичної хімії chornous.vitalij@bsmu.edu.ua
Веб-сторінка кафедри на офіційному веб-сайті університету	https://www.bsmu.edu.ua/medichnoyi-ta-farmatsevtichnoyi-himiyi/
Веб-сайт кафедри	http://medchem.bsmu.edu.ua/
E-mail	chemistry@bsmu.edu.ua
Адреса	м. Чернівці, вул. Богомольця, 2
Контактний телефон	+38 (0372) 52-57-29

2. ЗАГАЛЬНА ІНФОРМАЦІЯ ПРО НАВЧАЛЬНУ ДИСЦИПЛІНУ

Статус дисципліни	Нормативна
Кількість кредитів	4
Загальна кількість годин	120
Лекції	30
Практичні заняття	40
Самостійна робота	50
Вид заключного контролю	підсумковий модульний контроль

3. ОПИС НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ (АНОТАЦІЯ)

Медична хімія є фундаментальною природничою дисципліною у системі вищої медичної освіти, яка поглиблює наукові знання про фізико-хімічні властивості біосистем, механізми біохімічних реакцій та визначає шляхи вирішення прикладних задач, що мають медичне спрямування.

Знання з медичної хімії дозволять майбутньому фахівцю трактувати властивості, фізико-хімічні закономірності біотрансформації хімічних сполук в організмі людини.

4. ПОЛІТИКА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

4.1. Перелік нормативних документів:

- Положення про організацію освітнього процесу (<https://www.bsmu.edu.ua/wp-content/uploads/2020/03/polozhennya-pro-organizacziyu-osvitnogo-proczesu-u-vdnzu-bukovinskij-derzhavnij-medichnij-universitet.pdf>);
- Інструкція щодо оцінювання навчальної діяльності студентів БДМУ в умовах впровадження Європейської кредитно-трансферної системи організації навчального процесу (<https://www.bsmu.edu.ua/wp-content/uploads/2020/03/bdmu-instrukciya-shhodo-oczinuyuvannya%D1%94kts-2014-3.pdf>);
- Положення про порядок відпрацювання пропущених та незарахованих занять (<https://www.bsmu.edu.ua/wp-content/uploads/2019/12/reworks.pdf>);
- Положення про апеляцію результатів підсумкового контролю знань здобувачів вищої освіти (<https://www.bsmu.edu.ua/wp-content/uploads/2020/07/polozhennya-pro-apelyacziyu-rezultativ-pidsumkovogo-kontrolyu-znan.pdf>);
- Кодекс академічної доброчесності (https://www.bsmu.edu.ua/wp-content/uploads/2019/12/kodeks_academic_faith.pdf);
- Морально-етичний кодекс студентів (https://www.bsmu.edu.ua/wp-content/uploads/2019/12/ethics_code.docx);
- Положення про запобігання та виявлення академічного плагіату (<https://www.bsmu.edu.ua/wp-content/uploads/2019/12/antiplagiat-1.pdf>);

- Положення про порядок та умови обрання студентами вибіркових дисциплін (https://www.bsmu.edu.ua/wp-content/uploads/2020/04/nakaz_polozhennyz_vybirkovi_dyscypliny_2020.pdf);
- Правила внутрішнього трудового розпорядку Вищого державного навчального закладу України «Буковинський державний медичний університет» (<https://www.bsmu.edu.ua/wp-content/uploads/2020/03/17.1-bdmu-kolektivnij-dogovor-dodatok.doc>).

4.2. Політика щодо дотримання принципів академічної доброчесності здобувачів вищої освіти:

- самостійне виконання навчальних завдань поточного та підсумкового контролю без використання зовнішніх джерел інформації;
- списування під час контролю знань заборонені;
- самостійне виконання індивідуальних завдань та коректне оформлення посилань на джерела інформації у разі запозичення ідей, тверджень, відомостей.

4.3. Політика щодо дотримання принципів та норм етики та деонтології здобувачами вищої освіти:

- дії у професійних і навчальних ситуаціях із позицій академічної доброчесності та професійної етики та деонтології;
- дотримання правил внутрішнього розпорядку університету, бути толерантними, доброзичливими та виваженими у спілкуванні зі студентами та викладачами, медичним персоналом закладів охорони здоров'я;
- усвідомлення значущості прикладів людської поведінки відповідно до норм академічної доброчесності та медичної етики.

4.4. Політика щодо відвідування занять здобувачами вищої освіти:

- присутність на всіх навчальних заняттях (лекціях, практичних (семінарських) заняттях, підсумковому модульному контролю) є обов'язковою з метою поточного та підсумкового оцінювання знань (окрім випадків відсутності з поважних причин).

4.5. Політика дедлайну та відпрацювання пропущених або незарахованих занять здобувачами вищої освіти:

- відпрацювання пропущених занять відбувається згідно з графіком відпрацювання пропущених або незарахованих занять та консультацій.

5. ПРЕРЕКВІЗИТИ І ПОСТРЕКВІЗИТИ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ (МІЖДИСЦИПЛІНАРНІ ЗВ'ЯЗКИ)

Перелік навчальних дисциплін, на яких базується вивчення навчальної дисципліни	Перелік навчальних дисциплін, для яких закладається основа в результаті вивчення навчальної дисципліни
Хімія (шкільний курс)	Біологічна хімія
Фізика (шкільний курс)	Нормальна фізіологія
Математика (шкільний курс)	Патологічна фізіологія
	Фармакологія

6. МЕТА ТА ЗАВДАННЯ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ:

6.1. Мета викладання медичної хімії – формування наукового світогляду при трактуванні процесів та явищ, пов'язаних із загальними фізико-хімічними закономірностями, основними типами хімічної рівноваги, що лежать в основі процесів життєдіяльності людини.

6.2. Завдання: Забезпечити вивчення фундаментальних теоретичних знань, засвоєння фізико-хімічних методів дослідження; навчити застосовувати хімічні методи якісного і кількісного аналізу; ознайомити з основними типами хімічної рівноваги, загальними фізико-хімічними закономірностями, що лежать в основі процесів життєдіяльності людини; навчити розв'язувати нетипові клініко-ситуаційні задачі.

7. КОМПЕТЕНТНОСТІ, ФОРМУВАННЮ ЯКИХ СПРИЯЄ НАВЧАЛЬНА ДИСЦИПЛІНА:

інтегральна: Здатність розв'язувати складні задачі, у тому числі дослідницького та інноваційного характеру у сфері медицини. Здатність продовжувати навчання з високим ступенем автономії

загальні:

ЗК 2. Здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями

ЗК 4. Здатність застосовувати знання у практичних ситуаціях

спеціальна (фахові, предметні):

ФК2. Здатність до визначення необхідного переліку лабораторних та інструментальних досліджень та оцінки їх результатів.

8. ПРОГРАМНІ РЕЗУЛЬТАТИ НАВЧАННЯ

ПРН 2. Розуміння та знання фундаментальних і клінічних біомедичних наук, на рівні достатньому для вирішення професійних задач у сфері охорони здоров'я

ПРН 5. Збирати скарги, анамнез життя та захворювання, оцінювати психомоторний та фізичний розвиток пацієнта, стан органів та систем організму, на підставі результатів лабораторних та інструментальних досліджень оцінювати інформацію щодо діагнозу (за списком 4), враховуючи вік пацієнта.

Результати навчання на рівні навчальної дисципліни

Знати:

- Взаємозв'язок між біологічною роллю біогенних s-, p-, d- елементів та формою знаходження їх в організмі.
- Взаємозв'язок між хімічними властивостями сполук s-, p-, d- елементів та їх застосуванням у медицині.
- Механізм дії буферних систем та їх роль в підтримці кислотно-основної рівноваги в біосистемах.
- Взаємозв'язок між колігативними властивостями та концентрацією розчинів.
- Хімічні та біохімічні процеси з позиції їх теплових ефектів.
- Залежність швидкості реакцій від концентрації та температури.
- Залежність швидкості реакцій від енергії активації.
- Механізм дії ферментів та залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату.
- Вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу.
- Принципи будови комплексних сполук.
- Особливості будови комплексних сполук для їх застосування в хелатотерапії.
- Механізм утворення електродних потенціалів.
- Закономірності адсорбції речовин з розчинів на твердій поверхні.
- Фізико-хімічні основи методів адсорбційної терапії.
- Методи хроматографічного аналізу та їх роль в медико-біологічних дослідженнях.
- Принципи методів одержання та очищення високодисперсних систем.
- Фізико-хімічні основи гемодіалізу.
- Фізико-хімічні властивості білків, що є структурними компонентами всіх тканин організму.

Уміти:

- Характеризувати кількісний склад розчинів.
- Готувати розчини із заданим кількісним складом.
- Робити висновки щодо кислотності біологічних рідин на підставі водневого показника.
- Використовувати термодинамічні функції для оцінки направленості процесів, пояснювати енергетичне супряження в живих системах.
- Аналізувати особливості дії каталізаторів та пояснювати механізм гомогенного та гетерогенного каталізу.
- Аналізувати хімічну рівновагу та пояснювати її умову з позиції термодинаміки та кінетики.

- Аналізувати принципи методу потенціометрії та робити висновки щодо його використання в медико-біологічних дослідженнях.
- Аналізувати умови випадіння та розчинення осадів, пояснювати роль гетерогенних рівноваг за участю солей в загальному гомеостазі організму.
- Аналізувати особливості будови поверхневого шару адсорбованих молекул поверхнево активних сполук, пояснювати принципи будови біологічних мембран.
- Аналізувати рівняння адсорбції та межі їх використання, розрізняти мономолекулярну та полімолекулярну адсорбцію.
- Робити висновки щодо поверхневої активності речовин на підставі їх будови.
- Розрізняти вибірккову та іонообмінну адсорбцію електролітів.
- Робити висновки щодо заряду розчинених біополімерів на підставі їх ізоелектричної точки.

Демонструвати

- Вимірювання окисно-відновних потенціалів
- Вміння прогнозувати напрямки окисно-відновних реакцій
- Вміння вимірювати рН біологічних рідин

9. ІНФОРМАЦІЙНИЙ ОБСЯГ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

На вивчення навчальної дисципліни відводиться 120 годин 4 кредити ЄКТС.

Модуль 1. ОСНОВИ МЕДИЧНОЇ ХІМІЇ

Змістовий модуль 1. Кислотно-основні рівноваги в біологічних рідинах

Конкретні цілі змістового модулю:

- Тракувати залежність розчинності речовин від різних чинників
- Характеризувати кількісний склад розчинів.
- Готувати розчини із заданим кількісним складом
- Прогнозувати реакцію середовища водних розчинів солей
- Аналізувати механізм дії буферних систем та їх роль в підтримці кислотно-основної рівноваги в біосистемах.
- Тракувати результати визначення кислотності шлункового соку
- Пояснювати взаємозв'язок між колігативними властивостями та концентрацією розчинів.
- Робити висновки щодо кислотності біологічних рідин на підставі водневого показника.
- Демонструвати вміння вимірювати рН біологічних рідин

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

Тема 2. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. Зв'язок між різними формами вираження концентрації розчинів. Приготування розчинів із заданим кількісним складом.

Тема 3. Розчини електролітів. Теорії кислот та основ. Розчини електролітів. Електроліти в організмі людини. Ступінь та константа дисоціації слабких електролітів. Властивості розчинів сильних електролітів. Активність та коефіцієнт активності. Іонна сила розчину. Водно-електролітний баланс - необхідна умова гомеостазу. Теорії кислот та основ. Типи протолітичних реакцій: реакції нейтралізації, гідролізу та іонізації. Гідроліз солей. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури. Константа гідролізу. Роль гідролізу в біохімічних процесах.

Тема 4. Кисотно-основна рівновага в організмі. Водневий показник біологічних рідин.

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

Тема 5. Основи титриметричного аналізу. Основи титриметричного аналізу. Методи титриметричного аналізу. Метод кислотно-основного титрування. Кислотно-основні індикатори.

Тема 6. Буферні системи, класифікація та механізм дії. 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-основний стан крові.

Тема 7. Колігативні властивості розчинів.

Колігативні властивості розведених розчинів неелектролітів. Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином. Закон Рауля. Ідеальні розчини. Зниження температури замерзання та підвищення температури кипіння розчинів у порівнянні з розчинниками. Осмос та осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Колігативні властивості розведених розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини. Кріометрія, ебуліометрія, осмометрія, їх застосування в медико-біологічних дослідженнях. Роль осмосу в біологічних системах. Осмотичний тиск плазми крові. Рівняння Галлера. Онкотичний тиск. Плазмоліз та гемоліз.

Змістовий модуль 2. Термодинамічні та кінетичні закономірності перебігу процесів та електрокінетичні явища в біологічних системах

Конкретні цілі змістового модулю:

- Тракувати хімічні та біохімічні процеси з позиції їх теплових ефектів.
- Аналізувати залежність швидкості реакцій від концентрації та температури.
- Аналізувати залежність швидкості реакцій від енергії активації.
- Тракувати механізм дії ферментів та залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату.
- Характеризувати вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу.
- Тракувати принципи будови комплексних сполук та особливості будови комплексних сполук для їх застосування в хелатотерапії.
- Використовувати термодинамічні функції для оцінки направленості процесів, пояснювати енергетичне супряження в живих системах.
- Аналізувати особливості дії каталізаторів та пояснювати механізм гомогенного та гетерогенного каталізу.
- Аналізувати хімічну рівновагу та пояснювати її умову з позиції термодинаміки та кінетики.
- Аналізувати принципи методу потенціометрії та робити висновки щодо його використання в медико-біологічних дослідженнях.
- Аналізувати умови випадіння та розчинення осадів, пояснювати роль гетерогенних рівноваг за участю солей в загальному гомеостазі організму.
- Прогнозувати напрямок окисно-відновних реакцій

Тема 8. Основні положення хімічної термодинаміки та біоенергетики. Предмет хімічної термодинаміки. Основні поняття хімічної термодинаміки: термодинамічна система (ізолювана, закрита, відкрита, гомогенна, гетерогенна), параметри стану (екстенсивні, інтенсивні), термодинамічний процес (оборотний, необоротний). Живі організми - відкриті термодинамічні системи. Необоротність процесів життєдіяльності. Перший закон термодинаміки. Ентальпія. Термохімічні рівняння. Стандартні теплоти утворення та згорання. Закон Гесса. Метод калориметрії. Енергетична характеристика біохімічних процесів. Термохімічні розрахунки для оцінки калорійності продуктів харчування та складання раціональних та лікувальних дієт. Самодовільні і несамодовільні процеси. Другий закон термодинаміки. Ентропія. Термодинамічні потенціали: енергія Гіббса, енергія Гельмгольца. Термодинамічні умови рівноваги. Критерії направленості самодовільних процесів. Застосування основних положень термодинаміки до живих організмів. АТФ як джерело енергії для біохімічних реакцій. Макроергічні сполуки. Енергетичні супряження в живих системах: екзергонічні та ендергонічні процеси в організмі.

Тема 9. Кінетика біохімічних процесів. Хімічна кінетика як основа для вивчення швидкостей та механізму біохімічних реакцій. Швидкість реакції. Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діючих мас для швидкості реакції. Константа швидкості. Порядок реакції. Кінетичні

рівняння реакцій першого, другого та нульового порядку. Період напівперетворення - кількісна характеристика зміни концентрації в довіллі радіонуклідів, пестицидів тощо. Поняття про механізм реакції. Молекулярність реакції. Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Особливості температурного коефіцієнту швидкості реакції для біохімічних процесів. Енергія активації. Теорія активних співударів. Рівняння Ареніуса. Поняття про теорію перехідного стану (активованого комплексу). Уявлення про кінетику складних реакцій: паралельних, послідовних, супряжених, оборотних, конкуруючих, ланцюгових. Поняття про антиоксиданти. Вільнорадикальні реакції в живому організмі. Фотохімічні реакції, фотосинтез. Каталіз та каталізатори. Особливості дії каталізаторів. Гомогенний, гетерогенний та мікрогетерогенний каталіз. Кислотно-основний каталіз. Автокатализ. Механізм дії каталізаторів. Промотори та 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 та субстрату. Активація та інгібування ферментів. Вплив екологічних факторів на кінетику ферментативних реакцій.

Тема 10. Хімічна рівновага. Реакції осадження та розчинення. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги та способи її виразу. Зміщення хімічної рівноваги при зміні температури, тиску, концентрації речовин. Принцип Ле Шательє. Реакції осадження та розчинення. Добуток розчинності. Умови випадання та розчинення осадів. Роль гетерогенної рівноваги за участю солей в загальному гомеостазі організму.

Тема 11. Комплексоутворення в біологічних системах. Реакції комплексоутворення. Координаційна теорія А. Вернера та сучасні уявлення про будову комплексних сполук. Поняття про комплексоутворювач (центральный іон). Природа, координаційне число, гібридизація орбіталей комплексоутворювача. Поняття про ліганди. Координаційна ємність (дентатність) лігандів. Внутрішня та зовнішня сфери комплексів. Геометрія комплексного іону. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках. Класифікація комплексних сполук за зарядом внутрішньої сфери та за природою лігандів. Внутрішньоконкомплексні сполуки. Поліядерні комплекси. Залізо-, кобальто-, мідь- та цинковмісні біокомплексні сполуки. Поняття про металолігандний гомеостаз. Порушення гомеостазу. Комплексоутворення та їх застосування в медицині як антидотів при отруєнні важкими металами (хелатотерапія) та як антиоксидантів при зберіганні лікарських препаратів.

Тема 12. Електрохімічні явища в біологічних процесах. Роль електрохімічних явищ в біологічних процесах. Електродні потенціали та механізм їх виникнення. Рівняння Нернста. Нормальний (стандартний) електродний потенціал. Нормальний водневий електрод. Вимірювання електродних потенціалів. Електроди визначення та електроди порівняння. Хлорсрібний електрод. Іонселективні електроди. Складний електрод. Гальванічні елементи. Дифузійний потенціал. Мембранний потенціал. Біологічна роль дифузійних та мембранних потенціалів. Потенціал пошкодження. Потенціал спокою. Потенціал дії. Окисно-відновний потенціал як міра окисної та відновної здатності систем. 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. Потенціометрія. Потенціометричне визначення рН, активності іонів. Потенціометричне титрування. Роль окисно-відновних реакцій в процесах життєдіяльності.

Змістовий модуль 3. Фізико-хімія поверхневих явищ. Ліофобні та ліофільні дисперсні системи.

Конкретні цілі змістового модулю:

- Тракувати закономірності адсорбції речовин з розчинів на твердій поверхні.
- Пояснювати фізико-хімічні основи методів адсорбційної терапії.
- Тракувати роль методів хроматографічного аналізу в медико-біологічних дослідженнях.
- Розуміти принципи методів одержання та очищення високодисперсних систем.
- Тракувати фізико-хімічні основи гемодіалізу.
- Характеризувати фізико-хімічні властивості білків.
- Аналізувати особливості будови поверхневого шару адсорбованих молекул поверхнево

активних сполук, пояснювати принципи будови біологічних мембран.

- Аналізувати рівняння адсорбції та межі їх використання, розрізняти мономолекулярну та полімолекулярну адсорбцію.
- Робити висновки щодо поверхневої активності речовин на підставі їх будови.
- Розрізняти вибірккову та іонообмінну адсорбцію електролітів.
- Робити висновки щодо заряду розчинених біополімерів на підставі їх ізоелектричної точки.

Тема 13. Сорбція біологічно-активних речовин на межі поділу фаз. 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 та рідина-рідина. 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. Закономірності адсорбції розчинених речовин, парів та газів. Рівняння Фрейндліха. Фізико-хімічні основи адсорбційної терапії (гемосорбція, плазмасорбція, лімфосорбція, ентеросорбція, аплікаційна терапія). Імуносорбенти.

Тема 14. Іонний обмін. Хроматографія. Адсорбція електролітів: специфічна (вибірна) та іонообмінна. Правило Панета-Фаянса. Іонообмінники природні та синтетичні. Роль адсорбції та іонного обміну в 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.

Тема 15. Одержання, очистка та властивості колоїдних розчинів. Організм як складна сукупність дисперсних систем. Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності. Колоїдний стан. 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, вивідіаліз. Гемодіаліз та апарат "штучна нирка". Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем. Броунівський рух, дифузія, осмотичний тиск. Оптичні властивості колоїдних систем. Електрокінетичні явища. Електрофорез. Рівняння Гельмгольца-Смолуховського. Застосування електрофорезу в дослідницькій та клініко-лабораторній практиці. Електрофореграми.

Тема 16. Коагуляція колоїдних розчинів. Колоїдний захист. Кінетична (седиментаційна) та агрегативна стійкість дисперсних систем. Фактори стійкості. Коагуляція. Механізм коагулювальної дії електролітів. Поріг коагуляції. Правило Щульце-Гарді. Взаємна коагуляція. Процеси коагуляції при очистці питної води та стічних вод. Колоїдний захист. Дисперсні системи з газоподібним дисперсійним середовищем. Класифікація аерозолей, методи одержання та властивості. Застосування аерозолей в клінічній та санітарно-гігієнічній практиці. Токсична дія деяких аерозолей. Порошки. Грубодисперсні системи з рідинним дисперсійним середовищем. Суспензії, методи одержання та властивості. Паста, їх медичне застосування. Емульсії, методи одержання та властивості. Типи емульсій. Емульгатори. Застосування емульсій в клінічній практиці. Біологічна роль емульгування. Напівколоїдні мила, детергенти. Міцелоутворення у розчинах напівколоїдів.

Тема 17. Властивості розчинів біополімерів. Ізоелектрична точка білка. 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. Мембранна рівновага Донана. Ізоелектричний стан білка. Ізоелектрична точка та методи її визначення. Іонний стан біополімерів у водних розчинах.

Конкретні цілі змістового модулю:

- Тракувати взаємозв'язок між біологічною роллю біогенних s-, p-, d- елементів та формою знаходження їх в організмі.
- Тракувати взаємозв'язок між хімічними властивостями сполук s-, p-, d- елементів та їх застосуванням у медицині.
- Давати оцінку токсичній дії сполук s-, p-, d-елементів та їх сполук
- Тракувати зв'язок між місцезнаходженням s-, p-, d-елементів в періодичній системі та їх вмістом в організмі.

Тема 18. Біогенні 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 хімічних сполук техногенного походження.

Електронна структура та електронегативність s-елементів. Типові хімічні властивості s-елементів та їх сполук. Зв'язок між місцезнаходженням s-елементів в періодичній системі та їх вмістом в організмі. Застосування в медицині. Токсична дія сполук. Якісні реакції на іони Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Ba^{2+} .

Електронна структура та електронегативність p-елементів. Типові хімічні властивості p-елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення). Зв'язок між місцезнаходженням 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-} , NO_2^- , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.

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 іони MnO_4^- , Fe^{3+} , Cu^{2+} , Ag^+ .

10. СТРУКТУРА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин				
	денна форма				
	Усього	у тому числі			
		Аудиторні		Робота здобувача	
		Лекції	Практичні заняття	Самостійна	Індивідуальна
1	2	3	4	5	6
Модуль 1. «Основи медичної хімії»					
Змістовий модуль 1. «Кисотно-основні рівноваги в біологічних рідинях організму людини»					
Тема 1. Основні поняття теорії розчинів. Розчинність речовин в біологічних рідинях	5	1	2	2	
Тема 2. Величини, що характеризують кількісний склад фізіологічних розчинів	5	1	2	1	
Тема 3. Розчини електролітів в організмі людини. Теорії кислот та основ	8	2	2	2	
Тема 4. Кисотно-основна рівновага в організмі людини.	8	2	2	2	

Водневий показник біологічних рідин					
Тема 5. Кількісні методи досліджень в медичній діагностиці. Визначення кислотності шлункового соку	6	2	2	1	
1	2	3	4	5	6
Тема 6. Буферні системи організму людини, їх класифікація та механізм дії.	8	2	2	1	
Тема 7. Колігативні властивості біологічних рідин. Осмотичний тиск	6	2	2	2	
Разом за змістовим модулем 1	46	12	14	11	
Змістовий модуль 2. «Термодинамічні, кінетичні закономірності перебігу процесів та електрокінетичні явища в організмі людини»					
Тема 8. Біотермодинаміка та біоенергетика. Основи нутриціології	6	2	2	2	8
Тема 9. Кінетика біохімічних процесів. Ферментативний каталіз. Фармакокінетика	8	2	2	3	
Тема 10. Хімічна рівновага в організмі людини. Утворення конкрементів внаслідок порушення обміну речовин	8	4	2	1	
Тема 11. Комплексоутворення в організмі людини. Хелатотерапія	6	2	2	5	
Тема 12. Електрохімічні явища в живих організмах. Мембранні потенціали. Тканинне дихання	8	2	2	2	
Разом за змістовим модулем 2	36	12	10	13	8
Змістовий модуль 3. «Фізико-хімія поверхневих явищ в живих організмах. Ліофобні та ліофільні дисперсні системи»					
Тема 13. Поверхневі явища в живих організмах. Сорбенти	7	1	2	1	
Тема 14. Хроматографічні методи аналізу в медичній діагностиці	5	1	2	2	
Тема 15. Дисперсні системи в живих організмах. Терапевтичні наночастинки	5	1	2	1	
Тема 16. Властивості розчинів біополімерів. Ізoeлектрична точка білка	6	2	2	2	
Тема 17. Очищення дисперсних систем біологічних рідин. Діаліз. «Штучна нирка»	7	1	2	1	
Разом за змістовим модулем 3	30	6	10	7	
Змістовий модуль 4. «Хімія біогенних елементів»					
Тема 8. Біогенні елементи, їх біологічна роль та застосування в медицині.	4	0	2	1	4
Разом за змістовим модулем 4	4	0	2	1	

Індивідуальна робота здобувача					12
Підсумковий модульний контроль «Основи медичної хімії»	4	-	4	6	-
УСЬОГО ГОДИН	120	30	40	50	

11. ТЕМАТИЧНИЙ ПЛАН ЛЕКЦІЙ

№ з/п	<i><u>Назва теми</u></i>	Кількість годин
1.	Основні поняття теорії розчинів. Розчинність речовин в біологічних рідинах. Величини, що характеризують кількісний склад фізіологічних розчинів.	2
2.	Розчини електролітів в організмі людини. Теорії кислот та основ.	2
3.	Кислотно-основна рівновага в організмі людини. Водневий показник біологічних рідин. Гідроліз солей.	2
4.	Кількісні методи досліджень в медичній діагностиці.	2
5.	Буферні системи організму людини, їх класифікація та механізм дії. Буферна ємність.	2
6.	Колігативні властивості біологічних рідин. Осмотичний тиск.	2
7.	Біотермодинаміка та біоенергетика. Основи нутриціології.	2
8.	Кінетика біохімічних процесів. Ферментативний каталіз. Фармакокінетика.	2
9.	Хімічна рівновага в організмі людини.	2
10.	Хімічна рівновага на межі поділу фаз.	2
11.	Комплексоутворення в організмі людини. Хелатотерапія.	2
12.	Електрохімічні явища в живих організмах. Мембранні потенціали. Тканинне дихання.	2
13.	Поверхневі явища в живих організмах. Сорбенти. Хроматографічні методи аналізу в медичній діагностиці.	2
14.	Дисперсні системи в живих організмах. Терапевтичні наночастинки.	2
15.	Фізико-хімічні властивості розчинів біополімерів.	2
Разом:		30

12. ТЕМАТИЧНИЙ ПЛАН ПРАКТИЧНИХ (СЕМІНАРСЬКИХ) ЗАНЯТЬ

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1.	Основні поняття теорії розчинів. Розчинність речовин в біологічних рідинах.	2
2.	Величини, що характеризують кількісний склад фізіологічних розчинів.	2
3.	Розчини електролітів в організмі людини. Теорії кислот та основ.	2
4.	Кислотно-основна рівновага в організмі людини. Водневий показник біологічних рідин.	2
5.	Кількісні методи досліджень в медичній діагностиці. Визначення кислотності шлункового соку.	2
6.	Буферні системи організму людини, їх класифікація та механізм дії.	2
7.	Колігативні властивості біологічних рідин. Осмотичний тиск.	2
8.	Біотермодинаміка та біоенергетика. Основи нутриціології.	2

9.	Кінетика біохімічних процесів. Ферментативний каталіз. Фармакокінетика.	2
10.	Хімічна рівновага в організмі людини. Утворення конкрементів внаслідок порушення обміну речовин.	2
11.	Комплексоутворення в організмі людини. Хелатотерапія.	2
12.	Електрохімічні явища в живих організмах. Мембранні потенціали. Тканинне дихання.	2
13.	Поверхневі явища в живих організмах. Сорбенти.	2
14.	Хроматографічні методи аналізу в медичній діагностиці.	2
15.	Дисперсні системи в живих організмах. Терапевтичні наночастинки.	2
16.	Властивості розчинів біополімерів. Ізоелектрична точка білка.	2
17.	Очищення дисперсних систем біологічних рідин. Діаліз. «Штучна нирка»	2
18.	Біогенні елементи, їх біологічна роль та застосування в медицині	2
	Підсумковий модульний контроль	4
Разом:		40

13. ТЕМАТИЧНИЙ ПЛАН САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

№ з/п	Назва теми	Кількість годин	Вид контролю
1	2	3	4
1	Передаудиторна підготовка до практичних занять (теоретична підготовка та опрацювання тематичних тестів і ситуаційних задач) за планом практичних занять з навчальної дисципліни “Медична хімія”	18	Поточний контроль на практичних заняттях
2	Самостійне опрацювання тем, які не входять до плану аудиторних занять:		
	Кесонна хвороба	1	Поточний контроль на практичних заняттях
	Роль гідролізу в біохімічних процесах	1	
	Поняття про кислотно-основний стан крові	1	
	Роль осмосу в біологічних системах	1	
	Метод калориметрії	1	
	Фотохімічні реакції, фотосинтез.	1	
	Промотори та каталітичні отрути	1	
	Залізо-, кобальто-, мідь- та цинковмісні біокомплексні сполуки	2	
	Поняття про металолігандний гомеостаз	2	
	Роль окисно-відновних реакцій в процесах життєдіяльності	1	
	Застосування хроматографії в біології та медицині	1	
	Застосування електрофорезу в дослідницькій та клініко-лабораторній практиці. Електрофореграми	1	
3	Індивідуальна робота - Розрахунок калорійності харчового раціону окремих груп населення - Підготовка демонстраційних матеріалів	8 4	Підсумковий модульний контроль
4	Систематизація отриманих знань та практичних навичок. Самостійна підготовка до складання підсумкового модульного контролю.	6	Підсумковий модульний контроль
	Разом	50	

14. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ

- Підготовка дослідницької роботи «Розрахунок калорійності харчового раціону окремих груп населення»
- Підготовка демонстраційних матеріалів

- Виступи на науковому студентському гуртку
- Участь у наукових конференціях
- Публікація доповідей у вигляді тез та статей у періодичній науковій пресі (журнали, збірники наукових праць)

15. ПЕРЕЛІК ТЕОРЕТИЧНИХ ПИТАНЬ ДО ПІДСУМКОВОГО МОДУЛЬНОГО КОНТРОЛЮ

Змістовий модуль 1. Кислотно-основні рівноваги в біологічних рідинах

1. Класифікація розчинів. Механізм процесів розчинення. Термодинамічний підхід до процесу розчинення.

2. Розчинність речовин. Розчинність газів у рідинах. Залежність розчинності газів від тиску (закон Генрі-Дальтона), природи газу та розчинника, температури. Вплив електролітів на розчинність газів (закон Сеченова). Розчинність газів у крові. Кесонна хвороба. Розчинність рідин та твердих речовин у рідинах. Залежність розчинності від температури, природи розчиненої речовини та розчинника. Розподіл речовини між двома рідинами, що не змішуються. Закон розподілу Нернста та його значення в явищі проникності біологічних мембран.

3. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. Приготування розчинів із заданим кількісним складом.

4. Розчини електролітів. Електроліти в організмі людини. Ступінь та константа дисоціації слабких електролітів. Властивості розчинів сильних електролітів. Активність та коефіцієнт активності. Йонна сила розчину. Водно-електролітний баланс - необхідна умова гомеостазу.

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

6. Теорії кислот та основ. Типи протолітичних реакцій: реакції нейтралізації, гідролізу та йонізації. Гідроліз солей. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури. Константа гідролізу. Роль гідролізу в біохімічних процесах.

7. Буферні розчини, їх класифікація. Рівняння Гендерсона-Гассельбаха. Механізм буферної дії. Буферна ємність.

8. Буферні системи крові. Бікарбонатний буфер, фосфатний буфер. Білкові буферні системи. Поняття про кислотно-основний стан крові.

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

10. Осмос та осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Колігативні властивості розведених розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини.

11. Кріометрія, ебуліометрія, осмометрія, їх застосування в медико-біологічних дослідженнях. Роль осмосу в біологічних системах. Осмотичний тиск плазми крові. Рівняння Галлера. Онкотичний тиск. Плазмоліз та гемоліз.

Змістовий модуль 2. Термодинамічні та кінетичні закономірності перебігу процесів та електрокінетичні явища в біологічних системах

1. Основні поняття хімічної термодинаміки: термодинамічна система (ізолювана, закрита, відкрита, гомогенна, гетерогенна), параметри стану (екстенсивні, інтенсивні), термодинамічний процес (оборотний, необоротний). Живі організми - відкриті термодинамічні системи. Необоротність процесів життєдіяльності.

2. Перший закон термодинаміки. Ентальпія. Термохімічні рівняння. Стандартні теплоти утворення та згорання. Закон Гесса. Термохімічні розрахунки для оцінки калорійності продуктів харчування та складання раціональних та лікувальних дієт.

3. Самовільні і несамовільні процеси. Другий закон термодинаміки. Ентропія. Термодинамічні потенціали: енергія Гіббса. Термодинамічні умови рівноваги. Критерії направленості самодовільних процесів,

4. Застосування основних положень термодинаміки до живих організмів. АТФ як джерело енергії для біохімічних реакцій. Макроергічні сполуки. Енергетичні супряження в живих системах: екзергонічні та ендергонічні процеси в організмі.

5. Хімічна кінетика як основа для вивчення швидкостей та механізму біохімічних реакцій. Швидкість реакції. Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діючих мас для швидкості реакції. Константа швидкості. Порядок реакції. Кінетичні рівняння реакцій першого, другого та нульового порядку. Період напівперетворення. Поняття про механізм реакції.

Молекулярність реакції.

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

7. Кінетика складних реакцій: паралельних, послідовних, супряжених, оборотних, конкуруючих, ланцюгових. Поняття про антиоксиданти. Вільнорадикальні реакції в живому організмі. Фотохімічні реакції, фотосинтез.

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

9. Каталіз та каталізатори. Особливості дії каталізаторів. Гомогенний, гетерогенний та мікрогетерогенний каталіз. Кислотно-основний каталіз. Автокатализ. Механізм дії каталізаторів. Промотори та каталітичні отрути.

10. Особливості дії ферментів: селективність, ефективність, залежність ферментативної дії від температури та реакції середовища.

11. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги та способи її виразу. Зміщення хімічної рівноваги при зміні температури, тиску, концентрації речовин. Принцип Ле Шательє.

12. Реакції комплексоутворення. Координаційна теорія А. Вернера та сучасні уявлення про будову комплексних сполук. Поняття про комплексоутворювач (центральный йон). Природа, координаційне число, гібридизація орбіталей комплексоутворювача. Поняття про ліганди. Координаційна ємність (дентатність) лігандів. Внутрішня та зовнішня сфери комплексів. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках. Класифікація комплексних сполук. Внутрішньокмплесні сполуки.

13. Залізо-, кобальто-, купрумо- та цинковмісні біокмплесні сполуки. Поняття про металолігандний гомеостаз. Порушення гомеостазу. Кмплесони та їх застосування в медицині як антидотів при отруєнні важкими металами (хелатотерапія) та як антиоксидантів при зберіганні лікарських препаратів. Трилон Б та евгенол у стоматології.

14. Реакції осадження та розчинення. Добуток розчинності. Умови випадання та розчинення осадів. Роль гетерогенної рівноваги за участю солей в загальному гомеостазі організму.

15. Електродні потенціали та механізм їх виникнення. Рівняння Нернста. Нормальний (стандартний) електродний потенціал. Нормальний водневий електрод. Вимірювання електродних потенціалів. Електроди визначення та електроди порівняння. Хлорсрібний електрод. Йонселективні електроди. Складний електрод. Гальванічні елементи.

16. Окисно-відновний потенціал як міра окисної та відновної здатності систем. 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.

Змістовий модуль 3. Фізико-хімія поверхневих явищ. Ліюфобні та ліюфільні дисперсні системи

1. 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.

2. Адсорбція на межі поділу рідина-газ та рідина-рідина. 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. Закономірності адсорбції розчинених речовин, парів та газів. Рівняння Фрейндліха.

3. Фізико-хімічні основи адсорбційної терапії (гемосорбція, плазмосорбція, лімфосорбція, ентросорбція, аплікаційна терапія). Імуносорбенти.

4. Адсорбція електролітів: специфічна (вибірні) та йонообмінна. Правило Панета-Фаянса. Йонообмінники природні та синтетичні. Роль адсорбції та йонного обміну в процесах життєдіяльності рослин і організмів.

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

6. Організм як складна сукупність дисперсних систем. Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності. Колоїдний стан. Ліюфільні та ліюфобні колоїдні системи. Будова колоїдних часток. Подвійний електричний шар. Електрокінетичний потенціал колоїдної частки.

7. Методи одержання та очистки колоїдних розчинів. Діаліз, електродіаліз, ультрафільтрація, компенсаційний діаліз, вівідіаліз. Гемодіаліз та апарат "штучна нирка".

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

9. Електрокінетичні явища. Електрофорез. Рівняння Гельмгольца-Смолуховського. Застосування електрофорезу в дослідницький та клініко-лабораторній практиці. Електрофореграми.

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

11. Дисперсні системи з газоподібним дисперсійним середовищем. Класифікація аерозолей, методи одержання та властивості. Застосування аерозолей у клінічній та санітарно-гігієнічній практиці. Токсична дія деяких аерозолей.

12. Порошки. Грубодисперсні системи з рідинним дисперсійним середовищем. Суспензії, методи одержання та властивості. Паста, їх медичне застосування. Емульсії, методи одержання та властивості. Типи-емульсій. Емульгатори. Застосування емульсій у клінічній практиці. Біологічна роль емульгування.

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

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

15. Аномальна в'язкість розчинів ВМС. В'язкість крові. Мембранна рівновага Доннана. Ізоелектричний стан білка. Ізоелектрична точка та методи її визначення. Йонний стан біополімерів у водних розчинах.

Змістовий модуль 4. Хімія біогенних елементів

1. Якісний та кількісний вміст біогенних елементів в організмі людини. Макроелементи, мікроелементи та домішкові елементи. Органогени. Зв'язок між вмістом біогенних елементів в організмі людини та їх вмістом у довкіллі.

2. Ендемічні захворювання, їх зв'язок з особливостями біогеохімічних провінцій (районів з природним дефіцитом або надлишком певних хімічних елементів у літосфері).

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

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

5. 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.

Перелік практичних навичок, які має засвоїти здобувач при вивченні модуля «Основи медичної хімії»

1. Готувати розчини заданої концентрації з наважки чи при розведенні
2. Визначати реакцію середовища розчину солі
3. Встановлювати значення водневого показника для розчинів сильних та слабких електролітів експериментальним та розрахунковим способами
4. Визначати кислотність шлункового соку методами ацидиметрії та потенціометрії
5. Готувати буферні розчини за даним значенням рН
6. Визначати осмолярність біологічних рідин за зниженням температури замерзання біологічних розчинів
7. Експериментально визначати порядок хімічної реакції

8. Визначати напрямок зміщення хімічної рівноваги при зміні параметрів у рівноважній системі
9. Порівнювати стійкість комплексних сполук
10. Визначати окисно-відновний потенціал хімічного процесу експериментальним та розрахунковим методами
11. Визначати адсорбційну здатність сорбентів (активованого вугілля)
12. Визначати якісний склад лікарських форм хроматографічним методом
13. Здійснювати дейонізаційну очистку води хроматографічним методом та методом іонообмінної адсорбції
14. Одержувати колоїдні розчини різними методами
15. Здійснювати очистку колоїдних систем
16. Визначати ізоелектричну точку білку
17. Визначати сполуки біогенних елементів в імітованих біологічних рідинах

16. ПЕРЕЛІК ПРАКТИЧНИХ ЗАВДАНЬ ДО ПІДСУМКОВОГО МОДУЛЬНОГО КОНТРОЛЮ

1. Розрахуйте концентрацію йонів Аргентуму в насиченому розчині аргентум хлориду, якщо його $DP = 1,77 \cdot 10^{-10}$ при $25^\circ C$.
2. Розрахуйте мінімальну концентрацію йодид-йонів у розчині, необхідну для осадження осаду плюмбум (II) йодиду, якщо його $DP = 8,49 \cdot 10^{-9}$ при $25^\circ C$.
3. Розрахуйте мінімальну концентрацію йонів Аргентуму у розчині, необхідну для осадження осаду аргентум броміду, якщо його $DP = 5,35 \cdot 10^{-13}$ при $25^\circ C$.
4. Складіть схему з двох електродів – водневого ($a_{H^+} = 0,1$ моль/л, $pH_2 = 101,3$ кПа) та стандартного мідного ($\varphi^0_{Cu^{2+}/Cu} = 0,34$ В). Розрахуйте ЕРС ланцюга.
5. Складіть схему з двох електродів – водневого ($a_{H^+} = 0,01$ моль/л, $pH_2 = 101,3$ кПа, $T = 298$ К) та стандартного ртутно-каломельного ($\varphi^0 = 0,245$ В). Розрахуйте ЕРС ланцюга.
6. Пацієнт 43 років жаліється на печію. Аналіз 100 мл шлункового соку засвідчив вміст соляної кислоти 0,64 %. Розрахуйте масу антацидного засобу (у перерахунку на гідрокарбонат), необхідного для зниження концентрації соляної кислоти до норми (0,4 %)
7. Для біохімічного визначення концентрації йонів Калію в плазмі крові методом полум'яної фотометрії використовують 0,65 мілімолярний розчин натрій хлориду кількістю 100 мл. Проведіть розрахунки для приготування цього розчину з одномолярного.
8. Верхня межа допустимих значень рН шлункового соку складає 2,50. Якій концентрації молочної кислоти відповідає це значення рН, якщо її $K_a = 1,38 \cdot 10^{-4}$?
9. Розрахуйте співвідношення бікарбонату і карбонатної кислоти в крові, якщо сумарний рК в крові становить 6,11. При клінічному дослідженні гемоглобіну Ферум (II) переводять у форму ферум (III) гідроксид. Розрахуйте ДР ферум (III) гідроксиду, якщо його концентрація у насиченому розчині становить $1,9 \cdot 10^{-10}$ М.
10. Яка мінімальна концентрація йонів кальцію та гідроксид-йонів повинна бути у розчині для осадження гідроксилапатиту, якщо його ДР становить $1,6 \cdot 10^{-58}$ при $25^\circ C$.
11. Розрахуйте кількість моль йонів броміду, які утворюються при первинній дисоціації комплексної сполуки, для утворення якої використано 100 мл 0,1 М розчину кобальт (III) броміду з достатньою кількістю амоніаку.
12. Розрахуйте рН слини, якщо ЕРС ланцюга, складеного з скляного ($\varphi^0 = 0,4$ В) та стандартного хлоросрібного ($\varphi^0 = 0,201$ В) електродів дорівнює 0,185 В при 298 К.
13. Розрахуйте рН крові пацієнта при респіраторному ацидозі, якщо ЕРС ланцюга, складеного зі скляного електрода ($\varphi^0 = 0,4$ В) і стандартного хлоросрібного ($\varphi^0 = 0,201$ В) при 298 К дорівнює 0,232 В.
14. Визначте співвідношення компонентів гідрокарбонатної буферної системи в крові пацієнта при алкалозі з допомогою ланцюга, складеного з скляного ($\varphi^0 = 0,4$ В) і хлоросрібного ($\varphi^0 = 0,201$ В) електродів. ЕРС ланцюга дорівнює 0,244 В.
15. Визначте окисно-відновний потенціал системи при $pH = 6,5$ та температурі 298 К, якщо концентрація піруват-йона в два рази перевищує концентрацію лактат-йона.
16. Визначте співвідношення компонентів фосфатної буферної системи в сечі при ЕРС ланцюга, складеного з скляного електрода ($\varphi^0 = 0,4$ В), зануреного в сечу, та стандартного хлоросрібного електрода ($\varphi^0 = 0,201$ В), дорівнює 0,145 В, якщо $pK(H_2PO_4^-) = 6,8$.
17. При зменшенні концентрації новокаїну в розчині з 0,2 моль/л до 0,15 моль/л поверхневий натяг зріс з $6,9 \cdot 10^{-2}$ Н/м до $7,1 \cdot 10^{-2}$ Н/м, а у розчині кокаїну при аналогічному зменшенні концентрації

поверхневий натяг зріс з $6,5 \cdot 10^{-2}$ Н/м до $7,0 \cdot 10^{-2}$ Н/м. Порівняйте величину адсорбції двох речовин у даному інтервалі концентрацій при $T = 293^\circ\text{K}$.

18. Розрахуйте твердість водогінної води, якщо після пропускання через Н-катионіт 50 мл цієїводи витрачено при титруванні 6 мл 0,1 н розчину натрій гідроксиду.

19. Хворому крапельно щоденно вводять 250 мл фізрозчину натрій хлориду. По скільки мгйонів Натрію та Хлору було введено за 5 днів?

20. У лікарню поступила робітниця хімічного підприємства з ознаками отруєння. У волоссі цієїжінки знайдено підвищену концентрацію арсенату, який блокує ліпоєву кислоту. Мінімально смертельна доза для Арсену становить 0,05 г, для натрій арсенату – 0,1 г. Розрахуйте яку дозу уперерахунку на Арсен прийняла жінка, якщо було поглинуто 10 мг натрій арсенату.

21. Розрахуйте об'єм 0,5 М розчину натрій гідрогенкарбонату (використовують при некомпенсованому метаболічному ацидозі), який слід розвести 100 мл води, щоб отримати 0,1 М розчин.

22. Для проведення клінічного аналізу відбирають 5 мл слини і розводять її до 15 мл. Розрахуйте концентрацію молочної кислоти в розведеній слині, якщо вихідна концентрація молочної кислоти становила 2 ммоль/л.

23. Для біохімічного визначення концентрації йонів Калію в плазмі крові методом полум'яної фотометрії необхідно приготувати 100 мл 0,05 mM-го розчину калій хлориду. Проведіть розрахунки для приготування розчину з 1 mM розчину.

24. Для біохімічного визначення концентрації йонів Калію в плазмі крові методом полум'яної фотометрії використовують 0,65 mM розчин натрій хлориду кількістю 100 мл. Проведіть розрахунки для приготування цього розчину з 1 mM.

25. Для проведення аналізу до 5 мл шлункового соку з концентрацією соляної кислоти 0,1 моль·екв/л додали 5 мл води. Розрахуйте молярну концентрацію еквівалента, титр та масову частку соляної кислоти в одержаному розчині.

26. Осмотичний тиск крові в нормі 740-780 кПа. Розрахуйте осмолярність крові при 37°C .

27. Температура замерзання сироватки крові дорівнює $-0,56^\circ\text{C}$. Розрахувати осмотичний тиск крові при 0°C .

28. Який осмотичний тиск 0,4 % розчину натрій хлориду при 37°C . Приймавши ступінь дисоціації електроліту та густину розчину за одиницю.

29. Доведіть розрахунками можливість застосування 35 %-го розчину калій ацетату ($\rho=1,2$ г/мл) як осмотичного діуретика, який допомагає вивести з організму зайву рідину? Прийняти ступінь дисоціації рівним 1, температуру розчину - 20°C .

30. Зниження температури замерзання плазми крові дорівнює 0,56. Розрахуйте кількість води, яку необхідно додати до 5 г глюкози для приготування розчину, ізотонічного крові при $36,6^\circ\text{C}$.

31. Розрахуйте осмотичний тиск 1 %-го розчину гемоглобіну, молярна маса якого дорівнює 68660 г/моль. Об'єм розчину прийняти за 100 мл.

32. При 20°C осмотичний тиск розчину, в 100 мл якого міститься 6,33 г гематину дорівнює 243,4 кПа. Визначте його молекулярну масу.

33. Для регулювання осмотичного тиску плазми крові при глаукомі призначають 5 %-вий розчин калій ацетату по 10 мл внутрішньовенно 3 рази на день. Розрахуйте масу введеної речовини за курс лікування 5 днів та осмотичний тиск розчину при 37°C , приймавши ступінь дисоціації калій ацетату за 100 %.

34. Розрахуйте осмотичний тиск 10 %-го розчину кальцій хлориду ($\rho=1,14$ г/мл), який використовують для зняття набряків.

35. Розрахуйте осмотичний тиск 10 %-го розчину магній сульфату ($\rho=1,15$ г/мл), який використовують як антидот при отруєннях ртуттю та свинцем.

36. Розрахуйте константу гідролізу кальцій глюконату, який використовують як лікарський засіб для зміцнення кісткової тканини, якщо $K_a = 1,38 \cdot 10^{-4}$.

37. Розрахуйте константу гідролізу ферум (II) глюконату, який використовують для профілактики та лікування залізодефіцитних анемії, якщо $K_a = 1,38 \cdot 10^{-4}$, $K_b = 1,1 \cdot 10^{-2}$.

38. Лікарський препарат «Кальцій глюконат» ($M = 430$ г/моль), як сіль слабкої кислоти гідролізує в організмі. Залежно від характеру захворювання і стану хворого вводять внутрішньом'язово дорослим по 5 мл 10-% р-ну одноразово. Розрахуйте ступінь гідролізу ($K_a = 1,38 \cdot 10^{-4}$)?

39. Бензоати пригнічують в клітинах активність ферментів, які відповідають за окисно-відновні реакції, а також ферментів, що розщеплюють жири і крохмаль. Розрахуйте константу гідролізу амоній бензоату ($K_a = 6,17 \cdot 10^{-5}$, $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

40. Розрахуйте ступінь гідролізу натрій карбонату ($K_{1a} = 2,5 \cdot 10^{-4}$) в розчинах з концентраціями 0,1 М та 0,001 М.

41. Розрахуйте рН плазми крові, якщо концентрація йонів Гідрогену в ній становить $4,0 \cdot 10^{-8}$.
42. Розрахуйте рН шлункового соку людини, зваживши, що вміст хлоридної кислоти в ньому становить 0,45%.
43. При анеміях як внутрішній засіб використовують 8,3% розчин хлоридної кислоти ($\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$). Для розведення беруть 0,75 мл вказаної кислоти і доводять водою до 50 мл. Розрахуйте концентрацію H^+ та рН одержаного розчину.
44. Розрахуйте рН розчину, отриманого змішуванням 100 мл 3 %-го розчину сильної одноокисотної основи ($M = 40 \text{ г/моль}$) з густиною $1,33 \text{ г/см}^3$ та 650 мл води.
45. Верхня межа допустимих значень рН шлункового соку складає 2,50. Якій концентрації молочної кислоти відповідає це значення рН, якщо її $K_a = 1,38 \cdot 10^{-4}$?
46. Розрахуйте, у скільки разів необхідно змінити концентрацію йонів, щоб змінити рН соку підшлункової залози (7,65) на одиницю?
47. Розрахуйте, у скільки разів концентрація H^+ у соку кишківника (рН = 6,40) більша, ніж у жовчі (рН = 6,94)?
48. Розрахуйте константу гідролізу і рН 0,1 М розчину амонію сульфід ($K_a = 1,1 \cdot 10^{-2}$, $pK_a = 6,96$; $K_b = 1,77 \cdot 10^{-5}$, $pK_b = 4,752$)
49. Амоній нітрат – широкоживана нітрогеновмісна добавка для рослин, що містить 35 % Нітрогену і добре розчиняється у воді. Розрахуйте рН 0,02 М розчину амоній нітрату. Як зміниться рН розчину при розбавленні солі в 10 разів.

17. МЕТОДИ ТА ФОРМИ ПРОВЕДЕННЯ КОНТРОЛЮ

Протягом вивчення дисципліни всі види діяльності студента підлягають контролю, як поточному (на кожному занятті), так і підсумковому (під час контрольних заходів).

Модульний контроль – це діагностика засвоєння студентом матеріалу модулю (залікового кредиту). Семестр закінчується підсумковим модульним контролем.

Початковий контроль знань студентів здійснюється під час проведення практичних занять і включає в себе перевірку знань теоретичного та практичного матеріалу, який вивчався на попередніх курсах, що проводиться методом фронтального усного опитування, або написання контрольних робіт, для чого використовуються питання для контрольних робіт.

Поточний контроль знань студентів здійснюється під час проведення практичних занять і включає перевірку знань теоретичного матеріалу та контроль оволодіння практичними навичками, які передбачені методичними розробками занять з відповідних тем. Перевірка знань студентів здійснюється за допомогою усного опитування, проходження тестових завдань різного ступеня важкості, розв'язування типових та нетипових ситуаційних задач, а також під час перевірки правильності виконання лабораторно-дослідницьких завдань.

Проміжний контроль знань студентів проводиться під час проведення підсумкових контрольних робіт під час останнього заняття змістовного модуля.

Підсумковий контроль знань студентів здійснюється на останньому практичному занятті після завершення модуля у формі підсумкового модульного контролю. У студентів з'ясовують знання теоретичного матеріалу. Поряд з цим студенти виконують і практичні розрахункові задачі, що також враховується при оцінюванні їх знань.

До підсумкового модульного контролю допускаються студенти, які відвідали усі передбачені навчальною програмою з дисципліни аудиторні навчальні заняття та одержали на них позитивні оцінки («5», «4», «3»), а також при вивченні модуля набрали кількість балів, не меншу за мінімальну.

Студенту, який з поважних чи без поважних причин мав пропуски навчальних занять, дозволяється відпрацювати академічну заборгованість до певного визначеного терміну.

Максимальна кількість балів модульного підсумкового контролю дорівнює 80.

Модуль вважається зарахованим, якщо студент набрав не менше 50 балів.

Частки результатів оцінювання поточної навчальної діяльності і підсумкового модульного контролю становлять відповідно 60% та 40%.

Написання письмової роботи включає:

1. Контроль рівня теоретичної підготовки студентів. Кожному студенту пропонується 40 теоретичних тестів, які оцінюються в 1 бал за кожний (всього 40 балів)
2. Розв'язування 4 ситуаційних задач (по 10 балів) (всього 40 балів)

18. ОЦІНЮВАННЯ РІВНЯ ПІДГОТОВКИ СТУДЕНТА З ДИСЦИПЛІНИ

Нарахування та розподіл балів, які студенти отримують під час вивчення дисципліни «Медична хімія» визначається «Положенням про організацію освітнього процесу» БДМУ.

Бали з дисципліни для студентів, які успішно виконали програму з дисципліни, конвертуються кафедрою у традиційну чотирибальну шкалу за абсолютними критеріями якнижче у таблиці.

Оцінка за 200-бальною шкалою	Оцінка за 4-ри бальною шкалою
Від 180 до 200	"5"
Від 150 до 179	"4"
Від мінімальної кількості, яку повинен набрати студент до 149	"3"
Нижче мінімальної кількості балів, яку повинен набрати студент	"2"

Поточний контроль здійснюється на кожному практичному занятті відповідно до конкретних цілей теми, на практичних підсумкових заняттях – відповідно до конкретних цілей змістових модулів. На всіх практичних заняттях здійснюється контроль теоретичної підготовки та контроль засвоєння практичних навичок.

Максимальна кількість балів, яку може набрати студент за поточну діяльність при вивченні модуля, вираховується шляхом множення кількості балів, що відповідають оцінці «5» на кількість тем з додаванням балів за індивідуальну самостійну роботу.

Мінімальна кількість балів, яку повинен набрати студент при вивченні модуля, для допуску до підсумкового модульного контролю вираховується шляхом множення кількості балів, що відповідають оцінці «3», на кількість тем у модулі.

Оцінювання індивідуальної самостійної роботи студентів (індивідуальні завдання) здійснюється шляхом нарахування балів за успішне виконання та захист одержаного індивідуального завдання

Оцінювання самостійної роботи здійснюється під час поточного контролю теми на відповідному занятті. Засвоєння тем, які виносяться лише на самостійну роботу, контролюється при підсумковому модульному контролі.

Підсумковий контроль здійснюється по завершенню вивчення всіх тем модуля на останньому занятті з модуля.

До підсумкового модульного контролю допускаються студенти, які відвідали усі передбачені навчальною програмою з дисципліни аудиторні навчальні заняття та при вивченні модуля набрали кількість балів, не меншу за мінімальну. Студенту, який з поважних причин мав пропуски навчальних занять, вносяться корективи до індивідуального навчального плану і дозволяється відпрацювати академічну заборгованість до певного визначеного терміну.

Розподіл балів, які отримують студенти з курсу «Медична хімія»

Номер модуля, кільк.навч. год./кредитів ECTS	Кількість змістових модулів	Кількість практичних занять	Конвертація у бали традиційних оцінок					Мінім. кільк. балів
			Традиційні оцінки				СРС	
			„5”	„4”	„3”	„2”		
Модуль 1, 120/4,0	4	18	6	5	4	0	12	72

Максимальна кількість балів, яку може набрати студент при вивченні модуля 1, вираховується шляхом множення кількості балів **6**, що відповідають оцінці “5”, на кількість оцінюваних тем **18** з додаванням балів за індивідуальну роботу (14 занять x 6 балів = 108 балів+12 балів за індивідуальну роботу) і становить **120 балів**

Мінімальна кількість балів, яку може набрати студент при вивченні модуля 1, вираховується шляхом множення кількості балів **4**, що відповідають оцінці “3”, на кількість оцінюваних тем **18** (4 балів x 18 занять) і складає 72 бали.

Студенти, які навчаються на одному факультеті, курсі, за однією спеціальністю, на основі кількості балів, набраних з дисципліни, ранжуються за шкалою ECTS таким чином:

Оцінка ECTS	Статистичний показник
«A»	Найкращі 10 % студентів
«B»	Наступні 25 % студентів
«C»	Наступні 30 % студентів
«D»	Наступні 25 % студентів
«E»	Останні 10 % студентів

Ранжування з присвоєнням оцінок «A», «B», «C», «D», «E» проводиться деканатами для студентів відповідного курсу та факультету, які навчаються за однією спеціальністю і успішно завершили вивчення дисципліни.

Студенти, які одержали оцінки «FX» та «F» («2») не вносяться до списку студентів, що ранжуються, навіть після перескладання підсумкового контролю. Такі студенти після перескладання автоматично отримують бал «E».

Оцінка «FX» виставляється студентам, які набрали мінімальну кількість балів за поточну навчальну діяльність, але яким не зарахований підсумковий контроль. Ця категорія студентів має право на перескладання підсумкового контролю за затвердженим графіком (але не пізніше початку наступного семестру). Повторне складання підсумкового модульного контролю дозволяється не більше двох разів.

Оцінка «F» виставляється студентам, які відвідали усі аудиторні заняття з модуля, але не набрали мінімальної кількості балів за поточну навчальну діяльність і не допущені до підсумкового контролю. Ця категорія студентів має право на повторне вивчення модуля.

За дозволом ректора студент може підвищити оцінку з дисципліни шляхом перескладання підсумкового контролю (не більше трьох разів за весь період навчання).

Оцінка ECTS у традиційну чотирибальну шкалу НЕ конвертується, оскільки шкала ECTS та чотирибальна шкала є незалежними.

200-бальна та чотирибальна шкали характеризують фактичну успішність кожного студента із засвоєння навчальної дисципліни. Шкала ECTS є відносною, порівняльною, рейтинговою, яка встановлює належність студента до групи кращих чи гірших серед референтної групи однокурсників (факультет, спеціальність). Тому оцінка «A» за шкалою ECTS не може дорівнювати оцінці «відмінно», а оцінка «B» - оцінці «добре» тощо. Як правило, при конвертації з багатобальної шкали межі оцінок «A», «B», «C», «D», «E» за шкалою ECTS не співпадають з межами оцінок «5», «4», «3» за традиційною шкалою.

19. РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

Основна (базова)

1. Медична хімія: підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук – 4-е вид. - К. ВСВ «Медицина», 2019 – 336 с. <https://www.medpublish.com.ua/images/pdf/75167.pdf>

2. Мороз А. С., Луцевич Д. Д., Яворська Л. П. Медична хімія. -2-е вид. - Вінниця: Нова книга, 2008. - 776 с.
(https://shron1.chtyvo.org.ua/Moroz_Anatolii/Medychna_khimiia.pdf?PHPSESSID=896ak5c4gb5u5er463shl59ok3)

Допоміжна.

1. Medical Chemistry: textbook / V.Y. Tsuber, A.A. Kotvytska, K.V. Tykhonovych et al. - Видавництво: Всеукраїнське спеціалізоване видавництво «Медицина», 2022. – 392 с.

2. Medical chemistry : a book for medical faculty students / A. G. Kaplaushenko, A. I. Avramenko, B. A. Varinsky [et al.]. – Lviv : Publisher Marchenko T. V., 2023. – 256 p

Інформаційні ресурси: Сервер дистанційного навчання «Moodle».

1. Сторінка кафедри медичної та фармацевтичної хімії на офіційному сайті Буковинського державного медичного університету:
<https://www.bsmu.edu.ua/medichnoyi-ta-farmatsevtichnoyi-himiyi/>
2. Сервер дистанційного навчання Буковинського державного медичного університету в системі MOODLE – <http://moodle.bsmu.edu.ua/>
3. Інші інформаційні ресурси:
<http://www.moz.gov.ua>
<https://empendium.com/ua/>
<https://pubmed.ncbi.nlm.nih.gov/>
<http://ukrmed.org.ua/>
<http://www.medscape.com/>
<https://www.cochrane.org/>

20. УКЛАДАЧІ ДОВІДНИКА ДЛЯ СТУДЕНТА (СИЛАБУСУ)

Перепелиця О.О., доцент закладу вищої освіти кафедри медичної та фармацевтичної хімії, к. біол. н., доцент

2. Чорноус В. О., завідувач кафедри медичної та фармацевтичної хімії, д.хім.н., професор