

Рекомендовано Центральною методичною комісією
Вищого державного навчального закладу України
“Українська медична стоматологічна академія”

МЕДИЧНА ХІМІЯ

Робочий зошит
для студентів медичних факультетів
вищих навчальних закладів МОЗ України

Студента (ки) _____ групи _____ курсу
_____ факультету

П.І.П. студента (ки) _____

Полтава – 2018

Рекомендовано Центральною методичною комісією Вищого державного навчального закладу України “Українська медична стоматологічна академія”. Протокол № 3 від 23.11.2017 р.

Автори:

к.х.н., доцент кафедри медичної хімії ВДНЗУ «УМСА» Івашенко О.Д.,
к.х.н., доцент кафедри медичної хімії ВДНЗУ «УМСА» Нікозять Ю.Б.,
к.б.н., доцент кафедри медичної хімії ВДНЗУ «УМСА» Харченко С.В.,
к.б.н., в.о.доцент кафедри медичної хімії ВДНЗУ «УМСА» Цубер В.Ю.,
викладач кафедри медичної хімії ВДНЗУ «УМСА» Копанцева Л.М.,
викладач кафедри медичної хімії ВДНЗУ «УМСА» Подпала В.В.

Рецензенти:

№ практичного заняття	ЗМІСТ	Стор.
	Програма навчальної дисципліни «Медична хімія»	3
	Правила безпечної роботи в учбових лабораторіях кафедри медичної хімії	8
Модуль 1. «Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах»		
№ 1	Біогенні <i>s</i> - елементи: біологічна роль, застосування в медицині	9
№ 2	Біогенні <i>p</i> -елементи: біологічна роль, застосування в медицині	12
№ 3	Біогенні <i>d</i> -елементи: біологічна роль, застосування в медицині	16
№ 4	Комплексоутворення в біологічних системах	20
№ 5	Величини, що характеризують кількісний склад розчинів	23
№ 6	Приготування розчинів	27
№ 7	Кислотно-основна рівновага в організмі	30
№ 8	Водневий показник біологічних рідин	33
№ 9	Основи титриметричного аналізу	35
№ 10	Буферні системи, їх біологічна роль	
№ 11	Колігативні властивості розчинів	
№ 12	Розрахункові та ситуаційні задачі. Контроль практичних навичок з Модуля 1 «Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах»	
№ 13	ПМК № 1 «Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах»	
Модуль 2. «Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз»		
№ 14	Теплові ефекти хімічних реакцій. Направленість процесів	
№ 15	Кінетика біохімічних реакцій	
№ 16	Кінетика біохімічних реакцій	
№ 17	Хімічна рівновага. Добуток розчинності	
№ 18	Електродні потенціали	
№ 19	Сорбція біологічно-активних речовин. Іонний обмін	
№ 20	Хроматографія	
№ 21	Одержання очистка та властивості колоїдних розчинів	
№ 22	Коагуляція колоїдних розчинів	
№ 23	Властивості розчинів біополімерів	
№ 24	Розрахункові та ситуаційні задачі. Контроль практичних навичок з Модуля 2 «Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз»	
№ 25	ПМК № 2 «Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз»	
	Перелік екзаменаційних питань до СПА з навчальної дисципліни «Медична хімія»	
	Критерії оцінювання підсумкового модульного контролю	
	Список використаної література	
	Додатки	

ПРОГРАМА ДИСЦИПЛІНИ «МЕДИЧНА ХІМІЯ»

МОДУЛЬ 1. КИСЛОТНО-ОСНОВНІ РІВНОВАГИ ТА КОМПЛЕКСООУТВОРЕННЯ В БІОЛОГІЧНИХ РІДИНАХ

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 1. ХІМІЯ БІОГЕННИХ ЕЛЕМЕНТІВ. КОМПЛЕКСООУТВОРЕННЯ В БІОЛОГІЧНИХ РІДИНАХ

Тема 1. 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 у довкіллі. Ендемічні захворювання, їх зв'язок з особливостями біогеохімічних провінцій (районів з природним дефіцитом або надлишком певних хімічних елементів у літосфері). Проблеми забруднення та очищення біосфери від токсичних хімічних сполук техногенного походження.

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

Якісні реакції на йони 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 йони MnO_4^- , Fe^{3+} , Cu^{2+} , Ag^+ .

Тема 2. Комплексоутворення в біологічних системах

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

Залізо-, кобальто-, мідє- 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.

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 2. КИСЛОТНО-ОСНОВНІ РІВНОВАГИ В БІОЛОГІЧНИХ РІДИНАХ

Тема 3. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. Приготування розчинів

Роль розчинів у життєдіяльності організмів. Класифікація розчинів. Механізм процесів розчинення. Термодинамічний підхід до процесу розчинення. 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.

Величини, що характеризують кількісний склад розчинів.

Приготування розчинів із заданим кількісним складом.

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

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.

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

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.

Тема 5. Основи титриметричного аналізу

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

Тема 6. Буферні системи, їх біологічна роль

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.

Тема 8. Розрахункові та ситуаційні задачі. Контроль практичних навичок з модуля «Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах»

Типи ситуаційних та розрахункових задач:

1. Розрахунок кількісного вмісту розчиненої речовини у розчині.
2. Обчислення рН розчинів електролітів.
3. Обчислення рН буферних систем.

Перелік практичних навичок:

1. Дотримуватись правил техніки безпеки та надавати першу допомогу при нещасних випадках у хімічній лабораторії.
2. Користуватися хімічним посудом та знати його призначення.
3. Робота з мірним хімічним посудом.
4. Складати електронні формули атомів та йонів в основному та збудженому станах.
5. Складати молекулярні та структурні формули речовин.
6. Визначати ступінь окиснення атома елемента.
7. Проводити хімічні реакції якісного визначення макро- та мікроелементів у розчинах.
8. Розраховувати кількість розчинника та розчиненої речовини для приготування розчину з заданою концентрацією.
9. Вміти переходити від одного способу вираження вмісту речовини в розчині до іншого.
10. Готувати розчини певної концентрації.
11. Визначати водневий показник середовища індикаторами та рН-метром.
12. Готувати буферні розчини із заданим значенням рН.
13. Розраховувати рН буферної системи.
14. Визначати буферну ємність буферних розчинів за кислотою і за лугом.
15. Готувати ізотонічні розчини.
16. Відтворювати методики виконання експерименту та пояснювати результати.
17. Оформлювати результати лабораторної роботи у вигляді протоколу.

Тема 9. Підсумковий контроль засвоєння модуля «Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах».

МОДУЛЬ 2. РІВНОВАГИ В БІОЛОГІЧНИХ СИСТЕМАХ НА МЕЖІ ПОДІЛУ ФАЗ

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 1. ТЕРМОДИНАМІЧНІ ТА КІНЕТИЧНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ПРОЦЕСІВ ТА ЕЛЕКТРОКІНЕТИЧНІ ЯВИЩА В БІОЛОГІЧНИХ СИСТЕМАХ

Тема 1. Теплові ефекти хімічних реакцій у розчинах. Направленість процесів

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 2. Кінетика біохімічних реакцій

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 довікллі 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 Арреніуса. 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 3. Хімічна рівновага. Добуток розчинності

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 4. Визначення окисно-відновного потенціалу

Роль електрохімічних явищ у 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. Йонселективні електроди. Складний електрод.

Гальванічні елементи.

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

Роль окисно-відновних реакцій у процесах життєдіяльності. 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 йонів. Потенціометричне титрування.

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 2. ФІЗИКО-ХІМІЯ ПОВЕРХНЕВИХ ЯВИЩ. ЛЮФОБНІ ТА ЛЮФІЛЬНІ ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ

Тема 5. Сорбція біологічно-активних речовин. Іонний обмін. Хроматографія

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, плазмосорбція, лімфосорбція, ентеросорбція, аплікаційна терапія). Імуносорбенти.

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

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

Тема 6. Одержання, очистка та властивості колоїдних розчинів

Організм як складна сукупність дисперсних систем. Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності. Колоїдний стан. Люфільні та люфобні колоїдні системи. Будова колоїдних частинок. Подвійний електричний шар. Електрокінетичний потенціал колоїдної частинки.

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 7. Коагуляція колоїдних розчинів. Властивості розчинів біополімерів

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.

Дисперсні системи з газоподібним дисперсійним середовищем. Класифікація аерозолей, методи одержання та властивості. Застосування аерозолей у 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 у клінічній практиці. Біологічна роль емульгування.

Напівколоїдні мила, детергенти. Міцелоутворення у розчинах напівколоїдів.

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 Доннана.

Ізоелектричний стан білка. Ізоелектрична точка та методи її визначення. Йонний стан біополімерів у водних розчинах.

Тема 8. Розрахункові та ситуаційні задачі. Контроль практичних навичок з модуля «Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз»

Типи ситуаційних та розрахункових задач:

1. Розрахунок енергії Гіббса.
2. Термохімічні розрахунки.
3. Розрахунок швидкості хімічної реакції.
4. Розрахунок константи рівноваги та визначення напрямку зміщення рівноваги.
5. Розрахунки за добутком розчинності.
6. Розрахунок електродних та редокс-потенціалів.
7. Будова міцели. Поріг коагуляції.

Перелік практичних навичок:

1. Дотримуватись правил техніки безпеки та надавати першу допомогу при нещасних випадках у хімічній лабораторії.
2. Розраховувати швидкість хімічної реакції.
3. Визначати умови утворення та розчинення осадів.
4. Вимірювати електрохімічні характеристики розчинів.
5. Розраховувати та оцінювати кількісні характеристики сорбентів.
6. Розділяти суміші.
7. Готувати колоїдні розчини.
8. Визначати знак заряду частинок дисперсної фази.
9. Визначати ізоелектричну точку розчинів ВМС.
10. Відтворювати методики виконання експерименту та пояснювати результати.
11. Оформлювати результати лабораторної роботи у вигляді протоколу.

Тема 9. Підсумковий контроль засвоєння модуля «Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз»

ПРАВИЛА БЕЗПЕЧНОЇ РОБОТИ В НАВЧАЛЬНИХ ЛАБОРАТОРІЯХ МЕДИЧНОЇ ХІМІЇ:

1. До роботи в лабораторіях студенти допускаються в халатах і лікарських шапочках.
2. Кожен студент повинен тримати своє місце за робочим столом у чистоті та порядку. На столі не повинні знаходитись сторонні речі (сумки, пакети та ін.).
3. Виконання дослідів слід починати, лише уважно ознайомившись з інструкцією та вислухавши пояснення викладача. Кожна дія повинна бути обдуманого. Роботу слід виконувати акуратно, точно, не поспішаючи.
4. Категорично забороняється проводити досліди, не передбачені інструкцією з теми заняття.
5. Категорично забороняється брати речовини руками та пробувати їх на смак. При визначенні речовин за запахом склянку слід тримати на відстані і спрямовувати рухом руки повітря від отвору склянки до носа. При зливанні реактивів не можна нахилитися над отвором посуду, щоб бризки не потрапили на обличчя та одяг.
6. Досліди проводити лише в чистому посуді, з такою кількістю та концентрацією речовин, в такій послідовності та умовах, як зазначено в інструкції.
7. Всі склянки з реактивами та розчинами після використання відразу ж закривати пробками, які не можна плутати.
8. Всі досліди з концентрованими кислотами та лугами слід проводити тільки під тягою.
9. Розбавляючи концентровані кислоти, особливо сульфатну, слід обережно вливати кислоту у воду, а не навпаки.
10. Не можна нахилитися над рідиною, що нагрівається, оскільки її може викинути із пробірки. Отвір пробірки повинен бути направлений у бік від працюючого та тих, хто поряд з ним.
11. Категорично забороняється вмикати і вимикати електричні прилади без дозволу викладача, а також запалювати без потреби спиртівку.
12. По закінченні заняття кожен студент повинен вимити посуд, з яким працював, і прибрати своє робоче місце. Черговий повинен привести в порядок всю лабораторію.

Основні правила першої допомоги:

1. При пораненні склом зупинити кровотечу 3 % розчином гідроген пероксиду, змазати краї рани розчином йоду та перев'язати бинтом.
 2. При опіках рук або обличчя реактивом змити реактив великою кількістю води, а потім обробити або 2 % розчином борної кислоти (при опіках лугом), або 2 % розчином натрій гідрогенкарбонату (при опіках кислотою), а потім знову промити водою.
 3. При опіках гарячим предметом або гарячою рідиною місце опіку слід обробити свіжовиготовленим розчином калій перманганату, а потім змазати маззю від опіків.
 4. При хімічних опіках очей промити очі великою кількістю води, а потім звернутися до лікаря.
- При виконанні лабораторної роботи студенти повинні дотримуватися правил внутрішнього розпорядку та техніки безпеки. Кожен студент після ознайомлення з правилами техніки безпеки ставить свій підпис у журналі реєстрації інструктажу.

Ознайомлений (а)

(підпис студента)

«___» _____ 20___ р.

МОДУЛЬ 1. «КИСЛОТНО-ОСНОВНІ РІВНОВАГИ ТА КОМПЛЕКСОУТВОРЕННЯ В БІОЛОГІЧНИХ РІДИНАХ»

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 1.

ТЕМА: Біогенні *s*-елементи: біологічна роль, застосування в медицині

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: В організмі людини міститься більше 70 хімічних елементів та більше 40 елементів входять до складу лікарських засобів, тому важливе значення має вивчення будови і властивостей цих елементів.

МЕТА: вміти теоретично обґрунтувати і практично визначати за допомогою якісних реакцій біогенні *s*-елементи.

I. Теоретична частина:

1. Біогенні елементи: органогени; макроелементи; мікроелементи.
2. Вчення Вернадського про біосферу та роль живих організмів. Зв'язок між вмістом біогенних елементів в організмі людини та їх вмістом в довкіллі.
3. Електронна структура біогенних *s*-елементів.
4. Типові хімічні властивості *s*-елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення).
4. Біологічна роль біогенних *s*-елементів.
5. Зв'язок між місцезнаходженням *s*- елементів у періодичній системі та їх вмістом у організмі.
6. Застосування в медицині.

II. Практична частина

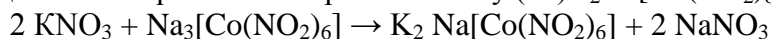
1.Лабораторна робота

Якісні реакції біогенних *s* – елементів

Реакції катіону калію (K^+)

Дослід 1. Взаємодія з натрієм гексанітрокобальтатом(III) $Na_3[Co(NO_2)_6]$.

Гексанітрокобальтат(III) натрію $Na_3[Co(NO_2)_6]$, взаємодіючи з солями калію, утворює жовтий кристалічний осад калію-натрію гексанітрокобальтату (III) $K_2Na[Co(NO_2)_6]$:



Реакцію проводять у нейтральному або слабкокислому розчині.

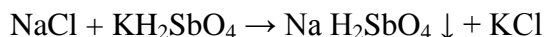
Умови проведення дослідів. У пробірку налити 2 краплі 0,5 н розчину солі калію і додати рівний об'єм свіжовиготовленого розчину гексанітрокобальтату (III) натрію. Утворюється жовтий кристалічний осад.

Висновки: _____

Реакції катіону натрію (Na^+)

Дослід 2. Взаємодія з калієм дигідроантимонатом.

Калію дигідроантимонат (KH_2SbO_4) з йоном Na^+ утворює білий кристалічний осад натрію дигідроантимонату:



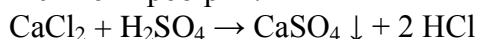
Умови проведення дослідів. У пробірку налити 2-3 краплі розчину солі натрію, додати 2-3 краплі розчину дигідроантимонату калію. Якщо осад не випадає, то слід потерти скляною паличкою внутрішні стінки пробірки.

Висновки: _____

Реакції катіону кальцію (Ca^{2+})

Дослід 3. Взаємодія з мінеральними кислотами

Сульфатна кислота утворює з іоном Ca^{2+} білий кристалічний осад сульфату кальцію при нагріванні та потиранні внутрішніх стінок пробірки:

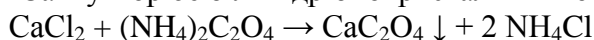


Умови проведення дослідів. В пробірку налити 3-5 крапель розчину CaCl_2 і додати рівний об'єм розбавленої H_2SO_4 . Утворюється білий осад. При додаванні 2-3 крапель ацетону або етилового спирту осадження буде повнішим, бо розчинність CaSO_4 у новому розчиннику зменшується.

Висновки: _____

Дослід 4. Взаємодія з амоній (I) оксалатом

Оксалат амонію з іоном Ca^{2+} утворює білий дрібнокристалічний осад оксалату кальцію:



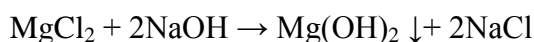
Умови проведення дослідів. У пробірку налити 3-5 крапель розчину CaCl_2 і додати рівний об'єм розчину оксалату амонію. CaC_2O_4 легко розчиняється в мінеральних кислотах, але не розчиняється в оцтовій кислоті.

Висновки: _____

Якісні реакції на катіон Mg^{2+}

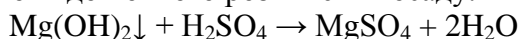
Дослід 5. Взаємодія з гідроксидами

Гідроксиди NaOH та KOH утворюють з катіоном Mg^{2+} білий аморфний осад гідроксиду магнію:

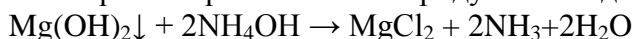


Умови проведення дослідів: В пробірку внести 4 краплі розчину солі магнію, додати 4 краплі насиченого розчину гідроксиду NaOH чи KOH .

Розчин з осадом $\text{Mg}(\text{OH})_2$ поділити на 2 пробірки. В одну пробірку з осадом додати по краплям розчин сульфатної кислоти до повного розчинення осаду:



У другу пробірку внести по краплям розчин солі хлориду амонію до розчинення осаду:



Висновки: _____

2. Контрольні завдання

1. Як формулюють періодичний закон Д.І.Менделєєва і чому він є основою для вивчення властивостей біоелементів?

2. Як змінюються заряди ядер, радіуси атомів та іонів, енергії йонізації в межах періодів і груп періодичної системи хімічних елементів?

3. Що таке електронна конфігурація (структура) атомів? Як на цій основі пояснюють валентні можливості атомів, їх металічні та неметалічні властивості? Навести приклад. _____

4. Напишіть електронні конфігурації атомів Натрію та Магнію. _____

5. Напишіть електронні конфігурації атомів Калію та Кальцію. _____

6. Що таке елементи-органогени, макро- і мікроелементи? _____

7. Записати електронну структуру атомів та катіонів Na, K. _____

8. Записати електронну структуру атомів та катіонів Mg, Ca. _____

9. Якими якісними реакціями можна визначити присутність йонів K^+ , Na^+ . _____

10. Якими якісними реакціями можна визначити присутність йону Mg^{2+} . _____

11. Біороль йонів K^+ , Na^+ в організмі.

12. Біороль йону Mg^{2+} в організмі.

13. Сполуки s -елементів, які застосовуються як медичні препарати. Поняття про фізіологічний розчин.

14. Як за зміною забарвлення полум'я визначити присутність s -елементів у зразку?

15. Природні сполуки s -елементів, їх роль в організмі людини і застосування в медицині.

16. Сполуки s -елементів, які застосовуються як медичні препарати, для рентгенодіагностики. Поняття про фізіологічний розчин.

Література:

Основна: 1. С. 278 – 304, 2. С. 327 – 408, 3. С. 11 – 24;
додаткова: 1. С. 5 – 15, 3. С. 38 – 44, 210 – 224, 257 – 282.

«Зараховано» «___» _____ 20___ р. _____

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 2.

ТЕМА: Біогенні p - елементи: біологічна роль, застосування в медицині

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: До p -елементів належать елементи-органогени – карбон, нітроген, кисень, фосфор, сульфур, з атомів яких побудовані основні органічні сполуки організму людини – білки, жири, вуглеводи, полінуклеотиди.

МЕТА: вміти теоретично обґрунтувати і практично визначати за допомогою якісних реакцій p - елементи.

I. Теоретична частина:

1. Електронна структура p -елементів.

2. Типові хімічні властивості *p* - елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення).
3. Біологічна роль біогенних *p*- елементів.
4. Зв'язок між вмістом біогенних *p*- елементів в організмі людини та їх вмістом в довкіллі.
5. Ендемічні захворювання, їх зв'язок з особливостями біогеохімічних провінцій (районів з природним дефіцитом або надлишком певних хімічних елементів у літосфері).
6. Застосування в медицині.
7. Проблеми забруднення та очищення біосфери від токсичних хімічних сполук техногенного походження.

II. Практична частина

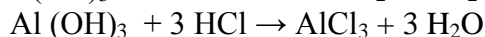
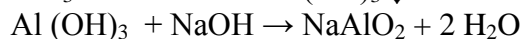
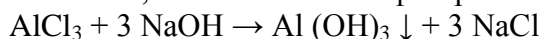
1. Лабораторна робота

Якісні реакції біогенних *p* - елементів

Реакції катіону алюмінію (Al^{3+})

Дослід 1. Взаємодія з їдкими лугами

Їдкі луги з йоном Al^{3+} утворюють амфотерний осад гідроксиду алюмінію $Al(OH)_3$, який розчиняється в надлишку лугу і кислотах, тобто виявляє амфотерні властивості:



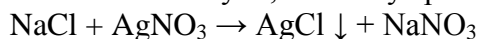
Умови проведення досліду. У дві пробірки налити по 2-3 краплі розчину солі алюмінію і додати 1-2 краплі розчину їдкого лугу до утворення білого драглистого осаду. До розчину в першій пробірці додати розчин їдкого лугу до зникнення осаду, а в другій пробірці – розчин кислоти HCl до зникнення осаду.

Висновки: _____

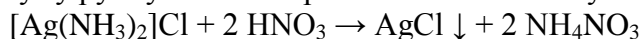
Реакції на галогени (Cl^- , Br^- , I^-)

Дослід 2. Взаємодія аргентуму нітрату з галогенами

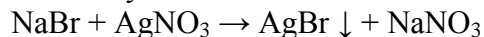
Нітрат аргентуму з йоном Cl^- утворює білий осад, що не розчиняється в HNO_3 , але розчиняється в NH_4OH з утворенням комплексної сполуки, аміакату аргентуму



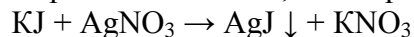
Розчин аміакату аргентуму руйнується в нітратній кислоті і знову випадає в осад



Нітрат аргентуму з йоном Br^- утворює жовтувато-білий осад, що не розчиняється в нітратній кислоті і погано розчиняється в аміаку.



Нітрат аргентуму з йоном I^- утворює жовтий осад, що не розчиняється в HNO_3 , NH_4OH .



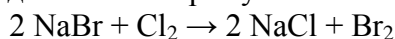
Умови проведення досліду. У 3 пробірки налити по 2-3 краплі розчинів $NaCl$, $NaBr$ та KI і додати по 2-3 краплі розчину $AgNO_3$. Утворюється білий осад $AgCl$, жовтувато-білий осад $AgBr$, жовтий осад AgI .

До одержаного осаду $AgCl$ додати кілька крапель розчину NH_4OH до його розчинення. Потім до одержаного розчину додати кілька крапель розчину HNO_3 . Знову утворюється осад $AgCl$.

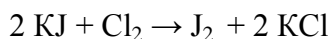
Висновки: _____

Дослід 3. Взаємодія галогенів з хлорною водою

Хлорна вода окислює **йон Br^-** до вільного броду



Хлорна вода окислює **йон I^-** до вільного йоду. Вільний йод можна виявити крохмалем, який забарвлюється у синій колір.



Умови проведення досліду. Дослідження на йон Br^- . До 2-3 краплі розчину KBr додати 2-3 краплі 2 н H_2SO_4 і 1-2 краплі CCl_4 . Суміш добре перемішати, а потім краплями добавляти хлорну воду, енергійно перемішуючи. Шар органічного розчинника забарвлюється в жовтий колір, який від надлишку хлорної води забарвлюється у винно-жовтий колір.

Висновки: _____

Дослідження на йон I^- . У пробірку налити 1-2 краплі розчину KI і 2 краплі води. Потім додати 2 краплі 2 н H_2SO_4 , 5-6 крапель бензолу і кілька крапель хлорної води. Йод, що виділяється, забарвлює шар бензолу в фіолетовий колір.

Висновки: _____

2. Контрольні завдання:

1. Які особливості будови атомів *p*-елементів, можливі ступені окиснення, характер їх оксидів і гідроксидів? Амфотерні гідроксиди.

4. Нітроген і Фосфор як органогени. Токсичність сполук As, Sb, Bi, Pb, Se, Te, Tl.

5. Біологічна роль елементів V А групи, озон. Сульфур і його сполуки, застосування їх в медицині.

6. Біологічна роль галогенів, застосування їх солей як медичних препаратів.

7. Зв'язок між місцезнаходженням p – елементів у періодичній системі та їх вмістом у організмі людини.

8. Поняття біогеохімічних провінцій, ендемічні захворювання.

9. У різних куточках України фіксують різний вміст йоду у ґрунтах. Які хвороби зумовлює дефіцит та надлишок цього елемента?

10. Біологічна роль Карбону, Нітрогену, Фосфору в організмі людини.

11. Біологічна роль Оксигену, Сульфуру, Флуору в організмі людини.

12. Біологічна роль Хлору та Йоду в організмі людини.

13. Якими якісними реакціями можна визначити присутність галогенів. Приклади.

14. Проблеми забруднення та очищення біосфери від токсичних хімічних сполук техногенного походження. Обґрунтувати.

Література:

Основна: 1. С. 278 – 304, 2. С. 327 – 408, 3. С. 11 – 24;
додаткова: 1. С. 5 – 15, 3. С. 38 – 44, 210 – 224, 257 – 282.

«Зараховано» « ____ » _____ 20 ____ р. _____

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 3.

ТЕМА: Біогенні *d*- елементи: біологічна роль, застосування в медицині

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Біологічна роль *d*-елементів обумовлена їх здатністю брати участь в реакціях комплексоутворення, гетерогенних та протолітичних реакціях. Знання будови атомів та властивостей *d*-елементів та їх сполук необхідні студентам-медикам для засвоєння багатьох розділів біохімії, фармакології, фізіології та спеціальних дисциплін. Розуміння ролі їх сполук та метаболічних реакцій неможливе без попереднього вивчення властивостей елементів та їх простих сполук.

МЕТА: вміти теоретично обґрунтувати і практично визначати за допомогою якісних реакцій *d*- елементи.

I. Теоретична частина:

1. Метали життя.
2. Електронна структура та електронегативність біогенних *d*-елементів.
3. Типові хімічні властивості *d*-елементів та їх сполук:
 - а) реакції зі зміною ступеня окиснення;
 - б) комплексоутворення.
4. Біологічна роль біогенних *d*-елементів.
5. Токсична дія *d*-елементів та їх сполук.
6. Застосування в медицині.

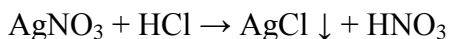
II. Лабораторна робота

Якісні реакції біогенних *d* – елементів

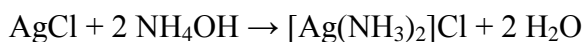
Реакції катіону аргентуму(Ag^+)

Дослід 1. Взаємодія з хлоридною кислотою

Хлоридна кислота і розчини її солей з іоном Ag^+ утворюють білий осад хлориду аргентуму:



Аргентум хлорид не розчиняється в кислотах і їдких лугах. Він легко переходить у розчин при дії на нього аміаку з утворенням комплексної сполуки:

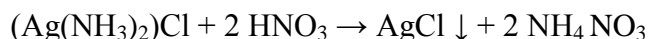


Комплексна сполука $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ легко руйнується кислотами.

Умови проведення дослідів. У пробірку налити 1-2 краплі розчину солі аргентуму і додати 1-2 краплі хлоридної кислоти, випадає білий осад. До осаду додати краплями розчин аміаку до зникнення осаду.

Висновки: _____

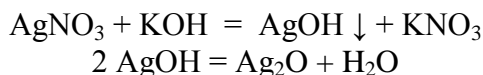
Якщо до розчину додати нітратної кислоти до кислого середовища, то знову утвориться осад аргентум хлориду.



Висновки: _____

Дослід 2. Взаємодія з їдкими лугами

Їдкі луги з іоном Ag^+ утворюють чорний осад оксиду аргентуму, нерозчинний у надлишку лугу.



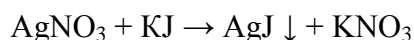
Оксид аргентуму розчиняється в аміаку, нітратній та оцтовій кислотах.

Умови проведення дослідів: У пробірку налити 1-2 краплі розчину солі аргентуму і додати 1-2 краплі їдкого лугу. Випадає чорний осад оксиду аргентуму, який розчиняється в аміаку, нітратній та оцтовій кислотах.

Висновки: _____

Дослід 3. Взаємодія з калій йодидом.

Калій (І) йодид утворює з іоном Ag^+ жовтий осад йодиду аргентуму, який не розчиняється в аміаку.



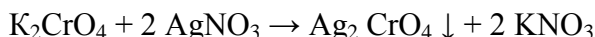
Умови проведення дослідів. У пробірку налити 2-3 краплі розчину солі аргентуму, додати 1-2 краплі калію йодиду. Випадає жовтий осад, який не розчиняється в аміаку.

Висновки: _____

Дослід 4. Взаємодія з калій хроматом

Калію хромат утворює з іоном Ag^+ цегляно-червоний осад хромату аргентуму, який розчиняється у нітратній кислоті й розчині аміаку.

Умови проведення дослідів. У пробірку налити 2-3 краплі розчину солі аргентуму, додати 3-4 краплі дистильованої води і 1-2 краплі калію хромат. Випадає червоний осад аргентуму, який не розчиняється в оцтовій кислоті:

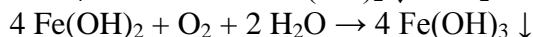
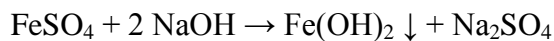


Висновки: _____

Реакції катіону заліза (II) (Fe^{2+})

Дослід 5. Взаємодія з їдкими лугами

Їдкі луги з іоном Fe^{2+} утворюють в атмосфері водню білий осад гідроксиду феруму, який під впливом кисню повітря змінює своє забарвлення і перетворюється у бурий осад гідроксиду феруму:



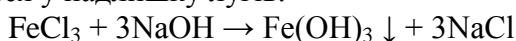
Умови проведення дослідів. Налити у пробірку 2-3 краплі розчину солі Fe^{2+} і додати 2-3 краплі розчину їдкого лугу. Утворюється білий осад, який не розчиняється в їдких лугах і розчиняється у мінеральних кислотах.

Висновки: _____

Реакції катіону заліза (III) (Fe^{3+})

Дослід 6. Взаємодія з їдкими лугами

Їдкі луги і аміак осаджують іон Fe^{3+} у вигляді червоно-бурого осаду, який добре розчиняється в кислотах і не розчиняється у надлишку лугів.

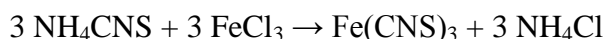


Умови проведення дослідів. У пробірку взяти 3-4 краплі розчину FeCl_3 і додати стільки ж розчину NaOH . Утворюється осад. До осаду додати хлоридної кислоти до розчинення осаду.

Висновки: _____

Дослід 7. Взаємодія з калій роданідом

Роданід калію або амонію (NH_4CNS) утворює з іоном Fe^{3+} розчин кроваво-червоного кольору комплексної солі



Умови проведення дослідів. У пробірку налити 3-4 краплі розчину FeCl_3 , додати 1-2 краплі хлоридної кислоти і 5-6 крапель реактиву.

Висновки: _____

2. Контрольні завдання.

1. Аналітичні реакції на катіони Cu^{2+} , Fe^{2+} . _____

2. Аналітичні реакції на катіони Fe^{3+} , Ag^+ . _____

3. Біологічна роль *d*-елементів в організмі.

4. Застосування сполук *d*-елементів в медицині. Лікарські препарати.

5. Які органи називають депо мікроелементів.

6. Як змінюється вміст цинку в організмі людини з віком?

7. Чому *d*-елементи називають «металами життя»?

8. Наведіть приклади сполук *d*-елементів, що застосовують у медицині.

9. Біологічна роль Феруму та Купруму в організмі людини.

10. Біологічна роль Цинку та Мангану в організмі людини.

11. Біологічна роль Кобальту, Хрому та Нікелю в організмі людини.

12. Токсична дія *d*-елементів та їх сполук.

13. Складіть електронну формулу елемента з порядковим номером 30.

14. Складіть електронну формулу елемента з порядковим номером 26.

Література:

Основна: 1. С. 304 – 312, 2. С. 408 – 445, 3. С. 13 – 24;

Додаткова: 1. С. 15 – 19, 2. С. 14 – 18, 3. С. 38 – 44, 225 – 254.

«Зараховано» «___» _____ 20__ р. _____

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 4.

ТЕМА: Комплексоутворення в біологічних системах

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Комплексні сполуки – це сполуки з особливою будовою і типом зв'язку. Значна кількість природних сполук є комплексними за будовою, властивостями та біологічною дією. Металоферменти, гемоглобін, міоглобін, вітамін В₁₂, хлорофіл-*а* – приклади фізіологічно активних речовин, що є комплексними сполуками.

МЕТА: вміти теоретично обґрунтувати і практично визначати за допомогою якісних реакцій комплексні сполуки.

І. Теоретична частина:

1. Реакції комплексоутворення. Координаційна теорія А. Вернера та сучасні уявлення про будову комплексних сполук.

2. Класифікація комплексних сполук за зарядом внутрішньої сфери та за природою лігандів. Дентантність.

3. Внутрішньокмплесні сполуки (хелати).

4. Ферум-, Кобальто-, Купрум- та цинковмісні біокмплесні сполуки. Поняття про метало-лігандний гомеостаз. Порушення гомеостазу.

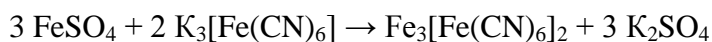
5. Кмплесони та їх застосування в медицині як антидотів при отруєнні важкими металами (хелатотерапія) та як антиоксидантів при зберіганні лікарських препаратів.

ІІ. Практична частина

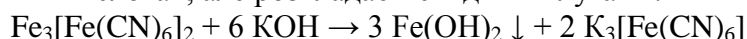
1. Лабораторна робота

Дослід 1. Одержання та властивості кмплесного іону Fe²⁺

Каліюгескаціаноферрат (ІІІ) K₃[Fe(CN)₆] з іонами Fe²⁺ утворює осад темно-синього кольору («турнбулева синь»).



Осад нерозчинний в кислотах, але розкладається їдкими лугами.

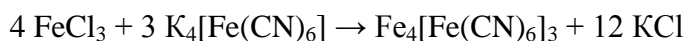


Умови проведення досліду. У пробірку взяти 3-4 краплі розчину солі Fe^{2+} і додати 1-2 краплі хлоридної кислоти (для припинення гідролізу солі) і 2-3 краплі розчину калію гексаціаноферрату(III). Утворюється темно-синій осад «турнбулевої сині». Осад дослідити на розчинність у їдких лугах.

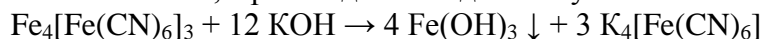
Висновки:

Дослід 2. Одержання та властивості комплексного іону Fe^{3+}

Каліюгексаціаноферрат (II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ утворює з іонами Fe^{3+} темно-синій осад "берлінської лазурі"



Осад не розчиняється в кислотах, а розкладається їдкими лугами

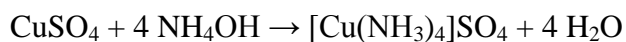


Умови проведення досліду. Взяти у пробірку 3-4 краплі розчину FeCl_3 , додати 2-3 краплі хлоридної кислоти і 3-4 краплі розчину реактиву. Утворюється темно-синій осад. До осаду додати 6-8 крапель розчину їдкого лугу до зміни кольору осаду.

Висновки:

Дослід 3. Одержання амонійного комплексу іону Cu^{2+}

Гідроксид амонію, взятий у надлишку, з іоном Cu^{2+} утворює комплексний іон, який має синьо-фіолетовий колір



Умови проведення досліду. У пробірку налити 3-4 краплі розчину солі купруму Cu^{2+} і додати краплями розчин аміаку до розчинення осаду.

Висновки:

2. Контрольні завдання:

1. Які хімічні сполуки називають комплексними? Напишіть класифікацію комплексних сполук за природою лігандів і відповідні приклади.

2. Напишіть класифікацію комплексних сполук за зарядом внутрішньої сфери і відповідні приклади.

3. Класифікуйте комплексні сполуки за природою лігандів.

4. Класифікуйте комплексні сполуки за зарядом комплексного іона.

5. Внутрішньокмплесні сполуки (хелати): визначення, приклади, значення.

6. Приведіть приклади Ферум-, Кобальт-, Купрум- та Цинк-вмісних біокмплесних сполук в організмі людини, вкажіть їх функції.

7. Що таке хелатотерапія? Що таке комплексони? Приведіть приклади комплексонів та застосування їх в медицині.

Назвіть сполуку та визначте заряд комплексного йона, ступінь окиснення та координаційне число комплексоутворювача:

1. $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]_2 (\text{SO}_4)_3$

2. $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

3. $\text{K}[\text{Al}(\text{CN})_2]$

4. $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

5. $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$

6. $K[Sb(OH)_6]$

7. $[Cr(H_2O)_6]Br$

8. $Ca[PtCl_6]$

Напишіть хімічні формули комплексних сполук. Запишіть перший ступінь дисоціації даної комплексної сполуки:

1) натрій диціаноаргентат

2) калій тетрагідроксоплюмбат(II)

3) натрій тетрайодомеркурат (II)

4) калій гексаціанохромат (III)

5) гексаамінокобальтату (III) бромід

6) натрій гексанітрокобальтат (III)

7) нітрат диакватетраміннікелю (II)

8) натрій тетрагідроксоцинкат (II)

Література:

Основна: 1. С. 32 – 39, 2. С. 42 – 52, 3. С. 119 – 127;

Додаткова :1. С. 19 – 28, 3. С. 46 – 84.

«Зараховано» «___» _____ 20__ р. _____

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 5.

ТЕМА: Величини, що характеризують кількісний склад розчинів

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Розчинами є плазма крові, слина, шлунковий сік, сеча та інші рідини людського організму. З утворенням розчинів пов'язані процеси засвоєння їжі та виведення із організму продуктів життєдіяльності. У формі розчинів у організм вводиться багато лікарських препаратів. Тому лікареві необхідні знання про величини, що характеризують кількісний склад розчинів.

МЕТА: опанувати основні теоретичні положення вчення про розчини; способи вираження концентрації розчинів та розв'язувати розрахункові задачі.

I. Теоретична частина:

1. Склад розчинів.
2. Класифікація розчинів.
3. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів:
 - 1) масова, об'ємна та мольна частки;
 - 2) молярна концентрація;
 - 3) молярна концентрація еквівалента (деци-, санти-, мілі- та мікромолі);
 - 4) молярна концентрація;
 - 5) титр.

II. Практична частина

Розрахункові задачі, які виконуються на занятті

Задача № 1

У воді об'ємом 0,2 л розчинили сіль масою 0,04 кг. Визначити масову частку солі в розчині, якщо густина води дорівнює 1 кг/л.

Задача № 2

Визначити масу розчину з масовою часткою CuSO_4 10 % і масу води, що необхідні для приготування розчину масою 0,5 кг з масовою часткою CuSO_4 2 %.

Задача № 3

Визначити молярну концентрацію розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 0,2. Густина розчину – 1,29 кг/л.

Задача № 4

Визначити молярну концентрацію еквівалента розчину, утвореного при розчиненні 0,0426 кг натрій сульфату в 0,3 кг води, якщо густина розчину дорівнює 1,12 кг/л.

Задача № 5

Водний розчин, одержаний розчиненням 5 г глюкози ($M = 180$ г/моль) у 95 г води, є ізотонічним плазмі крові. Визначити масову та молярну частки глюкози в розчині (густина одержаного розчину 1,018 г/л).

1. Контрольні завдання:

1. Розрахувати число еквівалентності та молярну масу еквівалентів для H_2SO_4 , NaOH , Na_2CO_3 , H_3PO_4 , Na_2SO_4 , H_3BO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, H_2SiO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ у реакціях, які йдуть до кінця.

2. Скільки грамів калій хлориду потрібно додати до 450 г 8%-ого розчину тієї самої солі, щоб одержати 12%-ий розчин?

3. Із 10 кг 20%-ого розчину при охолодженні виділилося 400 г солі. Чому дорівнює відсоткова концентрація охолодженого розчину?

4. До 3 л 10%-ого розчину HNO_3 (густиною $1,054$ г/см³) додали 5 л 2%-ого розчину тієї самої кислоти (густиною $1,009$ г/см³). Обчислити відсоткову і молярну концентрації одержаного розчину, об'єм якого дорівнює 8 л.

5. Скільки молів води необхідно додати до 1,6 кг 25%-ого розчину натрій гідроксиду для одержання 16%-ого розчину?

6. В одному літрі (дм³) розчину міститься 10,8 г сульфатної кислоти. Яка молярна і нормальна концентрація цього розчину? Кислоту вважати двохосновною.

7. Розчин калій нітрату містить 192,6 г KNO_3 в одному літрі (густиною $1,14 \text{ г/см}^3$). Розрахувати масову частку солі в розчині і молярну концентрацію розчину.

8. Обчислити масову частку сульфатної кислоти в її 5 М розчині (густиною $1,29 \text{ г/см}^3$).

9. Для розчинення деякої маси крейди (кальцій карбонату) витрачено 35 мл $1,025 \text{ н.}$ розчину хлоридної кислоти. Обчислити масу взятого кальцій карбонату.

10. Обчислити молярну концентрацію еквівалента (нормальність) 18 % розчину натрій гідроксиду (густиною $1,203 \text{ г/см}^3$)

11. Розчин приготували розчиненням 20 грамів йоду I_2 в 500 г чотирьох хлористого вуглецю CCl_4 . Обчислити мольну і масову частку йоду в цьому розчині.

12. Розчин, утворений розчиненням 5,0 г толуолу C_7H_8 в 225 г бензолу C_6H_6 має густину $0,876 \text{ г/см}^3$. Обчислити відсоткову і молярну концентрації цього розчину.

13. Який об'єм розчину кислоти з еквівалентною концентрацією $0,2 \text{ моль/л}$ потрібний для нейтралізації 50 см^3 розчину, що містить 0,40 г натрій гідроксиду? Для розв'язання використати закон еквівалентів.

14. Який об'єм 10% розчину натрій карбонату (густина $1,105 \text{ г/см}^3$) потрібно взяти для приготування 5 л 2% розчину (густина $1,020 \text{ г/см}^3$)?

Література:

Основна: 1. С. 83 – 89, 2. С. 105 – 111, 3. С. 27 – 32.

Додаткова: 1. С. 29 – 32, 3. С. 90 – 100.

«Зараховано»

«___» _____ 20___ р.

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 6.

ТЕМА: Приготування розчинів

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Розчини з молекулярним та іонним характером дисперсності розчиненої речовини – справжні розчини – найважливіша складова частина біологічних рідин. Водні розчини електролітів та низькомолекулярних речовин забезпечують постійний осмотичний тиск, активну реакцію середовища, буферні властивості рідин організму, регулюють величини мембранних потенціалів, активність ферментів тощо. Використання розчинів з різним вмістом розчиненої речовини в лікарській практиці вимагає вміння приготувати розчини необхідної концентрації для практичного використання.

МЕТА: експериментальне приготування розчину з заданою концентрацією.

I. Теоретична частина:

1. Розчини в життєдіяльності.
2. Ентальпійний та ентропійний фактори розчинення та їх зв'язок з механізмом розчинення.
3. Розчинність газів у рідинах та її залежність від різних факторів. Закони Генрі та Дальтона.
4. Вплив електролітів на розчинність газів (закон Сеченова). Розчинність газів у крові. Кесонна хвороба.
5. Розчинність рідин та твердих речовин. Розподіл речовин між двома рідинами, що не змішуються. Закон розподілу Нернста, його значення в явищі проникності біологічних мембран.
6. Приготування розчинів заданого складу.

II. Практична частина

1. Лабораторна робота

Дослід 1. Приготування розчину із заданою масовою часткою речовини.

Приготувати 200 г 5% -го розчину натрій хлориду з кристалічної солі і води. Для цього:

а) зробіть необхідні розрахунки:

б) зважте на технохімічних терезах з точністю до 0,01 г розраховану наважку і розчиніть її в склянці у необхідному об'ємі води. Готовий розчин перемішайте до повного розчинення наважки.

Дослід 2. Приготування розчину молярної концентрації.

Приготувати 100мл 0,1 М розчину натрій хлориду з кристалічної солі і води. Для цього:

а) зробіть необхідні розрахунки:

б) зважте на терезах з точністю до 0,01 г розраховану масу наважки і через лійку пересипте її в мірну колбу об'ємом 100 мл (у колбу перед цим влийте невеликий об'єм дистильованої води), ретельно змийте з лійки дистильованою водою залишки солі. Наважку в колбі розчиніть у невеликому об'ємі дистильованої води, потім долийте води до мітки колби, закрийте пробкою і добре перемішайте.

II. Контрольні завдання:

1. Розчини в життєдіяльності.

2. Охарактеризуйте ентальпійний фактор розчинення.

3. Охарактеризуйте ентропійний фактор розчинення.

4. Вільна енергія Гіббса. Запишіть рівняння Гіббса та його аналіз (ентальпійний та ентропійний фактори розчинення та їх зв'язок з механізмом розчинення).

5. Поясніть залежність розчинності газів від температури. Приведіть приклади.

6. Залежність розчинності газів від тиску. Закон Генрі.

7. Перший закон Дальтона для газових сумішей.

8. Другий закон Дальтона для газових сумішей.

9. Розчинення газів у крові. Кесонна хвороба. _____

10. Вплив електролітів на розчинність газів (закон Сеченова). _____

11. Класифікація та характеристика розчинності рідин у рідинах.

12. Закон розподілу Нернста. Практичне застосування.

13. Залежність розчинення твердих речовин у воді від природи розчиненої речовини.

14. Залежність розчинення твердих речовин у воді від природи розчинника та температури.

15. Закономірності розчинення органічних речовин у полярних розчинниках.

Література:

Основна: 1. С. 83 – 91, 2. С. 113 – 119, 3. С. 32 – 39.

Додаткова: 1. С. 29 – 35, 3. С. 100 – 111.

«Зараховано» « ____ » _____ 20 ____ р. _____

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ №7.

ТЕМА: Кислотно-основна рівновага в організмі

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Кислоти, основи та солі є найпоширенішими речовинами в природі. Біохімічні процеси в організмі людини проходять у водних розчинах. При цьому водне середовище може бути нейтральним, кислим чи основним. Організм успішно підтримує кислотно-основну рівновагою і рН біологічних рідин залишається сталим, що забезпечує його гомеостаз. Знання рН біологічних рідин дозволяє виявити патологічні зміни в організмі, попереджувати хвороби.

МЕТА: Знати основи кислотно-основного балансу організму, навчитися оцінювати та прогнозувати процеси, які залежать від зміни реакції середовища.

I. Теоретична частина:

1. Електроліти в організмі людини. Ступінь та константа дисоціації слабких електролітів. Властивості розчинів сильних електролітів.
2. Типи протолітичних реакцій. Реакції нейтралізації, гідролізу та іонізації.
3. Гідроліз солей.
4. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури.
5. Константа гідролізу.

II. Практична частина

1. Лабораторна робота

Дослід 1. Реакції з утворенням малодисоційованої сполуки:

- 1) У пробірку налити 3-4 мл розчину натрій гідроксиду, додати 2-3 краплі фенолфталеїну. Потім долити розчин сульфатної кислоти до знебарвлення.
- 2) У пробірку налити біля 2–3 мл купрум (II) сульфату і додати розчин натрій гідроксиду до утворення осаду. Потім долити сульфатну кислоту. До розчинення осаду. Пояснити явища, які відбуваються, і записати відповідні рівняння реакцій.

Висновки: _____

Дослід 2. Зміщення рівноваги у розчині амоніаку.

До розчину амоніаку додати 1–2 краплі фенолфталеїну. Забарвлений розчин розлити порівну в 4 пробірки. В першу додати трохи кристалічного амоній ацетату, В другу – розбавленого розчину HCl, третю нагріти до кипіння, а четверту залишити для порівняння. Спостерігати та пояснити, як впливає додавання $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, HCl і нагрівання на зміщення рівноваги в системі амоніак – вода.

Висновки: _____

Дослід 3. Вплив природи солі на реакцію середовища.

У 4 пробірки налити по 2–3 мл розчинів Na_2CO_3 , ZnSO_4 , NaCl і $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Дослідити реакцію середовища даних розчинів за допомогою універсального індикаторного папірця, розчинів індикаторів метилового оранжевого і фенолфталеїну. Результати досліджень записати в таблиці.

Таблиця

Розчин солі	Забарвлення індикатора			Реакція середовища	Величина рН розчину
	універсальний індикаторний папірець	метиловий оранжевий	фенол - фталеїн		
Na_2CO_3					
ZnSO_4					
NaCl					
$\text{CH}_3\text{COONH}_4$					

Чи всі солі піддаються гідролізу? Скласти рівняння гідролізу в молекулярній та йонній формі.

Висновки: _____

Дослід 4. Вплив температури на ступінь гідролізу.

У дві пробірки налити по 2–3 мл розчину натрій ацетату і додати 2–3 краплі фенолфталеїну. Одну із пробірок з розчином нагріти до кипіння. Порівняти забарвлення холодного та гарячого розчинів. Охолодити пробірку під струменем води і спостерігати зміну забарвлення розчину. Пояснити спостереження та написати рівняння реакції.

Висновки: _____

Дослід 5. Вплив розведення на гідроліз солей.

До 1–2 мл розчину стибій (III) хлориду долити 2–3 мл води. Пояснити причину випадання осаду. Написати рівняння реакції, беручи до уваги, що утворюється спочатку основна сіль $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$, яка розкладається з утворенням SbOCl , що випадає в осад.

Висновки: _____

2. Контрольні завдання

1. Які солі піддаються гідролізу: натрій хлорид, амоній сульфат; калій нітрат, кальцій ацетат; калій ціанід, натрій карбонат; амоній ацетат, натрій сульфат. Вказати вид середовища, що утворюється при розчиненні.

2. Пояснити залежність ступеня гідролізу від температури і концентрації солі.

3. Обчислити рН 1 %-ого розчину хлоридної кислоти. Обчислити рН 0,5 М розчину амоній гідроксиду $K_d=1,85 \times 10^{-7}$

4. Як зміниться рН розчину нітратної кислоти із $C_H=0,1$ моль/л ($\alpha=0,86$), якщо до 10 мл цього розчину долити 50 мл води.

5. Обчислити рН розчину, який одержали після змішування однакових об'ємів розчину сульфатної кислоти з $C_H=0,2$ моль/л і розчину натрій гідроксиду з $C_H=0,5$ моль/л. Яка реакція середовища в розчині в результаті гідролізу солі CuCl_2 ?

6. Яка сіль гідролізується і чому KCl чи K_3PO_4 ?

7. Що таке активна кислотність?

8. Що таке алкалоз?

9. Обчислити рН сантимольярного розчину NaOH ($\alpha=1$).

10. Обчислити $[\text{H}^+]$, якщо $\text{pH} = 5,3$.

11. рН секрету підшлункової залози дорівнює 8,5. Чому дорівнює молярна концентрація йонів гідроксиду рОН?

12. Молярна концентрація йонів гідроксиду шлункового соку дорівнює 10^{-12} моль/л. Чому дорівнює рН?

«Зараховано» «____» _____

Література

Основна: 1. (С. 104 – 108, 112 – 120); 2. (С. 134 – 140, 145 – 155); 3. (С. 43 – 49).

Додаткова: 1. (С. 42 – 45); 3. (С. 129 – 138, 143 – 161).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 8.

ТЕМА: Водневий показник біологічних рідин

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Знання закономірностей, які визначають концентрацію іонів гідрогену, дають можливість прогнозувати процеси в живому організмі і сприяють засвоєнню фізіології, біохімії, а також є важливою умовою успішної діяльності лікаря. Біологічні рідини організму – кров, лімфа, шлунковий сік, сеча, слина то-що мають різні значення рН у нормі. Зміна складу біологічних рідин, у тому числі показника рН, характеризує порушення функцій органів. рН біологічних рідин впливає на активність ферментів та гормонів, що регулюють біохімічні перетворення в крові та відповідних органах. Зміна рН крові порушує структуру й функції ферментів і гормонів, що порушує регуляцію обміну речовин, викликає накопичення недоокислених токсичних продуктів, отруєння і може призвести до смерті.

Визначення рН дозволяє виявити різні види патології, правильно визначити діагноз та обґрунтовано проводити профілактичні та лікувальні заходи.

МЕТА: на підставі водневого показника робити висновки щодо кислотності біологічних рідин, знати форми порушення кислотно-основної рівноваги.

I. Теоретична частина:

1. Водно-електролітний баланс - необхідна умова гомеостазу.
2. Дисоціація води. Йонний добуток води.
3. Водневий показник рН.
4. Значення рН для різних рідин людського організму в нормі та при патології.

II. Практична частина

Лабораторна робота

Дослід1. Визначення водневого показника середовища індикаторами:

За величиною рН зробити висновок про кислотність середовища у відповідній біологічній рідині.

Висновки: _____

2. Контрольні завдання

1. Вказати, як пов'язані між собою значення рН і рОН у розчині: _____

2. Пояснити, як може впливати зміна рН біологічної рідини на фізіологічні процеси.

3. Пояснити, чому знижується рН у зоні запалення: _____

4. рН секрету підшлункової залози дорівнює 8,5. Чому дорівнює молярна концентрація йонів гідроксиду рОН? _____

5. рН шлункового соку дорівнює 2. Розрахувати $c(H^+)$, $c(OH^-)$ а також рН його при розведенні в 10 та 100 разів. _____

6. Молярна концентрація йонів Гідрогену шлункового соку дорівнює 10^{-2} моль/л. Чому дорівнює рОН? _____

7. Обчислити рН 1 %-ного розчину нітратної кислоти.

8. Обчислити рН 0,7 М розчину амоній гідроксиду ($K_d = 1,85 \cdot 10^{-5}$).

9. Як зміниться рН розчину хлоридної кислоти з $C_H = 0,1$ моль /л ($\alpha = 0,96$), якщо до 10 мл цього розчину долити 50 мл води. _____

10. Обчислити рН розчину, який одержали після змішування однакових об'ємів розчину сульфатної кислоти з $C_H = 0,1$ моль/л та розчину натрій гідроксиду з $C_H = 0,4$ моль /л.

11. Яка реакція середовища розчину в результаті гідролізу солі FeCl_3

12. Кислотність шлункового соку в основному зумовлена соляною кислотою, масова концентрація якої біля 1 %. Знайти концентрацію $[\text{H}^+]$ в ммоль / дм^3 .

«Зараховано» «___» _____

Література

Основна: 1. (С. 108 – 112); 2. (С. 140 – 145); 3. (С. 41 – 43, 45 – 46).

Додаткова: 1. (С. 38 – 42); 3. (С. 138 – 143).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 9.

ТЕМА: Основи титриметричного аналізу

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Діагностика багатьох захворювань, перш за все базується на даних клінічних, біохімічних, фізико-хімічних методів аналізу. Одним з основних методів аналізу є титриметричний аналіз. Перманганатометрію застосовують у клінічних лабораторіях для визначення вмісту в крові різних речовин: сечової кислоти, йонів Кальцію, Калію, ферменту каталази. У гігієнічній практиці використовують цей метод для дослідження питної та стічних вод. Йодометрія – один із титриметричних методів аналізу, який застосовують у клінічних лабораторіях для визначення вмісту в крові цукру і окислювального ферменту пероксидази; у санітарно-гігієнічних лабораторіях – для визначення «активного» хлору у хлорному вапні, залишкового хлору у питній воді тощо. Аргентометрію використовують у практиці клінічних лабораторій для визначення хлоридів у біологічних рідинах (кров, сеча, шлунковий сік), для аналізу питної води. Методом комплексонометрії визначають вміст катіонів багатьох металів у лікарських препаратах, біологічних рідинах і тканинах організму, йонів Mg^{2+} Ca^{2+} у питній воді, катіонів важких металів у різних об'єктах.

МЕТА: На основі знань фізико-хімічних властивостей речовин, розчинів навчити студентів основних прийомів і методів титриметричного аналізу, зокрема, методу нейтралізації.

I. Теоретична частина:

1. Основи титриметричного аналізу.
2. Класифікація методів титрування.
3. Застосування методу в медичній практиці.
4. Метод кислотно-основного титрування.
5. Кислотно-основні індикатори.

II. Практична частина

1. Лабораторна робота

Дослід 1. Титрування сильної кислоти лугом.

Заповнити бюретку 0,1 н. розчином KOH . У колбочку для титрування внести піпеткою певний об'єм 0,1 н. розчину HCl , додати 1–2 краплі метилового оранжевого і проводити титрування до зміни забарвлення індикатора з рожевого у оранжеве від однієї краплі розчину лугу.

Титрування повторити три рази (розходження не повинні перевищувати $0,2 \text{ см}^3$) і розрахувати середній об'єм. Одержані дані занести в протокол. Провести аналогічне титрування, використовуючи замість метилоранжу фенолфталеїн до появи блідо-рожевого забарвлення від однієї краплі розчину KOH . Побудувати криві титрування, за їх допомогою зробити висновок про можливість використання цих індикаторів для даної системи.

Таблиця

Титрування	Об'єм розчину сильної	Об'єм витраченого розчину лугу, мл	Середнє значення об'єму лугу, мл
------------	-----------------------	------------------------------------	----------------------------------

	КИСЛОТИ, МЛ		
1-е визначення, метилоранж			
2-е визначення, метилоранж			
3-е визначення, метилоранж			
1-е визначення ф/ф			
2-е визначення ф/ф			
3-е визначення ф/ф			

Висновки: _____

Дослід 2. Титрування слабкої кислоти лугом.

Заповнити бюретку 0,1 н. розчином КОН. У колбочку для титрування внести піпеткою певний об'єм 0,1 н. розчину СНЗСООН, додати 1–2 краплі метилового оранжевого і проводити титрування до зміни забарвлення індикатора з рожевого у оранжеве від однієї краплі розчину лугу. Титрування повторити три рази (розходження не повинні перевищувати 0,2 см³) і розрахувати середній об'єм. Одержані дані занести в протокол. Провести аналогічне титрування, використовуючи замість метилоранжу фенолфталеїн до появи блідо-рожевого забарвлення від однієї краплі розчину КОН. Побудувати криві титрування (як у досліді) 1 і зробити висновок про можливість використання цих індикаторів для даної системи.

Титрування	Об'єм розчину слабкої кислоти, мл	Об'єм витраченого розчину лугу, мл	Середнє значення об'єму лугу, мл
1-е визначення, метилоранж			
2-е визначення, метилоранж			
3-е визначення, метилоранж			
1-е визначення ф/ф			
2-е визначення ф/ф			
3-е визначення ф/ф			

Висновки: _____

Дослід 3. Визначення масової частки оцтової кислоти

За допомогою піпетки відібрати 10,0 мл розчину оцтової кислоти і перенести в конічну колбу ємністю 50 – 100 мл, додати 2 – 3 краплі фенолфталеїну і титрувати з бюретки робочим розчином натрій гідроксиду до появи блідо-рожевого забарвлення. Визначити (за шкалою бюретки) об'єм робочого розчину лугу, витраченого на титрування.

Повторити титрування ще двічі та з одержаних результатів вирахувати середнє арифметичне значення об'єму NaOH $V_{\text{сер}}(\text{NaOH})$:

$$V_{\text{сер}}(\text{NaOH}) = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3},$$

де V_1, V_2, V_3 – об'єми розчину NaOH у паралельних титруваннях, мл.

Розрахунок масової частки оцтової кислоти

1) обчислення молярної концентрації еквівалента оцтової кислоти в розчині:

$$C(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{C(\text{NaOH}) \cdot V_{\text{сер}}(\text{NaOH})}{V(\text{CH}_3\text{COOH})},$$

де $C(\text{NaOH})$ – молярна концентрація розчину NaOH, моль/л;

$V(\text{CH}_3\text{COOH})$ – об'єм розчину оцтової кислоти, що був узятий для титрування, мл;

2) обчислення маси оцтової кислоти в одному літрі розчину

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = C(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot M_{\text{екв}}(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot V,$$

де $M_{\text{екв}}(\text{CH}_3\text{COOH})$ – молярна маса еквівалента CH_3COOH , г/моль;

$V = 1\text{ л}$ – об'єм розчину кислоти;

3) обчислення масової частки оцтової кислоти в наважці (наважка – це певна маса концентрованої оцтової кислоти, з якої готують 1 л розчину, що досліджується):

$$W(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{m(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot 100\%}{m(\text{наважки})}.$$

Висновки: _____

2. Контрольні завдання

1. У чому полягає процес титрування? Дайте аналіз принципів методів титриметричного аналізу. _____

2. Які розчини називають титрованими? _____

3. Що називається точкою еквівалентності, точкою нейтральності? В яких випадках вони співпадають, а в яких ні? Як визначають точку еквівалентності? _____

4. Які реакції лежать в основі методів об'ємного аналізу? Вимоги, які ставляться до них. _____

5. На якому законі ґрунтуються обчислення результатів титриметричного аналізу? Запишіть формулу. _____

6. Що таке кислотно-основні індикатори згідно теорії Оствальда? _____

7. Що називається інтервалом переходу забарвлення індикатора? _____

8. Що таке криві титрування і як за їх допомогою обирають індикатор?

9. Які речовини можна визначити за допомогою методів нейтралізації (алкаліметрія, ацидиметрія)? _____

10. Назвіть робочі розчини (титранти), які застосовують у методі нейтралізації. Як їх готують? _____

11. Які речовини є вихідними у методі нейтралізації? Перерахувати вимоги, яким вони повинні відповідати. _____

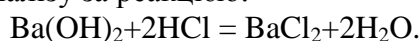
12. Які індикатори можна використати при титруванні хлоридної, фосфатної кислот, амоній хлориду? _____

13. Які є види кислотності шлункового соку і у яких одиницях її виражають? Визначити загальну кислотність шлункового соку, якщо на титрування 10 мл його витрачено 13,6 мл 0,0485 л. розчину лугу. _____

14. На титрування 25,0 мл розчину аміаку витрачено 25,05 мл розчину з молярною концентрацією еквівалента HCl 0,1244 моль/л. Визначити масу аміаку в 1 л розчину. _____

15. Розрахуйте масу калій гідроксиду у розчині, якщо на титрування 10 мл цього розчину витрачено 10,63 мл розчину сульфатної кислоти з молярною концентрацією 0,02 моль/л. _____

16. За якою формулою обчислюють молярну концентрацію еквівалента барій гідроксиду, згідно з даними титриметричного аналізу за реакцією:



«Зараховано» «____» _____

Література

Основна: 1. (С. 120 – 129); 2. (С. 50 – 56).

Додаткова: 1 (С. 35 – 38); 3. (С. 315 – 363).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 10.

ТЕМА: Буферні системи, їх біологічна роль

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Одним з найважливіших аспектів гомеостазу організму людини є підтримування постійного значення рН, що здійснюється буферними системами та фізіологічними механізмами. Буферні системи регулюють концентрацію іонів Гідрогену та гідроксид-іонів а також перебіг реакцій, що залежать від величини рН. Знання про буферні системи необхідні при вивченні біохімії, фізіології, фармакології та клінічних дисциплін.

МЕТА: навчитися оцінювати дію буферних систем у підтримці певного значення рН; готувати буферні системи з певним значенням рН та використовувати знання про механізм дії буферних систем для прогнозування біохімічних процесів в біологічних рідинах під час зміни реакції середовища.

I. Теоретична частина:

1. Класифікація буферних розчинів.
2. Механізми дії буферних систем.
3. рН буферних розчинів (рівняння Гендерсона-Гассельбаха).
4. Буферні системи крові:
 - а) бікарбонатний (гідрогенкарбонатний) буфер;
 - б) фосфатний буфер;
 - в) білкові буферні системи.
5. Поняття про кислотно-основний стан (КОС) крові.
6. Буферна ємність та фактори, від яких вона залежить.

II. Практична частина

1. Лабораторна робота

Дослід 1. Вплив кислоти та лугу на рН буферного розчину.

У пробірку внести 5 мл розчину CH_3COOH із $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л та 5 мл розчину CH_3COONa із $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л. Одержану буферну систему розлити порівну в 3 пробірки. В першу пробірку додати 3 краплі розчину HCl із $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л, в другу - 3 краплі розчину NaOH із $C_{\text{H}}=0,1$ моль / л. У кожну пробірку внести по 2 кр. Індикатору метилового червоного. Порівняйте забарвлення розчинів, напишіть рівняння реакцій, зробіть висновки.

Висновки _____

Дослід 2. Вплив розведення на рН буферного розчину.

Приготувати буферну систему (див. Дослід 1) і розлити порівну в дві пробірки. У першу пробірку додати 1 мл води. У кожну пробірку внести по 2 кр. індикатора метилового червоного. Порівняйте забарвлення розчинів, зробіть висновки.

Висновки

2. Контрольні завдання

1. Дайте визначення поняттю «буферна система». _____

2. Запишіть класифікацію буферних систем, формули.

3. Пояснити, чому при додаванні невеликої кількості сильної кислоти до гідрогенкарбонатної буферної системи її рН практично не змінюється.

4. Вказати, від яких факторів залежить рН буферної системи.

5. Механізм дії буферних систем. Запишіть рівняння реакцій.

6. Буферні системи організму людини. Запишіть формули і назви компонентів.

7. Пояснити, на чому ґрунтується механізм буферної дії фосфатної буферної системи.

8. Вказати, від яких факторів залежить величина буферної ємності.

9. Основне рівняння буферних систем. Формула Гендерсона-Хассельбаха.

10. Пояснити, як називається порушення кислотно-основної рівноваги, що виникає при тривалому сповільненому видиханні вуглекислого газу.

11. Розрахувати рН буферного розчину, що був приготований з 0,04 л розчину аміаку з концентрацією 0,15 моль/л та 0,02 л розчину амоній хлориду з концентрацією 0,25 моль/л; $pK_{\text{NH}_4\text{OH}} = 4,74$.

12. Яка буферна ємність фосфатної буферної системи за лугом, якщо після титрування 10,0 мл її затрачено 5,3 мл 0,01 моль/л розчину калій гідроксиду при зміні рН на 1.

13. Розрахуйте буферну ємність гідрогенкарбонатної буферної системи плазми крові за кислотою, якщо при додаванні до 25 мл цього розчину 14,3мл хлоридної кислоти з молярною концентрацією 0,05 моль/л рН розчину змінилось з 7,4 до 6,7.

14. Розрахувати об'єми 0,1 М розчинів CH_3COOH і CH_3COONa , які необхідно змішати, щоб приготувати 200 мл буферного розчину з $\text{pH} = 5,24$. Розрахувати рН буферного розчину, одержаного при змішуванні 40 мл 0,1 М розчину H_2CO_3 та 60 мл 0,1 М розчину NaHCO_3 . Константа йонізації H_2CO_3 дорівнює $4,4 \cdot 10^{-7}$.

«Зараховано» «___» _____

Література

Основна: 1. (С. 129 – 139); 3. (С. 56 – 67).

Додаткова: 1. (С. 45 – 52); 3. (С. 161 – 176).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 11.

ТЕМА: Колігативні властивості розчинів

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Знання колігативних властивостей розбавлених розчинів дає можливість аналізувати такі явища як дифузія, осмос, тургор, перехід речовини через біологічні мембрани, йонообмін організму, гемоліз, мембранна рівновага.

МЕТА: навчитися аналізувати взаємозв'язок між колігативними властивостями і концентрацією розчинів; застосовувати теоретичні положення осмотичних явищ для пояснення процесів в організмі людини.

I. Теоретична частина:

1. Колігативні властивості розведених розчинів неелектролітів:
 - а) відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином. Закон Рауля;
 - б) підвищення температури кипіння та зниження температури замерзання розчину, в порівнянні з розчинником.
 - в) використання осмометрії та кріометрії у медико-біологічних та лабораторно – діагностичних дослідженнях.
 - г) осмос; осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Гемоліз та плазмоліз.
2. Колігативні властивості розведених розчинів електролітів:
 - а) Ізотонічний коефіцієнт.
 - б) Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини в медичній практиці.
 - в) Роль осмосу в біологічних системах.
3. Властивості напівпроникних мембран.
4. Онкотичний тиск плазми крові.

II. Практична частина

Дослід 1. Спостереження осмосу.

Осмометр заповнити розчином цукру, який забарвлений фуксином, і занурити в посудину із водою. Відмітити початковий рівень розчину в осмометрі, а потім через 0,5 год. Пояснити явище, яке ви спостерігаєте. Зобразьте схематично осмометр і результати дослідів.

Дослід 2. Приготування ізотонічного розчину

1. Приготувати 500 г розчину, ізотонічного крові, з масовою часткою NaCl 0,9 %.

1. Проведення розрахунків:

Розрахунок маси NaCl, необхідної для приготування ізотонічного розчину проводимо за формулою для визначення масової частки.

$$W(\text{розч.реч}) = \frac{m(\text{розч.реч})}{m(\text{розчину})} \times 100\%$$

Розрахуйте масу води, необхідну для приготування розчину:

2. Приготуйте розчин масової концентрації:

Розраховану наважку речовини зважити на технохімічних терезах, перенести її в будь-який немірний посуд та додати розраховану кількість води. Готовий розчин перемішати до розчинення наважки.

2. Розрахувати, яку масу NaCl необхідно взяти для приготування 200 г розчину, ізотонічного крові

3. Розрахувати, яку масу глюкози необхідно взяти для приготування 100 г 4 % розчину, ізотонічного крові.

4. Розрахувати, яку масу води необхідно взяти для приготування 50 мл 0,9 % розчину NaCl.

2. Контрольні завдання:

1. Які властивості розчинів належать до колігативних? Дайте визначення і назвіть властивості. _____

2. Напівпроникні мембрани (визначення, приклади). _____

3. Осмотичний закон Вант-Гоффа (формулювання), рівняння для неелектролітів та електролітів. _____

4. Ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа, його зв'язок із ступенем дисоціації.

5. Які розчини називають: а) ізотонічними; б) гіпотонічними; в) гіпертонічними?

Наведіть приклади ізотонічних та гіпертонічних розчинів та вкажіть застосування їх у медицині.

6. Біологічне значення осмосу: ізоосмія, гемоліз, плазмоліз, тургор, осмотичний та онкотичний тиск крові, осмотична концентрація крові. _____

7. Осмотичний тиск плазми крові. Онкотичний тиск. Причини і наслідки порушень.

8. Сформулювати закони Рауля, написати їх математичні вирази.

9. Кріометрія, ебуліометрія. Їх застосування в медико-біологічних дослідженнях.

10. Що відбувається з еритроцитами, вміщеними в 1 %-ний розчин глюкози ?

11. Які осмотичні явища відбуваються, коли людина з їсть багато солоного?

12. Розчин, що містить у 500 мл води 18 г розчиненої речовини, має осмотичний тиск при 0°C $0,0456\text{ МПа}$. Розрахувати молярну масу розчиненої речовини.

13. Осмотичний тиск плазми крові людини при 37°C складав $0,77\text{ МПа}$. Яку масу сахарози треба взяти для приготування $0,5\text{ л}$ розчину, ізотонічного крові?

14. Розрахувати осмотичний тиск розчину сечовини із $C_x = 0,2\text{ моль/л}$ за температури 0°C .

15. Розрахувати $P_{\text{осм}}$. Розчину глюкози з масовою часткою 5% , $t = 37^{\circ}\text{C}$, $\rho = 1\text{ г/мл}$.

16. Розрахувати $P_{\text{осм}}$. Розчину натрію хлориду із масовою часткою $5,85\%$ при 0°C . Ступінь дисоціації натрію хлориду $0,96$, а $\rho = 1,04\text{ г/мл}$.

«Зараховано» «____» _____

Література

Основна: 1. (С. 93 – 104; 2. (С. 119 – 133); 3. (С. 69 – 76).
Додаткова: 1. (С. 52 – 58); 2. (С. 50 – 56); 3. (С. 111 – 126).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 12.

ТЕМА: Розрахункові та ситуаційні задачі. Контроль практичних навичок з Модуля 1 «Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах»

МЕТА: Закріпити знання з практичних навичок та удосконалити вміння розв'язувати розрахункові та ситуаційні задачі до Модуля 1.

І. Теоретична частина:

Перелік практичних навичок:

1. Правила техніки безпеки роботи в хімічній лабораторії. Перша до-помога при нещасних випадках.
2. Види та призначення хімічного посуду.
3. Правила роботи з мірним хімічним посудом.
4. Навести приклади електронних формул атомів та йонів для *s*-, *p*- та *d*-елементів.
5. Навести приклади молекулярних формул кислот, основ, солей, комплексних сполук, дати їм назви.
6. Навести приклади визначення ступенів окиснення атомів елементів у кислотах, основах, солях, комплексних сполуках.
7. Проведення хімічної реакції якісного визначення йона Кальцію, сульфат-йону та йона Феруму(III) у розчині.
8. Пояснити порядок приготування розчину з певною масовою часткою.
9. Пояснити порядок приготування розчину з певною молярною концентрацією.
10. Пояснити процес визначення рН сироватки крові за допомогою рН-метра та індикаторами.
11. Пояснити процес приготування фосфатного буферного розчину із заданим значенням рН.
12. Пояснити, як розраховувати рН буферної системи.
13. Пояснити, як визначити буферну ємність буферного розчину за кислотою і за лугом.
14. Пояснити процес приготування ізотонічних розчинів. Назвати розчини, ізотонічні плазмі крові.

II. Практична частина:

Типи ситуаційних та розрахункових задач: дивись контрольні завдання до кожного практичного заняття, що містить Модуль 1.

«Зараховано» « ____ » _____ 20 ____ р. _____

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 13.

ТЕМА: ПМК № 1 «Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах»

МЕТА: закріпити знання студентів з теоретичних питань, ситуаційних та розрахункових задач, що включає Модуль 1.

Перелік теоретичних питань до Модуля 1.

1. Електронна структура біогенних елементів. Типові хімічні властивості елементів та

їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення, зі зміною ступеня окиснення, комплексоутворення). Зв'язок між місцезнаходженням *s*-, *p*-, *d*-елементів у періодичній системі та їх вмістом в організмі.

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

3. Внутрішньокмплесні сполуки. Поліядерні комплекси. Кмплесні сполуки в біологічних системах. 1. Розчини в життєдіяльності. Ентальпійний та ентропійний фактори розчинення та їх зв'язок з механізмом розчинення.

4. Розчинність газів у рідинах та її залежність від різних факторів. Закон Генрі-Дальтона. Вплив електролітів на розчинність газів (закон Сеченова). Розчинність газів у крові.

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

6. Рівновага в розчинах електролітів.

7. Дисоціація води. Іонний добуток води. рН біологічних рідин.

8. Типи протолітичних реакцій. Реакції нейтралізації, гідролізу та іонізації.

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

10. Основи титриметричного аналізу. Метод кислотно-основного титрування. Кислотно-основні індикатори.

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

12. Механізм дії буферних систем.

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

14. Колігативні властивості розбавлених розчинів: відносно зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином; Закон Рауля; зниження температури замерзання; підвищення температури кипіння. Кріометрія та ебуліометрія.

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

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

МОДУЛЬ 2. «РІВНОВАГИ В БІОЛОГІЧНИХ СИСТЕМАХ НА МЕЖІ ПОДІЛУ ФАЗ»

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 14.

ТЕМА: Теплові ефекти хімічних реакцій. Направленість процесів.

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: знання основ хімічної термодинаміки необхідні для розуміння енергетики біохімічних процесів. Розрахунок теплового ефекту використовується у дієтології для визначення калорійності харчових продуктів.

МЕТА: вміти проводити термохімічні розрахунки для оцінки калорійності харчових продуктів; навчитись теоретично розраховувати та експериментально визначати теплові ефекти хімічних реакцій і процесів.

Теоретична частина:

1. Основні поняття хімічної термодинаміки: система, параметри системи, функції стану системи, процеси, теплота, робота, внутрішня енергія, ентальпія.
2. Перший закон термодинаміки, його біологічне значення.
3. Термохімія. Тепловий ефект хімічної реакції. закон Гесса і слідства з нього.
4. Другий закон термодинаміки, його біологічне значення.
5. Ентропія, фактори, що впливають на її величину. Роль ентропійного фактора для характеристики системи і процесів.
6. Енергія Гіббса, її значення для термодинамічних розрахунків. Вплив ентропійного і ентальпійного факторів на можливість самовільного проходження процесу.

- Особливості енергетичного обміну в живих організмах як відкритих системах. Макроергічні сполуки.
- Енергетичні супряження в живих системах: екзергонічні та ендергонічні процеси в організмі.

II. Практична частина

1. Лабораторна робота

Визначення ентальпії гідратації сульфату міді (II)

Теплові ефекти, що супроводжують хімічні реакції, вимірюють у приладах, які називаються калориметрами або калориметричних установками (рис. 1).

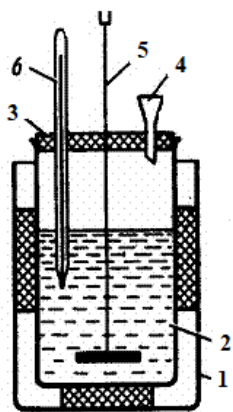


Рис. 1.
Калориметрична установка

Найпростіший калориметр складається з 2-х посудин: зовнішнього (4) і внутрішнього калориметричного стаканів (3). Щоб уникнути втрат теплоти через стінки внутрішнього калориметричного стакана він поміщається на підставку з пінопласту (матеріал з малою теплопровідністю). Калориметр закривається кришкою (5) з трьома отворами: для воронки (2), мішалки (6) і термометра (7).

У внутрішній калориметричний стакан налити 100 мл дистильованої води і, виждавши 5-7 хвилин, виміряти її температуру з точністю до $0,1^{\circ}\text{C}$ (t_1). Одержати у викладача наважку безводного сульфату міді (II) (масою 3 грами), насипати сіль у стакан, розчинити її при перемішуванні мішалкою, відзначити максимальну температуру (t_2).

Розрахунки сумарної теплоти гідратації і розчинення безводного сульфату міді (II) проводити у такій послідовності:

- Обчислити величину зміни температури: $\Delta t = t_2 - t_1$
- Обчислити масу розчину: $m = m_{\text{соли}} + m_{\text{води}}$. Масу води розрахувати, враховуючи, що густина води дорівнює 1 г/см^3
- Обчислити кількість теплоти, витраченої на розчинення сульфату міді (II) за формулою:

$$q_1 = c \cdot m \cdot \Delta t,$$

де c – питома теплоємність (прийняти рівною $4,184 \text{ Дж/(г} \cdot \text{K)}$).

- Перерахувати тепловий ефект розчинення безводного сульфату q_1 на 1 моль речовини Q_1 .

Після цього повторити дослід, взявши мідний купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ у кількості 5 г. Дослід і розрахунки провести так само, як з безводним сульфатом міді. У цьому експерименті визначити теплоту розчинення мідного купоросу Q_2 . Перерахувати на 1 моль кристалогідрату Q_2 і визначити теплоту гідратації по різниці теплот розчинення безводної солі і кристалогідрату, перерахованих на 1 моль речовини: $Q_{\text{гідратації}} = Q_1 - Q_2$. Всі результати і проведені розрахунки записати у таблицю 1.

Таблиця 3 – Результати визначення теплоти гідратації

Речовина	Маса, г	Температура, $^{\circ}\text{C}$	Визначена теплота, Дж	Перерахована теплота Дж/моль	Теплота гідратації, Дж	
	m	Δt	q_2	Q_1	Q_2	$Q_{\text{гідратації}}$
CuSO_4						
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$						

2. Контрольні завдання

1. Реакція протікає зі зменшенням ентропії. Визначити, за якої умови можливе самовільне протікання даної реакції. _____

2. Ендотермічна реакція розкладання протікає самовільно. Оцінити зміну ентальпії, ентропії і величини вільної енергії Гіббса. _____

3. Розрахувати стандартну ентальпію хемосинтезу, що відбувається в бактериях *Thiobacillus denitrificans*:

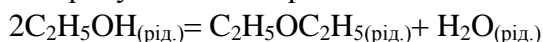


за значенням стандартних ентальпій утворення речовин:

	K_2SO_4	CaSO_4	CO_2	KNO_3	CaCO_3
$\Delta H_{\text{утвор}}^0$, кДж/моль	-1438	-1432	-393,5	493	-1207

Визначити, до якого типу (екзо-або ендотермічна) відноситься ця реакція.

4. Розрахувати стандартну ентальпію реакції:

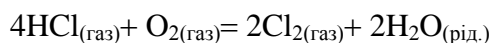


за значеннями стандартних ентальпій згоряння речовин:

$$\Delta H_{\text{згор.}}^0, \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = -1368 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{\text{згор.}}^0, \text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5 = -2727 \text{ кДж/моль}.$$

5. За представленими даними визначити роль ентальпійного та ентропійного факторів для реакції:



	HCl	H_2O	O_2	Cl_2
$\Delta H_{\text{утвор}}^0$, кДж/моль	-92,3	-286	0	0
S^0 , Дж/(моль·К)	187	70	205	233

Визначити температуру, при якій реакція відбудеться самовільно.

6. Визначити температуру, при якій самовільно відбудеться реакція денатурації трипсину, якщо $\Delta H_{p-цїї}^0 = 283$ кДж/моль, $\Delta S_{p-цїї}^0 = 288$ Дж/(моль·К). _____

7. Що таке термодинамічний процес? Як називаються процеси, які відбуваються при сталості одного з параметрів? _____

8. Що розуміють під терміном «стан системи»? Які бувають стани системи? _____

9. Які змінні називають функціями стану? Перерахуйте відомі вам функції стану. _____

10. Що таке ентальпія? Яка її розмірність? _____

11. Що таке ентропія? Яка її розмірність? _____

12. Що таке вільна енергія Гіббса? Як її можна обчислити? Що можна визначити за допомогою цієї функції? _____

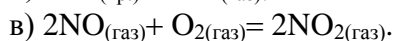
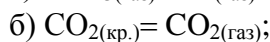
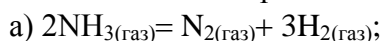
13. Які реакції називають екзергонічними? Які ендергонічними? _____

14. Сформулюйте перший закон термодинаміки. У чому полягає еквівалентність теплоти і роботи? _____

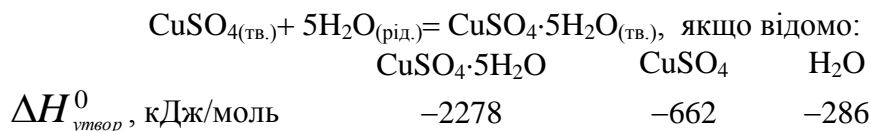
15. Сформулюйте закон Гесса і наслідки з нього. Що таке стандартна ентальпія утворення (згоряння) речовини? _____

16. Сформулюйте другий закон термодинаміки. За якої умови процес самовільно відбувається в ізольованій системі? _____

17. Не проводячи обчислень, встановити знак ΔS^0 наступних процесів:



18. Обчислити тепловий ефект реакції утворення кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, що відбувається за рівнянням:



«Зараховано» « ____ » _____ 20 ____ р. _____

Література:

Основна: 1 – С. (46 – 61); 2 – С. (56 – 77); 3 – С. (80 – 89).

Додаткова: 1 – С. (59 – 70); 3 – С. (366 – 414).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 15.

ТЕМА: Кінетика біохімічних реакцій

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Хімічна кінетика є базою для вивчення біохімічних процесів, фармакокінетики лікарських речовин в клінічній діагностиці. Дослідження кінетичних закономірностей, є важливою складовою для розуміння процесів обміну речовин і енергії в організмі на клітинному рівні.

МЕТА: вміти теоретично обґрунтувати і практично визначати залежність швидкості реакції від різних факторів.

І. Теоретична частина:

1. Основні поняття хімічної кінетики: справжня і середня швидкість хімічної реакції, прості і складні реакції; гомогенні і гетерогенні реакції; молекулярність і порядок реакції.

2. Кінетика складних реакцій: паралельних, послідовних, супряжених, оборотних, ланцюгових. Поняття про антиоксиданти. Вільнорадикальні реакції в живому організмі.
3. Залежність швидкості реакції від: а) природи реагуючих речовин; б) концентрації реагентів (закон діючих мас; фізичний зміст константи швидкості реакції); в) температури (суть теорії активних зіткнень, роль енергії активації, рівняння Арреніуса, правило Вант-Гоффа,). Поняття про теорію перехідного стану (активованого комплексу).
4. Хімічна кінетика як основа для вивчення швидкостей та механізмів біохімічних процесів. Особливості кінетики біохімічних процесів.

II. Практична частина.

1. Лабораторна робота

1. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин.

Приготувати розчини натрій тіосульфату різної концентрації:

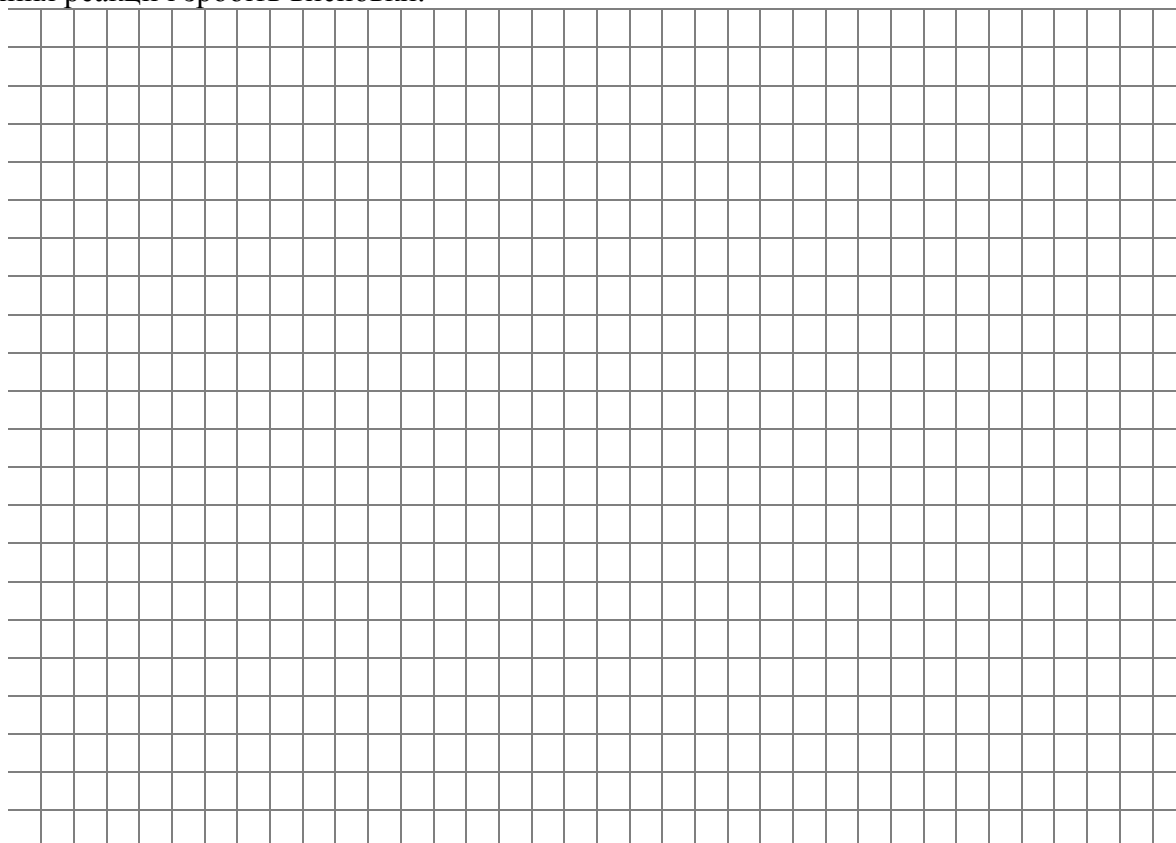
	1 пробірка	2 пробірка	3 пробірка
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 - 0,5\text{M}$	5 крап.	10 крап.	15 крап.
H_2O	10 крап.	5 крап.	-

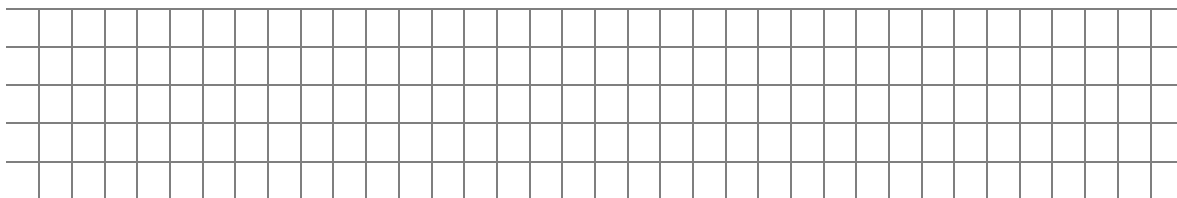
В 1 пробірку додати 1 краплю розчину $0,25\text{M}$ H_2SO_4 і визначити час закінчення реакції до появи помутніння розчину. Аналогічно виконати досвід з другою і третьою пробірками. Дані досліду занести в таблицю.

Таблиця 4.

№ пробірки	Число крапель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число крапель H_2O	Час проходження процесу, сек.	Відносна швидкість, 1/сек.
1	5 крап.	10 крап.		
2	10 крап.	5 крап.		
3	15 крап.	0		

Побудувати графік залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин, відкладаючи на осі абсцис концентрацію $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (число крапель), а на осі ординат - відносну швидкість реакції. Напишіть рівняння реакції і зробіть висновки.





Оформити результати спостережень у вигляді графіку, відкладаючи на осі абсцис температуру, а на осі ординат - відносну швидкість реакції. Зробити висновок про вплив температури на швидкість реакції, зазначивши, чому графічна залежність від температури не може виражатися прямою лінією.

2. Контрольні завдання

1. Що називається швидкістю хімічної реакції? _____

2. Перерахуйте фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції _____

3. Сформулюйте закон діючих мас для швидкості хімічних реакцій. Константа швидкості реакції _____

4. Залежність швидкості реакції від концентрації. _____

5. Який фізичний зміст константи швидкості реакції? Від чого залежить і від чого не залежить константа швидкості реакції? _____

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

7. Як швидкість реакції залежить від енергії активації? Напишіть рівняння Ареніуса, поясніть його. _____

8. Що таке активований комплекс? Чому перебіг реакцій відбувається через стадії утворення активованих комплексів? _____

10. Порядок реакції. Кінетичні рівняння реакцій першого, другого та нульового порядку _____

11. Молекулярність реакції. Навести приклади. _____

12. Як зміняться швидкості прямої і зворотної реакцій, що відбуваються у газовій фазі і підпорядковуються рівнянням:

$$v_{\text{пр.}} = k_1 \cdot C^2(A) \cdot C(B); \quad v_{\text{звор.}} = k_2 \cdot C^2(C),$$

а) при збільшенні тиску у системі в 2 рази? _____

б) при збільшенні об'єму газів у 2 рази? _____

13. При 150°C реакція закінчується за 10 хвилин. Приймаючи, що температурний коефіцієнт γ дорівнює 2, розрахуйте, через скільки хвилин закінчилася б реакція при 170°C . _____

14. Швидкість реакції виражається рівнянням: $v = k \cdot C(A) \cdot C^2(B)$. У скільки разів зміниться швидкість реакції при збільшенні концентрації вихідних речовин в 3 рази? _____

15. Швидкість реакції $A \text{ (тв)} + 2B \text{ (газ)} = C \text{ (тв)}$ виражається рівнянням: $v = k \cdot C^2(B)$. Як зміниться швидкість реакції, якщо концентрацію речовини B збільшити в 2 рази? _____

16. Швидкість деякої реакції при підвищенні температури з 40° до 70°C збільшилася в 8 разів. Визначити величину γ . _____

17. Під час аварії на Чорнобильській АЕС (1986 рік) стався викид радіонукліда Cs-137, період напіврозпаду якого становить 30 років. Розрахувати, яка частина радіонукліда, що потрапив в організм, залишилася в даний час. _____

18. Термін придатності лікарського препарату при 20^0 становить 0,5 року, а при 10^0 - 1,5 року. Визначте температурний коефіцієнт швидкості даної реакції.

«Зараховано» «___» _____ 20___ р. _____

Література:

Основна: 1 – С. (63 – 72); 2 – С. (78 – 89); 3 – С. (. 95 – 102).

Додаткова: 1 – С. (70 – 88); 3 – С. (420 – 455).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 16.

ТЕМА: Кінетика біохімічних реакцій.

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Явище каталізу широко поширене в природі: майже всі процеси, що відбуваються в живих організмах, є каталітичними. Хімічні процеси у живих організмах здійснюються за допомогою біологічних каталізаторів — ферментів. Знання основних положень каталітичних (ферментативних) процесів, утворення метаболітів, всмоктування та перетворення лікарських речовин, проходження ферментативних реакцій, є важливою складовою для розуміння процесів обміну речовин і енергії в організмі на клітинному рівні.

МЕТА: вміти теоретично обґрунтувати і практично визначати залежність швидкості реакції від каталітичних процесів різної природи.

I. Теоретична частина:

1. Каталіз та каталізатори. Види каталізаторів. Механізм дії каталізатора.
2. Гомогенний, гетерогенний та мікрогетерогенний каталіз. Кисотно-основний каталіз. Автокатализ. Промотори та каталітичні отрути.
3. Ферменти як біологічні каталізатори. Уявлення про кінетику ферментативних реакцій.
4. Особливості дії ферментів: селективність, ефективність, залежність ферментативної дії від температури та реакції середовища. Залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату.

II. Практична частина.

1. Лабораторна робота

1. Каталітичне розкладання пероксиду водню.

Простежте вплив різних каталізаторів на швидкість реакції розкладання пероксиду водню:



Налийте у дві пробірки по 1 мл розчину індиго. В першу додайте трохи оксиду марганцю (IV) MnO_2 , в другу стільки ж оксиду свинцю (IV) PbO_2 . В обидві пробірки долийте по 3 мл 3 %-ного розчину перекису водню. В обох пробірках відбувається розкладання перекису водню, при цьому кисень, який є у момент виділення атомарним, знебарвлює індиго.

В якій з пробірок знебарвлення проходить швидше? Який з каталізаторів ефективніше впливає на швидкість розкладання пероксиду водню? Який тип каталізу? У чому сутність впливу каталізаторів на швидкість хімічних реакцій?

2. Ферментативний каталіз

Помістіть в 2 пробірки по 5 крапель 0,5% -ого крохмального клейстеру. Додайте в 1 з них такий же обсяг власної слини і ретельно розмішайте. Через 1-2 хв. в обидві пробірки додайте піпеткою 1 краплю дуже розведеного розчину йоду в йодиді калію (світло-жовтий роз-

чин).

У висновку відзначити явища, які спостерігаються в пробірках №1 і №2. В якій із пробірок відсутнє синє забарвлення при додаванні йоду і чому? Який фермент, що знаходиться в слині, каталізує реакцію гідролізу крохмалю? _____

2. Контрольні завдання

1. Що таке каталіз, автокаталіз, каталізатор? _____

1. Як види каталізу існують? Пояснити. _____

2. Чим обумовлено підвищення швидкості реакції при введенні в систему каталізатора? Відповідь пояснити. _____

3. Пояснити механізм гомогенного каталізу _____

4. Що таке активатори, реактиватори та інгібітори каталізу? _____

5. Промотори та каталітичні отрути _____

6. Особливості дії ферментів: Пояснити _____

7. Кисотно-основний каталіз _____

8. Ферменти як біологічні каталізатори. _____

9. Залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату. _____

10. Чому при використанні прального порошку, що містить ферменти, білизну слід

намочити в його розчині, а не кипятити? _____

11. Гомогенний каталіз. Пояснити _____

12. Пояснити відмінність наслідків значного підвищення температури для активності неорганічних каталізаторів і ферментів _____

13. Гетерогенний каталіз. Пояснити. _____

13. У чому суть специфічності та селективності дії каталізатору? _____

«Зараховано» «_____» _____ 20 _____ р. _____

Література:

Основна: 1 – С. (С. 72 – 76); 2 – С. (89 – 99); 3 – С. (102 – 110).

Додаткова: 1 – С. (70 – 88); **2 – С. (57 – 67);** 3 – С. (457 – 485).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 17.

ТЕМА: Хімічна рівновага. Добуток розчинності.

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: розуміння процесів гомогенної та гетерогенної рівноваги в організмі та її взаємозв'язок з іншими видами процесів в розчинах, дозволяє аналізувати умови утворення і розчинення осадів, наприклад, утворення каменів у нирках (нефрокальциноз) або в жовчному міхурі (жовчнокам'яна хвороба); грає важливу роль у формуванні цілісного підходу до розгляду як загального гомеостазу організму, так і окремих органів і тканин.

МЕТА: експериментальне дослідження впливу різних факторів на зміщення хімічної рівноваги в певній системі.

І. Теоретична частина:

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

ІІ. Практична частина.

1. Лабораторна робота

1. Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення рівноваги.

У колбу наливають 50 мл води, додають 3 краплі насиченого розчину FeCl_3 і 3 краплі розчину NH_4SCN . Розчин перемішують і розливають порівну в чотири пробірки.

У першу пробірку додають 2 краплі насиченого розчину FeCl_3 , в другу - 2 краплі насиченого розчину NH_4SCN , в третю – кристали NH_4Cl (на кінчику шпателя), четверту пробірку залишають для порівняння.

Результати експерименту внести в таблицю. Написати рівняння реакції, вираз константи хімічної рівноваги, зробити висновки про вплив концентрації на зміщення рівноваги.

Таблиця 6.

№ пробірки	Доданий реактив	Забарвлення	Висновки (у який бік зміщується рівновага)
1	FeCl ₃		
2	NH ₄ SCN		
3	NH ₄ SCN (крист.)		

2. Вплив температури на зміщення рівноваги.

У дві пробірки внести по 5 мл розчину крохмалю і додати по 1 краплі розчину йоду. Одну з пробірок нагріти до зміни кольору, а потім охолодити. Другу пробірку залишити для порівняння. Описати зовнішній ефект. Зробити висновки.

2. Контрольні завдання

- Які процеси називаються необоротними. Навести приклад. _____

- Які процеси називаються оборотними. Навести приклади. _____

- Що таке хімічна рівновага? Чому її називають динамічною Пояснити на прикладі. _____

- Принцип Ле Шательє _____

- Як впливає зниження температури та тиску на хімічну рівновагу? Пояснити на прикладах. _____
- Яка кінетична умова хімічної рівноваги? _____

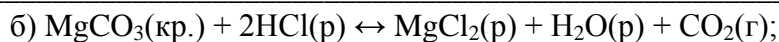
- Константа хімічної рівноваги гетерогенної системи. Приклад _____

- Добуток розчинності _____

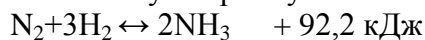
- Умови _____ випадання _____ оса-
 ду _____

- Умови розчинення осаду _____

- Запишіть вирази констант рівноваги наступних реакцій:
 а) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$;



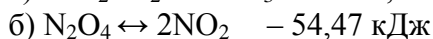
12. У якому напрямку зміститься хімічна рівновага наступної оберненої реакції:



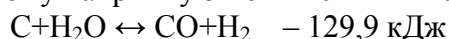
при підвищенні тиску; при підвищенні температури? Як при цьому будуть змінюватись концентрації компонентів системи? _____

13. Як змінити температуру, тиск і концентрації компонентів, щоб збільшити вихід хлору в реакції $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2 \quad + 113,3 \text{ кДж}$? _____

14. Визначте напрямок зміщення рівноваги наступних оборотних реакцій при підвищенні температури і збільшення концентрації продукту реакції:



15. У якому напрямку зміститься хімічна рівновага наступної оборотної реакції:



при підвищенні тиску; при підвищенні температури? Як при цьому будуть змінюватись концентрації компонентів системи? _____

16. Як слід змінити концентрацію кисню, щоб швидкість гомогенної елементарної реакції: $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ не змінилася при зменшенні концентрації оксиду азоту (II) в 2 рази? _____

17. У насиченому розчині Ag_2CrO_4 концентрація CrO_4^{2-} дорівнює 10^{-4} моль /л. Знайти іж мол розчинності Ag_2CrO_4 _____

18. $\text{ДР}_{\text{CaSO}_4} = 2,5 \cdot 10^{-5}$. Знайти розчинність CaSO_4 у моль/л. _____

«Зараховано» «_____» _____ 20 _____ р. _____

Література:

Основна: 1 – С. (С. 76 – 80, 139 – 149); 2 – С. (169 – 179); 3 – С. (С. 110 – 119).

Додаткова: 1 – С. (88 – 92); 3 – С. (176 – 184).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 18.

ТЕМА: Електродні потенціали.

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Всі реакції, що відбуваються в живому організмі, супроводжуються електрохімічними явищами. До них відноситься три типи біоелектричних потенціалів (дифузійні, мембранні та фазові), а також окисно-відновні потенціали, які обумовлені іж молекулярним перенесенням електронів і утворенням енергії, необхідної для життєдіяльності організму.

МЕТА: експериментальне визначення концентрації кислоти методом потенціометричного титрування.

I. Теоретична частина:

1. Електродні потенціали та механізм їх виникнення.
2. Рівняння Нернста. Нормальний (стандартний) електродний потенціал.
3. Нормальний водневий електрод.
4. Вимірювання електродних потенціалів. Електроди визначення та електроди порівняння. Хлорсрібний електрод. Іонселективні електроди. Складний електрод.
5. Гальванічні елементи.
6. Дифузійний потенціал. Мембранний потенціал. Потенціал спокою. Потенціал дії.
7. Окисно-відновний потенціал як міра окисної та відновної здатності систем. Рівняння Петерса. Нормальний окисно-відновний потенціал.
8. Прогнозування напрямку окисно-відновних реакцій за величинами окисно-відновних потенціалів. Значення окисно-відновних потенціалів у механізмі процесів біологічного окиснення.
9. Потенціометрія. Потенціометричне титрування.

II. Практична частина

1. Лабораторна робота

Визначення концентрації сильної кислоти методом потенціометричного титрування.

Хід роботи: Принцип методу полягає в тому, що еквівалентну точку визначають не по зміні кольору індикатора, як при звичайному титруванні, а за стрибком величини потенціалу індикаторного (йонселективного) електроду в еквівалентній точці.

У стаканчик ємністю 50 мл відміряють 20 мл розчину HCl, що аналізують, вимірюють значення рН і записують його в таблицю. Додають з бюретки 0,1 н. NaOH до розчину кислоти в стаканчик по черзі в таких кількостях: чотири рази по 4 мл, три рази по 1 мл, чотири рази по 0,5 мл розчину лугу. Після кожного додавання лугу – розчин перемішують, потім вимірюють рН. Після різкого стрибка величини рН ще додають 3 рази по 1 мл лугу, чотири рази по 4 мл, кожен раз вимірюючи рН. рН змінюється спочатку повільно, поблизу еквівалентної точки – різко, а потім знову повільно. Титрування припиняють після того, як отримують три значення величини рН, що мало відрізняються. Результати заносять в таблицю:

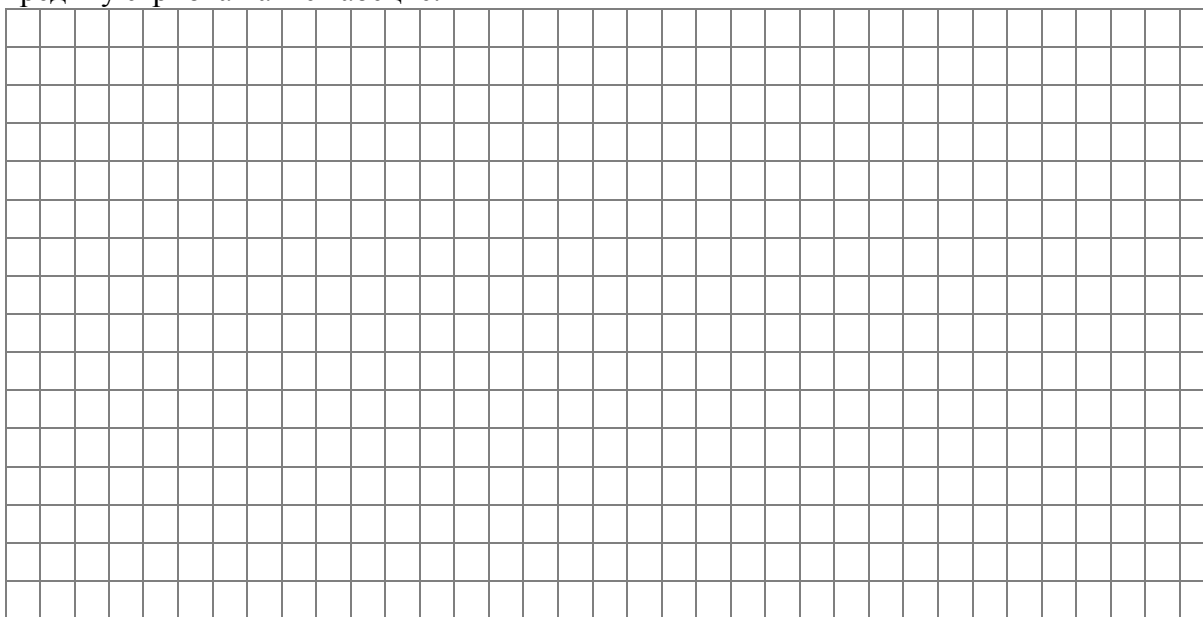
Таблиця 7.

№ вимірювань	Об'єм даного лугу, мл	рН	№ вимірювань	Об'єм даного лугу, мл	рН
1			10		
2			11		
3			12		
4			13		
5			14		
6			15		
7			16		
8			17		
9			18		

Записують рівняння реакції, що відбувається в молекулярному та іонному вигляді:

На підставі отриманих даних будують графік, відкладаючи на осі абсцис об'єм (мл) лугу, а на осі ординат - значення рН. Точка еквівалентності знаходиться на середині вертикальної ча-

стини кривої. За графіком знаходять об'єм (мл) лугу в точці еквівалентності, спроектувавши середину стрибка на вісь абсцис.



Розрахунок: Знаючи $V(\text{NaOH})$ и $c[1/z^*(\text{NaOH})]$, розраховують початкову концентрацію досліджуваного розчину кислоти за формулою:

$$c[1/z^*(\text{NaOH})] \cdot V(\text{NaOH}) = c[1/z^*(\text{HCl})] \cdot V(\text{HCl})$$

$$c[1/z^*(\text{HCl})] =$$

У висновку вказати одержане в ході роботи значення молярної концентрації еквівалентів (HCl). _____

2. Контрольні завдання

1. Механізм виникнення електродного потенціалу _____

2. Визначення: електрод - _____

3. Визначення: електродний потенціал _____

4. Рівняння Нернста (повне і приведене) _____

5. Нормальний водневий електрод _____

6. Що таке стандартний металевий електрод? Як його визначають? _____

7. Йонселективні електроди _____

8. Електрод визначення. Навести приклади. _____

9. Електрод порівняння. Навести приклади _____

10. Гальванічний елемент. Схема роботи _____

11. Скляний електрод. Схема роботи _____

12. Хлорсрібний електрод. Схема роботи _____

13. Дифузійний потенціал _____

14. Мембранний потенціал _____

15. Розрахуйте електродні потенціали магнію в розчині його солі при концентрації іона Mg^{2+} 0,01 моль/л при температурі 25°C _____

16. ЕРС ланцюга, складеного з насиченого каломельного і водневого електродів, зануреного у шлунковий сік, при температурі 18°C дорівнює 0,332В. Потенціал насиченого каломельного електроду за нормальним водневим при 18°C дорівнює $E = 0,250В$. Знайти рН шлункового соку.

17. В якому напрямку будуть переміщатися електрони в зовнішньому колі гальванічного елемента $Mg / Mg^{2+} // Pb^{2+} / Pb$?

18. Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються при роботі гальванічного елемента, що складається з цинкової і срібною пластин, занурених у розчини своїх солей з концентрацією катіонів, що дорівнює 1 моль/л. _____

19. Визначте, який з електродів є катодом у гальванічному елементі, утвореному стандартними електродами: Ag/Ag^+ або Mn/Mn^{2+} ; ($E^0_{Ag|Ag^+} = 0,799$ В; $E^0_{Mn|Mn^{2+}} = -1,179$ В)

20. Виходячи зі стандартних електродних потенціалів визначте, який з наступних гальванічних елементів має найбільшу ЕРС: а) $Zn|Zn^{2+} // Ni^{2+}|Ni$; б) $Cd|Cd^{2+} // Ni^{2+}|Ni$

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

22. Обчислити електродний потенціал магнія зануреного у розчин $MgSO_4$ з концентрацією йонів Mg^{2+} , що дорівнює 0,01 моль/л.

23. Поняття про окисно-відновний електрод

24. Рівняння Петерса. Пояснити

25. Нормальний окисно-відновний потенціал

26. Пояснити, в якому напрямку за стандартних умов буде самодовільно йти реакція:
 $2NaCl + Fe_2(SO_4)_3 \rightleftharpoons 2FeSO_4 + Cl_2 + Na_2SO_4$, якщо $\varphi^0_{Cl_2|2Cl} = 1,36$ В, а $\varphi^0_{Fe^{3+}|Fe^{2+}} = 0,771$ В?

«Зараховано» «___» _____ 20___ р. _____

Література:

Основна: 1 – С. (154 – 170); 2 – С. (185 - 205); 3 – С. (129 – 133).

Додаткова: 1 – С. (93 – 103); 3 – С. (505 – 551).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 19

ТЕМА: Сорбція біологічно активних речовин. Іонний обмін

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Серед процесів, що відбуваються на поверхні поділу фаз в

гетерогенних системах, явища сорбції (поглинання речовин) мають велике значення.

Вивчення сорбції речовин дозволяє проводити адсорбційну терапію (гемосорбцію, плазмсорбцію, лімфосорбцію, лікворосорбцію, ентеросорбцію, аплікаційну терапію), очищати вітаміни та антибіотики, використовувати імібілізовані препарати (ферменти, гормони, антибіотики, які закріплені на полімерах).

МЕТА: Інтерпретувати закономірності адсорбції речовин, розраховувати та оцінювати кількісні характеристики сорбентів, пояснювати фізико-хімічні основи методів адсорбційної терапії.

I. Теоретична частина:

1. Поверхневі явища та поверхневий натяг. Значення в біології та медицині.
2. Класифікація речовин по відношенню до зміни поверхневого натягу води, їх характеристика. Ізотерма поверхневого натягу. Правило Дюкло – Траубе.
3. Орієнтація молекул поверхнево-активних речовин у поверхневому шарі. Уявлення про структуру біологічних мембран.
3. Сорбція, види сорбції та їх характеристика.
4. Рівняння адсорбції Гіббса, Ленгмюра та Фрейндліха, ізотерми адсорбції. Їх аналіз.
5. Адсорбція електролітів: вибіркова (селективна) та іонообмінна. Правило Панета – Фаянса. Іоніти.
6. Фізико-хімічні основи адсорбційної терапії (гемосорбція, плазмсорбція, лімфосорбція, ентеросорбція, аплікаційна терапія). Імуносорбенти.

II. Практична частина

1. Лабораторна робота

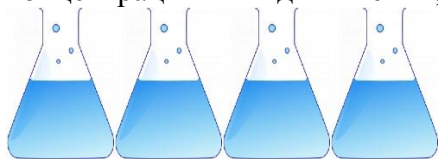
Вимірювання адсорбції оцтової кислоти на поверхні вугілля

Матеріали і реактиви: активоване вугілля, фільтрувальний папір, лійки для фільтрування, колби об'ємом 50 см^3 , бюретки, конічні колби, піпетки, мірна колба місткістю 1000 см^3 , $0,1\text{ н}$ розчин натрій гідроксиду, спиртовий розчин фенолфталеїну, 2 н розчин CH_3COOH .

Хід роботи:

1. Приготування розчинів різної концентрації

В чотири пронумеровані колби вносять по 50 см^3 дистильованої води. В першу колбу доливають $50\text{ см}^3\ 2\text{ н}$ розчину CH_3COOH , перемішують. Потім відбирають з неї 50 см^3 розчину і переносять в другу колбу, перемішують. Із другої колби відбирають 50 см^3 розчину і переносять в третю, перемішують, а потім із третьої знову відбирають 50 см^3 розчину і переносять в четверту, перемішують, відбирають 50 см^3 розчину і виливають. Отримали серію розчинів, концентрації яких вдвічі менші, ніж концентрації попередніх розчинів.



1 2 3 4

2. Уточнення концентрації приготовлених розчинів методом титрування

Визначають точну концентрацію оцтової кислоти в кожній із колб. Для цього відбирають піпеткою 2 см^3 розчину оцтової кислоти і титрують $0,1\text{ н}$ розчином NaOH за фенолфталеїном.



Записують об'єм лугу, що пішов на титрування для кожної з колб:

1. $V_{\text{л}} =$; 2. $V_{\text{л}} =$; 3. $V_{\text{л}} =$; 4. $V_{\text{л}} =$.

Концентрацію оцтової кислоти $C_{\text{к}}$ розраховують за формулою:

$$C_{\text{к}} = \frac{V_{\text{л}} \cdot C_{\text{л}}}{V_{\text{к}}}, \quad (1)$$

де $V_{\text{л}}$ – об'єм лугу, що пішов на титрування;

$C_{\text{л}}$ – концентрація лугу;

$V_{\text{к}}$ – об'єм кислоти = 2 мл.

$C_{\text{к}}$ – концентрацію оцтової кислоти записують як значення C_0 .

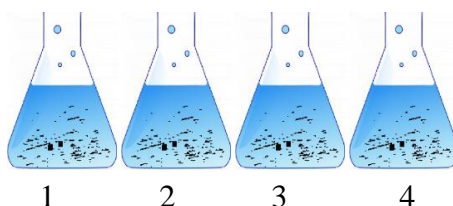
1. $C_{\text{к}} =$; 2. $C_{\text{к}} =$;

3. $C_{\text{к}} =$; 4. $C_{\text{к}} =$.

1. $C_0 =$; 2. $C_0 =$; 3. $C_0 =$; 4. $C_0 =$.

3. Адсорбція оцтової кислоти на активованому вугіллі:

До всіх чотирьох колб додають по одному граму активованого вугілля і залишають на 40 хв, періодично струшуючи.



Готують чотири чисті колби з лійками та сухими фільтрами. Через 40 хв від початку адсорбції фільтрують усі 4 розчини. Перші мілілітри фільтрату відкидають. А решту фільтрату аналізують на вміст кислоти $C_{\text{р}}$.

4. Визначення концентрації кислоти після адсорбції титруванням

Визначають рівноважні концентрації оцтової кислоти. Для цього відбирають по 2 мл фільтрату із кожної колби і титрують окремо 0,1 н NaOH за фенолфталеїном. Розраховують концентрації оцтової кислоти ($C_{\text{р}}$) за формулою (1):

1. $C_{\text{р}} =$; 2. $C_{\text{р}} =$;

3. $C_{\text{р}} =$; 4. $C_{\text{р}} =$.

5. Розрахунок та оцінка кількісної характеристики сорбенту

Величину сорбції розраховують за зміною концентрацій речовини у розчині до та після сорбції:

$$\Gamma = \frac{(C_0 - C_{\text{р}}) \cdot V}{m},$$

де C_0 і $C_{\text{р}}$ – відповідно вихідна та рівноважна концентрації речовини у розчині, моль/л;

V – об'єм розчину, л;

m – наважка сорбенту, г;

Γ – питома сорбція, тобто кількість речовини, сорбована одиницею маси сорбенту, моль/г.

1. $\Gamma =$; 2. $\Gamma =$;
3. $\Gamma =$; 4. $\Gamma =$.

Висновок: _____

2. Контрольні завдання

1. Дайте визначення поверхнево-активних (ПАР) та поверхнево-неактивних речовин (ПНР). Які з наступних речовин є поверхнево-активними, а які є поверхнево-неактивними речовинами: $C_{17}H_{35}COONa$, K_2SO_4 , C_3H_7OH , HCl , $NaOH$, $C_5H_{11}NH_2$, ?

а) поверхнево-активні речовини:

б) поверхнево-неактивні речовини:

2. Що таке ізотерма поверхневого натягу? Зобразіть ізотерму поверхневого натягу для ПАР, ПНР.

2. Яка характерна особливість будови молекули ПАР? Зобразіть схему молекули ПАР?

3. Поясніть, як молекули пропіонової кислоти (C_2H_5COOH) орієнтуються на поверхні рідини?

4. Що таке поверхнева активність?

Для яких речовин значення поверхневої активності є позитивним, а для яких – негативним?

5. У скільки разів поверхнева активність пентанової кислоти ($CH_3CH_2CH_2CH_2COOH$) більша, ніж етанової кислоти (CH_3COOH)? Обґрунтуйте.

6. Зобразьте схему будови мембрани клітини.

7. На основі аналізу рівняння адсорбції Гіббса обґрунтуйте для яких речовин (ПАР чи ПНР) буде позитивна адсорбція, а для яких – негативна?

6. Сформулюйте основні положення теорії Ленгмюра. _____

9. Використовуючи рівняння Ленгмюра, обґрунтуйте і зобразіть ізотерму адсорбції Ленгмюра.

10. Які закономірності адсорбції описані у правилі Шилова? Наведіть приклад.

11. Які закономірності адсорбції описані у правилі Ребіндера? Наведіть приклад.

12. Представте схему вибіркової адсорбції іонів на поверхні кристалу AgCl , обґрунтуйте за допомогою правила Панета – Фаянса.

13. Запишіть рівняння реакцій, що характеризують застосування іонітів для очищення води від NaCl .

14. Приведіть приклади і поясніть методи адсорбційної терапії. Приведіть приклад застосування адсорбентів у медицині.

«Зараховано» « ____ » _____ 20 ____ р. _____

Література:

Основна: 1 – С. (178 – 200); 2 – С. (206 – 233); 3 – С. (140 – 154).

Додаткова: 1 – С. (107 – 118); 3 – С. (562 – 594).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 20

ТЕМА: Хроматографія

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Проведення хроматографічного аналізу та інтерпретація одержаних результатів дозволяє застосовувати ці методи для діагностики різних хвороб, клінічного контролю за перебігом лікування, контролю процесу детоксикації організму при отруєннях. Хроматографія застосовується у токсикологічній хімії, судовій медицині, криміналістиці та гігієні.

МЕТА: навчитись розділяти суміші методами адсорбційної хроматографії та розподільної паперової хроматографії. Інтерпретувати результати хроматографічного аналізу, з'ясувати роль методів цього аналізу у медико-біологічних дослідженнях.

І. Теоретична частина:

1. Що таке хроматографія?
2. Класифікація хроматографічних методів аналізу за агрегатним станом фаз.
3. Класифікація хроматографічних методів аналізу за технікою виконання.
4. Класифікація хроматографічних методів аналізу за механізмом розподілу.
5. Застосування хроматографії в біології та медицині.

II. Практична частина

1. Лабораторна робота

Розділення сумішей хроматографічними методами

Дослід 1. Розділення катіонів Fe^{3+} та Cu^{2+} методом адсорбційної колонкової хроматографії

Матеріали та обладнання: порошок алюміній оксиду, розчин ферум(III) хлориду – FeCl_3 та розчин купрум(II) сульфату – CuSO_4 однакової концентрації, дистильована вода, розведений розчин жовтої кров'яної солі - $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; штатив, колонка (скляна трубка), вата, хімічні стаканчики, піпетка на 5 мл, пробірки, лійка, скляні палички.

Умови проведення дослідів: Підготувати колонку для хроматографії: у сухій скляній трубці довжиною 12 – 15 см з діаметром 1 см закупорити ватою відтягнутий вузький кінець. Заповнити трубку порошком алюміній оксиду на 4 – 5 см по висоті, періодично постукуючи для запобігання утворення порожнеч. Підготовлену колонку вертикально закріпити у штативі. Знизу підставити хімічний стаканчик.

Відібрати по 3 мл розчинів ферум(III) хлориду і купрум(II) сульфату з однаковою молярною концентрацією еквівалента та змішати у пробірці. Одержану суміш обережно залити у колонку і залишити на деякий час.

Колонку із забарвленими шарами катіонів намалювати у протоколі практичної роботи.

Зробити висновок про залежність адсорбції катіонів на алюміній оксиді від заряду катіону. Обґрунтувати.

Для більшої наочності дослідів можна після проходження розчину промити адсорбент невеликою кількістю води та пропустити через колонку проявник – розведений розчин жовтої кров'яної солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Тоді верхній шар забарвиться у темно-синій колір, а шар катіонів Купруму – у коричневий.

Дослід 2. Проведення розподільної хроматографії амінокислот на папері

Матеріали та обладнання: розчини амінокислот (аланіну, гліцину) та розчин суміші цих амінокислот, розчини бутилового спирту, нінгідрину; хроматографічний папір, мікропіпетки, хімічний стаканчик, скляна паличка, олівець, лінійка, термостат.

Умови проведення дослідів: На прямокутнику хроматографічного паперу з однієї сторони накреслити лінію на відстані 1 см від краю. На рівній відстані помітити та пронумерувати три крапки (місце старту).

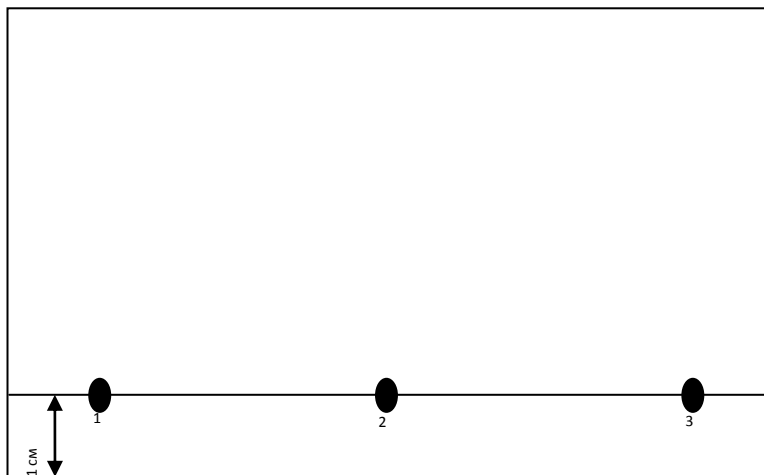


Рис.2. Хроматографічний папір з нанесеною лінією старта.

На намічені крапки мікропіпеткою нанести по краплі (d 3 – 4 мм) відповідних розчинів амінокислот: гліцину, аланіну та їх суміші. Папір підсушити.

У хімічний стаканчик налити розчинник на висоту 0,5 см, в який занурити хроматографічний папір лінією старту вниз. Коли розчинник дійде майже до краю фільтра, вийняти папір, підсушити його та обробити проявником – розчином нінгідрину. Хроматограму підсушити до проявлення кольорових плям амінокислот.

Замалювати хроматограму, використовуючи рис.1.

За допомогою хроматограми визначити коефіцієнти розподілу амінокислот гліцину (R_f гліцину) та лейцину (R_f лейцину). Для цього лінійкою відміряти відстань від місця старту до середини плями кожної з амінокислот (r_1 та r_2) та відстань від місця старту до лінії фронту розчинника (r_p).

Розрахувати коефіцієнти розподілу (R_f) амінокислот за формулами:

$$R_f = \frac{r_1}{r_p}$$

де r_1 – відстань від точки старту до середини плями гліцину, см;

r_2 – відстань від точки старту до середини плями лейцину, см;

r_p – відстань від точки старту до лінії фронту розчинника, см.

Зробити висновок про розподіл амінокислот у залежності від полярності молекул.

Висновок:

2. Контрольні завдання

1. Що таке нерухома і рухома фаза в методах хроматографії? Приведіть приклади.

2. Охарактеризуйте газорідну хроматографію.

3. Як проводять ідентифікацію компонентів суміші у газовій хроматографії? **Замалуйте приклад хроматограми.**

4. Що є нерухомою фазою і що є рухомою фазою у газoadсорбційній хроматографії?

5. Що таке хроматографічна колонка?

6. У чому суть капілярної хроматографії?

7. Що таке коефіцієнт розподілу, який обчислюють завдяки паперовій хроматографії?

8. Для якої з амінокислот (цистеїну чи тирозину) швидкість переміщення на папері в суміші вода – фенол буде більшою, якщо відомо що R_f для цих кислот дорівнює відповідно 0,19 та 0,52?

9. Як ідентифікують компоненти суміші у паперовій хроматографії. Намалуйте приклад хроматограми. Позначте і поясніть що таке «свідки».

10. У чому суть тонкошарової хроматографії.

11. Як проводять адсорбційну хроматографію? Що таке зони речовин?

12. Вкажіть, який вид хроматографії застосовується для одержання прісної та демінералізованої води. Охарактеризуйте. Запишіть відповідні рівняння реакцій.

13. Охарактеризуйте гель-фільтраційну хроматографію (метод молекулярних сит).

14. Охарактеризуйте афінну хроматографію. Приведіть приклади застосування хроматографії в медицині, в тому числі афінної.

«Зараховано» «___» _____ 20___ р. _____

Література:

Основна: 1 – С. (201 – 205); 2 – С. (234 – 237); 3 – С. (153 – 160).

Додаткова: 1 – С. (117 – 128); 3 – С. (594 – 601).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 21

ТЕМА: Одержання, очистка та властивості колоїдних розчинів

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Вивчення колоїдних розчинів і опанування методами їх одержання дозволяє створювати моделі клітин, живих мембран, нервових волокон, що є колоїдними системами. Вивчення властивостей та методів очистки колоїдних розчинів доцільно з метою застосування таких методів діагностики та лікування, як електрофорез, компенсаційний діаліз, вивідіаліз а також апарату «штучна нирка».

МЕТА: Аналізувати принципи методів одержання та очищення колоїдно-дисперсних розчинів; готувати колоїдні розчини різними методами; складати і писати будову міцели; визначати знак заряду частинок дисперсної фази.

I. Теоретична частина:

1. Визначення дисперсної системи, приклади.
2. Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності.
3. Колоїдний стан. Ліюфільні та ліюфобні колоїдні системи.
4. Будова колоїдних частинок.
5. Подвійний електричний шар. Електрокінетичний потенціал колоїдної частинки.
6. Методи одержання колоїдних розчинів.
7. Методи очистки колоїдних розчинів:
 - а) діаліз;
 - б) електродіаліз;
 - в) компенсаційний діаліз;
 - г) вивідіаліз;
 - д) ультрафільтрація;
 - е) гемодіаліз та апарат "штучна нирка".
8. Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем (броунівський рух, дифузія, осмотичний тиск).
9. Оптичні властивості колоїдних систем.

10. Електрофорез, його застосування в дослідницькій та клініко-лабораторній практиці.
Рівняння Гельмгольца – Смолуховського.

II. Практична частина

1. Лабораторна робота

Дослід 1. Одержання золю сірки методом заміни розчинника

Умови проведення досліду: Налити в пробірку 10 мл дистильованої води і додати 1 мл розчину сірки в етиловому спирті, одержаний тривалим настоюванням. Сірка розчиняється в спирті, утворюючи істинний розчин, і не розчиняється у воді, утворюючи колоїдну систему.

Дослід 2. Одержання золю ферум(III) гідроксиду методом гідролізу

Правила техніки безпеки при виконанні дослідів з нагріванням!

Матеріали та обладнання: розчин ферум(III) хлориду FeCl_3 ($W = 5\%$), дистильована вода; колби термостійкі, мірний циліндр або пробірка, газовий (спиртовий) пальник.

Хід роботи

Налити в конічну колбу 50 мл дистильованої води і довести її до кипіння. Відібрати мірною пробіркою 5 мл розчину FeCl_3 , і поступово влити цей розчин у дистильовану воду, що кипить.

Записати рівняння реакції гідролізу ферум(III) хлориду:

Продукти гідролізу частково реагують між собою з утворенням оксоферум хлориду (FeOCl) і води. Запишіть рівняння реакції:

Оксоферум хлорид є стабілізатором колоїдних частинок. Запишіть формулу міцели золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$:

Відмітити забарвлення золю, що утворився:

Дослід 3. Одержання золю берлінської лазурі за реакцією подвійного обміну

Хід роботи:

Матеріали та обладнання: розчин $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ($C = 0,05$ моль/л), розчин FeCl_3 ($C = 0,05$ моль/л), дистильована вода; пробірки, піпетки, фільтрувальний папір.

Одержання золю берлінської лазурі за реакцією подвійного обміну

Умови проведення досліду: Налити у першу пробірку 3 мл розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і 1 мл розчину FeCl_3 . Налити у другу пробірку 1 мл розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і 3 мл розчину FeCl_3 . Утворюється колоїдний розчин берлінської лазурі. Відмітити забарвлення, написати рівняння реакції: _____

Написати й обґрунтувати формулу міцели золю, добутого у першій пробірці:

Написати й обґрунтувати формулу міцели золю, добутого у другій пробірці:

Визначення заряду колоїдних частинок методом капілярного аналізу

В основі методу лежить залежність адсорбції золю від знаку заряду поверхні адсорбенту. В якості адсорбенту використовуємо фільтрувальний папір. При зануренні у воду целюлозні стінки капілярів паперу заряджаються негативно, вода підіймається по капілярах паперу. Якщо

у воді знаходяться заряджені частинки, їх переміщення угору разом з водою можливо, якщо вони не притягуються до стінок капілярів, тобто заряджені теж негативно. Якщо частинки заряджені позитивно, вони не переміщуються разом з водою, тому що адсорбуються на стінках капілярів. Таким чином, за рівнем підняття частинок золів порівняно з водою можна визначити знак заряду частинок.

Умови проведення досліду: Піпеткою нанесіть на фільтрувальний папір краплю золю, одержаного в першій пробірці, і спостерігайте за її поведінкою.

Потім аналогічно піпеткою нанесіть на фільтрувальний папір краплю золю, одержаного в другій пробірці, і спостерігайте за її поведінкою.

Якщо забарвлена пляма переміщується разом з водою, колоїдні частинки мають негативний заряд.

Якщо пляма залишається на місці, а розпливається тільки вода, колоїдні частинки заряджені позитивно.

Намалюйте розташування на фільтрувальному папері плями золю, одержаного в першій пробірці, позначте заряд колоїдних частинок, порівняйте з зарядом у відповідній вище записаній формулі:

Намалюйте розташування на фільтрувальному папері плями золю, одержаного в другій пробірці, позначте заряд колоїдних частинок, порівняйте з зарядом у відповідній вище записаній формулі:

Дослід 4. Одержання золю ферум (III) гідроксиду методом пептизації

Матеріали та обладнання: розчин амоніаку ($W = 5\%$), розчин FeCl_3 ($W = 5\%$), дистильована вода; колба конічна, піпетки, пробірки.

Умови проведення досліду:

Відміряти у колбу 50 мл дистильованої води і додати 2 мл розчину ферум(III) хлориду. Потім поступово додавати розчин амоніаку до одержання стійкого амоніачного запаху та утворення осаду.

Після відстоювання осаду верхній шар рідини обережно злити, намагаючись не скаламутити розчин. До осаду додати приблизно 30 мл дистильованої води, збовтати та дати відстоятися. Знову злити розчин над осадом. Таке промивання осаду (декантацію) проробити тричі.

Написати рівняння реакції одержання осаду ферум(III) гідроксиду:

Відібрати дві невеликі порції промитого осаду (об'ємом приблизно 1 мл) і помістити в дві пробірки.

У першу пробірку додати 10 мл води. У другу пробірку додати 3 мл води та 2 мл розчину ферум(III) хлориду. Скласти формулу міцели золю, що утворюється внаслідок пептизації у другій пробірці:

Визначати знак заряду частинок дисперсної фази: _____

2. Контрольні завдання

1. Які дисперсні системи називають колоїдними? Який розмір колоїдних частинок?

2. Коротко охарактеризуйте способи одержання колоїдних розчинів.

3. Як проводять діаліз? Зобразіть схему будови діалізатора.

4. Як проводять електродіаліз? Зобразьте схему будови електродіалізатора.

5. Як проводять гемодіаліз? Що таке апарат «штучна нирка», яке його призначення?

6. Коротко охарактеризуйте властивості колоїдних розчинів.

7. Що таке міцела та яка її будова (на конкретному прикладі). Що називають потенціалвизначальними йонами та протийонами?

8. Яку формулу матиме міцела золю аргентум хлориду, одержаного в реакції взаємодії калій хлориду з надлишком аргентум нітрату?

9. Золь аргентум йодиду одержаний в реакції взаємодії аргентум нітрату з надлишком калій йодиду. Яку формулу матиме міцела золю?

10. Поясніть механізм утворення різних міцел золів, які можна одержати завдяки такій реакції: $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$, якщо стабілізатором є:

а) CaCl_2 : _____

б) Na_2SO_4 : _____

11. Для одержання золю: 3 мл розчину $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ($C(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 0,007$ моль/л) змішали з 5 мл Na_3PO_4 ($C(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0,01$ моль/л) розчину. Напишіть рівняння реакції і формулу міцели колоїдного розчину, який утворюється. Обґрунтуйте, виконавши потрібні розрахунки.

12. Запишіть формулу міцели золю, який утворюється при змішуванні 15,0 мл розчину з молярною концентрацією KCl 0,025 моль/л та 85,0 мл розчину з молярною концентрацією AgNO_3 0,005 моль/л. Обґрунтуйте, написавши рівняння реакції і виконавши потрібні розрахунки.

Визначте знак заряду частинок дисперсної фази: _____

13. Напишіть формулу міцели золю аргентум броміду, одержаного взаємодією розчину AgNO_3 з надлишком NaBr . До якого з електродів рухатимуться частинки золю? Обґрунтуйте.

14. Розрахуйте за рівнянням Гельмгольца – Смолуховського швидкість електрофорезу колоїдних частинок берлінської лазурі у воді, якщо ζ -потенціал дорівнює 0,058 В, градієнт напруги зовнішнього електричного поля $H = 5 \cdot 10^{-2}$ В/м, в'язкість дисперсійного середовища $\eta = 1 \cdot 10^{-3}$ Па·с, діелектрична проникність $\epsilon = 81$, електрична стала $\epsilon_0 = 8,85 \cdot 10^{-12}$ Ф/м.

«Зараховано» «_____» _____ 20 _____ р. _____

Література:

Основна: 1 – С. (208 – 230, 240 – 241.); 2 – С. (240 – 271); 3 – С. (160 – 176).

Додаткова: 1 – С. (128 – 139); 3 – С. (603 – 657).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 22
ТЕМА: Коагуляція колоїдних розчинів

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Вивчення фізико-хімічних основ коагуляції колоїдних розчинів необхідно для визначення порогу коагуляції, що відкриває можливості запобігання коагуляції гідрофобних частинок, еритроцитів та білків крові, запобігання утворення тромбів, дослідження згортання крові, визначення ШОЕ (швидкості осідання еритроцитів), консервації і зберігання крові, застосування сучасних тромборезистентних матеріалів, виготовлення лікарських засобів золей срібла (коларголу, протарголу, лізергіну).

МЕТА: Пояснювати фізико-хімічні основи коагуляції колоїдних розчинів, визначати поріг коагуляції.

I. Теоретична частина:

1. Стійкість дисперсних систем. Фактори стійкості.
2. Коагуляція гідрофобних колоїдів. Механізм коагулюючої дії електролітів.
3. Поріг коагуляції, його визначення. Правило Шульце– Гарді.
4. Колоїдний захист.
5. Аерозолі: класифікація, методи одержання та властивості. Застосування в клінічній та санітарно-гігієнічній практиці.
6. Токсична дія деяких аерозолей. Порошки.
7. Суспензії, методи одержання та властивості. Пасти, їх медичне застосування.
8. Емульсії: типи, методи одержання та властивості. Застосування в клінічній практиці.
9. Емульгатори. Біологічна роль емульгування.
10. Напівколоїдні мила, детергенти. Міцелоутворення в розчинах напівколоїдів.

II. Практична частина

1. Розрахункові та ситуаційні задачі, що виконуються студентами на занятті

Задача № 1

Золь аргентум йодиду, одержаний за реакцією: $KI + AgNO_3 \rightarrow AgI\downarrow + KNO_3$ при деякому надлишку KI, коагулюють розчинами калій сульфату і кальцій ацетату. Коагулююча дія якого електроліту сильніша?

Задача № 2

Гідрозоль $Al(OH)_3$ стабілізований надлишком $AlCl_3$. Який об'єм (у літрах) K_2CrO_4 з концентрацією 0,005 моль/л потрібно додати до 0,05 л золю, щоб викликати його явну коагуляцію? Який йон електроліту чинить коагулюючу дію? Поріг коагуляції $Al(OH)_3$ дорівнює 0,15 ммоль/л.

Задача № 3

Обчислити поріг коагуляції, якщо на коагуляцію колоїдних частинок, що містяться в 230,0 мл стічних вод, витрачено 4,0 мл розчину $Al_2(SO_4)_3$ з концентрацією 0,15 моль/л.

2. Контрольні завдання

1. Який процес називають коагуляцією? Якими факторами можна спричинити коагуляцію ліюфобної колоїдної системи? Чим завершується процес коагуляції?

2. Що таке поріг коагуляції та коагуляційна здатність електроліту? Від чого залежить коагуляційна здатність електроліту? Сформулюйте правило Шульце – Гарді.

3. Напишіть формули міцел золів:

а) $\text{Al}(\text{OH})_3$, що стабілізований AlCl_3 :

б) SiO_2 , що стабілізований H_2SiO_3 :

Які йони електролітів викликають коагуляцію цих золів (правило Шульце – Гарді)?

а) _____

б) _____

4. Пороги коагуляції золю електролітами NaCl та CaCl_2 однакові. Який висновок можна зробити щодо заряду колоїдних частинок?

5. Визначте знак заряду частинок золю, якщо при його коагуляції електролітами одержано такі значення порогів коагуляції, ммоль/л: $C_K(\text{NaCl}) = 300$; $C_K(1/2\text{MgCl}_2) = 320$; $C_K(1/3\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0,6$; $C_K(1/2\text{Na}_2\text{SO}_4) = 20$.

6. Визначити невідомі величини, позначені знаком (?), використовуючи дані, що наведені в таблиці:

Таблиця 8.

№	Колоїдний розчин (золь)	Об'єм золю, мл	Поріг коагуляції, ммоль/л	Електроліт-коагулятор (ЕК)	Концентрація ЕК, ммоль/л	Об'єм ЕК, мл
1	Ферум(III) гідроксиду	100	$1,18 \cdot 10^{-3}$	Натрій сульфат	0,1	?
2	Аргентум броміду	40	?	Ферум(III) хлорид	0,2	3
3	Манган(IV) оксиду	10	?	Калій бромід	0,1	5
4	Сірки	100	?	Калій йодид	0,01	15
5	Берлінської лазурі	150	?	Аргентуму нітрат	0,02	8
6	Алюміній оксиду	70	$5 \cdot 10^{-2}$	Кальцій хлорид	0,05	?

7	Манган сульфату	60	?	Натрій бромід	0,5	1,5
---	-----------------	----	---	---------------	-----	-----

7. Яке явище називають колоїдним захистом? У чому полягає його значення в біології та фармації? Наведіть приклади. Яка роль колоїдного захисту в живому організмі?

8. «Золоті» числа високомолекулярних сполук дорівнюють, у мг: желатина – 0,01; яєчний альбумін – 2,5; крохмаль – 25,0; гемоглобін – 0,25; сапонін – 115. Яка з речовин має найвищу захисну дію? Обґрунтуйте, пояснивши що означає «золоте» число кожної сполуки.

«Зараховано» «___» _____ 20__ р. _____

Література:

Основна: 1 – С. (230 – 253.); 2 – С. (271– 299); 3 – С. (176 - 190).

Додаткова: 1 – С. (139 – 152); 3 – С. (658 – 674, 730 - 758).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 23.

ТЕМА: Властивості розчинів біополімерів

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Вивчення білків, що є компонентами всіх тканин організму (каталізують біохімічні процеси, виконують регуляторну, скорочувальну, захисну, опорну та структурну функції, беруть участь у згортанні крові, є резервними поживними речовинами, підтримують онкотичний тиск плазми крові) дозволяє інтерпретувати їх фізико-хімічні властивості а також причини і наслідки їх порушень (ізоелектричний стан білків при зміні рН крові), причини і наслідки набряків. Це відкриває можливості застосування у медицині та фармації штучних та синтетичних полімерів, з яких виготовляють замітники тканин, плазми крові, судин, кісток, протези зубів та ясен, лікарські форми.

МЕТА: Інтерпретувати фізико-хімічні властивості білків; визначати ізоелектричну точку розчину ВМС методом осадження; робити висновки щодо заряду молекул білків на підставі їх ізоелектричної точки

I. Теоретична частина:

1. Високомолекулярні сполуки (ВМС) – основа живих організмів.
2. Порівняльна характеристика розчинів ВМС, істинних та колоїдних розчинів.
3. Механізм набухання полімерів, і залежність від різних факторів. Роль набухання в фізіології організмів.
4. Іонний стан біополімерів у водних розчинах. Ізоелектричний стан білка.
5. Ізоелектрична точка білка, методи її визначення.
6. Драглювання розчинів ВМС, властивості драглів.
7. Аномальна в'язкість розчинів ВМС. В'язкість крові.
8. Мембранна рівновага Доннана.

II. Практична частина

Визначення ізоелектричної точки білка желатини за максимумом осадження

Матеріали та обладнання: 0,2 моль/л розчин CH_3COOH , 0,2 моль/л розчин CH_3COONa , 1% розчин желатини; етиловий спирт; піпетки, пробірки.

Хід роботи:

Налити у п'ять пробірок об'єми розчинів оцтової кислоти (CH_3COOH) та натрій ацетату (CH_3COONa), що вказані у таблиці, щоб одержати в кожній з п'яти пробірок по 10 мл ацетатного буферного розчину з різними значеннями рН.

Таблиця 9.

№ п/п	Об'єми розчинів, мл		рН	№ пробірки з максимальним осадженням	рН розчину з максимальним осадженням	ІЕТ
	CH_3COOH (0,2 моль/л)	CH_3COONa (0,2 моль/л)				
1	9,75	0,25	3,17			
2	8,90	1,10	3,85			
3	5,35	4,65	4,70			
4	1,70	8,30	5,45			
5	0,25	9,75	6,35			

У кожну пробірку додати по 0,5 мл розчину желатини і перемішати.

Потім у кожну пробірку додати при інтенсивному перемішуванні по 2 мл етилового спирту, й залишити пробірки на 10 хв.

Визначити, в якій пробірці та при якому значенні рН спостерігається максимальне осадження розчину. Як це можна пояснити? Визначити ізоелектричну точку білка желатини. Результати досліду занести в таблицю.

2. Контрольні завдання

1. Дайте визначення ВМС. Приведіть приклади біополімерів в організмі людини, вкажіть їх функції.

2. Поясніть особливості структури різних класів ВМС. Запишіть їх формули.

3. Що таке набухання ВМС? Опишіть види набухання та фактори, які впливають на цей процес. Наведіть приклади набухання в організмі. _____

4. Які причини «голодних» і «ниркових» набряків і який механізм їх розвитку?

5. Який механізм розвитку набряків при укусах комах (мурашок та ін.)?

6. Охарактеризуйте іонний стан біополімерів у водних розчинах., запишіть схему структури.

7. Що таке ізoeлектрична точка білка? Поясніть визначення ізoeлектричної точки розчину білка методом осадження.

8. Охарактеризуйте способи одержання драглів та їх специфічні властивості. Приведіть приклади драглів в організмі людини.

9. Поясніть визначення ізoeлектричної точки розчину білка методом електрофорезу.

10. Поясніть визначення ізoeлектричної точки розчину білка методом набухання.

11. Поясніть визначення ізoeлектричної точки розчину білка методом утворення драглів.

13. В організмі людини прикладом драглів є шкіра. Старіння шкіри відбувається у результаті ущільнення структурної сітки драглів унаслідок виділення рідкої фази. Як називають цей процес?

14. В організмі людини драглями є мозок. Як називають у разі стресу мозку процес відновлення його вихідної структури?

«Зараховано» «___» _____ 20___р._____

Література:

Основна: 1 – С. (257 – 275); 2 – С. (306 – 324); 3 – С. (190 - 198).

Додаткова: 1 – С. (152 – 158); 3 – С. (676 – 727).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 24

ТЕМА: Розрахункові та ситуаційні задачі. Контроль практичних навичок з Модуля 2 «Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз»

МЕТА:

Перелік практичних навичок:

1. Правила техніки безпеки роботи в хімічній лабораторії. Перша допомога при нещасних випадках.
1. Пояснити, як розраховувати швидкість хімічної реакції.
2. Вказати умови утворення та розчинення осадів.
4. Пояснити процес визначення електродного потенціалу окисно-відновної системи $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ за допомогою іоніміру.
5. Пояснити, як розраховувати та оцінювати кількісні характеристики сорбентів.
6. Пояснити проведення розподільної хроматографії амінокислот на папері.
7. Пояснити проведення адсорбційної хроматографії катіонів Fe^{3+} і Cu^{2+} на алюміній оксиді.
8. Пояснити процес приготування колоїдного розчину методом заміни розчинника.
9. Пояснити процес приготування колоїдного розчину ферум(III) гідроксиду методом гідролізу. Написати формулу міцели, що утворюється, та визначити знак заряду гранули.
10. Пояснити визначення ізoeлектричної точки розчину ВМС методом осадження та методом електрофорезу.

II. Практична частина:

Типи ситуаційних та розрахункових задач: дивись контрольні завдання до кожного практичного заняття, що містить Модуль2.

«Зараховано» «___» _____ 20___ р._____

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 25.

ТЕМА: ПМК № 2 «Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз»

МЕТА: закріпити знання студентів з теоретичних питань, ситуаційних та розрахункових задач, що містить Модуль 2.

1. АТФ як джерело енергії для біохімічних реакцій. Макроергічні сполуки.
2. Перший закон термодинаміки. Ентальпія. Стандартні теплоти утворення та згорання речовин.
3. Закон Гесса.
4. Другий закон термодинаміки. Ентропія. Термодинамічні потенціали: енергія Гіббса, енергія Гельмгольца. Термодинамічні умови рівноваги. Критерії направленості самодовільних процесів.
5. Швидкість реакції. Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діючих мас для швидкості реакції. Константа швидкості.
6. Уявлення про кінетику складних реакцій: паралельних, послідовних, супряжених, оборотних, конкуруючих, ланцюгових.
7. Порядок реакції. Кінетичні рівняння реакцій першого, другого та нульового порядку. Період напівперетворення.
8. Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Особливості температурного коефіцієнту швидкості реакції для біохімічних процесів.
9. Енергія активації. Теорія активних співударів. Рівняння Арреніуса. Поняття про теорію перехідного стану (активованого комплексу).
10. Особливості дії каталізаторів. Гомогенний, гетерогенний та мікрогетерогенний каталіз. Кислотно-основний каталіз. Автокатализ.
11. Ферменти як біологічні каталізатори. Особливості дії ферментів: селективність, ефективність, залежність ферментативної дії від температури, реакції середовища, концентрації ферменту та субстрату. Механізм дії ферментів.
12. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги та способи її виразу. Зміщення хімічної рівноваги при зміні температури, тиску, концентрації речовин. Принципи Ле Шательє.
13. Реакції осадження та розчинення. Добуток розчинності.
14. Електродні потенціали та механізм їх виникнення. Рівняння Нернста. Нормальний (стандартний) електродний потенціал.
15. Нормальний водневий електрод.
16. Вимірювання електродних потенціалів. Електроди визначення та електроди порівняння. Хлорсрібний електрод. Йонселективні електроди. Складний електрод.
17. Окисно-відновний потенціал як міра окисної та відновної здатності систем. Рівняння Петерса. Нормальний окисно-відновний потенціал.
18. Прогнозування напрямку окисно-відновних реакцій за величинами окисно-відновних потенціалів.
19. Потенціометричне визначення активності йонів. Потенціометричне титрування.
20. Дифузійний потенціал. Мембранний потенціал. Біологічна роль дифузійних та мембранних потенціалів. Потенціал пошкодження. Потенціал спокою. Потенціал дії.

21. Поверхневі явища та їх значення в біології та медицині. Поверхнево-активні та поверхнево-неактивні речовини. Поверхнева активність. Правило Дюкло – Траубе.
22. Адсорбція на межі поділу рідина– газ та рідина– рідина. Рівняння Гіббса. Орієнтація молекул поверхнево-активних речовин у поверхневому шарі. Уявлення про структуру біологічних мембран.
23. Адсорбція на межі поділу тверде тіло – газ. Рівняння Ленгмюра.
24. Адсорбція із розчину на поверхні твердого тіла. Рівняння Фрейндліха.
25. Фізико-хімічні основи адсорбційної терапії (гемосорбція, плазмосорбція, лімфосорбція, ентеросорбція, аплікаційна терапія).
26. Адсорбція електролітів: специфічна (вибірنا) та іонообмінна. Правило Панета – Фаянса.
27. Йонообмінники природні та синтетичні.
28. Хроматографія. Класифікація хроматографічних методів аналізу за ознакою агрегатного стану фаз, техніки виконання та механізму розподілу. Адсорбційна, іонообмінна та розподільна хроматографія. Застосування хроматографії в біології та медицині.
29. Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності. Методи одержання та очистки колоїдних розчинів. Діаліз, електродіаліз, ультрафільтрація, компенсаційний діаліз, вівідіаліз. Гемодіаліз та апарат "штучна нирка".
30. Будова колоїдних частинок.
31. Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем. Броунівський рух, дифузія, осмотичний тиск. Оптичні властивості колоїдних систем.
32. Електрокінетичний потенціал колоїдної частинки. Рівняння Гельмгольца–Смолуховського. Електрофорез, його застосування в дослідницький та клініко-лабораторній практиці. Електрофореграми.
33. Кінетична (седиментаційна) та агрегативна стійкість дисперсних систем. Фактори стійкості. Коагуляція. Механізм коагулюючої дії електролітів.
34. Поріг коагуляції. Правило Щульце-Гарді. Процеси коагуляції при очистці питної води та стічних вод. Колоїдний захист.
35. Аерозолі, суспензії, емульсії. Методи одержання, властивості, застосування. Токсична дія деяких аерозолей. Типи емульсій. Емульгатори. Біологічна роль емульгування.
36. Високомолекулярні сполуки – основа живих організмів. Глобулярна та фібрилярна структура білків. Порівняльна характеристика розчинів високомолекулярних сполук, істинних та колоїдних розчинів.
37. Набухання та розчинення полімерів. Механізм набухання. Вплив рН середовища, температури та електролітів на набухання. Роль набухання в фізіології організму.
38. Драглювання розчинів ВМС. Тиксотропія. Синерезис. Висолювання біополімерів із розчинів.
39. Аномальна в'язкість розчинів ВМС. В'язкість крові.
40. Мембранна рівновага Доннана.
41. Ізоелектричний стан білка. Ізоелектрична точка та методи її визначення. Іонний стан біополімерів у водних розчинах.

ПЕРЕЛІК ЕКЗАМЕНАЦІЙНИХ ПИТАНЬ

Хімія біогенних елементів. Комплексоутворення в біологічних рідинах.

1. Електронна структура біогенних елементів. Типові хімічні властивості елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення, зі зміною ступеня окиснення, комплексоутворення). Зв'язок між місцезнаходженням s-, p-, d-елементів в періодичній системі та їх вмістом в організмі.
2. Розчини комплексних сполук. Сучасні уявлення про будову комплексних сполук. Класифікація комплексних сполук (за природою лігандів та зарядом внутрішньої сфери).
3. Константи нестійкості та стійкості комплексних іонів. Основи комплексонометрії.
4. Внутрішньокмплесні сполуки. Поліядерні комплекси. Комплексні сполуки в біологічних системах. Уявлення про будову гемоглобіну.

Кислотно-основні рівноваги в біологічних рідинах.

5. Розчини в життєдіяльності. Ентальпійний та ентропійний фактори розчинення та їх зв'язок з механізмом розчинення.
6. Розчинність газів у рідинах та її залежність від різних факторів. Закон Генрі-Дальтона. Вплив електролітів на розчинність газів. Розчинність газів в крові.
7. Розчинність твердих речовин та рідин. Розподіл речовин між двома рідинами, що не змішуються. Закон розподілу Нернста, його значення у явищі проникності біологічних мембран.
8. Рівновага у розчинах електролітів. Закон розведення Оствальда.
9. Дисоціація води. Іонний добуток води. pH біологічних рідин.
10. Добуток розчинності. Умови утворення та розчинення осадів.
11. Типи протолітичних реакцій. Реакції нейтралізації, гідролізу та іонізації.
12. Гідроліз солей. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури. Константа гідролізу.
13. Основи титриметричного аналізу. Методи кислотно-основного титрування. Кислотно-основні індикатори та принципи їх підбору.
14. Буферні системи та їх класифікація, pH буферних розчинів.
15. Механізм дії буферних систем.
16. Буферна ємність та фактори, від яких вона залежить. Буферні системи крові.
17. Колігативні властивості розбавлених розчинів: зниження температури замерзання, підвищення температури кипіння. Закони Рауля. Кріометрія та ебуліометрія.
18. Колігативна властивість розбавлених розчинів – осмос. Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Плазмоліз та гемоліз.
19. Колігативні властивості розбавлених розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини в медичній практиці. Роль осмосу в біологічних системах.

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

20. Макроергічні сполуки. АТФ як універсальне джерело енергії для біохімічних реакцій. Характеристика макроергічних зв'язків.
21. Перший закон термодинаміки. Внутрішня енергія. Ентальпія. Теплота ізобарного та ізохорного процесів. Стандартні теплоти утворення та згоряння речовин.
22. Термохімія. Закон Гесса. Термохімічні перетворення.
23. Термохімічні розрахунки та їх використання для енергетичної характеристики біохімічних процесів.
24. Другий закон термодинаміки. Ентропія. Енергія Гіббса.
25. Хімічна рівновага. Термодинамічні умови рівноваги. Прогнозування напрямлення самодовільних процесів. Екзергонічні та ендергонічні процеси, які відбуваються в організмі.
26. Закон діючих мас. Константа хімічної рівноваги. Способи її вираження. Принцип Ле-Шательє. Прогнозування зміщення хімічної рівноваги.
27. Швидкість хімічних реакцій. Закон діючих мас для швидкості хімічних реакцій. Константа швидкості реакції.

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

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

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

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

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

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

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

35. Нормальний водневий електрод.

36. Вимірювання електродних потенціалів. Електроди визначення. Електроди порівняння.

37. Окисно-відновні електродні потенціали. Механізм їх виникнення, біологічне значення. Рівняння Петерса.

38. Окисно-відновні реакції в організмі. Прогнозування їх напрямлення за стандартними значеннями енергії Гіббса та за величинами окисно-відновних потенціалів.

39. Окисно-відновне титрування (оксидиметрія). Метод перманганатометрії.

40. Метод йодометрії.

41. Потенціометричне титрування, його використання в медико-біологічних дослідженнях.

42. Дифузійні та мембранні потенціали, їх роль у генезі біологічних потенціалів. Іонселективні електроди, їх використання для вимірювання концентрації іонів H^+ (скляний електрод), K^+ , Na^+ , Ca^{2+} в біологічних розчинах.

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

43. Особливості розчинів ВМС. Механізм набухання та розчинення ВМС. Залежність набухання та розчинення ВМС від різних факторів. Роль набухання у фізіології організмів.

44. Ізоелектрична точка білка та методи її визначення.

45. Драгливання розчинів ВМС. Властивості драглів.

46. Аномальна в'язкість розчинів ВМС. В'язкість крові та інших біологічних рідин. Осмотичний тиск розчинів біополімерів. Онкотичний тиск плазми та сироватки крові.

47. Мембранна рівновага Доннана.

48. Поверхнева активність. Правило Дюкло-Траубе. Рівняння Гіббса. Орієнтація молекул в поверхневому шарі та структура біологічних мембран.

49. Рівняння Ленгмюра.

50. Адсорбція із розчинів на поверхні твердого тіла. Рівняння Фрейндліха.

51. Фізико-хімічні основи адсорбційної теорії.

52. Адсорбція електролітів (вибіркова та іонообмінна). Правило Панета-Фаянса.

53. Іоніти та їх використання в медицині.

54. Класифікація хроматографічних методів дослідження за ознаками механізму розподілу речовин, агрегатного стану фаз та техніки виконання. Використання хроматографії у медико-біологічних дослідженнях.

55. Дисперсні системи та їх класифікація. Способи одержання та очищення колоїдних розчинів. Діаліз, електродіаліз, ультрафільтрація. "Штучна нирка".

56. Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем (броунівський рух, дифузія, осмотичний тиск). Оптичні властивості колоїдних систем. Ультрамікроскопія.

57. Будова колоїдних частинок.

58. Електрокінетичний потенціал колоїдних часточок. Електрофорез, його використання в медицині та медико-біологічних дослідженнях. Рівняння Гельмгольца-Смолуховського.

59. Кінетична та агрегативна стійкість ліозолей. Фактори стійкості. Механізм коагулюючої дії електролітів.

60. Поріг коагуляції, його визначення. Правило Шульце-Гарді. Процеси коагуляції при очищенні питної води та стічних вод. Колоїдний захист, його біологічна роль.

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

КРИТЕРІЇ ОЦІНЮВАННЯ ПІДСУМКОВОГО МОДУЛЬНОГО КОНТРОЛЮ:

1 питання (теоретичне питання) – від 0 до 33,5 балів;

2 питання (практичні навички) – від 0 до 33 балів;

1 задача – 5 балів;

2 задача – 5 балів;

1 тест – 0,5 балу; всього 7 тестів.

Підсумковий модульний контроль вважається зарахованим, якщо студент набрав не менш **50 балів**. Максимальна сума балів підсумкового контролю дорівнює **80**.

До підсумкового контролю допускаються студенти, які виконали всі види робіт, передбачені навчальною програмою, та при вивченні модуля набрали кількість балів за поточну успішність не меншу за мінімальну (72).

Сумарна оцінка за модуль та з дисципліни складається з сумарної оцінки за діяльність на поточних заняттях та оцінки з підсумкового контролю знань студента. Поточна діяльність оцінюється від **72 до 120 балів**. Таким чином, мінімальна кількість балів за модуль має становити: $72 + 50 = 122$ бали. Максимальна кількість: $120 + 80 = 200$ балів.

Критерії оцінювання підсумкового модульного контролю:

Оцінку «ВІДМІННО» (80 – 72 бали) одержує студент, який дав не менше 90 % правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, без помилок вирішив ситуаційні задачі, дав ґрунтовні повні відповіді на всі теоретичні питання. Демонструє всебічне і глибоке засвоєння навчального матеріалу; в повному об'ємі володіє теоретичними знаннями та практичними навичками; розуміє значення дисципліни, її зв'язок з професійно-орієнтованими дисциплінами.

Оцінку «ДОБРЕ» (71 – 64 бали) одержує студент, який дав не менше 75 % правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, припустився окремих незначних помилок при вирішенні ситуаційних задач, дав повні відповіді на всі теоретичні питання з незначними помилками. Демонструє повне засвоєння навчального матеріалу; добре володіє теоретичними знаннями та практичними навичками; розуміє значення дисципліни, її зв'язок з професійно-орієнтованими дисциплінами.

Оцінку «ЗАДОВІЛЬНО» (63 – 50 балів) одержує студент, який дав не менше 55 % правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, припустився значних помилок у відповідях на письмові завдання, з помилками вирішує ситуаційні задачі, не повністю відповів на теоретичні питання або припустився значних помилок. Демонструє засвоєння лише основ навчального матеріалу; оволодів не всіма практичними навичками; не може самостійно пояснити зв'язок хімії з іншими професійно-орієнтованими дисциплінами.

Оцінку «НЕЗАДОВІЛЬНО» (менше 50 балів) одержує студент, який дав менше 55 % правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, припустився грубих помилок у відповідях на письмові завдання та теоретичні запитання або взагалі не дав відповідей на них. Демонструє відсутність систематичних знань та умінь, не володіє практичними навичками, допускає принципові помилки у відповідях на теоретичні питання та при вирішенні ситуаційних задач.

Список використаної літератури

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013 – 336 с.
2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с.
3. Харченко С. В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с.

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с.
2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.
3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с.
4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.
5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012. – 384 с.

ДОДАТКИ
РОЗЧИННІСТЬ СОЛЕЙ, КИСЛОТ І ОСНОВ У ВОДІ

	Cl^-	OH^-	NO_3^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}	SiO_3^{2-}	CO_3^{2-}	CH_3COO^-
H^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р
NH_4^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р
Na^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
K^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Ba^{2+}	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Р
Ca^{2+}	Р	Р	Р	Р	М	М	Н	М	Н	Р
Mg^{2+}	Р	Н	Р	Р	М	Р	Н	–	Н	Р
Al^{3+}	Р	Н	Р	Н	–	Р	Н	–	–	Р
Fe^{2+}	Р	Н	Р	Н	М	Р	Н	Н	Н	Р
Zn^{2+}	Р	Н	Р	Н	М	Р	Н	Н	–	Р
Ag^+	Н	–	Р	Н	М	М	Н	Н	М	Р
Hg^{2+}	Р	–	Р	Н	–	–	Н	–	Н	Р
Cu^{2+}	Р	Н	Р	Н	–	Р	Н	–	–	Р
Pb^{2+}	М	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р

КОНСТАНТИ ДИСОЦІАЦІЇ ДЕЯКИХ СЛАБКИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ ПРИ 25°C

Електроліт	К	Електроліт	К
Нітритна кислота HNO_2	$K=4 \cdot 10^{-4}$	Фторидна кислота HF	$K=6,6 \cdot 10^{-4}$
Силікатна кислота H_2SiO_3	$K_1=2,2 \cdot 10^{-10}$ $K_2=1,6 \cdot 10^{-12}$	Ціановоднева кислота HCN	$K=7,9 \cdot 10^{-10}$
Мурашина кислота $HCOOH$	$K=1,8 \cdot 10^{-4}$	Вода H_2O	$K=1,8 \cdot 10^{-16}$
Сульфитна кислота H_2SO_3	$K_1=1,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2=6,3 \cdot 10^{-8}$	Гідроксид амоніаку NH_4OH	$K=1,8 \cdot 10^{-5}$
Сульфідна кислота H_2S	$K_1=6,0 \cdot 10^{-8}$ $K_2=1,0 \cdot 10^{-14}$	Гідроксид алюмінію $Al(OH)_3$	$K=1,4 \cdot 10^{-9}$
Карбонатна кислота H_2CO_3	$K_1=4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2=4,7 \cdot 10^{-11}$	Гідроксид цинцу $Zn(OH)_2$	$K_1=4,4 \cdot 10^{-5}$ $K_2=1,5 \cdot 10^{-9}$
Оцтова кислота CH_3COOH	$K=1,8 \cdot 10^{-5}$	Гідроксид купруму $Cu(OH)_2$	$K_2=3,4 \cdot 10^{-7}$
Хлоридна кислота $HClO$	$K=5,0 \cdot 10^{-8}$	Гідроксид феруму (II) $Fe(OH)_2$	$K_2=1,3 \cdot 10^{-4}$
Ортофосфорна кислота H_3PO_4	$K_1=7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2=6,3 \cdot 10^{-8}$ $K_3=1,63 \cdot 10^{-12}$	Гідроксид феруму (III) $Fe(OH)_3$	$K_2=1,8 \cdot 10^{-11}$ $K_2=1,3 \cdot 10^{-12}$

ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ (ДР) ДЕЯКИХ МАЛОРОЗЧИННИХ У ВОДІ СПОЛУК

Речовина	ДР	Речовина	ДР
MgF ₂	$7,1 \cdot 10^{-9}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CaF ₂	$3,4 \cdot 10^{-11}$	Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-25}$
BaF ₂	$1,7 \cdot 10^{-6}$	Mg(OH) ₂	$1,2 \cdot 10^{-11}$
AgCl	$1,6 \cdot 10^{-10}$	Ca(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-6}$
AgBr	$4,0 \cdot 10^{-13}$	Cd(OH) ₂	$6,0 \cdot 10^{-15}$
AgJ	$9,7 \cdot 10^{-17}$	Cr(OH) ₃	$5,4 \cdot 10^{-31}$
PbJ ₂	$8,1 \cdot 10^{-9}$	Fe(OH) ₂	$1,7 \cdot 10^{-15}$
MgCO ₃	$2,0 \cdot 10^{-4}$	Fe(OH) ₃	$1,1 \cdot 10^{-36}$
CaCO ₃	$1,2 \cdot 10^{-8}$	Al(OH) ₃	$5,1 \cdot 10^{-33}$
BaCO ₃	$8,1 \cdot 10^{-9}$	CuS	$3,2 \cdot 10^{-38}$
Ag ₂ CrO ₄	$4,1 \cdot 10^{-12}$	Ag ₂ S	$5,7 \cdot 10^{-57}$
CaCrO ₄	$2,3 \cdot 10^{-2}$	CdS	$1,2 \cdot 10^{-28}$
BaCrO ₄	$1,6 \cdot 10^{-10}$	HgS	$4,0 \cdot 10^{-53}$
PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$	PbS	$3,6 \cdot 10^{-29}$
CaSO ₄	$6,1 \cdot 10^{-5}$	MnS	$7,0 \cdot 10^{-16}$
BrSO ₄	$2,8 \cdot 10^{-7}$	FeS	$3,7 \cdot 10^{-19}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	ZnS	$8,0 \cdot 10^{-26}$

