

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
Львівський національний університет імені Івана Франка
Хімічний факультет
Кафедра неорганічної хімії

Затверджено

На засіданні кафедри неорганічної хімії
хімічного факультету
Львівського національного університету
імені Івана Франка
(протокол № 1/8 від 20.08.2025 р.)

В.о. завідувача кафедри
кандидат хімічних наук, доцент
_____ Світлана ПУКАС

Силабус з навчальної дисципліни
“НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ”,
що викладається в межах освітньо-професійної програми “ХІМІЯ”
першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
для здобувачів зі спеціальності ЕЗ Хімія

Назва дисципліни	Неорганічна хімія
Адреса викладання дисципліни	Львівський національний університет імені Івана Франка, хімічний факультет (аудиторія № 2), вул. Кирила і Мефодія 6, м. Львів та платформа MS Teams або Zoom при дистанційній формі проведення заняття
Факультет та кафедра, за якою закріплена дисципліна	Хімічний факультет; кафедра неорганічної хімії
Галузь знань; шифр та назва спеціальності	Е Природничі науки, математика та статистика; ЕЗ Хімія
Викладачі дисципліни	Гладишевський Р.Є., академік НАН України, доктор хімічних наук, професор, ректор, https://chem.lnu.edu.ua/employee/gladyshevskii-roman-evgenovych ; Заремба О.І., кандидат хімічних наук, доцент, доцентка кафедри неорганічної хімії, https://chem.lnu.edu.ua/employee/zaremba-oksana-ivanivna ; Муць Н.М., кандидат хімічних наук, доцент, доцентка кафедри неорганічної хімії, https://chem.lnu.edu.ua/employee/muts-nataliya-myhajlivna ; Павлюк О.В., кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри неорганічної хімії, https://chem.lnu.edu.ua/employee/pavlyuk-oleksiy-viktorovych ; Сливка Ю.І., доктор хімічних наук, старший дослідник, професор кафедри неорганічної хімії, https://chem.lnu.edu.ua/employee/slyvka-yurij
Контактна інформація викладачів	roman.gladyshevskii@lnu.edu.ua (проф. Гладишевський Р.Є.); oksana.zaremba@lnu.edu.ua (доц. Заремба О.І.); nataliya.muts@lnu.edu.ua (доц. Муць Н.М.); oleksiy.pavlyuk@lnu.edu.ua (доц. Павлюк О.В.); yurii.slyvka@lnu.edu.ua (проф. Сливка Ю.І.)
Консультації з питань навчання по дисципліні відбуваються	Очні консультації в день проведення лабораторних занять (за попередньою домовленістю). Дистанційні консультації на платформі MS Teams або Zoom (для погодження часу слід написати на електронну пошту викладача або зателефонувати).
Сторінка курсу	https://chem.lnu.edu.ua/course/neorhanichna-himiya ; https://chem.lnu.edu.ua/employee/gladyshevskii-roman-evgenovych (рубрика Методичні матеріали); http://e-learning.lnu.edu.ua/course/view.php?id=165 (платформа Moodle)
Інформація про дисципліну	Навчальна дисципліна “Неорганічна хімія” є складовою частиною освітньої програми підготовки “Бакалавра хімії” зі спеціальності 102 Хімія, яка викладається у першому семестрі в обсязі 13 кредитів за Європейською кредитно-трансферною системою ECTS. Програма навчальної дисципліни “Неорганічна хімія” складена відповідно до сучасного рівня розвитку хімічної науки і вимог до підготовки фахівців з найвищою хімічною освітою. В її основу покладена така послідовність вивчення основ хімічної науки: речовина – хімічний процес – будова речовини, тобто процес пізнання проходить від вивчення зовнішніх ознак і відношень матеріальних об’єктів (виявлення властивостей) до вивчення їхніх внутрішніх ознак і відношень (пояснення властивостей).

<p>Коротка анотація дисципліни</p>	<p>Вступ навчальної дисципліни “Неорганічна хімія” виконує функцію попередньої орієнтації студентів у хімії як предметі природознавства. У ньому обговорюється сучасний стан хімії, подані основні етапи її розвитку та визначена роль у науково-технічному прогресі та інноваційному процесі. Розділи програми охоплюють зміст курсу, необхідний для наступного вивчення фактичного матеріалу неорганічної хімії на сучасній теоретичній основі з урахуванням прогресивних тенденцій науки, запитів суспільства. Вони містять поняття, закони і теорії, без яких неможливо зрозуміти властивості і перетворення речовин, а також закономірності перебігу хімічних реакцій, які розглядаються із залученням елементів хімічної термодинаміки і кінетики, принципів хімічної рівноваги. Належна увага приділяється вивченню властивостей розчинів, особливо розчинів електролітів, оскільки більшість технологічних процесів відбувається в рідких середовищах. Заключні розділи цієї частини включають вчення про будову атомів, молекул і кристалів та періодичний закон – основу, на якій будується сучасна неорганічна хімія та її викладання.</p>
<p>Мета та цілі дисципліни</p>	<p>Знання хімії – однієї з фундаментальних природничих наук – необхідне для творчої діяльності спеціаліста-хіміка широкого профілю – дослідника, експерта, інженера, викладача. Курс хімії, як і інших загальнотеоретичних дисциплін, повинен виконувати дві основні функції. Перша – загальновиховна і розвиваюча, яка полягає у формуванні наукового світогляду та моральних якостей студента і в розвитку у нього сучасних форм теоретичного мислення, здатності аналізувати явища. Друга – конкретно-практична, що пов’язана із засвоєнням провідних ідей, понять і законів хімії, з формуванням загальнонавчальних і спеціальних умінь і навичок для застосування хімічних законів і процесів, використанням хімічних речовин і матеріалів у сучасній техніці.</p> <p>Курс загальної та неорганічної хімії є теоретичною базою для наступного вивчення загальнонаукових і спеціальних дисциплін.</p> <p>Метою вивчення навчальної дисципліни “Неорганічна хімія” є формування наукового світогляду студентів, засвоєння теоретичних основ і фундаментальних законів хімії, знань про будову та властивості простих речовин і найважливіших неорганічних сполук, здобуття навичок експериментальної роботи, набуття студентами компетентностей, знань, умінь і навичок для здійснення професійної діяльності за фаховим спрямуванням. В процесі вивчення дисципліни формується комплекс важливих загальнокультурних і професійних компетентностей, які передбачені освітньо-професійною програмою.</p>
<p>Література для вивчення дисципліни</p>	<p>Основна література:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Гладішевський Р.Є. Неорганічна хімія, конспект лекцій. Навчальний портал Львівського національного університету імені Івана Франка, 2025 (e-learning.lnu.edu.ua). 2. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. Львів, Світ, 2000, 424 с. 3. Голуб А.М. Загальна та неорганічна хімія. Видавництво Київського університету, 1968, Т. 1, 441 с.; Київ, Вища школа, 1971, Т. 2, 414 с. 4. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна і неорганічна хімія: задачі та вправи. Київ, Либідь, 2001, 400 с.

	<p>5. Каличак Я.М., Кінжибало В.В., Котур Б.Я., Миськів М.Г., Сколоздра Р.В. Хімія. Задачі, вправи, тести. Львів, Світ, 2001, 176 с.</p> <p>6. Гладишевський Р.Є., Міліянчук Х.Ю. Лабораторний журнал з дисципліни “Неорганічна хімія”. Львівський національний університет імені Івана Франка, 2025, 130 с.</p> <p>7. Деркач Ф.А. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум. Київ, Вища школа, 1978, 232 с.</p> <p>8. Гладишевський Р.Є., Муць Н.М. Методичні рекомендації до самостійної роботи з дисципліни “Неорганічна хімія”. Львівський національний університет імені Івана Франка, 2024, 128 с.</p> <p>Додаткова література:</p> <p>9. Housecroft C.E., Sharpe A.G. Inorganic Chemistry, Harlow, Pearson Education Limited, 2012, 1213 p.</p> <p>10. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. Ч. I. Київ, Педагогічна преса, 2002, 18 с.; Ч. II. Київ, Педагогічна преса, 2000, 783 с.</p> <p>11. Деркач Ф.А. Практикум з неорганічної хімії, Львів, Видавництво Львівського університету, 1962, 448 с.</p> <p>12. Слободяник М.С., Улько Н.В., Бойко К.М., Самойленко В.М. Загальна та неорганічна хімія. Практикум, Київ, Либідь, 2004, 334 с.</p> <p>13. Михалічко Б.М., Мокра І.Р., Миськів М.Г. Синтез координаційних сполук. Методичні матеріали до лабораторного практикуму з неорганічної хімії, Львів, Видавничий центр ЛНУ ім. Івана Франка, 2001, 26 с.</p>
<p>Обсяг курсу</p>	<p>Навчальна дисципліна охоплює 13 кредитів (390 год). Курс складається з 64 год лекційних занять, 16 год практичних занять, 128 год лабораторних занять та 182 год самостійної роботи. Тижневе навантаження студента складає 13 год аудиторних занять та 11,375 год самостійної роботи.</p>
<p>Очікувані результати навчання</p>	<p>У результаті вивчення курсу студенти повинні:</p> <ul style="list-style-type: none"> ✓ знати сучасний стан і шляхи розвитку хімії; роль хімії у науково-технічному прогресі, в раціональному використанні природних багатств, створенні нових матеріалів, посиленні обороноздатності країни; у розв’язанні енергетичної проблеми, завдань хімізації промислового і сільськогосподарського виробництва, охорони природи; світоглядне значення хімічних теорій і законів; фізичні і хімічні властивості, практичне значення хімічних речовин; ✓ вміти користуватися прийомами логічного мислення (аналізу, синтезу, порівняння, абстрагування, узагальнення тощо); спостерігати і пояснювати хімічні явища, що відбуваються в природі, лабораторії, на виробництві і в повсякденному житті; самостійно поповнювати, систематизувати і застосовувати знання; користуватися навчальною і довідковою літературою; розв’язувати хімічні задачі; поводитися з найважливішими хімічними сполуками і обладнанням, виконувати хімічні досліди і правила техніки безпеки. <p>В результаті успішного проходження курсу студент набуде такі загальні компетентності:</p> <p>ЗК1. Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу.</p>

ЗК2. Здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями.

ЗК10. Здатність до пошуку, оброблення та аналізу інформації з різних джерел.

та **спеціальні фахові компетентності:**

СК1. Здатність застосовувати знання і розуміння математики та природничих наук для вирішення якісних та кількісних проблем в хімії.

СК2. Здатність розпізнавати і аналізувати проблеми, застосовувати обґрунтовані методи вирішення проблем, приймати обґрунтовані рішення в області хімії.

СК4. Здатність до використання спеціального програмного забезпечення та моделювання в хімії.

СК7. Здатність здійснювати типові хімічні лабораторні дослідження.

СК8. Здатність здійснювати кількісні вимірювання фізико-хімічних величин, описувати, аналізувати і критично оцінювати експериментальні дані.

СК9. Здатність використовувати стандартне хімічне обладнання.

СК12. Здатність до розуміння суті освітнього процесу у закладах загальної середньої освіти, вміння проектувати та проводити уроки з хімії.

Програмні результати навчання:

ПР01. Розуміти ключові хімічні поняття, основні факти, концепції, принципи і теорії, що стосуються природничих наук та наук про життя і землю, а також хімічних технологій на рівні, достатньому для їх застосування у професійній діяльності та для забезпечення можливості в подальшому глибоко розуміти спеціалізовані області хімії.

ПР03. Описувати хімічні дані у символічному вигляді.

ПР04. Розуміти основні закономірності та типи хімічних реакцій та їх характеристики.

ПР05. Розуміти зв'язок між будовою та властивостями речовин.

ПР06. Розуміти періодичний закон та періодичну систему елементів, описувати, пояснювати та передбачати властивості хімічних елементів та сполук на їх основі.

ПР07. Застосовувати основні принципи квантової механіки для опису будови атома, молекул та хімічного зв'язку.

ПР08. Знати принципи і процедури фізичних, хімічних, фізико-хімічних методів дослідження, типові обладнання та прилади.

ПР09. Планувати та виконувати хімічний експеримент, застосовувати придатні методики та техніки приготування розчинів та реагентів.

ПР13. Аналізувати та оцінювати дані, синтезувати нові ідеї, що стосуються хімії та її прикладних застосувань.

ПР14. Здійснювати експериментальну роботу з метою перевірки гіпотез та дослідження хімічних явищ і закономірностей.

ПР15. Спроможність використовувати набуті знання та вміння для розрахунків, відображення та моделювання хімічних систем та процесів, обробки експериментальних даних.

ПР16. Виконувати комп'ютерні обчислення, що мають відношення до хімічних проблем, використовуючи стандартне та спеціальне програмне забезпечення, навички аналізу та відображення результатів.

	<p>ПР20. Інтерпретувати експериментально отримані дані та співвідносити їх з відповідними теоріями в хімії.</p> <p>ПР26. Розуміти суть освітнього процесу у закладах загальної середньої освіти і проєктувати та проводити уроки з хімії.</p>																																
Ключові слова	Неорганічна хімія, загальна хімія, речовина, атом, молекула, хімічна сполука, хімічна реакція, хімічний зв'язок, розчини, функціональний матеріал																																
Формат курсу	Очний (читання лекцій, проведення лабораторних занять, консультування, іспит). Дистанційний (за необхідності). Очний – аудиторія № 2 для лекцій, аудиторія № 113 для практичних занять, лабораторія неорганічної хімії для виконання лабораторних робіт. Дистанційний – платформа MS Teams або Zoom.																																
Теми	Приведено у Таблиці 1.																																
Підсумковий контроль, форма	Іспит в кінці семестру, письмовий.																																
Пререквізити	Наявність повної загальної середньої освіти. Програма навчальної дисципліни “Неорганічна хімія” базується на знаннях з хімії, фізики і математики за середню школу.																																
Навчальні методи та техніки, які будуть використовуватися під час викладання курсу	Використання таких методів навчання: <ul style="list-style-type: none"> ✓ словесні – лекція, пояснення, бесіда, інструктаж; ✓ наочні – ілюстрування лекційного матеріалу моделями, схемами, таблицями, графіками, лабораторним обладнанням, мультимедійними презентаціями, демонстрування хімічного експерименту, спостереження; ✓ практичні – виконання лабораторних робіт (індивідуальні та групові завдання), спрямованих на застосування набутих знань у розв’язанні практичних завдань. 																																
Необхідне обладнання	Мультимедійне обладнання, персональні комп’ютери, фахові комп’ютерні програми, моделі, хімічний посуд і реактиви, спеціальне обладнання (прилади).																																
Критерії оцінювання (окремо для кожного виду навчальної діяльності)	<p>Рейтингова система передбачає оцінювання п’ятих видів роботи (колоквіум, контрольна робота, лабораторна робота, семінар, індивідуальний синтез) в балах. Максимальна кількість балів за курс “Неорганічна хімія” без іспиту – 50. Студент, який отримав позитивні оцінки за всіма видами контролю, допускається до складання іспиту. Максимальна кількість балів при оцінюванні знань на іспиті становить 50 балів.</p> <p style="text-align: center;">Розподіл балів, які отримують студенти</p> <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th>Види контролю</th> <th>Кількість</th> <th>Оцінювання</th> <th>Максимальна сума балів</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Колоквіум</td> <td style="text-align: center;">2</td> <td style="text-align: center;">5</td> <td style="text-align: center;">10</td> </tr> <tr> <td>Контрольна робота</td> <td style="text-align: center;">6</td> <td style="text-align: center;">2</td> <td style="text-align: center;">12</td> </tr> <tr> <td>Лабораторні роботи, домашні завдання, контрольне опитування</td> <td style="text-align: center;">20</td> <td style="text-align: center;">1</td> <td style="text-align: center;">20</td> </tr> <tr> <td>Семінар</td> <td style="text-align: center;">3</td> <td style="text-align: center;">1</td> <td style="text-align: center;">3</td> </tr> <tr> <td>Індивідуальний синтез</td> <td style="text-align: center;">1</td> <td style="text-align: center;">5</td> <td style="text-align: center;">5</td> </tr> <tr> <td>Разом</td> <td></td> <td></td> <td style="text-align: center;">50</td> </tr> <tr> <td>Іспит</td> <td style="text-align: center;">1</td> <td style="text-align: center;">50</td> <td style="text-align: center;">50</td> </tr> </tbody> </table>	Види контролю	Кількість	Оцінювання	Максимальна сума балів	Колоквіум	2	5	10	Контрольна робота	6	2	12	Лабораторні роботи, домашні завдання, контрольне опитування	20	1	20	Семінар	3	1	3	Індивідуальний синтез	1	5	5	Разом			50	Іспит	1	50	50
Види контролю	Кількість	Оцінювання	Максимальна сума балів																														
Колоквіум	2	5	10																														
Контрольна робота	6	2	12																														
Лабораторні роботи, домашні завдання, контрольне опитування	20	1	20																														
Семінар	3	1	3																														
Індивідуальний синтез	1	5	5																														
Разом			50																														
Іспит	1	50	50																														

	<p>Академічна доброчесність: Очікується, що лабораторні та контрольні роботи студентів будуть їхніми оригінальними дослідженнями чи міркуваннями. Виявлення ознак академічної недоброчесності в письмовій роботі студента є підставою для її незарахування.</p> <p>Відвідування занять є важливою складовою навчання. Очікується, що студенти відвідають усі лекції і лабораторні заняття дисципліни. Студенти зобов'язані дотримуватися усіх термінів, визначених для виконання усіх видів роботи.</p> <p>Політика виставлення балів: враховуються бали, набрані на лабораторних і практичних заняттях та на іспиті.</p>
Питання до заліку чи екзамену	Приведено у Таблиці 2.
Опитування	Анкету-оцінку з метою оцінювання якості викладання дисципліни буде надано по завершенню курсу.

Таблиця 1. Схема курсу
(лекція ЛК, лабораторна робота ЛБ, практична робота ПР)

Тиж- день	Тема, план, короткі тези	Форма діяль- ності
1	<p><u>Лекція 1. Вступ. Види та форми руху матерії. Наука хімія. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук.</u></p> <p>Види матерії та форми їх руху. Речовина, поле. Типи взаємодії: електромагнітна, сильна, слабка і гравітаційна. Фізична, хімічна, біологічна і суспільна форми руху. Систематизація речовин за рівнями їх структури та формами організації. Структура. Хімічна організація речовини.</p> <p>Методи наукової діяльності: спостереження, експеримент, дослід, гіпотеза, закон. Наука хімія і її предмет. Головна проблема хімії. Способи розв'язання головної проблеми хімії. Становлення хімії як науки та її розвиток. Роль хімії у науково-технічному прогресі. Проблеми охорони навколишнього середовища. Основні положення і поняття атомно-молекулярної теорії. Атом, молекула, хімічний елемент. Атомна одиниця маси. Відносні атомна та молекулярна маси. Моль. Мольна маса, мольний об'єм.</p>	ЛК
1	Знайомство з лабораторією. Правила техніки безпеки. Хімічний посуд.	ЛБ
1	<p><u>Лекція 2. Газовий стан. Закони. Кінетична теорія газів.</u></p> <p>Характеристика агрегатних станів речовини. Конденсований стан речовини. Кристалічна і аморфна структури твердих тіл. Рідкий і рідкокристалічний стани.</p> <p>Газуватий стан речовини. Закон газового стану. Закон об'ємних відношень. Закон Авогадро. Кінетична теорія газів. Закон Максвелла-Больцмана. Основне рівняння кінетичної теорії газів. Закони ідеального газу: Бойля-Маріотта, Гей-Люссака, Шарля. Рівняння стану Клапейрона-Менделєєва, універсальна газова стала. Тиск газових сумішей. Парціальний тиск. Закон парціальних тисків. Реальні гази. Рівняння Ван-дер-Ваальса.</p>	ЛК
1	Визначення складу суміші двох речовин.	ЛБ
1	Газові закони.	ПР
2	<p><u>Лекція 3. Конденсований стан речовини: кристалічний, аморфний, рідкокристалічний, рідкий. Фундаментальні та стехіометричні закони.</u></p> <p>Фундаментальні закони хімії. Закон збереження маси і енергії. Взаємозв'язок маси і енергії. Рівняння Ейнштейна.</p>	ЛК

	Закони стехіометрії. Стехіометрія. Закон сталості складу. Хімічний еквівалент. Фактор еквівалентності. Еквівалентне число. Мольна маса (об'єм) еквівалента речовини. Закон еквівалентів. Закон кратних відношень. Сучасне трактування стехіометричних законів.	
2	Визначення молярних мас газів за відносною густиною.	ЛБ
2	<u>Лекція 4. Класифікація понять. Дальтоніди та бертоліди. Методи визначення A_r і M_r. Хімічні реакції та їхня класифікація.</u> Основні класифікаційні поняття. Система, тіло, фаза, компонент, індивід. Поняття хімічної сполуки. Речовини з молекулярною і немоллекулярною структурою. Сполуки постійного і змінного складу. Дальтоніди і бертоліди. Хімічна формула. Види хімічних формул: емпірична, молекулярна, графічна, структурна. Методи визначення молекулярних і атомних мас. Атомна і питома теплоємність. Правило Дюлонга і Пті.	ЛК
2	Визначення молярних мас еквівалентів металів об'ємним методом.	ЛБ
3	<u>Лекція 5. Хімічна термодинаміка. Функції стану.</u> Хімічна термодинаміка і кінетика. Основні завдання хімічної термодинаміки і кінетики. Класифікація хімічних реакцій на основі різних ознак: теплового ефекту, типу системи, механізму перебігу. Прості та складні реакції. Паралельні, послідовні, спряжені, ланцюгові та оборотні реакції.	ЛК
3	Визначення атомних мас металів за питомою теплоємністю.	ЛБ
3	<u>Лекція 6. Закони термодинаміки та термохімії.</u> Енергетика хімічних реакцій. Термодинамічні функції стану. Внутрішня енергія. Тепловий ефект реакції. Ентальпія. Перший закон термодинаміки. Закони термохімії: Лавуазьє-Лапласа та Гесса. Ентальпія утворення хімічних сполук. Термохімічні рівняння. Напрявленість перебігу хімічних реакцій. Хімічна спорідненість. Принцип Томсена-Бертло. Параметри інтенсивності та екстенсивності. Термодинамічна ймовірність. Ентропія. Другий закон термодинаміки. Зміна ентропії в хімічних процесах. Вільна енергія Гіббса та її зміна. Термодинамічний аналіз можливості і спрявленості перебігу хімічних реакцій. Роль ентальпійного та ентропійного факторів і температури.	ЛК
3	Визначення хімічної формули сполуки. Визначення складу кристалогідрату солі.	ЛБ
3	Стехіометричні закони.	ПР
4	<u>Лекція 7. Хімічна кінетика. Швидкість реакції. Константа швидкості.</u> Хімічна кінетика і рівновага. Хімічні реакції в гомогенних і гетерогенних системах. Швидкість гомогенних реакцій. Фактори, що визначають швидкість хімічної реакції. Вплив концентрації реагентів. Закон діючих мас. Константа швидкості. Молекулярність і порядок реакції. Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Розподіл Максвелла-Больцмана. Активованій комплекс. Поняття про енергетичний бар'єр, енергію і ентропію активації. Координата реакції. Рівняння Арреніуса. Стеричний фактор. Механізм хімічних реакцій: дисоціаційний, радикально-ланцюговий, молекулярний. Ланцюгові реакції з нерозгалуженим і з розгалуженим ланцюгами. Вплив каталізатора на швидкість реакції. Гомогенний і гетерогенний каталіз. Механізм дії каталізатора. Автокаталіз. Промотори. Каталізаторні отрути. Інгібітори.	ЛК
4	Визначення теплот розчинення, гідратації та нейтралізації.	ЛБ
4	<u>Лекція 8. Каталізація, хімічна рівновага. Константа рівноваги. Принцип Ле Шательє-Брауна.</u>	ЛК

	Хімічна рівновага в гомогенних і гетерогенних системах. Константа рівноваги. Вплив зовнішніх чинників на хімічну рівновагу. Принцип Ле Шательє-Брауна і його значення в хімії. Зміщення хімічної рівноваги при зміні концентрації, температури та тиску. Вплив каталізатора. Загальмована рівновага.	
4	<i>Термохімічні рівняння. Семінар.</i>	ЛБ
5	<u>Лекція 9. Дисперсні системи. Розчини. Їхній склад.</u> Характеристика дисперсних систем. Дисперсна система, дисперсна фаза, дисперсійне середовище. Класифікація дисперсних систем: за висі, колоїдні розчини, істинні розчини. Типи дисперсних систем. Розчини. Визначення розчину. Класифікація розчинів: газові, рідкі, тверді розчини. Розчинення як фізико-хімічний процес. Теорії розчинів. Сольватація (гідратація). Сольвати (гідрати). Зміна ентальпії та ентропії при розчиненні речовини.	ЛК
5	Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага.	ЛБ
5	<u>Лекція 10. Взаємозв'язок способів вираження концентрації.</u> Способи вираження складу розчинів: молярна частка, масова (об'ємна) частка, молярність (молярна концентрація), моляльність (моляльна концентрація), нормальність (молярна концентрація еквівалента), титр.	ЛК
5	Визначення константи швидкості каталітичного розпаду пероксиду водню.	ЛБ
5	Закон Гесса. Визначення напрямленості процесу. Функції стану.	ПР
6	<u>Лекція 11. Розчинність речовин. Закони Генрі, Дальтона.</u> Розчинність речовин. Коефіцієнт розчинності. Насичені, ненасичені та пересичені розчини. Теорія Гільдебрандта. Вплив на розчинність природи компонентів розчину, температури і тиску. Розчинність твердих речовин. Криві розчинності. Розчинність рідин. Критична температура розчинення. Закон розподілу. Екстракція. Розчинність газів. Залежність розчинності газів від температури і тиску. Закон Генрі. Розчинність суміші газів. Закон Дальтона. Азеотропні суміші.	ЛК
6	Визначення густини розчинів. Приготування розчину з наважки солі та води. Виготовлення розчинів заданої концентрації.	ЛБ
6	<u>Лекція 12. Колігативні властивості розчинів.</u> Колігативні властивості розчинів. Фазові рівноваги. Діаграма стану води та правило фаз Гіббса. Тиск пари розчинів. Температури замерзання і кипіння розчинів. Закон Рауля. Діаграма стану розчину. Кріоскопічна і ебуліоскопічна сталі. Кріоскопія і ебуліоскопія. Осмос. Осмотичний тиск. Закон осмотичного тиску. Ізотонічні, гіпертонічні та гіпотонічні розчини.	ЛК
6	Екстрагування йоду з водного розчину. Розчинність газів, рідин, твердих тіл. Властивості розчинів.	ЛБ
7	<u>Лекція 13. Властивості розчинів електролітів, рН розчинів.</u> Властивості розчинів електролітів. Електроліти. Ізотонічний коефіцієнт. Теорія електролітичної дисоціації. Запис рівнянь електролітичної дисоціації. Діелектрична проникність. Ступінь електролітичної дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Електропровідність розчинів. Рівновага в розчинах слабких електролітів. Константа електролітичної дисоціації. Ступінчаста дисоціація. Закон розбавлення Оствальда.	ЛК

	<p>Властивості розчинів сильних електролітів. Уявний ступінь дисоціації. Іонна атмосфера. Іонні асоціати. Активність іонів. Коефіцієнт активності. Іонна сила розчину. Кислотно-основна дисоціація.</p> <p>Вода як електроліт. Електролітична дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник середовища. Способи визначення рН. Кислотно-основні індикатори. Буферні розчини.</p>	
7	Властивості розчинів неелектролітів.	ЛБ
7	<p>Лекція 14. Добуток розчинності. Гідроліз солей.</p> <p>Малорозчинні електроліти. Добуток розчинності. Умови виділення та розчинення осаду електроліту.</p> <p>Реакції обміну між іонами. Реакції нейтралізації та гідролізу. Гідроліз солей. Механізм реакцій гідролізу. Іонно-молекулярні рівняння гідролізу. Ступінь гідролізу. Залежність ступеня гідролізу від природи солі, концентрації та температури. Константа гідролізу. Взаємозв'язок ступеня та константи гідролізу.</p>	ЛК
7	Електролітична дисоціація. Зміщення іонної рівноваги.	ЛБ
7	Хімічна рівновага. Взаємозв'язок способів вираження концентрацій розчинів.	ПР
8	<p>Лекція 15. Теорії кислот і основ.</p> <p>Теорії кислот і основ. Електролітична теорія Ареніуса. Теорія сольвосистем (Франкліна, Кеді). Протонна теорія Бренстеда-Лоурі. Електронна теорія Льюїса. Хімічна теорія Ганча. Позитивно-негативна теорія Усановича. Теорія жорстких та м'яких кислот і основ Пірсона.</p> <p>Колоїдні розчини. Класифікація колоїдних розчинів. Макромолекулярні, міцелярні та суспензійні колоїди. Ліофільні та ліофобні колоїди. Методи добування колоїдних розчинів: дисперсійні, конденсаційні. Будова міцели. Міжфазовий і електрокінетичний потенціали. Коагуляція. Седиментація і пептизація.</p>	ЛК
8	Зміщення іонної рівноваги. Водневий показник.	ЛБ
8	<p>Лекція 16. Електрохімічні процеси. Потенціали. Рівняння Нернста.</p> <p>Електрохімічні властивості металів. Рівновага на межі поділу фаз метал-розчин. Подвійний електричний шар. Електродні потенціали металів. Стандартний водневий електрод. Електрохімічний ряд напруг металів.</p> <p>Гальванічні елементи. Принцип дії гальванічного елемента Данієля-Якобі. Електрорушійна сила гальванічних елементів. Відновні й окисні потенціали. Вплив концентрації, температури, характеру середовища і комплексоутворення на потенціали. Рівняння Нернста. Концентраційні елементи. Акумулятори. Принцип дії кислотних і лужних акумуляторів. Паливні елементи. Поляризація електродів.</p>	ЛК
8	Реакції обміну між електролітами.	ЛБ
9	<p>Лекція 17. Джерела струму. Електроліз.</p> <p>Електроліз. Окисно-відновні процеси при електролізі. Активні та інертні електроди. Електроліз розплавів і водних розчинів електролітів. Катодні та анодні процеси. Послідовність розрядження іонів. Перенапруга. Закони електролізу. Електрохімічний еквівалент. Застосування електролізу. Одержання і очистка металів. Гальваностегія і гальванопластика.</p>	ЛК
9	<i>Колоквіум. Модуль 1.</i>	ЛБ
9	<p>Лекція 18. Корозія металів. Окисно-відновні реакції.</p> <p>Корозія металів. Хімічна і електрохімічна корозія металів. Способи захисту металів від корозії. Анодне і катодне покриття. Катодний і протекторний захист.</p>	ЛК

	<p>Окисно-відновні характеристики елементів. Поняття потенціалу іонізації та спорідненості до електрона. Електронегативність. Шкали електронегативності. Ступінь окиснення. Правила визначення ступеня окиснення.</p> <p>Окисно-відновні реакції. Процеси окиснення і відновлення. Окисники і відновники. Типи окисно-відновних реакцій: міжмолекулярні (міжатомні), внутрішньомолекулярні (внутрішньокристалічні), самоокиснення-самовідновлення (диспропорціонування та конпропорціонування). Методи складання рівнянь окисно-відновних реакцій: алгебричний, електронного балансу, аналізу ступенів окиснення, напівреакцій. Фактори, що впливають на перебіг окисно-відновних реакцій: значення відновних потенціалів окисників і відновників, характер середовища, концентрація реагентів, комплексоутворення і осадоутворення, каталіз, температура і тиск реагуючої системи.</p>	
9	Добуток розчинності.	ЛБ
9	Визначення рН розчинів.	ПР
10	<p>Лекція 19. <u>Комплексні сполуки: будова, номенклатура, теорія Вернера, дисоціація.</u></p> <p>Склад і будова комплексних сполук. Сполуки вищого порядку. Внутрішня і зовнішня координаційна сфера. Комплексоутворювачі. Типи лігандів. Дендатність і лігандність.</p> <p>Комплексоутворення і дисоціація комплексних сполук. Аквокомплекси, амінокомплекси, ацидокомплекси, гідросокомплекси. Катіонні, аніонні та нейтральні комплекси. Моноядерні та поліядерні сполуки. Сполуки з негативним та нульовим ступенем окиснення. Хелатні, сандвічеві та кластерні сполуки. Клатрати і аддукти. Надкомплексні сполуки.</p> <p>Номенклатура комплексних сполук.</p>	ЛК
10	Гідроліз солей.	ЛБ
	<p>Лекція 20. <u>Класифікація та ізомерія комплексних сполук. Взаємний вплив лігандів.</u></p> <p>Просторова конфігурація та ізомерія комплексних сполук: сольватна, іонізаційна, координаційна, зв'язкова, просторова, оптична, конформаційна, лігандна, сумарна.</p> <p>Взаємний вплив лігандів у комплексах. Правило трансвпливу.</p>	ЛК
10	Гальванічні елементи.	ЛБ
11	<p>Лекція 21. <u>Будова атомів. Перші моделі. Квантово-механічна модель. Квантові числа.</u></p> <p>Будова атома гідрогену. Розвиток уяви про складність будови атомів. Наукові відкриття, що лягли в основу створення теорії будови атома. Перші моделі будови атома. Ядерна модель Резерфорда. Закон Мозлі. Атомні спектри. Рівняння Рідберга.</p> <p>Двоїста природа світла. Рівняння Планка. Основні ідеї квантової механіки. Теорія будови атома Бора-Зоммерфельда.</p> <p>Квантово-механічна модель атома. Корпускулярно-хвильовий дуалізм мікросвіту. Принцип невизначеності. Хвильове рівняння Шредінгера. Хвильові функції атома гідрогену та електронні орбіталі. Радіальна і сферичні складові хвильової функції. Атомна орбіталь. Вузлові поверхні та символи орбіталей.</p> <p>Характеристика стану електрона квантовими числами. Головне квантове число. Енергетичний рівень. Орбітальне квантове число. Енергетичний підрівень. Виродження. Кратність виродження. Магнітне орбітальне квантове число. Енергетична комірка. Магнітне спінове квантове число. Спін електрона. Спін-орбітальна взаємодія. Спін-орбіталь.</p>	ЛК

11	Окисно-відновні реакції.	ЛБ
11	Лекція 22. Будова багатоелектронних атомів. Багатоелектронні атоми. Наближені методи обчислень електронних орбіталей багатоелектронних атомів. Нульове наближення. Метод самоузгодженого поля Хартрі-Фока. Розподіл електронів на енергетичних рівнях і підрівнях. Принцип мінімуму енергії. Принцип Паулі і ємність електронних рівнів і підрівнів. Правило Гунда і послідовність заповнення атомних орбіталей електронами. Правило Клечковського. Електронні конфігурації атомів.	ЛК
11	<i>Окисно-відновні реакції. Семінар.</i>	ЛБ
11	Електролітична дисоціація. Добуток розчинності.	ПР
12	Лекція 23. Атомні ядра. Атомні ядра. Склад і будова атомних ядер. Нуклони і масове число. Енергія зв'язку. Ізотопи, ізотони, ізобари. Радіоактивні елементи. Ядерні реакції. Закон радіоактивного розпаду. Штучна радіоактивність. Дія на організм радіоактивного випромінювання.	ЛК
12	Комплексні сполуки.	ЛБ
12	Лекція 24. Хімічний зв'язок. Ковалентний зв'язок. Хімічний зв'язок і будова молекул. Причини утворення хімічного зв'язку. Розвиток уявлень про хімічний зв'язок. Властивості взаємодіючих атомів: ефективний радіус, ефективний заряд, електронегативність, ступінь окиснення, валентність, координаційне число. Кількісні характеристики хімічного зв'язку: довжина, кратність, енергія, полярність, валентний кут. Типи хімічного зв'язку. Ковалентний зв'язок. Умови утворення ковалентного зв'язку. Крива потенціальної енергії для молекули водню. Квантово-механічні методи трактування ковалентного зв'язку. Метод валентних зв'язків. Особливості ковалентного зв'язку: насичуваність і напрямленість. Валентні можливості елементів. Обмінний та донорно-акцепторний механізми утворення ковалентного зв'язку. Способи перекривання електронних орбіталей. Сигма-, пі- та дельта-зв'язки. Одинарний і кратні зв'язки.	ЛК
12	Підготовка до індивідуального синтезу комплексних сполук. Вибір методики синтезу. Синтез.	ЛБ
13	Лекція 25. Гібридизація. Гібридизація атомних орбіталей. Типи гібридизації. Просторова конфігурація молекул. Локалізовані і делокалізовані зв'язки. Три- і багатоцентрові зв'язки. Полярність і поляризованість ковалентного зв'язку. Дипольний момент зв'язку і молекули. Метод накладання валентних схем. Переваги і недоліки методу валентних зв'язків.	ЛК
13	Перекристалізація та аналіз одержаних сполук.	ЛБ
13	Лекція 26. Методи ВЗ та МО ЛКАО. Метод молекулярних орбіталей. Лінійна комбінація атомних орбіталей. Типи молекулярних орбіталей: зв'язуюча, антизв'язуюча, незв'язуюча. Енергетичні діаграми розподілу електронів на молекулярних орбіталах. Порядок зв'язку. Розподіл електронів на молекулярних орбіталах двоядерних гомо- і гетеронуклеарних молекул. Схеми утворення триядерних молекул. Порівняння методів валентних зв'язків і молекулярних орбіталей.	ЛК
13	<i>Захист оформлених робіт.</i>	ЛБ
13	Електродні потенціали. Рівняння Нернста. Закони електролізу.	ПР
14	Лекція 27. Іонний, металічний та водневий зв'язки. Міжчастинкова взаємодія.	ЛК

	<p>Іонний зв'язок. Умови утворення іонного зв'язку. Ненапрявленість і ненасиченість іонного зв'язку. Іонні кристали. Іонні радіуси. Координаційне число іона в кристалі. Основні типи кристалічних ґраток іонних сполук. Поляризація іонів. Ступінь іонності зв'язку. Енергія іонного кристалу. Термохімічний цикл Борна-Габера та обчислення енергії кристалічної ґратки.</p> <p>Водневий зв'язок. Природа і особливості водневого зв'язку: міжмолекулярний і внутрішньомолекулярний. Енергія водневого зв'язку.</p> <p>Металічний зв'язок. Металічний стан і його особливості. Теорія металічного стану. Типи твердих тіл: провідники, напівпровідники і діелектрики.</p> <p>Міжчастинкові (міжмолекулярні) взаємодії. Найпростіші типи молекул. Полярність молекул. Природа міжмолекулярних сил. Вандерваальсова взаємодія молекул: орієнтаційна, індукційна, дисперсійна. Енергія міжмолекулярної взаємодії. Іонно-молекулярна взаємодія. Донорно-акцепторна взаємодія. Хімічна взаємодія і симетрія молекулярних орбіталей. Хвильова функція перехідного стану системи.</p> <p>Будова твердого тіла. Поняття твердої фази. Кристалічний та аморфний стани речовини. Будова кристалів. Кристалічні ґратки. Елементарна комірка. Кристалографічні класи і системи. Типи кристалічних ґраток: іонні, атомні, молекулярні, металічні. Ізоморфізм і поліморфізм.</p> <p>Будова реальних кристалів. Дефекти кристалічної ґратки.</p> <p>Сплави. Типи сплавів: суміші, евтектики, тверді розчини, сполуки. Дослідження сплавів методом фізико-хімічного аналізу. Термічний аналіз. Типи діаграм стану. Криві ліквідусу і солідусу.</p> <p>Інтерметалічні сполуки. Сполуки Курнакова, фази Лавеса, фази включення, електронні сполуки Юм-Розері.</p> <p>Твердофазні реакції. Кінетика і механізм твердофазних реакцій.</p>	
14	<i>Перші моделі будови атома. Квантово-механічна модель атома. Семінар.</i>	ЛБ
14	<u>Лекція 28. Зв'язок у комплексних сполуках.</u> Природа хімічного зв'язку у комплексних сполуках. Квантово-механічні методи пояснення хімічного зв'язку в комплексних сполуках: метод валентних зв'язків, теорія кристалічного поля, метод молекулярних орбіталей. Розщеплення орбіталей. Низько- та високоспінові комплекси.	ЛК
14	<i>Будова багато електронних атомів. Семінар.</i>	ЛБ
15	<u>Лекція 29. Періодичний закон та система. Загальна характеристика s-, p-, d-, f-елементів.</u> Перші спроби класифікації хімічних елементів. Тріади Деберейнера, спіраль Шанкуртуа, октави Ньюлендса, схема Мейєра. Періодичний закон і його загальнонаукове і філософське значення. Форми вираження періодичного закону: словесна, таблична, графічна, математична. Варіанти зображення таблиць періодичної системи: короткий, напівдовгий, довгий і східчастий. Структура періодичної системи елементів: малі і великі періоди, групи, головні й побічні підгрупи, родини елементів. Місце елемента в періодичній системі як його найголовніша характеристика. Розміщення s-, p-, d- f-елементів у періодичній системі. Особливості електронних конфігурацій атомів елементів головний і побічних підгруп.	ЛК
15	<i>Хімічний зв'язок: природа, типи та кількісні характеристики. Використання методів ВЗ та МО ЛКАО. Семінар.</i>	ЛБ
15	<u>Лекція 30. Внутрішня та вторинна періодичність.</u> Періодичність властивостей атомів. Розміри атомів і йонів. Орбітальні та ефективні радіуси. Магнітні властивості атомів. Зміна атомних та іонних	ЛК

	<p>радіусів у періодах і групах. Ефекти d- і f-контракції. Періодична залежність іонізаційних потенціалів і спорідненості до електрона атомів від порядкового номера елемента. Взаємний вплив електронів. Ефекти екранування і проникнення.</p> <p>Періодичність хімічних властивостей елементів, простих і складних речовин. Зміна ефективних зарядів ядер, електронегативностей, ступенів окиснення, валентності та координаційного числа залежно від порядкового номера елемента.</p> <p>Типи періодичності зміни властивостей елементів. Основна, вторинна і внутрішня періодичність. Аналогія між елементами. Види аналогії: вертикальна (групова, типова, шарова, контракційна, електронна), горизонтальна, діагональна.</p>	
15	<i>Колоквіум. Модуль 2.</i>	ЛБ
15	Константа нестійкості комплексних сполук.	ПР
16	<p>Лекція 31. Гідроген. Водень.</p> <p>Місце гідрогену в періодичній системі. Будова атома. Валентність і ступінь окиснення. Ізотопи гідрогену. Атомарний і молекулярний водень. Характер хімічних зв'язків у сполуках.</p> <p>Фізичні та хімічні властивості водню. Форми знаходження в природі. Способи добування. Застосування водню.</p>	ЛК
16	Водень. Гідроген пероксид. Гідриди.	ЛБ
16	<p>Лекція 32. Сполуки гідрогену. Гідриди.</p> <p>Гідриди. Типи гідридів: іонні, ковалентні, полімерні, металічні.</p>	ЛК
16	<i>Заклучне заняття.</i>	ЛБ

Таблиця 2. Питання до іспиту

№	Теоретичне питання
1	Основи положення і поняття атомно-молекулярної теорії. Атом, молекула, хімічний елемент. Атомна одиниця маси. Відносні атомна та молекулярна маси. Моль. Молярна маса, молярний об'єм.
2	Закон газового стану. Закон об'ємних відношень. Закон Авогадро.
3	Закони ідеального газу: Бойля-Маріотта, Гей-Люссака, Шарля. Рівняння стану Клапейрона-Менделєєва, універсальна газова стала.
4	Хімічний еквівалент. Фактор еквівалентності. Еквівалентне число. Молярна маса (об'єм) еквівалента речовини. Закон еквівалентів.
5	Хімічна термодинаміка і кінетика. Прості та складні реакції. Паралельні, послідовні, спряжені, ланцюгові та оборотні реакції.
6	Термодинамічні функції стану. Внутрішня енергія. Тепловий ефект реакції. Ентальпія.
7	Перший закон термодинаміки. Закони термохімії: Лавуазьє-Лапласа та Гесса. Ентальпія утворення хімічних сполук.
8	Ентропія. Другий закон термодинаміки. Зміна ентропії в хімічних процесах.
9	Вільна енергія Гіббса та її зміна. Термодинамічний аналіз можливості і напрямленості перебігу хімічних реакцій. Роль ентальпійного та ентропійного факторів і температури.
10	Швидкість гомогенних реакцій. Фактори, що визначають швидкість хімічної реакції. Вплив концентрації реагентів.
11	Закон діючих мас. Константа швидкості. Молекулярність і порядок реакції.
12	Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант-Гоффа.
13	Хімічна рівновага в гомогенних і гетерогенних системах. Константа рівноваги.

14	Вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу. Принцип Ле Шательє-Брауна і його значення в хімії. Зміщення хімічної рівноваги при зміні концентрації, температури та тиску. Вплив каталізатора. Загальмована рівновага.
15	Способи вираження складу розчинів: молярна частка, масова (об'ємна) частка, молярність, моляльність, нормальність, титр.
16	Розчинність речовин. Коефіцієнт розчинності. Насичені, ненасичені та пересичені розчини.
17	Розчинність газів. Залежність розчинності газів від температури і тиску. Закон Генрі.
18	Колігативні властивості розчинів.
19	Тиск пари розчинів. Температури замерзання і кипіння розчинів. Закон Рауля. Діаграма стану розчину. Кріоскопічна та ебуліоскопічна сталі. Кріоскопія та ебуліоскопія.
20	Осмос. Осмотичний тиск. Закон осмотичного тиску.
21	Властивості розчинів електролітів. Електроліти. Ізотонічний коефіцієнт. Теорія електролітичної дисоціації. Запис рівнянь електролітичної дисоціації.
22	Ступінь електролітичної дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Електропровідність розчинів.
23	Рівновага в розчинах слабких електролітів. Константа електролітичної дисоціації. Ступінчаста дисоціація. Закон розбавлення Оствальда.
24	Властивості розчинів сильних електролітів. Кислотно-основна дисоціація.
25	Вода як електроліт. Електролітична дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник середовища.
26	Буферні розчини.
27	Малорозчинні електроліти. Добуток розчинності. Умови виділення та розчинення осаду електроліту.
28	Реакції обміну між іонами. Реакції нейтралізації та гідролізу. Гідроліз солей. Механізм реакцій гідролізу.
29	Ступінь гідролізу. Залежність ступеня гідролізу від природи солі, концентрації та температури. Константа гідролізу. Взаємозв'язок ступеня та константи гідролізу.
30	Теорії кислот і основ. Електролітична теорія Арреніуса. Електронна теорія Льюїса.
31	Електрохімічні властивості металів. Електродні потенціали металів. Стандартний водневий електрод. Електрохімічний ряд напруг металів.
32	Гальванічні елементи. Електрорушійна сила гальванічних елементів. Відновні й окисні потенціали.
33	Рівняння Нернста. Концентраційні елементи. Акумулятори.
34	Електроліз. Окисно-відновні процеси при електролізі. Електроліз розплавів і водних розчинів електролітів. Катодні та анодні процеси.
35	Закони електролізу. Електрохімічний еквівалент. Застосування електролізу. Одержання та очистка металів.
36	Корозія металів. Хімічна та електрохімічна корозія металів. Способи захисту металів від корозії. Анодне і катодне покриття. Катодний і протекторний захист.
37	Окисно-відновні реакції. Процеси окиснення і відновлення. Окисники і відновники. Типи окисно-відновних реакцій: міжмолекулярні (міжатомні), внутрішньомолекулярні (внутрішньокристалічні), самоокиснення-самовідновлення (диспропорціонування та конпропорціонування).
38	Перші моделі будови атома. Квантово-механічна модель атома. Атомна орбіталь. Вузлові поверхні та символи орбіталей.
39	Багатоелектронні атоми. Розподіл електронів на енергетичних рівнях і підрівнях. Принцип мінімуму енергії. Принцип Паулі та ємність електронних рівнів і підрівнів. Правило Гунда і послідовність заповнення атомних орбіталей електронами. Правило Клечковського.
40	Хімічний зв'язок і будова молекул. Кількісні характеристики хімічного зв'язку: довжина, кратність, енергія, полярність, валентний кут. Типи хімічного зв'язку.

41	Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків. Обмінний та донорно-акцепторний механізми утворення ковалентного зв'язку. σ -, π - та δ -зв'язки.
42	Гібридизація атомних орбіталей. Типи гібридизації.
43	Метод молекулярних орбіталей. Лінійна комбінація атомних орбіталей. Типи молекулярних орбіталей: зв'язуюча, антизв'язуюча, незв'язуюча. Енергетичні діаграми розподілу електронів на молекулярних орбіталях. Порядок зв'язку.
44	Іонний зв'язок. Водневий зв'язок. Природа та особливості водневого зв'язку: міжмолекулярний і внутрішньомолекулярний. Металічний зв'язок. Типи твердих тіл: провідники, напівпровідники і діелектрики.
45	Періодичний закон. Структура періодичної системи елементів: малі і великі періоди, групи, головні й побічні підгрупи, родини елементів. Розміщення s -, p -, d - f -елементів у періодичній системі. Особливості електронних конфігурацій атомів елементів головних і побічних підгруп.