

**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 1-го курсу спеціальності «Стоматологія»
з освітнього компоненту «Медична та біоорганічна хімія»***

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 1-го курсу спеціальності «Стоматологія»
з освітнього компоненту «Медична та біоорганічна хімія»*

Видання II перероблене та доповнене

Затверджено
Вченою радою ХНМУ.
Протокол № 9 від 24.09.2026.

**Харків
ХНМУ
2026**

Окисно-відновні реакції. Електродні потенціали та механізми їх виникнення. роль електрохімічних явищ у біологічних процесах. Потенціометрія : метод. вказ. для самостійної аудиторної та індивідуальної роботи здобувачів освіти 1-го курсу спеціальності «Стоматологія» з освітнього компоненту «Медична та біоорганічна хімія» / упоряд. Г. О. Сирова, С. М. Козуб, Н. М. Чаленко та ін. Вид. II перероб. та допов. Харків : ХНМУ, 2026. 36 с.

Упорядники	Г. О. Сирова
	С. М. Козуб
	Н. М. Чаленко
	О. В. Савельєва
	О. В. Присяжний

1. Кількість годин: 4.

2. Матеріальне та методичне забезпечення теми.

2.1. Калькулятор.

2.2. Таблиці:

- ОВР. Іонно-електронний метод: лужне середовище.
- ОВР. Іонно-електронний метод: кисле середовище.
- ОВР. Іонно-електронний метод: нейтральне середовище.
- Окисно-відновні властивості пероксиду водню.
- Направлення окисно-відновного процесу.
- ОВР у біологічних системах.
- Рівняння Нернста для розрахунків електродних потенціалів.
- Схема гальванічного елемента (елемент Якобі–Данієля).
- Стандартні електродні потенціали.
- Стандартні редокс-потенціали;
- Електрохімічні ланцюги.
- Схеми індикаторних електродів та електродів порівняння.
- рН-метри.

2.3. Обладнання та реактиви для проведення лабораторних робіт: рН-метри, лабораторний посуд, розчин HNO_3 , розчин 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, та ін. ; за ред. проф. В. О. Калібабчук. 4-е 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. Від хімії шкільної до медичної хімії : навч. посіб. для здобувачів вищої другого (магіст.) рівня 1-го курсу вищих мед. закладів освіти III–IV рівнів акредитації спеціальностей. «Медицина» та «Педіатрія» / Г. О. Сирова, Н. М. Чаленко, С. М. Козуб та ін. Харків : ХНМУ, 2026. 280 с.

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

6. Відеолекція (<https://distance.knmu.edu.ua/mod/resource/view.php?id=46219>)

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 із киснем.

Сучасна теорія окисно-відновних реакцій ґрунтується на електронних уявленнях. Її розробляли такі вчені, як Л. Писаржевський, М. Шилов, 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.

За наявності в ротовій порожнині металевих включень можливі три види патологічного впливу на організм людини: хіміко-токсичний, електрогальванічний та алергічний. Для терапевтичного та ортопедичного лікування в стоматології застосовується велика кількість електропровідних елементів – виробів із металів та їх сплавів. Під час контакту різнорідних металів з електролітом – слиною – утворюється гальванічний елемент. Потік електронів та іонів, які виникають, призводять до серйозних захворювань, які називають універсальним терміном «непереносимість металевих включень у порожнині рота» внаслідок ефекту гальванізму (гальванозу). Цей ефект виникає, якщо в порожнині рота деякі зуби покриті коронками, з одного металу, а для пломбування каріозних порожнин були використані інші метали. Струм, що виникає між різними металами, може бути досить сильним. За цих умов має значення і склад слини. В нормі реакція слини нейтральна або близька до нейтральної. Але якщо в порожнині рота спостерігаються запальні процеси – пародонтит, гінгівіт та інші, слина набуває виражений кислий характер, що суттєво впливає на силу електричного струму. Тому лікар-стоматолог повинен звертати увагу на сумісність матеріалів, які він використовує для протезування, а також на стан ротової порожнини. Для стоматології знання електрохімічних процесів має особливе значення. У ротовій порожнині постійно відбуваються електрохімічні явища, пов'язані з корозією стоматологічних металевих конструкцій; виникненням гальванічних струмів між різнорідними металами; окисно-відновними процесами у зубному нальоті та біоплівці; антиоксидантною системою слини; електрохімічними механізмами дії фторидів та антисептиків. Електродні потенціали визначають напрямок і можливість перебігу окисно-відновних реакцій, а метод потенціометрії широко

використовується для визначення рН, іонного складу слини, біологічних рідин та лікарських препаратів, що має практичне значення у стоматології.

У стоматологічній практиці для пломбування, виготовлення коронок, мостів тощо широко використовуються метали та їх сплави. Сплави містять хром, молібден, кобальт, марганець, золото, платину, паладій та ін. Завдяки цим металам сплави біологічно індиферентні, антикорозійностійкі, пластичні та водночас тверді тощо. Кобальто-хромові сплави завдяки високим антикорозійним властивостям використовують для виготовлення каркасів коронок, мостових протезів та ін. Хромонікельова та хромокобальтова нержавіючі сталі використовуються для виготовлення стоматологічного інструментарію.

Біологічні рідини і тканини містять у своєму складі певну кількість електролітів, внаслідок чого мають високу електропровідність. Електрична провідність тканин людського організму має велике фізіологічне значення та її вимірювання широко застосовують у медицині. Електрична провідність біологічних об'єктів неоднакова. Найбільшу електричну провідність мають спинно-мозкова 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 жирової, нервової та кісткової тканин.

Електродіагностика в стоматології – використовуються пристрої від універсальної стоматологічної установки або спеціальні пристрої для визначення електрозбудження зуба в мкА.

Серед електрохімічних методів дослідження в стоматології використовують окисно-відновні або редокс-системи, які дають можливість виявити патологію в пародонті. Для вимірювання окисно-відновного потенціалу використовують мілівольтметри або рН-метри. За цих умов як електрод порівняння використовують хлорсрібний електрод, а електрод визначення – платиновий електрод, який вводять в ясна. Зниження окисно-відновного потенціалу вказує на патологічні зміни в тканинах пародонта.

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 беруть участь у процесах підтримування кислотно-основного стану, нормалізації водно-сольового обміну і осмотичного тиску. Вивчення електролітичних порушень та 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, зокрема стоматології, 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 використовується в методах *електрографії* та *енцефалографії*. З метою лікування патологій ротової порожнини широко використовують електрофорез. Цей метод також широко використовується з дослідницькою метою для аналізу рідин ротової порожнини.

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. У стоматології розроблені методи дослідження кровообігу в зубі – *реодентографія*, у тканинах пародонта – *реопародонтографія*, привушної ділянки – *реоартрографія*.

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.

До сучасних методів, що застосовуються в стоматологічній практиці, відносяться: електроміографія жувальних і м'язів, електроодонтодіагностика, електрорентгенографія щелепи та ін.

4. Мета заняття:

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

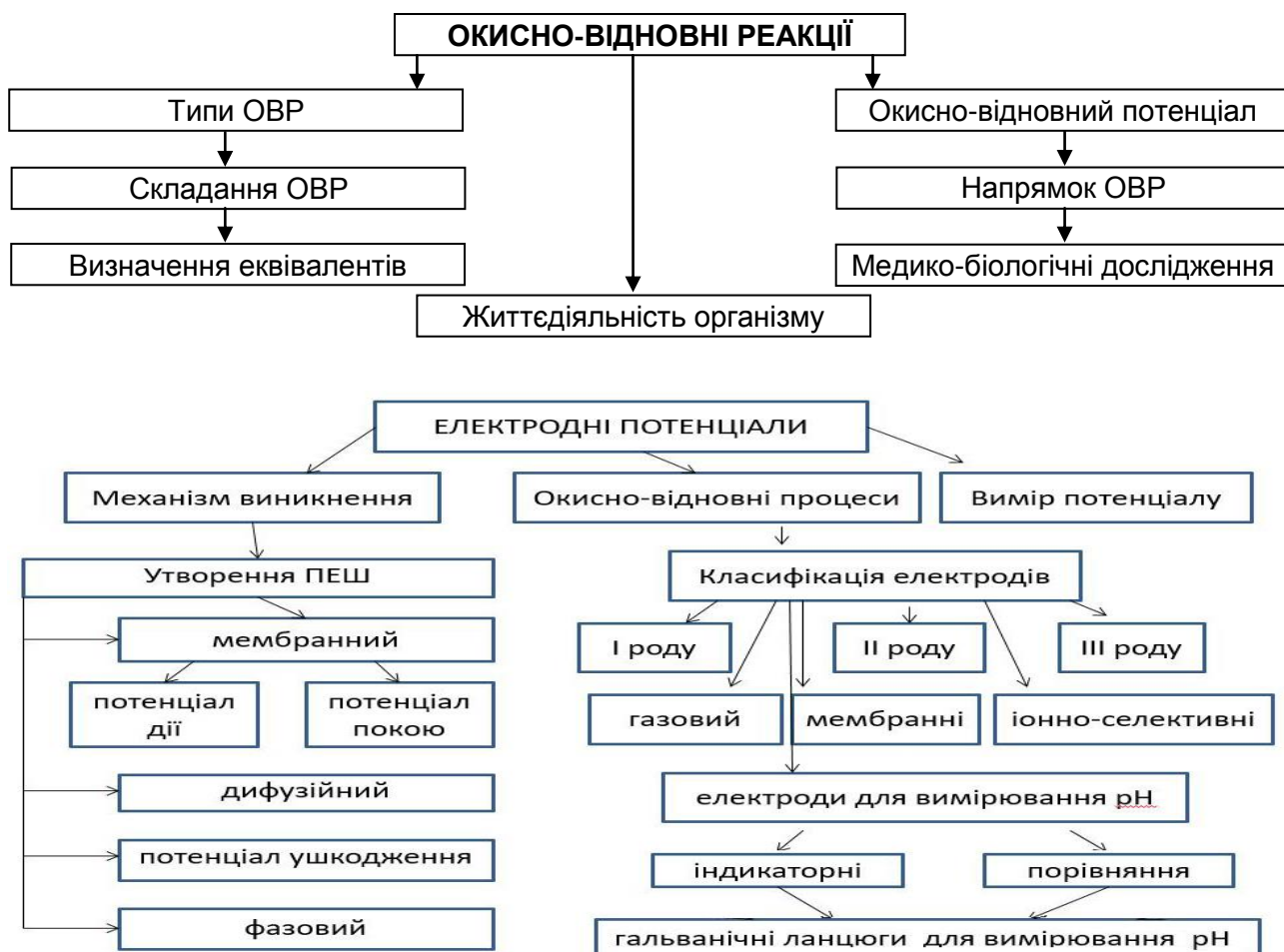
– **конкретна:** вміти скласти ОВР і підбирати коефіцієнти за допомогою іонно-електронного методу (метод напівреакцій), визначати еквівалент, фактор еквівалентності і молярну масу еквіваленту окисника і відновника в ОВР, пояснювати механізм утворення електродних потенціалів, аналізувати принципи методу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

а) **знати:** що таке окисно-відновна реакція, поняття окисник/відновник та окиснення/відновлення; роль окисно-відновних процесів в організмі, особливо в ротовій порожнині; застосування ОВР у медико-біологічних дослідженнях, особливо в стоматології; правила визначення ступеня окиснення елементів у сполуках; зміну ступеня окиснення під час реакції; правила складання рівнянь

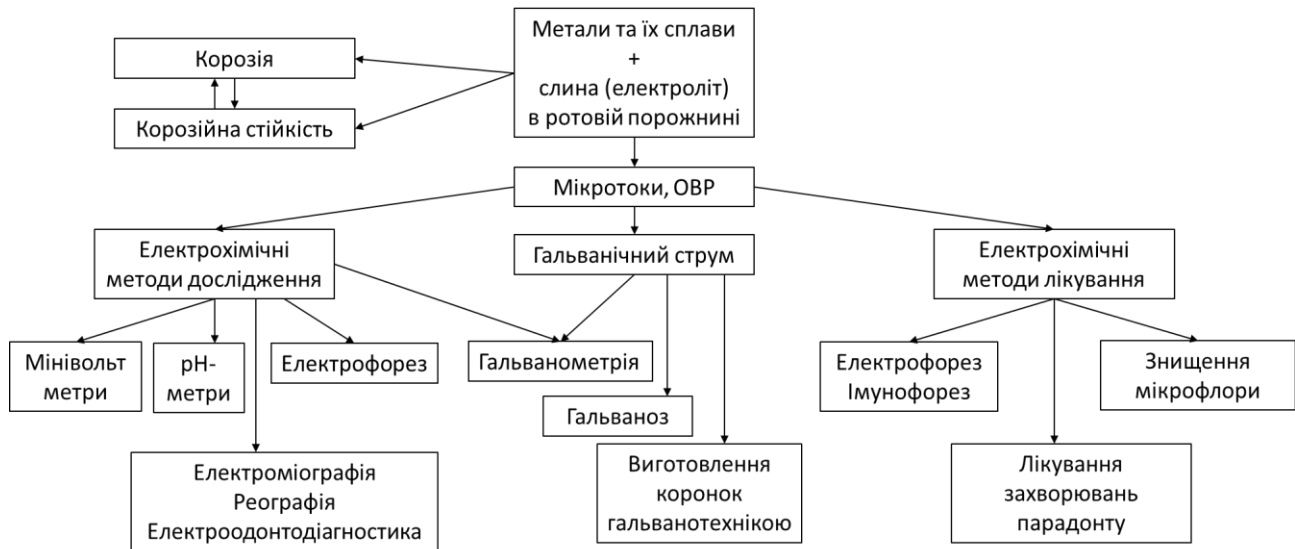
для ОВР; розділення реакцій на піврівняння окиснення та відновлення; метод електронного балансу; іонно-електронний метод; метод напівреакцій; електродний потенціал та механізм його виникнення; класифікацію, типи та схеми електродів та їх застосування в медицині; гальванічні елементи: їх типи, які реакції відбуваються на катоді і аноді та застосування в медицині, наслідки застосування різних за природою металів і сплавів для пломбування зубів і протезування, що може бути причиною виникнення мікротоків у ротовій порожнині (слина – це електроліт, а металеві конструкції – електроди); ланцюги для виміру рН; розуміти сутність дифузійних, мембранних та біопотенціалів, умови 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 визначити 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



Електрохімія в стоматології



6. Орієнтована карта роботи студентів

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

7. Завдання для самостійної роботи

Перелік питань, що підлягають вивченню:

1. Історія електрохімії.
2. Окисно-відновні реакції (ОВР), ступінь окиснення, процеси окиснення та відновлення. Типи ОВР.
3. Використання електронно-іонного (напівреакцій) методу для складання ОВР. Електролітична провідність. Електроліти. Електрорушійна сила.
4. ОВР у процесах життєдіяльності та медико-біологічних дослідженнях.
5. Електродний потенціал та механізм його виникнення. Рівняння Нернста.
6. Стандартні електродні потенціали металів. Електрохімічний ряд напруг.
7. Електроди та їх класифікація.
8. Нормальний (стандартний) електродний потенціал (водневий електрод).
9. Хлорсрібний електрод, сурм'яний електрод, окисно-відновні електроди, хінгідронний електрод, мембранні електроди (скляний електрод), іонселективні електроди.

10. Гальванічні елементи (хімічні, концентраційні, окисно-відновні), їх схеми, правило «правого плюса», застосування в медицині. Вимірювання електродних потенціалів. Електроди визначення та електроди порівняння.

11. Явище гальванозу в стоматології.

12. Потенціометрія. Електроди та ланцюги для виміру рН.

13. Дифузійний та мембранний потенціали.

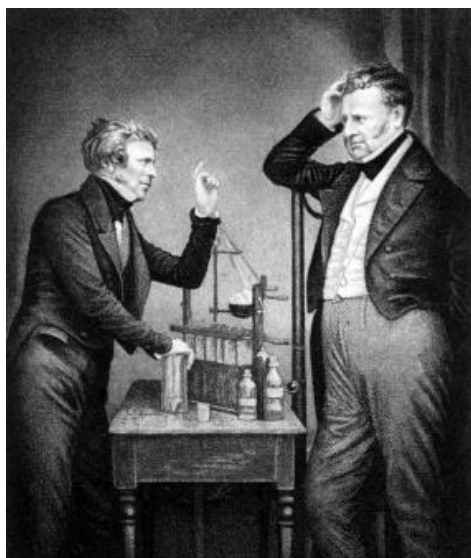
14. Біопотенціали. Потенціал спокою. Потенціал дії. Період деполяризації. Фаза реполяризації. Фазові потенціали.

15. Застосування біопотенціалів у медицині: електрокардіографія, електроенцефалографія та електроміографія.

16. Методи електродіагностики в стоматології.

Перелік робіт, що підлягають вивченню:

Термін	Визначення, формули, показники
Електрохімія	Галузь хімії, яка вивчає електричні ефекти хімічних процесів.
Історія електрохімії	Ще в XVII ст. німецький фізик Отто фон Геріке створив перший електричний генератор, який виробляв статичну електрику. У середині XVIII ст. французький хімік Шарль Франсуа де Сістерне дю Фе виявив два типи електричних зарядів та їх взаємодію. Луїджі Гальвані провів знамениті досліди з жаб'ячими лапками, помітив, що м'язи препарованої жаби скорочуються металевим зондом, що призвело до відкриття зв'язку між хімічними реакціями та електрикою та до висновку про «тваринну електрику». Алессандро Вольт, спираючись на експерименти Гальвані, створив першу хімічну батарею – Вольтів стовп, що стало початком сучасної електрохімії. Довів, що електричний струм може генеруватися хімічним шляхом. 1791 р. вважається «днем народження» електрохімії. Гемфрі Деві, Ніколсон Карлейл: електроліз води (1803 р.). Гротгус – механізм проходження струму через розчини (1809 р.). Майкл Фарадей: сформулював основні закони електролізу 1833–1834 р. Встановив кількісне співвідношення між кількістю пропущеної електрики та масою речовин, що виділяються на електродах. Джон Даніель – створив перший гальванічний елемент (1836 р.). Моріц Якобі – гальванопластика (1838 р.). Уільям Гроув – створив перший паливний елемент (1839 р.). Клаузіус: іони утворюються не тільки під дією поля (1857 р.). Гітторф: показав, що з електролізу не сама сіль, а її іони беруть участь у перенесенні заряду (1853–1859 р.). Гастон Планте: винайшов свинцевий акумулятор (1859 р.). М. М. Бекетов – розробив електрохімічний ряд напруг металів, на основі здатності металів витіснити водень з кислот (1863 р.). Фік: закони дифузії (1865 р.). Жорж Лекланше – запатентував вугільно-цинковий гальванічний елемент, прототип сучасних сухих батарейок (1866 р.). Кольрауш: закон незалежності руху іонів – загальна провідність розчину залежить від провідності кожного типу іона, незалежно від інших (1874 р.).



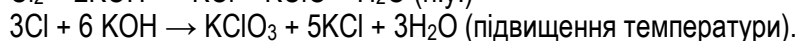
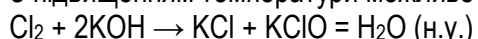
Джон Даніель (ліворуч)
Майк Фарадей (праворуч) –
засновники електрохімії

Термін	Визначення, формули, показники
	Сванте Арреніус – розробив теорію електролітичної дисоціації пояснив, що електроліти розпадаються на іони в розчині (1887 р.). Вальтер Нернст: розвинув теорію електрорушійної сили (ЕРС) і вивів рівняння Нернста, що зв'язує ЕРС із концентраціями реагентів (1888 р.). Кольрауш, Гейдвайлер: на основі вимірювання електропровідності води визначили її ступінь дисоціації та розрахували йонний добуток води (1894 р.). Вільгельм Оствальд: провів важливі дослідження електропровідності та електролітичної дисоціації органічних кислот (1894 р.). Володимир Вернадський: значний внесок у розвиток геохімії, біогеохімії, мінералогії, які мають зв'язки з електрохімією. Лев Писаржевський: значний внесок у розвиток електрохімії, зокрема у сфері каталізу. Антропов Лев Іванович: запропонував зведену шкалу потенціалів, основи теорії осадження електрохімічних і хімічних композиційних покриттів, керував створенням корозійномірювальної техніки та інгібіторів корозії.
Окисно-відновні реакції (ОВР)	Реакції, які відбуваються зі зміною ступеня окиснення атомів, що входять до складу молекул реагуючих речовин, наприклад, $\overset{+2}{3\text{CuO}} + \overset{-3}{2\text{NH}_3} = \overset{0}{3\text{Cu}} + \overset{0}{\text{N}_2} + 3\text{H}_2\text{O}$
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 також позначають римськими цифрами в дужках після символу елемента або після їхньої 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⁺, Ca²⁺, SO₄²⁻, Cl⁻ 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 NH₃, H₃PO₃, H₃PO₄ 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, H₃PO₄ – 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 NH₃, H₃PO₃, H₃PO₄ 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, NH₃ – відновник.

Вливі різних чинників (температури, природи реагуючих речовин, концентрації, pH середовища, каталізаторів) на перебіг ОВР.

Підвищення температури зазвичай прискорює реакцію, що пояснюється підвищенням кінетичної енергії складових частинок, яке призводить до більш ефективніших їх зіткнень.

З підвищенням температури можливе утворення різних продуктів.



Природа реагуючих речовин – розташування елемента в періодичній системі впливає на його окисно-відновні властивості. У малих періодах зі зростанням порядкового номера зменшуються відновні властивості, а в головних підгрупах – збільшуються.

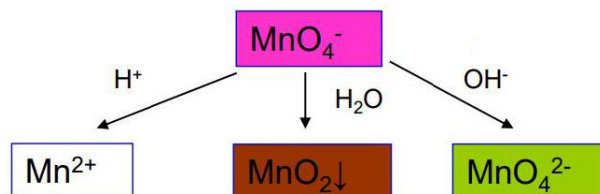
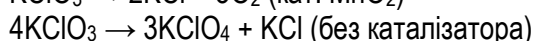
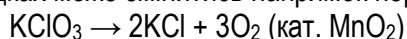
Концентрація та тиск – зі збільшенням концентрації вихідних речовин або тиску (для газів) рівновага зміщується в бік кінцевих продуктів реакції.

pH середовища впливає на силу окисників. У **кислому середовищі** йони Гідрогену спричиняють сильну деформацію перманганат-йонів, послаблюють зв'язок між атомами Мангану й Оксигену, здатні відщеплювати атоми оксигену й утворювати з ними молекули води. Внаслідок цього відновник реагує активніше ($\text{KMn}^{7+}\text{O}_4$ відновлюється до Mn^{2+}).

У **нейтральному середовищі** аніони MnO_4^- деформуються значно менше, оскільки поляризаційна дія молекули води значно слабкіша, ніж H^+ . Гідроксид-йони, навпаки, сприяють зміцненню зв'язку $\text{Mn}-\text{O}$. Утворюється осад бурого кольору MnO_2 .

У **лужному середовищі** процес окиснення відновлення відбувається легше, оскільки джерелом атомів оксигену є катіон.

Позитивні каталізатори знижують енергію активації, тому прискорюють перебіг хімічної реакції. З додаванням каталізатора у деяких випадках може змінитись напрямок перебігу ОВР.

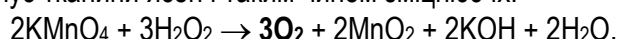


Термін	Визначення, формули
Молярна маса еквівалента окисника	Визначається як маса одного моля окисника, поділена на кількість електронів, що він приєднав в ОВР, наприклад, $M = \left(\frac{1}{z}\right) KMnO_4 = \frac{M(KMnO_4)}{5} = \frac{158}{5} = 31,6 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$ (у кислому середовищі)
Молярна маса еквівалента відновника	Дорівнює масі одного моля відновника, поділений на кількість електронів, які він віддав, наприклад, $M = \left(\frac{1}{z}\right) K_2SO_3 = \frac{M(K_2SO_3)}{2} = \frac{158}{2} = 79 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$
Електрохімічний еквівалент речовини	Фізична величина, яка дорівнює масі речовини, що виділяється на електроді під час електролізу при проходженні через електроліт одиничної кількості заряду 1 Кулон

Стоматологічний аспект

Застосування антисептика KMnO_4

Серед сполук d-елементів широко вживаний антисептик калій перманганат KMnO_4 (прекурсор) використовується в стоматології для лікування запальних процесів ясен, зокрема пародонтозу, завдяки своїм високим окиснювальним властивостям. Такі властивості обумовлюють їх роль *in vitro* та *in vivo*. Так, 0,01–1 % розчином KMnO_4 обробляють ясна після гідроген пероксиду H_2O_2 . У результаті взаємодії цих речовин у середовищі ротової порожнини, близькому до нейтрального, виділяється вільний кисень, який насичує тканини ясен і таким чином зміцнює їх:

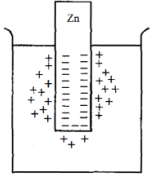


Зазвичай лікарі-стоматологи одержують готові лікарські форми. Але в будь-якому разі необхідно контролювати придатність того чи іншого засобу до вживання. Так, 0,01–1 % розчин KMnO_4 має бути блідого рожевого кольору. А якщо він коричневий або утворився осад – це говорить про те, що засіб зберігався в неналежних умовах, відбулося відновлення його, і він не може бути застосований для лікування.



Якщо колір розчину фіолетовий, це вказує на його високу концентрацію, ід час вживання може дати опіки слизової оболонки. Зовнішній вигляд багатьох лікарських засобів необхідно контролювати, тим більш таких реакційно здатних як калій перманганат.

Термін	Визначення, формули, показники
<i>Tunu OBP:</i>	
Внутрішньомолекулярні реакції окиснення-відновлення	Реакції, в яких окисник і відновник входять до складу однієї сполуки, наприклад: $2\text{NaNO}_3 = \text{NaNO}_2 + \text{O}_2$, де $\text{N}^{+5} + 2\text{e} \rightarrow \text{N}^{+3}$ Нітроген є окисником, $2\text{O}^{-2} - 4\text{e} \rightarrow \text{O}_2^0$ Кисень є відновником.
Міжмолекулярні реакції	Відновлення супроводжуються зміною ступеня окиснення атомів у різних молекулах. У таких реакціях окисник і відновник входять до складу різних речовин, що є учасниками окисно-відновного процесу, наприклад: $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 = \text{S} + 2\text{HCl}$, де H_2S – відновник, Cl_2 – окисник.
Реакції диспропорціонування (самоокиснення – самовідновлення)	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: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$
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 Om^{-1} .
Слабкі електроліти	У водних розчинах дисоціюють на іони не повністю, їх записують у молекулярному виді, наприклад, H_2S , HCN , H_2CO_3 , H_3BO_3 , H_2SiO_3 , органічні кислоти, H_2O , NH_4OH , малорозчинні основи, солі тощо.
Сильні електроліти	Дисоціюють у розчині практично повністю. Це речовини з іонним і сильно полярним ковалентним зв'язком, наприклад, усі розчинні солі, H_2SO_4 , HCl , HI , HNO_3 , HMnO_4 , HClO_4 , NaOH , KOH тощо.
Електрорушійна сила (ЕРС)	Різниця редокс-потенціалів окисника та відновника. $\text{ЕРС} = e_{\text{окис}} - e_{\text{відн}}$ при $\text{ЕРС} > 0$, 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.
Подвійний електричний шар (ПЕШ)	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.

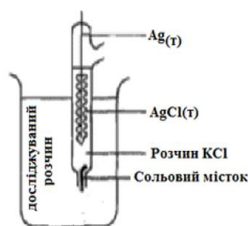
Термін	Визначення, формули, показники
 Схема виникнення ПЕШ	В результаті цього процесу іони відокремлюються від поверхні металу та переходять у розчин. На металевій пластинці залишається надлишок електронів, що надає її поверхні негативного заряду. Позитивно заряджені гідратовані іони, які перейшли у розчин, під дією електростатичного притягання залишаються біля поверхні металевої пластинки і утворюють зовнішній шар.
Абсолютний електродний потенціал	Виникає біля самої поверхні металу при утворенні подвійного електричного шару на границі метал–розчин.
Стандартний електродний потенціал	Потенціал, що виникає на межі метал–розчин при активності потенціал визначальних іонів у розчині 1 моль/л і температурі 298 К.

Ряд активності металів – послідовність металів, розташованих у порядку зменшення їх відновних властивостей та стандартних електродних потенціалів. Цей ряд дозволяє прогнозувати реакції металів із кислотами, солями та водою. Метали, розташовані ліворуч, є більш активними і витісняють ті метали, які розташовані праворуч від їхніх солей.

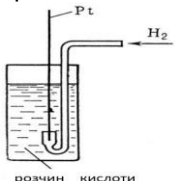
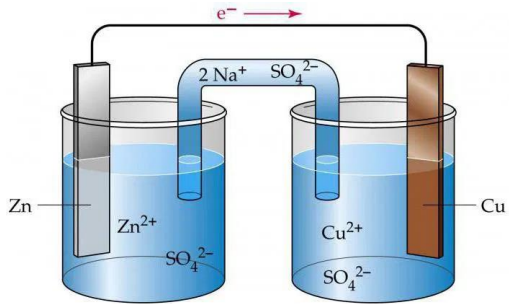
РЯД СТАНДАРТНИХ ЕЛЕКТРОДНИХ ПОТЕНЦІАЛІВ МЕТАЛІВ																					
ЕЛЕКТРОД	ОКИСЛЕНА ФОРМА	ПОСИЛЕННЯ ОКИСНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ																			← -ne +ne →
		Li ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2H ⁺	Cu ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Ag ⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺	
	ВІДНОВАЛЕНА ФОРМА	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	2Hg	Ag	Pt	Au	
	ПОСИЛЕННЯ ВІДНОВАЛЮВАЛЬНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ																				
	E ⁰	-3,04	-2,92	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74	-0,44	-0,25	-0,14	-0,13	0,00	0,34	0,79	0,80	1,20	1,50	

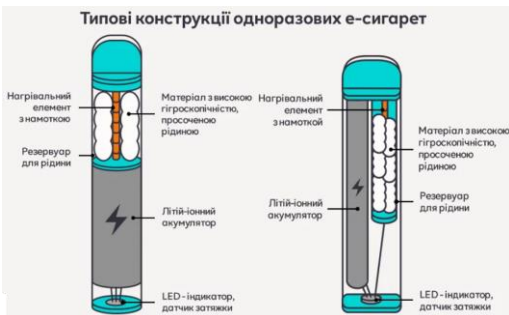
Електрохімічний ряд напруг показує зміну хімічної активності металів лише у водних розчинах їх солей, а не взагалі. При інших хімічних реакціях – утворенні сульфідів, хлоридів, оксидів хімічна активність металів змінюється інакше. Всі метали, що стоять в ряду лівіше від водню, витісняють його іони у водних розчинах кислот, крім нітратної, а метали, які стоять правіше водню – не витісняють.

Термін	Визначення, формули, показники
Електрод	Система, в якій метал контактує з розчином електроліту, що характеризується виникненням подвійного електричного шару (ПЕШ) з деяким потенціалом ϕ .
Електродний потенціал	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.
Рівняння Нернста	$e = e^0 \pm \frac{2,3RT}{nF} \ln \alpha_{\text{іона}}$ R – універсальна газова стала, $R = 8,314 \text{ Дж/моль } ^\circ\text{К}$; F – стала Фарадея, $F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ Кл/моль}$; T – абсолютна температура, $T = 298\text{К}$. Після перетворення: $e = e^0 + \frac{0,059}{n} \lg \alpha_{\text{катіона}}$ $e = e^0 - \frac{0,059}{n} \lg \alpha_{\text{аніона}}$
Електроди I роду	Потенціал таких електродів визначається концентрацією аніону або катіону. Це металеві електроди: платівка металу занурена в розчин власної солі, наприклад, $\text{Zn}^{2+} \text{Zn}$.
Електроди II роду	Метал, покритий важко розчинною сіллю цього металу та занурений у розчин солі з однойменним аніоном.

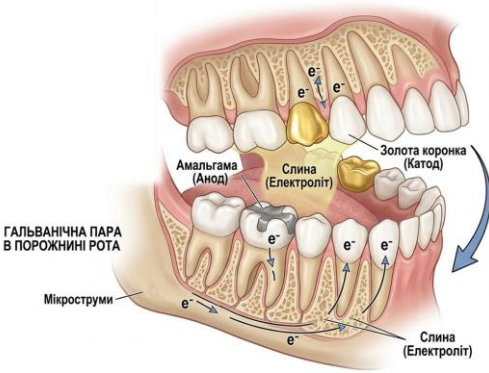
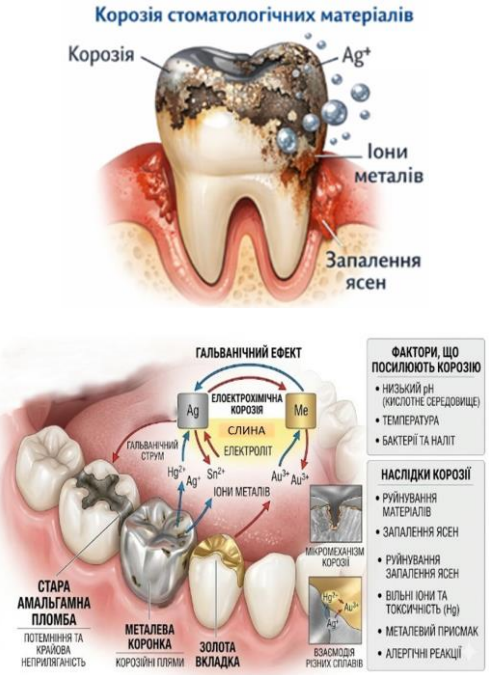


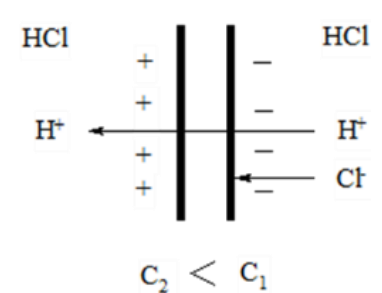
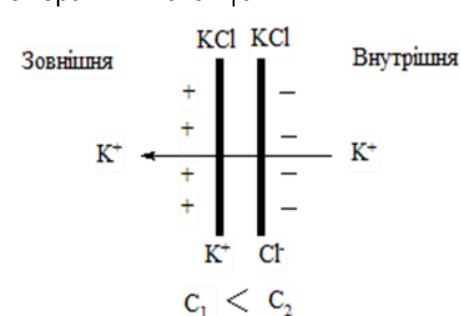
Термін	Визначення, формули, показники
Каломельний електрод	Електрод II роду, схема Hg, Hg ₂ Cl ₂ KCl (нас.). Електродний потенціал каломельного електрода залежить від концентрації іонів хлору у розчині. Відноситься до електродів порівняння: $e_{\text{кал}} = 0,248 \text{ В}$. $e_{\text{кал}} = e_{\text{кал}}^0 - \frac{0,059}{n} \lg [Cl^-]$
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: $e_{\text{кал}} = 0,222 \text{ В}$. $e_{\text{х.с.}} = e_{\text{х.с.}}^0 - \frac{0,059}{n} \lg [Cl^-]$
Індикаторні електроди	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 ₂) H ⁺ , $e = -0,059\text{pH}$; 2) Pt H ⁺ _{х.г.} , $e = 0,7 - 0,059\text{pH}$; 3) Sb, Sb ₂ O ₃ H ⁺ , $e = e^0 - 0,059\text{pH}$; 4) ск. ел. H ⁺ , $e = e^0_{\text{ск.}} - 0,059\text{pH}$
Електроди порівняння або стандартні електроди	Слугують тільки для визначення потенціалу індикаторного електрода. Вони мають стаке 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 ₂ O ₃ H ⁺ . Електродний потенціал сурм'яного електрода залежить від концентрації іонів гідрогену у розчині, відноситься до індикаторних електродів. $e_{\text{Sb/Sb}_2\text{O}_3} = e^0 + 0,059 \cdot \lg \alpha_{\text{H}^+} = e^0 - 0,059\text{pH} - \log C(\text{H}^+) = \text{pH}$
Електроди III роду	Металічні пластинки, покриті важкорозчинною сполукою металу. До них відносять окисно-відновні електроди та хінгідронний електрод.
Окисно-відновні електроди (редокс-електроди)	Складаються з інертного металу (як правило, це платина або золото), занурених у розчин, який містить окиснену й відновлену форми тієї ж самої речовини. Схема $\text{Pt} \mid \begin{matrix} \text{ox} \\ \text{red} \end{matrix}$ 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 $\text{Pt} \mid \text{H}^+_{\text{х.г.}}$. Електродний потенціал розраховується за формулою: $e_{\text{хг}} = e^0_{\text{хг}} + \lg C(\text{H}^+) = e^0_{\text{хг}} - 0,059\text{pH},$ $e^0_{\text{хг}} = 0,7 \text{ В}, \quad e_{\text{х.г.}} = 0,7 - 0,059\text{pH}$
Мембранний потенціал	Виникає внаслідок 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 (ICE).

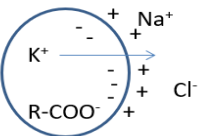
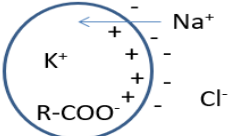
Термін	Визначення, формули, показники
Іоноселективні електроди (ICE)	Електроди з мембранним потенціалом і залежно від електродного матеріалу бувають скляними, твердо- і рідинно-фазними та ін. Основою ICE є напівпроникна мембрана, яка має селективну іонну провідність. Мембранний потенціал, що виникає, використовують для виміру активності іонів.
Скляний електрод  Скляний електрод: 1 – срібна платівка, покрита хлоридом срібла; 2 – буферний розчин.	Мембранний електрод. Потенціал залежить від концентрації (активності) іонів H^+ у розчині. Схема: Скл.ел. $ H^+$ Рівняння для розрахунку потенціалу скляного електрода: $e_{скл} = e_{скл}^0 + 0,059 \cdot \lg \alpha_{H^+} = e^0 - 0,059 pH$ Скляні електроди мають ряд переваг при вимірюванні рН біологічних рідин: не чутливі до ОВР; не адсорбують білки; індиферентні до ПАР; дозволяють працювати в 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.
Водневий електрод 	Газовий та окисно-відновний електрод. Може застосовуватися і як електрод порівняння, і як електрод визначення. Схема $Pt(H_2) H^+$ Потенціал водневого електрода залежить від концентрації іонів водню в розчині, тобто від рН і дорівнює: $e_{H^+/H_2} = 0,059 \cdot \log C_{H^+} = -0,059 pH$
Гальванічний (електрохімічний) елемент  Схема елемента Якобі–Даніеля	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. В основі будь-якого електрохімічного елемента лежать ОВР, що протікають роздільно: На аноді – окиснення: $Zn^0 - 2e \rightarrow Zn^{2+}$ На катоді – відновлення: $Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu^0$ Елемент Якобі–Даніеля складається з цинкового електрода [цинкова пластинка у розчині $ZnSO_4$ ($Zn ZnSO_4$)] і мідного електрода [мідна пластинка у розчині $CuSO_4$ ($Cu CuSO_4$)]
Хімічний гальванічний елемент	Величина хімічної енергії ($Q = 230$ кДж), яка перетворюється в електричну: $Zn + CuSO_4 = Cu + ZnSO_4 + Q$
Схема гальванічного ланцюга	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 рисою, межу поділу між двома розчинами – двома вертикальними рисками: $анод \rightarrow (-)Zn ZnSO_4 CuSO_4 Cu(+) \leftarrow катод$

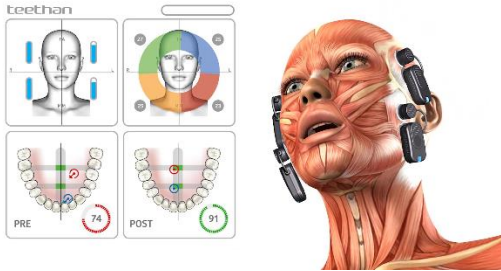
Термін	Визначення, формули, показники
Концентраційні гальванічні елементи, схема: $(-) \text{Ag} \text{AgNO}_3 \text{AgNO}_3 \text{Ag} (+)$ $C_1 = 0,001 \text{ моль/л } C_2 = 0,1 \text{ моль/л}$ анод катод	Елементи, в яких електрична енергія утворюється внаслідок вирівнювання різниці концентрацій розчинів. Особливість: він складається з двох однакових електродів, занурених у розчин власних солей, але з різною молярною концентрацією електроліту. Електрод занурений у розчин із більшою концентрацією, заряджається позитивно (катод), а електрод, занурений у розчин з меншою концентрацією – заряджається негативно (анод).
Окисно-відновні гальванічні елементи, схема: $(-) \text{Pt} \frac{\text{Fe}^{3+}}{\text{Fe}^{2+}} \frac{\text{Cu}^{2+}}{\text{Cu}^{+}} \text{Pt} (+)$ Катод: $\text{Cu}^{2+} + \bar{e} \leftrightarrow \text{Cu}^{+}$ Анод: $\text{Fe}^{2+} - \bar{e} \leftrightarrow \text{Fe}^{3+}$	Складаються з 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.
ЕРС для гальванічних елементів	Дорівнює різниці двох електродних потенціалів: $\text{ЕРС} = e_{\text{катод}} - e_{\text{анод}}$ ЕРС завжди позитивна величина, оскільки вона відповідає процесу, що відбувається самочинно і характеризує позитивну роботу, тобто $\text{ЕРС} > 0$.
Акумулятор 	Хімічне джерело електричного струму, яке застосовується як для накопичення і зберігання, так і для віддачі електричної енергії. Акумулятор, на відміну від звичайних батарейок, багаторазової дії. Він відрізняється від батарейок тим, що його можна заряджати, при цьому електрична енергія перетворюється в хімічну, а при розрядженні все відбувається навпаки. Відомі автомобільні (кислотні), для телефонів та ноутбуків (літій-іонні) та ін. (нікель-металогідридні тощо). На сьогодні відомі акумуляторні обігрівачі і світильники, роботи-пилососи і газонокосарки, портативні медичні пристрої.
Акумулятори в стоматології  Іригатор портативний Електрична зубна щітка	Електричні (літій-іонні) для живлення портативних інструментів (іригатори, фізіодиспенсери, фотополімеризаційні лампи)
Електронні цигарки, вейпи  Електронні цигарки (вейпи) негативно впливають на зуби та ясна	В електронних цигарках, які з'явилися як альтернативи звичайним, також є акумулятори, як складовий їх компонент. Електронні цигарки працюють за принципом випаровування спеціальної рідини, перетворюючи її на аерозоль без процесу горіння тютюну. Активація відбувається автоматично при затяжці або при натисканні кнопки, коли акумулятор нагріває спіраль (до 180–300 °С), через яку просочується рідина з гніоту. Пара з нікотином та ароматизаторами надходить у легені – імітація паління. Акумуляторна батарея забезпечує енергією нагрівальний елемент. Негативний вплив електронних цигарок (вейпів): на зуби та ясна, викликаючи сухість у роті, запалення ясен, підвищений ризик карієсу та зміну кольору емалі. Пара містить нікотин та ароматизатори, що руйнують тканини пародонта та порушують мікрофлору, спричиняють хвороби ясен.

Термін	Визначення, формули, показники
 	Основні шкідливі ефекти вейпінгу на ротову порожнину: – захворювання ясен: нікотин звужує кровоносні судини, зменшуючи живлення ясен, що призводить до їх кровото-чливості, запалення (гінгівіту) та ризику втрати зубів; – карієс та руйнування емалі: солодкі ароматизатори та компоненти рідини (пропіленгліколь) сприяють розмноженню бактерій. Пара знижує pH слини (робить її кислою), що руйнує емаль і провокує карієс; – сухість у роті (ксеростомія): вейпи пересушують слизову, зменшуючи вироблення слини, яка захищає зуби від бактерій; – «наліт курця»: вейпінг спричиняє пожовтіння емалі через утворення нальоту та виникнення мікротріщин від гарячої пари; – запалення та інфекції: висока температура пари може спричинити опіки слизової, а також запалення ясен, яке у вейперів може бути навіть сильнішим, ніж у курців традиційних сигарет.
Потенціометрія Потенціометричні методи аналізу використовують з 1883 р. для кількісного визначення іонів у різних середовищах. Вони знайшли широке застосування у зв'язку з появою іоноселективних електродів. Залежність потенціалу індикаторного електрода використовується для визначення точки еквівалентності при титруванні. В точці еквівалентності відбувається різка зміна потенціалу системи, яка реєструється приладом. При потенціометричному титруванні визначається загальний вміст електроліту в розчині, незалежно від того, перебуває він у вигляді іонів чи у вигляді сполук	Метод аналізу, заснований на вимірюванні електродних потенціалів і ЕРС гальванічних елементів. Потенціометричні методи аналізу мають ряд переваг порівняно з калори-метричними: вони є більш точними – до 0,02–0,05 моль/л; це дозволяє досліджувати в невеликих кількостях спинно-мозкову 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 – багатоком-понентних систем, каламутних і забарвлених розчинів, в'язких середовищ тощо. Даний метод є неруйнівним, тому його застосовують для вимірювання pH різних біологічних середовищ та органів, а також досліджують біохімічні, ферментні та фізіологічні процеси <i>in vitro</i>. Метод потенціометричного вимірювання pH 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 pH біологічних рідин, тканин і окремих клітин. Також важливим є визначення pH 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.
Зонд Лінара, схема: $Sb, Sb_2O_3 H^+ KCl Hg_2Cl_2, Hg$ нас.	Застосовується у медицині для внутрішньошлункового визначення pH. Використовуючи цей зонд, можна визначити pH у тілі шлунка, де середовище кисле, та в антральному відділі, де залози виділяють лужний секрет.
Гальваноз у ротовій порожнині	Застосування різних металів і сплавів для пломбування зубів і протезування створює умови для виникнення гальванічного елемента в порожнині рота. Слина виконує роль електроліту, а металічні елементи – роль електродів. У результаті різниці потенціалів металів на поверхні їх

Термін	Визначення, формули, показники
 Гальванометри і гальванометрія	відокремлюються іони і утворюються гальванічні токи від 0,5 до 75 мВ. Гальванічні токи можуть виникати не тільки за наявності протезів із різномірних сплавів (Au – нержавіюча сталь, Au – амальгамові пломби та ін.), а і навіть коли протези виготовлені лише з нержавіючої сталі внаслідок складності її сплавів і неоднаковому дозуванні складових компонентів у різних серійних випусках, тому між протезами в порожнині рота з'являється різниця потенціалів і виникають гальванічні токи. У пацієнта при гальванозі виникають неприємні відчуття в порожнині рота: печіння, металевий смак, зміна смакових відчуттів, потемніння кольору протеза із золота, гінгівіти, стоматити. Для встановлення максимальної різниці потенціалів і виміру сили гальванічного току в порожнині рота застосовуються спеціальні пристрої – гальванометри. Дані гальванометрії використовуються для вирішення питання про збереження або видалення чи заміну металевих протезів або пломб. Не допускається розташування амальгамової пломби поруч із золотою коронкою, що пояснюється хімічною взаємодією Hg з Au, і коронка втрачає свої позитивні властивості. В таких випадках спочатку пломбу з амальгами замінюють на пломбу з іншого матеріалу цементу або пластмаси, а потім роблять коронку із золота.
Стоматологічний аспект Взаємодія металів із середовищем у ротовій порожнині 	Метали і сплави, що застосовуються в зубному протезуванні, контактують з організмом, в результаті чого метал знаходиться в складному, часто змінному середовищі. Взаємодія металу із зовнішнім середовищем починається з адсорбції частинок із середовища поверхнею металу. При певних умовах адсорбція може переходити в хімічну реакцію – явище корозії (процес руйнування металів внаслідок хімічної або електрохімічної взаємодії їх із середовищем). Негативний вплив корозії на метал призводить до руйнування металів, у результаті якого знижується міцність і пластичність металу, і навіть втрачається метал. До стоматологічних матеріалів висуваються особливі вимоги: стійкість до рідини ротової порожнини і до середовища, яке виникає при прийомі їжі. Показники pH в ротовій порожнині можуть змінюватися. Величина ЕРС знаходиться в прямій залежності від кислотності середовища. Металічні зубні вироби в ротовій порожнині знаходяться у сприятливих для корозії умовах. Ротова рідина – це електроліт, містить хлорид натрію, хлорид і карбонат кальцію та інші солі. Корозії спричиняють температурні умови порожнини рота. Сплави, які використовуються для виготовлення зубних протезів: золоті, платинові, хромокобальтові, нержавіюча сталь – вони мало піддаються корозії.
Матеріали, що застосовуються в стоматологічній імплантології	Розрізняють біотолерантні, біоінертні і біоактивні матеріали. До біотолерантних відносять сплави благородних металів, сплави кобальта, хрому і молибдена. До біоінертних – титан і його сплави, Al₂O₃, карбон. До біоактивних – склокераміку з біоактивною поверхнею, фосфат кальцію – кераміку, гідроксиапатит. Імплантаційні матеріали повинні відповідати вимогам стійкості до корозії, повинні бути не токсичними, не канцерогенними, не спричиняти алергічних реакцій, повинні мати високі механічні і технологічні властивості,

Термін	Визначення, формули, показники
СТРУКТУРА ЗУБНОГО ІМПЛАНТУ 	легко піддаватися стерилізації, естетичними. Для імплантації в стоматології використовують нержавіючу сталь, кобальтохромовий сплав, титан, срібно-паладієвий сплав, нікелід титану (відповідає всім вимогам, а саме: має високу корозійну стійкість, відсутність токсичності та канцерогенності, наявність механічних властивостей, близьких до властивостей живих тканин, що дозволяє проводити якісну імплантацію, особливим є те, що він має термомеханічну пам'ять – ефект пам'яті форми).
Стоматологічний аспект Застосування гальванізації в стоматології для виготовлення коронок	Метод електрохімічного нанесення металів (золото, срібло) для створення високоточних, біоінертних каркасів коронок та протезів, що забезпечує ідеальне прилягання до зуба. Цей метод дозволяє уникнути алергій та гальванозу, покращуючи естетику та довговічність конструкцій. Суть методу полягає у створенні металевих конструкцій (коронок, вкладок) шляхом осадження іонів металу на модель, що дозволяє досягти високої точності. Використання благородних металів (наприклад, золото) усуває ризик виникнення гальванозу. Перевагами є висока міцність, довговічність та можливість створення точних металевих конструкцій. Застосування гальванічних методів менш поширене в стоматології через розвиток сучасних технологій.
Дифузійний потенціал 	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 H^+ і Cl^-. Оскільки рухливість іонів H^+ більша рухливості Cl^-, то вони при своєму переміщенні створюють фронт розчину, заряджений позитивно, а хлорид-іони, які «відстали», заряджають розчин негативно.
Мембранний потенціал 	Утворюється на межі між двома розчинами, якщо є напівпроникна перегородка, яка пропускає катіони і затримує аніони. Тому одна сторона мембрани заряджається позитивно, а інша сторона – негативно. Якщо напівпроникна мембрана пропускає катіони, тоді через неї справа наліво переміщуються іони K^+, а іони Cl^- – затримуються, внаслідок чого поверхня (з боку розчину KCl з молярною концентрацією C_1) мембрани заряджається позитивно, а з боку розчину KCl з молярною концентрацією C_2 – негативно, внаслідок чого утворюється мембранний потенціал.
Співвідношення $\frac{[K^+]_{кл}}{[K^+]_{позакл}}$	Дорівнює $\frac{20 - 40}{1}$
Співвідношення $\frac{[Na^+]_{позакл}}{[Na^+]_{кл}}$	Дорівнює $\frac{10 - 20}{1}$
Біопотенціали	Електричні потенціали, які виникають у біологічних системах, зокрема у клітинах та тканинах живих організмів. Ці потенціали викликані різницею концентрацій іонів або рухом іонів через мембрани клітини.
Причина виникнення біопотенціалів	Нерівномірний розподіл іонів K^+ і Na^+: іонів K^+ у внутрішньоклітинній рідині в 20–40 разів більше, ніж у позаклітинній; іонів Na^+ в 10–20 разів більше у позаклітинній.

Термін	Визначення, формули, показники
Потенціал спокою 	Різниця потенціалів, виміряна у стані фізіологічного спокою клітини, величина якого залежить в основному від концентрацій іонів K^+ , оскільки в стані спокою клітинна мембрана проникна в більшому ступені для іонів K^+ , має значення 50–100 мВ.
Потенціал дії 	Характерний для клітин нервової, м'язової і клітин залоз, має значення 90–130 мВ. Виникнення потенціалу дії пояснюється збільшенням проникності клітинної мембрани для іонів Na^+ у момент збудження, при цьому швидкість руху іонів K^+ залишається колишньою.
Деполяризація	Перший момент виникнення потенціалу дії, при якому відбувається зменшення потенціалу спокою, тобто потік іонів Na^+ всередину клітини призводить до зменшення негативного заряду мембрани на внутрішній поверхні, а потім до її перезарядки.
Реполіаризація	Процес повернення мембранного потенціалу клітини до його вихідного рівня після деполяризації. Під час реполіаризації іонні канали знову закриваються або розгортаються, що призводить до відновлення рівноваги іонів між внутрішнім і зовнішнім середовищем клітини.
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.	
Електрокардіограма (ЕКГ)	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.
Електроміографія (ЕМГ, ЕНМГ, міографія, електронейроміографія)	Метод дослідження біоелектричних потенціалів, які виникають у скелетних м'язах людини при порушенні м'язових волокон; реєстрація електричної активності м'язів.
Електроміографія жувальних і мимічних м'язів 	Сучасний діагностичний метод, що фіксує біоелектричну активність скроневих та жувальних м'язів для оцінки їхньої координації, симетрії та функціонального стану. Процедура використовується в стоматології для діагностики прикусу, дисфункцій скронево-нижньощелепного суглоба, налаштування ортотиків (оклюзійна шина) та перевірки стабільності після протезування. Це безболісний та високоінформативний метод, який допомагає стоматологу-ортопеду або ортодонту зрозуміти реальну функцію м'язів, а не лише анатомічне положення щелеп. Дозволяє встановити порушення функцій жувальних і мимічних м'язів у фізіологічному спокої, в стані напруги, зокрема при стисканні зубних рядів і русі нижньої щелепи, що характерно для різних аномалій прикусу. Розрізняють три основні види електроміографії: інтерференційну – при якій відводять біопотенціали м'язів із великої площі, накладаючи електроди на шкіру; локальну – при якій реєструється активність окремих рухових одиниць за допомогою голкових електродів; стимуляційну – при якій реєструється електрична відповідь м'язів на стимуляцію нерва, який її іннервує.

Термін	Визначення, формули, показники
Інтерференційна електроміографія 	Метод реєстрації сумарної електричної активності багатьох м'язових волокон під час їхнього довільного скорочення, що використовується для оцінки функціонального стану м'язів. Вона дозволяє визначити тип ураження (первинно-м'язове або нейрогенне), ступінь слабкості, болю та порушення тону. Застосування електроміографії може значно підвищити якість надання стоматологічної допомоги, особливо у випадках із неочевидною симптоматикою, при складних щелепно-лицьових реставраціях, реабілітації із застосуванням стоматологічних імплантатів, під час проведення ортопедичного лікування. Особлива цінність методу полягає ще й у тому, що залишається об'єктивний задокументований результат, який може бути використаний для подальшого порівняння отриманих даних.
Електроенцефалограма (ЕЕГ)	Графічний запис електричної активності мозку, заснований на реєстрації потенціалів, що виникають у нервових клітинах мозку і який дозволяє досліджувати різні стани свідомості, сну 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.
Реографія зубощелепної системи	У стоматології розроблені методи дослідження кровообігу в зубі – реодентографія, у тканинах пародонта – реопародонтографія, привушної ділянки – реоартрографія. Реографію застосовують для ранньої і диференційної діагностики захворювань, оцінки ефективності лікування. Дослідження проводять за допомогою реографів – апаратів, що дозволяють реєструвати зміни електричного опору тканин за допомогою спеціальних датчиків. Для реопародонтографії застосовують срібні електроди.
Електроодонтодіагностика 	Метод дослідження електрозбудливості чутливих нервів пульпи шляхом їх електростимуляції. Для характеристики електрозбудливості зуба використовують апарати типу ЕОМ-3, які дозволяють точно визначити порогову силу струму (мінімальну силу подразника, яка викликає збудження). Здорові зуби постійного прикусу реагують на токи 2–6 мкА. Зниження електрозбудливості до 20–40 мкА свідчить про наявність запального процесу в пульпі. Реакція зуба на струм 60 мкА вказує на некроз коронкової пульпи, а на струм 100 мкА і вище – на некроз всієї пульпи. У нормі періодонт чутливий до струмів 100–200 мкА, а при його значних морфологічних змінах – на струми понад 200 мкА.

Термін	Визначення, формули, показники
Гальванометрія в стоматології	Діагностичний метод вимірювання різниці потенціалів та сили струму в ротовій порожнині, що виникають через взаємодію різнорідних металевих протезів. Вона застосовується для виявлення гальванозу – патологічного стану, що викликає печіння, металевий присмак, запалення слизової та головний біль.
Електрохімічні методи лікування патологій ротової порожнини	Для знищення мікрофлори в зубі в тонких каналцях дентину вводять наночастинки купралу ($\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2$) разом із джерелом слабого електричного струму: гальванічний штифт, мікробатарейку та ін., а потім пломбують. У результаті відбувається електро- та іонофорез лікарських частинок у тонкому каналі, що супроводжується руйнуванням мікроорганізмів. <i>Електрофорез.</i> Із метою лікування захворювань пародонта широко використовують електрофорез. На ясна накладають гідрофільну прокладку, яка змочена розчином лікарської речовини: знеболювальні, антибактеріальні, протизапальні, вітаміни, іони металів K^+ , Ca^{+2} , F^- , аскорбінова кислота, гепарин тощо, на неї накладають активний електрод, а пасивний фіксують на руці. В результаті електрофорезу в тканинах утворюється іонне депо, яке поступово розсмоктується і забезпечує постійне надходження лікарської речовини.
Електрофорез використовують із дослідницькою метою	Для аналізу рідин ротової порожнини: була встановлена наявність у слині білків – альбумінів, глобулінів; серед яких лізоцим та імуноглобуліни забезпечують антимікробний та імунологічний механізми захисту ротової порожнини; муцин – захищає емаль та змочує їжу.
Метод імуноелектрофорезу на агарі	Різновид імунофорезу, коли в гелі знаходиться антисироватка, яка осаджує тільки один білок, доведено наявність у слині видоспецифічних антигенів та антитіл.
Електрохімічні методи для дослідження в стоматології	Серед електрохімічних методів дослідження використовують також окисно-відновні або редокс-системи, які дають можливість виявити патологію в пародонті. Для вимірювання окисно-відновного потенціалу використовують мілівольметри або рН-метри. За цих умов як електрод порівняння використовують хлорсрібний електрод, а електрод визначення – платиновий електрод, який вводять в ясна. Зниження окисно-відновного потенціалу вказує на патологічні зміни в тканинах пародонта.
Електрорентгенографія (ЕРГ) щелепи	Метод діагностики, що дозволяє отримувати рентгенівське зображення на звичайному папері, а не на плівці, шляхом використання зарядженої селенової пластини. Цей швидкий метод дозволяє детально візуалізувати кісткові структури, але сьогодні частіше використовують сучаснішу комп'ютерну томографію (КТ) для 3D-діагностики.

Електрохімічний глюкометр – сучасний прилад для вимірювання рівня цукру в крові, базується на вимірюванні електричного струму, який виникає під час хімічної реакції між глюкозою та ферментом на тест-смужці



Принцип роботи:

- кров потрапляє на смужку;
- глюкоза окиснюється, вивільняються електрони;
- прилад фіксує силу струму: чим більше глюкози, тим сильніший струм;
- результат миттєво переводиться у цифри на екрані.

Цікаві факти

Срібло темніє через хімічну реакцію з сірководневими сполуками, які присутні в повітрі навіть у дуже малих концентраціях ($\approx 10^{-9}$ – 10^{-6} часток).

Основним «винуватцем» є сірководень (H_2S), що утворюється внаслідок розкладу органічних речовин і діяльності бактерій. У результаті реакції срібло окиснюється і на його поверхні утворюється чорний наліт – сульфід срібла Ag_2S . $2\text{Ag} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} + \text{H}_2\uparrow$. Цей шар має товщину всього кілька десятків нанометрів (10–100 нм), але вже помітно змінює колір металу. Швидкість потемніння залежить від вологості: при відносній вологості понад 60 % реакція відбувається у 2–3 рази швидше. Також впливають температура та наявність поту, який містить іони Cl^- і S^{2-} .

Золото поводить інакше через свою хімічну інертність. Його стандартний електродний потенціал становить +1,50 В, що значно вище, ніж у срібла (+0,80 В), тому воно практично не окиснюється в повітрі. Золото не реагує ні з киснем, ні з сірководнем за звичайних умов ($t \approx 20$ – 25°C , $p = 1$ атм).

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 значення електродних потенціалів.
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, хінгідронного, 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 особливості, 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.
13. Визначати та пояснювати причини виникнення гальванозу в стоматології.

8. Ситуаційні задачі для визначення кінцевого рівня знань

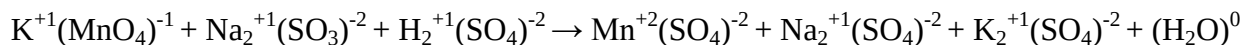
8.1 Ситуаційні задачі з алгоритмами їх вирішення

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.



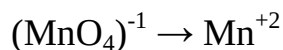
Дана реакція протікає у кислому середовищі (H_2SO_4).

По реакції бачимо, що ступінь окиснення змінюють дві речовини:

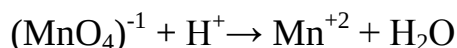
1) $(\text{MnO}_4)^{-1}$ переходить у Mn^{+2}

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

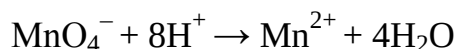
Розглянемо першу напівреакцію:



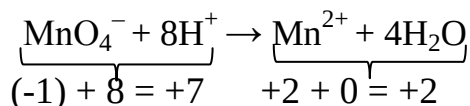
Оскільки реакція відбувається у кислому середовищі, то додаємо H^+ в реактанти і, відповідно отримаємо воду в продуктах реакції:



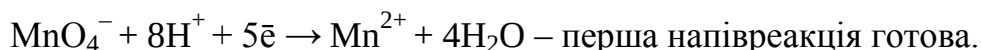
Поставимо стехіометричні коефіцієнти (зробимо баланс):



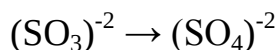
І розрахуємо кількість електронів ліворуч та праворуч:



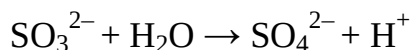
Різниця між (+7) та (+2) є 5, тож у напівреакцію додаємо 5 електронів:



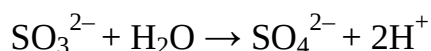
Розглянемо другу напівреакцію:



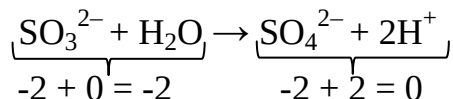
Для балансу додаємо воду в реактанти і, відповідно, H^+ до продуктів напівреакції:



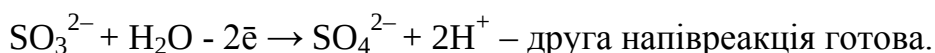
Поставимо стехіометричні коефіцієнти (зробимо баланс):



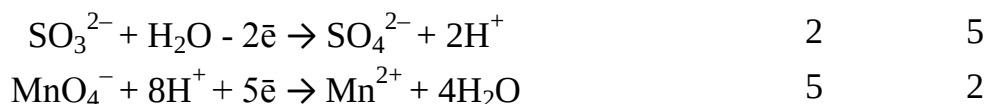
І розрахуємо кількість електронів ліворуч та праворуч:



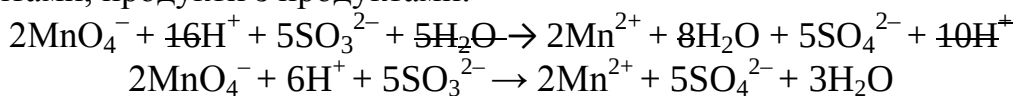
Різниця між (-2) та (0) є (-2), тож у напівреакцію віднімаємо 2 електрони:



Зіставляємо дві напівреакції, змінюємо коефіцієнти:



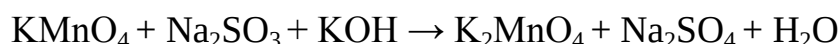
Кожен коефіцієнт помножуємо на члени напівреакції і складаємо реактанти з реактантами, продукти з продуктами:



Розставляємо коефіцієнти в саму реакцію:

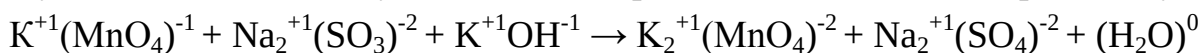


2. Складіть рівняння ОВР електронно-іонним методом:



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.



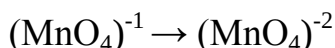
Дана реакція протікає у лужному середовищі (KOH).

По реакції бачимо, що ступінь окиснення змінюють дві речовини:

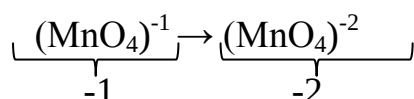
1) $(\text{MnO}_4)^{-1}$ переходить у $(\text{MnO}_4)^{-2}$

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

Розглянемо першу напівреакцію:



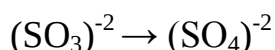
Стехіометричні коефіцієнти (баланс) ставити не потрібно, тож розрахуємо кількість електронів ліворуч та праворуч:



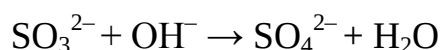
Різниця між (-1) та (-2) є (1), тож в напівреакцію додаємо 1 електрон:



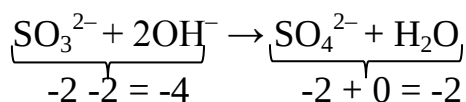
Розглянемо другу напівреакцію:



Оскільки реакція відбувається у лужному середовищі, то додаємо OH^- до реактантів і, відповідно, отримаємо воду в продуктах реакції:



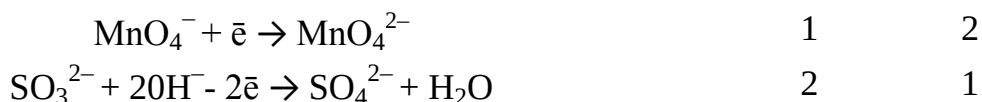
Поставимо стехіометричні коефіцієнти (зробимо баланс) і розрахуємо кількість електронів ліворуч та праворуч:



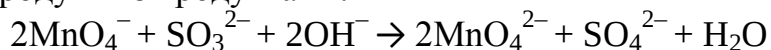
Різниця між (-4) та (-2) є (2), тож у напівреакцію віднімаємо 2 електрони:



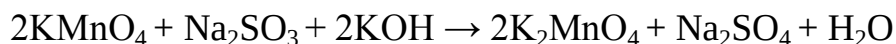
Зіставляємо дві напівреакції, змінюємо коефіцієнти:



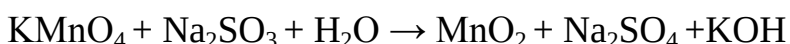
Кожен коефіцієнт помножуємо на члени напівреакції і складаємо реактанти з реактантами, продукти з продуктами:



Розставляємо коефіцієнти в саму реакцію:

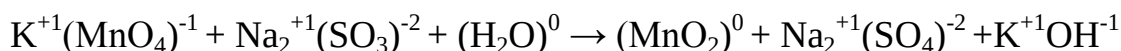


3. Складіть рівняння ОВР електронно-іонним методом:



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.



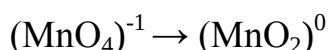
Приймаємо, що реакція протікає у нейтральному середовищі (H_2O).

По реакції бачимо, що ступінь окиснення змінюють дві речовини:

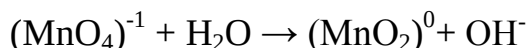
1) $(\text{MnO}_4)^{-1}$ переходить у $(\text{MnO}_2)^0$

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

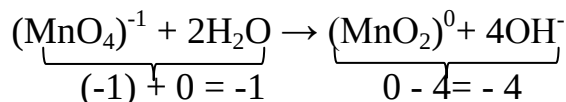
Розглянемо першу напівреакцію:



Оскільки реакція відбувається у нейтральному середовищі, то додаємо H_2O в реактанти і, відповідно отримаємо OH^- в продуктах реакції:



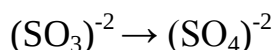
Поставимо стехіометричні коефіцієнти (зробимо баланс) та розрахуємо кількість електронів ліворуч та праворуч:



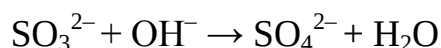
Різниця між (-1) та (-4) є 3, тож у напівреакцію додаємо 3 електроніа:



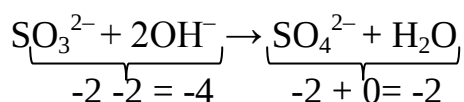
Розглянемо другу напівреакцію:



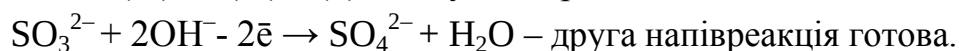
Для балансу додаємо OH^- в реактанти і, відповідно, отримаємо воду в продуктах реакції:



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



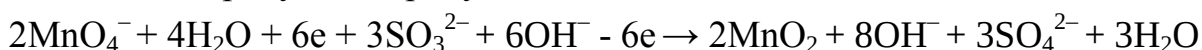
Різниця між (-4) та (-2) є (2), тож у напівреакцію віднімаємо 2 електрони:



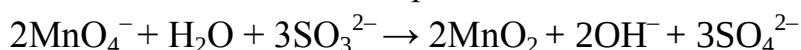
Зіставляємо дві напівреакції, змінюємо коефіцієнти:



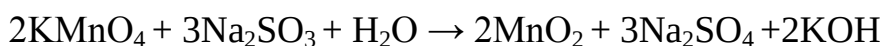
Кожен коефіцієнт помножаємо на члени напівреакції і складаємо реактанти з реактантами, продукти з продуктами:



Скорочуємо однакові складові та отримаємо:



Розставляємо коефіцієнти в саму реакцію:



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

Алгоритм рішення

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

ЕРС розраховуємо за формулою:

$$\text{ЕРС} = e_{\text{катода}} - e_{\text{анода}}$$

Підставляємо дані з умови задачі і отримаємо:

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

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



Відповідь: ЕРС=1,938 В; схема $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+} || \text{Au}^+ | \text{Au}$.

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

Алгоритм рішення

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

ЕРС розраховуємо за формулою:

$$ЕРС = e_{\text{катоду}} - e_{\text{аноду}} = e_{\text{х.с.}} - e_{\text{водн.}},$$

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

Підставляємо дані з умови задачі і отримаємо:

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

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

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

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

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

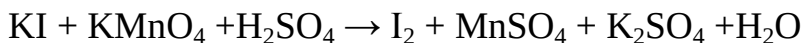
анод → водневий електрод || хлорсрібний електрод ← *катод*



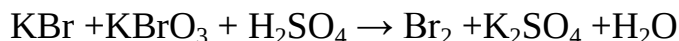
Відповідь: pH = 5,2; схема Pt (H₂) | H⁺ || KCl | AgCl, Ag.

8.2 Ситуаційні задачі для самоконтролю

1. Складіть рівняння ОВР, використовуючи метод напівреакцій:



2. Складіть рівняння ОВР, використовуючи метод напівреакцій:



3. Складіть рівняння ОВР, використовуючи метод напівреакцій:



4. Виходячи зі ступеня окислення хрому, йоду та сульфуру у сполуках: K₂Cr₂O₇, KJ та H₂SO₃, визначте, яка з них є окисником, або відновником, або й тим й іншим. Чому?

5. ЕРС гальванічного елемента, який складається з хлорсрібного та водневого електродів, дорівнює 0,75 В. Розрахувати pH, якщо $e_{\text{х.с.}} = 0,222$ В.

6. Визначте електродний потенціал водневого електрода, якщо $[\text{H}^+] = 0,055$ моль/л.

7. Окисно-відновний ланцюг складається із наступних електродів: Pt | $\frac{\text{Fe}^{3+}}{\text{Fe}^{2+}}$ та

Pt | $\frac{\text{Cr}^{3+}}{\text{Cr}^{2+}}$. Записати схему ланцюга, електродні процеси й рівняння окисно-відновної реакції, що відбувається у цьому ланцюгу. Розрахувати ЕРС, якщо

$$e^0(\text{Pt} \mid \frac{\text{Fe}^{3+}}{\text{Fe}^{2+}}) = 0,68 \text{ В}, e^0(\text{Pt} \mid \frac{\text{Cr}^{3+}}{\text{Cr}^{2+}}) = -0,31 \text{ В}, C(\text{Fe}^{3+}) = 0,025 \text{ моль/л},$$

$$C(\text{Fe}^{2+}) = 0,015 \text{ моль/л}, C(\text{Cr}^{3+}) = 0,055 \text{ моль/л}, C(\text{Cr}^{2+}) = 0,025 \text{ моль/л}, T = 298 \text{ К}.$$

8. Напишіть реакцію, яка буде відбуватися, якщо залізну пластинку занурити в розчин сульфату купруму.

9. ЕРС гальванічного елемента, який складається з каломельного та водневого електродів, дорівнює 0,85 В. Розрахуйте pH, якщо $e_{\text{кал}} = 0,25$ В.

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

8.3 Ситуаційні тести для визначення кінцевого рівня знань

1. У пацієнта після встановлення металеві коронки поряд з амальгамовою пломбою з'явився металевий присмак і печіння слизової. Яка причина цього явища?
A. Осмотичний тиск. D. Підвищення рН слини.
B. Дифузія іонів. E. Полімеризація матеріалу.
C. Виникнення гальванічного струму.
2. Який процес лежить в основі утворення гальванічних струмів у ротовій порожнині?
A. Гідроліз солей. D. Ізомеризація.
B. Електролітична дисоціація. E. Коагуляція білків.
C. Різниця електродних потенціалів металів.
3. Під час корозії амальгамової пломби відбувається:
A. Приєднання електронів металом. D. Полімеризація.
B. Віддача електронів металом. E. Ізомеризація.
C. Відновлення металу.
4. У зубному нальоті бактерії активно окиснюють вуглеводи. Це призводить до:
A. Підвищення рН D. Підвищення буферної ємності
B. Зниження рН E. Денатурації білків
C. Утворення лугів
5. Який метод використовується для визначення рН слини?
A. Спектрофотометрія. D. Гравіметрія.
B. Потенціометрія. E. Поляриметрія.
C. Хроматографія.
6. Який фактор найбільше сприяє корозії стоматологічних металів?
A. Висока температура. D. Високий тиск.
B. Наявність електроліту (слини). E. Відсутність іонів.
C. Низька вологість.
7. Оберіть НЕправильну відповідь. Чим лівіше метал розташований в електрохімічному ряді напруг, тим він:
A. Хімічно більш активний. D. Важче відновлюється з його іонів.
B. Сильніший відновник. E. Хімічно менш активний.
C. Легше окиснюється.
8. Оберіть НЕправильну відповідь. Чим правіше розташований метал в електрохімічному ряді напруг, тим він:
A. Хімічно менш активний. D. Легше відновлюється з його іонів.
B. Слабший відновник. E. Хімічно більш активний.
C. Важче окиснюється.
9. Найпоширенішими ОВР в організмі людини є такі, що відбуваються за наявності:
A. Ферментів і коферментів D. KIO_3
B. KMnO_4 E. KClO_3
C. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
10. Витісняє водень з кислот:
A. Cu. B. Li. C. Ag. D. Hg. E. Pt.

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 еквіваленту 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; відрізняти процес відновлення від процесу окиснення; вміти розставляти ступені окиснення, розраховувати ЕРС гальванічного елемента; вміти записувати схеми для різних ланцюгів гальванічних елементів.

4. Самостійно вирішувати ситуаційні тести для визначення кінцевого рівня знань (див. п. 8.3).

5. Самостійно переглянути акредитований у ННІ ЯО ХНМУ дистанційний курс з Медичної та біоорганічної хімії <https://distance.knmu.edu.ua/course/view.php?id=2948> за темою заняття. Особливу увагу звернути на наочні матеріали: <https://distance.knmu.edu.ua/mod/folder/view.php?id=38787> та відео лабораторної роботи <https://distance.knmu.edu.ua/mod/resource/view.php?id=38788>

6. Алгоритми вирішення навчальних питань аудиторної та самостійної роботи і результати занести у робочий зошит.

7. Лабораторна робота

Дослід 1. ОВР: Реакція диспропорціонування

Кристал йоду помістити в пробірку, додати гідроксид натрію, нагріти. Підкислити 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_{HCl}». За перегинами кривої визначають V₁ та V₂. За V₁ (при рН ≈ 8,3) визначається вільна лужність (n), яка обумовлена наявністю OH⁻ та CO₃²⁻ 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⁻¹.

За V₂ (при рН ≈ 4,0) визначають загальну лужність (q):

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

За різницею (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.

У хімічній стакан відмірюють 10 мл розчину HNO₃. Над стаканом прилаштовують бюретку, заповнену 0,1 М розчином NaOH. Потенціометричне титрування проводять, занурюючи в стакан із досліджуванним 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 HNO₃) додають по 0,5 мл стандартного розчину NaOH і результати вимірювання заносять до таблиці:

№ з/п	Об'єм титранту HNO ₃ , 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 лугу, який витрачено на титрування 10 мл досліджуваного розчину кислоти. Закінчення титрування можна визначити ще за різкою зміною потенціалу індикаторного електрода поблизу точки еквівалентності.

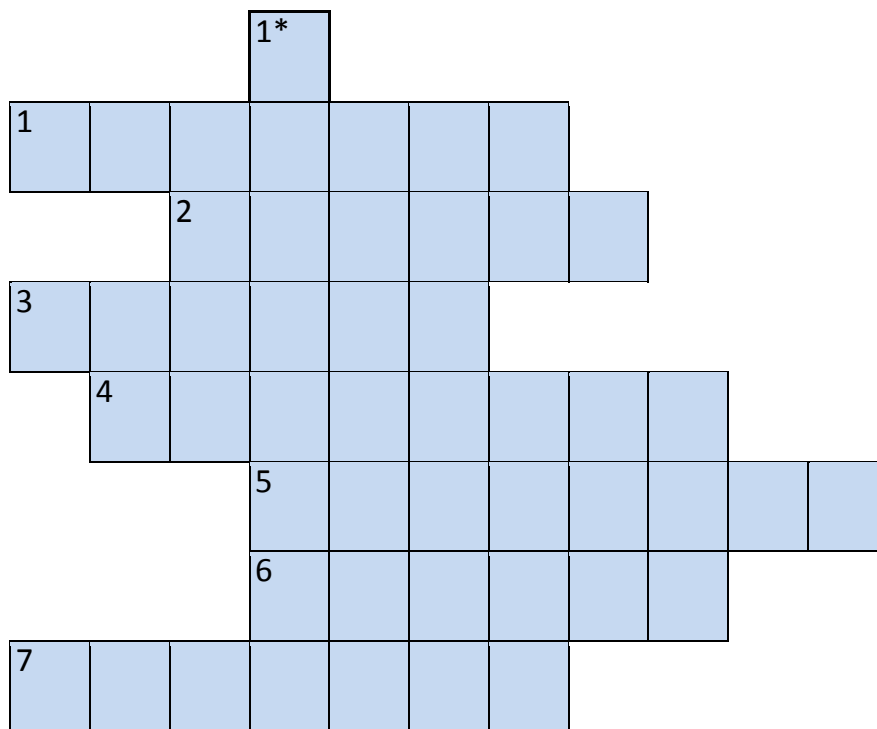
Користуючись даними співвідношеннями C_кV_к та C_лV_л, визначаємо концентрацію кислоти.

Висновки: _____

10. Позааудиторна самостійна робота:

Базуючись на знаннях, отриманих на лекції та лабораторно-практичному занятті, дайте відповіді на кросворди: історія електрохімії та електрохімія в стоматології.

Історія електрохімії



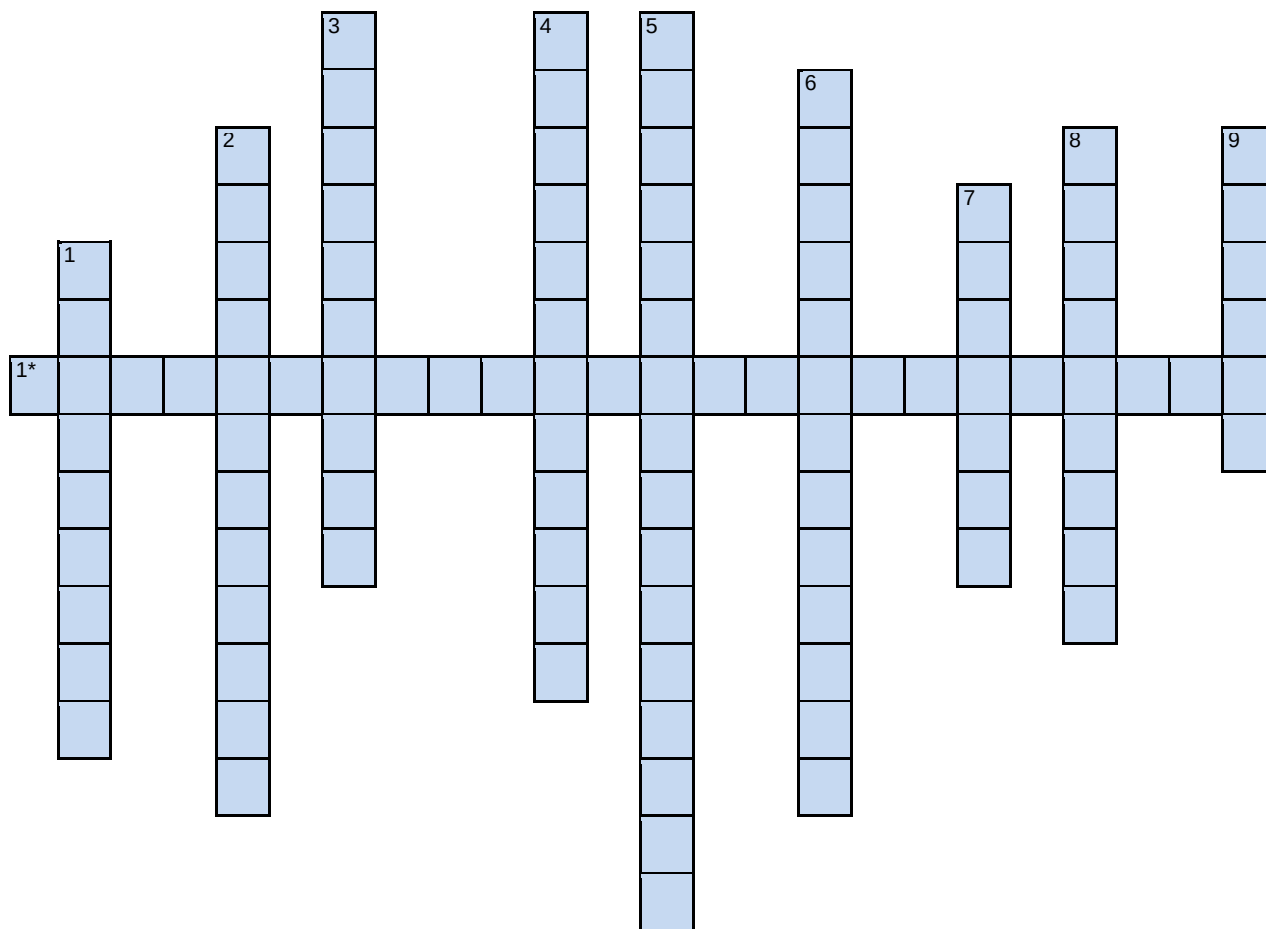
По горизонталі:

1. Вчений, який встановив співвідношення між кількістю пропущеної електрики і масою речовини, яка виділяється на електродах.
2. Автор свинцевого акумулятора.
3. Вчений, який довів, що електричний струм може генеруватися хімічним шляхом.
4. Вчений, який встановив склад повітря.
5. Автор теорії електролітичної дисоціації.
6. Автор теорії ЕРС.
7. Вчений, який створив перший гальванічний елемент.

По вертикалі:

- 1*. Італійський анатом, який відкрив зв'язок між хімічними реакціями та електрикою завдяки досліді на м'язах жаби при використанні металевго зонду.

Електрохімія в стоматології



По вертикалі:

1. Застосування різних металів і сплавів у стоматології створює умови для виникнення в ротовій порожнині явища _____.
2. Електрохімічний метод, який застосовують з дослідницькою і лікувальною метою _____.
3. Ротова рідина з електрохімічної точки зору – це _____.
4. Пристрій, який використовують для вимірювання різниці потенціалів і сили струму в ротовій порожнині, що виникає через взаємодію різнорідних металевих протезів _____.
5. Сучасний діагностичний метод, який фіксує біоелектричну активність жувальних м'язів _____.
6. Метод електрохімічного нанесення іонів металів на модель _____.
7. Процес руйнування металів внаслідок їх хімічних або електрохімічних взаємодій із середовищем _____.
8. Пристрій для вимірювання окисно-відновних потенціалів у стоматології – міні-_____.
9. Назвіть наночастинки $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2$, які використовують з електричним струмом у стоматології для знищення мікрофлори в зубі _____.

По горизонталі:

- 1*. Метод дослідження електростимуляції чутливих нервів пульпи шляхом їх електростимуляції _____.

Література

Основна

1. Медична хімія : підручник / В. О. Калібабчук, І. С. Чекман, Г. О. Сирова, В. І. Галинська та ін. ; за ред. проф. В. О. Калібабчук. 4-е 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. Від хімії шкільної до медичної хімії : навч. посіб. для здобувачів вищої другого (магіст.) рівня 1-го курсу вищих мед. закладів освіти III–IV рівнів акредитації спеціальностей. «Медицина» та «Педіатрія» / Г. О. Сирова, Н. М. Чаленко, С. М. Козуб та ін. Харків : ХНМУ, 2026. 280 с.
5. Мороз А. С., Луцевич Д. Д., Яворська Л. П. Медична хімія. Вид. друге, стереотипне. Вінниця : НОВА КНИГА, 2008. 776 с.
6. Medical chemistry: textbook / V. O. Kalibabchuk, V. I. Halynska, L. I. Hryshchenko et al. ; edited by V.O. Kalibabchuk. 5th edition, corrected. Kyiv : AUS Medicine Publishing, 2017. 224 p.
7. Fundamentals of medical chemistry : manual for students' self-work / A. O. Syrovaya, E. R. Grabovetskaya, L. G. Shapoval. Kharkiv : KhNMU, 2015. 196 p.
8. Medical chemistry. Adapted concise course: manual for students' self-work / A. O. Syrovaya, E. R. Grabovetskaya, L. G. Shapoval. Kharkiv : KhNMU, 2013. 160 p.
9. Medicinal Chemistry / D. Sriram, P. Yogeeswari. Pearson India, 2009. 712 p.
10. Medicinal Chemistry: Principles and Practice / Frank D. King. Royal Society of Chemistry, 2002. 448 p.

Допоміжна

1. Миронович Л. М., Мардашко О. О. Медична хімія : навч. посіб. Київ : Каравела, 2007. 168 с.
2. Медична хімія (в таблицях, схемах, питаннях, відповідях, прикладах) : навч. посіб. / О. В. Смірнова, Н. В. Заїчко, А. В. Мельник, О. Г. Сулім. 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., Ключєва Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. Вінниця : Нова книга, 2003. 464 с.
9. Inorganic Chemistry: manual / V. O. Kalibabchuk, V. V. Ogurtsov, V. B. Emelianov, V. I. Galinska et al. Kiev : VCB «Medicine», 2017. 300 p.

Начальне 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 1-го курсу спеціальності «Стоматологія»
з освітнього компоненту «Медична та біоорганічна хімія»**

Видання II перероблене та доповнене

Упорядники Сирова Ганна Олегівна
 Чаленко Наталія Миколаївна
 Козуб Світлана Миколаївна
 Савельєва Олена Валеріївна
 Присяжний Олександр Васильович

Відповідальний за випуск О. В. Савельєва



Редактор Н. І. Дубська
Комп'ютерна верстка О. Ю. Лавриненко

Формат А4. Ум. друк. арк. 4,5. Зам. № 26-67.

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