

**ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ.  
ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ  
ТА МЕХАНІЗМИ ЇХ ВИНИКНЕННЯ.  
РОЛЬ ЕЛЕКТРОХІМІЧНИХ ЯВИЩ  
У БІОЛОГІЧНИХ ПРОЦЕСАХ. ПОТЕНЦІОМЕТРІЯ**

*Методичні вказівки  
для самостійної аудиторної та індивідуальної роботи  
здобувачів освіти I курсу  
за спеціальностями «Медицина» та «Педіатрія»*

**Видання II, перероблене та доповнене**

**МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ**  
**Харківський національний медичний університет**

**ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ.  
ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ  
ТА МЕХАНІЗМИ ЇХ ВИНИКНЕННЯ.  
РОЛЬ ЕЛЕКТРОХІМІЧНИХ ЯВИЩ  
У БІОЛОГІЧНИХ ПРОЦЕСАХ. ПОТЕНЦІОМЕТРІЯ**

*Методичні вказівки  
для самостійної аудиторної та індивідуальної роботи  
здобувачів освіти I курсу  
за спеціальностями «Медицина» та «Педіатрія»*

**Видання II, перероблене та доповнене**

Затверджено  
Вченою радою ХНМУ.  
Протокол № 9 від 29.05.2025.

**ХНМУ  
Харків  
2025**

Окисно-відновні реакції. Електродні потенціали та механізми їх виникнення. Роль електрохімічних явищ у біологічних процесах. Потенціометрія : метод. вказ. для здобувачів освіти I курсу за спеціальностями «Медицина» та «Педіатрія». / упоряд. Г. О. Сирова, С. М. Козуб, О. В. Присяжний та ін. Вид. II, перероб. та доп. Харків : ХНМУ, 2025. 24 с.

Упорядники            Г. О. Сирова  
                                 С. М. Козуб  
                                 О. В. Присяжний  
                                 Л. В. Лук'янова  
                                 Н. М. Чаленко  
                                 О. В. Савельєва

## 1. Кількість годин – 4.

## 2. Матеріальне та методичне забезпечення теми.

### 2.1. Калькулятор.

### 2.2. Таблиці:

1. ОВР. Іонно-електронний метод: лужне середовище.
2. ОВР. Іонно-електронний метод: кисле середовище.
3. ОВР. Іонно-електронний метод: нейтральне середовище.
4. Окисно-відновні властивості пероксиду водню.
5. Направлення окисно-відновного процесу.
6. ОВР у біологічних системах.
7. Рівняння Нернста для розрахунків електродних потенціалів.
8. Схема гальванічного елемента (елемент Якобі-Даніеля).
9. Стандартні електродні потенціали.
10. Стандартні редокс-потенціали.
11. Електрохімічні ланцюги.
12. Схеми індикаторних електродів та електродів порівняння.
13. рН-метри.

2.3. Обладнання та реактиви для проведення лабораторних робіт: рН-метри, лабораторний посуд, розчин  $\text{HNO}_3$ , розчин  $\text{NaOH}$ , кристалічний йод, водопровідна вода, індикаторний електрод (скляний), електрод порівняння (хлорсрібний).

2.4. Мультимедійне забезпечення (презентація, відеолекція, навчальний фільм – алгоритми виконання дослідів лабораторної роботи).

### 2.5. Навчально-методична література:

1. Медична хімія : підручник / В. О. Калібабчук, І. С. Чекман, Г. О. Сирова, В. І. Галинська та ін. ; за ред. В. О. Калібабчук. 4-те вид., випр. Київ : ВСВ «Медицина», 2019. 336 с.

2. Медична хімія: навч. посіб. / Г.О. Сирова, В.М. Петюніна та ін. ; за ред. Г. О. Сирової. Харків : Екограф, 2015. 202 с.

3. Медична хімія : навч. посіб. / І. В. Завгородній, Г. О. Сирова, Н. М. Ткачук та ін. ; за ред. І. В. Завгороднього та Г. О. Сирової. Харків : Екограф, 2010. 268 с.

4. Робочий зошит з медичної хімії для самостійної роботи студентів 1-го курсу мед. та стомат. фак-тів / упоряд. Г. О. Сирова, В. М. Петюніна, В. О. Макаров та ін. Харків : ХНМУ, 2017. 68 с.

5. Відеолекція (<https://distance.knmu.edu.ua/mod/resource/view.php?id=33320>)

**3. Обґрунтування теми.** Окисно-відновні реакції відіграють значну роль у процесі життєдіяльності людини, у природі та техніці: процеси дихання та обміну речовин, гниття та бродіння, горіння палива, процеси корозії металів, електроліз, металургія, одержання неорганічних та органічних речовин, перетворення хімічної енергії в електричну тощо.

Процеси окиснення-відновлення – це джерело енергії в ланцюзі дихання, завдяки чому організм отримує майже 99 % усієї енергії. Вони лежать в основі синтезу життєво необхідних органічних сполук – незамінних амінокислот, вуглеводів, жирних кислот, гормонів.

Значний внесок у розвиток теорії процесів окиснення-відновлення зробив французький хімік Л. Лавуазьє, встановивши склад повітря. Він уперше пояснив процеси горіння і дихання організмів взаємодією речовин з киснем.

Сучасна теорія окисно-відновних реакцій ґрунтується на електронних уявленнях. Її розробляли такі вчені, як Л. Писаржевський, М. Шілов, С. Даїн, Я. Михайленко та ін. Вони сформулювали теорію, за якою окисно-відновними реакціями вважають процеси, пов'язані з перенесенням електронів від одних атомів до інших.

Біологічні рідини і тканини містять у своєму складі певну кількість електролітів, внаслідок чого вони мають високу електропровідність. Електрична провідність тканин людського організму має велике фізіологічне значення і її вимірювання широко застосовують у медицині. Електрична провідність біологічних об'єктів неоднакова. Найбільшу електричну провідність мають спинномозкова рідина, лімфа, жовч, кров; добре проводять струм м'язи, підшкірна клітковина, сіра речовина головного мозку. Значно нижчою є електрична провідність легенів, серця, печінки, і найменша вона у жировій, нервовій та кістковій тканин.

Цитоплазма клітин і міжклітинна рідина мають високу електричну провідність через наявність у них великої кількості іонів. Мембрани, або оболонки клітин, відрізняються відносно малою електричною провідністю, бо вони побудовані з ліпідів та білків. Внаслідок цього тканини проводять постійний та змінний електричний струм низької частоти виключно по міжклітинних проміжках, але проходженню змінного струму високої частоти оболонки клітин не перешкоджають. При руйнуванні клітинних мембран різниця у величині електричної провідності тканин для постійного та змінного струмів зникає.

Вивчення електричних властивостей клітин та тканин має велике значення для розуміння їх структури та фізико-хімічних властивостей. Електроліти приймають участь у процесах підтримування кислотно-основного стану, нормалізації водно-сольового обміну і осмотичного тиску. Вивчення електролітичних порушень і їх своєчасна корекція є важливим фактором для ефективного лікування захворювань. Електрохімічні процеси широко використовуються у медичній практиці та медико-біологічних дослідженнях. Потенціометричний метод визначення рН застосовується у медицині, біології, біохімії, що дозволяє визначити рН біологічних рідин і тканин без змін їх складу і властивостей. Дані зміни величин біопотенціалів залежать від фізіологічного стану клітин і органів, тому використовуються в методах *електрографії* та *енцефалографії*.

На підставі вимірювання електричного опору крові визначають кровонаповнення органів і судин. Оскільки кров порівняно з іншими клітинними рідинами має меншу електричну провідність, опір серця і судин при їх наповненні кров'ю збільшується. Метод реєстрації кровонаповнення органів на основі вимірювання електричного опору називають *реографією*. Вона дає можливість дослідити кровообіг у печінці, нирках, серці, магістральних та дрібних судинах у нормі та за наявності патології.

Метод дослідження мозкового кровообігу, який базується на реєстрації пульсових коливань електричного опору мозку під час проходження крізь нього струму високої частоти, але малого за силою та напругою, називають *реоенцефалографією*. Ним визначають стан гемодинаміки та пульсове кровонаповнення окремих ділянок мозку, судин та венозний кровообіг.

#### 4. Мета заняття.

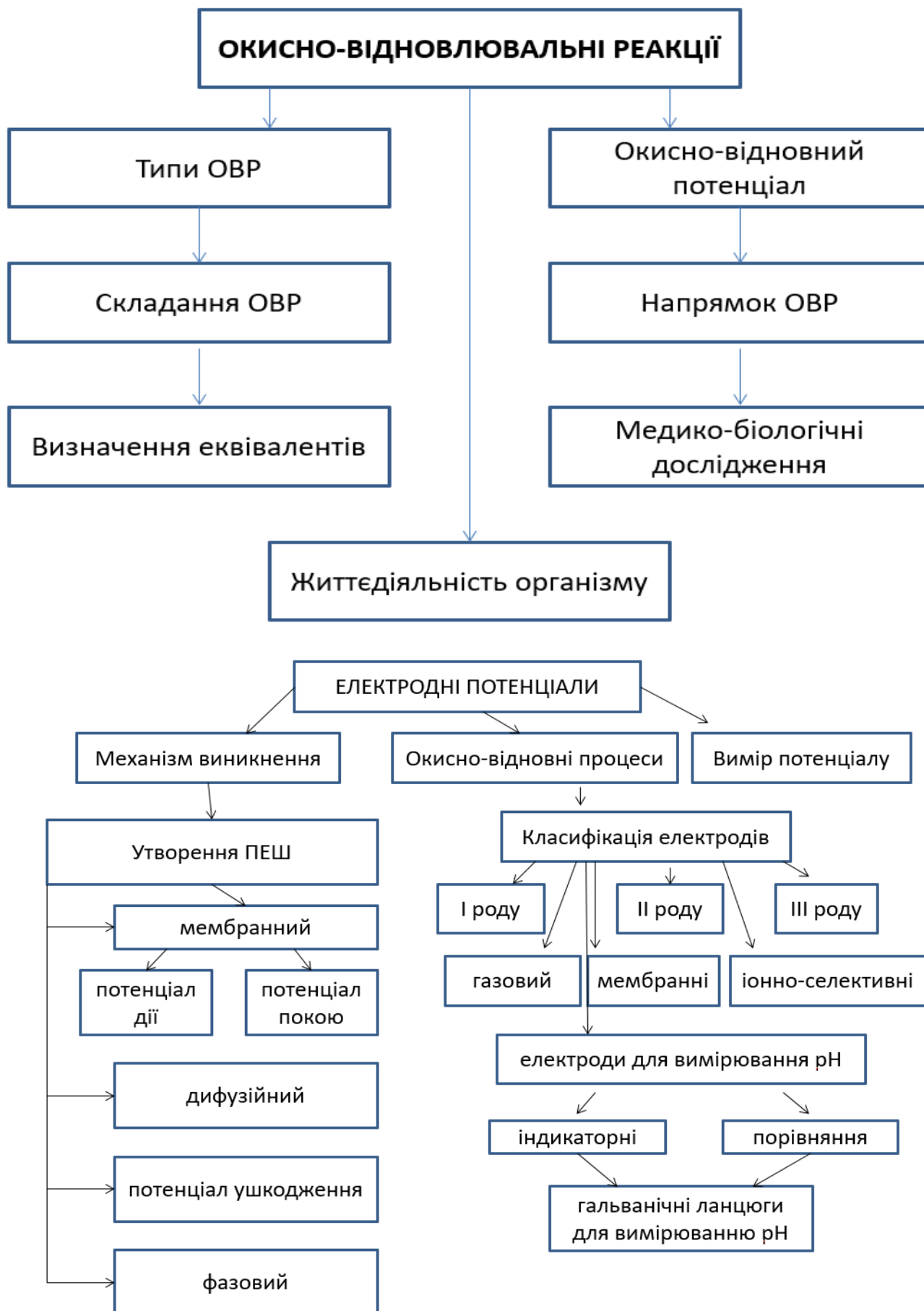
**Загальна:** з'ясувати роль окисно-відновних процесів в життєдіяльності організму, а також їх застосування в медико-біологічних дослідженнях; розрахувати потенціали електродів, скласти схеми електродів і гальванічних елементів.

**Конкретна:** вміти складати ОВР і підбирати коефіцієнти за допомогою іонно-електронного методу (метод напівреакцій), визначати еквівалент, фактор еквівалентності і молярну масу еквіваленту окисника і відновника в ОВР, пояснювати механізм утворення електродних потенціалів, аналізувати принципи методу потенціометрії та робити висновки щодо його використання в медико-біологічних дослідженнях, вимірювати окисно-відновні потенціали та прогнозувати напрямок окисно-відновних реакцій.

**А. Знати:** що таке окисно-відновна реакція, поняття окисник-відновник та окиснення-відновлення; роль окисно-відновних процесів в організмі; застосування ОВР в медико-біологічних дослідженнях; правила визначення ступеня окиснення елементів у сполуках; зміну ступеня окиснення під час реакції; правила складання рівнянь для ОВР; розділення реакцій на порівняння окиснення та відновлення; метод електронного балансу; іонно-електронний метод; метод напівреакцій; електродний потенціал та механізм його виникнення; класифікацію, типи та схеми електродів та їх застосування в медицині; гальванічні елементи: їх типи, які реакції відбуваються на катоді і аноді та застосування в медицині; ланцюги для виміру рН; розуміння сутності дифузійних, мембранних та біопотенціалів, умов їх виникнення.

**Б. Вміти:** складати рівняння ОВР іонно-електронним методом, розраховувати еквівалент, фактор еквівалентності, молярну масу еквівалента окисника та відновника в ОВР; складати рівняння окисно-відновних реакцій методом електронного балансу та методом напівреакцій; визначати напрямок ОВР за значеннями стандартних окисно-відновних потенціалів; трактувати поняття "електрод", "електродні потенціали", "гальванічний елемент"; класифікувати електроди, вибрати ті з них, за допомогою яких можна визначати рН розчину, розраховувати електродний потенціал для будь-якого типу електродів за допомогою рівняння Нернста та записувати їх схему; записувати схему гальванічного ланцюга (за правилом «правого плюса»); пояснювати, які процеси лежать в основі виникнення біопотенціалів, та різницю між потенціалом спокою та потенціалом дії.

5. Граф логічної структури теми.



## 6. Орієнтована карта роботи здобувачів освіти.

№ з/п	Етапи	Час, хв	Навчальні й наочні засоби	Місце проведення
1	Мотиваційна характеристика та план теми. Відповіді на питання здобувачів освіти	25	Навчальний посібник (робочий зошит)	Навчальна кімната
2	Вхідний контроль	20	Тести вхідного контролю	
3	Самостійна робота здобувачів освіти з методичною літературою, рішення навчальних завдань	60	Методичні вказівки, тексти лекцій, навчальний посібник для самостійної роботи, довідкові дані, таблиці, калькулятор	
4	Виконання лабораторної роботи	35	Методичні вказівки, тексти лекцій, навчальний посібник для самостійної роботи, довідкові дані, таблиці, калькулятор	
5	Вихідний контроль знань	25	Тести вихідного контролю, картки із ситуаційними завданнями, калькулятор	
6	Аналіз і підбиття підсумків заняття	10		
7	Домашнє завдання	5		

## 7. Завдання для самостійної роботи.

### Перелік питань, що підлягають вивченню:

1. Окисно-відновні реакції (ОВР), ступінь окиснення, віддача електронів (окиснення), приєднання електронів (відновлення).
2. Типи ОВР.
3. Електронно-іонний метод – як метод складання напівреакцій для різних середовищ.
4. Роль ОВР у процесах життєдіяльності.
5. Застосування ОВР у медико-біологічних дослідженнях.
6. Електродний потенціал та механізм його виникнення.
7. Рівняння Нернста.
8. Стандартні електродні потенціали металів.
9. Класифікація електродів.
10. Нормальний (стандартний) електродний потенціал.
11. Нормальний водневий електрод.
12. Вимірювання електродних потенціалів.
13. Електроди визначення та електроди порівняння.
14. Електроди: водневий, хлорсрібний, сурм'яний, окисно-відновні, хінгідронний, мембранні (скляний електрод), іонселективні.
15. Гальванічні елементи (хімічні, концентраційні, окисно-відновні), їх схеми, правило «правого плюса», застосування в медицині.
16. ЕРС (електрорушійна сила), її розрахунок.
17. Потенціометрія.
18. Електроди та ланцюги для виміру рН (індикаторні електроди та електроди порівняння).

19. Дифузійний та мембранний потенціали.

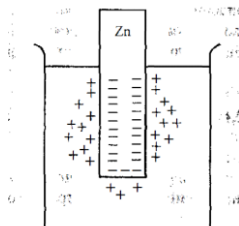
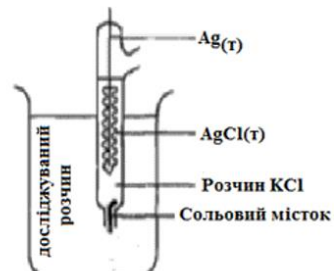
20. Біопотенціали. Потенціал спокою. Потенціал дії. Період деполяризації. Фаза реполяризації. Фазові потенціали.

21. Застосування біопотенціалів в медицині: електрокардіографія, електроенцефалографія та електроміографія.

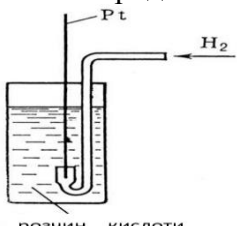
### Перелік робіт, що підлягають вивченню:

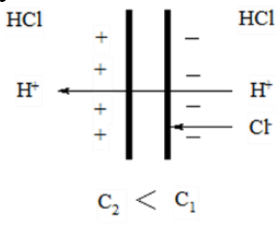
Термін	Визначення, формули, показники
Окисно-відновні реакції (ОВР)	Реакції, які відбуваються зі зміною ступеня окиснення атомів, що входять до складу молекул реагуючих речовин, наприклад, $\overset{+2}{3}\text{CuO} + \overset{-3}{2}\text{NH}_3 = \overset{0}{3}\text{Cu} + \overset{0}{\text{N}_2} + \overset{-1}{3}\text{H}_2\text{O}$
Ступінь окиснення	Атоми у сполуках можуть мати як позитивний, так і негативний ступінь окиснення. <i>Позитивний ступінь окиснення</i> визначається кількістю електронів, які формально "відійшли" від заданого атома. <i>Негативний ступінь окиснення</i> дорівнює кількості електронів, котрі формально "придбав" заданий атом. Ступені окиснення позначають арабськими цифрами зі знаком "плюс" або "мінус" перед цифрою і розміщують над символом елемента, наприклад, $\overset{+2}{\text{Mn}}, \overset{+7}{\text{Mn}}, \overset{+3}{\text{Fe}}, \overset{+5}{\text{P}}, \overset{-3}{\text{N}}, \overset{-1}{\text{Cl}}$ Ступені окиснення часто позначають римськими цифрами в дужках після символу елемента або після їх назви, наприклад, Cu (I), Mn (II), манган (VII), фосфор (V) тощо. Заряди іонів, на відміну від ступеня окиснення, позначають арабськими цифрами зі знаком "плюс" або "мінус" після цифри, які розміщують у правому верхньому куті після символів, наприклад, K <sup>+</sup> , Ca <sup>2+</sup> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , Cl <sup>-</sup> тощо
Окиснення	Процес віддачі електронів атомом: $\text{Na}^0 - 1e \rightarrow \text{Na}^{+1}$
Атом окиснюється	Якщо його ступінь окиснення підвищується (віддача електронів)
Окисник	Сполука, яка містить даний елемент у найвищому ступені окиснення, наприклад, у сполуках NH <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> фосфор має такі ступені окиснення: $\text{N}^{-3}\text{H}_3, \text{H}_3\text{P}^{+3}\text{O}_3, \text{H}_3\text{P}^{+5}\text{O}_4$ , таким чином, H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> – окисник.
Відновлення	Процес приєднання електронів атомом: $\text{Mn}^{+7} + 1e \rightarrow \text{Mn}^{+6}$
Атом відновлюється	Якщо його ступінь окиснення знижується (приєднання електронів)
Відновник	Сполука з найнижчим ступенем окиснення елемента, наприклад, у сполуках NH <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> фосфор має такі ступені окиснення: $\text{N}^{-3}\text{H}_3, \text{H}_3\text{P}^{+3}\text{O}_3, \text{H}_3\text{P}^{+5}\text{O}_4$ , таким чином, NH <sub>3</sub> – відновник
Молярна маса еквівалента окисника	Визначається як маса одного моля окисника, поділена на число електронів, що він приєднав в ОВР, наприклад, $M = \left(\frac{1}{z} KMnO_4\right) = \frac{M(KMnO_4)}{5} = \frac{158}{5} = 31,6 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$ (у кислому середовищі)
Молярна маса еквівалента відновника	Дорівнює масі одного моля відновника, поділений на число електронів, які він віддав, наприклад, $M = \left(\frac{1}{z} K_2SO_3\right) = \frac{M(K_2SO_3)}{2} = \frac{158}{2} = 79 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$

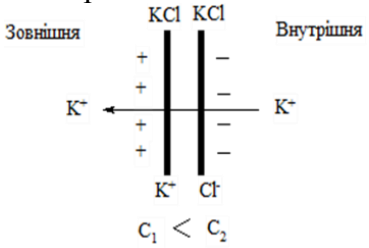
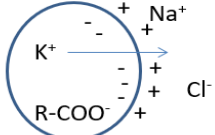
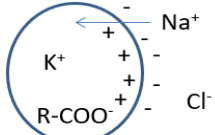
Термін	Визначення, формули, показники
<p><i>Типи ОВР:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Внутрішньомолекулярні реакції окиснення-відновлення</li> </ul>	<p>Реакції, в яких окисник і відновник входять до складу однієї сполуки, наприклад:  <math>2\text{NaNO}_3 = \text{NaNO}_2 + \text{O}_2</math>,  де <math>\text{N}^{+5} + 2\text{e} \rightarrow \text{N}^{+3}</math> нітроген є окисником;  <math>2\text{O}^{-2} - 4\text{e} \rightarrow \text{O}_2^0</math> кисень є відновником</p>
<ul style="list-style-type: none"> <li>Міжмолекулярні реакції</li> </ul>	<p>Відновлення супроводжуються зміною ступеня окиснення атомів у різних молекулах. В таких реакціях окисник і відновник входять до складу різних речовин, що є учасниками окисно-відновного процесу, наприклад:  <math>\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 = \text{S} + 2\text{HCl}</math>,  де <math>\text{H}_2\text{S}</math> – відновник;  <math>\text{Cl}_2</math> – окисник</p>
<ul style="list-style-type: none"> <li>Реакції диспропорціонування (самоокиснення – самовідновлення)</li> </ul>	<p>Властиві речовинам, що містять атоми елементів у проміжних ступенях окиснення. У цих реакціях атоми того самого елемента у складі однієї молекули виступають як у ролі окисника, так і в ролі відновника, наприклад:  <math>\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}</math></p>
Електронний метод	Метод електронного балансу – складають рівняння внутрішньомолекулярних реакцій і реакцій диспропорціонування
Електронно-іонний метод	Метод напівреакцій, який застосовують для складання рівнянь міжмолекулярних реакцій, що протікають у розчинах. Метод заснований на складанні напівреакцій для процесів окиснення та відновлення з наступним підсумовуванням їх у загальне рівняння
Електроліти	Речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм
Електрична провідність	Здатність речовини проводити електричний струм. Електрична провідність $L$ – це величина, обернена до опору $R$ провідника струму: $L = \frac{1}{R}$ , має розмірність См (сименс) або $\text{Om}^{-1}$
Слабкі електроліти	Це такі електроліти, які у водних розчинах дисоціюють на іони не повністю, їх записують у молекулярному виді, наприклад, $\text{H}_2\text{S}$ , $\text{HCN}$ , $\text{H}_2\text{CO}_3$ , $\text{H}_3\text{BO}_3$ , $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , органічні кислоти, $\text{H}_2\text{O}$ , $\text{NH}_4\text{OH}$ , малорозчинні основи, солі тощо.
Сильні електроліти	Дисоціюють в розчині практично повністю. Це речовини з іонним і сильно полярним ковалентним зв'язком, наприклад, всі розчинні солі, $\text{H}_2\text{SO}_4$ , $\text{HCl}$ , $\text{HI}$ , $\text{HNO}_3$ , $\text{HMnO}_4$ , $\text{HClO}_4$ , $\text{NaOH}$ , $\text{KOH}$ тощо
Електрорушійна сила (ЕРС)	Різниця редокс-потенціалів окисника та відновника. $\text{ЕРС} = e_{\text{окис}} - e_{\text{відн}}$ , якщо $\text{ЕРС} > 0$ , реакція протікає, при $\text{ЕРС} < 0$ реакція не протікає
Нормальний окисно-відновний потенціал ( $e^0$ )	Кількісна міра системи окисників та відновників, що відноситься до двох станів елемента. У парі того самого елемента більший ступінь окиснення визначає окисну форму, менший ступінь окиснення – відновну форму.
Сольватація	Лат. <i>solvo</i> – розчиняю – електростатична взаємодія між частинками (іонами, молекулами) розчиненої речовини і розчинника

Термін	Визначення, формули, показники
<p>Подвійний електричний шар (ПЕШ)</p>  <p>Схема виникнення ПЕШ</p>	<p>Утворюється на межі між металевою поверхнею та розчином. Формування ПЕШ: коли металеву пластинку занурюють у чисту воду, іони, що містяться у вузлах кристалічної решітки металу, гідратуються полярними молекулами води. В результаті цього процесу іони відокремлюються від поверхні металу та переходять у розчин. На металевій пластинці залишається надлишок електронів, що надає її поверхні негативного заряду. Позитивно заряджені гідратовані іони, які перейшли у розчин, під дією електростатичного притягання залишаються біля поверхні металевої пластинки і утворюють зовнішній шар</p>
<p>Абсолютний електродний потенціал</p>	<p>Виникає біля самої поверхні металу при утворенні подвійного електричного шару на границі метал – розчин</p>
<p>Стандартний електродний потенціал</p>	<p>Потенціал, що виникає на межі метал – розчин при активності потенціал визначальних іонів в розчині 1 моль/л і температурі 298 К</p>
<p>Електрод</p>	<p>Система, у якій метал контактує з розчином електроліту, що характеризується виникненням подвійного електричного шару (ПЕШ) з деяким потенціалом <math>e</math></p>
<p>Електродний потенціал</p>	<p>Рівноважний стан різниці потенціалів на межі поділу фаз метал – розчин. Величина електродного потенціалу залежить від температури, природи металу, активності його іону у розчині та природи розчинника; розраховується за рівнянням Нернста</p>
<p>Рівняння Нернста</p>	$e = e^0 \pm \frac{2,3RT}{nF} \ln \alpha_{\text{іона}}$ <p>де <math>R</math> – універсальна газова стала, <math>R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}</math>;  <math>F</math> – стала Фарадея, <math>F = 9,65 \cdot 10^4 \frac{\text{Кл}}{\text{моль}}</math>;  <math>T</math> – абсолютна температура, <math>T = 298 \text{ К}</math>.  Після перетворення:</p> $e = e^0 + \frac{0,059}{n} \lg \alpha_{\text{катіона}} \quad e = e^0 - \frac{0,059}{n} \lg \alpha_{\text{аніона}}$
<p>Електроди I роду</p>	<p>Потенціал таких електродів визначається концентрацією аніону або катіону. Це металеві електроди: платівка металу занурена у розчин власної солі, наприклад, <math>\text{Zn}^{2+}   \text{Zn}</math></p>
<p>Електроди II роду</p> 	<p>Метал, покритий важко розчинною сіллю цього металу та занурений у розчин солі з однойменним аніоном</p>
<p>Каломельний електрод</p>	<p>Електрод II роду, схема <math>\text{Hg}, \text{Hg}_2\text{Cl}_2   \text{KCl} (\text{нас.})</math>. Електродний потенціал каломельного електрода залежить від концентрації іонів хлору у розчині. Відноситься до електродів порівняння: <math>e_{\text{кал}} = 0,248 \text{ В}</math>.</p> $e_{\text{кал}} = e^0_{\text{кал}} - \frac{0,059}{n} \lg [\text{Cl}^-]$

Термін	Визначення, формули, показники
Хлорсрібний електрод	Електрод II роду, схема Ag, AgCl KCl (нас.). Електродний потенціал хлорсрібного електрода залежить від концентрації іонів хлору у розчині. Відноситься до електродів порівняння: $e_{\text{кал}} = 0,222 \text{ В.} \quad e_{\text{х.с.}} = e_{\text{х.с.}}^0 - \frac{0,059}{n} \lg [Cl^-]$
Індикаторні електроди	Електроди, які реагують на зміну в розчині активності визначуваного іону титранту. Величину потенціалу визначають відносно будь-якого електрода, який не поляризується і потенціал якого не змінюється під час титрування. До індикаторних електродів відносять водневий, хінгідронний, сурм'яний і скляний електроди: 1) Pt(H <sub>2</sub> ) H <sup>+</sup> , $e = -0,059\text{pH}$ ; 2) Pt H <sup>+</sup> <sub>х.г.</sub> , $e = 0,7 - 0,059\text{pH}$ ; 3) Sb, Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub>  H <sup>+</sup> , $e = e^{0'} - 0,059\text{pH}$ ; 4) ск. ел. H <sup>+</sup> , $e = e^{0'}_{\text{ск.}} - 0,059\text{pH}$
Електроди порівняння або стандартний електрод	Електроди, що служать тільки для визначення потенціалу індикаторного електрода. Вони мають сталі значення електродних потенціалів. До них відносять: каломельний ( $e_{\text{кал}} = 0,248 \text{ В}$ ) та хлорсрібний ( $e_{\text{кал}} = 0,222 \text{ В}$ ) електроди
Сурм'яний електрод	Металооксидний, схема Sb, Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub>  H <sup>+</sup> . Електродний потенціал сурм'яного електрода залежить від концентрації іонів гідрогену у розчині, відноситься до індикаторних електродів. $e_{\text{Sb/Sb}_2\text{O}_3} = e^0 + 0,059 \times \lg \alpha_{\text{H}} = e^0 - 0,059\text{pH} - \log C(\text{H}^+) = \text{pH}$
Електроди III роду:	Металічні пластинки, покриті важкорозчинною сполукою металу. До них відносять окисно-відновні електроди та хінгідронний електрод
Окисно-відновні електроди (редокс-електроди)	Електроди, що складаються з інертного металу (як правило, це платина або золото), занурені у розчин, який містить окиснену й відновлену форми тієї ж самої речовини. Схема Pt   $\frac{\text{ox}}{\text{red}}$ Потенціал розраховується за рівнянням Нернста-Петерса: $e_{\text{ox/red}} = e^0_{\text{ox/red}} + \frac{0,059}{n} \lg \left[ \frac{\alpha_{\text{ox}}}{\alpha_{\text{red}}} \right]$
Хінгідронний електрод	Складний окисно-відновний електрод. Схема Pt   H <sup>+</sup> <sub>х.г.</sub> Електродний потенціал розраховується за формулою: $e_{\text{хг}} = e^0_{\text{хг}} + \log C(\text{H}^+) = e^0_{\text{хг}} - 0,059\text{pH}$ $e^0_{\text{хг}} = 0,7 \text{ В,} \quad e_{\text{хг}} = 0,7 - 0,059\text{pH}$
Мембранний потенціал	Виникає унаслідок різниці концентрацій іонів на двох сторонах напівпроникної мембрани, яка пропускає лише деякі типи іонів. Цей потенціал є результатом спроби системи досягти рівноваги шляхом дифузії іонів через мембрану. До таких електродів відносяться іоноселективні електроди (ІСЕ)
Іоноселективні електроди (ІСЕ)	Відносяться до електродів з мембранним потенціалом і залежно від електродного матеріалу бувають скляними, твердо- і рідинно-фазними та ін. Основою ІСЕ є напівпроникна мембрана, яка має селективну іонну провідність. Мембранний потенціал, що виникає, використовують для виміру активності іонів

Термін	Визначення, формули, показники
<p>Скляний електрод</p>  <p>Скляний електрод: 1 – срібна платівка, покрита хлоридом срібла; 2 – буферний розчин.</p>	<p>Належить до мембранних електродів, Потенціал залежить від концентрації (активності) іонів <math>H^+</math> у розчині. Схема: Скл.ел.<math> H^+</math>.</p> <p>Рівняння для розрахунку потенціалу скляного електрода:</p> $e_{скл} = e_{скл}^0 + 0,059 \cdot \lg \alpha_{H^+} = e^0 - 0,059pH$ <p>Скляні електроди мають ряд переваг при вимірюванні рН біологічних рідин: не чутливі до ОВР; не адсорбують білки; індиферентні до ПАР; дозволяють працювати у широкому інтервалі значень рН 1÷12; при зміні рН за допомогою скляного електрода в розчин не вводяться сторонні речовини, що особливо важливо при біохімічних дослідженнях, а також при дослідженні каламутних і забарвлених розчинів. Недоліком скляного електрода є крихкість і для отримання точних результатів потрібне його калібрування за буферними розчинами з відомими значеннями рН</p>
<p>Водневий електрод</p> 	<p>Відноситься до газових електродів та окисно-відновних. Може застосовуватися і як електрод порівняння, і як електрод визначення.</p> <p>Схема <math>Pt(H_2) H^+</math>.</p> <p>Потенціал водневого електроду залежить від концентрації іонів водню в розчині, тобто від рН, і дорівнює:</p> $e_{H^+/H_2} = 0,059 \cdot \log C_{H^+} = -0,059pH$
<p>Гальванічний (електрохімічний) елемент</p>  <p>Схема елемента Якобі-Данієля</p>	<p>Пристрій, в якому хімічна енергія окисно-відновного процесу перетворюється в електричну. Процеси окиснення та відновлення просторово розділені. Найпростіший електрохімічний елемент складається з двох напівелементів (електродів), сполучених між собою.</p> <p>В основі будь-якого електрохімічного елемента лежать ОВР, що протікають роздільно:</p> <p>на аноді – окиснення: <math>Zn^0 - 2e \rightarrow Zn^{2+}</math>, на катоді – відновлення: <math>Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu^0</math>.</p> <p>Елемент Якобі-Данієля складається з цинкового електрода [цинкова пластинка у розчині <math>ZnSO_4</math> (<math>Zn   ZnSO_4</math>)] і мідного електрода [мідна пластинка у розчині <math>CuSO_4</math> (<math>Cu   CuSO_4</math>)]</p>
<p>Хімічний гальванічний елемент</p>	<p>Величина хімічної енергії (<math>Q=230</math> кДж), яка перетворюється в електричну:</p> $Zn + CuSO_4 = Cu + ZnSO_4 + Q$
<p>Схема гальванічного ланцюга</p>	<p>Записується за правилом «правого плюса»: тобто праворуч завжди повинен бути записаний позитивний електрод (катод), а ліворуч – негативний електрод (анод). Електроди позначають символами хімічних елементів, межу поділу між електродом і розчином – вертикальною рискою, межу поділу між двома розчинами – двома вертикальними рисками:</p> $анод \rightarrow (-)Zn   ZnSO_4    CuSO_4   Cu(+) \leftarrow катод$
<p>Концентраційні гальванічні елементи, схема:</p> <p>(-) <math>Ag AgNO_3    AgNO_3 Ag</math> (+)  <math>C_1 = 0,001</math> моль/л <math>C_2 = 0,1</math> моль/л  анод катод</p>	<p>Елементи, в яких електрична енергія утворюється внаслідок вирівнювання різниці концентрацій розчинів. Особливість: складається з двох однакових електродів, занурених у розчин власних солей, але з різною молярною концентрацією електроліту. Електрод, занурений у розчин з більшою концентрацією, заряджається позитивно (катод), а електрод, занурений у розчин з меншою концентрацією, заряджається негативно (анод)</p>

Термін	Визначення, формули, показники
<p>Окисно-відновні гальванічні елементи, схема:  <math>(-) \text{Pt} \left  \frac{\text{Fe}^{3+}}{\text{Fe}^{2+}} \parallel \frac{\text{Cu}^{2+}}{\text{Cu}^+} \right  \text{Pt} (+)</math>  Катод: <math>\text{Cu}^{2+} + \bar{e} \leftrightarrow \text{Cu}^+</math>  Анод: <math>\text{Fe}^{2+} - \bar{e} \leftrightarrow \text{Fe}^{3+}</math></p>	<p>Складаються із двох редокс-електродів. Електродний потенціал таких елементів залежить від окисної та відновної форми як катода, так і анода. На катоді відбувається відновлення, на аноді – окиснення</p>
<p>ЕРС для гальванічних елементів</p>	<p>Дорівнює різниці двох електродних потенціалів:  <math>\text{ЕРС} = e_{\text{катод}} - e_{\text{анод}}</math>  ЕРС – завжди позитивна величина, оскільки вона відповідає процесу, що відбувається самочинно і характеризує позитивну роботу, тобто <math>\text{ЕРС} &gt; 0</math></p>
<p>Потенціометрія</p>	<p>Метод аналізу, заснований на вимірюванні електродних потенціалів і ЕРС гальванічних елементів. Потенціометричні методи аналізу мають ряд переваг порівняно з калориметричними: вони є більш точними – до 0,02–0,05 моль/л; це дозволяє досліджувати в невеликих кількостях спинномозкову рідину, біопсію ракових пухлин, а також біопсію нирки та ін. Ці переваги важливі для біологічних досліджень, не потребують значних витрат часу і можуть застосовуватися при дослідженнях самих різноманітних об'єктів – багатокомпонентних систем, каламутних і забарвлених розчинів, в'язких середовищ тощо. Даний метод є неруйнівним, тому його застосовують для вимірювання рН різних біологічних середовищ та органів, а також досліджують біохімічні, ферментні та фізіологічні процеси <i>in vitro</i>. Метод потенціометричного вимірювання рН також застосовують для постійного контролю кислотності під час хірургічних втручань, для діагностики деяких шкірних захворювань, а також при дослідженні нових лікарських препаратів. Наразі використовують електродні системи для моніторингу кислотності безпосередньо у травній системі людини. Для цього в шлунок пацієнта вводять капсулу, яка містить скляний та хлорсрібний мікроелектроди або їх комбінацію. Скляні електроди різних конструкцій дозволяють вимірювати рН біологічних рідин, тканин і окремих клітин. Крім того, важливим є визначення рН середовища у процесі виробництва лікарських препаратів. Наприклад, його величину необхідно контролювати у процесі виготовлення розчинів натрій цитрату, натрій сульфацилу, натрій бензоату, при виділенні норсульфазолу, морфіну, амідопіріну тощо</p>
<p>Зонд Лінара  Схема:  <math>\text{Sb}, \text{Sb}_2\text{O}_3   \text{H}^+    \text{KCl}   \text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{Hg}</math>  нас.</p>	<p>Застосовується у медицині для внутрішньошлункового визначення рН. Використовуючи цей зонд, можна визначити рН у тілі шлунка, де середовище кисле, та в антральному відділі, де залози виділяють лужний секрет</p>
<p>Дифузійний потенціал</p>  <p><math>c_2 &lt; c_1</math></p>	<p>Різниця потенціалів на межі зіткнення двох розчинів електролітів різної концентрації або різного складу обумовлена різними рухливостями іонів. Причина виникнення дифузійного потенціалу в гальванічних елементах полягає в неоднаковій рухливості іонів у розчині. У представленому на схемі гальванічному елементі справа наліво переміщуються іони <math>\text{H}^+</math> і <math>\text{Cl}^-</math>. Оскільки рухливість іонів <math>\text{H}^+</math> більша рухливості <math>\text{Cl}^-</math>, то вони при своєму переміщенні створюють фронт розчину, заряджений позитивно, а хлорид-іони, які "відстали", заряджають розчин негативно</p>

Термін	Визначення, формули, показники
<p>Мембранний потенціал</p> 	<p>Утворюється на межі між двома розчинами, якщо є напівпроникна перегородка, яка пропускає катіони і затримує аніони. Тому одна сторона мембрани заряджається позитивно, а інша – негативно. Якщо напівпроникна мембрана пропускає катіони, тоді через неї справа наліво переміщуються іони <math>K^+</math>, а іони <math>Cl^-</math> затримуються, внаслідок чого поверхня (з боку розчину <math>KCl</math> з молярною концентрацією <math>C_1</math>) мембрани заряджається позитивно, а з боку розчину <math>KCl</math> з молярною концентрацією <math>C_2</math> – негативно, внаслідок чого утворюється мембранний потенціал</p>
<p>Співвідношення <math>\frac{[K^+]_{\text{кл}}}{[K^+]_{\text{позакл}}}</math></p>	дорівнює $\frac{20-40}{1}$
<p>Співвідношення <math>\frac{[Na^+]_{\text{позакл}}}{[Na^+]_{\text{кл}}}</math></p>	дорівнює $\frac{10-20}{1}$
<p>Біопотенціали</p>	<p>Електричні потенціали, які виникають у біологічних системах, зокрема у клітинах та тканинах живих організмів, викликані різницею концентрацій іонів або рухом іонів через мембрани клітини</p>
<p>Причина виникнення біопотенціалів</p>	<p>Нерівномірний розподіл іонів <math>K^+</math> і <math>Na^+</math>: іонів <math>K^+</math> у внутрішньоклітинній рідині в 20–40 разів більше, ніж у позаклітинній; іонів <math>Na^+</math> в 10–20 разів більше у позаклітинній</p>
<p>Потенціал спокою</p> 	<p>Різниця потенціалів, виміряна у стані фізіологічного спокою клітини, величина якого залежить в основному від концентрацій іонів <math>K^+</math>, тому що в стані спокою клітинна мембрана проникна більше для іонів <math>K^+</math>, має значення 50–100 мВ</p>
<p>Потенціал дії</p> 	<p>Характерний для клітин нервової, м'язової і клітин залоз і має значення 90–130 мВ. Виникнення потенціалу дії пояснюється збільшенням проникності клітинної мембрани для іонів <math>Na^+</math> у момент збудження. При цьому швидкість руху іонів <math>K^+</math> залишається колишньою</p>
<p>Деполаризація</p>	<p>Перший момент виникнення потенціалу дії, при якому відбувається зменшення потенціалу спокою, тобто потік іонів <math>Na^+</math> всередину клітини призводить до зменшення негативного заряду мембрани на внутрішній поверхні, а потім до її перезарядки</p>
<p>Реполаризація</p>	<p>Процес повернення мембранного потенціалу клітини до його вихідного рівня після деполаризації. Під час реполаризації іонні канали знову закриваються або розгортаються, що призводить до відновлення рівноваги іонів між внутрішнім і зовнішнім середовищем клітини.</p>
<p>Потенціали дії створюють струм (біопотенціали та біоструми), тому два електроди, прикладені до різних ділянок тіла, реєструють різницю потенціалів – це покладено в основу електрокардіографічних, електроенцефалографічних, електроміографічних методів діагностики</p>	
<p>Електрокардіограма (ЕКГ)</p>	<p>Графічний запис електричної активності серця, який відображається у вигляді змін напруги в часі. ЕКГ використовується для діагностики різних захворювань серця, заснований на дослідженні фізіологічного стану серця шляхом реєстрації електричних потенціалів, що виникають при роботі серцевого м'яза</p>
<p>Електроміографія (ЕМГ, ЕНМГ, міографія, електронейроміографія)</p>	<p>Метод дослідження біоелектричних потенціалів, які виникають в скелетних м'язах людини при порушенні м'язових волокон; реєстрація електричної активності м'язів</p>

Термін	Визначення, формули, показники
Електроенцефалограма (ЕЕГ)	Графічний запис електричної активності мозку, заснований на реєстрації потенціалів, що виникають у нервових клітинах мозку і який дозволяє досліджувати різні стани свідомості, сону та нейрологічні захворювання
Реоенцефалографія	Метод дослідження мозкового кровообігу, який базується на реєстрації пульсових коливань електричного опору мозку під час проходження крізь нього струму високої частоти, але малого за силою та напругою. Ним визначають стан гемодинаміки та пульсове кровонаповнення окремих ділянок мозку, судин та венозний кровообіг
Реографія	Метод реєстрації кровонаповнення органів на основі вимірювання електричного опору. Він дає можливість дослідити кровообіг у печінці, нирках, серці, магістральних та дрібних судинах у нормі та за наявності патології

### **Перелік практичних навичок, якими необхідно оволодіти:**

1. Вміти записувати хімічні рівняння, проставляти ступені окиснення в різних сполуках, складати рівняння ОВР іонно-електронним методом, визначати в реакції окисник-відновник та процеси окиснення-відновлення.
2. Розраховувати еквівалент, фактор еквівалентності, молярну масу еквіваленту окисника та відновника в ОВР.
3. Визначати напрямок ОВР за значеннями стандартних окисно-відновних потенціалів, розраховувати ЕРС.
4. Знати роль ОВР у життєдіяльності організму та застосування ОВР у медико-біологічних дослідженнях.
5. Вміти пояснювати електродний потенціал та механізм його виникнення, визначати його значення.
6. Знати рівняння Нернста та вміти його застосовувати для різних типів електродів.
7. Пояснювати класифікацію електродів, вміти писати їх схему та розрахунок електродного потенціалу, особливо для хлорсрібного, сурм'яного, окисно-відновних, хінгдронного, мембранного, скляного та водневого електродів. Застосування електродів у медицині. Пояснювати процеси, які проходять в організмі зі зміною окисно-відновного потенціалу.
8. Складати схеми електродів та гальванічних елементів; визначати катод та анод і відповідно реакції відновлення та окиснення, пояснювати, як утворюється електрична енергія.
9. Знати типи гальванічних елементів, їх особливість, писати схему гальванічного ланцюга та розраховувати ЕРС. Застосування гальванічних елементів в медицині.
10. Розрізняти електроди порівняння від індикаторних електродів і знати, де їх застосовують; вміти писати ланцюги для виміру рН, звернути увагу на зонд Лінара: його схема та застосування в медицині.
11. Визначати рН біологічних рідин потенціометричним методом.
12. Надавати інформацію щодо дифузійного та мембранного потенціалів, про біопотенціали (потенціал спокою та потенціал дії). Пояснювати період деполяризації та реполяризації і знати застосування біострумів у медичній діагностиці.

## 8. Ситуаційні задачі для визначення кінцевого рівня знань.

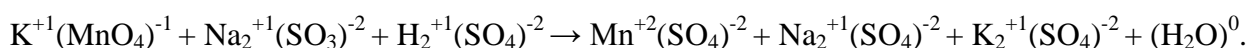
### 8.1. Ситуаційні задачі з алгоритмами їх вирішення

1. Складіть рівняння ОВР електронно-іонним методом:



#### Алгоритм рішення

Спочатку розставляємо ступінь окиснення для катіонів та аніонів. Якщо речовина є слабким електролітом, тобто вона не дисоціює на 100 % у розчині, то ступінь окиснення вказується для всієї речовини, тобто вона дорівнює нулю.



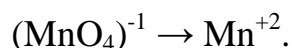
Дана реакція протікає у кислому середовищі ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

По реакції бачимо, що ступінь окиснення змінює дві речовини:

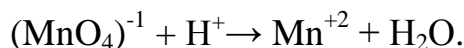
1)  $(\text{MnO}_4)^{-1}$  переходить у  $\text{Mn}^{+2}$ ;

2)  $(\text{SO}_3)^{-2}$  переходить у  $(\text{SO}_4)^{-2}$ .

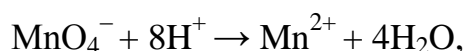
Розглянемо першу напівреакцію:



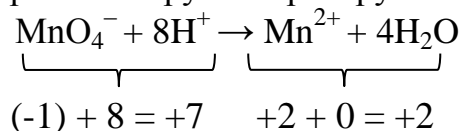
Оскільки реакція відбувається у кислому середовищі, то додаємо  $\text{H}^+$  в реактанти і відповідно отримаємо воду в продуктах реакції:



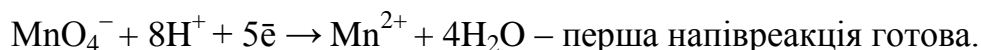
Поставимо стехіометричні коефіцієнти (зробимо баланс):



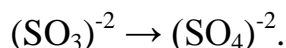
і розрахуємо кількість електронів ліворуч та праворуч:



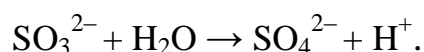
Різниця між (+7) та (+2) є 5, тож у напівреакцію додаємо 5 електронів:



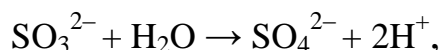
Розглянемо другу напівреакцію:



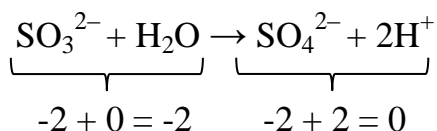
Для балансу додаємо воду в реактанти і відповідно  $\text{H}^+$  до продуктів напівреакції:



Поставимо стехіометричні коефіцієнти (зробимо баланс):



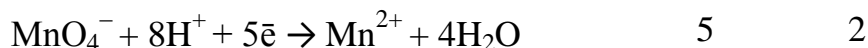
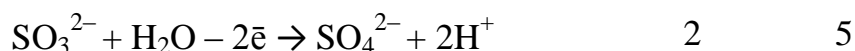
і розрахуємо кількість електронів ліворуч та праворуч:



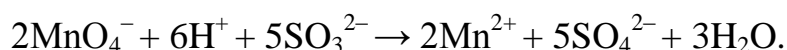
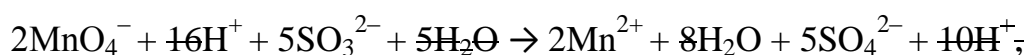
Різниця між (-2) та (0) є (-2), тож в напівреакцію віднімаємо 2 електрони:



Зіставляємо дві напівреакції, змінюємо коефіцієнти:



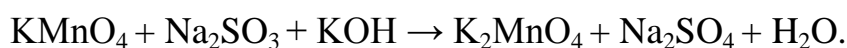
Кожен коефіцієнт помножаємо на члени напівреакції і складаємо реактанти з реактантами, продукти з продуктами:



Розставляємо коефіцієнти в саму реакцію:

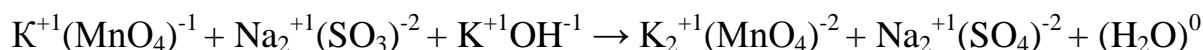


2. Складіть рівняння ОВР електронно-іонним методом:



### Алгоритм рішення

Спочатку розставляємо ступінь окиснення для катіонів та аніонів. Якщо речовина є слабким електролітом, тобто вона не дисоціює на 100 % у розчині, то ступінь окиснення вказується для всієї речовини, тобто вона дорівнює нулю.



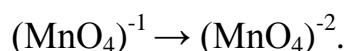
Дана реакція протікає у лужному середовищі (KOH).

По реакції бачимо, що ступінь окиснення змінюють дві речовини:

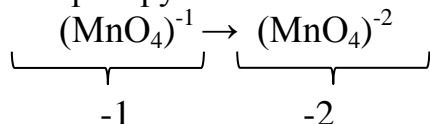
1)  $(\text{MnO}_4)^{-1}$  переходить у  $(\text{MnO}_4)^{-2}$ ;

2)  $(\text{SO}_3)^{-2}$  переходить у  $(\text{SO}_4)^{-2}$ .

Розглянемо першу напівреакцію:



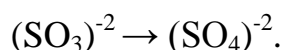
Стехіометричні коефіцієнти (баланс) ставити не потрібно, тож розрахуємо кількість електронів ліворуч та праворуч:



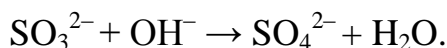
Різниця між (-1) та (-2) є (1), тож в напівреакцію додаємо 1 електрон:



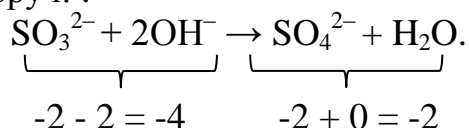
Розглянемо другу напівреакцію:



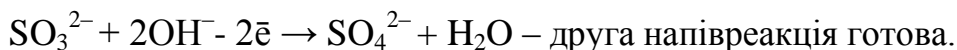
Оскільки реакція відбувається у лужному середовищі, то додаємо  $\text{OH}^-$  до реактантів і відповідно отримуємо воду в продуктах реакції:



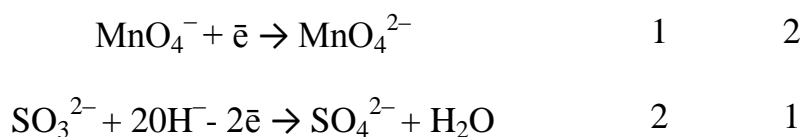
Поставимо стехіометричні коефіцієнти (зробимо баланс) і розрахуємо кількість електронів ліворуч та праворуч: :



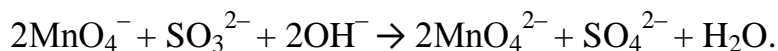
Різниця між (-4) та (-2) є (2), тож в напівреакцію віднімаємо 2 електрони:



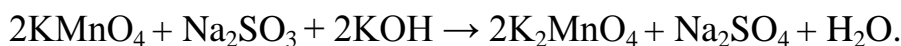
Зіставляємо дві напівреакції, змінюємо коефіцієнти:



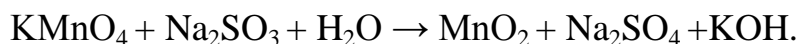
Кожен коефіцієнт помножуємо на члени напівреакції і складаємо реактанти з реактантами, продукти з продуктами:



Розставляємо коефіцієнти в саму реакцію:

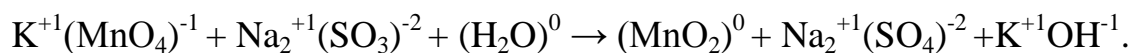


3. Складіть рівняння *ОВР* електронно-іонним методом:



### Алгоритм рішення

Спочатку розставляємо ступінь окиснення для катіонів та аніонів. Якщо речовина є слабким електролітом, тобто вона не дисоціює на 100 % у розчині, то ступінь окиснення вказується для всієї речовини, тобто вона дорівнює нулю.



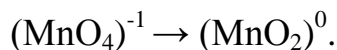
Приймаємо, що реакція протікає у нейтральному середовищі ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

По реакції бачимо, що ступінь окиснення змінюють дві речовини:

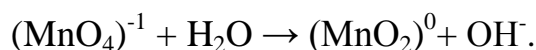
1)  $(\text{MnO}_4)^{-1}$  переходить у  $(\text{MnO}_2)^0$ ;

2)  $(\text{SO}_3)^{-2}$  переходить у  $(\text{SO}_4)^{-2}$ .

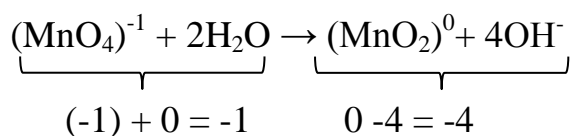
Розглянемо першу напівреакцію:



Оскільки реакція відбувається у нейтральному середовищі, то додаємо  $\text{H}_2\text{O}$  в реактанти і відповідно отримуємо  $\text{OH}^-$  в продуктах реакції:



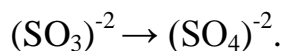
Поставимо стехіометричні коефіцієнти (зробимо баланс) та розрахуємо кількість електронів ліворуч та праворуч:



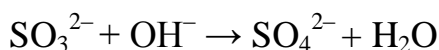
Різниця між (-1) та (-4) є 3, тож в напівреакцію додаємо 3 електрони:



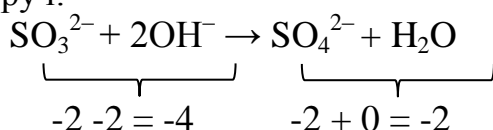
Розглянемо другу напівреакцію:



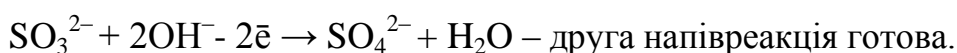
Для балансу додаємо  $\text{OH}^-$  в реактанти і відповідно отримуємо воду в продуктах реакції:



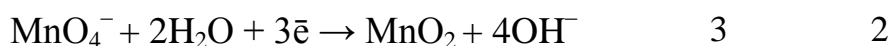
Поставимо стехіометричні коефіцієнти (зробимо баланс) і розрахуємо кількість електронів ліворуч та праворуч:



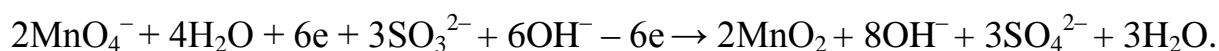
Різниця між (-4) та (-2) є (2), тож в напівреакцію віднімаємо 2 електрони:



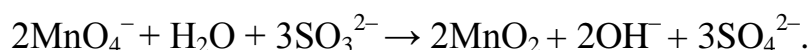
Зіставляємо дві напівреакції, змінюємо коефіцієнти:



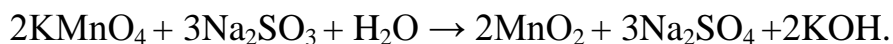
Кожен коефіцієнт помножаємо на члени напівреакції і складаємо реактанти з реактантами, продукти з продуктами:



Скорочуємо однакові складові та отримуємо:



Розставляємо коефіцієнти в саму реакцію:



4. Розрахуйте ЕРС та складіть схему ланцюга, який містить золотий та залізний електроди,  $e_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}$ ,  $e_{\text{Au}^+/\text{Au}}^0 = +1,498 \text{ В}$ .

### Алгоритм рішення

В умові задачі даються стандартні значення електродних потенціалів: значення більше є катодом, менше – анодом. Відповідно до цього золотий електрод виступає як катод, залізний як аноду.

ЕРС розраховуємо за формулою:

$$\text{ЕРС} = e_{\text{катоду}} - e_{\text{аноду}}.$$

Підставляємо дані з умови задачі і отримуємо:

$$EPC = e_{Au^+|Au}^0 - e_{Fe^{2+}|Fe}^0 = +1,498 - (-0,44) = 1,938 \text{ В.}$$

Схему ланцюга записуємо за правилом «правого плюса», тобто праворуч завжди повинен бути записаний позитивний електрод (катод):



*Відповідь:*  $EPC = 1,938 \text{ В}$ ; схема  $\text{Fe} \mid \text{Fe}^{2+} \parallel \text{Au}^+ \mid \text{Au}$ .

5. *EPC гальванічного елемента, який складається із хлорсрібного та водневого електродів дорівнює 0,53 В. Розрахувати рН та скласти схему ланцюга, якщо  $e_{x.c.} = 0,222 \text{ В}$ .*

### Алгоритм рішення

В умові задачі дається два різні електроди: хлорсрібний та водневий. Стандартний електродний потенціал для хлорсрібного електроду дорівнює 0,222 В, для водневого – 0 В. Таким чином, хлорсрібний електрод буде катодом, а водневий – анодом.

$EPC$  розраховуємо за формулою:

$$EPC = e_{\text{като́ду}} - e_{\text{ано́ду}} = e_{x.c.} - e_{\text{водн.}}$$

де  $e_{\text{водн}} = -0,059 \cdot \text{pH}$

Підставляємо дані з умови задачі і отримуємо:

$$0,53 = 0,222 - (-0,059 \cdot \text{pH}),$$

$$0,53 - 0,222 = 0,059 \cdot \text{pH},$$

$$0,308 = 0,059 \cdot \text{pH},$$

$$\text{pH} = 0,308/0,059 = 5,2.$$

Схему ланцюга записуємо за правилом «правого плюса», тобто праворуч завжди повинен бути записаний позитивний електрод (катод):



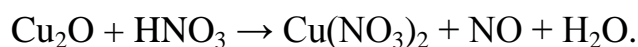
*Відповідь:*  $\text{pH} = 5,2$ ; схема  $\text{Pt} (\text{H}_2) \mid \text{H}^+ \parallel \text{KCl} \mid \text{AgCl}, \text{Ag}$ .

### 8.2. Ситуаційні задачі для самоконтролю.

1. Складіть рівняння ОВР, використовуючи метод напівреакцій:



2. Складіть рівняння ОВР, використовуючи метод напівреакцій:



3. Виходячи із ступеня окислення хрому, йоду та сульфуру у сполуках:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KJ}$  та  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , визначить, яка із них є окиснювачем, або відновником, або й тим, й іншим. Чому?

4. Складіть рівняння ОВР, використовуючи метод напівреакцій:



5. Чи може відбутися ОВР між речовинами:  $\text{HNO}_2$  та  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ;  $\text{PH}_3$  та  $\text{H}_2\text{Se}$ ?

6. ЕРС гальванічного елемента, який складається із хлорсрібного та водневого електродів, дорівнює 0,65 В. Розрахувати рН, якщо  $e_{\text{x.c.}} = 0,222$  В.

7. Визначить електродний потенціал водневого електроду, якщо  $[\text{H}^+] = 0,025$  моль/л.

8. Окисно-відновний ланцюг складається із наступних електродів:  $\text{Pt} \left| \frac{\text{Fe}^{3+}}{\text{Fe}^{2+}} \right.$  та  $\text{Pt} \left| \frac{\text{Cr}^{3+}}{\text{Cr}^{2+}} \right.$ . Записати схему ланцюга, електродні процеси й рівняння окисно-відновної реакції, що відбуваються у цьому ланцюзі. Розрахувати ЕРС, якщо  $e^0(\text{Pt} \left| \frac{\text{Fe}^{3+}}{\text{Fe}^{2+}} \right.) = 0,78$  В,  $e^0(\text{Pt} \left| \frac{\text{Cr}^{3+}}{\text{Cr}^{2+}} \right.) = -0,41$  В,

$\text{C}(\text{Fe}^{3+}) = 0,02$  моль/л,  $\text{C}(\text{Fe}^{2+}) = 0,01$  моль/л,  $\text{C}(\text{Cr}^{3+}) = 0,05$  моль/л,

$\text{C}(\text{Cr}^{2+}) = 0,02$  моль/л,  $T = 298$  К.

9. ЕРС гальванічного елемента, який складається із каломельного та водневого електродів, дорівнює 0,45 В. Розрахуйте рН, якщо  $e_{\text{кал}} = 0,25$  В.

10. Розрахувати ЕРС електрохімічного ланцюга, що складається із водневого та каломельного електродів, занурених у розчин з рН = 4,5 при  $T = 298$  К,  $e_{\text{кал}} = 0,248$  В.

### 8.3. Ситуаційні тести для визначення кінцевого рівня знань.

1. Електродний потенціал виникає внаслідок:

а) руху аніонів;

б) утворення подвійного електричного шару;

в) руху катіонів;

г) руху електронів.

2. При визначенні рН біологічних рідин як електрода порівняння можна використовувати:

а)  $\text{Ag}, \text{AgCl} \mid \text{KCl}_{\text{нас.}}$ ;

в)  $\text{Sb}, \text{Sb}_2\text{O}_3 \mid \text{H}^+$ ;

б)  $\text{Pt} \mid \text{H}^+_{\text{x.g.}}$ ;

г)  $\text{Pt} \left| \frac{\text{Fe}^{3+}}{\text{Fe}^{2+}} \right.$ .

3. Причиною виникнення мембранного потенціалу є наступне:

а) наявність різних зарядів у катіонів та аніонів;

б) різна проникність мембрани для катіонів та аніонів;

в) вплив полярних молекул розчинника;

г) наявність іонів різного розміру.

4. Визначте еквівалент окиснювача  $\text{KMnO}_4$ :

а) 34;

в) 33,5;

б) 31,6;

г) 35,5.

5. Причиною виникнення дифузного потенціалу є наступне:

а) наявність різних зарядів у іонів;

б) наявність іонів різного розміру;

в) різна швидкість дифузії катіонів та аніонів;

г) вплив полярних молекул розчинника.

6. В якому напрямку можлива реакція:  $\text{Fe}^{3+} + \text{Sn}^{2+} \leftrightarrow \text{Sn}^{4+} + \text{Fe}^{2+}$ , якщо  $e^0(\text{Sn}^{4+}, \text{Sn}^{2+}) = 0,15 \text{ В}$ ,  $e^0(\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ В}$ ?
- а) в прямому;
  - б) практично знаходиться в стані рівноваги;
  - в) в зворотному.
7. Залежно від умов водневий електрод можна віднести до електродів:
- а) порівняння;
  - б) визначення;
  - в) порівняння і визначення.
8. Чи можна зберігати мідний купорос в залізній банці?
- а) так;
  - б) ні;
  - в) можна при високій температурі.
9. В якому випадку потенціал водневого електрода має більше значення?
- а)  $C_{\text{H}^+} = 0,1 \text{ моль/л}$ ;
  - б)  $C_{\text{H}^+} = 0,5 \text{ моль/л}$ ;
  - в)  $C_{\text{H}^+} = 1 \text{ моль/л}$ .
10. В медицині зонд Лінара застосовується у таких випадках:
- а) вимірювання рН крові;
  - б) вимірювання рН слини;
  - в) вимірювання рН спинномозкової рідини;
  - г) внутрішньошлункова рН-метрія.

### 9. Рекомендації до оформлення результатів роботи.

1. Опрацювати теоретичний матеріал за даною темою (див. п. 7), вивчити визначення, вміти проставляти ступені окиснення в різних сполуках, складати рівняння ОВР іонно-електронним методом, розрахувати еквівалент, фактор еквівалентності, молярну масу еквівалента окисника та відновника в ОВР, пояснювати класифікацію електродів, вміти писати їх схему та розрахунок електродного потенціалу.

2. Ознайомитися з алгоритмами рішення та оформлення ситуаційних задач (див. п. 8.1).

3. Самостійно скласти (див. п. 8.2) рівняння ОВР, використовуючи метод напівреакцій; визначати окиснювач та відновник; відрізнати процес відновлення від процесу окиснення; вміти розставляти ступені окиснення, розраховувати ЕРС гальванічного елемента; вміти записувати схеми для різних ланцюгів гальванічних елементів.

4. Самостійно знаходити відповіді на ситуаційні тести для визначення кінцевого рівня знань (див. п. 8.3).

5. Самостійно переглянути акредитований в ННІ ЯО ХНМУ дистанційний курс з Медичної хімії <https://distance.knmu.edu.ua/course/view.php?id=487> за темою заняття.

Особливу увагу звернути на наочні матеріали:

(<https://distance.knmu.edu.ua/mod/folder/view.php?id=34006> )

(<https://distance.knmu.edu.ua/mod/resource/view.php?id=33332>)

(<https://distance.knmu.edu.ua/mod/resource/view.php?id=35143> )

та відео лабораторної роботи

(<https://distance.knmu.edu.ua/mod/resource/view.php?id=34005>)

6. Алгоритми вирішення навчальних питань аудиторної та самостійної роботи, значення результатів занести у робочий зошит.

## 10. Лабораторна робота.

*Дослід 1. ОВР: Реакція диспропорціонування.*

Кристал йоду поміщають у пробірку, додають гідроксид натрію та нагрівають. Підкислюють розчин нітратною кислотою.

Спостереження \_\_\_\_\_

Висновки \_\_\_\_\_

*Дослід 2. Визначення лужності води.*

Піпеткою відбирають пробу води об'ємом 100,0 мл, переносять її в стакан ємністю 250 мл, занурюють електроди та включають прилади. Титрують стандартним розчином HCl, додаючи його з мікробюретки по 0,2 мл, а поблизу рН 8 та 4 – по 0,1 мл. Після додавання кожної порції титранту та встановлення рівноваги, записують рН.

За отриманими результатами будують криву в координатах «рН—V<sub>HCl</sub>». За перегинами кривої визначають V<sub>1</sub> та V<sub>2</sub>. За V<sub>1</sub> (при рН ≈ 8,3) визначають вільну лужність (n), яка обумовлена наявністю OH<sup>-</sup> та CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> іонів:

$$n = \frac{N \cdot V_1}{V} \cdot 1000$$

де V – об'єм аліквоти води, мл;

N – нормальність стандартного розчину HCl, моль-екв.л<sup>-1</sup>.

За V<sub>2</sub> (при рН ≈ 4,0) визначають загальну лужність (q):

$$q = \frac{N \cdot V_2}{V} \cdot 1000$$

За різницю (q – n) визначають карбонатну (тимчасову) лужність, що обумовлена наявністю лише гідрокарбонат-іонів. Дослід проводять тричі, результати статистично обробляють.

Висновки \_\_\_\_\_

*Дослід 3. Визначення концентрації розчину нітратної кислоти методом потенціометричного титрування розчином гідроксиду натрію.*

В хімічній стакан відмірюють 10 мл розчину HNO<sub>3</sub>. Над стаканом прилаштовують бюретку, заповнену 0,1 М розчином NaOH. Потенціометричне титрування проводять, занурюючи в стакан з досліджуваним розчином два електроди: індикаторний електрод (скляний) та електрод порівняння (хлорсрібний), після чого вмикають рН-метр та вимірюють рН розчину до введення титранту. До кожної порції (10 мл розчину HNO<sub>3</sub>) додають по 0,5 мл стандартного розчину NaOH і результати вимірювання заносять до таблиці:

№ з/п	Об'єм титранту HNO <sub>3</sub> , мл	рН
1	0,5	
2	1,0	
3	1,5	
4	2,0	
5	2,5	
6	3,0	
7	3,5	

За результатами вимірювання будують графік – потенціометричну криву титрування. На осі абсцис відкладають об'єм титранту (NaOH), а на осі ординат – відповідні значення рН. Знайшовши за графіком еквівалентну точку, встановлюють об'єм луку,

який витрачено на титрування 10 мл досліджуваного розчину кислоти. Закінчення титрування можна визначити ще за різкою зміною потенціалу індикаторного електроду поблизу точки еквівалентності.

Користуючись даними співвідношеннями  $ScV_k$  та  $SlV_l$ , визначають концентрацію кислоти.

Висновки: \_\_\_\_\_

## 11. Література

### Основна:

1. Медична хімія : підручник / В. О. Калібабчук, І. С. Чекман, Г. О. Сирова, В. І. Галинська та ін. ; за ред. В. О. Калібабчук. 4-те вид. Київ : ВСВ «Медицина», 2019. 336 с.
2. Медична хімія : навч. посіб. / І. В. Завгородній, Г. О. Сирова, Н. М. Ткачук та ін. ; за ред. І. В. Завгороднього та Г. О. Сирової. Харків : Екограф, 2010. 268 с.
3. Медична хімія : навч. посіб. / Г. О. Сирова, В. М. Петюніна та ін. ; за ред. Г. О. Сирової. Харків : Екограф, 2015. 202 с.
4. Мороз А. С., Луцевич Д. Д., Яворська Л. П. Медична хімія. Вид. 2-ге, стереотип. Вінниця : НОВА КНИГА. 2008. 776 с.
5. Medical chemistry: textbook / V. O. Kalibabchuk, V. I. Halynska, L.I. Hryshchenko et al. ; edited by V. O. Kalibabchuk. 5<sup>th</sup> edition, corrected. Kyiv : AUS Medicine Publishing, 2017. 224 p.
6. Syrovaya A. O., Grabovetskaya E. R., Shapoval L. G. Fundamentals of medical chemistry : manual for students' self-work. Kharkiv : KhNMU, 2015. 196 p.
7. Syrovaya A. O., Grabovetskaya E. R., Shapoval L. G. Medical chemistry. Adapted concise course: manual for students' self-work / Kharkiv: KhNMU, 2013. 160 p.
8. Sriram D., Yogeewari P. Medicinal Chemistry. Pearson India, 2009. 712 p.
9. Frank D. King. Medicinal Chemistry: Principles and Practice. Royal Society of Chemistry, 2002. 448 p.

### Допоміжна:

1. Миронович Л. М., Мардашко О. О. Медична хімія : навч. посібник. Київ : Каравела, 2007. 168 с.
2. Смірнова О. В., Заїчко Н. В., Мельник А. В., Сулім О. Г. Медична хімія (в таблицях, схемах, питаннях, відповідях, прикладах) : навч. посіб. Вінниця, 2018.
3. Порецький А. В., Баннікова-Безродна О. В., Філіппова Л. В. Медична хімія : підручник. Київ : ВСВ "Медицина", 2012. 384 с.
4. Гробовий П. М., Загричук Г. Я., Фальфушинська Г. І. Основи хімії елементів. Тернопіль: В-во Капюка, 2001. 267 с.
5. Біофізична та колоїдна хімія / А. С. Мороз, Л. П. Яворська, Д. Д. Луцевич та ін. Вінниця: Нова книга, 2007. 600 с.
6. Фізична та колоїдна хімія / В. І. Кабачний, Л. К. Осипенко, Л. Д. Грицан та ін. Харків : Прапор, В-во УкрФА, 1999. 368 с.
7. Мороз А. С., Ковальова А. Г. Фізична та колоїдна хімія. Львів : Світ, 1994. 279 с.
8. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. Вінниця : Нова книга, 2003. 464 с.
9. Inorganic Chemistry: manual / V. O. Kalibabchuk, V. V. Ogurtsov, V. V. Emelianov, V. I. Galinska et al. Kiev : ВСВ "Medicine", 2017. 300 p.

*Навчальне видання*

**ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ.  
ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ  
ТА МЕХАНІЗМИ ЇХ ВИНИКНЕННЯ.  
РОЛЬ ЕЛЕКТРОХІМІЧНИХ ЯВИЩ  
У БІОЛОГІЧНИХ ПРОЦЕСАХ. ПОТЕНЦІОМЕТРІЯ**

*Методичні вказівки  
для самостійної аудиторної та індивідуальної роботи  
здобувачів освіти I курсу  
за спеціальностями «Медицина» та «Педіатрія»*

**Видання II, перероблене та доповнене**

Упорядники: Сирова Ганна Олегівна  
Козуб Світлана Миколаївна  
Присяжний Олександр Васильович  
Лук'янова Лариса Володимирівна  
Чаленко Наталія Миколаївна  
Савельєва Олена Валеріївна

Відповідальний за випуск С. М. Козуб



Редактор Е. Є. Депрінда  
Комп'ютерна верстка О. Ю. Лавриненко

Формат А4. Ум. друк. арк. 3,0. Зам. № 25-36.

---

**Редакційно-видавничий відділ  
ХНМУ, пр. Науки, 4, м. Харків, 61022  
izdatknmurio@gmail.com, vid.redact@knu.edu.ua**

Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи до Державного реєстру видавництв, виготівників і розповсюджувачів видавничої продукції серії ДК № 3242 від 18.07.2008 р