

**НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ УКРАЇНИ
«КИЇВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ ім. ІГОРЯ
СІКОРСЬКОГО»**

Інженерно-хімічний факультет

ЗАТВЕРДЖУЮ

Декан інженерно-хімічного факультету
(назва інституту/факультету)

_____ Панов Є.М.
(підпис) (ініціали, прізвище)

« _____ » _____ 2017 р.

_____ Панов Є.М.
(підпис) (ініціали, прізвище)

« _____ » _____ 2018 р.

Прикладна хімія

РОБОЧА ПРОГРАМА

кредитного модуля

освітній ступінь бакалавр
(назва освітньо-кваліфікаційного рівня)

за спеціальністю 161 Хімічна технологія та інженерія
(шифр і назва)

**за спеціалізацією Хімічні технології переробки деревини та
рослинної сировини**

Ухвалено методичною комісією
інженерно-хімічного факультету
(назва інституту/факультету)

Протокол від 18.05.2017 р. № 9

Голова методичної комісії

_____ Д.Е. Сідоров
(підпис) (ініціали, прізвище)

« _____ » _____ 2017 р.

Протокол від _____ 2018 р. № _____

Голова методичної комісії

_____ Д.Е. Сідоров
(підпис) (ініціали, прізвище)

« _____ » _____ 2018 р.

Київ – 2017

Робоча програма кредитного модуля «Прикладна хімія» складена для студентів, які навчаються за спеціальністю 161 Хімічна технологія та інженерія, спеціалізацією Хімічні технології переробки деревини та рослинної сировини, освітнього ступеня бакалавр, за денною формою навчання, складена відповідно до програми навчальної дисципліни «Прикладна хімія».

Розробники робочої програми:

доцент, к.т.н. Терещенко Оксана Миколаївна
(посада, науковий ступінь, вчене звання, прізвище, ім'я, по батькові)

(підпис)

Програму затверджено на засіданні кафедри екології та технології рослинних полімерів

(повна назва кафедри)

Протокол від «18» 05. 2017 року № 10

Завідувач кафедри

(підпис) М.Д. Гомеля
(ініціали, прізвище)

«__» _____ 2017 р.

Протокол від «__» _____ 2018 року № ____

Завідувач кафедри

(підпис) М.Д. Гомеля
(ініціали, прізвище)

«__» _____ 2018 р.

1. Опис кредитного модуля

Галузь знань, напрям підготовки, освітньо-кваліфікаційний рівень	Загальні показники	Характеристика кредитного модуля
Галузь знань <u>16 Хімічна та біоінженерія</u> (шифр і назва)	Назва дисципліни, до якої належить кредитний модуль <u>«Прикладна хімія»</u>	Форма навчання <u>денна</u> (денна / заочна)
Напрямок підготовки _____	Кількість кредитів ECTS <u>4</u>	Статус кредитного модуля <u>Цикл професійної підготовки</u>
Спеціальність <u>161 Хімічна технологія та інженерія</u> (шифр і назва)	Кількість розділів <u>1</u>	Цикл, до якого належить кредитний модуль <u>професійної та практичної підготовки</u>
Спеціалізація <u>Хімічні технології переробки деревини та рослинної сировини</u> (назва)	Індивідуальне завдання <u>розрахунково-графічна робота</u> (вид)	Рік підготовки <u>1</u>
		Семестр <u>1</u>
Освітній ступінь <u>бакалавр</u>	Загальна кількість годин <u>120</u>	Лекції <u>36 год*.</u>
		Практичні (семінарські) <u>36 год*.</u>
		Лабораторні (комп'ютерний практикум) <u>0 год*.</u>
	Тижневих годин: аудиторних – <u>4</u> СРС – <u>3</u>	Самостійна робота <u>48 год.</u> , у тому числі на виконання індивідуального завдання <u>15 год.</u>
		Вид та форма семестрового контролю <u>залік</u>

* - у відповідності до чисельності студентів у групі кількість лекційних, практичних та лабораторних занять може бути пропорційно змінено з урахуванням індивідуальних занять

Робочу програму кредитного модуля «Прикладна хімія» складено відповідно до освітньо-професійної програми підготовки бакалаврів спеціальності 161 Хімічна технологія та інженерія спеціалізації Хімічні технології переробки деревини та рослинної сировини.

Кредитний модуль належить до обов'язкових дисциплін циклу професійної та практичної підготовки.

Предмет кредитного модуля – вивчення теоретичних основ прикладної хімії, створення у студентів наукового уявлення про речовину як одного з видів рухомої матерії, про шляхи, механізми і способи перетворень одних речовин в інші, вивчення основних хімічних законів, знайомлення з технікою хімічного експерименту і виконання хімічних розрахунків.

Міждисциплінарні зв'язки: кредитний модуль «Прикладна хімія» ґрунтується на базових знаннях, отриманими студентами при вивченні хімії в курсі середньої школи, а також навчальні дисципліни: «Загальна та неорганічна хімія», «Фізика», «Вища математика». Кредитний модуль «Прикладна хімія» забезпечує дисципліни «Аналітична хімія», «Органічна хімія», «Колоїдна хімія», «Інструментальні методи аналізу».

2. Мета та завдання кредитного модуля

2.1. Мета кредитного модулю.

Метою вивчення даного кредитного модуля є створення хімічного мислення у студентів, вивчення хімії елементів у докiллі.

Відповідно до мети, підготовка бакалаврів вимагає формування наступних здатностей:

- описувати хімічні реакції за допомогою знакової системи та законів хімії елементів;
- проводити простий хімічний учбово-дослідний експеримент, володіти основними прийомами роботи в хімічній лабораторії.

2.2. Основні завдання кредитного модуля.

Згідно з вимогами освітньо-професійної програми студенти після засвоєння кредитного модуля мають продемонструвати такі результати навчання:

знання:

- загальна хімії;
- хімії елементів у докiллі;

уміння:

- використовуючи теоретичні положення загальної хімії та довідкові дані, записувати рівняння хімічних реакцій, проводити стехіометричні розрахунки, визначати можливість протікання реакцій;
- базуючись на основних властивостях хімічних елементів, проводити аналогії при зміні властивостей хімічних сполук, виявляти взаємозв'язок між структурою, властивостями та реакційною здатністю хімічних елементів;

- використовуючи теоретичні положення загальної та аналітичної хімії, довідкові дані, лабораторне обладнання та реактиви, проводити хімічний експеримент;

досвід:

- використання знань щодо властивостей хімічних елементів;
- проведення хімічного аналізу.

3. Структура кредитного модуля

Назви розділів і тем	Кількість годин			
	Всього	у тому числі		
		Лекції	Практичні заняття	СРС
Розділ 1. Сучасні напрями розвитку хімічної науки. Основні хімічні поняття Тема 1.1. Наука хімія та її предмет. Тема 1.2. Основні закони хімії. Тема 1.3. Молекулярна маса. вчення.	11	4	4	3
Розділ 2. Періодичний закон Д.І. Менделєєва	12	4	5	3
Розділ 3. Хімічний зв'язок. Просторова конфігурація молекул Тема 3.1. Загальні положення про хімічний зв'язок. Енергія іонізації. Тема 3.2. Ковалентний зв'язок. Тема 3.3. Іонний зв'язок.	11	4	4	3
Розділ 4. Основні закономірності перебігу хімічних реакцій Тема 4.1. Енергетика хімічних реакцій Тема 4.2. Напрямок перебігу хімічних процесів. Тема 4.3. Хімічна кінетика та рівновага Тема 4.4. Окисно-відновні реакції	15	6	5	4
Розділ 5. Систематика основних неорганічних сполук	15	6	6	3
Розділ 6. Фізичні властивості розчинів	16	6	5	5
Розділ 7. Хімічні властивості розчинів	16	6	5	5
<i>Залік</i>	2	-	-	2
<i>Модульна контрольна робота по розділам 1-7</i>	7		2	5
<i>РГР</i>	15	-	-	15
Всього годин	120	36	36	48

4. Лекційні заняття

Лекційні заняття спрямовані на: надання сучасних, цілісних, взаємозалежних знань з кредитного модуля «Прикладна хімія», рівень яких – визначається цільовою установкою до кожної конкретної теми; забезпечення в процесі лекції творчої роботи студентів спільно з викладачем;

- виховання у студентів професійно-ділових якостей і розвиток у них самостійного творчого мислення;
- формування у студентів необхідного інтересу та надання напрямку для самостійної роботи;
- відображення методичної обробки матеріалу (виділення головних думок і положень, підкреслення висновків, повторення їх у різних формулюваннях);
- викладання чіткою і ясною мовою, роз'яснення всіх нововведених термінів і понять;
- доступність для сприйняття даної аудиторією.

№ з/п	Назва теми лекції та перелік основних питань (перелік дидактичних засобів, посилання на літературу та завдання на СРС)
1-2	Розділ 1. Сучасні напрями розвитку хімічної науки. Основні хімічні поняття Тема 1.1. Наука хімія та її предмет. Тема 1.2. Основні закони хімії. Закони: збереження маси речовини, закон еквівалентів, кратних відношень, сталості складу. Атомна маса. Закон об'ємних відношень Гей-Люссака. Література: [1], с. 7-12. Тема 1.3. Молекулярна маса. Визначення молекулярних мас. Визначення атомних мас. Значення атомно-молекулярного вчення. Поширення елементів у природі. Література: [1], с. 13-18. <u>Завдання на СРС.</u> Ідеальні тверді тіла. Кінетична теорія матерії
3-4	Розділ 2. Періодичний закон Д.І. Менделєєва Періодичний закон Д.І. Менделєєва і періодична система елементів. Внутрішня та вторинна періодичність. Значення періодичного закону. Література: [1], с. 51-61. <u>Завдання на СРС.</u> Відкриття періодичного закону. Сучасні форми Періодичної таблиці. Застосування періодичного закону і періодичної системи елементів.
5-6	Розділ 3. Хімічний зв'язок. Просторова конфігурація молекул Тема 3.1. Загальні положення про хімічний зв'язок. Енергія іонізації. Спорідненість до електрона. Електронегативність. Основні параметри молекули. Тема 3.2. Ковалентний зв'язок. Природа ковалентного зв'язку. Механізм утворення ковалентного зв'язку. Напряменість ковалентного зв'язку. Тема 3.3. Іонний зв'язок. Міжмолекулярна взаємодія. Водневий зв'язок. Розміри атомів та йонів. Література: [1], с. 62-81 <u>Завдання на СРС.</u> Метод валентних зв'язів. Молекулярні стани.

7-9	Розділ 4. Основні закономірності перебігу хімічних реакцій <i>Тема 4.1. Енергетика хімічних реакцій</i> Енергетичний ефект хімічних реакцій. Закон Гесса. Теплоти утворення хімічних сполук. Енергія хімічного зв'язку. <i>Тема 4.2. Напрямок перебігу хімічних процесів</i> Ентропія. Енергія Гіббса. <i>Тема 4.3. Хімічна кінетика та рівновага</i> Швидкість хімічної реакції. Закон діючих мас. Енергія активації. Вплив температури на швидкість реакції. Залежність швидкості реакції від концентрації реагентів. Каталіз. Хімічна рівновага. Вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу. Принцип Ле Шательє. <i>Тема 4.4. Окисно-відновні реакції</i> Ступінь окиснення. Загальні поняття про окисно-відновні процеси. Окисники і відновники. Рівняння окисно-відновних реакцій. Окисно-відновні потенціали. Напрямок окисно-відновних реакцій. Література: [1], с. 104-138. Завдання на СРС. 1) Ланцюгові реакції. 2) Окисно-відновні властивості простих речовин. 3) Окисно-відновні властивості йонів. 4) Методи визначення порядку реакцій.
10-12	Розділ 5. Систематика основних неорганічних сполук Бінарні кисневмісні сполуки елементів. Оксиди. Пероксиди. Надпероксиди. Озоніди. Властивості сполук $E(OH)_x$ залежно від хімічної природи елемента E. Основи. Кислоти. Амфотерні гідроксиди. Солі. Координаційні (комплексні) сполуки. Література: [1], с. 140-157. Завдання на СРС. 1) Використання методу молекулярних орбіталей до комплексних сполук. 2) Теорія кристалічного поля. Розщеплення орбіталей комплексоутворювача в октаедричному та в тетраедричному полях лігандів. 3) Значення і застосування реакцій комплексоутворення і координаційних сполук в науці, техніці та медицині.
13-15	Розділ 6. Фізичні властивості розчинів Загальні уявлення про дисперсні системи. Розчини. Сольватація і тепловий ефект розчинення. Розчинність. Осмос. Література: [1], с. 158-172. Завдання на СРС. Способи вираження концентрації розчинів. Гідрати і кристалогідрати.
16-18	Розділ 7. Хімічні властивості розчинів Властивості розчинів електролітів. Теорія електролітичної дисоціації. Властивості розчинів сильних електролітів. Добуток розчинності. Йонний добуток води. Гідроліз солей. Теорії основ і кислот. Колоїдні розчини та їх похідні. Токсична дія сполук

	платинових металів. <i>Література:</i> [1], с. 173-205. <i>Завдання на СРС.</i> Рідкі двокомпонентні розчини. Розподілення розчиненої речовини. Між двома фазами.
--	---

5. Практичні заняття

У системі професійної підготовки студентів практичні заняття займають 50 % аудиторного навантаження. Будучи доповненням до лекційного курсу, вони закладають і формують основи кваліфікації хіміка-технолога. Зміст цих занять і методика їх проведення повинні забезпечувати розвиток творчої активності особистості. Вони розвивають наукове мислення і здатність користуватися спеціальною термінологією, дозволяють перевірити знання, у зв'язку з чим даний вид роботи виступає важливим засобом оперативного зворотного зв'язку. Тому практичні заняття повинні виконувати не тільки пізнавальну і виховну функції, але й сприяти зростанню студентів як творчих працівників в області хімічної технології та інженерії.

Основні завдання циклу практичних занять:

- ◆ допомогти студентам систематизувати, закріпити і поглибити знання теоретичного характеру в області охорони довкілля;
- ◆ навчити студентів прийомам вирішення практичних завдань, сприяти оволодінню навичками та вміннями виконання розрахунків, графічних та інших видів завдань;
- ◆ навчити їх працювати з науковою та довідковою літературою, документацією і схемами;
- ◆ формувати вміння вчитися самостійно, тобто опановувати методами, способами і прийомами самонавчання, саморозвитку і самоконтролю.

Зміст практичного заняття	Кількість годин
Розділ 1. Сучасні напрями розвитку хімічної науки. Основні хімічні поняття Основні закони хімії. Закони: збереження маси речовини, закон еквівалентів, кратних відношень, сталості складу. Атомна маса. Закон об'ємних відношень Гей-Люссака.	4
Розділ 2. Періодичний закон Д.І. Менделєєва Періодичний закон Д.І. Менделєєва і періодична система елементів. Внутрішня та вторинна періодичність. Значення періодичного закону.	5
Розділ 3. Хімічний зв'язок. Просторова конфігурація молекул	5

<i>Тема 3.1. Загальні положення про хімічний зв'язок</i> Енергія іонізації. Спорідненість до електрона. Електронегативність. Основні параметри молекули. <i>Тема 3.2. Ковалентний зв'язок</i> Природа ковалентного зв'язку. Механізм утворення ковалентного зв'язку. Напрявленість ковалентного зв'язку. <i>Тема 3.3. Іонний зв'язок</i> Міжмолекулярна взаємодія. Водневий зв'язок. Розміри атомів та йонів.	
Розділ 4. Основні закономірності перебігу хімічних реакцій <i>Тема 4.1. Енергетика хімічних реакцій</i> Енергетичний ефект хімічних реакцій. Закон Гесса. Теплоти утворення хімічних сполук. Енергія хімічного зв'язку. <i>Тема 4.2. Напрямок перебігу хімічних процесів</i> Ентропія. Енергія Гіббса. <i>Тема 4.3. Хімічна кінетика та рівновага</i> Швидкість хімічної реакції. Закон діючих мас. Енергія активації. Вплив температури на швидкість реакції. Залежність швидкості реакції від концентрації реагентів. Каталіз. Хімічна рівновага. Вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу. Принцип Ле Шательє. <i>Тема 4.4. Окисно-відновні реакції</i> Ступінь окиснення. Загальні поняття про окисно-відновні процеси. Окисники і відновники. Рівняння окисно-відновних реакцій. Окисно-відновні потенціали. Напрямок окисно-відновних реакцій.	5
Розділ 5. Систематика основних неорганічних сполук Бінарні кисневмісні сполуки елементів. Оксиди. Пероксиди. Надпероксиди. Озоніди. Властивості сполук $E(OH)_x$ залежно від хімічної природи елемента E. Основи. Кислоти. Амфотерні гідроксиди. Солі. Координаційні (комплексні) сполуки.	5
Розділ 6. Фізичні властивості розчинів Загальні уявлення про дисперсні системи. Розчини. Сольватація і тепловий ефект розчинення. Розчинність. Способи вираження концентрації розчинів.	5
Розділ 7. Хімічні властивості розчинів Властивості розчинів електролітів. Теорія електролітичної дисоціації. Властивості розчинів сильних електролітів. Добуток розчинності. Йонний добуток води. Гідроліз солей. Теорії основ і кислот. Колоїдні розчини та їх похідні. Токсична дія сполук платинових металів.	5
МКР	2

Всього	36
--------	----

6. Лабораторні заняття (комп'ютерний практикум)

Згідно робочого навчального плану лабораторних занять не передбачено.

7. Самостійна робота

Самостійна робота студентів займає 40 % часу вивчення курсу, включає також підготовку розрахунково-графічної роботи та підготовку до заліку. Головне завдання самостійної роботи студентів – це опанування наукових знань в області прикладної хімії, що не увійшли у перелік лекційних питань, шляхом особистого пошуку інформації, формування активного інтересу до творчого підходу у навчальній роботі та при виконанні розрахунково-графічної роботи.

№ з/п	Назва теми, що виноситься на самостійне опрацювання	Кількість годин СРС
Розділ 1. Сучасні напрями розвитку хімічної науки. Основні хімічні поняття		
1	Ідеальні тверді тіла. Кінетична теорія матерії <i>Література:</i> [2] с. 16-23.	3
Розділ 2. Періодичний закон Д.І. Менделєєва		
	Відкриття періодичного закону. Сучасні форми Періодичної таблиці. Застосування періодичного закону і періодичної системи елементів. <i>Література:</i> [4], с. 47-54.	3
Розділ 3. Хімічний зв'язок. Просторова конфігурація молекул		
	Метод валентних зв'язів. Молекулярні стани. <i>Література:</i> [2], с. 81-88.	3
Розділ 4. Основні закономірності перебігу хімічних реакцій		
	1) Ланцюгові реакції. 2) Окисно-відновні властивості простих речовин. 3) Окисно-відновні властивості йонів. 4) Методи визначення порядку реакцій. <i>Література:</i> [1], с. 121-123, 138-140; [2], с. 161-162.	4
Розділ 5. Систематика основних неорганічних сполук		
	1) Використання методу молекулярних орбіталей до комплексних сполук. 2) Теорія кристалічного поля. Розщеплення орбіталей комплексоутворювача в октаедричному та в тетраедричному полях лігандів. 3) Значення і застосування реакцій комплексоутворення і координаційних сполук в науці, техніці та медицині.	3

	<i>Література:</i> [1], с. 140-157.	
Розділ 6. Фізичні властивості розчинів		
	Способи вираження концентрації розчинів. Гідрати і кристалогідрати. <i>Література:</i> [4], с. 214-216.	5
Розділ 7. Хімічні властивості розчинів		
	Рідкі двохкомпонентні розчини. Розподілення розчиненої речовини. Між двома фазами. <i>Література:</i> [7], с. 211-213, 219-221.	5
4	Розрахунково-графічна робота <i>Література:</i> 1 - 7.	15
5	Модульна контрольна робота по темам 1-9	5
6	Залік	2
	Всього годин	48

8. Індивідуальні завдання

З метою поглиблення знань студентів з кредитного модуля, отримання досвіду самостійної роботи в області прикладної хімії пропонується виконання індивідуального завдання у вигляді розрахунково-графічної роботи. РГР складається із ряду питань і задач. Відповіді на запитання повинні бути чіткими, точними; рівняння хімічних реакцій повинні бути написані в молекулярній та іонній формах. При розв'язуванні задач необхідно подавати початкові формули, а також всі проміжні розрахунки (Додаток А).

9. Контрольні роботи

З метою контролю рівня засвоєння матеріалу та сприйняття його студентами, протягом семестру проводиться 5 модульні контрольні роботи (по кожному розділу) по 18 хвилин (Додаток Б). Кожний варіант містить 5-6 питань. Максимальна кількість балів за контрольну роботу дорівнює 5 балів.

10. Рейтингова система оцінювання результатів навчання¹

За денною формою навчання пропонується впровадження м'якої рейтингової системи оцінки успішності засвоєння студентами навчального матеріалу з кредитного модуля. Рейтинг студента з кредитного модуля «Прикладна хімія» складається з балів, що отримуються за:

- 1) відповіді на практичних заняттях;
- 2) написання контрольних робіт;
- 3) виконання розрахунково-графічної роботи;

4) виконання залікової роботи.

Максимальна сума балів стартової складової 100. Необхідною умовою допуску до заліку є зарахування всіх лекційних, практичних занять, розрахунково-графічної роботи і стартовий рейтинг не менше 50 балів.

На заліку студент виконує письмову роботу, відповідь на питання білета. Кожен білет містить 5 питань. Кожне питання оцінюється у 6 балів.

Положення про рейтингову систему оцінки успішності студентів з кредитного модуля «Прикладна хімія» наведено в додатку Г.

11. Методичні рекомендації

Лекційні заняття проводяться у навчальних групах чисельністю 20-35 студентів, а практичні – у навчальних групах чисельністю 20 – 35 осіб.

Дисципліна вивчається шляхом аудиторного прослуховування лекцій, повторення пройденого матеріалу в аудиторні години, детального вивчення пройденого матеріалу в домашніх умовах, на практичних заняттях, самостійного вивчення окремих тем.

Для забезпечення студентів методичною літературою розроблено курс лекцій, а також розробляються методичні вказівки до виконання практичних, самостійних робіт і методичні вказівки до виконання розрахунково-графічних робіт .

12. Рекомендована література

12.1. Базова

1. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М. Загальна хімія: Підручник. – 2-ге вид., перероб. і доповн. – К.: Вища Дру., 1991. – 431 с.
2. Блументаль Г., Енгельс З., Фиц И. и Дру. Аноганикум: в 2-х т. Т.1. М: «Мир», 1984 – 672 с.
3. Блументаль Г., Енгельс З., Фиц И. и Дру. Аноганикум: в 2-х т. Т.2. М: «Мир», 1984 – 672 с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия. М.: Интеграл-Пресс, 2006. – 728 с.
5. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. Дру., 2006. – 743 с.
6. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. М.: Химия, 1994. – 592 с.
7. Слебо У., Персонс Т. Общая химия. М.: Мир, 1979. – 550 с.
8. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.І. Загальна та неорганічна хімія. У 2-х ч. Ч.1 – 518 с. Ч. – 2 420 с. – К.: Педаг. Преса, 2002.

12.2. Додаткова

1. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Основы неорганической химии. – М.: Мир, 1979. – 677 с.

2. Крестов Г.А. Теоретические основы неорганической химии. – М.: ВШ, 1982. – 295 с.
3. Реми. Курс неорганической химии. – М.:Мир, 1966

13. Інформаційні ресурси

Електронні ресурси з курсу «Прикладна хімія», а саме:

- навчальну групу дисципліни,
- робочу навчальну програму кредитного модуля,
- методичні вказівки до виконання самостійної роботи

розміщено за адресою <http://www.eco-paper.kpi.ua/for-student>, а також у електронному кампусі.

ПРИКЛАД ВАРІАНТУ РОЗРАХУНКОВО-ГРАФІЧНОЇ РОБОТИ

1. Визначити а) Кількість молей магнію в 0,486 г магнію; б) Кількість молей сульфату алюмінію в 34,2 його; в) Кількість молей води в одному літрі за 4°C і тиску $1,013 \cdot 10^5$ Па (760 мм рт.ст.)
2. Виразити в молях і грамах: а) $6,02 \cdot 10^{21}$ молекул ацетилену C_2H_2 ; б) $2,00 \cdot 10^{23}$ молекул фосгену $COCl_2$
3. Чи однакова кількість молекул: а) в одному грамі водню і одному грамі кисню; б) в 1 моль водню і 1 моль кисню?
4. В електропечі з 20ти кг технічного оксиду кальцію було одержано 16 кг карбїду кальцію CaC_2 . Процес описується рівнянням $CaO + 3C = CaC_2 + CO \uparrow$. Визначити масову частку домішок в оксиді кальцію і теоретичний об'єм оксиду карбону за температури 546°C і тиску $1,013 \cdot 10^5$ Па (1 Бар).
5. Визначити еквівалентні маси кислот і основ у наступних реакціях:
 - А) $HNO_3 + Bi(OH)_3 \downarrow = Bi(OH)_2NO_3 + H_2O$;
 - Б) $H_2S + NaOH = NaHS + H_2O$;
 - В) $3H_2SO_4 + 2Al(OH)_3 \downarrow = Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$;
 - Г) $H_3PO_4 + Ca(OH)_2 = CaHPO_4 + 2H_2O$;
6. Який об'єм кисню, взяти за 300 °C і тиску $5,06 \cdot 10^5$ Па (5 Бар), витрачений на згорання 10 кг кам'яного вугілля до утворення оксиду карбону(IV) CO_2 , якщо у вугіллі міститься 94% карбону? Пояснити, який об'єм за цих же умов займе виділений вуглекислий газ?
7. Розрахувати об'єм суміші газів при тиску $1,013 \cdot 10^5$ Па (760 мм рт.ст.) і температурі 0 °C, якщо їх маса становить 1 кг. Визначити склад:
 - А) 20% NO , 40% N_2 , 40% CO_2 ;
 - Б) 20% C_2H_2 ; 40% CH_4 , 40% CO ?
8. Густина газів за повітрям дорівнює: а) 0,9; б) 2,45. Визначити Δ рупп 1 літра кожного газу.
9. Обчислити еквівалентні маси наступних елементів:
 - а) стануму, якщо при нагріванні 0,92 г металічного олова в струмені кисню утворюється 1,17г оксиду стануму(...); б) стануму, якщо при відновленні 1,17 г оксиду стануму (...) воднем отримано 0,16 г води; в) магнію, якщо при нагріванні його в потоці кисню Δ рупп збільшилась на 66,7%; г) мангану, якщо при відновленні 2,17 г оксиду мангану(...) алюмінієм утворилось 1,7 г оксиду алюмінію AlO_3 .
10. Дати визначення таких понять: атом, хімічний елемент, молекула, проста і складна речовина, ізотопи, алотропія та навести приклади.

11. Пояснити терміни: одиниця атомної маси, відносна атомна Δ рупп, відносна молекулярна Δ рупп, молярна Δ рупп, молярна Δ рупп еквівалентів.

12. Сформулювати основні хімічні закони: закон збереження маси, закон сталості складу, закон еквівалентів, закон кратних відношень, закон Авогадро.

13. Визначити, яка кількість молей міститься в 1 кг Fe_2O_3 ? Визначити кількість молей атомів феруму і кисню в наважці.

14. Визначити найпростішу формулу речовини, яка складається з 48,2% Fe, 10,4% C, 41,4% O.

15. Маса 2 л газу за нормальних умов складає 7,22 г. Обчислити а) молярну Δ рупп газу; б) Δ рупп 1 молекули в Δ рупп Δ х; в) відносну густину за повітрям

16. Обчислити Δ рупп 1,8 л H_2S , якщо об'єм газу виміряний за температури 18 °C і тиску 98,64 кПа.

17. Пояснити, які квантові числа використовує квантова механіка для характеристики енергетичного складу електрона в атомі? Охарактеризувати кожне квантове число і значення, які воно приймає?

18. Сформулювати принцип Паулі, правило Гунда, правило Клечковського.

19. Написати електронні формули атомів кальцію і титану. До яких Δ рупп і підгруп вони відносяться?

20. Сформулювати періодичний закон Д.І. Менделєєва. Пояснити, як змінюються властивості елементів у періодах і підгрупах. Вказати, де знаходяться найактивніші метали і найактивніші неметали.

Додаток Б

Контрольні роботи Контрольна робота №1.

Варіант 1

1. При взаємодії 1,2 г металу з водою виділилося 380 мл водню, виміряного при 294 К і тиску $1,045 \cdot 10^5$ Па. Знайти молярну масу еквіваленту металу.
2. Густина газу по повітрю 1,32. Який об'єм при н.у. займуть 11 г цього газу?
3. Визначити молярні маси еквівалентів речовин CaCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
4. Перерахувати методи визначення молекулярних мас.

Варіант 2

1. Знайти молекулярну формулу сполуки бору з воднем, якщо маса 1 л цього газу дорівнює масі 1 л нітрогену, а вміст бору в речовині становить 78,2%.
2. Одна і та ж кількість металу з'єднується з 0,2 г кисню і 3,173 г одного з галогенів. Визначити молярну масу еквівалентів галогену.

3. Визначити еквівалент V в сполуках V_2O_5 і $K_2V_4O_9$.
4. Закон сталості складу.

Варіант 3

1. При вибуху суміші, отриманої з одного об'єму деякого газу і двох об'ємів кисню, утворюється два об'єми диоксиду вуглецю і один об'єм нітрогену. Знайдіть формулу невідомого газу.
2. 0,582 г купрум(II) розчинили в нітратній кислоті. Отриману сіль розклали, в результаті отримали 0,728 г оксиду купрум(II). Обчисліть молярну масу еквівалентів купрум(II) в оксиді.
3. Скільки моль і молекул міститься в 250 мл O_2 при н.у.
4. Закон кратних відносин.

Варіант 4

1. Розчин нітратної кислоти об'ємом 1,2 л ($\rho = 1,2$ г/мл) з масовою часткою HNO_3 40 % розбавили водою. Об'єм розчину при цьому склав 4,0 л. Визначити молярну концентрацію розбавленого розчину.
2. Знайти масову частку сірчаної кислоти в її розчині, для якої молярна концентрація еквівалентів дорівнює 2,0 моль/л ($\rho = 1,2$ г/мл).
3. Визначити ω -ву (ω), молярну і моляльну концентрації розчину з $\rho = 1,22$ г/см³, отриманого при змішуванні 0,3 л 11,0 М розчину KOH ($\rho = 1,43$ г/см³) з 0,5 л 8,9 %-го розчину KOH ($\rho = 1,08$ г/см³).
4. Є 100 кг. розчину хлоридної кислоти з концентрацією 12,5 моль/л ($\rho = 1,19$ г/см³). Який об'єм займе при 300 К і 1,01 МПа хлороводень, що міститься в цьому розчині?

Контрольна робота №2.

Варіант 1

1. Рівновагу реакції $H_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightleftharpoons 2HBr_{(g)}$ встановилося при наступних концентраціях: $[H_2] = 0,5$; $[Br_2] = 0,1$; $[HBr] = 1,6$ моль/л. Обчислити вихідні концентрації водню і бром.
2. У якому напрямку зміститься рівновагу реакції $2CO + 2H_2 \rightleftharpoons CH_4 + CO_2$, якщо концентрації реагуючих речовин зменшити в 3 рази.
3. Як зміниться швидкість реакції при підвищенні температури від 60° до 100° С, температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2.
4. Розрахуйте тепловий ефект реакції, що протікає при стандартних умовах $2CO_{(г)} + 2H_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)} + CH_{4(р)}$, якщо відомі теплові ефекти наступних реакцій:
 $CO_{(г)} + 1/2O_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)}$, $\Delta H^0_1 = -283,0$ кДж;
 $H_{2(г)} + 1/2O_{2(г)} \rightarrow H_2O_{(г)}$, $\Delta H^0_2 = -241,8$ кДж;
 $CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)} + 2H_2O_{(р)}$, $\Delta H^0_3 = -802,3$ кДж.
5. Скориставшись даними довідника, визначте чи можливий процес в стандартних умовах: $2H_2S_{(г)} + 3O_{2(г)} \rightarrow 2SO_{2(г)} + 2H_2O$. Яка роль ентальпійного та ентропійного факторів у напрямі цього процесу?

Варіант 2

1. При змішуванні оксиду нітрогену (II) і кисню в закритій посудині рівновага реакції $2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(\text{r})}$ встановилася при наступних концентраціях: $[\text{NO}]=0,06$ моль/л; $[\text{O}_2]=0,1$ моль/л; $[\text{N}_2\text{O}_4]=0,12$ моль/л. Розрахувати константу рівноваги і вихідні концентрації.
2. Як зміниться швидкість прямої та зворотної реакції в системі $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$, якщо зменшити об'єм системи в 2 рази. Чи зміститься при цьому рівновага в системі?
3. При підвищенні температури на 20° швидкість реакції зростає у 9 разів. Чому дорівнює температурний коефіцієнт цієї реакції і у скільки разів збільшиться її швидкість при підвищенні температури на 30° .
4. Розрахуйте тепловий ефект реакції, яка протікає при стандартних умовах $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{кр})} + 3\text{CO}_{(\text{r})} \rightarrow 2\text{Fe}_{(\text{кр})} + 3\text{CO}_{2(\text{р})}$, якщо відомі теплові ефекти наступних реакцій:
 $\text{CO}_{(\text{r})} + 1/2\text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{r})}, \Delta H^0_1 = -283,0 \text{ кДж};$
 $2\text{Fe}_{(\text{кр})} + 3/2\text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{кр})}, \Delta H^0_2 = -821,3 \text{ кДж};$
5. Скориставшись даними довідника, визначте чи можливий процес в стандартних умовах: $\text{SO}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} \rightarrow 3\text{S}_{(\text{ромб})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{р})}$. Яка роль ентальпійного та ентропійного факторів у напрямку даного процесу?

Варіант 3

1. В стані рівноваги системи $\text{N}_{2(\text{r})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{r})}$ концентрації речовин, які беруть участь в цієї реакції, складають: $[\text{N}_2]=0,01$ моль/л; $[\text{H}_2]=3,6$ моль/л; $[\text{NH}_3]=0,4$ моль / л. Обчислити вихідні концентрації нітрогену і гідрогену.
2. На підставі принципу Ле-Шательє визначте, чи збільшиться вихід продуктів при одночасному зниженні температури і тиску в системах:
а) $\text{C}_{(\text{тв})} + \text{O}_{2(\text{r})} = \text{CO}_{2(\text{r})}$ ($\Delta H < 0$); б) $6\text{HF}_{(\text{r})} + \text{N}_{2(\text{r})} = 2\text{NF}_{3(\text{r})} + 3\text{H}_{2(\text{r})}$ ($\Delta H > 0$).
3. Як зменшиться швидкість реакції $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, якщо об'єм системи зменшити у 5 разів?
4. Розрахуйте тепловий ефект реакції, яка протікає при стандартних умовах $\text{CO}_{2(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})} \rightarrow \text{CO}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$, якщо відомі теплові ефекти наступних реакцій:
 $2\text{CO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{CO}_{2(\text{r})}, \Delta H^0_1 = -566 \text{ кДж};$
 $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{р}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{р}), \Delta H^0_2 = -483,6 \text{ кДж}.$
5. Скориставшись даними довідника, визначте чи можливе протікання цього процесу в стандартних умовах: $\text{CO}_{2(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})} \rightarrow \text{CO}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$? Яка роль ентальпійного і ентропійного факторів у напрямі цього процесу?

Контрольна робота №3

Варіант 1

1. При розчиненні 1 моль KNO_3 в 1 літрі води температура замерзання знизилася на $3,01^\circ \text{C}$. Визначити уявну ступінь дисоціації солі в цьому розчині.
2. Визначити pH: а) 0, 125 М розчину HCl і б) 0, 01 М розчину CH_3COOH , якщо ($K_{\text{дис}}=1,75 \cdot 10^{-5}$).
3. Розчинність PbBr_2 при 18°C дорівнює $2,7 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Розрахувати добуток розчинності цієї солі.

4. Знайти активність іонів Fe^{3+} в розчині, який містить у 1 літрі 0,4 г $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ і 0,1625 г FeCl_3 .

Варіант 2

1. При якій температурі повинен замерзати розчин, що містить 2 моль NaCl на 1000 г води, якщо уявна ступінь дисоціації NaCl в цьому розчині дорівнює 70 % ($K_{\text{кр}}=1,86$).
2. Осмотичний тиск 0,04 М розчину електроліту одно 2,15 атм. при 0°C . Уявна ступінь дисоціації електроліту в цьому розчині дорівнює 70%. На скільки йонів дисоціює молекула електроліту.
3. Обчислити концентрацію йонів водню і рН 0,02 М розчину сірчистої кислоти H_2SO_3 , враховуючи першу ступінь дисоціації, для якої $K_{\text{дис}}=1,7 \cdot 10^{-2}$.
4. Добуток розчинності CaCO_3 дорівнює $1,7 \cdot 10^{-8}$. Скільки грамів карбонату кальцію міститься в 1 літрі насиченого розчину?

Варіант 3

1. При якій температурі почне замерзати розчин, що містить 50 г NaOH в 500 г води, якщо уявна ступінь дисоціації NaOH в цьому розчині дорівнює 60% ($K_{\text{кр}}=1,86$).
2. Обчислити рН 0,01 М розчину оцтової кислоти, ступінь дисоціації якої в цьому розчині дорівнює 4,2%.
3. Розчинність CaCO_3 при 18°C дорівнює $2,7 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Обчислити добуток розчинності цієї солі.
4. Знайти активність йонів Ca^{2+} у 0,005 М розчині $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Контрольна робота №4

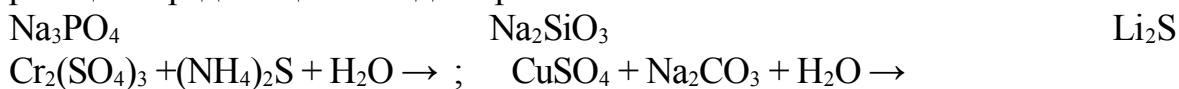
Варіант 1

1. Написати реакції в молекулярній та йонній формах
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{ZnS} + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow$
2. Написати в молекулярній та йонній формі рівняння гідролізу солей і вказати реакцію середовища в їх водних розчинах:
 $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ CrCl_3 $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{AlCl}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
3. Розставте коефіцієнти окисно-відновних реакцій, які протікають у водному розчині, методом електронно-іонних рівнянь:
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KI} \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.

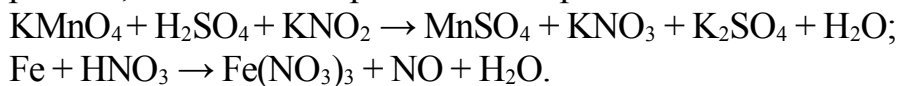
Варіант 2

1. Написати реакції в молекулярній та йонній формах
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{FeS} + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{HCOOK} + \text{HNO}_3 \rightarrow$

2. Написати в молекулярній та іонній формах рівняння гідролізу солей і вказати реакцію середовища в їх водних розчинах:



3. Розставити коефіцієнти окисно-відновні реакцій, які протікають у водному розчині, методом електронно-іонних рівнянь:



Варіант 3

1. Написати реакції в молекулярній та іонній формах:



2. Написати в молекулярній та іонній формах рівняння гідролізу солей і вказати реакцію середовища в їх водних розчинах:



3. Розставити коефіцієнти окисно-відновні реакцій, які протікають у водному розчині, методом електронно-іонних рівнянь:



Контрольна робота №5

Варіант 1

1. Назвати сполуки, вказати комплексоутворювач, його ступінь окиснення і координаційне число: $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})\text{Br}_2]\text{NO}_3$; $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_3]$.

2. Написати формули сполук: гексаціаноферату (II) йодид калію; бромопентамминкобальту (III)

3. Написати рівняння реакції отримання наступного комплексної сполуки і вирази для константи нестійкості комплексного йона: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Варіант 2

1. Назвати сполуки, вказати комплексоутворювач, його ступінь окиснення і координаційне число: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{NO}_2$; $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

2. Написати формули сполук: сульфат карбонатотетрааммінхрома (III); тетрароданолатинат (II) натрію.

3. Написати рівняння реакції отримання наступного комплексної сполуки і вирази для константи нестійкості комплексного йона: $\text{H}[\text{AuCl}_4]$.

Варіант 3

1. Назвати сполуки, вказати комплексоутворювач, його ступінь окиснення і координаційне число: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Br}_3$.

2. Написати формули сполук: сульфат пентамінакванікелю (II); гексафторохромат (II) гексаксаксхрома (III).

3. Написати рівняння реакції отримання наступного комплексної сполуки і вирази для константи нестійкості комплексного іона: $K_2[PtCl_4]$.

Додаток В

Приблизний перелік запитань питань

1. Основні закони атомно-молекулярного вчення. Закони: збереження маси речовини, закон еквівалентів, кратних відношень, сталості складу, об'ємних відношень. Закон Авогадро.
2. Сполуки постійного і змінного складу. Функції стану і параметри стану системи. Газові системи. Газові закони. Ідеальний газ. Рівняння Менделєєва - Клапейрона. Парціальний тиск газу в суміші, відносна щільність газів. Рідкі системи.
3. Ядро і електронна оболонка. Дуалізм в поведінці мікрочасток. Хвильова природа елементарних часток. Електронні хмари. Рівняння де Бройля, принцип невизначеності Гейзенберга.
4. Квантовомеханічна модель атома. Одноелектронний атом. Хвильове рівняння Шредингера. Квантові числа. Атомні орбіталі.
5. Енергетичні рівні електрона в одноелектронному атомі. Багатоелектронний атом. Принцип Паулі. Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів в багато- електронних атомах. Правило Хунда і порядок заповнення атомних орбіталей.
6. Періодичний закон Д.І.Менделєєва, його формулювання. Періодична система елементів.
7. Періодична система – класифікація елементів за електронними структурами атомів. Внутрішня та вторинна періодичність. Значення періодичного закону Д.І. Менделєєва.
8. Зміна властивостей елементів в періоді, групі.
9. Енергетичні характеристики хімічних реакцій. Перший закон термодинаміки. Перетворення енергії і роботи в хімічних процесах.
10. Поняття про ентальпію. Ендо- і екзотермічні реакції. Закон Гесса.
16. Розрахунки теплових ефектів реакцій. Другий закон термодинаміки.
17. Поняття ентропії системи. Оцінка знака зміни ентропії у хімічних реакціях. Енергія Гіббса.
11. Швидкість хімічної реакції. Залежність швидкості реакції від концентрації реагентів.
12. Кінетичне рівняння реакції. Порядок реакції. Правило Вант-Гоффа.
20. Константа швидкості реакції і її залежність від температури.
13. Енергія активації. Рівняння Арреніуса. Енергетична діаграма реакції.
22. Поняття про механізм реакції. Молекулярність реакції.
14. Каталіз і каталізатори. Інгібітори.
15. Оборотно і необоротні хімічні реакції. Стан рівноваги і принцип оборотності реакції. Кінетичний і термодинамічний підходи до опису хімічної рівноваги.

16. Константа хімічної рівноваги і різні способи її вираження. Зміщення хімічної рівноваги при зміні умов. Принцип Ле Шательє.
17. Розчини як багатокомпонентні системи. Теорії розчинів. Гомогенні багатокомпонентні системи.
18. Загальні властивості розчинів - дифузія і осмос.
19. Розчинність. Насичені, ненасичені, пересичені, розбавлені і концентровані розчини. Взаємодія розчиненої речовини і розчинника.
20. Концентрація розчинів і способи її вираження.
21. Стан речовини в розчині. Тверді розчини.
22. Нестехіометричні сполуки.
23. Вода як іонізуючий розчинник. Водні розчини електролітів. Електролітична дисоціація розчинених речовин.
24. Кислоти і основи. Розчини слабких електролітів. Константа і ступінь дисоціації слабого електроліту. Закон розбавлення Оствальда.
25. Розчини сильних електролітів. Уявна ступінь дисоціації сильного електроліту.
38. Активність і коефіцієнт активності. Йонна сила розчину.
26. Дисоціація води. Йонний добуток води. Водневий і гідроксидний показники середовища.
27. Окиснювально-відновні процеси як реакції переносу електрона. Окиснювачі і відновники.
28. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій, що протікають у водних розчинах. Метод іонно-молекулярних напівреакцій.
29. Типи окиснювально-відновних реакцій.
30. Найважливіші окиснювачі та відновники.
31. Гальванічний елемент, його електрохімічна схема, процеси на електродах.
50. Електрорушійна сила (ЕРС). Визначення стандартних електродних потенціалів. Залежність окиснювальних та відновних властивостей від значень стандартних електродних потенціалів..
32. Комплексоутворення: основні поняття. Реакції комплексоутворення у водних розчинах.
33. Характеристика координаційних сполук, їх отримання, класифікація.
34. Комплексоутворювач і ліганди. Зовнішня і внутрішня координаційні сфери. Координаційне число, залежність координаційного числа від заряду і радіусу комплексоутворювача. Загальні і ступінчасті константи стійкості.
35. Номенклатура координаційних сполук. Хімічний зв'язок в комплексних сполуках.
36. Забарвлення комплексних сполук.

ПОЛОЖЕННЯ
про рейтингову систему оцінки успішності студентів з кредитного
модуля
«Прикладної хімії»
за спеціальністю 161 Хімічна технологія та інженерія
інженерно-хімічного факультету

Розподіл навчального часу за видами занять і завдань з кредитного модуля згідно з робочим навчальним планом

Форма навчання	Кредитні модулі	Всього		Розподіл навчального часу за видами занять				Семестрова атестація
		кредитів	годин	Лекції	Практичні заняття (семінарські)	Лабораторні роботи (комп'ютерні)	СРС	
Денна	Всього	4	120	36	36	-	48	
	1	4	120	36	36	-	48	залік

Рейтинг студента з кредитного модуля складається з балів, що він отримує за:

- 1) відповіді на практичних заняттях;
- 2) написання 5 контрольних робіт;
- 3) виконання розрахунково-графічної роботи;
- 4) виконання залікової роботи.

Система рейтингових (вагових) балів та критерій оцінювання:

1. Відповіді на практичних заняттях і контрольних роботах

Ваговий бал – 5,0 бали: - практичні заняття $5 \times 3 = 15$ балів;

- контрольні роботи: $5 \times 5 = 25$ балів:

- «відмінно», повна відповідь (не менше 90 % потрібної інформації) ----- - 5,0 – 4,75 бали.
- «добре», достатньо повна відповідь (не менше 75 % потрібної інформації або незначні неточності) ----- - 4,74 – 3,5 бали.
- «задовільно», неповна відповідь (не менше 60 % потрібної інформації та деякі помилки)----- - 3,4 – 3,0 бали.
- «незадовільно», незадовільна відповідь -----2,9 – 0 балів.
-

2. Розрахункова- графічна робота.

Ваговий бал – 30 балів.

- «Відмінно», виконані всі вимоги до роботи (робота акуратно оформлена, відповіді на запитання викладені в повному обсязі, відповіді обґрунтовані, наведені приклади та рівняння хімічних реакцій) ----- 30 – 27 балів.
- «Добре», достатньо повна відповідь, розрахунки містять незначні помилки ----- 26 – 23 бали.
- «Задовільно», відсутні відповіді на 2-3 теоретичні питання або розрахунки викладено з грубими помилками ----- 22 – 18 балів.
- «Незадовільно», в роботі висвітлені лише половина питання, є грубі помилки, робота виконана неакуратно ----- 17 – 0 балів.
- За кожний тиждень запізнення з поданням роботи розрахункової роботи на перевірку нараховується штрафний (-1) бал.

Таким чином, рейтингова семестрова шкала з кредитного модуля складає:

$$R_C = 5 \times 3 + 30 + 5 \times 5 = 70 \text{ балів}$$

Складова заліку дорівнює 30 % від R:

$$R_{\text{екз}} = 30 \text{ бали}$$

Таким чином, рейтингова шкала з кредитного модуля складає:

$$R = R_C + R_{\text{дз}} = 70 + 30 = 100 \text{ балів}$$

Максимальна сума балів стартової складової дорівнює 70 балів. Необхідною умовою допуску до екзамену є зарахування всіх лабораторних занять і стартовий рейтинг не менше 50 балів.

За результатами навчальної роботи за перші 7 тижнів «ідеальний студент» має набрати 35 балів. На першій атестації (8-й тиждень) студент отримує «зараховано», якщо його поточний рейтинг не менше 15 балів.

За результатами навчальної роботи за 13 тижнів навчання «ідеальний студент» має набрати 70 балів. На другій атестації (14-й тиждень) студент отримує «зараховано», якщо його поточний рейтинг не менше 35 балів.

На заліку студенти виконують письмову контрольну роботу. Кожне завдання містить 5 питань. Кожне питання оцінюється у 6 балів. Система оцінювання питань:

- «відмінно», повна відповідь (не менше 90 % потрібної інформації) – 30-29 балів;
- «добре», достатньо повна відповідь (не менше 75 % потрібної інформації або незначні неточності) ----- 28-23 балів;
- «задовільно», неповна відповідь (не менше 60 % потрібної інформації та деякі помилки) ----- 22-18 балів;
- «незадовільно», незадовільна відповідь ----- 0 балів.

Сума стартових балів і балів за залікову контрольну роботу переводиться до загальної оцінки згідно з таблицею.

Бали $R = R_C + R_{\text{екз}}$	ECTS оцінка	Екзаменаційна оцінка
95-100	A	відмінно
85-94	B	добре

75-84	C	добре
65-74	D	задовільно
60-64	E	задовільно
Менше 60	Fx	незадовільно
Незараховані лабораторні роботи або $R_c < 34$	F	не допущено

Склав: доцент кафедри екології та технології рослинних полімерів
Терещенко О.М.

(посада викладача, прізвище та ініціали, підпис)

Затверджено на засіданні кафедри екології та технології рослинних полімерів

(назва кафедри)

Протокол № 10 від 18.05.2017 р.

Завідувач кафедри

_____ Гомеля М.Д.
(підпис) (ініціали, прізвище)

Протокол № _____ від _____ .2018

Завідувач кафедри

_____ Гомеля М.Д.
(підпис) (ініціали, прізвище)