

МІЖРЕГІОНАЛЬНА АКАДЕМІЯ УПРАВЛІННЯ ПЕРСОНАЛОМ

Інститут медичних і фармацевтичних наук



МАУП

Кафедра загальномедичних дисциплін і психосоматики

Затверджую:

Директор ННІМіФН

_____ О. С. Соловійов

“ ____ ” _____ 2019 р.

Схвалено на засіданні кафедри

загальномедичних дисциплін і психосоматики

Протокол № _ від _____ 2019 р.

Завідувач кафедри _____ Н. В. Коляденко

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Медична хімія

спеціальності: 225 «Медична психологія»

(шифр і назва спеціальності)

освітнього рівня

другий (магістерський)

(назва освітнього рівня, ОКР)

освітньої програми: 225 «Медична психологія»

(шифр і назва освітньої програми)

Розробник (-и) робочої програми навчальної дисципліни:

Н. В.Коляденко, доктор медичних наук, доцент, завідувач кафедри загальнономедичних дисциплін і психосоматики

Викладач: Куліченко В. О.

Робочу програму розглянуто і затверджено на засіданні кафедри загальнономедичних дисциплін і психосоматики
Протокол від _____ . № ____

Завідувач кафедри _____ Н. В. Коляденко
(підпис)

Робочу програму погоджено з гарантом освітньої програми (керівником освітньої програми 225«Медична психологія»)
(назва освітньої програми)

____.____. 20__ р.
Керівник освітньої програми _____ О. О. Древіцька
(підпис)

Робочу програму перевірено

____.____. 20__ р.
Директор _____ О. С. Соловійов
(підпис)

Пролонговано:

на 20__/20__ н.р. _____ (_____), «____» 20__ р., протокол № ____
(підпис) (ПІБ)

на 20__/20__ н.р. _____ (_____), «____» 20__ р., протокол № ____
(підпис) (ПІБ)

на 20__/20__ н.р. _____ (_____), «____» 20__ р., протокол № ____
(підпис) (ПІБ)

на 20__/20__ н.р. _____ (_____), «____» 20__ р., протокол № ____

1. Опис навчальної дисципліни

Найменування показників	Характеристика дисципліни за формами навчання	
	денна	
<i>«Медична хімія»</i>		
Курс	1	1
Семестр	1	2
Обсяг кредитів	3 (6)	3 (6)
Обсяг годин, в тому числі:	90	90
Аудиторні	68	68
Модульний контроль	2	2
Семестровий контроль	2	2
Самостійна робота	18	18
Форма семестрового контролю	з	е

2. Статус дисципліни: обов'язкова

3. Мета та завдання навчальної дисципліни

Медична хімія як навчальна дисципліна є однією з важливих дисциплін у системі вищої медичної освіти. Дисципліна базується на вивченні студентами біоорганічної хімії, біофізики, медичної біології та інтегрується з цими дисциплінами. Медична хімія розглядає основні поняття, положення і закони неорганічної, фізичної та колоїдної хімії на конкретних прикладах їх застосування в теоретичній і практичній медицині та фармації.

Мета вивчення медичної хімії - надання базової підготовки для оволодіння такими дисциплінами, як фізіологія, біологічна хімія, загальна та молекулярна фармакологія та токсикологія, гігієна; систематичне вивчення найважливіших теоретичних питань хімії для їх застосування для розкриття суті фізико-хімічних процесів, що відбуваються у живому організмі; сприяння кращому засвоєнню студентами інших теоретичних та клінічних дисциплін, формуванню у них наукового мислення.

Основними завданнями вивчення дисципліни «Медична хімія» є:

- навчити студентів основних хімічних понять, положень, принципів для розуміння та оцінки фізико-хімічних процесів живого організму;
- розкрити практичні аспекти хімічного експерименту, шляхи і методи використання хімічних досліджень у медичній практиці

4. Компетентності та програмні результати навчання за дисципліною

Після вивчення курсу студенти будуть:

знати:

- основні типи хімічної рівноваги для формування цілісного фізико-хімічного підходу до вивчення процесів життєдіяльності організму;
- класифікацію хімічних властивостей та перетворень біонеорганічних речовин в процесі життєдіяльності організму;

- загальні фізико-хімічні закономірності, що лежать в основі процесів життєдіяльності людини.

вміти:

- визначати хімічні елементи та класи неорганічних сполук методами кількісного та якісного аналізу;
- розв'язувати розрахункові та ситуаційні задачі, пов'язані із фізико-хімічними процесами, які відбуваються в організмі;
- експериментально визначати рівень рН буферних розчинів та біологічних рідин.

5. Структура навчальної дисципліни

Тематичний план для денної форми навчання

Назва змістових модулів, тем	Усього	Розподіл годин між видами робіт					
		Аудиторна:					Самостійна
		Лекції	Семінари	Практичні	Лабораторні	Індивідуальні	
Змістовий модуль 1							
«Хімія біогенних елементів. Комплексоутворення в біологічних рідинах. Кількісний аналіз розчинів»							
Тема 1. Періодичний закон Д. І. Менделєєва. Основні класи неорганічних сполук	8	2	-	-	4	-	2
Тема 2. Біогенні s- та p-елементи, їх біологічна роль і застосування в медицині.	10	2	-	-	6	-	2
Тема 3. Біогенні d-елементи: біологічна роль, застосування в медицині.	10	2	-	-	6	-	2
Тема 4. Комплексоутворення в біологічних системах	10	2	-	-	6	-	2
Тема 5. Розчини. Електрофотокolorиметричний метод визначення концентрації розчинів	10	2	-	-	6	-	2
Тема 6. Розчини. Перманганатометрія як метод об'ємного кількісного аналізу	10	2	-	-	6	-	2
Модульний контроль	2						
Разом	60	12	-	-	34	-	12
Змістовий модуль 2							
«Термодинамічні та кінетичні закономірності перебігу процесів та електрокінетичні явища в біологічних системах»							
Тема 7. Теплові ефекти хімічних реакцій. Хімічна термодинаміка	12	2	-	-	8	-	2
Тема 8. Кінетика біохімічних реакцій. Хімічна рівновага	14	2	-	-	10	-	2
Модульний контроль	2						
Семестровий контроль	2						
Разом	30	4	-	-	18	-	4
Усього	90	16	-	-	52	-	16

Змістовий модуль 3 «Кисотно-основні рівноваги в біологічних рідинах»							
Тема 9. Колігативні властивості розчинів	10	2	-	-	6	-	2
Тема 10. Осмос. Осмотичний тиск	10	2	-	-	6	-	2
Тема 11. Кисотно-основні рівноваги в організмі. Водневий показник біологічних рідин	12	2	-	-	8	-	2
Тема 12. Буферні системи: класифікація та механізм дії	10	2	-	-	6	-	2
Модульний контроль	2						
Разом	44	8	-	-	26	-	8
Змістовий модуль 4 «Фізико-хімія поверхневих явищ. Ліофобні та ліофільні дисперсні системи»							
Тема 13. Сорбція біологічно-активних речовин на межі розділу фаз	10	2	-	-	6	-	2
Тема 14. Дисперсні системи. Добування, очистка та властивості колоїдних розчинів	10	2	-	-	6	-	2
Тема 15. Ліофобні золі та їх властивості. Коагуляція. Колоїдний захист	10	2	-	-	6	-	2
Тема 16. Властивості розчинів біополімерів. Ізoeлектрична точка білка	12	2	-	-	8	-	2
Модульний контроль	2						
Семестровий контроль	2						
Разом	46	8	-	-	26	-	8
Усього	90	16			52		16
Загалом	180	32	-	-	104	-	32

6. Програма навчальної дисципліни

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ I.

«Хімія біогенних елементів. Комплексоутворення в біологічних рідинах. Кількісний аналіз розчинів»

Лекція 1. Періодичний закон Д. І. Менделєєва. Основні класи неорганічних сполук (2 години)

Вступ до практикуму. Значення медичної хімії для медичних психологів. Розвиток періодичного закону. Закон Мозлі. Сучасна трактовка періодичного закону. Структура періодичної системи, її обґрунтування з позиції теорії будови атома. Періодичність змін властивостей атомів: атомних та іонних радіусів, потенціалу іонізації, енергії іонізації, енергії спорідненості до електрону, електронегативності. Класи оксидів, гідрооксидів, кислот, солей, їх класифікація. Змінення окислювально-відновлювальних, кисотно-основних властивостей кисневих сполук, стійкості водневих сполук. Роль періодичної системи Д.І.Менделєєва в сучасній хімії.

Ключові слова: медична хімія, періодичний закон, закон Мозлі, періодична система, будова атому, властивості атомів, потенціал іонізації, енергія іонізації, енергія спорідненості до електрону, електронегативність,

оксида, гідроксида, кислоти, солі, окислювально-відновлювальні, кислотно-основні властивості кисневих сполук, водневі сполуки.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лекція 2. Біогенні s- та p-елементи, їх біологічна роль і застосування в медицині. (2 години)

Загальні відомості про біогенні елементи. Якісний та кількісний вміст біогенних елементів в організмі людини. Макроелементи, мікроелементи та ультрамікроелементи.

Органогени. Зв'язок між вмістом біогенних елементів в організмі людини та їх вмістом у довкіллі.

Електронна структура та електронегативність s-, p-елементів. Типові хімічні властивості s-, p-елементів та їх сполук (реакції без зміни і зі зміною ступеня окиснення). Зв'язок між місцезнаходженням s-, p-елементів в періодичній системі Д. І. Менделєєва та їх вмістом в організмі. Застосування в медицині. Біохімічна роль та медико-біологічне значення біогенних s-елементів (водень, літій, натрій, калій, магній, кальцій). Біохімічна роль та медико-біологічне значення біогенних p-елементів (вуглець, азот, фосфор, кисень, сірка, фтор, хлор, бром, йод, алюміній, миш'як, бор).

Аналітичні реакції відкриття біологічно-активних іонів s- та p-елементів.

Ключові слова: біогенні елементи, макроелементи, мікроелементи, ультрамікроелементи, органогени, електронна структура, електронегативність, s-, p-елементи, окиснення.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лекція 3. Біогенні d-елементи: біологічна роль, застосування в медицині. (2 години).

Розташування d-елементів в періодичній системі Д.І. Менделєєва. Особливості електронної будови d-елементів та її зв'язок з розташуванням в періодичній системі. Особливості змінення ступенів окиснення, окислювально-відновлювальних та кислотно-основних властивостей d-елементів.

Роль d-елементів в реакціях комплексоутворення. Аналітична реакція на іони біогенних d-елементів.

Біологічна роль d-елементів. Застосування перехідних елементів та їх сполук в медицині та фармації.

Ключові слова: d-елементи, періодична система, окислювально-відновлювальні та кислотно-основні властивості, реакції комплексоутворення, аналітична реакція.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лекція 4. Комплексоутворення в біологічних системах (2 години).

Реакції комплексоутворення. Координаційна теорія А. Вернера та сучасні уявлення про будову комплексних сполук. Поняття про комплексоутворювач (центральний 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. Ферум-, Кобальт-, Купрум- та Цинк- вмісні біоконкомплексні сполуки.

Застосування методу комплексонометрії для визначення загальної жорсткості води.

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

Ключові слова: реакції комплексоутворення, координаційна теорія А. Вернера, комплексні сполуки, комплексоутворювач (центральний іон), координаційне число, гібридизація орбіталей, ліганди, координаційна ємність (дентатність), внутрішньоконкомплексні сполуки, біоконкомплексні сполуки, метод комплексонометрії, антидоти, антиоксиданти.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лекція 5. Розчини. Електрофотокolorиметричний метод визначення к онцентрації розчинів (2 години).

Класифікація розчинів. Механізм процесів розчинення. Термодинамічний підхід до процесу розчинення. Залежність розчинності від температури, природи розчиненої речовини та розчинника. Розчинність газів в рідині. Закон Генрі-Дальтона. Розчинність газів в крові. Кесонна хвороба.

Величини, які характеризують кількісний склад розчинів (масова концентрація, молярна концентрація). Оптична щільність розчинів. Закон світлопоглинання Ламберта-Бугера-Бера. Роль розчинів у життєдіяльності організму.

Ключові слова: розчини, термодинамічний підхід, закон Генрі-Дальтона, кесонна хвороба, масова концентрація, молярна концентрація, оптична щільність розчинів, закон світлопоглинання Ламберта-Бугера-Бера.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лекція 6. Розчини. Перманганометрія, як метод об'ємного кількісного аналізу. (2 години).

Загальні відомості про розчини. Способи вираження кількісного складу розчинів. Молярна концентрація (С_m), молярна концентрація еквіваленту (С_{экв}). Окислювально-відновлювальні реакції.

Основні окислювачі та відновлювачі. Метод електронного балансу. Метод перманганометрії. Молярна концентрація еквіваленту окислювача та відновлювача. Застосування методу перманганометрії в клінічному аналізі та в санітарно-гігієнічних дослідженнях.

Ключові слова: розчини, молярна концентрація, окислювально-відновлювальні реакції, окислювачі, відновлювані, метод електронного балансу, метод перманганометрії, клінічний аналіз, санітарно-гігієнічні дослідження.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лабораторне заняття 1. Періодичний закон Д. І. Менделєєва. Основні класи неорганічних сполук (4 години).

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лабораторне заняття 2. Біогенні s- та p-елементи, їх біологічна роль і застосування в медицині. (6 годин).

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лабораторне заняття 3. Біогенні d-елементи: біологічна роль, застосування в медицині. (6 годин).

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лабораторне заняття 4. Комплексоутворення в біологічних системах. (6 годин).

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лабораторне заняття 5. Розчини. Електрофотокolorиметричний метод визначення концентрації розчинів. (6 годин).

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лабораторне заняття 6. Розчини. Перманганатометрія як метод об'ємного кількісного аналізу. (6 годин).

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Теми для самостійної роботи:

1. Загальні відомості про біогенні елементи. Якісний та кількісний вміст біогенних елементів в організмі людини.

2. Макроелементи, мікроелементи та домішкові елементи. Органогени.

3. 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.

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

5. Проблеми забруднення та очищення біосфери від токсичних сполук техногенного походження.

6. Внесок робіт вітчизняних вчених Вернадського В. І., Виноградова А. П., Ковальського В. В., Венчикова А. І., Бабенко Г. А., а також зарубіжних вчених Е. Андервуда, Шютте та ін. у вирішенні питань зв'язку біогенної ролі та фізіологічних властивостей хімічних елементів з будовою атомів та розташуванням їх у періодичній системі.

7. Будова атомів s – елементів на підставі положення у періодичній системі елементів (ПСЕ). Форми сполук s- елементів.

8. Топографія s– елементів в організмі людини та біологічна роль. Застосування похідних s – елементів у медицині.

9. Аналітичні реакції визначення іонів s– елементів: (K^+ , Mg^{2+} , Ba^{2+} , Ca^{2+}).

10. Зв'язок між місцезнаходженням s – елементів в періодичній системі та їх вмістом в організмі.

11. Якісні реакції визначення p – елементів.

12. Електронна конфігурація атомів p – елементів. Форми сполук p – елементів.

13. Кислотно-основні властивості сполук p – елементів. Амфотерність. Окисно-відновні реакції за участю p – елементів.

14. Топографія p– елементів у організмі людини, участь у процесах життєдіяльності.

15. Хімічні властивості p – елементів. Застосування в медицині. Токсична дія сполук. Якісні реакції на іони CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , NO_2^- , $S_2O_3^{2-}$.

16. Метали життя. Електронна структура та електронегативність d – елементів.

17. Типові хімічні властивості d – елементів та їх сполук (реакції зі зміною ступеня окислення).

18. Типи окисно-відновних реакцій (міжмолекулярні, внутрішньо молекулярні, реакції диспропорціонування). Методи визначення коефіцієнтів

окисно-відновних реакцій. Вплив рН середовища на властивості окисників та відновників.

19. Біологічна роль d – елементів. Топографія d – елементів в організмі людини. Застосування в медицині.

20. Токсична дія d – елементів та їх сполук. Якісні реакції на іони MnO_4^- , Fe^{3+} , Fe^{2+} , Cu^+ , Cu^{2+} , Ag^+ , Cr^{3+} .

21. Гідроліз солей. Типи реакцій гідролізу. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури. Константа гідролізу. Протеолітична форма запису реакцій гідролізу.

22. Роль гідролізу в біохімічних процесах.

23. Комплексоутворення в біологічних системах. Реакції комплексоутворення.

24. Координаційна теорія А. Вернера та сучасні уявлення про будову комплексних сполук.

25. Поняття про комплексоутворювач (центральний іон). Природа, координаційне число, гібридизація орбіталей комплексоутворювача.

26. Поняття про ліганди. Координаційна ємність (дентатність) лігандів.

27. Внутрішня та зовнішня сфери комплексів. Геометрія комплексного іону.

28. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках.

29. Класифікація комплексних сполук за зарядом внутрішньої сфери та за природою лігандів.

30. Внутрішньокмлексні сполуки. Поліядерні комплекси.

31. Хелатний ефект та міцність комплексів катіонів біометалів із полідентатними лігандами.

32. Металолігандний гомеостаз та обмін речовин. Причини порушень металолігандного гомеостазу.

33. Токсичність катіонів d – елементів та стійкість комплексних сполук.

34. Залізо - , кобальто - , мідє – та цинковмісні біокомплексні сполуки.

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

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Завдання для самостійної роботи:

1. Підготувати презентацію на тему: Поняття про вчення В.І. Вернадського про біосферу та роль живої речовини (живих організмів).

2. Підготувати презентацію на тему: Ендемічні захворювання, їх зв'язок з особливостями біогеохімічних провінцій (районів з природним дефіцитом або надлишком певних хімічних елементів в літосфері).

3. Підготувати презентацію на тему: Проблеми забруднення та очищення біосфери від токсичних сполук техногенного походження.

4. Підготувати презентацію на тему: Внесок робіт вітчизняних вчених

Вернадського В. І., Виноградова А. П., Ковальського В. В., Венчикова А. І., Бабенко Г. А., а також зарубіжних вчених Е. Андервуда, Шютте та ін. у вирішенні питань зв'язку біогенної ролі та фізіологічних властивостей хімічних елементів з будовою атомів та розташуванням їх у періодичній системі.

5. Підготувати презентацію на тему: Топографія s- елементів в організмі людини та біологічна роль. Застосування похідних s – елементів у медицині.

6. Підготувати презентацію на тему: Топографія p- елементів у організмі людини, участь у процесах життєдіяльності.

7. Підготувати презентацію на тему: Metали життя. Біологічна роль d – елементів. Топографія d – елементів в організмі людини. Застосування в медицині. Токсична дія d – елементів та їх сполук.

8. Підготувати презентацію на тему: Роль гідролізу в біохімічних процесах.

9. Підготувати презентацію на тему: Комплексоутворення в біологічних системах. Реакції комплексоутворення.

10. Підготувати презентацію на тему: Залізо - , кобальто - , мідь – та цинковмісні біокомплексні сполуки.

11. Підготувати презентацію на тему: Комплексоутворення та їх застосування в медицині як антидотів при отруєнні важкими металами (хелатотерапія) та як антиоксидантів при зберіганні лікарських препаратів.

Критерії оцінювання:

- змістовність – 3 бали
- відповідність темі та стилю оформлення – 2 бали

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 2.

«Термодинамічні та кінетичні закономірності перебігу процесів та електрокінетичні явища в біологічних системах»

Лекція 7. Теплові ефекти хімічних реакцій. Хімічна термодинаміка. (2 години).

Енергетика хімічних та фазових перетворень. Термодинамічні системи: параметри та функції стану. Термодинамічний процес. Перший закон термодинаміки. Внутрішня енергія та ентальпія. Тепловий ефект ізохорного та ізобарного процесів. Термохімічні рівняння, їх особливості. Закон Гесса та висновки з нього. Термохімічні розрахунки для енергетичної характеристики біохімічних процесів та оцінки калорійності продуктів харчування.

Другий закон термодинаміки. Ентропія, як міра неупорядкованості.

Рівняння Больцмана. Термодинамічні потенціали: енергія Гіббса, енергія Гельмгольца.

Термодинамічні умови рівноваги. Критерії направленості самовільних процесів. Термодинаміка відкритих систем. Екзергонічні та ендергонічні процеси в організмі. Макроергічні сполуки.

Ключові слова: термодинамічні системи, термодинамічний процес, перший закон термодинаміки, внутрішня енергія, ентальпія, тепловий ефект, ізохорний та ізобарний процеси, термохімічні рівняння, закон Гесса, термохімічні розрахунки, енергетична характеристика біохімічних процесів, калорійність продуктів харчування, другий закон термодинаміки, ентропія, рівняння Больцмана, термодинамічні потенціали, енергія Гіббса, енергія Гельмгольца, термодинамічні умови рівноваги, термодинаміка відкритих систем, екзергонічні та ендергонічні процеси в організмі, макроергічні сполуки.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лекція 8. Кінетика біохімічних реакцій. Хімічна рівновага (2 години).

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.

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

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

Незворотні та зворотні реакції. Закон діючих мас для стану хімічної рівноваги. Напрямок зсуву рівноваги за принципом Ле-Шательє

Ключові слова: хімічна кінетика, механізм біохімічних реакцій, швидкість реакції, закон діючих мас, константа швидкості, порядок реакції, кінетичні рівняння, правило Вант-Гоффа, енергія активації, теорія активних зіткнень, рівняння Арреніуса, теорія перехідного стану (активованого комплексу), закон діючих мас, стан хімічної рівноваги, напрямок зсуву рівноваги, принцип Ле-Шательє

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лабораторне заняття 7. Теплові ефекти хімічних реакцій. Хімічна термодинаміка (8 годин).

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лабораторне заняття 8. Кінетика біохімічних реакцій. Хімічна рівновага (10 годин).

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Теми для самостійної роботи:

1. Теоретичні основи біоенергетики.
2. Предмет хімічної термодинаміки.
3. Основні поняття хімічної термодинаміки: термодинамічна система (ізольована, замкнута, відкрита, гомогенна, гетерогенна), параметри стану (екстенсивні, інтенсивні), термодинамічний процес (оборотний, необоротний).
4. Живі організми – відкриті термодинамічні системи. Необоротність процесів життєдіяльності.
5. Перший закон термодинаміки. Ентальпія. Термохімічні рівняння. Стандартні теплоти утворення та згорання.
6. Закон Гесса.
7. Метод калориметрії.
8. Енергетична характеристика біохімічних процесів.
9. Термохімічні розрахунки для оцінки калорійності продуктів харчування та складання раціональних та лікувальних дієт.
10. Самодовільні і несамодовільні процеси.
11. Другий закон термодинаміки.
12. Ентропія.
13. Термодинамічні потенціали: енергія Гіббса, енергія Гельмгольца.
14. Термодинамічні умови рівноваги.
15. Критерії направленості самодовільних процесів.
16. Застосування основних положень термодинаміки до живих організмів.
17. АТФ як джерело енергії для біохімічних реакцій.
18. Макроергічні сполуки.
19. Енергетичні супряження в живих системах: екзергонічні та ендергонічні процеси в організмі.
20. Хімічна кінетика як основа для вивчення швидкостей та механізму біохімічних реакцій.
21. Швидкість реакції. Залежність швидкості реакції від концентрації.
22. Закон діючих мас для швидкості реакції. Константа швидкості.
23. Порядок реакції. Кінетичні рівняння реакцій першого, другого та нульового порядку.
24. Період напівперетворення-кількісна характеристика зміни концентрації в довкіллі радіонуклідів, пестицидів, тощо.
25. Поняття про механізм реакції.
26. Молекулярність реакції.
27. Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Особливості температурного коефіцієнту швидкості реакції для біохімічних процесів.

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

29. Уявлення про кінетику складних реакцій: паралельних, послідовних, супряжених, оборотних, конкуруючих, ланцюгових.

30. Поняття про антиоксиданти.

31. Вільнорадикальні реакції в живому організмі. Фотохімічні реакції, фотосинтез.

32. Каталіз та каталізатори. Особливості дії каталізаторів.

33. Гомогенний, гетерогенний та мікрогетерогенний каталіз. Кислотно-основний каталіз. Автокаталіз.

34. Механізм дії каталізаторів.

35. Промотори та каталітичні отрути.

36. Уявлення про кінетику ферментативних реакцій. Ферменти як біологічні каталізатори.

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

38. Залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату. Активація та інгібування ферментів.

39. Вплив екологічних факторів на кінетику ферментативних реакцій.

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

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

42. Дія концентрації та температури на зміщення хімічної рівноваги.

43. Роль електрохімічних явищ в біологічних процесах. Електродні потенціали та механізм їх виникнення. Рівняння Нернста.

44. Нормальний (стандартний) електродний потенціал. Нормальний водневий електрод.

45. Вимірювання електродних потенціалів. Електроди визначення та електроди порівняння. Хлорсрібний електрод. Іонселективні електроди. Скляний електрод. Гальванічні елементи.

46. Дифузійний потенціал. Мембранний потенціал. Біологічна роль дифузійних та мембранних потенціалів. Потенціал пошкодження. Потенціал спокою. Потенціал дії.

47. Роль окисно-відновних реакцій в процесах життєдіяльності.

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

49. Рівняння Петерса.

50. Нормальний окисно-відновний потенціал.

51. Прогнозування напрямку окисно-відновних реакцій за величинами окисно-відновних потенціалів.

52. Еквівалент окисника та відновника.

53. Значення окисно-відновних потенціалів у механізмі процесів біологічного окислення.

54. Потенціометричне визначення рН, активності іонів.

55. Потенціометричне титрування.

Критерії оцінювання:

- змістовність – 3 бали
- відповідність темі та стилю оформлення – 2 бали

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Завдання для самостійної роботи:

1. Підготувати презентацію на тему: Теоретичні основи біоенергетики.
2. Підготувати презентацію на тему: Живі організми – відкриті термодинамічні системи. Необоротність процесів життєдіяльності.
3. Підготувати презентацію на тему: Енергетична характеристика біохімічних процесів.
4. Підготувати презентацію на тему: Ентропія.
5. Підготувати презентацію на тему: Застосування основних положень термодинаміки до живих організмів.
6. Підготувати презентацію на тему: АТФ як джерело енергії для біохімічних реакцій.
7. Підготувати презентацію на тему: Енергетичні супряження в живих системах: екзергонічні та ендергонічні процеси в організмі.
8. Підготувати презентацію на тему: Хімічна кінетика як основа для вивчення швидкостей та механізму біохімічних реакцій.
9. Підготувати презентацію на тему: Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Особливості температурного коефіцієнту швидкості реакції для біохімічних процесів.
10. Підготувати презентацію на тему: Вільнорадикальні реакції в живому організмі. Фотохімічні реакції, фотосинтез.
11. Підготувати презентацію на тему: Каталіз та каталізатори. Особливості дії каталізаторів. Механізм дії каталізаторів. Промотори та каталітичні отрути.
12. Підготувати презентацію на тему: Уявлення про кінетику ферментативних реакцій. Ферменти як біологічні каталізатори. Механізм дії ферментів. Вплив екологічних факторів на кінетику ферментативних реакцій.
13. Підготувати презентацію на тему: Роль електрохімічних явищ в біологічних процесах.
14. Підготувати презентацію на тему: Роль окисно-відновних реакцій в процесах життєдіяльності.

Критерії оцінювання:

- змістовність – 3 бали
- відповідність темі та стилю оформлення – 2 бали

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 3.

«Кислотно-основні рівноваги в біологічних рідинах»

Лекція 9. Колігативні властивості розчинів. (2 години).

Розчини. Роль розчинів в життєдіяльності організму. Розчинність газів в рідинах.

Закон Генрі. Газова емболія.

Колігативні властивості розчинів. Осмос. Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа.

Гемоліз та плазмоліз. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини та їх застосування в медицині.

Закон Рауля. Ебуліоскопія і криоскопія. Колігативні властивості розчинів електrolітів. Ізотонічний коефіцієнт. Біологічне значення колігативних розчинів.

Ключові слова: розчини, розчинність, закон Генрі, газова емболія, колігативні властивості розчинів, осмос, осмотичний тиск, закон Вант-Гоффа, гемоліз, плазмоліз, гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини, закон Рауля, ебуліоскопія, криоскопія, електrolіти, ізотонічний коефіцієнт.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лекція 10. Осмос. Осмотичний тиск. (2 години).

Осмос. Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Осмотичний тиск плазми крові.

Онкотичний тиск. Закон Рауля. Залежність температури замерзання та кипіння від концентрації розчинів та природи розчинника. Кріометрія та ебуліометрія та їх застосування в медико-біологічних дослідженнях. Біологічна роль осмосу та осмотичного тиску.

Ключові слова: осмос, осмотичний тиск, плазма крові, закон Вант-Гоффа, онкотичний тиск, закон Рауля, концентрація розчинів, розчинники, кріометрія, ебуліометрія.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лекція 11. Кислотно-основні рівноваги в організмі. Водневий показник біологічних рідин. (2 години).

Розчини електrolітів. Електrolіти в організмі людини. Ступінь та константа дисоціації слабких електrolітів. Закон розведення Оствальда.

Властивості розчинів сильних електролітів. Активність, іонна сила розчинів сильних електролітів. Теорії кислот та основ Ареніуса, Бренстеда-Лоурі, Льюїса.

Дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник рН. Кисотно-основне титрування. Теорія кислотно-основних індикаторів. Водно-електролітний баланс організму. Значення рН біологічних рідин.

Ключові слова: розчини, електроліти, константа дисоціації, закон розведення Оствальда, властивості розчинів, іонна сила, теорії кислот та основ Ареніуса, Бренстеда-Лоурі, Льюїса, дисоціація води, іонний добуток води, водневий показник рН, кислотно-основне титрування, теорія кислотно-основних індикаторів, водно-електролітний баланс, рН, біологічні рідини.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лекція 12. Буферні системи, класифікація та механізм дії. (2 години).

Класифікація та основні компоненти буферних розчинів. Рівняння Гендерсона-Гассельбаха.

Вплив розведення та концентрування на величину рН буферів. Механізм дії оцтової та амонійної буферних систем. Буферна місткість та фактори, які її визначають. Основні буферні системи організму, механізм їх дії та розрахунок рН: гідрокарбонатна, фосфатна, білкова, гемоглобінова-оксигемоглобінова. Кислотно-основний стан крові. Резервна лужність крові.

Ключові слова: буферні розчини, рівняння Гендерсона-Гассельбаха, розведення, концентрування рН буферів, оцтова та амонійна буферні системи, буферна місткість, буферні системи організму, розрахунок рН, кислотно-основний стан крові, резервна лужність крові.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лабораторне заняття 9. Колігативні властивості розчинів (6 годин).

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лабораторне заняття 10. Осмос. Осмотичний тиск (6 годин).

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лабораторне заняття 11. Кислотно-основні рівноваги в організмі. Водневий показник біологічних рідин (8 годин).

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лабораторне заняття 12. Буферні системи: класифікація та механізм дії (6 годин).

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Теми для самостійної роботи:

1. Розчинність речовин. Роль розчинів в життєдіяльності організмів.
2. Класифікація розчинів.
3. Механізм процесів розчинення.
4. Термодинамічний підхід до процесу розчинення.
5. Розчинність газів у рідинах. Залежність розчинності газів від тиску (закон Генрі-Дальтона), природи газу та розчинника, температури. Вплив електролітів на розчинність газів (закон Сеченова).
6. Розчинність газів у крові. Кесонна хвороба.
7. Розчинність рідин та твердих речовин в рідинах. Залежить розчинності від температури, природи розчиненої речовини та розчинника.
8. Розподіл речовин між двома рідинами, що не змішуються. Закон розподілу Нернста та його значення у явищі проникності біологічних мембран.
9. Методи кількісного аналізу. Класифікація методів кількісного аналізу.
10. Загальна характеристика титриметричного (об'ємного) методу.
11. Фіксування точки еквівалентності. Індикатори.
12. Робочі розчини, стандартні речовини.
13. Закон еквівалентів. Основні розрахункові формули.
14. Загальна характеристика методу нейтралізації. Стандартні речовини методу та вимоги до них.
15. Кислотно-лужні індикатори. Принципи вибору індикатора.
16. Криві титрування. Робочі розчини. Основні розрахункові формули. Титрування дослідного розчину.
17. Розчини електролітів.
18. Електроліти в організмі людини.
19. Ступінь та константа дисоціації слабких електролітів. Закон розведення Оствальда.
20. Властивості розчинів сильних електролітів. Активність та коефіцієнт активності. Іонна сила розчину.
21. Водно-електролітний баланс – необхідна умова гомеостазу.
22. Інтервали рН для біорідин організму в нормі та при патології. Ацидоз. Алкалоз.
23. Роль електролітів у процесах життєдіяльності. Кислотно-основна рівновага в розчинах електролітів. Визначення константи та ступеню дисоціації слабого електроліту.
24. Дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник рН.
25. Теорія кислот та основ Ареніуса, протеолітична теорія Бренстеда та

Лоурі, електронна теорія Льюїса.

26. Типи протеолітичних реакцій: реакції нейтралізації, гідролізу, іонізації.
27. Буферні системи - супряжені кислотно-основні пари. Класифікація буферних розчинів.
28. Механізм буферної дії.
29. Рівняння Гендерсона – Гассельбаха для розрахунку рН буферних систем різного типу.
30. Буферна ємність і залежність її від різних факторів.
31. Буферна ємність як кількісна характеристика ефективності буферної дії.
32. Буферні системи крові. Бікарбонатний буфер, фосфатний буфер. Білкові буферні системи. Поняття про кислотно-основний стан крові. Ацидоз. Алкалоз.
33. Визначення буферної ємності титриметричним методом.
34. Колігативні властивості розведених розчинів неелектролітів.
35. Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином. Закон Рауля. Ідеальні розчини.
36. Зниження температури замерзання та підвищення температури кипіння розчинів у порівнянні з розчинниками.
37. Осмос та осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Колігативні властивості розведених розчинів електролітів.
38. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини.
39. Кріометрія, ебуліометрія, осмометрія, їх застосування в медико-біологічних дослідженнях.
40. Роль осмосу в біологічних системах. Осмотичний тиск плазми крові. Рівняння Галлера. Онкотичний тиск. Плазмоліз та гемоліз.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Завдання для самостійної роботи:

1. Підготувати презентацію на тему: Розчинність речовин.
2. Підготувати презентацію на тему: Роль розчинів в життєдіяльності організмів.
3. Підготувати презентацію на тему: Механізм процесів розчинення.
4. Підготувати презентацію на тему: Розчинність газів у рідинах. Розчинність газів у крові. Кесонна хвороба.
5. Підготувати презентацію на тему: Електроліти в організмі людини. Роль електролітів у процесах життєдіяльності.
6. Підготувати презентацію на тему: Властивості розчинів електролітів.
7. Підготувати презентацію на тему: Кислотно-основна рівновага в розчинах електролітів. Визначення константи та ступеню дисоціації слабого електроліту.
8. Підготувати презентацію на тему: Дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник рН.
9. Підготувати презентацію на тему: Механізм буферної дії. Буферна

ємність і залежність її від різних факторів.

10. Підготувати презентацію на тему: Буферні системи крові. Бікарбонатний буфер, фосфатний буфер. Білкові буферні системи. Поняття про кислотно-основний стан крові. Ацидоз. Алкалоз.

11. Підготувати презентацію на тему: Кріометрія, ебуліометрія, осмометрія, їх застосування в медико-біологічних дослідженнях.

12. Підготувати презентацію на тему: Роль осмосу в біологічних системах. Осмотичний тиск плазми крові. Онкотичний тиск. Плазмоліз та гемоліз.

Критерії оцінювання:

- змістовність – 3 бали
- відповідність темі та стилю оформлення – 2 бали

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 4.

«Фізико-хімія поверхневих явищ. Ліофобні та ліофільні дисперсні системи»

Лекція 13. Сорбція біологічно-активних речовин на межі розділу фаз. (2 години).

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. Рівняння Шишковського.

Сорбційні процеси: адсорбція, абсорбція, хемосорбція. Адсорбенти та адсорбтиви. Адсорбція на поверхні розділу рідина-газ і рідина-рідина. Рівняння Гіббса. Орієнтація молекул ПАР в поверхневому шарі. Уявлення про структуру біологічних мембран.

Адсорбція на поверхні розділу тверде тіло-газ. Рівняння Ленгмюра. Фізична та хімічна адсорбція. Закономірності адсорбції розчинених речовин, пари і газів. Рівняння Фрейдліха.

Адсорбція іонів. Вибіркова та іонообмінна адсорбція. Правило Панетта-Фаянса.

Іонообмінники та їх застосування. Роль адсорбції та іонного обміну в процесах життєдіяльності рослин та організмів. Фізико-хімічні основи адсорбційної терапії (гемосорбція, плазмосорбція, ентеросорбція, аплікаційна терапія). Імуносорбенти.

Ключові слова: поверхневі явища, поверхневий натяг, рідини, розчини, ізотерма, поверхнево-активні та поверхнево-неактивні речовини, поверхнева активність, правило Дюкло-Траубе, рівняння Шишковського, сорбційні процеси, адсорбція, абсорбція, хемосорбція, адсорбенти, адсорбтиви, рівняння

Гіббса, орієнтація молекул, біологічні мембрани, рівняння Ленгмюра, фізична та хімічна адсорбція, рівняння Фрейндліха, адсорбція іонів, правило Панетта-Фаянса, іонообмінники, адсорбційна терапія (гемосорбція, плазмосорбція, ентеросорбція, апікаційна терапія), імуносорбенти.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лекція 14. Дисперсні системи. (2 години).

Добування, очистка та властивості колоїдних розчинів.

Організм як складна сукупність дисперсних систем. Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності. Колоїдний стан. Ліофільні та ліофобні колоїдні системи.

Методи добування та очищення золь. Діаліз, електродіаліз, ультрафільтрування, компенсаційний діаліз, вивідіаліз. Гемодіаліз та апарат «штучна нирка».

Властивості дисперсних систем: молекулярно-кінетичні (Броунівський рух, дифузія, осмотичний тиск, седиментація), оптичні (опалесценція, рівняння Релея, конус Тиндаля).

Класифікація аерозолів, методи добування та властивості. Суспензії, методи добування та властивості. Пасти, їх медичне використання. Емульсії, методи добування та властивості. Типи емульсій, емульгатори. Застосування емульсій в клінічній практиці.

Біологічна роль емульсій та суспензій.

Ключові слова: колоїдні розчини, дисперсні системи, ступінь дисперсності, колоїдний стан, ліофільні та ліофобні колоїдні системи, золі, діаліз, електродіаліз, ультрафільтрування, компенсаційний діаліз, вивідіаліз, гемодіаліз, апарат «штучна нирка», броунівський рух, дифузія, осмотичний тиск, седиментація, опалесценція, рівняння Релея, конус Тиндаля, аерозолі, суспензії, пасти, емульсії, емульгатори.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лекція 15. Ліофобні золі та їх властивості. Коагуляція. Колоїдний захист. (2 години).

Поняття ліофобних золь. Міцелярна теорія будови ліофобних золь (міцела, ядро, іоногенна частина, гранула).

Кінетична (седиментаційна) та агрегативна стійкість дисперсних систем. Фактори стійкості. Електрокінетичні явища. Електрофорез. Рівняння Гельмгольца-Смолуховського. Застосування електрофорезу в дослідницькій та клініко-лабораторній практиці. Електрофореграми. Електроосмос.

Коагуляція. Механізм коагулюючої дії електролітів. Поріг коагуляції. Правило Шульце-Гарді. Колоїдний захист. Стабілізація колоїдних розчинів. Біомедичне значення колоїдного захисту.

Ключові слова: ліофобні золі, дисперсні системи, електрокінетичні явища, електрофорез, рівняння Гельмгольца-Смолуховського, електрофореграми, електроосмос, коагуляція, правило Шульце-Гарді, колоїдний захист, стабілізація колоїдних розчинів.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лекція 16. Властивості розчинів біополімерів. Ізоелектрична точка білка. (2 години).

Класифікація високомолекулярних сполук. Порівняльна характеристика розчинів ВМС, істинних та колоїдних розчинів.

Основні класи біополімерів: білки, нуклеїнові кислоти, полісахариди. Глобулярна та фібрилярна структура білків. Ізоелектричний стан білків та методи визначення ізоелектричної точки. Електрофорез. Фактори термодинамічної стійкості розчинів ВМС.

Методи осадження білків. Особливості висолювання біополімерів із розчинів: схема Кройта, ліотропні ряди Гофмейстера. Коацервація та денатурація білків.

Особливі властивості розчинів ВМС: набухання, драглювання, в'язкість, осмотичний тиск. Мембранна рівновага Доннана та її біологічна роль. Значення розчинів ВМС для життєдіяльності організму та застосування біополімерів в медицині та фармації.

Ключові слова: високомолекулярні сполуки, розчини ВМС, істинні та колоїдні розчини, біополімери, білки, нуклеїнові кислоти, полісахариди, глобулярна та фібрилярна структура білків, ізоелектричний стан білків ізоелектрична точка, електрофорез, термодинамічна стійкість розчинів ВМС, методи осадження білків, висолювання біополімерів із розчинів, схема Кройта, ліотропні ряди Гофмейстера, коацервація, денатурація, набухання, драглювання, в'язкість, осмотичний тиск, мембранна рівновага Доннана.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лабораторне заняття 13. Сорбція біологічно-активних речовин на межі розділу фаз (6 годин).

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лабораторне заняття 14. Дисперсні системи. Добування, очистка та властивості колоїдних розчинів (6 годин).

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лабораторне заняття 15. Ліофобні золі та їх властивості. Коагуляція. Колоїдний захист (6 годин).

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Лабораторне заняття 16. Властивості розчинів біополімерів. Ізоелектрична точка білка (8 годин).

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Теми для самостійної роботи:

1. Поверхневі явища та їх значення в біології та медицині.
2. Поверхневий натяг рідин та розчинів. Ізотерма поверхневого натягу.
3. Поверхнево активні та поверхнево-неактивні речовини. Поверхнева активність. Правило Дюкло-Траубе.
4. Адсорбція на межі поділу рідина-газ та рідина-рідина. Рівняння Гіббса.
5. Орієнтація молекул поверхнево-активних речовин у поверхневому шарі.
6. Уявлення про структуру біологічних мембран.
7. Адсорбція на межі поділу тверде тіло-газ. Рівняння Ленгмюра. Адсорбція із розчину на поверхні твердого тіла.
8. Фізична та хімічна адсорбція.
9. Закономірності адсорбції розчинених речовин, парів та газів.
10. Рівняння Фрейндліха.
11. Фізико-хімічні основи адсорбційної теорії (гемосорбція, плазмосорбція, лімфосорбція, ентеросорбція, апікаційна терапія). Імуносорбенти.
12. Адсорбція електролітів.
13. Хроматографічні методи аналізу сумішей біологічно активних речовин.
14. Адсорбція специфічна (вибірні) та іонообмінна.
15. Правило: електролітів Панета-Фаянса.
16. Іонообмінники природні та синтетичні.
17. Роль адсорбції та іонного обміну в процесах життєдіяльності рослин і організмів.
18. Хроматографія. Класифікація хроматографічних методів аналізу за ознакою агрегатного стану фаз, техніки виконання та механізму розподілу. Адсорбційна, іонообмінна та розподільча хроматографія.
19. Застосування хроматографії в біології та медицині.
20. Організм як складна сукупність дисперсних систем.
21. Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності.
22. Колоїдний стан.
23. Ліофільні та ліофобні колоїдні системи.
24. Будова колоїдних часток. Подвійний електричний шар. Електрокінетичний потенціал колоїдної частки.
25. Методи одержання та очистки колоїдних розчинів. Діаліз, електродіаліз,

ультрафільтрація, компенсаційний діаліз, вивідаліз.

26. Гемодіаліз та апарат «штучна нирка».

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

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

29. Кінетична (седиментаційна) та агрегативна стійкість дисперсних систем. Фактори стійкості.

30. Коагуляція. Механізм коагулюючої дії електролітів. Поріг коагуляції. Правило Шульце-Гарді. Взаємна коагуляція.

31. Процеси коагуляції при очистці питної води та стічних вод. Колоїдний захист.

32. Дисперсні системи з газоподібним дисперсійним середовищем.

33. Класифікація аерозолей, методи одержання та властивості.

34. Застосування аерозолей в клінічній та санітарно-гігієнічній практиці.

35. Токсична дія деяких аерозолей.

36. Порошки.

37. Грубодисперсні системи з рідинним дисперсійним середовищем.

38. Суспензії, методи одержання та властивості.

39. Пасти, їх медичне застосування.

40. Емульсії, методи одержання та властивості. Типи емульсій. Емульгатори.

41. Застосування емульсій в клінічній практиці.

42. Біологічна роль емульгування.

43. Напівколоїдні мила, детергенти. Міцелоутворення у розчинах напівколоїдів.

44. Одержання золів конденсаційним методом.

45. Високомолекулярні сполуки - основа живих організмів.

46. Глобулярна та фібрилярна структура білків.

47. Порівняльна характеристика розчинів високомолекулярних сполук, істинних та колоїдних розчинів.

48. Набухання та розчинення полімерів. Механізм набухання. Вплив рН середовища, температури та електролітів на набухання.

49. Роль набухання в фізіології організму.

50. Драгливання розчинів ВМС. Механізм драгливання. Вплив рН середовища, температури та електролітів на швидкість драгливання. Тиксотропія. Синерезис. Дифузія в драглях.

51. Висолювання біополімерів з розчинів.

52. Коацервація та її роль у біологічних системах.

53. Аномальна в'язкість розчинів ВМС.

54. В'язкість крові. Мембранна рівновага Доннана.

55. Ізоелектричний стан білка. Ізоелектрична точка та методи її визначення.

56. Іонний стан біополімерів в водних розчинах.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Завдання для самостійної роботи:

1. Підготувати презентацію на тему: Поверхневі явища та їх значення в біології та медицині.
2. Підготувати презентацію на тему: Структура біологічних мембран.
3. Підготувати презентацію на тему: Фізична та хімічна адсорбція.
4. Підготувати презентацію на тему: Хроматографічні методи аналізу сумішей біологічно активних речовин.
5. Підготувати презентацію на тему: Іонообмінники природні та синтетичні.
6. Підготувати презентацію на тему: Роль адсорбції та іонного обміну в процесах життєдіяльності рослин і організмів.
7. Підготувати презентацію на тему: Застосування хроматографії в біології та медицині.
8. Підготувати презентацію на тему: Організм як складна сукупність дисперсних систем.
9. Підготувати презентацію на тему: Гемодіаліз та апарат «штучна нирка».
10. Підготувати презентацію на тему: Електрокінетичні явища. Електрофорез. Застосування електрофорезу в дослідницькій та клініко-лабораторній практиці. Електрофореграми.
11. Підготувати презентацію на тему: Кінетична (седиментаційна) та агрегативна стійкість дисперсних систем. Фактори стійкості.
12. Підготувати презентацію на тему: Процеси коагуляції при очистці питної води та стічних вод. Колоїдний захист.
13. Підготувати презентацію на тему: Застосування аерозолей в клінічній та санітарно-гігієнічній практиці. Токсична дія деяких аерозолей.
14. Підготувати презентацію на тему: Порошки. Суспензії, методи одержання та властивості. Пасти, їх медичне застосування.
15. Підготувати презентацію на тему: Емульсії, методи одержання та властивості. Типи емульсій. Емульгатори. Застосування емульсій в клінічній практиці.
16. Підготувати презентацію на тему: Біологічна роль емульгування.
17. Підготувати презентацію на тему: Високомолекулярні сполуки - основа живих організмів.

Критерії оцінювання:

- змістовність – 3 бали
- відповідність темі та стилю оформлення – 2 бали

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

1. Контроль навчальних досягнень

Система оцінювання навчальних досягнень студентів

Вид діяльності студента	Максимальна к-сть балів за одиницю	Модуль 1		Модуль 2		Модуль 3		Модуль 4	
		кількість одиниць	максимальна кількість балів	кількість одиниць	максимальна кількість балів	кількість одиниць	максимальна кількість балів	кількість одиниць	максимальна кількість балів
Відвідування лекцій	1	12	12	16	16	8	8	8	8
Відвідування семінарських занять	1	-	-	-	-	-	-	-	-
Відвідування практичних занять	1	-	-	-	-	-	-	-	-
Відвідування лабораторних занять	1	34	34	52	52	26	26	26	26
Робота на семінарському занятті	10	-	-	-	-	-	-	-	-
Робота на практичному занятті	10	-	-	-	-	-	-	-	-
Лабораторна робота (в тому числі допуск, виконання, захист)	10	34	340	52	520	26	260	26	260
Виконання завдань для самостійної роботи	5	12	60	16	80	8	40	16	80
Виконання модульної роботи	1	2	2	2	2	2	2	2	2
Виконання ІНДЗ	30								
Разом	70	122	478	336	700	90	366	108	406
Максимальна кількість балів:	1950								
1950:100=19,50. Студент набрав X балів; Розрахунок: X:19,50 = загальна кількість балів.	24		36		19		21		

Індивідуальна навчально-дослідна робота з курсу «Медична хімія» – це вид науково-дослідної роботи студента, що містить результати дослідницького пошуку, відображає певний рівень його навчальної компетентності.

Мета ІНДЗ: самостійне вивчення частини програмового матеріалу, систематизація, узагальнення, закріплення та практичне застосування знань із навчального курсу, удосконалення навичок самостійної навчально-пізнавальної діяльності.

Зміст ІНДЗ: завершена теоретична або практична робота у межах навчальної програми курсу, що виконується на основі знань, умінь та навичок,

отриманих під час лекційних, семінарських, практичних занять і охоплює декілька тем або весь зміст навчального курсу.

Види ІНДЗ, вимоги до них та оцінювання:

- конспект із теми (модуля) за заданим планом (2 бали);
- конспект із теми (модуля) за планом, який студент розробив самостійно (3 бали);
- анотація прочитаної додаткової літератури з курсу, бібліографічний опис, історико-педагогічні розвідки (3 бали);
- повідомлення з теми, рекомендованої викладачем (2 бали);
- повідомлення з теми (без рекомендації викладача): сучасні відкриття у педагогічній науці, аналіз інформації, самостійні дослідження (3 бали);
- історико-біографічні дослідження у вигляді есе (5 балів).
- науково-педагогічне дослідження у вигляді реферату (охоплює весь зміст навчального курсу) – 30 балів.

Орієнтовна структура ІНДЗ – науково-педагогічного дослідження у вигляді реферату: вступ, основна частина, висновки, додатки (якщо вони є), список використаних джерел.

Критерії оцінювання ІНДЗ (науково-педагогічного дослідження у вигляді реферату)

1. Обґрунтування актуальності, формулювання мети, завдань та визначення методів дослідження - 5 балів
2. Складання плану реферату - 1 бал
3. Критичний аналіз суті та змісту першоджерел. Виклад фактів, ідей, результатів досліджень в логічній послідовності. Аналіз сучасного стану дослідження проблеми, розгляд тенденцій подальшого розвитку даного питання. - 5 балів
4. Дотримання правил реферування наукових публікацій - 5 балів
5. Доказовість висновків, обґрунтованість власної позиції, пропозиції щодо розв'язання проблеми, визначення перспектив дослідження - 5 балів
6. Дотримання вимог щодо технічного оформлення структурних елементів роботи (титульний аркуш, план, вступ, основна частина, висновки, додатки (якщо вони є), список використаних джерел) - 4 бали
7. Підготовка доповіді у вигляді презентації у програмі Power Point - 5 балів

(Разом 30 балів)

Шкала оцінювання ІНДЗ (науково-педагогічного дослідження у вигляді реферату)

Рівень виконання	Кількість балів, що	
------------------	---------------------	--

	відповідає рівню	Оцінка за традиційною системою
Високий	27 – 30	Відмінно
Достатній	21 – 26	Добре
Середній	12-20	Задовільно
Низький	0-11	Незадовільно

Орієнтовна тематика реферативних досліджень з навчальної дисципліни «Медична хімія»

1. Ендемічні захворювання, та їх зв'язок з особливостями біогеохімічних провінцій.
3. Проблеми забруднення та очищення біосфери від токсичних хімічних сполук техногенного походження.
4. Внутрішньокмплексні сполуки. Полімерні комплекси.
5. Теплові ефекти хімічних реакцій. Хімічна термодинаміка та біоенергетика.
6. Фотохімічні реакції. Фотосинтез.
7. Поняття про каталіз. Каталізатори.
8. Вільнорадикальні реакції в живому організмі. Поняття про антиоксиданти.
9. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги.
10. Кріометрія, ебуліометрія, осмометрія, їх застосування в медико-біологічних дослідженнях.
11. Закон розподілу Нернста та його значення у явищі проникності біологічних мембран.
12. Кислотно-основні рівноваги в організмі. Водневий показник біологічних рідин. Теорії кислот та оснований Бренстеда-Лоурі, Л'юїса.
13. Гідроліз солей. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури. Константа гідролізу. Роль гідролізу. Розчинність солей. Правило добутку розчинності.
14. Буферні системи, класифікація та механізм дії. Рівняння Гендерсона-Гасельбаха.
15. Хроматографія. Класифікація хроматографічних методів аналізу. Застосування хроматографії в біології та медицині.
16. Дисперсні системи. Добування, очистка та властивості колоїдних розчинів.
17. Ліофобні золі та їх властивості. Коагуляція. Колоїдний захист.
18. Властивості розчинів біополімерів. Ізоелектрична точка білка.
19. Драглювання розчинів ВМС. Механізм драглювання. Вплив рН середовища, температури та електролітів на швидкість драглювання.
20. Розчини електролітів. Електроліти в організмі людини. лектропровідність
21. розчинів: питома, молярна, гранична.
22. Електродні потенціали та механізм їх виникнення.

23. Потенціометричне титрування.
24. Біологічне та медичне значення біогенних елементів.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Оцінка з ІНДЗ є обов'язковим балом, який враховується при підсумковому оцінюванні навчальних досягнень студентів з навчальної дисципліни «Анатомія людини».

Студент може набрати максимальну кількість балів за ІНДЗ – 30 балів.

2. Форми проведення семестрового контролю та критерії оцінювання.

Залік, екзамен

8.1. Питання до модульного контролю, заліку та екзамену

1. Електронна структура біогенних елементів.
2. Типові хімічні властивості елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення, зі зміною ступеня окиснення, комплексоутворення).
3. Форми сполук s-, p-, d-елементів. Кисотно-основні властивості.
4. Зв'язок між місцезнаходженням s-, p-, d-елементів в періодичній системі та їх вмістом в організмі.
5. Сучасні уявлення про будову комплексних сполук.
6. Класифікація комплексних сполук (за природою лігандів та зарядом внутрішньої сфери).
7. Константи нестійкості та стійкості комплексних іонів. Основи комплексонометрії.
8. Внутрішньокмплесні сполуки.
9. Поліядерні комплекси.
10. Комплексні сполуки в біологічних системах.
11. Уявлення про будову гемоглобіну.
12. Розчини в життєдіяльності.
13. Ентальпійний та ентропійний фактори розчинення та їх зв'язок з механізмом розчинення.
14. Розчинність газів у рідинах та її залежність від різних факторів.
15. Закон Генрі-Дальтона.
16. Вплив електролітів на розчинність газів.
17. Розчинність газів у крові.
18. Розчинність твердих речовин та рідин.
19. Розподіл речовин між двома рідинами, що не змішуються.
20. Закон розподілу Нернста, його значення у явищі проникності біологічних мембран.
21. Рівновага у розчинах електролітів.
22. Закон розведення Оствальда.
23. Дисоціація води. Іонний добуток води. рН біологічних рідин.

24. Добуток розчинності.
25. Умови утворення та розчинення осадів.
26. Типи протолітичних реакцій. Реакції нейтралізації, гідролізу та іонізації.
27. Гідроліз солей. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури. Константа гідролізу.
28. Методи кислотно-основного титрування.
29. Кислотно-основні індикатори та принципи їх підбору.
30. Буферні системи та їх класифікація, рН буферних розчинів.
31. Механізм дії буферних систем.
32. Буферна ємність та фактори, від яких вона залежить.
33. Буферні системи крові.
34. Колігативні властивості розбавлених розчинів: зниження температури замерзання, підвищення температури кипіння.
35. Закони Рауля.
36. Кріометрія та ебуліометрія.
37. Колігативна властивість розбавлених розчинів - осмос.
38. Осмотичний тиск.
39. Закон Вант-Гоффа.
40. Плазмоліз та гемоліз.
41. Колігативні властивості розбавлених розчинів електролітів.
42. Ізотонічний коефіцієнт.
43. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини в медичній практиці.
44. Роль осмосу в біологічних системах.
45. АТФ як універсальне джерело енергії для біохімічних реакцій.
46. Характеристика макроергічних зв'язків.
47. Перший закон термодинаміки.
48. Внутрішня енергія. Ентальпія. Теплота ізобарного та ізохорного процесів.
49. Стандартні теплоти утворення та згоряння речовин.
50. Термохімія. Закон Гесса. Термохімічні перетворення.
51. Термохімічні розрахунки та їх використання для енергетичної характеристики біохімічних процесів.
52. Другий закон термодинаміки.
53. Ентропія.
54. Енергія Гіббса.
55. Хімічна рівновага. Термодинамічні умови рівноваги.
56. Прогнозування напрямлення самодовільних процесів.
57. Екзергонічні та ендергенічні процеси, що відбуваються в організмі.
58. Закон діючих мас.
59. Константа хімічної рівноваги. Способи її вираження.
60. Принцип Ле-Шательє.
61. Прогнозування зміщення хімічної рівноваги.
62. Швидкість хімічних реакцій.
63. Закон діючих мас для швидкості хімічних реакцій.
64. Константа швидкості реакції.

65. Реакції прості та складні (послідовні, паралельні, супряжені, оборотні, ланцюгові).
66. Фотохімічні реакції та їх роль в життєдіяльності.
67. Порядок реакції. Реакції 1-го та II-го порядку.
68. Реакції нульового порядку. Період напівперетворення.
69. Залежність швидкості реакції від температури.
70. Температурний коефіцієнт.
71. Правило Вант-Гоффа.
72. Особливості температурного коефіцієнту швидкості реакції для біохімічних процесів.
73. Рівняння Арреніуса.
74. Енергія активації.
75. Поняття про теорію активних зіткнень та про теорію перехідного стану.
76. Гомогенний та гетерогенний каталіз.
77. Особливості дії каталізатору.
78. Механізм каталізу та його роль в процесах метаболізму.
79. Ферменти як каталізатори біохімічних реакцій.
80. Залежність ферментативної дії від концентрації ферменту та субстрату, температури та реакції середовища.
81. Електродні потенціали та механізм їх виникнення.
82. Рівняння Нернста.
83. Нормальний (стандартний) електродний потенціал.
84. Нормальний водневий електрод.
85. Вимірювання електродних потенціалів. Електроди визначення. Електроди порівняння.
86. Окисно-відновні електродні потенціали. Механізм їх виникнення, біологічне значення.
87. Рівняння Петерса.
88. Окисно-відновні реакції в організмі. Прогнозування їх напрямку за стандартними значеннями енергії Гіббса та за величинами окисно-відновних потенціалів.
89. Потенціометричне титрування, його використання в медико-біологічних дослідженнях.
90. Дифузійні та мембранні потенціали, їх роль у генезі біологічних потенціалів.
91. Іонселективні електроди, їх використання для вимірювання концентрації іонів H^+ (скляний електрод), K^+ , Na^+ , Ca^{2+} в біологічних розчинах.
92. Питома та еквівалентна електропровідність.
93. Залежність електропровідності від концентрації електролітів.
94. Особливості розчинів ВМС.
95. Механізм набухання та розчинення ВМС.
96. Залежність набухання та розчинення ВМС від різних факторів.
97. Роль набухання у фізіології організмів.
98. Ізоелектрична точка білку та методи її визначення.
99. Драгливання розчинів ВМС. Властивості драглів.

100. Аномальна в'язкість розчинів ВМС.
101. В'язкість крові та інших біологічних рідин.
102. Осмотичний тиск розчинів біополімерів.
103. Рівняння Галлера.
104. Онкотичний тиск плазми та сироватки крові.
105. Мембранна рівновага Доннана.
106. Поверхнева активність.
107. Правило Дюкло-Траубе.
108. Рівняння Гіббса.
109. Орієнтація молекул в поверхневому шарі та структура біологічних мембран.
110. Рівняння Ленгмюра.
111. Адсорбція із розчинів на поверхні твердого тіла.
112. Рівняння Фрейндліха.
113. Фізико-хімічні основи адсорбційної терапії.
114. Адсорбція електролітів (вибірні та іонообмінні).
115. Правило Панета-Фаянса.
116. Іоніти та їх використання в медицині.
117. Класифікація хроматографічних методів дослідження за ознаками механізму розподілу речовин, агрегатного стану фаз та техніки виконання.
118. Використання хроматографії у медико-біологічних дослідженнях.
119. Дисперсні системи та їх класифікація.
120. Способи одержання та очищення колоїдних розчинів.
121. Діаліз, електродіаліз, ультрафільтрація.
122. «Штучна нирка».
123. Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем (броунівський рух, дифузія, осмотичний тиск).
124. Оптичні властивості колоїдних систем.
125. Ультрамiкроскопія.
126. Будова колоїдних частинок.
127. Електрокінетичний потенціал колоїдних часточок.
128. Електрофорез, його використання в медицині та медико-біологічних дослідженнях.
129. Рівняння Гельмгольца-Смолуховського.
130. Кінетична та агрегативна стійкість ліозолей. Фактори стійкості.
131. Механізм коагулюючої дії електролітів.
132. Поріг коагуляції, його визначення.
133. Правило Шульце-Гарді.
134. Процеси коагуляції при очистці питної води та стічних вод.
135. Колоїдний захист, його біологічна роль.
136. Грубодисперсні системи (аерозолі, суспензії, емульсії). Одержання та властивості. Медичне застосування. Напівколоїди.

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

8.2. Практичні завдання до екзамену:

1. Які реакції в біохімії називають екзергонічними (катаболічними) та ендергонічними (анаболічними), враховуючи характер зміни вільної енергії (ΔG) при їх ізобарно-ізотермічному протіканні?

2. Уротропін (гексаметилентетрамін) одержують в рівноважній реакції: запишіть $6\text{CH}_2\text{O}(\text{r}) + 4\text{NH}_3(\text{r}) = (\text{CH}_2)_6\text{N}_4 + 6\text{H}_2\text{O}(\text{p})$ Запишіть константу рівноваги. Як можна збільшити вихід лікарської речовини?

3. Чи можна розрахувати осмотичний тиск розчину за даними кріоскопії та ебуліоскопії? Наведіть схему розрахунків.

4. Як можна розрахувати молярну масу речовини за даними кріоскопії? Який з розчинників треба використати для найбільш точного визначення молярної маси: з вищим значенням кріоскопічної сталої чи з меншим?

5. Буферні системи кислотного типу. Механізм їх дії. Формула для розрахунку рН.

6. З наведених сполук знайдіть компоненти буферних систем основного та кислотного типу: NH_3 , H_2O , NaHCO_3 , Na_2HPO_4 , H_2CO_3 , NH_4Cl , $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$, NaH_2PO_4 , CH_3COOH , CH_3COOK , $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$, HCl , $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOK}$.

7. рН шлункового соку дорівнює 2. Розрахувати $\text{C}(\text{H}^+)$, $\text{C}(\text{OH}^-)$, а також рН його при розведенні в 10 та 100 разів.

8. При розчиненні 0,6 г біологічно-активної речовини неелектроліту в 25 г води температура кипіння розчину підвищилась на 0,204 К. При розчиненні 0,3 г цієї ж речовини в 20 г бензолу температура кипіння підвищилась на 0,668 К. Визначте ебуліоскопічну сталу для бензолу, якщо для води вона дорівнює 0,512 $\text{кг}\cdot\text{K}/\text{моль}$.

9. Що таке порядок реакції? Що таке молекулярність реакції? Наведіть приклади моно-, бі- та тримолекулярних реакцій. В яких випадках молекулярність і порядок реакції співпадають?

10. Чому швидкість реакцій при підвищенні температури різко зростає?

11. Що таке «активні молекули»? Сформулюйте основні положення теорії активних співударів.

12. Що таке енергія активації? Від чого вона залежить?

13. Який вигляд має енергетичний профіль реакції (зміна потенціальної енергії реагуючої системи в ході реакції) для: а) екзотермічної реакції; б) ендотермічної реакції?

14. Дві хімічні реакції однакового порядку мають, відповідно, температурні коефіцієнти швидкості реакції: $=2$, $=4$. Для якої з реакцій енергія активації буде більшою? Відповідь мотивувати.

15. Обчислити енергію активації реакції, якщо відомо, що при підвищенні температури від 240 до 260 К її швидкість зросла у 5 разів?

16. Як зміняться рівноважні потенціали електродів $\text{Cu}|\text{CuSO}_4$ і $\text{Pt}|\text{FeSO}_4$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ при додаванні до електролітів води?

17. Скільки електронів бере участь у окісно-відновній реакції, якщо $E_{\text{о/в}}=0,169\text{В}$, $E^{\text{о/в}}=0,110\text{В}$ і в системі окисненої форми у 10 разів більше, ніж

відновленої?

18. Стандартний електродний потенціал цинку при 298 К дорівнює $-0,76$ В. При якій молярній концентрації іонів Zn^{2+} потенціал цинкового електроду дорівнюватиме нулю?

19. Обчислити потенціал цинкового електроду, зануреного у 200 мл розчину, що містить 0,2 г $ZnSO_4$, при температурі 298 К.

20. Для якої з амінокислот (цистеїн чи тирозин) швидкість пересування на папері в суміші вода-фенол буде більшою, якщо відомо, що R_f для цих кислот дорівнює, відповідно, 0,19 та 0,52? Відповідь мотивувати.

21. Навести схему очищення води від іонів SO_4^{2-} та HCO_3^- на аніоніті в OH^- формі.

22. Яка з амінокислот-лейцин чи аланін-мають більшу гідрофільність, якщо методом паперової хроматографії встановлено, що R_f для цих кислот при використанні фенолу як рухомої фази, води, як нерухомої фази, а паперу як інертного носія дорівнює, відповідно, 0,79 і 0,55? Відповідь мотивувати.

23. Обчислити масу лікарського препарату глюконату кальцію, що міститься у водному розчині, якщо відомо, що на титрування фільтрату, що утворився при пропусканні розчину через катіоніт у H^+ формі, витратилось, 15 мл розчину з молярною концентрацією 0,1 моль/л. Відносна молекулярна маса глюконату кальцію становить 430.

24. Гідрозоль AgI одержаний шляхом змішування рівних об'ємів розчину KI з молярною концентрацією $c(KI) = 0,005$ моль/л та розчину $AgNO_3$ з молярною концентрацією $c(AgNO_3) = 0,01$ моль/л. Який з двох електролітів: $MgSO_4$ або $K_3[Fe(CN)_6]$ буде мати більший поріг коагуляції по відношенню до даного гідрозолю? Відповідь обґрунтуйте.

25. Що таке взаємна коагуляція? На конкретному прикладі поясніть механізм такої коагуляції.

26. Які з золів: гідроксиду заліза (III), йодиду срібла, одержаного в надлишку йодиду калію та одержаного в надлишку нітрату срібла, необхідно змішати, щоб відбулася взаємна коагуляція?

27. Яке явище називається колоїдним захистом? В чому полягає його значення в біології та фармації? Наведіть приклади. Яка роль колоїдного захисту в живому організмі?

28. Що таке поріг коагуляції та коагуляційна здатність електроліту? В яких одиницях виражають ці величини?

29. Від чого залежить коагуляційна здатність електроліту?

30. Сформулюйте правило Шульце-Гарді.

31. Які з електролітів: $NaCl$, $CaCl_2$, K_2SO_4 , $AlCl_3$, $K_4[Fe(CN)_6]$ треба взяти для коагуляції золю $Fe(OH)_3$, щоб експериментальне підтвердити правило Шульце-Гарді?

32. Намалюйте схему будови та позначте частини міцели золю йодиду срібла, що одержаний додаванням 40 мл розчину нітрату срібла з молярною концентрацією $c(AgNO_3) = 0,02$ моль/л до 50 мл розчину йодиду калію з молярною концентрацією $c(KI) = 0,001$ моль/л. Яким методом одержан цей золь? Визначте знак заряду часточок цього золю. До якого електроду вони

будуть рухатись?

33. Визначте знак заряду частинок золю, якщо при його коагуляції електролітами одержані такі величини порогів коагуляції (в ммоль/л): $C_k(\text{NaCl}) = 300$; $C_k(1/2\text{MgCl}_2) = 320$; $C_k(1/3\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0,6$; $C_k(1/2\text{Na}_2\text{SO}_4) = 20$. Відповідь обґрунтуйте.

34. Ізоелектрична точка міозину м'язів дорівнює 5. При яких значеннях рН: 2; 4; 5; або 7,0 - електрофоретична рухливість буде найбільшою? З чим це пов'язане?

35. При яких значеннях рН можна розділити методом електрофорезу два ферменти А та В з ізоелектричними точками 5 та 8? Які знаки заряду ферментів А та В при рН: 4; 5; 6; 7; 8; 9?

36. До якого електроду буде рухатися білок при рН 7,40, якщо його ізоелектрична точка дорівнює 6,0? Відповідь поясніть.

37. Ізоелектрична точка казеїну дорівнює 4,50. Який знак мають макроіони казеїну при рН 3,0 та 6,0?

Рекомендовані джерела:

Основні: 1-5

Додаткові: 1-2

Шкала відповідності оцінок

Оцінка	Кількість балів
Відмінно	100-90
Дуже добре	82-89
Добре	75-81
Задовільно	69-74
Достатньо	60-68
Незадовільно	0-59

9. Рекомендовані джерела

9.1. Основна (базова) література:

1. Калібабчук В.О. Медична хімія / Калібабчук В.О., Грищенко Л.І., Гашинська В.І. та ін. – К.: Інтермед, 2006. – 460 с.

2. Кліменко А.О. Навч.-метод. посібник з фізичної та колоїдної хімії для студентів вищих медичних навчальних закладів / Кліменко А.О., Мельник М.В., Павлюк В.М. Нечитайло Л.Я., Холта Н.С., Коцаба М.В.- Івано-Франківськ: Вид.-во Івано-Франківської державної медичної академії. 2004.-176с.

3. Левітін Є.Я., Загальна та неорганічна хімія/ Левітін Є.Я., Бризицька А.М.,

Клюєва Р.Г. - Вінниця. Нова Кн.. 2003.- 464с.

4. Мороз А.С. Фізична та колоїдна хімія. Навч. посібник / Мороз А.С., Корольова А.Г.- Львів. Центр Європи. 2001.-863с.

5. Хухрянський В.Г. Химия биогенных элементов / Хухрянський В.Г., Циганенко А.Я. - Київ, "Вища школа". 1990.-176с.

9.2. Додаткова література:

1. Гоцуляк Л.О. Біонеорганічна, фізколоїдна та біоорганічна хімія: Навч. посібник / Гоцуляк Л.О., Мардашко О.О., Єригова С.Г., Кузьменко Г.І., Кузьміна А.В., Жилінська К.І.- Одеса. Одес.держ.мед.ун-т. 1999.-248с.

2. Зеленин К.Н. Химия.- С.-Пб: «Специальная литература», 1997.-688с.