

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
БІЛОЦЕРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ АГРАРНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
БІОЛОГО-ТЕХНОЛОГІЧНИЙ ФАКУЛЬТЕТ
Кафедра хімії**

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

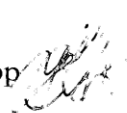
ОК 10 «ЕЛЕКТРОХІМІЯ»

ГАЛУЗЬ ЗНАНЬ	14 Електрична інженерія
СПЕЦІАЛЬНІСТЬ	141 «Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка»
РІВЕНЬ ВИЩОЇ ОСВІТИ	Перший (бакалаврський)
ФАКУЛЬТЕТ	Агробіотехнологічний


Робоча програма з навчальної дисципліни «Електрохімія» для здобувачів вищої освіти агробіотехнологічного факультету за спеціальністю 141 «Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка», бакалаврський рівень вищої освіти / Укладачі: Н.В. Гаюк, О.О. Селезньова. – Біла Церква: БНАУ, 2022. – 23 с.

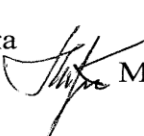
Розробники: Н.В. Гаюк, доктор філософії, О.О.Селезньова, кан. біолог. наук,

Робочу програму затверджено на засіданні кафедри хімії
(Протокол № 2 від 26.08.2022 р.)

Завідувач кафедри хімії, професор  С.І. ЦЕХМИСТРЕНКО

Схвалено науково-методичною комісією агробіотехнологічного факультету
(Протокол № 1 від 31 серпня 2022 р.)

Голова науково-методичної комісії, доцент  В.С. ХАХУЛА

Гарант ОП 141 «Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка», доктор техн. наук, професор  М.І. ТРЕГУБ

ЗМІСТ

1. ОПИС НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ	4
2. ПЕРЕДУМОВИ ДЛЯ ВИВЧЕННЯ ДИСЦИПЛІНИ	5
3. КОМПЕТЕНТНОСТІ ВІДПОВІДНО ДО СТАНДАРТУ ВИЩОЇ ОСВІТИ ЗІ СПЕЦІАЛЬНОСТІ 141 «ЕЛЕКТРОЕНЕРГЕТИКА, ЕЛЕКТРОТЕХНІКА ТА ЕЛЕКТРОМЕХАНІКА»	5
4. ОЧІКУВАНІ РЕЗУЛЬТАТИ НАВЧАННЯ	
5. ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ «ЕЛЕКТРОХІМІЯ»	6
6. СТРУКТУРА ДИСЦИПЛІНИ	7
7. ЗМІСТ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ	8
7.1. Лекції	8
7.2. Практичні заняття	13
7.3. Лабораторні заняття	14
7.4. Самостійна робота	16
7.5. Орієнтовна тематика індивідуальних та групових завдань	17
8. МЕТОДИ НАВЧАННЯ	19
9. ФОРМИ ПОТОЧНОГО ТА ПІДСУМКОВОГО КОНТРОЛЮ	19
10. ЗАСОБИ ОЦІНЮВАННЯ РЕЗУЛЬТАТІВ НАВЧАННЯ	20
11. КРИТЕРІЇ ОЦІНЮВАННЯ РЕЗУЛЬТАТІВ НАВЧАННЯ	20
12. ПЕРЕЛІК НАОЧНИХ ТА ТЕХНІЧНИХ ЗАСОБІВ НАВЧАННЯ	22
13. РЕКОМЕНДОВАНІ ДЖЕРЕЛА ІНФОРМАЦІЇ	22

1. ОПИС НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Згідно з навчальним планом на 2022–2023 навчальний рік, на вивчення дисципліни «Електрохімія» для денної форми навчання виділено всього 120 академічних годин (4 кредита ECTS), у т.ч. аудиторних – 48 годин (лекції – 16, практичні заняття – 16, лабораторні роботи - 16), самостійна робота студентів – 72 годин.

Опис навчальної дисципліни за показниками та формами навчання наведено в таблиці:

Найменування показників	Шифр та найменування галузі знань, спеціальності, рівень вищої освіти	Характеристика навчальної дисципліни	
		денна форма навчання	заочна форма навчання
Кількість кредитів, відповідних ECTS – 4	Галузь знань: 14 «Електрична інженерія»	Нормативна	
Змістових модулів – 4	Спеціальність: 141 «Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка»	<i>Рік підготовки:</i>	
Індивідуальне науково-дослідне завдання – реферативне		1	2
Загальна кількість академічних годин – 120		<i>Семестр</i>	
		2	4
Тижневих годин для денної форми навчання: аудиторних – 3 самостійної роботи студента – 5		<i>Лекції</i>	
		II сем. – 16 год.	6
	<i>Практичні</i>		
	II сем. – 16 год.	5	
	<i>Лабораторні</i>		
II сем. – 16 год.		5	
<i>Самостійна робота</i>			
II сем. – 72 год.		104	
Підсумковий контроль: залік			

Метою викладання курсу є формування у майбутніх інженерів системних знань і уявлень про електрохімічні системи, процеси і методи їх вивчення, вміння застосовувати основні тенденції та напрямки розвитку сучасної електрохімії у практиці (дослідницької, на виробництві).

1. ПЕРЕДУМОВИ ДЛЯ ВИВЧЕННЯ ДИСЦИПЛІНИ

Для успішного засвоєння дисципліни студенту необхідні знання та уміння, що були отримані у загальноосвітній школі під час вивчення дисциплін «Хімія», «Фізика», «Математика» та ін. Дисципліна «Електрохімія» належить до базових загальноосвітніх предметів і забезпечує формування фундаменту знань та практичних навичок спеціаліста в галузі «Електрична інженерія».

2. КОМПЕТЕНТНОСТІ ВІДПОВІДНО ДО СТАНДАРТУ ВИЩОЇ ОСВІТИ ЗІ СПЕЦІАЛЬНОСТІ 141 «ЕЛЕКТРОЕНЕРГЕТИКА, ЕЛЕКТРОТЕХНІКА ТА ЕЛЕКТРОМЕХАНІКА»

Загальні компетентності (ЗК)

ЗК 01. Здатність до абстрактного мислення, аналізу і синтезу.

ЗК 02. Здатність застосовувати знання у практичних ситуаціях.

ЗК 06. Здатність виявляти, ставити та вирішувати проблеми.

ЗК 08. Здатність працювати автономно.

Спеціальні компетентності спеціальності (СК)

СК 02. Здатність вирішувати практичні задачі із залученням методів математики, фізики та електротехніки.

4. ОЧІКУВАНІ РЕЗУЛЬТАТИ НАВЧАННЯ

Символ результатів навчання за спеціальністю «Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка» відповідно до освітньо-професійної програми	Результати навчання з дисципліни
ПРН 13. Розуміти значення традиційної та відновлюваної енергетики для успішного економічного розвитку країни.	ПР 13.1 Електрохімічна технологія неорганічних речовин займає важливе місце у виробництві основної продукції хімічної промисловості. Тому є чимало причин, серед яких необхідно вказати на відносну простоту і економічність отримання ряду продуктів, таких як хлор, водень, кисень, гідроксиди натрію та калію, пероксидні кислоти та солі, особливо чисті неорганічні речовини, важка вода. Надалі можна чекати подальший ріст асортименту електрохімічної продукції, оскільки в ряді випадків електрохімічна технологія дозволяє одержувати продукти достатньо високої чистоти

	більш економічним шляхом у порівнянні з традиційними хімічними технологіями.
ПРН 18. Вміти самостійно вчитися, опанувати нові знання і вдосконалювати навички роботи з сучасним обладнанням, вимірювальною технікою та прикладним програмним забезпеченням.	РН 18.1 Фізичні та енергетичні характеристики процесу сольватації. Енергія кристалічної ґратки та її розрахування. Співвідношення енергії ґратки з теплою сольватації (гідратації) іонів. Розрахунок енергії та теплоти гідратації по термодинамічним циклом Габера-Борна. Визначення енергій гідратації окремих іонів.
ПРН 19. Застосовувати придатні емпіричні і теоретичні методи для зменшення втрат електричної енергії при її виробництві, транспортуванні, розподіленні та використанні.	РН 19.1 Механізм виникнення стрибка потенціалу на межі поділу метал – розчин. Зовнішній, поверхневий, внутрішній, вольта і гальвані потенціали. Правильно розімкнутий електрохімічний ланцюг. Електрорушійні сили (ЕРС). Електрохімічна рівновага на межі поділу фаз. Хімічний та електрохімічний потенціал. Межа двох металів.

5. ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ «ЕЛЕКТРОХІМІЯ»

Змістовий модуль 1. Основні положення електрохімії. Рівновага в іонних системах

ТЕМА 1.1. Предмет та зміст електрохімії

ТЕМА 1.2. Хімічна дія електричного струму

ТЕМА 1.3. Розчини електролітів. Основні положення теорії електролітичної дисоціації. Іонні рівноваги в розчинах електролітів

ТЕМА 1.4. Сольватація (гідратація) в розчинах електролітів

ТЕМА 1.5. Теорія міжіонної взаємодії

Змістовий модуль 2. Нерівноважні явища в розчинах електролітів

ТЕМА 2.1. Електропровідність розчинів електролітів

ТЕМА 2.2. Дифузія і міграція іонів в розчинах

ТЕМА 2.3. Гідродинамічна модель провідності розчинів електролітів

Змістовий модуль 3. Електродна рівновага

ТЕМА 3.1. Електрохімічний потенціал і рівновага на межі електрод-розчин

ТЕМА 3.2. Класифікація електродів

ТЕМА 3.3. Електрохімічні кола

ТЕМА 3.4.Термодинаміка електрохімічних систем

ТЕМА 3.5.Основи електрохімічної кінетики

Змістовний модуль 4. Прикладна електрохімія

ТЕМА 4.1.Електроліз

ТЕМА 4. 2. Електрохімічна корозія металів та способи захисту від корозії

ТЕМА 4.3.Проблеми енергетики та електрохімія

6. СТРУКТУРА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин											
	денна форма						заочна форма					
	всього	у тому числі					всього	у тому числі				
		л	п	лб	інд	СРС		л	п	лб	інд	СРС
<i>Змістовий модуль 1. Основні положення електрохімії. Рівновага в іонних системах</i>												
Тема 1.1	6	1	1	1		3	5	1				4
Тема 1.2	7	1	1	1		4	5	1				4
Тема 1.3.	6	1	1	1		3	5		1			4
Тема 1.4	6	1	1	1		3	5			1		4
Тема 1.5	6	1	1	1		3	4					4
Разом за модуль 1	31	5	5	5		16	24	2	1	1		20
<i>Змістовий модуль 2.Нерівноважні явища в розчинах електролітів</i>												
Тема 2.1	9	1	1	1		6	10	1				9
Тема 2.2	9	1	1	1		6	11		1			10
Тема 2.3	9	1	1	1		6	10			1		9
Разом за модуль 2	27	3	3	3		18	31	1	1	1		28
<i>Змістовий модуль 3. Електродна рівновага</i>												
Тема 3.1	7	1	1	1		4	8	2		1		5
Тема 3.2	6	1	1	1		3	7			1		6
Тема 3.3	7	1	1	1		4	6		1			5
Тема 3.4	7	1	1	1		4	7		1			6
Тема 3.5	7	1	1	1		4	6					6
Разом за модуль 3	34	5	5	5		19	34	2	2	2		28
<i>Змістовий модуль 4. Прикладна електрохімія</i>												
Тема 4.1	10	1	1	1		7	10	1				9
Тема 4.2	9	1	1	1		6	11		1			10
Тема 4.3	9	1	1	1		6	10			1		9
Разом за модуль 4	28	3	3	3		19	31	1	1	1		28

Всього годин	120	16	16	16		72	62	6	5	5		104
---------------------	------------	-----------	-----------	-----------	--	-----------	-----------	----------	----------	----------	--	------------

Примітка: л – лекції, п – практичні заняття, лб–лабораторна робота, інд – індивідуальні завдання, СРС – самостійна робота студентів.

7. ЗМІСТ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

7.1. Лекції

Тема і зміст лекції	К-ть годин
Змістовий модуль 1. Основні положення електрохімії. Рівновага в іонних системах	
1.1. Предмет та зміст електрохімії Відмінність електрохімічних процесів від хімічних. Поняття про електрохімічну систему. Складові частини електрохімічних систем та їх можливий стан. Види електрохімічних систем. Короткі історичні відомості про розвиток електрохімії. Основні області застосування електрохімії та перспективи її розвитку. Роль електрохімії в розв'язанні проблеми раціонального використання енергетичних ресурсів та охорони навколишнього середовища.	1
1.2. Хімічна дія електричного струму Електрохімічний ланцюг та його компоненти. Закони Фарадея. Число Фарадея. Вихід за струмом. Кулометри та кулонометрія.	1
1.3 Розчини електролітів. Основні положення теорії електролітичної дисоціації. Іонні рівноваги в розчинах електролітів Основні положення класичної теорії електролітичної дисоціації Арреніуса. Класифікація електролітів. Константа та ступінь електролітичної дисоціації. Закон розведення Оствальда. Електролітична дисоціація води; рН розчинів. Гідроліз, константи гідролізу. Буферні розчини. Застосування класичної теорії розчинів електролітів для пояснення осмотичних властивостей, термохімічних ефектів та хімічної рівноваги в розчинах електролітів. Недоліки класичної теорії електролітів та шляхи її удосконалення по	1

Д.І. Менделєєву.	
<p>1.4. Сольватація (гідратація) в розчинах електролітів</p> <p>Фізичні та енергетичні характеристики процесу сольватації. Енергія кристалічної ґратки та її розрахування. Співвідношення енергії ґратки з теплою сольватації (гідратації) іонів. Розрахунок енергії та теплоти гідратації по термодинамічним циклам Габера-Борна. Визначення енергій гідратації окремих іонів. Ентропії гідратації та числа гідратації. Роль діелектричної проникності в явищах дисоціації електролітів. Енергетичні характеристики сольватації. Протолітична теорія кислот та основ. Рівняння Бренстеда. Сучасні тенденції в розвитку вчення про рівновагу в розчинах електролітів.</p>	1
<p>1.5. Теорія міжіонної взаємодії</p> <p>Іон-дипольна взаємодія в розчинах електролітів. Механізми утворення іонів у розчинах. Загальна схема рівноваг в розчинах електролітів. Вплив хімічних та фізичних властивостей розчинника на силу електроліту. Іон-іонні взаємодії в розчинах електролітів. Активність та коефіцієнт активності електроліту. Іонна сила розчину. Правило іонної сили. Зв'язок коефіцієнта активності електроліту з іонною силою розчину. Теорія сильних електролітів Дебая-Хюккеля. Іонна атмосфера. Зв'язок середнього іонного коефіцієнта активності сильних електролітів з іонною силою розчинів. Іон-іонна взаємодія у концентрованих розчинах, асоціація іонів.</p>	
Разом за змістовий модуль 1	5
<i>Змістовий модуль 2. Нерівноважні явища в розчинах електролітів</i>	
<p>2.1. Електропровідність розчинів електролітів</p> <p>Питома і молярна електропровідності. Залежність питомої та молярної електропровідності слабких та сильних електролітів від концентрації та температури. Гранична молярна електропровідність електроліту, методи її визначення. Рухливість іонів, її залежність від температури, природи іонів та в'язкості розчинника. Закон незалежного руху іонів Кольрауша. Числа переносу іонів та методи їх визначення. Аномальні числа переносу.</p>	1
2.2. Дифузія і міграція іонів в розчинах	1

<p>Визначення понять «дифузія» и «міграція» іонів в розчинах. Потоки дифузії і міграції. Стаціонарна і нестаціонарна молекулярна дифузія. Закони Фіка. Особливості дифузійних процесів в розчинах електролітів. Дифузійний потенціал. Термодинамічна трактовка дифузійного потенціалу. Теорії Планка та Гендерсона. Методи обчислення дифузійного потенціалу на межі розчинів різної концентрації та з різною рухомістю іонів. Методи його зниження.</p>	
<p>2.3. Гідродинамічна модель провідності розчинів електролітів</p> <p>Теорія електропровідності сильних електролітів Дебая-Хюккеля-Онзагера. Коефіцієнт електропровідності. Електрофоретичний та релаксаційний ефекти, їх вплив на величину електропровідності. Рівняння Дебая-Хюккеля-Онзагера. Механізми переносу струму в електролітних розчинах. Удосконалення теорії Дебая-Онзагера. Формула Шидловського. Ефект Віна та дисперсія електропровідності. Кінетична теорія електропровідності. Кондуктометрія.</p>	1
<p>Разом за змістовий модуль 2</p>	3
<p><i>Змістовий модуль 3. Електродна рівновага</i></p>	
<p>3.1. Електрохімічний потенціал і рівновага на межі електрод-розчин</p> <p>Механізм виникнення стрибка потенціалу на межі поділу метал – розчин. Зовнішній, поверхневий, внутрішній, вольта і гальвані потенціали. Правильно розімкнутий електрохімічний ланцюг. Електрорушійні сили (ЕРС). Електрохімічна рівновага на межі поділу фаз. Хімічний та електрохімічний потенціал. Межа двох металів. Закон Вольта. Межа метал-розчин. ЕРС та її зв'язок із зміною енергії Гіббса. Рівняння Нернста. Поняття електродного потенціалу. Стандартні електродні потенціали. Міжнародна конвенція про ЕРС та електродні потенціали.</p>	1
<p>3.2. Класифікація електродів</p> <p>Електроди першого, другого роду. Газові електроди. Окислювально-відновні електроди. Правило Лютера. Іоноселективні електроди. Стандартні електроди. Використання стандартних потенціалів для оцінки термодинамічної можливості протікання електрохімічних</p>	1

процесів.	
3.3.Електрохімічні кола Принципи класифікації електрохімічних кіл. Типи електрохімічних кіл. Фізичні, концентраційні та хімічні кола. Здвоєні хімічні кола. Методи вимірювання ЕРС гальванічних елементів та електродних потенціалів. Нормальний елемент Вестона як еталон електрорушійної сили в компенсаційному методі. Потенціометрія та її використання при проведенні електрохімічних досліджень.	1
3.4.Термодинаміка електрохімічних систем Основні термодинамічні функції. Визначення роботи, відмінної від об'ємно-механічної за допомогою основних термодинамічних функцій. Рівняння Гіббса-Гельмгольца та їх аналіз. Визначення напрямку перебігу та термодинамічних параметрів хімічної реакції, що перебігає у гальванічному елементі. Розрахунок констант рівноваги електрохімічних процесів. Правило Томсона. Температурний коефіцієнт. Тепловий ефект електрохімічної реакції. Корисна робота електрохімічних систем у незворотних умовах. Практичне використання методу вимірювання ЕРС.	1
3.5. Основи електрохімічної кінетики Швидкість електрохімічних реакцій. Стадії електрохімічного процесу. Електродна поляризація і електронна перенапруга, його види. Поляризаційні криві. Потенціостатичний, потенціодинамічний і гальваностатичний методи поляризаційних вимірювань. Триелектродна електрохімічна комірка. Електрохімічна перенапруга. Зв'язок між енергією активації електродної реакції і електродним потенціалом. Коефіцієнти переносу. Рівняння Батлера-Фольмера. Густина току обміну. Рівняння Тафеля.	1
Разом за змістовий модуль 3	5
<i>Змістовий модуль 4. Прикладна електрохімія</i>	
4.1.Електроліз Закони електролізу Фарадея. Напруга розкладання й напруга електролізу. Вихід продуктів електролізу струмом. Електрохімічна умова перебігу катодних процесів. Послідовність перебігу катодних процесів. Електрохімічна умова перебігу анодних процесів.	1

<p>Послідовність перебігу анодних процесів. Послідовність перебігу процесів на нерозчинних анодах. Послідовність перебігу процесів на розчинних анодах. Уявні та істинні відхилення від законів електролізу, їх причини. Приклади електролізу.</p>	
<p>4.2.. Електрохімічна корозія металів та способи захисту від корозії</p> <p>Теорія локальних елементів. Типи корозійних елементів і причини їх виникнення. Кінетична теорія електрохімічної корозії. Корозійний потенціал і струм корозії. Кінетичне рівняння корозійного процесу. Корозійні діаграми окремих випадків корозії. Діаграма Пурбе для системи «Метал – корозійне середовище». Термодинамічна й електрохімічна умови перебігу електрохімічної корозії. Механізм корозії під дією блукаючих струмів. Методи захисту металів від корозії: захисні неметалеві та металеві покриття, катодний та протекторний захист, пасивування металів. Інгібітори корозії. Гальванічне осадження і електрохімічне рафінування металів.</p>	1
<p>4.3.Проблеми енергетики та електрохімія</p> <p>Особливість і масштаб «енергетичного голоду». Розробка способів прямого перетворення хімічної енергії в електричну і використання сонячної енергії. Хімічні джерела струму. Місце і роль ХДС у розвитку сучасної техніки. Перший гальванічний елемент Вольта, елементи Бунзена, Грене, Лекланше, Якобі-Даніеля. Вторинні елементи (акумулятори). Перший винахід Планте- свинцевий акумулятор. Ni-Cd, Fe-Ni, Ag-Zn акумулятори з лужним електролітом. Акумулятори на твердих електролітах. Загальні зведення про паливні елементи. Сучасні джерела енергії –суперконденсатори. Області застосування.</p>	1
<p>Разом за змістовий модуль 4</p>	3
<p>Всього</p>	16

7.2. Практичні заняття

№ п/п	Тема	Кількість годин
Змістовий модуль 1. Основні положення електрохімії. Рівновага в іонних системах		
1.	Електрохімічні системи, їх складові частини. Закони Фарадея. Число Фарадея. Вихід по струму.	1
2.	Визначення рН розчинів сильних і слабких кислот, сильних і слабких основ, розчинів солей. Визначення рН водної і сольової витяжки ґрунту	1
3.	Розрахунок енергії та теплоти гідратації по термодинамічним циклам Габера-Борна.	1
4.	Експериментальне вивчення коефіцієнта активності іонів гідрогену методом вимірювання ЄРС електрохімічних систем.	1
5.	Модульна контрольна робота	1
Разом за змістовий модуль 1		5
Змістовий модуль 2. Нерівноважні явища в розчинах електролітів		
6.	Визначення електропровідності розчинів.	1
7.	Визначення та розрахунок дифузійного потенціалу на межі двох розчинів хлороводневої кислоти різної концентрації.	1
8.	Визначення залежності питомої та молярної електропровідності, ступеня і константи дисоціації оцтової кислоти від ступеня її розбавлення.	1
Разом за змістовий модуль 2		3
Змістовий модуль 3. Електродна рівновага		
9.	Визначення електрорушійної сили (ЕРС) гальванічних елементів компенсаційним методом.	1
10.	Визначення іонів Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Cl^- , NO_3^- тощо за допомогою іоноселективних електродів.	1

11.	Розрахунок електропровідності і чисел переносу в розчинах електролітів.	1
12.	Визначення термодинамічних функцій рівноважних процесів за значеннями електрорушійної сили гальванічного елемента. Визначення потенціалу окремого електрода.	1
13.	Модульна контрольна робота	1
Разом за змістовий модуль 3		5
<i>Змістовий модуль 4. Прикладна електрохімія</i>		
14.	Електроліз розчинів солей.	1
15.	Визначення окисно-відновного потенціалу розчину.	1
16.	Фотоелектрокаталітична деградація барвника нанокompозитним матеріалом $\text{TiO}_2/\text{MnO}_2$	1
Разом за змістовий модуль 4		3
Всього		16

7.3. Лабораторні роботи

№п/п	Тема	Кількість годин
<i>Змістовий модуль 1. Основні положення електрохімії. Електроліз.</i>		
1.	Електроліз розчину солі купруму з графітовими і мідними електродами	1
2.	Електроліз станум (II) хлориду	1
3.	Електроліз розчину сульфату натрію	1
4.	Виготовлення визначника полюсів джерела струму.	1
5.	Модульна контрольна робота	1
Разом за змістовий модуль 1		5
<i>Змістовий модуль 2. Гальванотехніка. Гальванічні елементи.</i>		

6.	Гальваностегія. Електролітичне цинкування	1
7.	Гальванопластика. Електрохімічне отримання металевої копії	1
8.	Виготовлення гальванічного елемента з металічними електродами	1
Разом за змістовий модуль 2		3
<i>Змістовий модуль 3. Корозія металів</i>		
9.	Фактори, які визначають перебіг хімічної корозії. Стан поверхні металу. Електрохімічна корозія	2
10.	Розрахунок електропровідності і чисел переносу в розчинах електролітів.	1
11.	Іонний склад корозійного середовища. Вплив швидкості руху електроліту на швидкість корозії. Методи захисту металів від корозії	1
12.	Модульна контрольна робота	1
Разом за змістовий модуль 3		5
<i>Змістовий модуль 4. Прикладна електрохімія</i>		
13.	Електрокристалізація (синтез) MnO_2	1
14.	Фотоелектрокаталітична деградація барвника нанокompозитним матеріалом TiO_2/MnO_2	2
Разом за змістовий модуль 4		3
		Всього 16

7.4. Самостійна робота

№п/п	Тема	Кількість годин
Змістовий модуль 1. Основні положення електрохімії. Рівновага в іонних системах		
1	Роль електрохімії в розв'язанні проблеми раціонального використання енергетичних ресурсів та охорони навколишнього середовища.	4
2	Кулонометри та кулонометрія	4
3	Гідроліз, константи гідролізу. Буферні розчини.	4
4	Роль діелектричної проникності в явищах дисоціації електролітів.	4
5	Вплив хімічних та фізичних властивостей розчинника на силу електроліту.	4
Разом за змістовий модуль 1		20
Змістовий модуль 2. Нерівноважні явища в розчинах електролітів		
6	Гранична молярна електропровідність електроліту, методи її визначення.	3
7	Стаціонарна і нестаціонарна молекулярна дифузія.	3
8	Електрофоретичний та релаксаційний ефекти, їх вплив на величину електропровідності.	4
Разом за змістовий модуль 2		10
Змістовий модуль 3. Електродна рівновага		
9	Міжнародна конвенція про ЕРС та електродні потенціали.	5
10	Іоноселективні електроди.	5
11	Потенціометрія та її використання при проведенні електрохімічних досліджень.	5
12	Тепловий ефект електрохімічної реакції.	5
13	Потенціостатичний, потенціодинамічний і гальваностатичний методи поляризаційних вимірювань.	5
Разом за змістовий модуль 3		25
Змістовий модуль 4. Прикладна електрохімія		
14	Приклади електролізу.	6
15	Гальванічне осадження і електрохімічне рафінування металів.	5
16	Місце і роль ХДС у розвитку сучасної техніки. Перший гальванічний елемент Вольта.	6
Разом за змістовий модуль 4		17
Всього		72

7.5. Орієнтовна тематика індивідуальних та групових завдань

1. Накресліть графік залежності питомої електропровідності слабких і сильних електролітів від концентрації і поясніть його.
2. Виведіть рівняння, яке пов'язує молярну електропровідність зі ступенем дисоціації електроліту.
3. Константа дисоціації гідроксиду амонію дорівнює $1,79 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Розрахувати концентрацію NH_4OH , при якій ступінь дисоціації дорівнює 0,01 і молярну електропровідність розчину при цій концентрації.
4. Питома електропровідність 4 %-го водного розчину H_2SO_4 при 18°C дорівнює $0,168 \text{ См} \cdot \text{см}^{-1}$, густина розчину - $1,026 \text{ г/см}^3$. Розрахувати молярну електропровідність розчину.
5. Молярна електропровідність нескінченно розведених розчинів KCl , KNO_3 і AgNO_3 при 25°C дорівнює відповідно 149,9; 145,0 і $133,4 \text{ См} \cdot \text{см}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$. Яка молярна електропровідність нескінченно розведеного розчину AgCl при 25°C ?
6. Розрахувати потенціал водневого електрода з концентрацією $[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ M}$.
7. Виведіть залежність від рН формального потенціалу електрохімічної системи $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ та оцініть придатність перманганат-йону як окисника.
8. Розрахувати потенціал залізного електрода, зануреного у $0,1 \text{ M}$ розчин ферум(II) хлориду.
9. Розрахувати потенціал окисно – відновного манганового електрода, якщо концентрації перманганат-іона та іона Mn^{2+} дорівнюють одиниці, а рН розчину – 3.
10. Розрахувати гальванічний елемент, складений з цинкової пластини, зануреної у розчин цинк сульфату з концентрацією 10^{-3} моль/л та залізної пластини, зануреної у розчин ферум хлориду з концентрацією 10^{-1} моль/л.
11. Складіть схему електролізу розплавів: а) калій гідроксиду; б) натрій сульфату.
12. Складіть схеми електролізу водних розчинів: а) купрум (II) сульфату; б) магній хлориду; в) калій сульфату. В усіх випадках електроліз проводиться з використанням вугільних електродів.
13. Під час електролізу водного розчину калій гідроксиду з інертними електродами на катоді виділився водень об'ємом 11,2 л (нормальні умови). Розрахуйте об'єм кисню, який виділився при цьому на аноді.
14. Наведіть умови оборотності гальванічного елемента. При якому стані його виконуються умови $-\Delta G^0 = A_{\text{макс}} = nEF$.

15. Скласти схеми гальванічних елементів, в одному з яких мідь була б анодом, а у іншому – катодом. Написати рівняння реакцій, які відбуваються на електродах при роботі цих гальванічних елементів та розрахуйте ЕРС, використавши стандартні значення потенціалів.
16. Гальванічний елемент складається з срібного електрода, зануреного у 1 М розчин AgNO_3 , та стандартного водневого електрода. Визначити його ЕРС. Написати електродні та сумарну реакції, які відбуваються у гальванічному елементі.
17. Напишіть схему концентраційного гальванічного елемента, складеного з цинкових електродів. Концентрація іонів цинку у розчинах дорівнює відповідно 0,1 та 0,5 моль/л. Розрахувати ЕРС та максимально корисну роботу, яку виконує цей гальванічний елемент.
18. У якому напрямку будуть рухатись електрони у зовнішньому колі наступних гальванічних елементів:
- $\text{Mg}|\text{Mg}^{+2}||\text{Pd}^{+2}|\text{Pb}$;
 - $\text{Pb}|\text{Pb}^{+2}||\text{Cu}^{+2}|\text{Cu}$;
 - $\text{Cu}|\text{Cu}^{+2}||\text{Ag}^{+}|\text{Ag}$, якщо всі розчини електролітів одномолярні?
- Розрахуйте ЕРС цих елементів.
19. Розрахувати потенціал мідного електрода у розчині $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ з концентрацією іонів Cu^{+2} 0,12 моль/л. Скласти з цього і стандартного мідного електродів гальванічний елемент та розрахувати його ΔG^0 . Як зветься такий гальванічний елемент?
20. Записати схеми електролізу наступних розплавів: KCl , NaBr , MgCl_2 , RbI .
21. Записати схеми електролізу наступних розчинів з нерозчинними анодами: K_2SO_4 , MgSO_4 , CuCl_2 , NiBr_2 , FeCl_2 , $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CuI}_2$.
22. Записати схеми електролізу наступних розчинів з розчинними анодами: FeCl_2 , CuCl_2 , NiSO_4 , $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, AuCl_3 .
23. Крізь розчин ZnCl_2 пройшло 96500 Кл електрики. При цьому маси виділених цинку та хлору відповідно дорівнюють 19,61 та 6,20 г. Записати електродні процеси та розрахувати вихід за струмом.
24. При електролізі солі двовалентного металу струмом силою 1 А протягом 2 год виділилось на катоді 2,219 г металу. Визначити цей метал.
25. Визначіть питому потужність суперконденсатора, якщо відомо, що його ємність 500 F, час розрядження 2 с, робоча напруга 16,2 В.

8. МЕТОДИ НАВЧАННЯ

Лекції, лабораторні заняття, самостійна робота (самостійно опрацювання додаткових питань за наведеним переліком літератури), виконання індивідуального завдання.

Практичні заняття проводяться у вигляді семінарів-практикумів з виконанням ситуаційних та розрахункових завдань – індивідуальних та в групах; лабораторних досліджень; конференцій; ділових та рольових ігор.

У разі дистанційного і змішаного навчання використовуються навчальна платформа Moodle Білоцерківського НАУ, онлайн-платформи ZOOM, Microsoft Team, GoogleMeet, електронна пошта, мобільні додатки Viber, Telegram.

Самостійна робота студентів (СРС) виконується за технологією групового навчання під керівництвом рівного (*Peer-led team learning*), оцінка рівних (*Peer assessment*). Алгоритм: 1. Студенти отримують завдання для групової СРС та критерії оцінювання. Практичні заняття проводяться у вигляді семінарів-практикумів з виконанням ситуаційних та розрахункових завдань – індивідуальних та в групах; лабораторних досліджень; конференцій; ділових та рольових ігор. Для денної форми навчання дисципліна викладається в очному форматі, із застосуванням мультимедійних засобів. За необхідності (індивідуальні графіки та дистанційна форма навчання тощо) використані програми Moodle Білоцерківського НАУ, онлайн-платформи ZOOM, Microsoft Team, GoogleMeet, електронна пошта, мобільні додатки Viber, Telegram. Формат проведення навчальної дисципліни може бути змішаним: поєднання традиційних форм навчання з елементами дистанційного навчання.

9. ФОРМИ ПОТОЧНОГО ТА ПІДСУМКОВОГО КОНТРОЛЮ

Поточний контроль з предмету «Хімія» включає тематичне оцінювання та модульний контроль.

Тематичне оцінювання аудиторної та самостійної роботи студентів здійснюється на основі отриманих ними поточних оцінок за усні та письмові відповіді з предмету, самостійні, практичні та контрольні роботи.

Поточний контроль за виконанням ІНДЗ здійснюється відповідно до графіку виконання завдання.

Модульний контроль проводиться у формі комп'ютерного тестування.

Кількість отриманих балів з кожного виду навчальних робіт за різними формами поточного контролю виставляється студентам у журнал академічної групи та електронний журнал після кожного контрольного заходу.

Підсумковий контроль проводиться у формі складання заліку.

10. ЗАСОБИ ОЦІНЮВАННЯ РЕЗУЛЬТАТІВ НАВЧАННЯ

Оцінка за лекційне заняття виставляється за активність студента в дискусії, якість конспекту.

Оцінку на практичному занятті студент отримує за виконані розрахункові, лабораторні роботи, зроблені доповіді, презентації, реферати, активність під час дискусій.

Під час модульного та підсумкового контролю засобами оцінювання результатів навчання з дисципліни є стандартизовані комп'ютерні тести.

11. КРИТЕРІЇ ОЦІНЮВАННЯ РЕЗУЛЬТАТІВ НАВЧАННЯ

Поточний контроль успішності здобувачів вищої освіти здійснюється за чотирирівневою шкалою – «2», «3», «4», «5».

Критерії оцінювання результатів навчання за чотирирівневою шкалою

Бали	Критерії оцінювання
«Відмінно»	Отримують за роботу, в якій повністю і правильно виконано завдання. Водночас здобувач вищої освіти має продемонструвати вміння аналізувати і оцінювати явища, факти і процеси, застосовувати наукові методи для аналізу конкретних ситуацій, робити самостійні висновки, на основі яких прогнозувати можливий розвиток подій і процесів, докладно обґрунтувати свої твердження та висновки.
«Добре»	Отримують за роботу, в якій повністю і правильно виконано 75 % завдань. Водночас здобувач вищої освіти виявляє навички аналізувати і оцінювати явища, факти і події, робити самостійні висновки, на основі яких прогнозувати можливий розвиток подій і процесів та докладно обґрунтувати свої твердження та висновки.
«Задовільно»	Отримують за роботу, в якій правильно виконано 60 %

	завдань. При цьому здобувач вищої освіти не виявив вміння аналізувати і оцінювати явища, факти та недостатньо обґрунтував твердження та висновки, недостатньо певно орієнтується у навчальному матеріалі.
«Незадовільно»	Отримують за роботу, в якій виконано менш як 60 % завдань. При цьому здобувач вищої освіти демонструє невміння аналізувати явища, факти, події, робити самостійні висновки та їх обґрунтувати, що свідчить про те, що студент не оволодів програмним матеріалом.

Підсумкова оцінка з дисципліни виставляється за 100-бальною шкалою. Вона обчислюється як середнє арифметичне значення (САЗ) всіх отриманих студентом оцінок з наступним переведенням їх у бали за такою формулою:

$$БПК = \frac{САЗ \times \max ПК}{5},$$

де *БПК* – бали з поточного контролю; *САЗ* – середнє арифметичне значення усіх отриманих студентом оцінок (з точністю до 0,01); *max ПК* – максимально можлива кількість балів з поточного контролю.

Відсутність студента на занятті у формулі приймається як «0».

Критерії оцінювання за дворівневою шкалою

Максимальна кількість балів при оцінюванні знань студентів з дисципліни, яка завершується заліком, становить за поточну успішність – 70 балів, за залік – 30 балів.

Шкала оцінювання успішності здобувачів вищої освіти

За 100-бальною шкалою	За шкалою ECTS	За національною шкалою	
		Іспит	залік
90–100	A	Відмінно	Зараховано
82–89	B	Добре	
75–81	C	Задовільно	
64–74	D		
60–63	E		
35–59	FX	Незадовільно (незараховано) з можливістю повторного складання	
1–34	F	Незадовільно (незараховано) з обов'язковим повторним вивченням	

Розподіл балів, що присвоюється здобувачам вищої освіти за підсумкового контролю «залік»

Форма підсумкового контролю	Лекції	Практичні заняття	Самостійна робота	Модульний контроль	ІНДЗ	Підсумковий контроль	Загальний бал
залік	10	10	10	30	10	30	100

12. ПЕРЕЛІК НАОЧНИХ ТА ТЕХНІЧНИХ ЗАСОБІВ НАВЧАННЯ

Наочні засоби:

1. Слайдові презентації у програмі Microsoft Office PowerPoint;
2. Інформаційні стенди у навчальній аудиторії;
3. Нормативно-технічна документація;

Технічні засоби:

4. Шафа сушильна; ваги електронні; ваги аналітичні з різновесами; центрифуги; рефрактометр; лабораторний посуд.
5. Лабораторія, що обладнана для проведення кондуктометричних, потенціометричних, спектрофотометричних вимірювань.

13. РЕКОМЕНДОВАНІ ДЖЕРЕЛА ІНФОРМАЦІЇ

Основна література

1. Вовкотруб М.П., Смик С.Ю., Бойко Р.С. Фізична і колоїдна хімія. Електронний підручник з дисципліни. 2010, 350 с.
2. Вовкотруб М.П., Смик С.Ю., Бойко Р.С. Практикум з фізичної та колоїдної хімії. Електронний навчальний посібник. 2010, 257 с.
3. Петрушина Г.О. Електрохімія: навч. посіб. / Г.О. Петрушина. – Дніпро: Пороги, 2018. – 84 с.
4. Тульський Г. Г. Теоретична електрохімія. Частина 1 : навч. посібник / Г. Г. Тульський, В. М. Артеменко, С. Г. Дерібо ; Нац. техн. ун-т "Харків. політехн. ін-т". – Харків : Іванченко І. С., 2019. – 182 с.
5. Миронюк І. Ф., Микитин І. М. Електрохімія та її практичні аспекти: навчальний посібник. – Івано-Франківськ: Прикарпатський національний університет імені Василя Стефаника, 2016. - 174 с.

6. С. Г. Шейко, М. П. Міхєєва. Електрохімія для студентів технічних університетів. – Донецьк: Видавництво «Ноулідж», 2011, 226 с.
7. В.Л. Чумак, С.В. Іванов «Фізична хімія» Підручник НАУ. Київ 2007 645с.

Додаткова література

1. Смик Н. І. Збірник задач з електрохімічних методів аналізу. – К.: ВПЦ “Київський університет”, 2006, 82 с.
2. Супер конденсатори - накопичувачі електричної енергії з використанням нанорозмірних вуглецевих матеріалів. Ю. Малетін, Н. Стрижакова, С. Зелінський, О. Гоженко, В. Стрелко. Вісн. НАН України. 2011, № 12. С. 23-29.

Адреси сайтів в INTERNET

1. http://elibrary.nubip.edu.ua/4654/1/Vovkotrub_Phys_Col_Chem_Pidr_NUB_IP.pdf
2. http://www.lib.nau.edu.ua/booksfornau/2008/Fizichna_koloidna_himia-Kostrgickiy.pdf