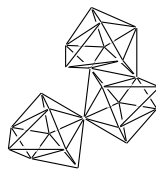
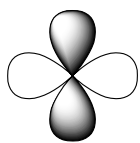


Вінницький національний медичний університет ім.М.І.Пирогова
Кафедра біологічної та загальної хімії
Курс загальної хімії



МЕТОДИЧНІ РОЗРОБКИ

*практичних занять з медичної хімії
для студентів стоматологічного факультету*

Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз



Вінниця 2016

Методичні розробки затверджені вченою радою Вінницького національного медичного університету ім. М.І. Пирогова (протокол № від)

Автори: доц. О.В. Смірнова,
ст. викл. Т.М. Зелінська, доц. Сливка О.Я,
ст. викл. О.Г. Сулім

Рецензент – В.С. Антонюк, кхн, доцент

Редакційно-видавнича група ВНМУ:

Відповідальний редактор-Тарасюк С.В., професор.

Секретар – Корольова Н.Д., кандидат псих. наук

ЗМІСТ

12	Теплові ефекти хімічних реакцій, направленість процесів.	5 - 8
13	Кінетика біохімічних реакцій. Хімічна рівновага. Добуток розчинності.	8 - 12
14	Потенціометричний метод аналізу.	12 - 16
15	Визначення окисно-відновного (редокс) потенціалу.	16 - 19
16	Іонний обмін. Хроматографія.	19 - 22
17	Одержання, очищення та властивості колоїдних розчинів.	22 - 25
18	Коагуляція колоїдних розчинів. Колоїдний захист.	25 - 38
19	Властивості розчинів біополімерів. Ізоелектрична точка білка	28 - 31
20	Контроль практичних навичок. Підсумковий контроль засвоєння модуля “ Основи медичної хімії” Питання до змістовного модулю №2.	32 - 33

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 напівпари студенти пишуть тестовий контроль.

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

Технологічна карта проведення практичного заняття:

<i>n</i> / <i>n</i>	<i>Етапи</i>	<i>Час</i> (хв.)	<i>Навчальні</i> <i>посібники</i>	<i>Місце</i> <i>проведення</i>
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 калорійності харчових продуктів.

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. Мороз А.С. Медична хімія, ст. 366 – 418.
- 4.3. Медична хімія. За ред. проф. В.О. Калібабчук «Медицина» ст. 46 - 63
- 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. Граф логічної структури.

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. Предмет хімічної термодинаміки. Термодинамічна система, типи термодинамічних систем (визначення цих понять , приклади), параметри стану системи (екстенсивні, інтенсивні).
- 5.2. Перший закон термодинаміки. Внутрішня енергія системи, ентальпія.
- 5.3. Термохімічні рівняння. Стандартні теплоти утворення та згоряння.
- 5.4. Закон Гесса. Метод колориметрії.
- 5.5. Енергетична характеристика біохімічних процесів. Термохімічні розрахунки для оцінки калорійності

6. Питання для самостійної позааудиторного вивчення:

- 6.1. Швидкість гомогенних та гетерогенних реакцій, її залежність від концентрації, температури. Каталіз.
- 6.2. Хімічна рівновага. Принцип Ле - Шательє
- 6.3. Самодовільні та несамодовільні процеси. Другий закон термодинаміки. Ентропія. Термодинамічні потенціали: енергія Гіббса. Критерії направлення самодовільних процесів.
- 6.4. Застосування основних положень термодинаміки до живих організмів.
- 6.5. Термодинамічні процеси: оборотні, необоротні. Необоротність процесів життєдіяльності.
- 6.6. Термодинамічні потенціали: енергія Гельмгольца.
- 6.7. Термодинамічні умови рівноваги.
- 6.8. 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 $\text{CO}_{\text{газ}} + 3 \text{H}_{2\text{газ}} = \text{CH}_{4\text{газ}} + \text{H}_2\text{O}_{\text{газ}}$, якщо теплоти утворення $\text{CO} = -110$ кДж/моль, $\text{CH}_4 = -74,9$ кДж/моль, $\text{H}_2\text{O} = -241,8$ кДж/моль..

Рішення.

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

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

Розрахувати калорійність тріски за вмістом білка.

Рішення.

1г білка - 4,1ккал

11.6г білка - X

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

7.3. Визначення самодовільності перебігу процесу.

Чи є можливою реакція $\text{SiO}_2(\text{кр.}) + 2\text{NaOH}(\text{р-н}) = \text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{кр.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{р-н})$, якщо енергія Гіббса $\text{SiO}_2(\text{кр.}) = -803,75$ кДж/моль, $\text{NaOH}(\text{р-н}) = -419,5$ кДж/моль, $\text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{кр.}) = -1427,8$ кДж/моль, $\text{H}_2\text{O}(\text{р-н}) = -237,5$ кДж/моль?

Решение.

$$\Delta G = \sum \Delta G_{\text{ПРОД.}}^0 - \sum \Delta G_{\text{ВИХ.}}^0 = (-1427,8 - 237,5) - (-803,75 - 2 \cdot 419,5) =$$
$$= -22,5 \text{ кДж.}$$

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

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

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



якщо мольні теплоти утворення оксалату (щавелевої кислоти), метанолу та естеру відповідно дорівнюють: -60,10 кДж/моль; -173,65 кДж/моль; -401,00 кДж/моль, - 237 (H₂O) пробірку додати по 2мл 0,5%-го розчину желатину, перемішати і обережно (по стінці) додати по 3мл

8.2. Теплота утворення жирів в організмі людини становить 9,3 ккал /г. Середньодобова потреба в жирах 106г для студентів чоловіків. Яка добова потреба в енергії по жирах?

8.3. Визначити за зміною енергії Гіббса, чи є можливим процес окислення глюкози в стандартних умовах, якщо стандартна енергія Гіббса глюкози, води, діоксиду карбону відповідно дорівнюють:

- 910 кДж/моль; -237 кДж/моль; - 394 кДж/моль.

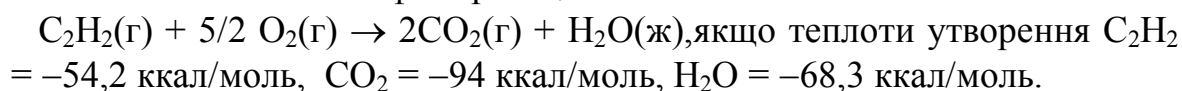
9. **Тестовий контроль** (проводиться на занятті) містить 8 тестових завдань з теоретичних питань та 1задачу на обчислення теплового ефекту реакції.

Наприклад:

9.1. Хімічна термодинаміка вивчає термодинамічні властивості речовин в залежності від їх:

- а) стану, складу, структури;
- б) стану, енергії, ізобари;
- в) складу, енергії, теплового ефекту.

9.2. Обчислити тепловий ефект реакції:



а) - 420 ккал/моль; б) -280,6 ккал/ моль; в) - 202,1 ккал/моль.

Відповіді: 9.1. - а; 9.2. - в.

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 150 мл розчину NaOH з $C_n=1$ моль/л та вимірюють його температуру. В окремий стакан наливають 150 мл розчину HCl з $C_n=1$ моль/л та вимірюють його температуру. Потім при постійному перемішуванні розчин кислоти вливають в калориметр до розчину лугу. Визначають найвищу температуру після зливання розчинів.

Дані експерименту записують за формою:

Маса колориметричного стакану, г, $m_1 = \underline{\hspace{2cm}}$;
 Концентрація розчинів, $C_{H(HCl)} = C_{H(NaOH)} = 1$ моль/л.;
 Об'єм розчинів, мл, $V_{(HCl)} = V_{(NaOH)} = 150$ мл.;
 Температура розчину NaOH, $t_{л} = \underline{\hspace{2cm}}$;
 Температура розчину HCl, $t_{к} = \underline{\hspace{2cm}}$;
 Початкова температура розчину $t_1 = 0,5(t_{л} + t_{к}) = \underline{\hspace{2cm}}$
 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:

$$Q = \frac{\Delta t \cdot C}{V \cdot C_H} = \underline{\hspace{2cm}},$$
 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.
 $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$; $\Delta H = - \underline{\hspace{2cm}}$

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. Мороз А.С., 2008, с. 420-486.
- 4.3. Медична хімія. За ред. проф. В.О. Калібабчук «Медицина» ст. 64 – 80.
- 4.4. Садовнича Л.П., Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с.140 – 149; 155 - 160.

- 4.5. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 101 – 106; 108 – 111; 129 - 131.
- 4.6. Граф логічної структури.
- 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 Швидкість гомогенних та гетерогенних реакцій, її залежність від концентрації. Закон діючих мас, константа швидкості.
- 5.2. Порядок реакцій. Кінетичні рівняння реакцій нульового, першого та другого порядку.
- 5.3. Поняття про механізм реакцій. Молекулярність реакцій.
- 5.4. Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант – Гоффа. Особливості температурного коефіцієнту швидкості реакції для біохімічних процесів.
- 5.5. Теорія активних зіткнень. Енергія активації. Рівняння Арреніуса. Поняття про теорію перехідного стану (активованого комплексу).
- 5.6. Уявлення про кінетику ферментативних реакцій. Особливості дії ферментів: селективність, ефективність, залежність від температури та реакції середовища.
- 5.7. Хімічна рівновага, термодинамічні умови її.
- 5.8. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле - Шательє

6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

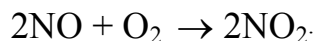
- 6.1. Період напівперетворення – кількісна характеристика зміни концентрації в доквіллі радіонуклідів, пестицидів тощо.
- 6.2. Уявлення про кінетику складних реакцій: паралельних, послідовних, супряжених, оборотних, конкуруючих, ланцюгових. Фотохімічні реакції, фотосинтез.
- 6.3. Вільнорадикальні реакції в живому організмі. Поняття про антиоксиданти
- 6.4. Каталіз та каталізатори. Особливості дії каталізаторів. Гомогенний, гетерогенний та мікрогетерогенний каталіз. Кислотно - основний каталіз. Автокталіз. Механізм дії каталізаторів. Промотори та каталітичні отрути.
- 6.5. Реакції осадження та розчинення. Умови випадання та розчинення осадів.
Добуток розчинності.
- 6.6. Гетерогенні рівноваги в порожнині рота.

7. Еталони рішення задач:

7.1. Вплив концентрації на швидкість реакції.

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

Рішення.



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

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 тепературний коефіцієнт швидкості $\gamma = 3$?

Рішення.

$$\frac{V_{t2}}{V_{t1}} = \gamma^{\frac{t2-t1}{10}} = 3^{\frac{70-50}{10}} = 3^2 = 9.$$

$$\frac{V_{t2}}{V_{t1}} = \frac{\Delta C \cdot \tau_1}{\Delta C \cdot \tau_2};$$

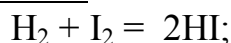
Так як ΔC скорочується, то $\frac{V_{t2}}{V_{t1}} = \frac{\tau_1}{\tau_2} = \gamma$; $\frac{V_{t2}}{V_{t1}} = \frac{\tau_1}{\tau_2}$; звідки

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

7.3. Визначення порядку реакції.

Визначити порядок реакції взємодії водню та йоду.

Рішення.



$V = \kappa [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$; 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. Реакція за температури 30°C закінчується через 25хв., а за 50°C – через 4хв. Знайдіть температурний коефіцієнт швидкості в даному температурному інтервалі.

8.3. Визначити порядок реакції гідролізу.

9. Тестовий контроль (проводиться на занятті) містить 8 тестових завдань з теоретичних питань та 1 задачу.

Наприклад:

9.1. На швидкість реакції впливає:

- а) об'єм системи;
- б) концентрація речовин;
- в) густина розчину.

9.2. В скільки разів збільшиться швидкість реакції, якщо температуру збільшити на 30° ($r = 2$) ?

- а) 8 разів;
- б) 16 разів;
- в) 4 рази.

Відповідь:

9.1. – б; 9.2. – а.

10. Алгоритм лабораторної роботи:

10.1. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин.

10.2. Залежність швидкості реакції від температури.

10.3. Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення рівноваги.

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин.

Приготувати розчини натрій тіосульфату різної концентрації :

	<u>1 пробірка</u>	<u>2 пробірка</u>	<u>3 пробірка</u>
$Na_2S_2O_3$	5 крап.	10 крап.	15 крап.
H_2O	10 крап.	5 крап.	-

Потім в першу пробірку додають 1 краплю розчину H_2SO_4 і зафіксувати час перебігу реакції до помутніння розчину.

Аналогічно виконують дослід із другою та третьою пробірками.

Дані дослідів занести в таблицю.

№ пробірки	Число крапель $Na_2S_2O_3$	Число крапель H_2O	Час перебігу реакції, сек.	Відносна швидкість 1/сек.
1				
2				
3				

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

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 та органів 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. Мороз А.С., с. 505 – 546.

- 4.3. Медична хімія. За ред. проф. В.О. Калібабчук «Медицина» ст. 154 - 169
- 4.4. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с.109 - 120
- 4.5. Садовнича Л.П. , Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с. 59-71.
- 4.6. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 105-127.

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). Електродні потенціали та механізм їх виникнення
- 5.2. Рівняння Нернста. Нормальний (стандартний) електродний потенціал.
- 5.3. Вимірювання електродних потенціалів . Електроди визначення та електроди порівняння. Водневий електрод. Хлорсрібний електрод. Каломельний електрод. Іонселективні електроди. Скляний електрод.
- 5.4. Гальванічні елементи. Гальванічний елемент Якобі, його склад, схема, рівняння електродних процесів. Електрорушійна сила гальванічного елемента (ЕРС).
- 5.5. Окисно – відновний потенціал як міра окисної та відновної здатності систем. Рівняння Петерса. Нормальний окисно – відновний потенціал.
- 5.6. Концентраційний елемент, принцип роботи, схема, рівняння ЕРС.
- 5.7. Прогнозування напрямку окисно – відновних реакцій за величинами окисно – відновних потенціалів. Еквівалент окисника та відновника.
- 5.8. Сутність методу потенціометрії. Вимірювання рН за допомогою рН – метра. Обчислення рН розчинів за допомогою воднево-водневого, каломельно-водневого та каломельно-скляного гальванічних елементів (ланцюгів); схема елемента, рівняння розрахунку рН.
- 5.9. Захисні плівки.

6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

- 6.1. Потенціометричне титрування.
- 6.2. Роль електрохімічних явищ в біологічних процесах. Роль окисно – відновних реакцій в процесах життєдіяльності.
- 6.3. Значення окисно – відновних потенціалів у механізмі процесів біологічного окислення.
- 6.4. Електрохімічні процеси в порожнині рота

7. Еталони рішення задач:

- 7.1. Обчислення рН розчину за величиною ЕРС гальванічного елемента

(каломельний електрод порівняння.)

Задача 1. Елемент складається з водневого електроду, зануреного в розчин з невідомою концентрацією H^+ , та електроду порівняння, в якості якого обрано насичений каломельний електрод. ЕРС елемента 0,51 В. Написати схему цього елемента та обчислити рН розчину за температури 18 °С.

Рішення: $(-) Pt (H_2) | H^+ || Cl^- | Hg_2Cl_2, Hg (+)$

Обчислити рН розчину проводимо за формулою

$$pH = \frac{E_{РС} - e_{КАЛ}}{\theta}$$

де ЕРС – величина електрорушійної сили елемента (за умовою ЕРС = 0,51В)

$e_{КАЛ}$ - потенціал насиченого каломельного електроду порівняння ($e_{КАЛ} = 0,24В$)

θ – параметр, що залежить від температури (при 18°С $\theta = 0,058$)

Після підстановки чисельних значень одержимо

$$pH = \frac{0,51 - 0,24}{0,058} = 4,66$$

7.2. Обчислення рН за розчину за величиною ЕРС гальванічного елемента (хлорсрібний електрод порівняння)..

Задача 2. Елемент складається з водневого електроду, зануреного в розчин з невідомою концентрацією H^+ та електроду порівняння, в якості якого обрано хлорсрібний електрод. ЕРС елемента 0,33 В. Написати схему цього елемента та обчислити рН за температури 25 °С.

Рішення: $(-) Pt (H_2) | H^+ || Cl^- | AgCl, Ag$

Обчислити рН розчину проводимо за формулою

$$pH = \frac{E_{РС} - e_{хлор}}{\theta}$$

де ЕРС – величина електрорушійної сили елемента (за умовою ЕРС = 0,33 В)

$e_{хлор}$ – потенціал насиченого каломельного електроду порівняння ($e_{хлор} = 0,222 В$)

θ – параметр, що залежить від температури (при 25°С $\theta = 0,059$)

Після підстановки чисельних значень одержимо

$$pH = \frac{0,33 - 0,222}{0,059} = 1,83$$

7.3. Обчислити ЕРС концентраційного елемента.

Задача 3. Розрахувати при 18 °С е.р.с. концентраційного елемента, який складається з срібних електродів, занурених в 0,2 М та 0,005 М розчини нітрату срібла. Вважати, що ступінь дисоціації солей в кожному з напівелементів = 1.

Рішення:

ЕРС концентраційного елемента можна вирахувати за формулою

$$EPC = \frac{\Theta}{n} * \lg \frac{C_1}{C_2}$$

де Θ – параметр, що залежить від температури (при 18°C $\Theta = 0,058$)
n – кількість електродного процесу (для срібла маємо $Ag^+ + e = Ag^0$, тобто n = 1)
 C_1 та C_2 – концентрації іонів в на півелементах концентраційного елемента (C_1)

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

- 8.1. Елемент складається з водневого електроду, зануреного в шлунковий сік та насиченого каломельного електроду. Написати схему цього елемента, обчислити рН та C_n шлункового соку, якщо ЕРС елемента за 18°C = 0,33.
- 8.2. Елемент складається з двох водневих електродів. Один електрод занурений в розчин з рН=4, а другий – в розчин з рН=1. Обчислити ЕРС елемента за 25 °С.

9. Тестовий контроль (проводиться на занятті) містить 7 тестових завдань

Наприклад:

9.1. Рівняння Нернста:

а) $e = e_0 + \frac{0,058e}{n} \lg a_{Me^{n+}}$

б) $e = e_0 + \frac{0,058}{n} \lg a_{Me^{n+}}$

в) $e = e_0 + \frac{RT}{nF} \ln a_{Me^{n+}}$

9.2. При зануренні металевого електроду в концентрований розчин солі цього металу:

- а) електрод заряджається позитивно
- б) електрод заряджається негативно
- в) електрод не змінюється

9.3. Задача. Елемент складається із двох електродів. Один з них занурений в розчин із рН=4, другий – із рН=2. Обчислити ЕРС за 18 °С.

Відповідь:

9.1. – а, 9.2 - б; 9.3. – в;

10. Алгоритм лабораторної роботи:

10.1. Визначення рН за допомогою рН-метра.

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Визначення рН за допомогою рН-метру.

Визначити рН розчинів №1, №2, №3 за допомогою рН-метру. Написати схему каломельно-скляного ланцюга, накреслити схему компенсаційного методу визначення ЕРС записати дані досліду.

№ розчину	Величина рН за приладом	Величина S_H
1		
2		
3		

Тема: ВИЗНАЧЕННЯ ОКИСНО-ВІДНОВНОГО (РЕДОКС) ПОТЕНЦІАЛУ

1. Актуальність теми: біологічне окислення являє собою ланцюг окисно-відновних процесів. Кожна ланка цього ланцюга відповідає певній редокс-системі та має відповідний потенціал. Редокс-потенціали є мірою процесів окислення-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 окислення в живих організмах.

3. Конкретні цілі, вміти:

- ✓ Використовувати фізико-хімічні характеристики окисно-відновних систем для оцінки і прогнозування біологічного окислення в тканинах
- ✓ Інтерпретувати біологічне окислення 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. Мороз А.С., с. 536 – 540, 521 - 525.
- 4.3. Медична хімія. За ред. проф. В.О. Калібабчук «Медицина» ст. 169 – 178.
- 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, ст. 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, нормальній 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 лактату (молочна кислота) в піруват (піровиноградна кислота).
 Написати формулу електродного потенціалу для цієї системи..

7. Еталони рішення задач:

7.1. Обчислення співвідношення компонентів в редокс-системі.

Задача 1. Редокс–потенціал системи $FeCl_3/FeCl_2$ становить +0,888 В. Нормальний редокс–потенціал +0,77В. Розрахувати співвідношення окисленої та відновленої форм за 25 °С.

Рішення:

$$e_{red} = e_{red}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{[окисник]}{[відновник]}; \quad n=1;$$

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

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

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

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

- 8.1. Редокс–потенціал системи Cr^{3+}/Cr^{2+} становить +0,468 В. Нормальний редокс–потенціал +0,41В. Розрахувати співвідношення окисленої та відновленої форм за 18 °С.

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.

9. Тестовий контроль (проводиться на занятті) містить 6 тестових завдань з теоретичних питань та 1 задачу.

Наприклад:

9.1. В окисно-відновних реакціях ступінь окислення окисника:

а) збільшується

б) зменшується

в) не змінюється

9.2. Скільки електронів беруть участь в окисно-відновній реакції, якщо редокс-потенціал становить $0,169\text{ В}$, нормальний редокс-потенціал становить $0,110\text{ В}$, а в системі окисленої форми в 10 разів більше за відновлену форму.

а) 2 електрона

б) 3 електрона

в) 1 електрон

Відповідь:

9.1. – б, 9.2. – в.

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 1 мл $0,01\text{М}$ розчину $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ та 10 мл $0,01\text{М}$ розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$;

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

Елемент Вестона компенсується на відрізок 43 см , а складений гальванічний елемент – на відрізок $12,7\text{ см}$.

Обчислити величину редокс-потенціалу – e_{red} .

Рішення:

$$EPC = e_{x-2} - e_{red}; \quad e_{red} = EPC - e_{x-2};$$

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

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

11.1.2. Скласти гальванічний елемент.

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

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

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

Обчислити величину редокс-потенціалу – $e_{red\ 2}$ (аналогічно дослід 11.1.1.).

11.1.3. Скласти гальванічний елемент.

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

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

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

Обчислити величину нормального редокс-потенціалу – e_{red}^0 (аналогічно дослід 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) і порівняти з величинами редокс-потенціалів, які одержали в досліді 11.1.1. та 11.1.2.

Тема: ІОННИЙ ОБМІН. ХРОМАТОГРАФІЯ.

1. Актуальність теми: В організмі людини часто спостерігається явище вибіркової адсорбції. Явище сорбції лежить в основі хроматографічного методу розділення, очищення, аналізу та дослідження речовин. В практиці лікарів на явищі адсорбції базується адсорбційна терапія. Явище обмінної адсорбції застосовується для зниження твердості води, очищення лікарських препаратів..

2. Ціль загальна: сформулювати знання теоретичних основ явища адсорбції та іонного обміну і можливості застосування в лікарській практиці.

3. Конкретні цілі, вміти:

- ✓ Мати уявлення про іонний обмін і застосування цього явища в медичній практиці
- ✓ Засвоїти метод адсорбції електролітів (вибіркової та іонообмінної)
- ✓ Мати уявлення про іоннообмінну адсорбцію.

- ✓ Навчитися розділяти та ідентифікувати суміші іонів методом хроматографії.

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. Мороз А.С., с. 589 – 594 – 601.
- 4.3. Медична хімія. За ред. проф. В.О. Калібабчук «Медицина» ст. 185 – 207.
- 4.4. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, ст. 135 - 145
- 4.5. Садовнича Л.П. , Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с.178-186.
- 4.6. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 165-174.
- 4.7. Граф логічної структури.

Додаткова:

- 4.8. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
- 4.9. 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.
- 5.4. Роль іонного обміну в процесах життєдіяльності рослин та організмів.

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 та розподільча; гель-фільтр.
- 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.

Рішення. Це є катіоніти

7.2. Розрахунок R_f компонентів суміші.

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

Рішення.

$$R_{f_{\text{глю}}} = \frac{13}{21} = 0,62; \quad R_{f_{\text{фру}}} = \frac{17}{21} = 0,81.$$

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

8.1. Наведіть приклади адсорбційних явищ в організмі людини.

8.2. На хроматографічному папері „фронт” розчинника 17см, а однієї з амінокислот – 13см. Яка це амінокислота, якщо R_f для трьох амінокислот такі: лейцину – 0,84; аланіну – 0,76; гліцину – 0,91.

9. Тестовий контроль (проводиться на занятті).

Наприклад:

9.1. Адсорбція це процес:

а) фізичний; б) фізико – хімічний; в) хімічний.

9.2. Величина R_f – це:

а) відношення фронту розчинника до фронту розчиненої речовини

б) відношення фронту розчиненої речовини до фронту розчинника

в) сума фронту розчинника та фронту розчиненої речовини

Відповідь: 9.1. – б, 9.2. – б.

10. Алгоритм лабораторної роботи:

10.1. Хроматографія амінокислот на папері.

10.2. Кругова хроматографія на папері.

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Хроматографія амінокислот на папері.

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

11.2. 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 , $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$. Папір помістити в чашку Петрі з водою так, щоб занурити тільки кінець гноту, і накрити другою чашкою. Через 10 – 15 хвилин папір вийняти і обробити розчином $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Написати рівняння реакцій. Розташувати катіони металів в ряд за збільшенням адсорбції.

Тема: КОЛОЇДНІ РОЗЧИНИ, ОДЕРЖАННЯ, ОЧИЩЕННЯ ТА ВЛАСТИВОСТІ.

1. Актуальність теми: вчення про дисперсні системи складає основу теорії про біологічні структури, про виникнення та розвиток життя. Тому вивчення властивостей, одержання та очищення 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 рідин, лікарських препаратів;
- ✓ вміти писати будову міцели.

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. Мороз А.С., с. 603 – 646.
- 4.3. Медична хімія. За ред. проф. В.О. Калібабчук «Медицина» ст. 208 – 230.
- 4.4. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, ст. 146 – 157
- 4.5. Садовничая Л.П. , Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с.187-219.
- 4.6. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 132-135, 175-178.
- 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?
- 5.2. Методи одержання колоїдних розчинів.
- 5.3. Очищення колоїдних розчинів. Штучна нирка.
- 5.4. Будова міцели. Правило Панета-Фаянса.

- 5.5. Подвійний електричний шар. Електрокінетичний потенціал (дзета-потенціал) колоїдної частки, його величина.
 5.6. Колоїдні розчини в медицині.

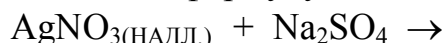
6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

- 6.1. Класифікація дисперсних систем за розміром частинок, агрегатним станом та міжфазною взаємодією.
 6.2. Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем (броунівський рух, дифузія в золях, осмотичний тиск).
 6.3. Оптичні властивості колоїдних систем. Ефект Тиндаля.
 6.4. Електрокінетичні явища в колоїдних системах. Електрофорез. Застосування електрофорезу в дослідницькій та клініко-лабораторній практиці.

7. Еталони рішення задач:

7.1. Будова міцели.

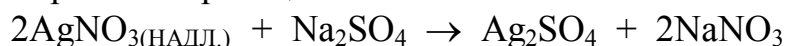
Написати формулу міцели золю, добутого за реакцією:



Вкажіть всі частки міцели.

Рішення.

Записуємо рівняння реакції:



Добули золь срібла (I) сульфату. Так як розчин AgNO_3 взятий в надлишку, то потенціалвизначаючим іоном за правилом Панета-Фаянса будуть іони Ag^+ протиіони. Гранула буде мати позитивний заряд.

потенціалвизначаючий іон

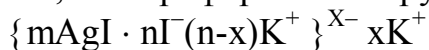


7.2. Електрокінетичні властивості частинок золя.

Золь AgI добуто в результаті додавання 20 мл 0,0002 М розчину KI до 10 мл 0,00013 М розчину AgNO_3 . Який заряд частинок золю? Напишіть будову міцели. Як будуть рухатися частинки в електричному полі?

Рішення.

З умови задачі видно, що KI в надлишку, значить потенціалвизначаючими іонами будуть іони I^- . Заряд гранули від'ємний, отже, електрофоретичний рух направлений до аноду.



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:

- а) KI знаходиться у надлишку;
- б) $Pb(NO_3)_2$ знаходиться у надлишку;

Вказати складові міцели, заряд гранули та до якого електроду будуть рухатись колоїдні частинки під час електрофорезу.

9. Тестовий контроль (проводиться на занятті).

Наприклад:

9.1. За допомогою діалізу колоїдний розчин можна очистити від:

- а) грубодисперсних домішок;
- б) розчинених електролітів;
- в) розчинених ВМС

9.2. Золь $Al(OH)_3$ одержали зливанням рівних об'ємів 0,002 н. КОН та 0,0003 н. $AlCl_3$. Як заряджені частинки золю?

- а) негативно
- б) позитивно
- в) нейтрально

Відповідь:

9.1. – б, 9.2.- а.

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 $FeCl_3$. Відмітити колір розчину, написати будову міцели.

11.2. Одержання золю $Fe(OH)_3$ методом пептизації.

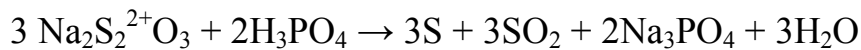
В пробірку внести 1 краплю насиченого розчину $FeCl_3$, додати 1краплю розчину NH_4OH та 2 мл води. Опишіть спостереження. Вміст пробірки розлити порівну у три пробірки. В першу додати розчин HCl до розчинення, у другу – насичений розчин $FeCl_3$ до розчинення, третю залишаємо для порівняння. Пояснити явища, які спостерігаються. Написати рівняння реакцій. Зробити висновки.

11.3. Одержання золю сульфуру методом заміни розчинника.

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

11.4. Одержання золю сульфуру за допомогою хімічної реакції.

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



Тема: КОАГУЛЯЦІЯ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ. КОЛОЇДНИЙ ЗАХИСТ.

1. Актуальність теми: Біологічні рідини живих організмів - кров, плазма, лімфа - являють собою колоїдні системи, в яких білки, холестерин, глікоген знаходяться в колоїдному стані, порушення останнього призводить до захворювань. Багато лікарських препаратів виготовляють у вигляді тонких суспензій.

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

3. Конкретні цілі, вміти:

- ✓ Мати уявлення про стійкість дисперсних систем
- ✓ Знати фактори, які впливають на стійкість та коагуляцію дисперсних систем
- ✓ Засвоїти методи одержання та властивості аерозолів, грубодисперсних систем, емульсій
- ✓ В процесі виконання лабораторної роботи оволодіти вмінням визначати поріг коагуляції і методи його визначення

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. Мороз А.С., с. 658 – 674.
- 4.3. Медична хімія. За ред. проф. В.О. Калібабчук «Медицина» ст. 230 – 253.
- 4.4. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, ст. 162 – 167.
- 4.5. Садовнича Л.П., Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с.222-230, 234-236.
- 4.6. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 179-194.
- 4.7 Граф логічної структури.

Додаткова:

- 4.8. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
4.9. 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, фактори стійкості.
5.2. Коагуляція. Фактори, що впливають на коагуляцію.
5.3. Механізм коагуляції, правило Шульце-Гарді.
5.4. Коагуляція електролітами та їх сумішами. Взаємна коагуляція.
5.5. Поріг коагуляції та методи його визначення.
5.6. Процеси коагуляції в процесі очищення питної води та стічних вод.

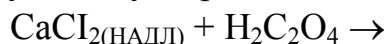
6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

- 6.1. Аерозолі: методи одержання, властивості, застосування в медицині. Токсична дія.
6.2. Суспензії: методи одержання, властивості.
6.3. Порошки, пасти.
6.4. Емульсії: методи одержання, властивості. Типи емульсій. Емульгатори. Застосування емульсій в клінічній практиці. Біологічна роль емульгування.
6.5. Напівколоїдні мила, детергенти. Міцелоутворення у розчинах напівколоїдів.

7. Еталони рішення задач:

7.1. Коагуляція золю електролітами.

В нирках під час всмоктуванні щавлевої кислоти з шлунково-кишкового тракту може утворитися золь.



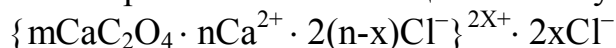
а) Який заряд золю?

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

Рішення.



Утворюється золь кальцій оксалату. Записуємо формулу міцели:



Якщо гранула має позитивний заряд, то згідно правила Шульце-Гарді коагулюючою дією для частинок золю будуть іони NO_3^- , PO_4^{3-} .

7.2. Визначення порогу коагуляції.

Поріг коагуляції золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ для електролітів KI та $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ відповідно дорівнюють: 10,0 та 0,095 ммоль/л золю. В скільки разів коагулююча здатність $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ більша, ніж у KI .

Рішення.

Коагулююча здатність електролітів є оберненою їх порогу коагуляції.

$$P = \frac{1}{C}$$

$$P_{KI} = \frac{1}{10} = 0,1$$

$$P_{K_2Cr_2O_7} = \frac{1}{0,195} = 5,1$$

$$P_{KI} : P_{K_2Cr_2O_7} = 0,1 : 5,1 = 1 : 51$$

Для золю $Fe(OH)_3$ коагулююча здатність $K_2Cr_2O_7$ більша, ніж для KI в 51 раз.

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

8.1. Пороги коагуляції золю електролітами виявились такими (мол ·екв/л):
 $C(NaNO_3) = 250,0$; $C(Mg(NO_3)_2) = 20$; $C(Fe(NO_3)_3) = 0,5$. Які іони електролітів є коагулюючими. Як заряджені частинки золю?

9. Тестовий контроль (проводиться на занятті) містить 9 тестових завдань з теоретичних питань.

Наприклад:

9.1. Швидкість якої коагуляції практично не залежить від концентрації електроліту?

а) прихованої б) швидкої в) повільної

9.2. Знайти поріг коагуляції золю AgI (в ммоль/л), якщо для коагуляції 15мл золю необхідно 0,8 мл 0,04 М розчину $MgCl_2$

а) 0,32 б) 3,02 в) 2,03

Відповідь: 9.1 –б; 9.2. – в.

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.

В три пробірки наливають:

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_2SO_4	1мл розчину $K_3[Fe(CN)_6]$

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.

В першу пробірку наливають 10мл 1М розчину $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, в інші шість пробірок по 9мл води. Потім з першої пробірки переносять 1мл розчину в другу і перемішують. З другої переносять 1мл розчину в третю, перемішують і далі переносять послідовно до останньої пробірки. Потім в усі пробірки додають по 2мл золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Спостерігають наявність коагуляції і вносять результати в таблицю знаками „+” або „-”.

Аналогічно проводять дослід з 1 М розчином NH_4Cl . Зробити висновки.

Електро- літ	Коагулюючий іон	Концентрація електроліту в пробірках, моль/л							Поріг коагу- ляції
		1	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	SO_4^{2-}								
$(\text{NH}_4)\text{Cl}$	Cl^-								

11.3. Добування емульсій.

В пробірку наливають 5 мл води , 5 крапель олії та сильно струшують. Утворилася емульсія, яка швидко розшаровується. Для стабілізації до емульсії додають 5 крапель розчину NaOH і знову сильно струшують. Описати спостереження та зробити висновки.

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 з білками являються джерелом спадкоємної інформації. Встановлено, що глікопротеїни обумовлюють групу крові і зв'язок з імунологічними властивостями крові.
- 2. Ціль загальна – уміти** оцінювати властивості полімерних матеріалів на основі хімічної природи і характеристик макромолекул.
- 3. Конкретні цілі, уміти:**
 - ✓ класифікувати ВМС за типом мономерних ланок, просторової структури, елементарному складу.
 - ✓ Прогнозувати на основі законів термодинаміки набухання і розчинення ВМС
 - ✓ Характеризувати стійкість розчинів біополімерів

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.

- 4.2. Мороз А.С., с. 676 - 728
- 4.3. Медична хімія. За ред. проф. В.О. Калібабчук «Медицина» ст. 257 – 278.
- 4.4. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, ст. 168 – 182.
- 4.5. Садовничая Л.П. , Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с 238-258.
- 4.6. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 196-199, 208-212, 214-217.
- 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.
- 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. Дифузія організації в драглях.

6. Питання самостійного позааудиторного вивчення:

- 6.1. Класифікація ВМС.
- 6.2. Висолювання розчинів ВМС, визначення, механізм, фактори, біологічне значення.
- 6.3. Тиксотропія, синерезис, коацервація, в'язкість розчинів ВМС, в'язкість крові.
- 6.4. Мембранна рівновага Доннана.
- 6.5. Фізико – хімічні характеристики слюни.

7. Еталони рішення завдань:

- 7.1. Як впливає рН на желатинування?

Рішення.

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

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

- 8.1. Описати первинну, вторинну та третинну структури біополімерів.

8.2. Біологічне значення зв'язаної води.

9. Тестовий контроль (виконується на занятті).

Наприклад.

9.1. Дія іонів на набухання ВМС зв'язана з:

а). гідратацією б). дисоціацією в). дегідратацією молекул ВМС

9.2. В ізоелектричній точці ступінь набухання:

а). найменший б). найбільший в). не змінюється

9.3. Ізоелектрична точка може бути виміряна за допомогою електрофорезу, оскільки в ІЕТ рухливість:

а). велика б). мала в). дорівнює нулю

Відповіді: 8.1. – в, 8.2. – а, 8.3. – в.

10. Алгоритм лабораторної роботи:

10.1. Визначення ізоелектричної точки желатину.

10.2. Набухання.

10.3. Вплив рН на набухання.

10.4. Вплив електролітів на набухання.

11. Методика проведення експерименту.

11.1. Визначення ізоелектричної точки желатину.

В чотири пробірки внести по 2мл ацетатного буферу із рН згідно із таблицею. Потім в кожену пробірку додати по 2мл 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. Набухання (демонстраційно).

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

11.3. Вплив рН на набухання.

В три пробірки вносять :

1 пробірка
сухий желатин
5 мл розчину HCl

2 пробірка
сухий желатин
5мл ацетатного буферу
із рН = 4,7

3 пробірка
сухий желатин
5мл розчину NaOH

Через 15 хвилин описати спостереження та зробити висновки.

11.4. Вплив електролітів на набування.

В три пробірки вносять :

1 пробірка	2 пробірка	3 пробірка
сухий желатин	сухий желатин	сухий желатин
5 мл розчину K_2SO_4	5 мл розчину KCl	5мл розчину $KSCN$

Через 15 хвилин описати спостереження та зробити висновки.

ПИТАННЯ ДО ЗМІСТОВНОГО МОДУЛЮ № 2

Змістовий модуль № 2

1. Перший закон термодинаміки. Внутрішня енергія. Ентальпія. Теплота ізобарного та ізохорного процесів.
2. Термохімія. Закон Гесса. Термохімічні перетворення. Стандартні теплоти утворення та згоряння речовин.
3. Другий закон термодинаміки. Ентропія. Енергія Гіббса.
4. Хімічна рівновага. Термодинамічні умови рівноваги. Прогнозування напрямлення самодовільних процесів. Екзергонічні та ендергонічні процеси, які відбуваються в організмі. Гетерогенні рівноваги в порожнині рота.
5. Константа хімічної рівноваги. Способи її вираження. Принцип Ле – Шательє. Прогнозування зміщення хімічної рівноваги.
6. Швидкість хімічних реакцій. Закон діючих мас для швидкості хімічних реакцій. Константа швидкості реакції.
7. Реакції прості та складні (послідовні, паралельні, супряжені, оборотні, ланцюгові). Фотохімічні реакції та їх роль в життєдіяльності.
8. Порядок реакції. Реакції нульового, 1-го та 2-го порядку. Період напівперетворення.
9. Залежність швидкості реакції від температури. Температурний коефіцієнт. Правило Вант – Гоффа. Особливості температурного коефіцієнту швидкості реакції для біохімічних процесів.
10. Рівняння Арреніуса. Енергія активації. Поняття про теорію активних зіткнень та про теорію перехідного стану.
11. Гомогенний та гетерогенний катализ. Особливості дії катализатору. Механізм каталізу та його роль в процесах метаболізму.
12. Ферменти як катализатори біохімічних реакцій. Залежність ферментативної дії від концентрації ферменту та субстрату, температури та реакції середовища.
13. Макроергічні сполуки. АТФ як універсальне джерело енергії для біохімічних реакцій. Характеристика макроергічних зв'язків.
14. Реакції осадження та розчинення. Добуток розчинності. Умови випадання та розчинення осадів. Роль гетерогенної рівноваги за участю солей в загальному гомеостазі організму.
15. Електродні потенціали та механізм їх виникнення. Рівняння Нернста. Нормальний (стандартний) електродний потенціал. Електроди визначення та порівняння. Іоноселективні електроди, їх використання для вимірювання концентрації іонів H^+ , K^+ , Na^+ , Ca^{2+} в біологічних рідинах.
16. Окисно – відновні електродні потенціали (редокс – потенціали). Механізм їх виникнення, біологічне значення. Рівняння Петерса.
17. Окисно – відновні реакції в організмі. Прогнозування їх напрямлення за стандартними значеннями енергії Гіббса та за величинами окисно – відновних потенціалів.
18. Окисно – відновне титрування (оксидиметрія). Методи перманганатометрії та йодометрії.

30. Молекулярно – кінетичні властивості колоїдних систем (броунівський рух, дифузія, осмотичний тиск). Оптичні властивості колоїдних систем. Ультрамiкроскопія.
31. Будова колоїдних частинок (міцели). Електрокінетичний потенціал. Електрофорез, його використання в медицині та медико – біологічних дослідженнях. Рівняння Гельмгольца – Смолуховського.
32. Кінетична та агрегативна стійкість ліозолей. Фактори стійкості. Механізм коагулюючої дії електролітів. Поріг коагуляції, його визначення. Правило Шульце – Гарді. Процеси коагуляції під час очищення питної води та стічних вод. Колоїдний захист, його біологічна роль. Фізико – хімічна характеристика слини.
33. Грубодисперсні системи (аерозолі, суспензії, емульсії. Одержання та властивості. Медичне застосування. Напівколоїди.

Типи задач

1. Розрахунок енергії Гібсса.
2. Термохімічні розрахунки.
3. Розрахунок швидкості хімічної реакції.
4. Розрахунок константи рівноваги та зміщення рівноваги.
5. Розрахунки за добутком розчинності.
6. Розрахунок редокс – потенціалів.
7. Розрахунки за величиною R_f .
8. Будова міцели. Поріг коагуляції.