

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
Волинський національний університет імені Лесі Українки
Факультет хімії, екології та фармації
Кафедра хімії та технологій

СИЛАБУС

нормативної навчальної дисципліни

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

підготовки бакалавра
галузей знань 10 Природничі науки,
спеціальності 102 Хімія
освітньо-професійної програми Хімія
форма навчання денна

Луцьк – 2021

Силабус навчальної дисципліни «Загальна хімія» підготовки бакалавра галузі знань 10 Природничі науки, спеціальності 102 Хімія, освітньо-професійної програми Хімія, форма навчання денна за навчальним планом, затвердженим 2020 року

Розробник: Строк О. М., кандидат хімічних наук, доцент кафедри хімії та технологій; Іващенко І. А. кандидат хімічних наук, доцент кафедри хімії та технологій

Силабус навчальної дисципліни затверджений на засіданні кафедри хімії та технологій

протокол № 1 від 01.09. 2021 р.

Завідувач кафедри,
доктор хімічних наук, професор



Олексеюк І.Д.

© Строк О.М., 2021 р.

1. ОПИС НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Таблиця 1

Найменування показників	Галузі знань, спеціальності, освітня програма, освітній ступінь	Характеристика навчальної дисципліни
Денна форма навчання	10 Природничі науки, 102 «Хімія», бакалавр	Нормативна
Кількість годин/кредитів 240/8		Рік навчання 1
		Семестри 1-ий
ІНДЗ: немає		Лекції 46 год.
		Лабораторні 48 год.
		Практичні 32 год.
		Самостійна робота 98 год.
	Консультації 16 год.	
	Форма контролю: екзамен	

2. ІНФОРМАЦІЯ ПРО ВИКЛАДАЧА

Прізвище, ім'я та по батькові Іващенко Інна Алімічна
Науковий ступінь к.х.н.
Вчене звання доцент
Посада доцент кафедри хімії та технологій
Контактна інформація
+38(095)3101966, ivashchenko.inna@vnu.edu.ua
Дні занять <http://194.44.187.20/cgi-bin/timetable.cgi?n=700>

3. ОПИС ДИСЦИПЛІНИ

Загальна хімія – одна із фундаментальних дисциплін у системі вищої хімічної освіти, яка починає підготовку фахівця–хіміка. Знання теоретичних основ загальної хімії необхідні для глибшого вивчення неорганічної, аналітичної, фізичної, колоїдної, органічної, кристалохімії тощо. Загальна хімія, як частина неорганічної хімії, вивчає взаємозв'язок хімічних процесів та явищ, що їх супроводжують, встановлює закономірності між хімічним складом, будовою речовин та їх властивостями, встановлює ймовірність перебігу і напрямленість хімічних реакцій із залученням елементів термодинаміки та кінетики, вивчає особливості взаємодії в розчинах, визначає функцію речовин у кислотно–основних та окисно–відновних процесах тощо.

Під час засвоєння даної дисципліни у студентів розвивається діалектичне мислення, здатність аналізувати явища та процеси,

формується світогляд, розширюються й поглиблюються наукові уявлення про матерію, будову хімічних елементів, хімічний зв'язок.

При викладанні дисципліни постійно підкреслюється конкретний зв'язок питань, що розглядаються за програмою курсу, з питаннями, які можуть виникнути у практичній діяльності хіміка.

Дана програма складена відповідно сучасному рівню розвитку хімічної науки і вимог до підготовки бакалавра, галузей знань – 10 «Природничі науки», 16 «Хімічна та біоінженерія», спеціальностей – 102 «Хімія», 161 «Хімічні технології та інженерія» за освітніми програмами «Хімія» та «Хімічні технології та інженерія»

Програма навчальної дисципліни «Загальна хімія» базується на знаннях з хімії, фізики і математики за середню школу і викладається у першому семестрі I-го року навчання.

Метою викладання навчальної дисципліни є:

1) загально-виховна і розвиваюча функції, що полягають у формуванні наукового світогляду і моральних якостей студента, у розвитку сучасних форм теоретичного мислення, у здатності аналізувати явища;

2) практична функція, що пов'язана із засвоєнням провідних ідей, понять і законів хімії, з формуванням умінь і навичок для застосування хімічних законів і процесів, використання хімічних речовин і матеріалів у сучасній техніці.

Програмними результатами навчання є: ПРН 01. 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, остатньому для їх застосування у професійній діяльності та для забезпечення можливості в подальшому глибоко розуміти спеціалізовані області хімії. ПРН 03. Описувати хімічні дані у символічному вигляді. ПРН 04. Розуміти основні закономірності та типи хімічних реакцій та їх характеристики. ПРН 05. Розуміти зв'язок між будовою та властивостями речовин. ПРН 06. Розуміти періодичний закон та періодичну систему елементів, описувати, пояснювати та передбачати властивості хімічних елементів та сполук на їх основі. ПРН 09. Планувати та виконувати хімічний експеримент, застосовувати придатні методики та техніки приготування розчинів та реагентів. ПРН 10. Застосовувати основні принципи термодинаміки та хімічної кінетики для вирішення професійних завдань. ПРН 14. Здійснювати експериментальну роботу з метою перевірки гіпотез та дослідження хімічних явищ і закономірностей. ПРН 17. Працювати самостійно або в групі, отримати результат у межах обмеженого часу з наголосом на професійну сумлінність та наукову добросовісність. ПРН 18. Демонструвати знання та розуміння основних фактів, концепцій, принципів та теорій з хімії. ПРН 20. Інтерпретувати експериментально отримані дані та співвідносити їх з відповідними теоріями в хімії.

4. КОМПЕТЕНЦІЇ

До кінця навчання студенти будуть компетентними у таких питаннях: ЗК 1. Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу. ЗК 2. Здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями. ЗК 3. Здатність працювати у команді. ЗК 4. Здатність до адаптації та дії в новій ситуації. ЗК 5. Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій. ЗК 10. Здатність до пошуку, оброблення та аналізу інформації з різних джерел. ЗК 11. Здатність бути критичним і самокритичним. ЗК 13. Здатність зберігати та примножувати моральні, культурні, наукові цінності і досягнення суспільства на основі розуміння історії та закономірностей розвитку предметної області, її місця у загальній системі знань про природу і суспільство та у розвитку суспільства, техніки і технологій, використовувати різні види та форми рухової активності для активного відпочинку та ведення здорового способу життя. ФК1. Здатність застосовувати знання і розуміння математики та природничих наук для вирішення якісних та кількісних проблем в хімії. ФК2. Здатність розпізнавати і аналізувати проблеми, застосовувати обґрунтовані (чи доцільні) методи вирішення проблем, приймати обґрунтовані рішення в області хімії. ФК7. Здатність здійснювати типові хімічні лабораторні дослідження. ФК8. Здатність здійснювати кількісні вимірювання фізико-хімічних величин, описувати, аналізувати і критично оцінювати експериментальні дані. ФК9. Здатність використовувати стандартне хімічне обладнання. ФК10. Здатність до опанування нових областей хімії шляхом самостійного навчання. ФК11. Здатність формулювати етичні та соціальні проблеми, які стоять перед хімією, та здатність застосовувати етичні стандарти досліджень і професійної діяльності в галузі хімії (наукова доброчесність).

5. ІНФОРМАЦІЙНИЙ ОБСЯГ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Таблиця 2

Назва змістових модулів і тем	Усього	Лекції	Лаб. заняття	Практ. заняття	Само ст. роб.	Конс.	Форма контролю/ Бали
Змістовий модуль 1. Основні поняття та закони хімії. Класи неорганічних сполук							
Тема 1. Класифікація неорганічних сполук. Комплексні сполуки	16	2	6	2	6		УО*/РЗ*/2
Тема 2. Основні поняття та закони хімії.	11	2	4		5		УО/РЗ/2
Тема 3. Агрегатний стан речовин. Закони газуватого стану	14	2	4	2	6		УО/РЗ/2
Разом за змістовим модулем 1	44	6	14	4	17	3	6
Змістовий модуль 2. Будова атома. Періодичний закон							
Тема 4. Будова атома	8	1		1	6		УО

Гідрогену							
Тема 5. Квантово-механічні моделі атома. Стан електрона у багатоелектронних атомах	5	4		1			УО
Тема 6. Атомні ядра	3	2		1			УО
Тема 7. Періодичний закон та періодична система хімічних елементів.	8	1		1	6		УО
Разом за змістовим модулем 2	26	8		4	12	2	6
Змістовий модуль 3. Хімічний зв'язок. Будова речовини							
Тема 8. Загальна характеристика хімічного зв'язку	9	2		1	6		УО
Тема 9. Ковалентний тип хімічного зв'язку	12	4		2	6		УО
Тема 10. Інші типи хімічної взаємодії	9	2		1	6		УО
Разом за змістовим модулем 3	32	8		4	18	2	6
Змістовий модуль 4. Закономірності перебігу хімічних реакцій							
Тема 11. Основи хімічної термодинаміки. Термохімія	16	4	4	2	6		УО/РЗ/2
Тема 12. Хімічна кінетика	12	2	4	1	5		УО/РЗ/2
Тема 13. Хімічна рівновага. Каталіз	13	2	4	1	6		УО/РЗ/2
Разом за змістовим модулем 4	44	8	12	4	17	3	6
Змістовий модуль 5. Дисперсні системи							
Тема 14. Класифікація дисперсних систем. Розчини.	12	2	2	2	6		УО/РЗ/2
Тема 15. Колігативні властивості розчинів.	6	2	2	2			
Тема 16. Властивості розчинів електролітів.	14	2	4	2	6		УО/РЗ/3
Тема 17. Водневий показник. Гідроліз солей. Іонні рівноваги	13	2	4	2	5		УО/РЗ/3
Разом за змістовим модулем 5	48	8	12	8	17	3	8
Змістовий модуль 6. Електрохімічні процеси							
Тема 18. Електрохімічні властивості металів.	14	4	2	2	6		

Хімічні джерела струму.							<i>УО/РЗ/4</i>
Тема 19. Електроліз. Корозія металів.	14	2	2	4	6		
Тема 20. Окисно-відновні реакції.	15	2	6	2	5		<i>УО/РЗ/4</i>
<i>Разом за змістовим модулем 6</i>	<i>46</i>	<i>8</i>	<i>10</i>	<i>8</i>	<i>17</i>	<i>3</i>	<i>8</i>
<i>Разом за семестр</i>	<i>240</i>	<i>46</i>	<i>48</i>	<i>32</i>	<i>98</i>	<i>16</i>	<i>40</i>
<i>Модульна контрольна робота 1</i>							<i>30</i>
<i>Модульна контрольна робота 2</i>							<i>30</i>

УО усне опитування, РЗ розв'язування задач

6. ТЕМИ ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ

№ з/п	Тема	К-ть год.
1	Ознайомлення з лабораторією. Техніка безпеки. Класи неорганічних сполук	6
2	Визначення еквіваленту металу	4
3	Визначення молекулярної маси CO ₂	4
4	Теплові ефекти хімічних реакцій	4
5	Кінетика хімічних реакцій	4
6	Хімічна рівновага, адсорбція, каталіз	4
7	Фізичні властивості розчинів	4
8	Хімічні властивості розчинів	4
9	Іонні рівноваги	4
10	Електроодні процеси	4
11	Окисно-відновні реакції	4
12	Заключне заняття	2
<i>Разом за семестр</i>		<i>48</i>

7. Теми практичних занять

№ з/п	Тема	К-ть год.
1	Встановлення хімічних формул. Комплексні сполуки	2
2	Будова атома. Періодичний закон	4
3	Хімічний зв'язок	4
4	Основні закони хімії. Закони газуватого стану.	2
5	Закономірності перебігу хімічних реакцій.	4
6	Концентрація розчинів, колігативні властивості розчинів.	4
7	Іонні рівноваги, гідроліз солей.	4
8	Окисновідновні реакції.	2
9	Електроодні процеси, електроліз	2
10	Ускладнені хімічні задачі	4
<i>Разом</i>		<i>32</i>

8. Самостійна робота

Питання на самостійне опрацювання	К-ть год.
Тема 1. Номенклатура неорганічних сполук. Методи одержання.	6
Тема 2. Атомно-молекулярна теорія.	5
Тема 3. Агрегатні стани речовини. Методи визначення атомних та молекулярних мас	6
Тема 4. Історичні моделі будови атома	6
Тема 7. Будова періодичної системи Д.І. Менделєєва. Закономірності властивостей елементів	6
Тема 8. Властивості взаємодіючих атомів. Валентність	6
Тема 9. Механізми утворення ковалентного зв'язку	6
Тема 10. Водневий зв'язок	6
Тема 11. Класифікація та механізми хімічних реакцій	6
Тема 12. Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції	5
Тема 13. Каталіз та каталізатор	6
Тема 14. Типи дисперсних систем. Класифікація розчинів за різними ознаками	6
Тема 16. Електролітична дисоціація	6
Тема 17. Індикатори, забарвлення індикаторів залежно від середовища розчину	5
Тема 18. Електрохімічний ряд напруг металів	6
Тема 19. Корозія металів	6
Тема 20. Типи окисно-відновних реакцій	5
Разом	98

9. Політика оцінювання

Пропущені лабораторні заняття (з будь яких причин) відпрацьовуються у позаурочний час.

У разі поганого написання модульної контрольної роботи студент може прездати її в усній формі викладачу, що проводить лабораторні заняття, або лектору.

Кінцевим терміном здачі усіх видів робіт, а також відпрацювання та захисту лабораторних робіт, так званим *deadline*, є тиждень, на якому відбувається останнє заняття з дисципліни (лабораторне чи практичне).

На рочатку вивчення курсу студенти ознайомлюються з основними засадами академічної доброчесності. У випадку виявлення порушень, студент не отримує балів за виконану роботу, модульну контрольну.

10. РОЗПОДІЛ БАЛІВ ТА КРИТЕРІЇ ОЦІНЮВАННЯ

Поточний контроль (макс=40 балів)	Модульний контроль	Загал ьна
--------------------------------------	--------------------	--------------

						(макс=60 балів)		кількість балів
Модуль 1						Модуль 2		
ЗМ 1	ЗМ 2	ЗМ 3	ЗМ 4	ЗМ 5	ЗМ 6	МКР 1	МКР 2	
6	6	6	6	8	8	30	30	100

Шкала оцінювання

Оцінка в балах за всі види навчальної діяльності	Оцінка
	для екзамену
90 – 100	Відмінно
82 – 89	Дуже добре
75 - 81	Добре
67 -74	Задовільно
60 - 66	Достатньо
1 – 59	Незадовільно

1. РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

Основна література:

1. Загальна хімія. Конспект лекцій : навч. посіб. / Ткачук Г. С. - Хмельницький : ХНУ, 2020. - 287 с.
2. Загальна хімія: навч. посіб. для студентів хім.-технол. та нехім. спец. ден. та заоч. форм навчання / [В. І. Булавін та ін.] ; під заг. ред. проф. В. І. Булавіна ; Нац. техн. ун-т "Харків. політехн. ін-т". - 2-ге вид., перероб. та допов. - Харків : Бровін О. В., 2019. - 373 с.
3. Загальна та неорганічна хімія : теоретичні та лабораторно-практичні аспекти : навчальний посібник: для студентів вищих навчальних закладів / [В.М. Гуляев ... [та ін.]; Міністерство освіти і науки України, Дніпровський державний технічний університет (ДДТУ). Кам'янське : ДДТУ, 2019., 324 с.
4. Загальна хімія: навчально-методичний посібник / П. В. Вакулюк, Л. К. Забава, Н. М. Бабич, А. Ф. Бурбан; [рец. Л. І. Кострова]; Нац. ун-т "Києво-Могил. акад.". - Київ: [НАУКМА], 2015. - 266 с.
5. Загальна хімія: навч. посіб. / О. В. Жак, Я. М. Каличак; Львів. нац. ун-т ім. І. Франка. - Л. : ЛНУ ім. І. Франка, 2010. - 368 с.
6. Сиса Л. В. Неорганічна хімія в розрахункових задачах для комп'ютерного контролю знань / Л. В. Сиса, В. М. Сомов. – Луцьк: Видав. обл. друкарні, 2006. – 287 с.
7. Кириченко В. І. Загальна хімія: Навч. посібн. / В. І. Кириченко. – К.: Вища шк., 2005. – 639 с.
8. Рейтер Л. Г. Теоретичні розділи загальної хімії: Навчальний посібник / Л. Г. Рейтер, О. М. Степаненко, В. П. Басов. – К.: Каравела, 2003. – 344 с.

9. Степаненко О. М. Загальна та неорганічна хімія. Том I, том II / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер. – Київ: Педагогічна преса, 2002. – 765 с.
10. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
11. Телегус В. С. Основи загальної хімії / В. С. Телегус, О. І. Бодак, О. С. Заречнюк, В. В. Кінджибало. – Л.: Світ, 2000. – 424 с.
12. Григор'єва В. В. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич. – К.: Вища шк., 1991. – 431 с.
13. Романова Н. С. Загальна та неорганічна хімія / Н. С. Романова. – К.: Вища шк., 1988. – 432 с.
14. Глінка М. Л. Загальна хімія (Підручник) 2-ге вид., перероб. і доп.. — С. 608. — Київ : «Вища школа», 1982.
15. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія: В 2 ч. / А. М. Голуб. – К.: Вища шк., 1971. – 442 с.

Додаткова література:

1. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія: В 2 ч. / А. М. Голуб. – К.: Вища шк., 1971. – 442 с.
2. Рейтер Л. Г. Теоретичні розділи загальної хімії: Навчальний посібник / Л. Г. Рейтер, О. М. Степаненко, В. П. Басов. – К.: Каравела, 2003. – 344 с.
3. Дикерсон Р. Основные законы химии. Том I / Р. Дикерсон, Г. Грей, Дж. Хейт. – М.: Мир, 1982. – 652 с.
4. Дикерсон Р. Основные законы химии. Том II / Р. Дикерсон, Г. Грей, Дж. Хейт. – М.: Мир, 1982. – 620 с.
5. Полинг Л. Общая химия / Л. Полинг. – М.: Мир, 1974. – 846 с.

2. ПЕРЕЛІК ПИТАНЬ ДО ЕКЗАМЕНУ

1. Атомно-молекулярне вчення та основні хімічні закони.
2. Закон еквівалентів. Закони стехіометрії. Сполуки змінного та постійного складу.
3. Закони ідеальних газів. Реальні гази.
4. Агрегатні стани речовини. Найважливіші особливості та ознаки агрегатних станів.
5. Кінетична теорія газів. Розподіл Максвелла – Больцмана.
6. Ізохорні та ізобарні процеси, зміна внутрішньої енергії системи, зв'язок її з ентальпією системи. Перший закон термодинаміки.
7. Закони термохімії. Стандартні ентальпії утворення та згоряння.
8. Ентропія. Другий закон термодинаміки.
9. Імовірнісне та енергетичне трактування ентропії. Зміни ентропії при різних процесах.
10. Вільні енергії Гіббса та Гельмгольца. Взаємозв'язок термодинамічних функцій. Співвідношення ентальпійного та ентропійного факторів при визначенні напряму процесу.
11. Поняття швидкості хімічних реакцій для гомогенних та гетерогенних систем. Середня та істинна швидкість реакції.
12. Закон діючих мас. Константа швидкості та її фізичний зміст. Порядок та молекулярність реакції. Розмірність константи швидкості для реакцій різних порядків.
13. Вплив тиску та температури на швидкість хімічних реакцій. Температурний показник швидкості.
14. Енергія активації та її зв'язок з константою швидкості. Рівняння Арреніуса. Стеричний фактор.
15. Поняття каталізатора і каталізу. Гомогенний та гетерогенний каталіз. Специфічність каталітичних реакцій. Механізм дії каталізатора.

16. Хімічна рівновага. Константа рівноваги та її зв'язок з термодинамічними функціями.
17. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле–Шательє. Приклади його застосування.
18. Класифікація та механізми хімічних реакцій.
19. Дисперсні системи. Розчини. Класифікації розчинів за різними ознаками.
20. Способи вираження концентрації розчинів та переведення їх одна в одну. Правило “павука”.
21. Розчинність речовин. Залежність розчинності від різних факторів.
22. Розчинність газів у рідинах. Закон Генрі – Дальтона, висновки з нього. Закон розподілу. Відхилення від законів Рауля та Генрі.
23. Діаграма стану води. Правило фаз Гіббса. Приклади застосування.
24. Колігативні властивості розчинів. Визначення молекулярних мас речовин за цими властивостями.
25. Електроліти. Теорія електролітичної дисоціації. Ізотонічний коефіцієнт.
26. Ступінь та константа дисоціації. Ступінчаста дисоціація. Взаємозв'язок ізотонічного коефіцієнту із ступенем дисоціації.
27. Сильні електроліти. Уявний ступінь дисоціації. Іонна сила розчину. Активність та коефіцієнт активності.
28. Характер дисоціації гідроксидів. Зміна характеру дисоціації гідроксидів у періодах та підгрупах.
29. Іонні рівноваги: водневий показник, добуток розчинності, обмінні реакції в розчинах. Буферні суміші.
30. Гідроліз солей. Типи гідролізу. Вплив різних факторів на гідроліз. Константа і ступінь гідролізу. Розрахунок рН при гідролізі.
31. Огляд теорій кислот та основ.
32. Основні класи неорганічних сполук.
33. Подвійний електричний шар. Електродні потенціали. Рівновага метал – вода, метал – розчин солі.
34. Ряд активності металів. Стандартний водневий електрод.
35. Рівняння Нернста. Електрорушійна сила. Її зв'язок з енергією Гіббса та константою рівноваги. Можливість протікання окисно-відновних процесів.
36. Гальванічні елементи. Електрорушійна сила.
37. Потенціал іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність. Їх зміна по періодах і групах.
38. Електроліз. Закони електролізу. Електрохімічний еквівалент. Застосування електролізу.
39. Катодні та анодні процеси при електролізі водних розчинів електролітів. Електроліз з активними електродами.
40. Корозія металів та способи захисту від неї.
41. Процеси окиснення та відновлення. Найважливіші окисники та відновники. Способи урівнювання окисно-відновних рівнянь реакцій.
42. Реакції із зміною ступеня окислення. Типи ОВР. Можливість їх протікання.
43. Історичні моделі будови атома. Досліди Резерфорда. Атомні спектри. Рівняння Рідберга.
44. Постулати Бора. Виведення формул для радіуса, швидкості та енергії.
45. Корпускулярно-хвильовий дуалізм. Принцип невизначеності. Рівняння Шредінгера та методи його розв'язку.
46. Хвильова функція. Її властивості.
47. Квантові числа і їх зміст при описі стану електрона в атомі.
48. Багатоелектронні атоми. Наближені методи опису їх моделі. Порядок заповнення енергетичних рівнів багатоелектронних атомів.

49. Будова багатоелектронних атомів. Послідовність заповнення атомних орбіталей електронами. Провал електрона.
50. Атомне ядро. Ізотопи, ізобари, ізотони. Ядерні реакції. Радіоактивність. Закон радіоактивного розпаду.
51. Основні характеристики хімічного зв'язку.
52. Пояснення хімічного зв'язку у молекулі водню за теорією Гейтлера–Лондона.
53. Метод валентних зв'язків. Схеми перекривання орбіталей.
54. Типи ковалентного зв'язку. Донорно-акцепторний зв'язок.
55. Метод молекулярних орбіталей. Енергетичні діаграми молекул елементів другого періоду.
56. Металічний зв'язок. Ширина забороненої зони.
57. Водневий зв'язок та міжмолекулярна взаємодія.
58. Іонний зв'язок. Енергія іонного зв'язку.
59. Класифікація неорганічних сполук за різними ознаками. Бінарні сполуки. Їх номенклатура.
60. Гідроксиди, солі. Їх класифікація та номенклатура.
61. Урівняти рівняння: $S + Ba(OH)_2 \rightarrow BaS + BaSO_3 + H_2O$.
62. Урівняти рівняння: $Na_2Te + H_2SO_4 \rightarrow TeO_2 + SO_2 + Na_2SO_4 + H_2O$.
63. Урівняти рівняння: $Na_2S_5 + Cl_2 + H_2O \rightarrow NaHSO_4 + HCl + H_2SO_4$.
64. Урівняти рівняння: $Na_2S_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$.
65. Урівняти рівняння: $Zn + H_2S_2O_7 \rightarrow H_2S + ZnSO_4 + H_2O$.
66. Урівняти рівняння: $K_2SO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$.
67. Урівняти рівняння: $As + NaClO + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + NaCl$.
68. Урівняти рівняння: $PH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3PO_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$.
69. Урівняти рівняння: $AsH_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K_3AsO_4 + KBr + H_2O$.
70. Урівняти рівняння: $NH_2OH + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow N_2 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$.
71. Урівняти рівняння: $KNO_2 + Zn + KOH + H_2O \rightarrow NH_3 + K_2[Zn(OH)_4]$.
72. Урівняти рівняння: $As_2S_3 + HNO_3 \rightarrow NO_2 + H_3AsO_4 + SO_2 + H_2O$.
73. Урівняти рівняння: $H_2O_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + O_2 + H_2O + K_2SO_4$.
74. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $SnS + HNO_3(\text{конц.}) \rightarrow NO_2 + H_2SnO_3 + SO_2 + \dots$
75. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $NaNO_2 + Cl_2 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + NaCl + \dots$
76. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $BiCl_3 + K_2SnO_2 + KOH \rightarrow Bi + K_2SnO_3 + \dots$
77. Урівняти рівняння реакції: $FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$.
78. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $HClO_3 + Fe \rightarrow Fe(ClO_3)_3 + FeCl_3 + \dots$
79. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $CuCl + K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow CrCl_3 + CuCl_2 + KCl$
80. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $ClO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(ClO_2)_2 + Ca(ClO_3)_2 + \dots$
81. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $KClO_3 + H_2C_2O_4 \rightarrow ClO_2 + K_2CO_3 + CO_2 + \dots$
82. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $PbO_2 + I_2 + H_2SO_4 \rightarrow HIO_3 + PbSO_4 + \dots$
83. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $AsH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4 + MnSO_4$
84. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $K_2Cr_2O_7 + SnCl_2 + HCl \rightarrow H_2[SnCl_6] + CrCl_3 + \dots$
85. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $FeSO_4 + HIO_3 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + Fe_2(SO_4)_3 + \dots$
86. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $Cl_2 + FeCl_3 + NaOH \rightarrow Na_2FeO_4 + NaCl + \dots$
87. Урівняти рівняння реакції: $P + KOH + H_2O \rightarrow KH_2PO_3 + PH_3$.
88. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $Cl_2 + I_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaCl_2 + Ba(IO_3)_2 + \dots$
89. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $Fe_3O_4 + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO_2 + \dots$
90. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $Cu_2S + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 + NO + \dots$
91. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $Cd(NO_3)_2$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
92. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу Na_2CO_3 . Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
93. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $Al(NO_3)_3$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.

120. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Вирахувати рН 0,1М розчину цієї солі.
121. Об'ємний склад реакційної суміші в момент рівноваги для реакції $2\text{CO}_2 \leftrightarrow 2\text{CO} + \text{O}_2$ такий: 88,72% CO_2 ; 7,52% CO ; 3,76% O_2 . Знайдіть K_p і K_c для цієї реакції, якщо загальний тиск у системі при 273 К становив 1 атм.
122. При підвищенні температури на 30°C швидкість реакції збільшилась в 9 разів. Знайти температурний коефіцієнт швидкості та енергію активації цієї реакції при 300 К.
123. Константа швидкості деякої реакції при 20°C рівна $3 \cdot 10^{-2}$, а при 50°C – $4 \cdot 10^{-1}$ (ум.од.). Знайти енергію активації реакції.
124. Сіль Мора містить 14,23% Fe^{2+} , 9,20% NH_4^+ , 49,00% SO_4^{2-} , 27,57% H_2O . Запишіть формулу цієї подвійної солі. Визначіть температуру замерзання 0,01М розчину, якщо $\alpha = 90\%$.
125. У посудині об'ємом 8,5 л встановилась рівновага: $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{COCl}_2(\text{г})$. Склад рівноважної суміші: 11 г CO , 38 г Cl_2 та 42 г COCl_2 . Знайти константу рівноваги та вихідні концентрації хлору і чадного газу.
126. Чи буде випадати осад при додаванні до 20 мл 0,5%-ного розчину цинк хлориду (густина 1,01) 18 мл 0,1 н. розчину аміаку?
127. Е.р.с. срібно-цинкового гальванічного елемента при 298 К рівна 1,56 В. Як співвідносяться між собою активні концентрації аргентуму та цинку?
128. У закритій посудині об'ємом 10 л при 10°C містяться кисень масою 2 г і метан масою 1,6 г. Знайти парціальні тиски газів, загальний тиск у посудині та об'ємні частки газів (у %) після вибуху та приведення системи до початкових умов.
129. При розчиненні 11,5 г суміші алюмінію, міді і магнію в хлоридній кислоті виділилось 7 л газу, виміряного при 0°C та $0,81 \cdot 10^5$ Па. Нерозчинний залишок переведено в розчин концентрованою нітратною кислотою. При цьому виділилось 4,48 л газу (н.у.). Знайти склад вихідної суміші (в грамах та мас.%).
130. Суміш водню з хлором в об'ємному співвідношенні 3:2 помістили в закриту скляну посудину і сильно освітили. Як зміниться тиск в посудині, якщо відомо, що прореагувало 50% хлору?
131. В 60 г бензену C_6H_6 розчинено 2,09 г деякої речовини, елементарний склад якої: С – 50,69, Н – 4,23 і О – 45,08. Розчин кристалізується при $4,25^\circ\text{C}$. Кріоскопічна константа бензену $K=5,1$ град·кг/моль. Чистий бензен кристалізується при $5,5^\circ\text{C}$. Визначити молярну масу та формулу речовини.
132. Рівні маси камфори $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$ і нафталіну C_{10}H_8 розчинені в однакових кількостях бензену C_6H_6 . Який з розчинів кипить при вищій температурі? Відповідь підтвердити розрахунками.
133. Водно-спиртовий розчин, який містить 15 мас.% спирту і має густину 0,97 г/мл, замерзає при $-10,26^\circ\text{C}$. Знайдіть молекулярну масу спирту та осмотичний тиск цього розчину при 293 К.
134. Вирахувати зміну ентропії в ході хімічної реакції горіння сірководню у стандартних умовах, використовуючи табличні дані. Чи можливе самовільне протікання цієї реакції при 20°C та при 1000°C ?
135. Чи буде випадати осад при змішуванні 100 мл 0,02 М розчину плюмбум нітрату з 200 мл 0,2 н. розчину хлоридної кислоти?
136. Яка речовина буде випадати в осад при додаванні до розчину, що містить в 1 л 0,01 моль натрій сульфату і 0,01 моль натрій карбонату, рівного об'єму 0,001 М розчину кальцій хлориду?
137. Скільки грамів сульфур триоксиду треба розчинити в 400 г води, щоб отримати 15%-ний розчин сульфатної кислоти?
138. Температура замерзання розчину 2,93 г кухонної солі в 50 г води рівна $-3,35^\circ\text{C}$. Знайти ступінь дисоціації солі.

139. Яка концентрація розчину аргентум нітрату (в мас. частках та в моль/л), якщо для виділення всього срібла з 100 мл цього розчину (густ. 1,04) потрібно пропускати струм силою 1 А протягом 30 хвилин?
140. При взаємодії 3,6 г ферум (II) оксиду з карбон (II) оксидом виділяється 0,75 кДж теплоти, а при згорянні 2,8 г карбон (II) оксиду – 28,29 кДж теплоти. Знайти ентальпію утворення твердого ферум (II) оксиду.
141. Колба заповнена сухим амоняком при 17°C і тиску $1,01 \cdot 10^5$ Па. Ця колба опускається у воду при тих самих умовах, і вода, по мірі розчинення амоняку, заповнює її. Знайти масову частку амоній гідроксиду в отриманому розчині.
142. У замкнутій посудині при 120°C і тиску 600 кПа перебуває суміш 3-х об'ємів кисню та 1-го об'єму метану. Яким буде тиск в посудині, якщо суміш підпалити, а після закінчення реакції привести до початкової температури?
143. В оксиді металу міститься 7,39% кисню. Питома теплоємність металу 0,13 Дж/К·г. Знайти еквівалентну та атомну маси металу.
144. Щоб посріблити мідну пластинку, її опустили в розчин аргентум нітрату масою 250 г і концентрацією 20%. Коли пластинку вийняли, виявилось, що маса аргентум нітрату зменшилась на 20%. Знайти кінцеву масу пластинки, концентрацію купрум (II) нітрату після реакції, якщо початкова маса пластинки дорівнювала 6 г.
145. При температурі 30°C розчинність безводного натрій карбонату становить 29 г., а при 0°C – 6,75 г на 100 г розчину. Скільки грамів кристалічної соди ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) виділиться при охолодженні 500 г насиченого розчину від 30 до 0°C?
146. Визначити масу барій хлориду дигідрату, яку потрібно розчинити в 400 г розчину барій хлориду з масовою часткою солі 0,2, щоб одержати розчин солі з масовою часткою речовини 0,4.
147. У якому масовому співвідношенні потрібно змішати мідний купорос та воду, щоб одержати розчин купрум (II) сульфату з масовою часткою солі 0,2?
148. При 20°C осмотичний тиск розчину, в 100 мл якого міститься 6,33 г гематину, становить 243,4 кПа. Визначити молекулярну масу та формулу гематину, якщо його елементарний склад становить (мас. %): С – 64,6, Н – 5,2, N – 8,8, О – 12,6 і Fe – 8,8.
149. У розчин хлориду двовалентного металу, що містить 13,5 г солі, помістили залізну пластинку масою 10 г. Після повного витіснення двовалентного металу із розчину маса пластинки становила 10,8 г. Хлорид якого металу містився у розчині?
150. Скільки мілілітрів 0,1 н розчину калій дихромату можна відновити в сульфатнокислому розчині за допомогою 2 л гідроген сульфід, взятого за н.у.