

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ**  
**Львівський національний університет імені Івана Франка**  
**Факультет хімічний**  
**Кафедра неорганічної хімії**

**Затверджено**

на засіданні кафедри неорганічної хімії  
хімічного факультету  
Львівського національного університету імені Івана Франка  
(протокол № 1 /8 від 29 серпня 2023 р.)

Завідувач кафедри  Роман ГЛАДИШЕВСЬКИЙ

**Силабус з нормативної навчальної дисципліни “Хімія”**  
**що викладається в межах ОПП “Геологія. Комп’ютерні технології в**  
**науках про Землю”**  
**першого (бакалаврського) рівня вищої освіти для здобувачів**  
**зі спеціальності 103 Науки про Землю**  
**галузі знань 10 Природничі науки**

Львів 2023 р.

<b>Назва курсу</b>	Хімія
<b>Адреса викладання курсу</b>	Хімічний факультет ЛНУ імені Івана Франка, вул. Кирила і Мефодія, 6
<b>Факультет та кафедра, за якою закріплена дисципліна</b>	Хімічний факультет Кафедра неорганічної хімії
<b>Галузь знань, шифр та назва спеціальності</b>	10 Природничі науки 103 Науки про Землю
<b>Викладач курсу</b>	Котур Богдан Ярославович, д.х.н., професор
<b>Контактна інформація викладача</b>	bohdan.kotur@lnu.edu.ua
<b>Консультації по курсу відбуваються</b>	За домовленістю зі студентами за їхньої потреби, а також у кінці семестру перед іспитом.
<b>Сторінка курсу</b>	<a href="https://e-learning.lnu.edu.ua/course/view.php?id=3098">https://e-learning.lnu.edu.ua/course/view.php?id=3098</a>
<b>Інформація про курс</b>	Навчальний курс “Хімія” є нормативна дисципліна для галузі знань 10 “Природничі науки”, спеціальність 103 “Науки про Землю”. ОПІ Геологія. Комп’ютерні технології в науках про Землю. Викладається у 1-му семестрі в обсязі 3,5 кредитів, 48 год. аудиторних занять, з них 32 год. лекційних.
<b>Коротка анотація курсу</b>	Предмет навчальної дисципліни “Хімія” у 1-му семестрі включає вивчення основних понять і законів загальної хімії, у тому числі атомно-молекулярного вчення, законів газового стану, законів стехіометрії, найважливіших класів неорганічних сполук, будови атома, періодичного закону Д. Менделєєва, хімічного зв’язку, закономірностей перебігу хімічних реакцій, розчинів, окисно-відновних процесів.
<b>Мета та цілі курсу</b>	Завданням нормативного курсу “Хімія” у системі підготовки бакалаврів за спеціальністю 103 “Науки про Землю” є засвоєння понять, законів і теорій хімії; встановлення механізмів взаємодії хімічних речовин, здобування найбільш суттєвих навиків, а саме якісного і кількісного прогнозування проходження хімічних реакцій, формування загально-навчальних і спеціальних умінь, екологічної культури та цивілізованого ставлення до довкілля; використання хімічних речовин, мінералів і матеріалів у сучасній техніці. Знання хімії – однієї з фундаментальних природничих наук необхідне для діяльності спеціаліста широкого профілю. Курс “Хімії” є теоретичною базою для наступного вивчення студентами курсу “Неорганічна хімія” у 2-му семестрі, а також інших загальнонаукових і спеціальних дисциплін.
<b>Література для вивчення дисципліни</b>	<b>Базова:</b> 1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник для студентів вищих навчальних закладів. К.; Ірпінь: ВТФ “Перун”, 2007. – 480с. 2. Жак О.В., Каличак Я.М. Хімія: навч. посібник. Львів: Видавничий центр ЛНУ імені Івана Франка, 2010.- 368 с. 3. Котур Б.Я. Хімія. Практикум, навчальний посібник. Львів: Видавничий центр ЛНУ ім. І. Франка, 2004. – 237с. 4. Котур Б.Я. Хімія. Практикум. Органайзер самостійної роботи студентів: навч. посібник. Львів: ЛНУ імені Івана Франка, 2015. – 136 с.

	<p>5. Дмитрів Г.С., Павлюк В.В. Загальна та неорганічна хімія: навч. посібник. Львів: Видавничий центр ЛНУ імені Івана Франка, 2008. – 300 с.</p> <p>6. Стародуб П.К., Шпирка З.М., Муць Н.М., Ничипорук Г.П. Перевір себе (Загальна хімія в задачах). Львів: ТОВ “Поліграфія”, 2009. – 216 с.</p> <p>7. Коник М.Б., Муць Н.М. Робоча програма та методичні рекомендації до вивчення навчальних дисциплін “ХІМІЯ” та “НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ” для студентів I курсу геологічного факультету спеціальності 103 “Науки про землю” спеціалізації геологія. Львів: ЛНУ імені Івана Франка, 2019. – 68 с.</p> <p><b>Допоміжна:</b></p> <p>1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. Львів.:Світ, 2000. – 424с.</p> <p>2. Скопенко В.В., Григорьєва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. К.: Вища школа, 1997.</p> <p>3. Котур Б.Я., Заремба О.І. Хімічний зв’язок: теорія та експеримент : навч. посібник. Львів: ЛНУ імені Івана Франка, 2021. – 232 с.</p> <p><b>Інформаційні ресурси</b> Крім підручників і навчальних посібників можна скористатись електронною бібліотекою наукової бібліотеки Львівського національного університету імені Івана Франка: <a href="http://library.lnu.edu.ua">http://library.lnu.edu.ua</a></p>
<b>Тривалість курсу</b>	семестр
<b>Обсяг курсу</b>	48 год аудиторних занять, з них 32 год лекційних занять, 16 год лабораторних занять та 57 год самостійної роботи
<b>Очікувані результати навчання</b>	<p>У результаті вивчення курсу студент буде <b>знати:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– сучасний стан і шляхи розвитку хімії;</li> <li>– роль хімії у науково-технічному прогресі, у раціональному використанні природних багатств, створенні нових матеріалів;</li> <li>– роль хімії у розв’язанні енергетичної проблеми, завдань хімізації промислового і сільськогосподарського виробництва, охорони оточуючого середовища;</li> <li>– світоглядне значення хімічних теорій і законів; фізичні і хімічні властивості, практичне значення хімічних речовин;</li> </ul> <p><b>вміти:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– користуватися прийомами логічного мислення (аналізу, синтезу, порівняння, абстрагування, узагальнення тощо);</li> <li>– спостерігати і пояснювати хімічні явища, що відбуваються у природі, лабораторії, на виробництві й у повсякденному житті;</li> <li>– самостійно поповнювати, систематизувати і застосовувати знання з хімії; користуватися навчальною і довідковою літературою;</li> <li>– розв’язувати хімічні задачі і вправи;</li> <li>– поводитися з найважливішими хімічними сполуками і обладнанням,</li> <li>– виконувати хімічні досліди і дотримуватись правил техніки безпеки у хімічній лабораторії.</li> </ul> <p>У результаті вивчення курсу студент набуде <b>загальних компетентностей:</b></p>

	<p>ЗК 8. Здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями</p> <p><b>спеціальних (фахових, предметних) компетентностей:</b></p> <p>ФК 2. Здатність застосовувати базові знання фізики, хімії, біології, екології, математики, інформаційних технологій тощо при вивченні Землі та її геосфер.</p> <p>ФК 4. Здатність застосовувати кількісні методи при дослідженні геосфер.</p> <p><b>Програмні результати навчання:</b></p> <p>ПР07. Застосовувати моделі, методи і дані фізики, хімії, біології, екології, математики, інформаційних технологій тощо при вивченні природних процесів формування і розвитку геосфер.</p> <p>ПР08. Обґрунтовувати вибір та використовувати польові та лабораторні методи для аналізу природних та антропогенних систем і об'єктів.</p> <p>ПР09. Вміти виконувати дослідження геосфер за допомогою кількісних методів аналізу.</p>
<b>Ключові слова</b>	Хімічні елементи, будова атома, хімічний зв'язок, хімічні процеси
<b>Формат курсу</b>	Очний
	аудиторні заняття (лекції, лабораторні роботи) та самостійна робота
<b>Теми</b>	Теми наведені у <i>**схемі курсу</i>
<b>Підсумковий контроль, форма</b>	іспит у кінці 1-го семестру
<b>Пререквізити</b>	для вивчення курсу студенти повинні мати базові знання зі шкільного курсу хімії
<b>Навчальні методи та техніки, які будуть використовуватися під час викладання курсу</b>	лекції, різноманітні вправи і задачі, лабораторні досліди, аналіз властивостей елементів і речовин залежно від різних чинників, хімічний експеримент тощо
<b>Необхідне обладнання</b>	Мультимедійне обладнання, моделі кристалічних структур речовин
<b>Критерії оцінювання (окремо для кожного виду навчальної діяльності)</b>	<p>Оцінювання проводиться за 100-бальною шкалою (ECTS).</p> <p><i>Лабораторні заняття:</i> максимальна кількість балів 50 (8 занять – максимально 3 бали за заняття, разом – 8x3 бали = 24 бали, 2 контрольні роботи – максимально 2x12 балів=24 бали, 2 бали – індивідуальне завдання).</p> <p>3 бали на занятті – студент в повному обсязі володіє навчальним матеріалом, виконав лабораторні досліди та оформив звіт.</p> <p>2 бали на занятті – студент достатньо добре володіє навчальним матеріалом, виконав лабораторні досліди та оформив звіт, проте допустив окремі помилки.</p> <p>1 бал на занятті – студент задовільно володіє навчальним матеріалом, виконав лабораторні досліди та оформив звіт, але з суттєвими помилками.</p> <p>0 балів – невиконання завдань.</p> <p><i>Іспит</i> – максимальна кількість балів 50. Кожне питання оцінюється певною кількістю балів, які сумуються і додаються до балів, які студент отримав за лабораторний курс.</p> <p>Підсумкова оцінка: за національною шкалою (ECTS): відмінно (100-90</p>

	<p>балів), добре (89-71 бал), задовільно (51-70 балів).          Жодні форми порушення <b>академічної доброчесності</b> не толеруються: списування та плагіат; несвоєчасне виконання поставленого завдання і т. ін. Студенти повинні виконати і здати усі лабораторні роботи, передбачені програмою курсу. <b>Студенти заохочуються</b> до використання також й іншої літератури та джерел, яких немає серед рекомендованих.</p>
<p><b>Питання до екзамену.</b></p>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Газовий стан речовини. Ідеальний газ. Закони ідеального газу. Рівняння Клапейрона-Менделєєва.</li> <li>2. Густина газу. Відносна густина газу.</li> <li>3. Тиск газових сумішей. Парціальний тиск. Закон парціальних тисків.</li> <li>4. Закони стехіометрії: сталості складу, еквівалентів, кратних відношень.</li> <li>5. Хімічна формула. Види хімічних формул: емпірична, молекулярна, графічна, структурна.</li> <li>6. Характеристика стану електрона квантовими числами.</li> <li>7. Розподіл електронів на енергетичних рівнях і підрівнях. Принцип мінімуму енергії, принцип Паулі, правило Гунда.</li> <li>8. Характеристики хімічного зв'язку: довжина, кратність, напрямленість, енергія та міцність.</li> <li>9. Ковалентний неполярний та ковалентний полярний зв'язок.</li> <li>10. Метод валентних зв'язків (ВЗ).</li> <li>11. Гібридизація атомних орбіталей.</li> <li>12. Одинарні, кратні, <math>\sigma</math>-, <math>\pi</math>- та <math>\delta</math>-зв'язки.</li> <li>13. Метод молекулярних орбіталей (МО-ЛКАО).</li> <li>14. Йонний зв'язок та умови його утворення. Йонні кристали.</li> <li>15. Водневий зв'язок, його природа та особливості. Вплив водневих зв'язків на властивості речовин.</li> <li>16. Металевий зв'язок. Теорії металічного стану.</li> <li>17. Ван-дер-Ваальсова взаємодія молекул.</li> <li>18. Внутрішня енергія. Ентальпія. Термохімічні рівняння. Закон Гесса.</li> <li>19. Напрямок перебігу хімічних процесів. Ентропія.</li> <li>20. Ізобарно-ізотермічний потенціал Гіббса.</li> <li>21. Закон діючих мас.</li> <li>22. Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції. Правило Вант-Гоффа.</li> <li>23. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги.</li> <li>24. Вплив зовнішніх факторів на стан хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє.</li> <li>25. Способи вираження концентрації розчинів.</li> <li>26. Колігативні властивості розчинів неелектролітів. Ебуліоскопія та криоскопія.</li> <li>27. Осмотичний тиск. Осмос у природі та в живих організмах.</li> <li>28. Властивості розчинів електролітів. Теорія електролітичної дисоціації.</li> <li>29. Ступінь електролітичної дисоціації. Сильні та слабкі електроліти.</li> <li>30. Константа електролітичної дисоціації. Закон розведення Оствальда.</li> <li>31. Електролітична дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник (рН).</li> <li>32. Малорозчинні електроліти. Добуток розчинності.</li> <li>33. Реакції нейтралізації та гідролізу.</li> <li>34. Окисно-відновні процеси. Ступінь окиснення. Процеси окиснення</li> </ol>

	та відновлення. Найважливіші окисники та відновники. 35. Окисно-відновні потенціали. Ряд напруг металів. 36. Електроліз розплавів і водних розчинів. Закони Фарадея. 37. Гальванічні елементи. Поняття про електрохімічну корозію. 38. Періодичний закон і періодична система. 39. Електронна будова атомів елементів та її зв'язок з місцем елемента у періодичній системі.
<b>Опитування</b>	Анкету-оцінку з метою оцінювання якості курсу буде надано по завершенню курсу.

## \*\* Схеми курсу

Тиждень	Тема, план	Форма діяльності	Література. ***Ресурси в інтернеті	Завдання	Термін виконання
1-2	<b>Тема 1. Предмет хімії та її місце серед наук про природу. Атомно-молекулярне вчення та його основні поняття.</b> Фізичні та хімічні явища. Методи хімії та їхні основні завдання. Хімія та науки про Землю. Роль хімії в науково-технічному прогресі. Хімія у вирішенні проблеми охорони навколишнього середовища. <b>Атомно-молекулярне вчення та його основні поняття: атом, молекула, хімічний елемент. Атомна маса, молекулярна маса, моль.</b> <b>Тема 2. Закони газового стану. Закони стехіометрії.</b> Характеристика агрегатних станів речовин. Закони газового стану: Бойля-Маріотта, Гей-Люссака, Шарля, Авогадро, парціальних тисків. Рівняння Клапейрона-Менделєєва. Універсальна газова стала. Стехіометричні закони: сталості складу, еквівалентів, кратних відношень. Сучасне трактування стехіометричних законів. Хімічні сполуки змінного та постійного складу. Методи визначення молекулярних і атомних мас.	Лекції (4 год.), лабораторні заняття (2 год.) Самост. роб. 7 год.	<b>Основна</b> 1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник для студентів вищих навчальних закладів. К.; Ірпінь: ВТФ "Перун", 2007. – 480с. 2. Жак О.В., Каличак Я.М. Хімія: навч. посібник. Львів: Видавничий центр ЛНУ імені Івана Франка, 2010.- 368 с. 3. Котур Б.Я. Хімія. Практикум, навчальний посібник. Львів: Видавничий центр ЛНУ ім. І. Франка, 2004. – 237с. 4. Котур Б.Я. Хімія. Практикум. Органайзер самостійної роботи студентів: навч. посібник. Львів: ЛНУ імені Івана Франка, 2015. – 136 с. 5. Дмитрів Г.С., Павлюк В.В. Загальна та неорганічна хімія: навч. посібник. Львів: Видавничий центр ЛНУ імені Івана Франка, 2008. – 300 с. 6. Стародуб П.К., Шпірка З.М., Муць Н.М., Ничипорук Г.П. Перевір себе (Загальна хімія в задачах). Львів: ТОВ "Поліграфія", 2009. – 216 с. 7. Коник М.Б., Муць Н.М. Робоча програма та методичні рекомендації до	Домашнє завдання, лабораторна робота 1	вересень
3-4	<b>Тема 3. Найважливіші класи неорганічних сполук.</b> Класифікація та номенклатура неорганічних сполук. Прості речовини. Метали і неметали в періодичній системі. Форми	Лекції (4 год.), лабораторні заняття (2 год.) Самост.	себе (Загальна хімія в задачах). Львів: ТОВ "Поліграфія", 2009. – 216 с. 7. Коник М.Б., Муць Н.М. Робоча програма та методичні рекомендації до	Лабораторна робота 2	вересень

	<p>знаходження металів і неметалів у природі. Принципи добування. Оксиди (основні, кислотні, амфотерні), гідроксиди (основи, кислоти, амфоліти), солі (середні, кислі, основні, подвійні, змішані, комплексні). Взаємозв'язок між основними класами неорганічних сполук.</p> <p><b>Тема 4. Комплексні сполуки.</b> Склад і будова комплексних сполук. Координаційна теорія Вернера. Природа хімічного зв'язку у комплексних сполуках. Комплексоутворення і дисоціація. Константа нестійкості. Класифікація і номенклатура комплексних сполук.</p>	роб. 7 год.	<p>вивчення навчальних дисциплін "ХІМІЯ" та "НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ" для студентів I курсу геологічного факультету спеціальності 103 "Науки про землю" спеціалізації геологія. Львів: ЛНУ імені Івана Франка, 2019. – 68 с.</p> <p><b>Допоміжна</b> 1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. Львів : Світ, 2000. – 424 с. 2. Скопенко В.В., Григорьєва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. К.: Вища школа, 1997. 3. Котур Б.Я., Заремба О.І. Хімічний зв'язок: теорія та експеримент : навч. посібник. Львів: ЛНУ імені Івана Франка, 2021. – 232 с.</p> <p><b>Інформаційні ресурси</b> Крім підручників і навчальних посібників можна скористатись електронною бібліотекою Наукової бібліотеки Львівського національного університету імені Івана Франка: <a href="http://library.lnu.edu.ua">http://library.lnu.edu.ua</a></p>		
5-6	<p><b>Тема 5. Будова атомів. Теорія Н. Бора.</b> Розвиток уявлень про складність будови атомів. Наукові відкриття, які лягли в основу теорії будови атома. Склад атомних ядер. Зв'язок будови ядра та поширеності елементів. Ізотопи. Планетарна модель будови атома. Основні положення теорії Бора. Радіус орбіти, швидкість і енергія електрона в основному стані.</p> <p><b>Тема 6. Квантово-механічна модель будови атома.</b> Характеристика енергетичного стану електрона квантовими числами. Енергетичні рівні електронів в одно- і багатоелектронних атомах. Принципи Паулі, Гунда, мінімуму енергії, правило Клечковського.</p>	<p>Лекції (4 год.), лабораторні заняття (2 год.) Самост. роб. 8 год.</p>		Лабораторна робота 3	жовтень
7	<p><b>Тема 7. Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Періодична система елементів. Поширення елементів у природі.</b> Загальнонаукове та філософське значення періодичного закону Д.І. Менделєєва. Структура періодичної системи елементів: малі і великі періоди, групи, головні і побічні підгрупи, родини елементів. Місце елемента у періодичній системі як його найголовніша характеристика. Розміщення s-, p-, d-, f- елементів у періодичній системі. Особливості електронних</p>	<p>Лекції (2 год.), лабораторні заняття (2 год.) Самост. роб. 6 год.</p>		Контрольна робота 1	жовтень

	конфігурації атомів головних і побічних підгруп. Періодичність хімічних властивостей елементів. Поширення елементів у природі.				
8-9	<p><b>Тема 8. Будова молекул і кристалів. Типи хімічного зв'язку. Ковалентний зв'язок.</b> Характеристика атомів: атомні радіуси, енергії іонізації та спорідненості до електрона, електронегативність. Валентні електрони. Збуджені атоми. Типи хімічного зв'язку. Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків. Кількісні характеристики хімічного зв'язку: довжина, кратність, енергія, полярність, валентні кути. Особливості ковалентного зв'язку: насичуваність і напрямленість. Валентні можливості елементів. Способи перекривання електронних орбіталей <math>\sigma</math>-, <math>\pi</math>- та <math>\delta</math>- зв'язки. Обмінний та донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку. Гібридизація атомних орбіталей. Схема молекулярних орбіталей. Порядок зв'язку.</p> <p><b>Тема 9. Йонний, металічний, водневий типи хімічного зв'язку. Міжмолекулярна взаємодія.</b> Умови утворення йонного зв'язку. Ненапрявленість і ненасиченість йонного зв'язку. Металічний зв'язок. Основи зонної теорії будови твердих тіл. Провідники, напівпровідники, діелектрики. Природа і особливості водневого зв'язку. Міжмолекулярні сили Ван-дер-Ваальса.</p>	Лекції (4 год.), лабораторні заняття (2 год.) Самост. роб. 7 год.		Лабораторна робота (семинар)	жовтень-листопад
10-11	<p><b>Тема 10. Закономірності перебігу хімічних реакцій. Енергетика хімічних процесів. Хімічна кінетика.</b> Елементи термохімії і термодинаміки. Класифікація хімічних</p>	Лекції (4 год.), лабораторні заняття (2 год.) Самост.		Лабораторна робота 4	листопад



	<p>реакцій. Внутрішня енергія і ентальпія. Закони термохімії. Термохімічні рівняння. Поняття про ентропію. Вільна енергія Гіббса. Напрямок хімічних процесів.</p> <p>Швидкість хімічних реакцій. Фактори, що впливають на швидкість хімічних реакцій. Закон діючих мас. Константа швидкості. Активованій комплекс. Енергія активації. Каталіз. Ланцюгові реакції.</p> <p><b>Тема 11. Хімічна рівновага. Константа рівноваги. Принцип Ле-Шательє.</b></p> <p>Хімічна рівновага в гомогенних та гетерогенних системах. Константа рівноваги. Зміщення рівноваги. Принцип ле Шательє та його практичне значення.</p>	роб. 7 год.			
12-14	<p><b>Тема 12. Дисперсні системи. Розчини. Колігативні властивості розчинів.</b></p> <p>Загальні уявлення про дисперсні системи. Розчини, як багатокомпонентні системи змінного складу. Розчинність газів, рідин, твердих тіл у рідинах. Вплив температури і тиску на розчинність. Процес розчинення та його механізм. Способи вираження концентрації розчинів. Розчини ненасичені, насичені і пересичені. Класифікація розчинів за агрегатним станом.</p> <p>Поняття про ідеальні розчини. Розведені розчини неелектролітів. Тиск пари над розчином. Температури кипіння та замерзання розчинів. Кріоскопія та ебуліоскопія. Осмотичний тиск. Осмос у природі. Природні розчини. Ґрунтові та підземні води.</p> <p><b>Тема 13. Розчини електролітів. Електролітична дисоціація. Йонний добуток води. Водневий показник. Добуток розчинності. Реакції обміну між електролітами.</b></p> <p>Відмінності властивостей розчинів електролітів і розчинів неелектролітів. Теорія електролітичної дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Константа та ступінь дисоціації. Закон розведення Оствальда. Східча-</p>	<p>Лекції (6 год.), лабораторні заняття (2 год.) Самост. роб. 9 год.</p>		Лабораторна робота 5	листопад-грудень

	<p>ста дисоціація. Дисоціація води. Йонний добуток води. Водневий показник (рН). Методи вимірювання рН. Індикатори. Буферні системи. Добуток розчинності. Реакції обміну між електролітами. Йонно-молекулярні рівняння реакцій. Умови практичної незворотності реакцій.</p> <p><b>Тема 14. Гідроліз солей. Колоїдні розчини.</b></p> <p>Залежність гідролізу від природи солі. Вплив концентрації та температури на гідроліз солі. Суспензії та емульсії. Колоїдні розчини, стійкість колоїдів. Золі та гелі. Коагуляція та пептизація. Колоїди у природі. Аерозолі, дими, тумани.</p>				
15-16	<p><b>Тема 15. Окисно-відновні процеси.</b></p> <p>Процеси окиснення та відновлення. Ступінь окиснення елемента. Найважливіші окисники і відновники. Типи реакцій. Методи складання та урівнювання рівнянь окисно-відновних реакцій. Електродний потенціал. Ряд напруг металів. Гальванічні елементи.</p> <p><b>Тема 16. Електроліз. Закони електролізу. Корозія металів.</b></p> <p>Окисно-відновні процеси при електролізі. Закони електролізу. Електроліз водних розчинів і розплавів речовин. Застосування електролізу. Корозія металів, її типи. Способи захисту металів від корозії.</p>	<p>Лекції (4 год.), лабораторні заняття (2 год.) Самост. роб. 6 год.</p>		Контрольна робота 2	грудень