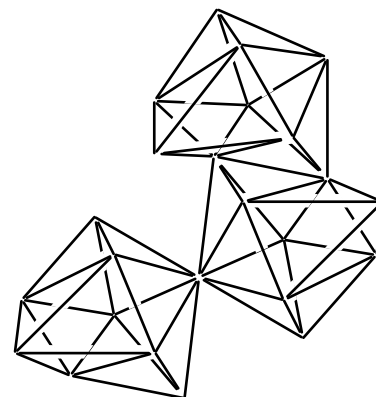
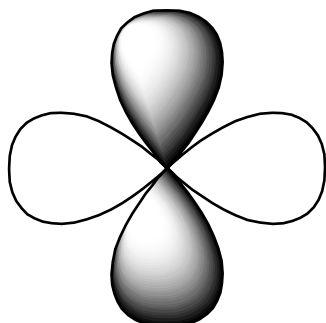


**Вінницький національний медичний університет
ім.М.І.Пирогова
Кафедра біологічної та загальної хімії
Курс загальної хімії**



МЕТОДИЧНІ РОЗРОБКИ

***практичних занять з медичної хімії
для студентів медичного факультету***

***ЧАСТИНА 2. Рівноваги в біологічних системах
на межі поділу фаз***

Вінниця 2016

Методичні розробки затверджені методичною радою загальнотеоретичних дисциплін 1 курсу Вінницького національного медичного університету імені М.І. Пирогова

(протокол № 1 від 30.08.2016 р.)

Методичні розробки переробила із видання 2015р.
доц. Смірнова О.В.

Рецензент – Антонюк В.С., кхн., доцент

Коректор – Сулім О.Г.

Комп'ютерна верстка – Нечипорук В.М.

Редакційно-видавнича група ВНМУ:
Відповідальний редактор – Тарасюк С.В., професор.
Секретар – Корольова Н.Д., канд. психол. наук

ЗМІСТ

14	Теплові ефекти хімічних реакцій, направленість процесів.	5
15	Кінетика біохімічних реакцій.	9
16	Хімічна рівновага. Добуток розчинності.	13
17	Потенціометричний метод аналіз	18
18	Визначення окисно-відновного (редокс) потенціалу.	24
19	Сорбція біологічно-активних речовин на межі поділу рідина-газ.	28
20	Сорбція біологічно-активних речовин на межі поділу тверда речовина-розчин.	31
21	Іонний обмін. Хроматографія.	35
22	Одержання, очищення та властивості колоїдних розчинів.	38
23	Коагуляція колоїдних розчинів. Колоїдний захист.	41
24	Властивості розчинів біополімерів. Ізоелектрична точка білка	45
25	Диференційний залік із курсу «Медична хімія»	

Короткі методичні вказівки до роботи студентів на практичному занятті:

Заняття починається із організаційних питань.

Проводиться корекція знань студентів по основних питаннях теми і пояснюються незрозумілі моменти.

За 15 хвилин до закінчення напівпарі студенти пишуть тестовий контроль.

На другій півпарі виконується лабораторна робота, оформляється протокол, оголошуються результати тестового контролю, викладач підписує протокол.

Технологічна карта проведення практичного заняття:

п/н	Етапи	Час (хв.)	Навчальні посібники	Місце проведення
1	Організаційні питання	5		Кафедра
2	Корекція знань студентів по теоретичним питанням та рішення задач	20	Таблиці, набір задач	
3	Тестовий контроль	15	Білет	
4	Виконання лабораторної роботи	40	Реактиви, хімічний посуд, прилади	
5	Аналіз та підведення підсумків заняття	10		

Тема: ТЕПЛОВІ ЕФЕКТИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. НАПРАВЛЕНІСТЬ ПРОЦЕСІВ.

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

2. Ціль загальна: уміти інтерпретувати основні закони термодинаміки для характеристики біологічних процесів.

3. Конкретні цілі, уміти:

- мати уявлення про основні поняття термодинаміки;
- знати основні закони термодинаміки;
- вміти робити термохімічні розрахунки і використовувати їх для визначення теплоти реакцій;
- калорійності харчових продуктів.

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. Медична хімія. За редакцією професора В.О.Калібабчук. К., ВСВ «Медицина», 2013; с. 46-63.
- 4.3. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія, 2008; с. 366 – 389, 400, 413.
- 4.4. Садовнича Л.П., Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с.8 – 29, 35 – 37.
- 4.5. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 10 – 21.
- 4.6. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 10-18.

Додаткова:

- 4.7. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.8. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.9. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
- 4.10. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Що вивчає термодинаміка, хімічна термодинаміка, біоенергетика?
- 5.2. Термодинамічна система (визначення), типи термодинамічних систем (ізолювані, відкриті, закриті, гомогенні, гетерогенні; визначення цих понять, приклади); параметри стану системи (екстенсивні, інтенсивні, приклади).
- 5.2. Перший закон термодинаміки. Внутрішня енергія системи, ентальпія.
- 5.3. Термохімічні рівняння. Стандартні теплоти утворення та згоряння.
- 5.4. Закон Гесса. Метод калориметрії.
- 5.5. Енергетична характеристика біохімічних процесів. Термохімічні розрахунки для оцінки калорійності продуктів харчування та складання раціональних та лікувальних дієт.

6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

- 6.1. Самодовільні та несамодовільні процеси. Другий закон термодинаміки. Ентропія. Термодинамічні потенціали: енергія Гіббса. Критерії направлення самодовільних процесів.
- 6.2. Застосування основних положень термодинаміки до живих організмів.
- 6.3. Термодинамічні процеси: оборотні, необоротні. Необоротність процесів життєдіяльності.
- 6.4. Термодинамічні умови рівноваги.
- 6.5. АТФ як джерело енергії для біохімічних реакцій. Макроергічні сполуки. Енергетичні супряження в живих системах: екзергонічні та ендергонічні процеси в організмі людини.

7. Еталони рішення задач:

7.1. Розрахунок теплового ефекту реакції.

Розрахувати тепловий ефект реакції $\text{CO}_{\text{газ}} + \text{H}_{2\text{газ}} = \text{CH}_4_{\text{газ}} + \text{H}_2\text{O}_{\text{газ}}$, якщо теплоти утворення $\text{CO} = -110,5 \text{ кДж/моль}$, $\text{CH}_4 = -74,9 \text{ кДж/моль}$, $\text{H}_2\text{O} = -241,8 \text{ кДж/моль}$.

Рішення.

$$\text{CO}_{\text{газ}} + 3\text{H}_{2\text{газ}} = \text{CH}_4_{\text{газ}} + \text{H}_2\text{O}_{\text{газ}}$$
$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{ПРОД.}} - \sum \Delta H_{\text{ВИХ.}}$$
$$\Delta H = (\Delta H^0_{\text{УТВ.}}(\text{CH}_4) + \Delta H^0_{\text{УТВ.}}(\text{H}_2\text{O})) - \Delta H^0_{\text{УТВ.}}(\text{CO}) =$$
$$= -74,9 + (-241,8) - (-110,5) = -206,2 \text{ кДж/моль.}$$

7.2. У 100 г тріски міститься 11,6г білка. Калорійність 1г білка – 4,1 ккал. Розрахувати калорійність тріски за вмістом білка.

Рішення.

1г білка – 4,1ккал

11,6 г білка – X

$$X = 11,6 \cdot 4,1 = 47,56 \text{ ккал}$$

7.3. Визначення самодовільності перебігу процесу.

Чи є можливою реакція $\text{SiO}_2(\text{кр.}) + \text{NaOH}(\text{р-н}) = \text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{кр.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{р-н})$, якщо енергія Гіббса $\text{SiO}_2(\text{кр.}) = -803,75 \text{ кДж/моль}$, $\text{NaOH}(\text{р-н}) = -419,5 \text{ кДж/моль}$, $\text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{кр.}) = -1427,8 \text{ кДж/моль}$, $\text{H}_2\text{O}(\text{р-н}) = -237,5 \text{ кДж/моль}$?

Рішення. $\text{SiO}_2(\text{кр.}) + 2\text{NaOH}(\text{р-н}) = \text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{кр.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{р-н})$
 $\Delta G = \sum \Delta G^0_{\text{прод.}} - \sum \Delta G^0_{\text{вих.}} = (-1427,8 - 237,5) - (-803,75 - 2 \cdot 419,5) = -22,5 \text{ кДж.}$

Так як $\Delta G < 0$, то реакція можлива.

8. *Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):*

8.1. Визначити тепловий ефект реакції естерифікації щавлевої кислоти (оксалату) метанолом, що іде за рівнянням:



якщо мольні теплоти утворення оксалату щавелевої кислоти, метанолу, естеру та води відповідно дорівнюють: $-60,10 \text{ кДж/моль}$; $-173,65 \text{ кДж/моль}$; $-401,00 \text{ кДж/моль}$; $-237,3 \text{ кДж/моль}$.

8.2. Теплота утворення жирів в організмі людини становить $9,3 \text{ ккал/г}$.

Середньодобова потреба в жирах 106 г для студентів чоловіків. Яка добова потреба в енергії по жирах?

8.3. Визначити за зміною енергії Гіббса, чи є можливим процес окиснення глюкози за стандартних умов, якщо стандартна енергія Гіббса глюкози, води, діоксиду карбону відповідно дорівнюють: -910 кДж/моль ; -237 кДж/моль ; -394 кДж/моль .

9. *Приклад тестового контролю (проводиться на занятті)*

9.1. Що таке відкрита термодинамічна система?

9.2. Що таке ентропія?

9.3. Живий організм це система:

а) відкрита; б) закрита; в) гомогенна.

9.4. В організмі людини енергія акумулюється в сполуках:

а) зі складноефірними зв'язками; б) із пептидними зв'язками;
в) із ангідридними зв'язками.

9.5. Теплота утворення вуглеводів в організмі людини становить $4,1 \text{ ккал/г}$.

Добова потреба у вуглеводах для студентів чоловіків становить 451 г .

Обчислити добову потребу студентів в енергії по вуглеводах.

9.6. Розрахувати тепловий ефект реакції окиснення глюкози, якщо $H_{\text{утв.}}$

глюкози $-1272,45 \text{ кДж/моль}$, вуглекислого газу $-393,6 \text{ кДж/моль}$, води $-285,9 \text{ кДж/моль}$.

Відповіді:

9.1. Відкритими називають термодинамічні системи, які обмінюються із середовищем масою та енергією.

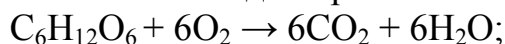
9.2. Ентропія це міра невпорядкованості системи.

9.3. Відкрита система.

9.4. Із ангідридними зв'язками.

$$9.5. \begin{array}{l|l} 4,1\text{ккал} & - 1\text{Г} \\ \text{X} & - 451\text{Г} \end{array} \quad \left| \quad \text{X} = 1849,1\text{ккал};$$

9.6. Окиснення глюкози іде за рівнянням:



$$\Delta H_{\text{утв.}} = \sum \Delta H_{\text{прод.}} - \sum \Delta H_{\text{вих.}};$$

$$\Delta H_{\text{РЕАКЦІЇ}} = [6 \cdot (-393,6) + 6 \cdot (-285,9)] - (-1272) = -2804,55 \text{ кДж/моль.}$$

реакція екзергонічна.

10. Алгоритм лабораторної роботи:

Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації.

11. Методика проведення експерименту:

Тепловий ефект хімічної реакції визначають в калориметрі або в посудині Дьюара.

Зважують калориметричний стакан, наливають в нього 50 мл розчину NaOH із $C_{\text{H}}=1$ моль/л та вимірюють його температуру.

В окремий стакан наливають 50 мл розчину HCl із $C_{\text{H}}=1$ моль/л та вимірюють його температуру. Потім постійно перемішуючи розчин кислоти вливають в калориметр до розчину луку. Визначають найвищу температуру після зливання розчинів.

Дані експерименту записують за формою:

Маса калориметричного стакану, г, $m_1 = \underline{\hspace{2cm}}$;

Концентрація розчинів, $C_{\text{H}}(\text{HCl}) = C_{\text{H}}(\text{NaOH}) = 1$ моль/л.;

Об'єм розчинів, мл, $V_{(\text{HCl})} = V_{(\text{NaOH})} = 50$ мл (0,05л);

Температура розчину NaOH, $t_{\text{Л}} = \underline{\hspace{2cm}}$;

Температура розчину HCl, $t_{\text{К}} = \underline{\hspace{2cm}}$

Початкова температура розчину $t_1 = 0,5(t_{\text{Л}} + t_{\text{К}}) = \underline{\hspace{2cm}}$

Температура після нейтралізації $t_2 = \underline{\hspace{2cm}}$;

Загальна маса розчинів $m_2 = 2 \cdot V \cdot \rho = \underline{\hspace{2cm}}$;

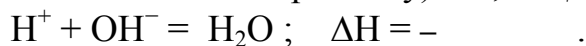
Обчислюють теплоту нейтралізації за формулою:

$$Q = \frac{\Delta t \cdot C}{V \cdot C_{\text{H}}} = \underline{\hspace{2cm}},$$

де $\Delta t = t_2 - t_1$; $C = m_1 c_1 + m_2 c_2$;

c_1 (питома теплоємність скла) = 0,753 Дж /г · град,

c_2 (питома теплоємність розчину) = 4,184 Дж/г · град.



Тема: КІНЕТИКА БІОХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ.

1. Актуальність теми: знання основних законів кінетики необхідні студентам-медикам для вивчення механізму органічних реакцій, ферментативних процесів, утворення метаболітів, всмоктування та перетворення лікарських речовин;

2. Ціль загальна – уміти: інтерпретувати основні закони і правила кінетики для характеристики біологічних процесів;

3. Конкретні цілі, вміти:

- мати уявлення про основні поняття хімічної кінетики;
- знати основні закони і правила кінетики;
- вміти виявляти і пояснювати вплив різних факторів на швидкість хімічних реакцій, визначати порядок та молекулярність реакцій в тому числі біохімічних реакцій;
- вміти творчо підходити до розуміння механізму реакцій, особливо складних в тому числі біохімічних реакцій;

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. . Медична хімія. За редакцією професора В.О.Калібабчук. К., ВСВ «Медицина», 2013; с. 64-76.
- 4.3. Мороз А.С. та ін. Медична хімія, 2008; ст. 420 – 486.
- 4.4. Садовнича Л.П., Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с.140 – 165.
- 4.5. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 101 – 129.
- 4.6. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 19-29.
- 4.7. Граф логічної структури.

Додаткова:

- 4.8. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.9. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.10. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
- 4.11. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Що вивчає хімічна кінетика? Що таке швидкість хімічних реакцій?
- 5.2. Залежність швидкості від факторів: закон діючих мас (константа швидкості), правило Вант–Гоффа.

5.3. Енергія активації. Рівняння Арреніуса. Поняття про теорію перехідного стану (активного комплексу).

6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

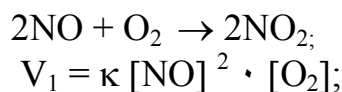
- 6.1. Порядок та молекулярність реакцій (приклади, в тому числі в організмі людини).
- 6.2. Складні реакції: паралельні, послідовні, супряжені, оборотні, конкуруючі, ланцюгові, фотохімічні реакції, (приклади цих реакцій в живому організмі). Поняття про антиоксиданти.
- 6.3. Каталіз та каталізатори. Гомогенний, гетерогенний та мікрогетерогенний каталіз, кислотно-основний каталіз, автокаталіз. Механізм дії каталізаторів. Промотори та каталітичні отрути. Ферменти як біологічні каталізатори.

7. Еталони рішення задач:

7.1. Вплив концентрації на швидкість реакції.

Як зміниться швидкість хімічної реакції окиснення нітроген (II) оксиду до нітроген (IV) оксиду, якщо тиск в системі збільшити в 3 рази?

Рішення.



Після збільшення тиску в 3 рази, об'єм зменшується в 3 рази, а концентрація збільшується в 3 рази.

Тоді, $V_2 = \kappa [3\text{NO}]^2 \cdot [3\text{O}_2] = 27 \kappa [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2];$

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{27\kappa[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{\kappa[\text{NO}] \cdot [\text{O}_2]} = 27$$

Швидкість збільшиться у 27 разів.

7.2. Вплив температури на швидкість реакції.

Реакція за температури 50°C відбувається протягом 2хв.15сек. За який час скінчиться ця реакція за температури 70°C, якщо в даному температурному інтервалі температурний коефіцієнт швидкості $\gamma = 3$?

Рішення.

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}} = 3^{\frac{70-50}{10}} = 3^2 = 9.$$

$$V_{t_1} = -\frac{\Delta C}{\Delta \tau_1}; \quad V_{t_2} = -\frac{\Delta C}{\Delta \tau_2}; \quad \frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \frac{\Delta C \cdot \Delta \tau_1}{\Delta C \cdot \Delta \tau_2};$$

так як ΔC скорочується, то $\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \frac{\Delta \tau_1}{\Delta \tau_2} = \gamma$, звідки

$$\Delta \tau_2 = \frac{\Delta \tau_1}{9} = \frac{135}{9} = 15 \text{сек.}$$

7.3. В скільки разів збільшиться швидкість реакції, якщо температуру підвищити на 50°C ($\gamma=2$)?

Рішення:

$$\frac{V(t_2)}{V(t_1)} = \gamma^{\frac{t(2)-t(1)}{10}}; \quad \frac{V(t_2)}{V(t_1)} = \gamma^{\frac{50}{10}} = 2^5 = 32.$$

7.4. Константа швидкості реакції $C + 2D \rightarrow K$ становить 0,4 л²/моль · сек. Концентрація речовини C = 3 моль/л, а речовини D = 4 моль/л. Обчислити швидкість прямої реакції.

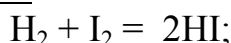
Рішення:

$$V = k [C] \cdot [D]^2;$$
$$V = 0,4 \cdot 3 \cdot 4^2 = 19,2 \text{ моль/л} \cdot \text{сек.}$$

7.5. Визначення порядку реакції.

Визначити порядок реакції взаємодії водню та йоду.

Рішення.



$V = k [H_2] \cdot [I_2]$; швидкість цієї реакції залежить від концентрації двох речовин, а сума показників ступеня дорівнює 2, тому це реакція другого порядку.

8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

- 8.1. Як зміниться швидкість реакції синтезу аміаку, якщо об'єми всіх газів зменшити в 3 рази.
- 8.2. В скільки разів збільшиться швидкість реакції, якщо температуру підвищити на 30° ($\gamma=2$)?
- 8.3. Визначити порядок реакції гідролізу.

9. Приклад тестового контролю (проводиться на занятті):

9.1. Швидкість хімічних реакцій – це зміна:

- а) тиску за одиницю часу
- б) концентрації однієї із реагуючих речовин за одиницю часу
- в) об'єму однієї із реагуючих речовин за одиницю часу

9.2. Швидкість реакції другого порядку залежить від:

- а) концентрації двох речовин; б) концентрації в квадраті
- в) об'єму двох речовин

9.3. Швидкість хімічної реакції залежить від:

- а) об'єму б) енергії Гіббса в) температури

9.4. В мономолекулярних реакціях:

- а) в елементарному акті взаємодії бере участь одна молекула
- б) елементарний акт взаємодії протікає в одиниці об'єму
- в) елементарний акт взаємодії протікає за тиску 1 атм.

9.5. Гетерогенним називають каталіз, в якому реагуючі речовини і каталізатор:

- а) перебувають в одному агрегатному стані
- б) перебувають в різному агрегатному стані
- в) реагуючі речовини і каталізатор діють за сталої температури

9.6. Ферментативний каталіз:

- а) однорідний
- б) селективний
- в) термостійкий

9.7. ЗАДАЧА. Константа швидкості реакції $A + 2B \leftrightarrow C$ становить $0,6 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-2} \cdot \text{с}^{-1}$. Концентрація речовини А становить 2 моль/л, а речовини В – 2,5 моль/л. Обчислити швидкість прямої реакції.

9.8. ЗАДАЧА. В скільки разів збільшиться швидкість реакції, якщо температуру підвищити на 40° ($\gamma = 3$)?

Відповіді:

9.1. – б; 9.2. – а; 9.3. – в; 9.4. а; 9.5. – б; 9.6. - б

9.7.
$$V = k [A] \cdot [B]^2;$$
$$V = 0,6 \cdot 2 \cdot 2,5^2 = 7,5 \text{ моль/ л} \cdot \text{сек.}$$

9.8.
$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}; \quad \frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = 3^{\frac{40}{10}} = 81.$$

10. Алгоритм лабораторної роботи:

10.1. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин.

10.2. Залежність швидкості реакції від температури.

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин.

Приготувати розчини натрій тіосульфату різної концентрації згідно з таблицею:

	<u>1 пробірка</u>	<u>2 пробірка</u>	<u>3 пробірка</u>
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	5 крап.	10 крап.	15 крап.
H_2O	10 крап.	5 крап.	–

Потім в першу пробірку додати 1 краплю розчину H_2SO_4 і зафіксувати час перебігу реакції до появи помутніння розчину. Аналогічно виконують дослід із другою та третьою пробірками. Отримані дані по досліді занести в таблицю.

№ проб ірки	Число крапель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число крапель H_2O	Час перебігу реакції, сек.	Відносна швидкість 1/сек.
1	5 крап.	10 крап.		
2	10 крап.	5 крап.		
3	15 крап.	–		

Побудувати графік залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин, відкладаючи на вісі абсцис концентрацію (число крапель), а на вісі ординат – відносну швидкість реакції 1/сек.

Написати рівняння реакції та зробити висновки.

11.2. Залежність швидкості реакції від температури.

В пробірку внести 10 крапель розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, визначити кімнатну температуру, додати 1 краплю розчину H_2SO_4 і зафіксувати час перебігу реакції в сек до помутніння.

Пробірки	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	t	H_2SO_4	Час перебігу реакції до помутніння, сек
1 пробірка	10 крапель	кімнатна	1 крапля	
2 пробірка	10 крапель	кімн. + 10 ⁰	1 крапля	
3 пробірка	10 крапель	Кімн. + 20 ⁰	1 крапля	

Результати внести в таблицю і зробити висновки, чи підтверджується правило Вант – Гоффа.

ХІМІЧНА РІВНОВАГА. ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ.

1. Актуальність теми: знання принципів хімічної рівноваги необхідні для вивчення напряму хімічних процесів в результаті дії різних факторів в тому числі в організмі людини.

2. Ціль загальна – уміти: інтерпретувати основні положення хімічної рівноваги для характеристики біохімічних процесів.

3. Конкретні цілі, вміти:

- мати уявлення про основні поняття хімічної рівноваги;
- знати принцип Ле-Шател'є;
- вміти пояснювати вплив різних факторів на хімічну рівновагу;
- пояснювати роль гетерогенної рівноваги за участю солей в загальному гомеостазі організму.

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. . Медична хімія. За редакцією професора В.О.Калібабчук. К., ВСВ «Медицина», 2013; с. 76-80.
- 4.3. Мороз А.С. та ін. Медична хімія, 2008; ст. 414-418.
- 4.4. Садовнича Л.П., Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с. 29-36.
- 4.5. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 17-19.
- 4.6. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 32-36.
- 4.7. Граф логічної структури.

Додаткова:

- 4.8. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.9. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.10. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
- 4.11. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Необоротні та оборотні хімічні реакції, приклади.
- 5.2. Хімічна рівновага. Термодинамічні умови рівноваги. Константа хімічної рівноваги, залежність від факторів. Принцип Ле-Шател'є.
- 5.3. Реакції осадження та розчинення. Добуток розчинності. Умови утворення та розчинення осадів.

6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

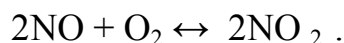
- 6.1. Роль гетерогенної рівноваги за участю солей в загальному гомеостазі організму.

7. Еталони рішення задач:

7.1. Розрахунок константи рівноваги.

В системі $\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{NO}_2$ рівноважні концентрації речовин:
 $[\text{NO}] = 0,15$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,2$ моль/л, $[\text{NO}_2] = 0,4$ моль/л. Обчислити константу рівноваги.

Рішення:



Вираз K_p для даної реакції можна записати таким чином:

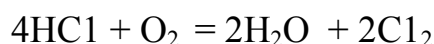
$$K_p = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{0,4^2}{0,15^2 \cdot 0,2} = 35,5$$

7.2. Зміна хімічної рівноваги в результаті зміни концентрації речовин.

Реакція іде за рівнянням $\text{HCl} + \text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$. В якому напрямку зміститься хімічна рівновага, якщо концентрації всіх реагуючих речовин збільшити у 2 рази?

Рішення:

I спосіб



1) За законом діючих мас:

$$V_{\text{ПРЯМ.}} = K_1 \cdot [\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2];$$

$$V_{\text{ЗВОР.}} = K_2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^2;$$

2) В результаті збільшення концентрації всіх речовин у 2 рази:

$$V_{\text{ПРЯМ.}} = K_1 \cdot [2\text{HCl}]^4 \cdot [2\text{O}_2] = 32 \cdot K_1 \cdot [\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2];$$

$$V_{\text{ЗВОР.}} = K_2 \cdot [2\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [2\text{Cl}_2]^2 = 16 \cdot K_2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^2;$$

3)

$$\frac{V_{\text{ПРЯМ.}}}{V_{\text{ЗВОР.}}} = \frac{32}{16} = 2$$

Хімічна рівновага зміститься в напрямку прямої реакції.

II спосіб

1). Константа рівноваги до зміни концентрації:

$$K_{p1} = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 [\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 [\text{O}_2]}$$

2). Константа рівноваги після зміни концентрації:

$$K_{p2} = \frac{[2\text{H}_2\text{O}]^2 [2\text{Cl}_2]^2}{[2\text{HCl}]^4 [2\text{O}_2]} = \frac{4 \cdot 4}{16 \cdot 2} = \frac{1}{2}$$

3).

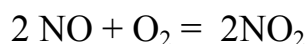
$$\frac{K_{p1}}{K_{p2}} = 2$$

Хімічна рівновага зміститься в напрямку прямої реакції.

7.3. Зміна хімічної рівноваги в результаті зміни тиску.

Рівновага хімічної реакції $\text{NO} + \text{O}_2 = \text{NO}_2$ встановилася за таких концентрацій реагуючих речовин: $[\text{NO}] = 0,5$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,7$ моль/л, $[\text{NO}_2] = 2,1$ моль/л. Як зміститься хімічна рівновага, якщо тиск в системі зменшити у 2 рази?

Рішення:



I спосіб

$$1) K_{\text{РІВН.}} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

$$2) V_{\text{ПРЯМ.1}} = K_1 \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2] = K_1 \cdot (0,5)^2 \cdot 0,7 = K_1 \cdot 0,175$$

$$V_{\text{ЗВОР.1}} = K_2 \cdot [\text{NO}_2]^2 = K_2 \cdot (2,1)^2 = K_2 \cdot 4,41.$$

3) В результаті зменшення тиску у 2 рази:

$$V_{\text{ПРЯМ.2}} = K_1 \left(\frac{0,5}{2}\right)^2 \frac{0,7}{2} = K_1 \cdot 0,0219;$$

$$V_{\text{ЗВОР.2}} = K_2 \left(\frac{2,1}{2}\right)^2 = K_2 \cdot 1,101;$$

4)

$$\frac{V_{\text{ПРЯМ.1}}}{V_{\text{ПРЯМ.2}}} = \frac{K_1 \cdot 0,175}{K_1 \cdot 0,0219} = 8 \text{ разів (зменшується);}$$

$$\frac{V_{\text{ЗВОР.1}}}{V_{\text{ЗВОР.2}}} = \frac{K_2 \cdot 4,41}{K_2 \cdot 1,101} = 4 \text{ рази (зменшується).}$$

Хімічна рівновага зміститься в напрямку оберненої реакції.

II спосіб.

1) Константа рівноваги до зміни тиску

$$K_{\text{РІВН.1}} = \frac{[2,1\text{NO}_2]^2}{[0,5\text{NO}]^2 \cdot [0,7\text{O}_2]} = \frac{4,41}{0,175} = 25,2;$$

2) Константа рівноваги після зміни тиску.

$$K_{\text{РІВН.2}} = \frac{[2,1 \cdot 0,5]^2}{[0,5 \cdot 0,5]^2 \cdot [0,7 \cdot 0,5]} = \frac{1,1025}{0,0219} = 50,4;$$

$$3) \frac{K_{\text{РІВН.1}}}{K_{\text{РІВН.2}}} = \frac{25,2}{50,4} = 0,5.$$

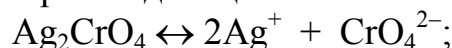
Хімічна рівновага зміститься в напрямку оберненої реакції.

7.4. Обчислення добутку (ДР) розчинності малорозчинних сполук.

Обчислити ДР аргентум хромату, якщо розчинність його $6,5 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Рішення:

1) Аргентум хромат дисоціює:



2) Концентрації іонів в розчині становлять:

$$[\text{Ag}^+] = 2 \cdot 6,5 \cdot 10^{-5} = 13 \cdot 10^{-5}; \quad [\text{CrO}_4^{2-}] = 6,5 \cdot 10^{-5};$$

$$3) \text{ДР } \text{Ag}_2\text{CrO}_4 = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = (13 \cdot 10^{-5})^2 \cdot 6,5 \cdot 10^{-5} = 1,1 \cdot 10^{-12}.$$

8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

- 8.1. В якому напрямку зміститься рівновага реакції
 $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + \text{H}_2$ в результаті зменшення тиску в три рази?
8.2. Обчислити ДР $\text{Ba}(\text{OH})_2$, якщо розчинність цієї сполуки
 $9,6 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

9. Приклад тестового контролю (проводиться на занятті):

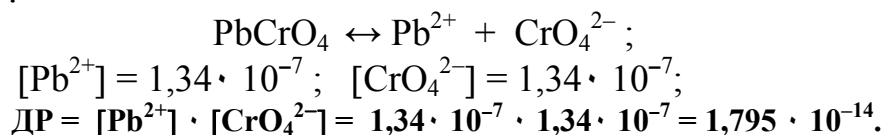
1. Хімічна рівновага – це стан системи, в якій:
а) тиск прямої та зворотної реакцій однаковий
б) швидкості прямої та зворотної реакцій однакові
в) об'єми прямої та зворотної реакцій однакові
2. Рівняння константи рівноваги має вигляд:
а) $K_p = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$ б) $K_p = \frac{[A]^a \cdot [B]^b}{[C]^c \cdot [D]^d}$ в) $K_p = \frac{[C]^c + [D]^d}{[A]^a + [B]^b}$
3. Рівноважними називають концентрації, які встановились в системі:
а) до рівноваги ; б) на момент рівноваги; в) після рівноваги.
4. В яку сторону зміститься рівновага реакції $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$, якщо збільшити тиск:
а) не зміститься; б) в бік прямої реакції; в) в бік зворотної реакції.
5. Речовина випадає в осад, якщо:
а) концентрація її іонів дорівнює ДР б) концентрація її іонів менша за ДР
в) концентрація її іонів більша за ДР
6. ЗАДАЧА.
В процесі синтезу аміаку рівновага встановилася за таких концентрацій азоту, водню та аміаку відповідно: 2,5 моль/л, 1,8 моль/л, 3,6 моль/л.
Розрахувати константу рівноваги цієї реакції.
7. ЗАДАЧА. Обчислити добуток розчинності ДР плумбум (II) хромату, якщо розчинність цієї сполуки $1,34 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

Відповіді:

9.1. – б; 9.2. – а; 9.3. – б; 9.4. в; 9.5. – в;

$$9.6. \quad K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}; \quad K = \frac{[3,6]^2}{[2,5] \cdot [1,8]^3} = 0,8.$$

9.7.



10. Алгоритм лабораторної роботи:

- 10.1. Вплив концентрації регуючих речовин на зміщення рівноваги.
10.2. Вплив температури на зміщення рівноваги.

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення рівноваги

В колбу наливають 50 мл води, додають 3 краплі насиченого розчину FeCl_3 та 3 краплі розчину NH_4SCN .

Розчин перемішують і розливають порівну в чотири пробірки. В першу пробірку додають 2 краплі насиченого розчину FeCl_3 , в другу – 2 краплі насиченого розчину NH_4SCN , в третю – кристали NH_4Cl (на кінчику шпателью), четверту пробірку залишають для порівняння. Результати досліду занести в таблицю. Написати рівняння реакції, вираз для константи хімічної рівноваги, зробити висновки.

№ проб ірки	Доданий реактив	Зміна забарвлення	Висновки (в який бік зміщується рівновага)
1	FeCl_3		
2	NH_4SCN		
3	$\text{NH}_4\text{Cl}_{\text{крист.}}$		

11.2. Вплив температури на зміщення рівноваги.

В дві пробірки внести по 2мл розчину крохмалю і додати по 1 краплі розчину йоду. Одну із пробірок нагріти, а потім охолодити. Другу пробірку залишити для порівняння. Описати зовнішній ефект. Зробити висновки.

Тема: ПОТЕНЦІОМЕТРИЧНИЙ (ЕЛЕКТРОХІМІЧНИЙ) МЕТОД АНАЛІЗУ

1. Актуальність теми: Електрохімічні явища спостерігаються в організмі людини. Рух м'язів, скорочення серця, розповсюдження нервових імпульсів супроводжуються електрохімічними явищами. Електрохімічні методи аналізу широко використовуються в медицині для визначення рН біологічних

рідин, а також для визначення концентрації розчинів кислот та основ, візуальне титрування яких неможливо.

2. Ціль загальна – уміти:

- визначати активну та потенціальну кислотність біологічних рідин потенціометричним методом.

3. Конкретні цілі, вміти:

- використовувати знання про механізм виникнення електродних потенціалів для оцінки характеру біохімічних процесів в залежності від реакції середовища.
- вміти вимірювати рН, загальну кислотність біологічних рідин і органів з метою діагностики, прогнозування і лікування.

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. Медична хімія. За редакцією професора В.О.Калібабчук. К., ВСВ «Медицина», 2013; с. 154-169.
- 4.3. Мороз А.С. та ін. Медична хімія, 2008; ст. 505 – 546 .
- 4.4. 4.3. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 105 – 127.
- 4.5. Садовничая Л.П. , Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с. 59 – 71.
- 4.6. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, 109-120.

Додаткова:

- 4.7. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.8. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.9. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Гальванічний елемент (визначення).
- 5.2. Виникнення електродного потенціалу, схема напівелементу.
- 5.3. Електродний потенціал . Рівняння Нернста. Нормальний (стандартний) електродний потенціал.
- 5.4. Електроди для вимірювання рН: водневий, скляний, їх будова, схема електроду, принцип роботи, рівняння електродного процесу.
- 5.5. Електроди порівняння – водневий, хлорсрібний, каломельний, їх будова, схема, величина стандартного потенціалу.

- 5.6. Гальванічний елемент Якобі, його склад, схема, рівняння електродних процесів. Електрорушійна сила гальванічного елемента (ЕРС), рівняння. Концентраційний елемент, принцип роботи, схема, рівняння ЕРС.
- 5.7. Обчислення рН розчинів за допомогою воднево-водневого, воднево-хлорсрібного, каломельно-водневого, хлорсрібно-скляного та каломельно-скляного гальванічних елементів (ланцюгів); схеми елементів, рівняння розрахунку рН.
- 5.8. Схема компенсаційного методу вимірювання ЕРС.
- 5.9. Вимірювання рН за допомогою рН-метра.

6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

- 6.1. Іонселективні електроди
6.2. Потенціометричне титрування.

7. Еталони рішення задач:

Задача 7.1.

Обчислення рН розчину за величиною ЕРС гальванічного елемента.

Елемент складається із водневого електроду, зануреного в досліджуваний розчин та хлорсрібного електроду. ЕРС цього елемента становить 0,336 В. Написати схему цього ланцюга, та обчислити рН досліджуваного розчину за 18°C.

Рішення:

- 1) Схема воднево – хлорсрібного елемента:
 $(-) \text{Pt}(\text{H}_2) \mid \text{H}^+ \parallel \text{AgCl}, \text{KCl} \mid \text{Ag}(+);$
- 2) Рівняння обчислення рН для даного ланцюга:

$$pH = \frac{E_{\text{PC}} - e_{\text{Ag}|\text{AgCl}}}{0,058} = \frac{E_{\text{PC}} - 0,238}{0,058};$$

- 3) Знаходимо рН:

$$pH = \frac{0,336 - 0,238}{0,058} = 1,69$$

Задача 7.2.

Елемент складається із водневого електроду, зануреного в розчин із невідомою концентрацією H^+ , та каломельного електроду. ЕРС елемента 0,51В. Написати схему цього елемента та обчислити рН за температури 18 °С.

Рішення: $(-) \text{Pt}(\text{H}_2) \mid \text{H}^+ \parallel \text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{KCl} \mid \text{Hg}(+)$

$$pH = \frac{E_{\text{PC}} - e_{\text{КАЛ}}}{0,058} = \frac{0,51 - 0,25}{0,058} = 4$$

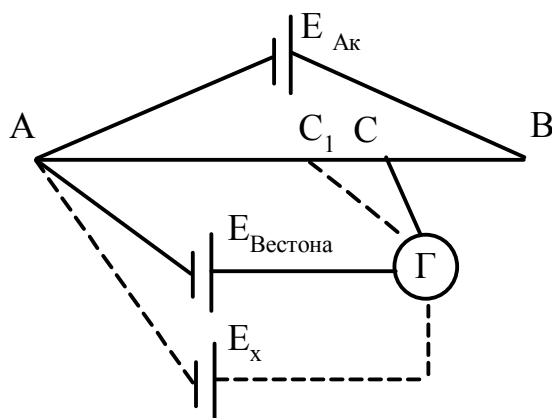
7.3. Обчислення рН за даними компенсаційного методу.

Елемент складається із водневого електроду, зануреного в розчин із невідомою концентрацією H^+ та хлорсрібного електроду. Елемент Вестона компенсується на відрізку реохорду $AC=500$ мм, а гальванічний елемент – на відрізку реохорду $AC_1=250$ мм. Написати схему цього елемента. Обчислити рН та концентрацію іонів гідрогену.

Рішення:



1) Схема компенсаційного методу:



2) знайдемо ціну поділки:

$$ЦП = \frac{E_{\text{ВЕСТОНА}}}{AC} = \frac{1018}{500} = 2,04 \text{ мВ/мм};$$

3) знайдемо E_x складеного гальванічного елемента:

$$E_x = Ц.П. \cdot AC_1 = 2,04 \cdot 250 = 510 \text{ мВ} = 0,51 \text{ Вольт};$$

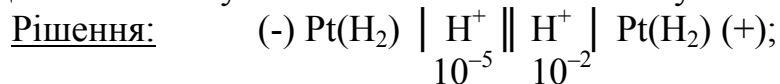
4) обчислюємо рН розчину:

$$pH = \frac{E_x - 0,238}{0,058} = \frac{0,51 - 0,238}{0,058} = 4,69.$$

7.3. Обчислення ЕРС концентраційного елемента.

Задача 4.

Елемент складається із двох водневих електродів. Один електрод занурений в розчин із рН=5, а другий – в розчин із рН=2. Написати схему цього елемента та обчислити ЕРС елемента за 18 °С.



Для концентраційного елемента $ЕРС = \frac{0,058}{n} \lg \frac{[H^+]_1}{[H^+]_2},$

де $[H^+]_1 > [H^+]_2.$

Якщо рН = 2, то $[H^+]_1 = 10^{-2}$, якщо рН = 5, то $[H^+]_2 = 10^{-5}$.

Тоді:

$$ЕРС = \frac{0,058}{1} \lg \frac{10^{-2}}{10^{-5}} = 0,174.$$

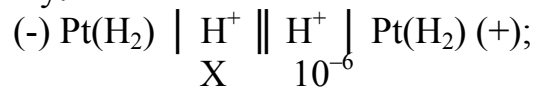
7.4. Обчислення концентрації протонів за даними концентраційного елемента.

Задача 5.

ЕРС воднево–водневого елемента за 18°C становить 0,116 В. Концентрація протонів в одному напівелементі 10^{-6} . Написати схему цього елемента та обчислити концентрацію протонів в другому напівелементі, яка менша за відому.

Рішення:

1) Схема елемента:



2) Рівняння ЕРС за 18°C має вигляд:

$$\text{ЕРС} = 0,058 \cdot \lg \frac{10^{-6}}{X}; \quad \text{ЕРС} = 0,058 \cdot (\lg 10^{-6} - \lg X);$$

$$\frac{0,116}{0,058} = \lg 10^{-6} - \lg X = -6 - \lg X = 2;$$

$$-\lg X = 2 + 6 = 8; \quad X = 10^{-8}.$$

8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

- 8.1. Елемент складається із водневого електроду, зануреного в досліджуваній розчин та нормального водневого електроду. Ціна поділки реохорду становить 2,5 мВ/мм, а досліджуваний елемент компенсується на відрізьку 50 мм. Написати схему цього елемента. Обчислити рН, C_{H} досліджуваного розчину за 18°C.
- 8.2. Елемент складається із двох водневих електродів. Один електрод занурений в розчин із рН=4, а другий – в розчин із рН=1. Написати схему цього елемента. Обчислити ЕРС елемента за 25°C.

9. Приклади тестового контролю (проводиться на занятті).

- 9.1. Що таке гальванічний елемент?
- 9.2. Напишіть рівняння Нернста в загальному вигляді.
- 9.3. Як зміниться потенціал електроду і чому після розведення розчину, в який занурений метал?
- 9.4. Написати схему та обчислити ЕРС мідно – цинкового елемента, якщо концентрації електролітів: 1М CuSO_4 та 0,01М ZnSO_4 . ($e^0_{\text{Zn}} = -0,76 \text{ В}$; $e^0_{\text{Cu}} = +0,34 \text{ В}$).
- 9.5. Елемент складається із двох водневих електродів. Один електрод занурений в розчин із рН 4, а другий в розчин із рН 1. Написати схему цього елемента та обчислити ЕРС за 18°C.

Відповіді:

9.1. Прилад, в якому хімічна енергія перетворюється в електричну.

$$9.2. \quad e = e_0 + \frac{RT}{nF} \ln C.$$

9.3. Потенціал зменшиться, так як зменшується концентрація розчину.



$$EPC = e^{\circ}_{Cu} - e^{\circ}_{Zn} + \frac{RT}{nF} \ln \left[\frac{Cu^{2+}}{Zn^{2+}} \right].$$

$$EPC = 0,34 - (-0,76) + \frac{0,059}{2} \lg \frac{1}{0,01} = 1,159 \text{ В.}$$

9.5.



$$C_1 < C_2;$$

Якщо рН = 4, то $[H^+] = 10^{-4}$. Якщо рН = 1, то $[H^+] = 10^{-1}$.

Рівняння ЕРС концентраційного елемента за 18⁰С:

$$EPC = 0,058 \cdot \lg \frac{C_2}{C_1} = 0,058 \cdot \lg \frac{10^{-1}}{10^{-4}} = 0,058 \cdot \lg 10^3 = 0,174 \text{ В}$$

10. Алгоритм лабораторної роботи:

10.1. Визначення рН за допомогою рН-метра.

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Визначення рН за допомогою рН-метра.

Визначити рН розчинів №1, №2, №3 за допомогою рН-метра. Написати схему каломельно-сільного ланцюга, намалювати схему компенсаційного методу визначення ЕРС.

Дані досліду внести в таблицю:

№ розчину	Величина рН за приладом	Величина C_H
1		
2		
3		

Тема: ВИЗНАЧЕННЯ ОКИСНО-ВІДНОВНОГО (РЕДОКС) ПОТЕНЦІАЛУ

1. Актуальність теми: біологічне окиснення це ланцюг окисно-відновних процесів. Кожна ланка цього ланцюга відповідає певній редокс-системі та має відповідний потенціал. Редокс-потенціали є мірою процесів окиснення-відновлення. Вимірювання редокс-потенціалів має діагностичне значення. Знання цієї теми необхідні для вивчення біохімії, фізіології та інших дисциплін.

2. Ціль загальна – уміти використовувати уявлення про окисно-відновні потенціали для пояснення біологічного окиснення в живих організмах.

3. Конкретні цілі, вміти:

- використовувати фізико-хімічні характеристики окисно-відновних систем для оцінки і прогнозування біологічного окиснення в тканинах;
- інтерпретувати біологічне окиснення як основне джерело енергії в організмі;
- використовувати окисно-відновні елементи для вивчення окисно-відновних процесів живих організмів з метою діагностики, прогнозування та лікування.

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. Медична хімія. За редакцією професора В.О.Калібабчук. К., ВСВ «Медицина», 2013; с. 169-178.
- 4.3. Мороз А.С. та ін. Медична хімія, 2008; ст.521 – 525; 536 – 540.
- 4.4. Садовнича Л.П., Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с.127 – 135.
- 4.5. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 69 – 74.
- 4.6. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, 120-129.
- 4.7. Граф логічної структури.

Додаткова:

- 4.8. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.9. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.10. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
- 4.11. Герасимов Я.И. Курс физической химии, 1963.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Окисно-відновні або редокс-системи (визначення, приклад, схема).
- 5.2. Механізм виникнення редокс-потенціалу.
- 5.3. Рівняння Петерса, фактори, від яких залежить величина редокс-потенціалу, нормальний редокс-потенціал.
- 5.4. Біологічне значення редокс-систем.
- 5.5. Дифузний та мембранний потенціали, механізм їх виникнення, біологічне значення.

6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

6.1. Пояснити виникнення окисно-відновного потенціалу під час окиснення молочної кислоти (лактату) до пірвіноградної кислоти (пірувату). Написати формулу електродного потенціалу для цієї системи.

7. Еталони рішення задач:

7.1. Обчислення співвідношення компонентів в редокс-системі.

Задача 1. Редокс-потенціал системи $\text{FeCl}_3/\text{FeCl}_2$ становить +0,888 В. Нормальний редокс-потенціал +0,77В. Розрахувати співвідношення окисленої та відновленої форм за 25 °С.

Рішення:

$$e_{red} = e^0_{red} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{ОКИСНИК}]}{[\text{ВІДНОВНИК}]}; \quad n=1;$$

$$0,888 = 0,77 + 0,059 \cdot \lg \frac{[\text{Fe}^{+3}]}{[\text{Fe}^{+2}]};$$

$$\lg \frac{[\text{Fe}^{+3}]}{[\text{Fe}^{+2}]} = \frac{0,888 - 0,77}{0,059} = 2;$$

$$\lg \frac{[\text{Fe}^{+3}]}{[\text{Fe}^{+2}]} = \frac{0,888 - 0,77}{0,059} = 2; \quad \frac{[\text{Fe}^{+3}]}{[\text{Fe}^{+2}]} = 100 .$$

7.2. Обчислити нормальний окиснювально – відновний потенціал за 18°C, якщо $e_{red} = -0,15$ В, а в системі 60% окисленої форми та 30% відновленої форми. У окиснювально – відновній реакції беруть участь два електрони.

Рішення:

$$e_{red} = e^0_{red} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{окисника}]}{[\text{відновника}]};$$

$$e_{\text{red}} = e^0_{\text{red}} + \frac{0,058}{n} \lg \frac{[\text{окисника}]}{[\text{відновника}]};$$

$$-0,15 = e^0_{\text{red}} + \frac{0,058}{2} \lg \frac{60}{30} = -0,15 = e^0_{\text{red}} + 0,029 \lg 2 =$$

$$= -0,15 = e^0_{\text{red}} + 0,029 \cdot 0,3;$$

$$e^0_{\text{red}} = -0,15 - 0,0087 = -0,1587 \text{ В.}$$

7.2. Окиснюються чи відновлюються цитохроми в редокс – системі, якщо e_{red} флавінового ферменту $-0,06 \text{ В}$, а цитохромів $+0,5 \text{ В}$?

Рішення: оскільки редокс – потенціал флавінового ферменту від’ємний, то фермент буде відновником по відношенню до цитохромів. Отже, цитохроми будуть відновлюватися.

8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

- 8.1. Редокс-потенціал системи $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}$ становить $+0,468 \text{ В}$. Нормальний редокс-потенціал $+0,41 \text{ В}$. Розрахувати співвідношення окисленої та відновленої форм за 18°C .
- 8.2. Обчислити нормальний редокс-потенціал, якщо редокс-потенціал системи становить $-0,15 \text{ В}$, масова частка окисленої форми – 20% , відновленої форми – 80% , а в окисно-відновній реакції бере участь один електрон. ($t = 25^\circ\text{C}$).

9. Приклад тестового контролю (проводиться на занятті)

- 9.1. В редокс-системах використовують такі електроди
а) залізо, мідь; б) платина, золото; в) паладій, цинк.
- 9.2. Величина редокс-потенціалів біологічних окисно-відновних систем залежить:
а) від співвідношення окисленої та відновленої форм речовини;
б) від рН середовища;
в) від співвідношення окисленої та відновленої форм речовини та рН середовища.

9.3. Рівняння Петерса:

$$\text{а) } e_{\text{red}} = e^0_{\text{red}} + \frac{RT}{nF} \lg \frac{[\text{окисника}]}{[\text{відновника}]}; \quad \text{б) } e_{\text{red}} = e^0_{\text{red}} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{окисника}]}{[\text{відновника}]};$$

$$\text{в) } e_{\text{red}} = e^0_{\text{red}} - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{відновника}]}{[\text{окисника}]}.$$

- 9.4. В окисно – відновних процесах ступінь окиснення окисника:
а) збільшується; б) зменшується; в) не змінюється.

9.5. Потенціал окисно-відновного електроду в системі $\text{FeCl}_3 - \text{FeCl}_2$ становить $0,829\text{В}$, $e_{red}^{\circ} \text{Fe}^{+3}/\text{Fe}^{+2} = 0,77\text{В}$. Обчислити співвідношення концентрації окисленої і відновленої форм в системі ($t = 25^\circ\text{C}$).

Відповіді:

9.1. – б; 9.2. – в; 9.3. –б; 9.4. –б;

$$9.5. \quad e_{red} = e_{red}^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{ОКИСНИК}]}{[\text{ВІДНОВНИК}]}; \quad n=1;$$

$$0,829 = 0,77 + 0,059 \cdot \lg \frac{[\text{Fe}^{+3}]}{[\text{Fe}^{+2}]};$$

$$\lg \frac{[\text{Fe}^{+3}]}{[\text{Fe}^{+2}]} = \frac{0,828 - 0,77}{0,059} = 1; \quad \frac{[\text{Fe}^{+3}]}{[\text{Fe}^{+2}]} = 10.$$

10. Алгоритм лабораторної роботи:

10.1. Визначення редокс-потенціалу та його залежність від співвідношення окисленої та відновленої форм.

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Визначення редокс-потенціалу та його залежність від співвідношення окисленої та відновленої форм.

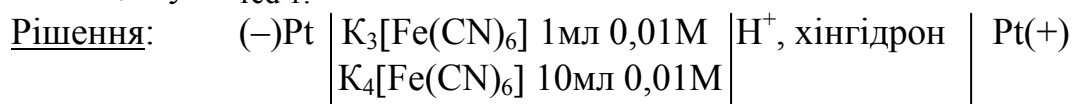
11.1.1. Скласти гальванічний елемент:

I напівелемент – платиновий електрод, занурений в розчин, що містить 1мл 0,01М розчину $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ та 10мл 0,01М розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$;

II напівелемент – хінгідронний електрод порівняння, потенціал якого $+0,669\text{В}$.

Елемент Вестона компенсується на відрізьку 43см, а складений гальванічний елемент – на відрізьку 12,7см.

Написати схему цього елемента та обчислити величину редокс-потенціалу – e_{red} 1.



$$EPC = e_{x-z} - e_{red}; \quad e_{red} = e_{x-z} - EPC ;$$

$$EPC = \frac{EPC_{\text{ВЕСТОНА}}}{43} \cdot 12,7 = \frac{1,018}{43} \cdot 12,7 = 0,283\text{В};$$

$$e_{red} 1 = 0,669 - 0,283 = 0,386\text{В}.$$

11.1.2. Скласти гальванічний елемент:

I напівелемент – платиновий електрод, занурений в розчин, що містить 10мл 0,01М розчину $K_3[Fe(CN)_6]$ та 1мл 0,01М розчину $K_4[Fe(CN)_6]$;

II напівелемент – хінгідронний електрод порівняння, потенціал якого +0,669 В.

Елемент Вестона компенсується на відрізьку 43см, а складений гальванічний елемент – на відрізьку 9см.

Написати схему цього елемента та обчислити величину редокс-потенціалу – $e_{red\ 2}$ (аналогічно досліду 11.1.1.).

11.1.3. Скласти гальванічний елемент:

I напівелемент - платиновий електрод, занурений в розчин, що містить 5мл 0,01М розчину $K_3[Fe(CN)_6]$ та 5мл 0,01М розчину $K_4[Fe(CN)_6]$;

II напівелемент – хінгідронний електрод порівняння, потенціал якого +0,669 В.

Елемент Вестона компенсується на відрізьку 43см, а складений гальванічний елемент – на відрізьку 11см.

Написати схему цього елемента та обчислити величину нормального редокс-потенціалу – e_{red}^0 (аналогічно досліду 11.1.1.).

11.1.4. Обчислення редокс-потенціалів за рівнянням Петерса.

Використовуючи величину e_{red}^0 обчислити $e_{red\ 1}$ та $e_{red\ 2}$ за рівнянням Петерса (температура 18 °С) та порівняти із величинами редокс-потенціалів, які одержали в дослідах 11.1.1. та 11.1.2.

Зробити висновки відносно залежності величини редокс-потенціалу від співвідношення концентрацій окисненої та відновленої форм.

Тема: СОРБЦЯ БІОЛОГІЧНО АКТИВНИХ РЕЧОВИН НА МЕЖІ ПОДІЛУ ФАЗ РІДИНА-ГАЗ.

1. Актуальність теми: вивчення поверхневих явищ на поверхні розділу фаз в біологічних системах в нормі та патології або в результаті дії лікарських препаратів, токсичних речовин має широке застосування в медичних та біологічних дослідженнях. Величина поверхневого натягу може бути використана для вимірювання активності сурфактанту легенів, для ідентифікації рідин тощо.

2. Ціль загальна:

сформулювати загальні уявлення про сорбційні процеси та процеси, що відбуваються в живих організмах.

3. Конкретні цілі, вміти:

- мати уявлення про процеси сорбції в житті людини
- застосовувати поверхнево активні речовини в медичній практиці
- мати уявлення про структуру біологічних мембран

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. Медична хімія. За редакцією професора В.О.Калібабчук. К., ВСВ «Медицина», 2013; с. 178-185, 189-190.
- 4.3. Мороз А.С. та ін. Медична хімія, 2008; с.562 – 576 .
- 4.4. Садовнича Л.П., Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с.166 – 174.
- 4.5. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 153 – 156.
- 4.6. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, 129-135.
- 4.7. Граф логічної структури.

Додаткова:

- 4.8. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
- 4.9. Хмельницкий Р.А. Физическая и коллоидная химия, 1988.
- 4.10. Кабачний В.І. та ін. Фізична і колоїдна хімія, 1999.
- 4.11. Рубина Х.М., Добринская М.А., Романчук Л.А. Практикум по физической и коллоидной химии, 1972.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Адсорбція на межі поділу рідина-газ та рідина-рідина. Поверхнева енергія.
- 5.2. Поверхневий натяг рідин та розчинів. Рівняння Гіббса.
- 5.3. Поверхнево активні та поверхнево неактивні речовини.
- 5.4. Орієнтація молекул поверхнево-активних речовин у поверхневому шарі.
- 5.5. Поверхнева активність. Правило Дюкло-Траубе.
- 5.6. Поверхневі явища та їх значення в біології та медицині (газова емболія (кесонна хвороба), фагоцитоз, емульгація жирів, сурфактант).

6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

- 6.1. Метод визначення поверхневого натягу (сталагмометричний, найбільшого тиску газових бульбашок, відриву кільця, капілярного підняття).
- 6.2. Поняття про структуру біологічних мембран.

7. Еталони рішення задач:

7.1. Пояснити, як зміниться поверхневий натяг води, якщо до неї додати масляну кислоту.

Відповідь.

Масляна кислота дифільна сполука, тому вона погано розчиняється у воді і її молекули виштовхується у поверхневий шар. Так як сама масляна кислота має низький поверхневий натяг, то поверхневий натяг води зменшиться. Таким чином масляна кислота є поверхнево активною речовиною.

7.2. Поясніть принцип сталагмометричного методу практичного визначення поверхневого натягу.

Відповідь:

Сталагмометр це скляна трубка із капіляром на кінці. В трубку набирають певний об'єм рідини і виливають по краплях. Чим більший поверхневий натяг, тим більша крапля і тим менша їх кількість:

$$\sigma_0 \cdot n_0 = \sigma \cdot n,$$

де σ_0 – поверхневий натяг стандарту (води);

n_0 – число крапель стандарту (води);

σ – поверхневий натяг досліджуваної рідини;

n – число крапель досліджуваної рідини.

8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

8.1. Чому поверхневий натяг води більший за поверхневий натяг бензолу?

8.2. Чому крапля рідини має форму кульки?

8.3. Опишіть хід визначення поверхневого натягу сироватки крові методом відриву кільця.

9. Приклади тестового контролю (проводиться на занятті)

9.1. Розчини поверхнево активних речовин (ПАР) мають поверхневий натяг у порівнянні із поверхневим натягом чистого розчинника:

а) більший; б) менший; в) такий самий.

9.2. Рівняння Гіббса:

$$\text{а) } \Gamma = \frac{C}{RT} \cdot \frac{d\sigma}{dC} \quad \text{б) } \Gamma = -\frac{C}{RT} \cdot \frac{dC}{d\sigma} \quad \text{в) } \Gamma = -\frac{C}{RT} \cdot \frac{d\sigma}{dC}.$$

9.3. Будова біологічних мембран.

9.4. Як відбувається емульгація жирів в організмі людини за допомогою ПАР?

Відповіді:

9.1. – б; 9.2. – в;

- 9.3. Мембрана складається із дифільних молекул ліпідів, вуглеводневі радикали яких направлені в середину мембрани, а полярні частини до водного середовища, що оточує клітину.
- 9.4. Емульгація це подрібнення крапель жиру на найменші частинки. В організмі людини це відбувається завдяки накопиченню жовчних кислот на поверхні крапель жиру, Так як жовчні кислоти мають дуже низький поверхневий натяг, то зменшується і поверхневий натяг жиру і краплі його починають дробитися.

10. Алгоритм лабораторної роботи:

10.1. Визначення поверхневого натягу ПАР.

10.2. Визначення поверхневого натягу жовчі.

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Визначення поверхневого натягу ПАР.

В сталагмометр набрати воду до мітки та підрахувати число крапель, що витікають із сталагмометра.

Аналогічно зробити із пропанолом. Обчислити поверхневий натяг пропанолу за формулою і зробити висновок:

$$\sigma = \sigma_0 \frac{n_0}{n_x} \rho,$$

де σ – поверхневий натяг пропанолу,

n_x – число крапель пропанолу,

σ_0 – поверхневий натяг води ($72,75 \cdot 10^{-3}$ Н/м),

n_0 – число крапель води,

ρ – густина пропанолу 1.

11.2. Визначення поверхневого натягу жовчі.

Визначити поверхневий натяг розчину жовчі сталагмометричним методом (див. дослід 11.1.). Зробити висновки (які ПАР містяться в жовчі).

Тема: СОРБЦІЯ БІОЛОГІЧНО-АКТИВНИХ РЕЧОВИН НА МЕЖІ ПОДІЛУ ТВЕРДА РЕЧОВИНА-РОЗЧИН.

1. Актуальність теми: поверхневі явища на межі розділу тверда речовина-рідина та тверда речовина-газ широко розповсюджені в природі. Завдяки адсорбції в організмі людини ідуть процеси всмоктування, взаємодії субстрату із ферментом. Із лікувальною метою використовується адсорбційна терапія. В організмі людини часто спостерігається явище вибіркової адсорбції.

2. Ціль загальна: сформулювати знання теоретичних основ сорбції речовин на межі поділу фаз тверде тіло – розчин та можливості застосування сорбційних явищ в лікарській практиці.

3. Конкретні цілі, уміти:

- мати уявлення про процеси, які відбуваються на межі поділу фаз тверде тіло – розчин,
- засвоїти закономірності адсорбції розчинних речовин,
- вміти будувати ізотерми Ленгмюра, і Фрейндліха і БЕТ,
- мати навички адсорбційної терапії.

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. Медична хімія. За редакцією професора В.О.Калібабчук. К., ВСВ «Медицина», 2013; с. 185-207.
- 4.3. Мороз А.С. та ін. Медична хімія, 2008; с.576 – 586.
- 4.4. Садовнича Л.П. , Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 173 – 183.
- 4.5. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с 158 – 167.
- 4.6. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с.135-139.
- 4.7. Граф логічної структури.

Додаткова:

- 4.8. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
- 4.9. Хмельницкий Р.А. Физическая и коллоидная химия, 1988.
- 4.10. Кабачний В.І. та ін. Фізична і колоїдна хімія, 1999.
- 4.11.Рубина Х.М., Добринская М.А., Романчук Л.А. Практикум по физической и коллоидной химии, 1972.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Сорбція біологічно – активних речовин на межі поділу тверде тіло – розчин: сорбція, адсорбція, абсорбція, десорбція, фізична та хімічна адсорбція (приклад).
- 5.2. Адсорбенти (визначення): гідрофільні, гідрофобні, пористі, непористі (приклад); адсорбтив. Адсорбційні поверхні в живому організмі.
- 5.3. Рівняння та ізотерми Ленгмюра, Фрейндліха, БЕТ. Величина адсорбції: практичне визначення, вплив факторів (концентрації, природи адсорбента та адсорбтива, розчинника).
- 5.4. Фізико-хімічні основи адсорбційної терапії (гемосорбція, ентросорбція, аплікаційна терапія).

6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

- 6.1. Імуносорбенти.
- 6.2. Плазмсорбція, лімфосорбція.

7. Еталони рішення задач:

- 7.1. Пояснити принцип гемосорбції.

Відповідь:

Судини оперативним шляхом з'єднують із приладом і кров пропускають через колонки із адсорбентом (наприклад, активоване вугілля), який адсорбує токсичні речовини із крові. Очищена кров повертається в організм людини.

- 7.2. Із якого розчину водного чи спиртового адсорбуватимуться фуксин на активованому вугіллі?

Відповідь:

Адсорбція відбуватиметься із водного розчину, тому що спирт сам добре адсорбується вугіллям, а вода не адсорбується (вугілля гідрофобний адсорбент).

8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

- 8.1. Наведіть приклади адсорбції в організмі людини.
- 8.2. Наведіть приклади застосування адсорбційної терапії.

9. Приклади тестового контролю (проводиться на занятті):

- 9.1. Що таке адсорбція та десорбція?
- 9.2. Назвіть адсорбційні поверхні в організмі людини?
- 9.3. Який адсорбент і чому краще використати в колоночній хроматографії: активоване вугілля чи алюміній оксид?

Відповідь:

- 9.1. Адсорбція це поглинання речовин поверхнею іншої речовини.
Десорбція – процес зворотній сорбції.
- 9.2. Адсорбційні поверхні в організмі людини це мембрана клітин, стінки судин, ворсинки на поверхні кишечника, ферменти та ін.
- 9.3. Краще використати алюміній оксид, тому що видно зони сполук.

10. Алгоритм лабораторної роботи.

- 10.1. Адсорбція оцтової кислоти (ацетату) на активованому вугіллі.
- 10.2. Адсорбція забарвлених речовин із суміші активованим вугіллям.
- 10.3. Залежність адсорбції від природи адсорбенту.

11. Лабораторна робота.

11.1 Адсорбція оцтової кислоти (ацетату) на активованому вугіллі.

Приготувати розчини за таблицею:

№ колби	m вугілля	Розчин CH ₃ COOH
1	0,25г	10мл 0,03н
2	0,25г	10мл 0,07н
3	0, 25г	10мл 0,12н

Колби залишають на 20 хв, періодично струшуючи.

Тим часом титрують по 5 мл кислоти кожної концентрації 0,1 н розчином NaOH в присутності фенолфталеїну і розраховують об'єм лугу, який би пішов на титрування 10 мл кислоти – V_0 .

Через 20 хв. фільтрують розчини від вугілля в окремі колбочки. Від кожного фільтрату відбирають по 5мл, переносять в колбу для титрування, титрують 0,1н розчином NaOH в присутності фенолфталеїну і розраховують об'єм лугу, який би пішов на титрування 10 мл фільтрату – V_1 .

Всі данні заносять в таблицю.

№ п/п	C_0 CH ₃ COOH	Об'єм мл 0,1н NaOH на 5мл кислоти	Об'єм мл 0,1н NaOH на 10мл кислоти, V_0	Об'єм мл 0,1н NaOH на 5мл фільтрату	Об'єм мл 0,1н NaOH на 10мл фільтрату, V_1	Відносна величина адсорбції $\Delta V =$ $V_0 - V_1$
1	0,03 н					
2	0,07 н					
3	0,12 н					

Обчислюють відносну величину адсорбції $\Delta V = V_0 - V_1$.

Будують графік залежності ΔV від C_0 роблять висновок.

11.2. Адсорбція забарвлених речовин із суміші активованим вугіллям.

В пробірку вносять 5 мл суміші водних розчинів фуксину та флуоресцеїну, додають 0,2 г активованого вугілля і струшують протягом 3хв. Потім фільтрують в іншу пробірку. Описати зовнішній ефект та зробити висновки.

11.3. Залежність адсорбції від природи адсорбенту.

Приготувати три пробірки:

1 пробірка	2 пробірка	3 пробірка
5мл $Pb(NO_3)_2$	5 мл $Pb(NO_3)_2$	5 мл $Pb(NO_3)_2$
0,2 г Al_2O_3	0,2 г вугілля	–

Пробірки струшують 2хв. та фільтрують в інші пробірки. Потім в кожний фільтрат та в пробірку №3 дають по 5 крапель розчину KI. Описати зовнішній ефект та зробити висновки.

ІОННИЙ ОБМІН. ХРОМАТОГРАФІЯ.

1. Актуальність теми: в основі хроматографічного методу розділення, очищення, аналізу та дослідження речовин лежить явище сорбції. Явище обмінної адсорбції застосовується для зниження твердості води, очищення лікарських препаратів.

2. Ціль загальна: сформувані знання теоретичних основ іонного обміну та хроматографії та можливості застосування в лікарській практиці.

3. Конкретні цілі, уміти:

- мати уявлення про іонний обмін та застосування цього явища в медичній практиці,
- мати уявлення про вибіркову адсорбцію електролітів,
- навчитися практично розділяти суміші речовин методом хроматографії.

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. Медична хімія. За редакцією професора В.О.Калібабчук. К., ВСВ «Медицина», 2013; с. 190-207.
- 4.3. Мороз А.С. та ін. Медична хімія, 2008; с.589 – 602.
- 4.4. Садовнича Л.П. , Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 177 – 186.
- 4.5. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с 165 – 175.
- 4.6. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с.140-145.
- 4.7. Граф логічної структури.

Додаткова:

- 4.8. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
- 4.9. Хмельницкий Р.А. Физическая и коллоидная химия, 1988.
- 4.10. Кабачний В.І. та ін. Фізична і колоїдна хімія, 1999.
- 4.11. Рубина Х.М., Добринская М.А., Романчук Л.А. Практикум по физической и коллоидной химии, 1972.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Адсорбція електролітів: специфічна (вибіркова) та іонообмінна.
- 5.2. Правило Панета-Фаянса.
- 5.3. Іонообмінники природні та синтетичні, катіоніти та аніоніти.
- 5.4. Роль іонного обміну в процесах життєдіяльності рослин та тварин.
- 5.5. Вибіркова адсорбція речовин в організмі людини.

6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

- 6.1. Хроматографія. Принцип методу.
- 6.2. Класифікація хроматографічних методів аналізу:
 - а) за агрегатним станом фаз,
 - б) за технікою виконання,
 - в) за механізмом розподілу.
- 6.3. Хроматографія адсорбційна, іонообмінна, розподільча на папері та в тонкому шарі (R_f), гель-фільтрація, афінна хроматографія.
- 6.4. Застосування хроматографії в біології та медицині.

7. Еталони рішення задач:

7.1. Адсорбція електролітів.

Назвіть іоніти, на поверхні яких відбувається процес еквівалентного обміну катіонів.

Відповідь: Це – катіоніти.

7.2. Розрахунок R_f компонентів суміші.

Розрахувати R_f моносахаридів, якщо „фронт” розчинника – 21 см, глюкози – 13 см, фруктози – 17 см.

Рішення:

$$R_{f \text{ ГЛЮ.}} = 13 / 21 = 0,62; \quad R_{f \text{ ФРУ.}} = 17 / 21 = 0,81.$$

7.3. В чому значення вибіркової адсорбції іонів для будови колоїдної частинки?

Відповідь:

Ядро колоїдної частинки вибірково адсорбує той іон, який може добудувати його кристалічну решітку. Саме цим пояснюється формування потенціалвизначаючого шару іонів.

8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

- 8.1. Наведіть приклади вибіркової адсорбції в організмі людини.
8.2. На хроматографічному папері „фронт” розчинника 17 см, а однієї з амінокислот – 13 см. Яка це амінокислота, якщо R_f для трьох амінокислот такі: лейцину – 0,84; аланіну – 0,76; гліцину – 0,91.

9. Приклад тестового контролю:

- 9.1. Розташуйте в ряд іони за збільшенням адсорбційної здатності :
 Al^{3+} , K^+ , Mg^{2+} .
9.2. За яким правилом вибірково адсорбуються іони?
9.3. На тонкошаровій хроматограмі виявлена пляма з $R_f = 0,65$ см. Якому лікарському препарату відповідає пляма, якщо фронт розчинника 16см, а фронт сполук становить:
а) стрептоцид = 7,4 см, б) етазол = 10,4 см;
в) норсульфазол = 6,7 см; г) альбуцид = 9,1 см.

Відповіді:

- 9.1. $K^+ < Mg^{2+} < Al^{3+}$.
9.2. За правилом Панета – Фаянса.
9.3. $R_f = \text{фронт речовини} / \text{фронт розчинника}$;
Фронт речовини = $R_f \cdot \text{фронт розчинника} = 0,65 \cdot 16 = 10,4$ см.
Цей препарат - етазол.

10. Алгоритм лабораторної роботи.

- 10.1. Хроматографія амінокислот на папері.
10.2. Кругова хроматографія на папері.

11. Лабораторна робота.

11.4. Кругова хроматографія на папері.

Взяти аркуш хроматографічного паперу округлої форми з вирізаним гнотом. В основі гніт загнути, і на місце перегибу нанести краплю розчину суміші солей: $CuSO_4$, $FeCl_3$, $Co(NO_3)_2$. Папір помістити в чашку Петрі із водою так, щоб занурити тільки кінець гноту, і накрити другою чашкою. Через 10–15 хвилин папір вийняти і обробити розчином $K_4[Fe(CN)_6]$. Написати рівняння реакцій. Розташувати катіони металів в ряд за збільшенням адсорбції.

11.5. Хроматографія амінокислот на папері.

На лінію старту смужки хроматографічного паперу нанести капіляром краплю розчину суміші амінокислот. Поруч нанести краплі розчинів „свідків”. Смужку висушити, потім занурити у рухому фазу – розчинник (етанол : вода = 7:3) і хроматографувати 4-5 годин. Потім хроматограму висушити, проявити спиртовим розчином нінгідрину, знову висушити. Розрахувати R_f амінокислот і зробити висновки.

Тема: ОДЕРЖАННЯ, ОЧИЩЕННЯ ТА ВЛАСТИВОСТІ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ.

1. Актуальність теми: вчення про дисперсні системи складає основу теорії про біологічні структури, про виникнення та розвиток життя. Тому вивчення одержання, очищення та властивості колоїдних систем має велике значення для правильного розуміння багатьох технологічних та життєвих процесів, а також для засвоєння інших дисциплін (біохімії, фармакології та ін.) та практичної діяльності лікаря.

2. Ціль загальна – уміти: мати уявлення про способи одержання, очищення та властивості колоїдних систем.

3. Конкретні цілі, вміти:

- використовувати фізико-хімічні характеристики колоїдного розчину для оцінки властивостей біологічних об'єктів, лікарських препаратів;
- вміти писати будову міцели.

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал
- 4.2. Медична хімія. За редакцією професора В.О.Калібабчук. К., ВСВ «Медицина», 2013; с. 208-230.
- 4.3. Мороз А.С. та ін. Медична хімія, 2008; с. 603 – 646.
- 4.4. Садовнича Л.П. , Хухрянский В.Г. , Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с.187-219.
- 4.5. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 132 – 135, 175 – 178.
- 4.6. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 146-157.
- 4.7. Граф логічної структури.

Додаткова:

- 4.8. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Які розчини називаються колоїдними? Навести приклади.
- 5.2. Методи одержання колоїдних розчинів (приклад).
- 5.3. Будова міцели. Правило Панета-Фаянса.
- 5.4. Подвійний електричний шар. Електрокінетичний потенціал (дзета-потенціал) колоїдної частинки, його величина.

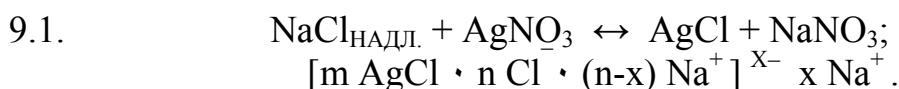
8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

- 8.1. Написати будову міцели плюмбум йодиду, яка утворюється в результаті змішування розчинів KI та $Pb(NO_3)_2$ у випадках, коли:
- KI береться у надлишку;
 - $Pb(NO_3)_2$ береться у надлишку;
- Вказати складові міцели, заряд гранули та до якого електроду будуть рухатися колоїдні частинки під час електрофорезу.
- 8.2. Написати будову міцели колоїдного розчину $Fe(OH)_3$, який отримують реакцією гідролізу.

9. Приклад тестового контролю (проводиться на занятті):

- 9.1. Написати будову міцели, яка утворюється в результаті змішування натрій хлориду та аргентум нітрату за умови надлишку натрій хлориду.
- 9.2. З якою метою проводять очищення золей?
- 9.3. Що таке ліофільні дисперсні системи? Наведіть приклади.

Відповіді:



- 9.2. Золі очищують від надлишку електролітів, які зменшують стійкість золей.
- 9.3. Ліофільними називають системи, в яких дисперсна система має хімічну спорідненість до дисперсійного середовища (тобто розчиняється). Наприклад, розчини білків, полісахаридів, нуклеїнових кислот.

10. Алгоритм лабораторної роботи:

- 10.1. Одержання золю $Fe(OH)_3$ реакцією гідролізу.
- 10.2. Одержання золю $Fe(OH)_3$ методом пептизації.
- 10.3. Одержання золю сульфур у методом заміни розчинника.
- 10.4. Одержання золю сульфур у за допомогою хімічної реакції.

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Одержання золю $Fe(OH)_3$ в результаті гідролізу.

В хімічний стакан налити 20мл води і закип'ятити. Потім прилити 1мл розведеного розчину $FeCl_3$. Описати спостереження, написати будову міцели.

11.2. Одержання золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ методом пептизації.

В пробірку внести 1 краплю насиченого розчину FeCl_3 , додати 1 краплю розчину NH_4OH та 2 мл води. Опишіть спостереження. Вміст пробірки розлити порівну у три пробірки. В першу додати розчин HCl до розчинення, у другу – насичений розчин FeCl_3 до розчинення, третю залишаємо для порівняння. Пояснити явища, які спостерігаються. Написати рівняння реакцій, будову міцели золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Зробити висновки.

11.3. Одержання золю сульфурі методом заміни розчинника.

В пробірку внести 5 мл дистильованої води і додати краплями 2%-ний спиртовий розчин сульфурі, постійно струшуючи пробірку. Описати зовнішній ефект та пояснити утворення колоїдного розчину.

11.4. Одержання золю сульфурі за допомогою хімічної реакції.

В пробірку внести 5 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і додати 1 краплю розчину H_3PO_4 . Спостерігають зовнішній ефект. Зробити висновки.

Тема: КООГУЛЯЦІЯ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ.

1. Актуальність теми: біологічні рідини живих організмів - кров, плазма, лімфа - являють собою системи, які подібні колоїдним. В крові холестерин, знаходиться в колоїдному стані, порушення останнього призводить до захворювань. Багато лікарських препаратів виготовляють у вигляді тонких суспензій, колоїдних розчинів.

2. Ціль загальна: сформувати знання теоретичних основ коагуляції та захисту колоїдно-дисперсних систем.

3. Конкретні цілі, вміти:

- мати уявлення про види стійкості дисперсних систем;
- знати фактори, які впливають на стійкість та коагуляцію дисперсних систем;
- засвоїти методи одержання та властивості аерозолів, грубодисперсних систем, емульсій;
- оволодіти методом визначення порогу коагуляції.

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. Медична хімія. За редакцією професора В.О.Калібабчук. К., ВСВ «Медицина», 2013; с. 230-253.
- 4.3. Мороз А.С. та ін. Медична хімія, 2008; с.658 – 674.

- 4.3. Садовнича Л.П. , Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с.222 – 230, 234- – 236.
- 4.4. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 179 – 194.
- 4.5. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с.158-161, 162-167.
- 4.6. Граф логічної структури.

Додаткова:

- 4.7. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
- 4.8. Рубина Х.М. Добринская М.А. Романчук Л.А. Практикум по физической и коллоидной химии, 1972.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Кінетична та агрегативна стійкість золів (визначення), фактор стійкості.
- 5.2. Коагуляція. Фактори, що впливають на коагуляцію; ознаки коагуляції.
- 5.3. Механізм коагуляції, правило Шульце-Гарді.
- 5.4. Коагуляція електролітами та їх сумішами. Взаємна коагуляція, значення для лікарських засобів..
- 5.5. Поріг коагуляції та методи його визначення.
- 5.6. Процеси коагуляції в процесі очищення питної води та стічних вод.

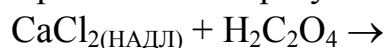
6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

- 6.1. Аерозолі: методи одержання, властивості, застосування в медицині. Аерозолі токсичні, патогенні, лікувальні.
- 6.2. Суспензії: методи одержання, властивості.
- 6.3. Порошки, пасти.
- 6.4. Емульсії: методи одержання, властивості. Типи емульсій. Емульгатори. Застосування емульсій в клінічній практиці. Емульгування в організмі людини.
- 6.5. Напівколоїди: мила, детергенти. Міцелоутворення у розчинах напівколоїдів.

7. Еталони рішення задач:

7.1. Коагуляція золю електролітами.

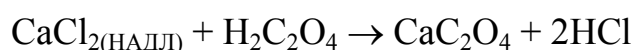
В нирках під час всмоктування щавлевої кислоти із шлунково-кишкового тракту може утворитися золь в результаті реакції:



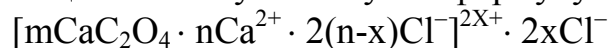
а) Визначити заряд гранули.

б) Який із наступних іонів проявляє коагулюючу дію для частинок цього золю: K^+ , Mg^{2+} , NO_3^- , PO_4^{3-} , Al^{3+} ?

Відповідь.



Утворюється золь кальцій оксалату. Записуємо формулу міцели:



Гранула має позитивний заряд, то згідно правила Шульце-Гарді коагулюючими іонами для частинок золю будуть іони NO_3^- , PO_4^{3-} .

- 7.2. Одержали позитивно заряджений золь $BaSO_4$. Написати будову міцели. Із суміші іонів вибрати коагулюючі іони для цього золю: SO_4^{2-} , Pb^{2+} , PO_4^{3-} , Sr^{2+} , Cl^- , Cs^+ , Mg^{2+} та розташувати їх в ліотропні ряди залежно від:
- заряду коагулюючого іону;
 - від величини порогу коагуляції.

Відповідь:

Коагулюючі іони: SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , Cl^- ;
Коагулююча дія: $PO_4^{3-} > SO_4^{2-} > Cl^-$;
Поріг коагуляції: $Cl^- > SO_4^{2-} > PO_4^{3-}$.

8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

8.1. Напишіть рівняння утворення золю $PbSO_4$. Написати будову міцели за умови надлишку.

Із суміші іонів: Na^+ , Li^+ , Cl^- , SO_4^{2-} , Cr^{3+} , Pb^{2+} , PO_4^{3-} , CH_3COO^- , OH^- , Sr^{2+} , Cs^+ , Br^- , Mg^{2+} вибрати коагулюючі іони по відношенню до вашого золю та розташувати їх в ліотропні ряди:

- залежно від заряду коагулюючого іону;
- залежно від ступеня гідратації однозарядних іонів;
- залежно від величини порогу коагуляції.

9. Приклад тестового контролю (проводиться на занятті).

9.1. Що таке коагуляція?

9.2. Напишіть рівняння утворення золю PbI_2 та будову міцели за умови надлишку $Pb(NO_3)_2$.

Із суміші іонів: Na^+ , Li^+ , Cl^- , SO_4^{2-} , Cr^{3+} , Pb^{2+} , PO_4^{3-} , CH_3COO^- , OH^- , Sr^{2+} , Cs^+ , Br^- , Mg^{2+} вибрати коагулюючі іони по відношенню до вашого золю та розташувати їх в ліотропні ряди:

- залежно від заряду коагулюючого іону;
- залежно від ступеня гідратації одноіменнозаряджених іонів;
- залежно від величини порогу коагуляції.

Відповідь:

9.1. Коагуляція це злипання частинок дисперсної фази у великі агрегати.

9.2. $2KI + Pb(NO_3)_2 \leftrightarrow PbI_2 + 2KNO_3$;
 $[m PbI_2 \cdot n Pb^{2+} \cdot (n-x) NO_3^-]^{x+} \cdot x NO_3^-$;

Коагулюючі іони: Cl^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , I^- , CH_3COO^- , OH^- , Br^- ;

- $PO_4^{3-} > SO_4^{2-} > Cl^-$;
- $Cl^- < Br^- < I^-$;
- $Cl^- > SO_4^{2-} > PO_4^{3-}$.

10. Алгоритм лабораторної роботи:

- 10.1. Додержання правила Шульце-Гарді.
- 10.2. Визначення залежності порогу коагуляції від заряду коагулюючого іону.
- 10.3. Добування емульсії.

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Додержання правила Шульце-Гарді.

Приготувати три пробірки за таблицею:

1 пробірка	2 пробірка	3 пробірка
5мл золю Fe(OH) ₃	5мл золю Fe(OH) ₃	5мл золю Fe(OH) ₃
1мл розчину KCl	1мл розчину K ₂ SO ₄	1мл розчину K ₃ [Fe(CN) ₆]
зовнішній ефект		

Розчини перемішують і спостерігають послідовність коагуляції.

Написати будову міцели золю Fe(OH)₃, розташувати коагулюючі іони в ліотропний ряд.

11.2. Визначення залежності порогу коагуляції від заряду коагулюючого іону.

А) В першу пробірку наливають 10мл 1М розчину (NH₄)₂SO₄, в інші чотири по 9мл води. Потім із першої пробірки переносять 1мл розчину в другу і перемішують. Із другої переносять 1мл розчину в третю, перемішують і далі переносять послідовно до останньої пробірки.

Потім в усі пробірки додають по 2мл золю Fe(OH)₃. Спостерігають наявність коагуляції і вносять результати в таблицю знаками „+” або „-”.

Б) В першу пробірку наливають 10мл 1М розчину NH₄Cl, в інші чотири по 9мл води. Потім із першої пробірки переносять 1мл розчину в другу і перемішують. Із другої переносять 1мл розчину в третю, перемішують і далі переносять послідовно до останньої пробірки.

Потім в усі пробірки додають по 2мл золю Fe(OH)₃. Спостерігають наявність коагуляції і вносять результати в таблицю знаками „+” або „-”.

Електроліт	Коагулюючий іон	Концентрація електроліту в пробірках моль/л							Поріг коагуляції
		1	10 ⁻¹	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵	10 ⁻⁶	
(NH ₄) ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻								
NH ₄ Cl	Cl ⁻								

11.3. Добування емульсій.

У дві пробірки наливають по 5мл води, по 5 крапель олії та сильно струшують. Утворилася емульсія, яка швидко розшаровується. Потім в одну пробірку додають 5 крапель розчину NaOH і знову сильно струшують. Описати спостереження та зробити висновки про роль лугу.

Тема: ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ БІОПОЛІМЕРІВ. ІЗОЕЛЕКТРИЧНА ТОЧКА БІЛКА.

1. Актуальність теми: високомолекулярні сполуки (білки, полісахариди, нуклеїнові кислоти) складають основу живої матерії, входять до складу клітин, виконують функцію запасу поживних речовин та енергії. Нуклеїнові кислоти разом із білками є джерелом спадкоємної інформації. Встановлено, що глікопротеїни обумовлюють групу крові та зв'язок із імунологічними властивостями крові.

2. Ціль загальна – уміти: оцінювати властивості полімерних матеріалів на основі хімічної природи та характеристик макромолекул.

3. Конкретні цілі, уміти:

- класифікувати ВМС за типом мономерних ланок, просторової будови, елементного складу;
- прогнозувати на основі законів термодинаміки набухання та розчинення ВМС;
- характеризувати стійкість розчинів біополімерів

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. Медична хімія. За редакцією професора В.О.Калібабчук. К., ВСВ «Медицина», 2013; с. 257-278.
- 4.3. Мороз А.С. та ін. Медична хімія, 2008; с.676 – 728.
- 4.4. Садовничая Л.П., Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с 238 – 258.
- 4.5. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 196 – 199, 208 – 212, 214 – 217.
- 4.6. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 168-182.
- 4.7. Граф логічної структури.

Додаткова:

- 4.8. Ленский А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию, 1989.
- 4.9. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.

- 4.10. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
4.11. Ліпатников В.Є. Казаков К.М. Фізична і колоїдна хімія, 1983,
с.149 – 163.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Визначення ВМС. Приклади ВМС в тому числі в організмі людини.
5.2. Ізоелектричний стан, ізоелектрична точка білків.
5.3. Захисна дія білків, механізм, захисні числа, біологічне значення.
5.4. Набухання ВМС, визначення, механізм, фактори, тиск набухання, біологічне значення. Зв'язана вода, її властивості.
5.5. Стійкість розчинів ВМС, фактори, які обумовлюють її.
5.6. Драгливання (желатинування) розчинів ВМС, механізм, вплив рН середовища, температури та електролітів на швидкість драгливання. Драгли в організмі людини. Особливість дифузії та реакцій в драглях, біологічне значення цього явища.

6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

- 6.1. Класифікація ВМС (за природою, конфігурацією молекули).
6.2. Висолювання розчинів ВМС, визначення, механізм, фактори, біологічне значення.
6.3. Тиксотропія, синерезис, коацервація, в'язкість розчинів ВМС, в'язкість крові. Денатурація білка. Біологічне значення цих явищ.
6.4. Мембранна рівновага Доннана.

7. Еталони рішення завдань:

- 7.1. Як впливає рН на желатинування?

Відповідь.

Найбільше желатинування відбувається в ізоелектричній точці, так як білок в ІЕТ не має заряду і його стійкість найменша.

- 7.2. Приклади ВМС в організмі людини.

Відповідь:

Білки, нуклеїнові кислоти, глікоген.

- 7.3. Який процес, що відбувається із ВМС, лежить в основі виникнення життя на землі?

Відповідь:

В основі виникнення життя на землі лежить процес коацервації.

8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

- 8.1. Поясніть мембранну рівновагу Доннана.
8.2. Опишіть властивості зв'язаної води.
8.3. Приклади колоїдного захисту в організмі людини.

9. Приклад тестового контролю (проводиться на занятті).

- 9.1. Опишіть процес тиксотропії та його біологічне значення.
- 9.2. Поясніть вплив рН на набухання.
- 9.3. Наведіть приклади драглів в організмі людини.

Відповіді:

- 9.1. Тиксотропія це перехід драглів у розчин та навпаки. В організмі людини тиксотропія відбувається в протоплазмі, а також під час скорочення та розслаблення м'язів.
- 9.2. Найбільше набухання відбувається в розчинах, рН яких відхиляється від ізоелектричної точки, тобто в кислому або в лужному середовищах, де білок має заряд і сильніше притягує молекули води.
- 9.3. М'язи, шкіра, склоподібне тіло ока, кришталик ока, нігті, волосся.

10. Алгоритм лабораторної роботи:

- 10.1. Визначення ізоелектричної точки желатину.
- 10.2. Визначення порогу коагуляції захищеного золю.
- 10.3. Набухання (демонстраційно).
- 10.4. Вплив рН на набухання.
- 10.5. Вплив електролітів на набухання.

11. Методика проведення експерименту.

11.1. Визначення ізоелектричної точки желатину.

В чотири пробірки внести по 2 мл ацетатного буферу із рН згідно із таблицею. Потім в кожну пробірку додати по 2 мл 0,5%-го розчину желатину, перемішати і обережно (по стінці) додати по 3мл етанолу. Через 5 хвилин оцінити ступінь помутніння в пробірках і встановити ІЕТ.

№ п/п	рН системи	0,5%-ний розчин желатину, мл	Етиловий спирт, мл	Ступінь помутніння
1	3,8	1	3	
2	4,4	1	3	
3	4,7	1	3	
4	5,1	1	3	

11.2. Визначення порогу коагуляції захищеного золю.

А) В першу пробірку наливають 10мл 1М розчину $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, в інші чотири по 9мл води. Потім із першої пробірки переносять 1мл розчину в другу і перемішують. Із другої переносять 1мл розчину в третю, перемішують і далі переносять послідовно до останньої пробірки.

Потім в усі пробірки додають по 1мл розчину желатину, обережно перемішують і додають по 2мл золю Fe(OH)₃. Спостерігають наявність коагуляції і вносять результати в таблицю знаками „+” або „-”.

Б) В першу пробірку наливають 10мл 1М розчину NH₄Cl, в інші чотири по 9мл води. Потім із першої пробірки переносять 1мл розчину в другу і перемішують. Із другої переносять 1мл розчину в третю, перемішують і далі переносять послідовно до останньої пробірки.

Потім в усі пробірки додають по 1мл розчину желатину, обережно перемішують і додають по 2мл золю Fe(OH)₃. Спостерігають наявність коагуляції і вносять результати в таблицю знаками „+” або „-”.

Порівняти дані із дослідом 11.2. із попередньої теми. Зробити висновки.

Електро-літ	Коагулюючий іон	Концентрація електроліту в пробірках, моль/л							Поріг коагуляції
		1	10 ⁻¹	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵	10 ⁻⁶	
(NH ₄) ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻								
NH ₄ Cl	Cl ⁻								

11.3. Набухання (демонстраційно).

Одну смужку гуми занурити в пробірку з бенzenом, а другу – в пробірку із водою. Через 15 хвилин опишіть спостереження і зробіть висновки.

11.4. Вплив рН на набухання.

Приготувати розчини згідно із таблицею:

1 пробірка	2 пробірка	3 пробірка
сухий желатин	сухий желатин	сухий желатин
5 мл розчину HCl	5мл ацетатного буферу із рН = 4,7	5мл розчину NaOH

Через 15 хвилин описати спостереження та зробіть висновки.

11.5. Вплив електролітів на набухання.

Приготувати розчини згідно із таблицею:

1 пробірка	2 пробірка	3 пробірка
сухий желатин	сухий желатин	сухий желатин
5 мл розчину K ₂ SO ₄	5мл розчину KCl	5мл розчину KSCN

Через 15 хвилин описати спостереження та зробіть висновки.