

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 01 – Освіта/Педагогіка,
спеціальності 014 – Середня освіта
освітньо-професійної програми – хімія
форма навчання – денна

Луцьк – 2020

Силабус навчальної дисципліни «Загальна хімія» підготовки бакалавра галузі знань 01 – Освіта/Педагогіка, спеціальності 014 – Середня освіта, освітньо-професійної програми – Середня освіта (Хімія), форма навчання – денна за навчальним планом, затвердженим 2020 року

Розробники: Строк О.М., Іващенко І. А.

Силабус навчальної дисципліни затверджений на засіданні кафедри хімії та технологій

Протокол № 2 від 29 вересня 2020 р.

Завідувач кафедри,
доктор хімічних наук, професор



Олексюк І.Д.

© Строк О.М., 2020 р.

1. ОПИС НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Таблиця 1

Найменування показників	Галузі знань, спеціальності, освітня програма, освітній ступінь	Характеристика навчальної дисципліни
Денна форма навчання	01 Освіта 014 Середня освіта «Хімія» бакалавр	Нормативна
Кількість годин/кредитів 210/7		Рік навчання 1
		Семестри 1-ий
		Лекції 46 год.
		Лабораторні 48 год.
		Практичні 32 год.
ІНДЗ: немає		Самостійна робота 70 год.
		Консультації 14 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 – вчителя. 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 вчителя хімії.

Дана програма складена відповідно сучасному рівню розвитку хімічної науки і вимог до підготовки бакалавра, галузей знань – 01 «Освіта», спеціальностей – 014 Середня освіта (Хімія) за освітніми програмами Середня освіта. Хімія.

Пререквізити: 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 орієнтуванням на шкільний курс хімії.

Програмними результатами навчання є:

ПРН 1. Знати основні історичні етапи розвитку предметної області. ПРН 3. Знати та розуміти принципи, сучасні методи, основні методичні прийоми, форми організації навчання певному предмету в закладах загальної середньої освіти (рівень базової середньої освіти). ПРН 4. Знати та розуміти індивідуальні особливості навчання різномірних груп учнів, демонструвати готовність застосовувати диференційні підходи до їх навчання, організовувати освітній процес з урахуванням їх особливих потреб. ПРН 5. Оперувати базовими категоріями та поняттями спеціальності. ПРН 6. Добирати і застосовувати сучасні освітні технології для формування в учнів предметних компетентностей та здійснювати самоаналіз ефективності уроків. ПРН 7. Володіти формами і методами виховання учнів на уроках і в позакласній роботі, вміти відслідковувати динаміку особистісного розвитку дитини. ПРН 13. Знати хімічну термінологію та сучасну номенклатуру. ПРН 14. Знати та розуміти основні концепції, теорії та загальну структуру хімічних наук. ПРН 15. Знати вчення про періодичну зміну властивостей хімічних елементів та їх сполук, про будову речовини та розуміти взаємозв'язок між ними. ПРН 16. Знати головні типи хімічних реакцій та їх основні характеристики, а також основні термодинамічні та кінетичні закономірності й умови проходження хімічних реакцій. ПРН 17. Знати класифікацію, будову, властивості, способи одержання неорганічних та органічних речовин та розуміти генетичні зв'язки між ними. ПРН 19. Знати методи хімічного та фізико-

хімічного аналізу, синтезу хімічних речовин, у т.ч. лабораторні та промислові способи одержання важливих хімічних сполук. ПРН 21. Уміти застосовувати знання сучасних теоретичних основ хімії для пояснення будови, властивостей і класифікації неорганічних і органічних речовин, періодичної зміни властивостей хімічних елементів та їх сполук, утворення хімічного зв'язку, направленості (хімічна термодинаміка) та швидкості (хімічна кінетика) хімічних процесів. ПРН 23. Уміти аналізувати склад, будову речовин і характеризувати їх фізичні та хімічні властивості. ПРН 24. Характеризувати речовини і хімічні реакції в єдності якісної та кількісної сторін. ПРН 25. Володіти різними методами розв'язування розрахункових і експериментальних задач з хімії та методикою навчання їх школярів. ПРН 27. Уміти висловлювати судження про залежність властивостей речовин від їх будови.

4. КОМПЕТЕНЦІЇ

ЗК 2. Здатність узагальнювати основні категорії предметної області в контексті загальноісторичного процесу.

ЗК 3. Здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями.

ЗК 5. Здатність спілкуватися державною мовою як усно, так і письмово.

ЗК 6. Здатність спілкуватися іноземною мовою.

ЗК 9. Здатність діяти на основі етичних міркувань (мотивів)

ФК 8. Здатність користуватися символікою і сучасною термінологією хімічної мови.

ФК 9. Здатність розкривати загальну структуру хімічних наук на основі взаємозв'язку основних учень про будову речовини, про періодичну зміну властивостей хімічних елементів та їх сполук, про спрямованість (хімічна термодинаміка), швидкість (хімічна кінетика) хімічних процесів та їх механізми.

ФК 11. Здатність застосовувати основні методи дослідження для встановлення складу, будови і властивостей речовин, інтерпретувати результати досліджень.

ФК 12. Здатність чітко і логічно відтворювати основні теорії і закони хімії, оцінювати нові відомості та інтерпретації в контексті формування в учнів цілісної природничо-наукової картини світу відповідно до вимог державного стандарту з освітньої галузі «Природознавство» в основній (базовій) середній школі.

ФК 14. Здатність безпечного поводження з хімічними речовинами, беручи до уваги їх хімічні властивості.

ФК 15. Здатність до критичного аналізу й оцінки сучасних досягнень науки, генерування нових ідей під час розв'язування дослідницьких і практичних задач

5. ІНФОРМАЦІЙНИЙ ОБСЯГ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Таблиця 2

Назва змістових модулів і тем	Усього	Лекції	Лаб. заняття	Практ. заняття	Сам. 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	5	1	<i>УО*/РЗ*/2</i>
Тема 2. Основні поняття та закони хімії.	12	2	4		5	1	<i>УО/РЗ/2</i>
Тема 3. Агрегатний стан речовин. Закони газуватого стану	13	2	4	2	4	1	<i>УО/РЗ/2</i>
Разом за змістовим модулем 1	41	6	14	4	14	3	6
Змістовий модуль 2. Будова атома. Періодичний закон							
Тема 4. Будова атома Гідрогену	7	1		1	5		<i>УО/2</i>
Тема 5. Квантово-механічні моделі атома. Стан електрона у багатоелектронних атомах	11	4		1	5	1	<i>УО/2</i>
Тема 6. Атомні ядра	8	2		1	5		<i>УО/1</i>
Тема 7. Періодичний закон та періодична система хімічних елементів.	8	1		1	5	1	<i>УО/1</i>
Разом за змістовим модулем 2	34	8		4	20	2	6
Змістовий модуль 3. Хімічний зв'язок. Будова речовини							
Тема 8. Загальна характеристика хімічного зв'язку	7	2		1	3	1	<i>УО/2</i>
Тема 9. Ковалентний тип хімічного зв'язку	10	4		2	3	1	<i>УО/2</i>
Тема 10. Інші типи хімічної взаємодії	6	2		1	3		<i>УО/2</i>
Разом за змістовим модулем 3	23	8		4	9	2	6
Змістовий модуль 4. Закономірності перебігу хімічних реакцій							
Тема 11. Основи хімічної термодинаміки. Термохімія	14	4	4	2	3	1	<i>УО/РЗ/2</i>

Тема 12. Хімічна кінетика	11	2	4	1	3	1	<i>УО/РЗ/2</i>
Тема 13. Хімічна рівновага. Каталіз	11	2	4	1	3	1	<i>УО/РЗ/2</i>
Разом за змістовим модулем 4	36	8	12	4	9	3	6
Змістовий модуль 5. Дисперсні системи							
Тема 14. Класифікація дисперсних систем. Розчини.	10	2	2	2	3	1	<i>УО/РЗ/3</i>
Тема 15. Колігативні властивості розчинів.	6	2	2	2			
Тема 16. Властивості розчинів електролітів.	11	2	4	2	3		<i>УО/РЗ/2</i>
Тема 17. Водневий показник. Гідроліз солей. Іонні рівноваги	12	2	4	2	3	1	<i>УО/РЗ/3</i>
Разом за змістовим модулем 5	39	8	12	8	9	2	8
Змістовий модуль 6. Електрохімічні процеси							
Тема 18. Електрохімічні властивості металів. Хімічні джерела струму.	12	4	2	2	3	1	<i>УО/РЗ/4</i>
Тема 19. Електроліз. Корозія металів.	10	2	2	2	3	1	
Тема 20. Окисно-відновні реакції.	15	2	6	4	3		<i>УО/РЗ/4</i>
Разом за змістовим модулем 6	37	8	10	8	9	2	8
Разом за семестр	210	46	48	32	70	14	40
Модульна контрольна робота 1							30
Модульна контрольна робота 2							30

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	Заклучне заняття	2
Разом за семестр		48

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	Окисно-відновні реакції.	2
9	Електроодні процеси, електроліз	2
10	Ускладнені хімічні задачі	4
Разом		32

8. Самостійна робота

Питання на самостійне опрацювання	К-ть год.
Тема 1. Номенклатура неорганічних сполук. Методи одержання.	5
Тема 2. Атомно-молекулярна теорія. Особливості вивчення теми в шкільному курсі хімії.	5
Тема 3. Агрегатні стани речовини. Методи визначення атомних та молекулярних мас.	4
Тема 4. Історичні моделі будови атома.	5
Тема 7. Будова періодичної системи Д.І. Менделєєва. Закономірності зміни властивостей елементів. Важливість вивчення питання в шкільному курсі хімії (8 клас).	5
Тема 8. Властивості взаємодіючих атомів. Валентність. Гібридизація атомних орбіталей.	5
Тема 9. Механізми утворення ковалентного зв'язку: обмінний та донорно-акцепторний. Електронно-графічні формули сполук. Вивчення теми в 11 класі шкільного курсу хімії.	5
Тема 10. Водневий зв'язок. Значення водневого зв'язку в природі.	4
Тема 11. Класифікація та механізми хімічних реакцій	4
Тема 12. Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції. Особливості теми в шкільному курсі хімії (9, 11 класи)	4
Тема 13. Каталіз та каталізатор	4
Тема 14. Типи дисперсних систем (9 клас). Класифікація розчинів за різними ознаками. Обрахунок концентрації розчину.	4
Тема 16. Електролітична дисоціація (9 клас). Реакції обміну між	4

електролітами.	
Тема 17. Індикатори, забарвлення індикаторів залежно від рН розчину. (9 клас)	3
Тема 18. Електрохімічний ряд напруг металів. Особливості теми в шкільному курсі хімії.	3
Тема 19. Корозія металів	3
Тема 20. Типи окисно-відновних реакцій. Типові окисники, відновники. Особливості теми в шкільному курсі хімії.	3
Разом	70

9. Політика оцінювання

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

У разі поганого написання модульної контрольної роботи студент може перездати 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 початку вивчення курсу студенти ознайомлюються з основними засадами академічної доброчесності. У випадку виявлення порушень, студент не отримує балів за виконану роботу, модульну контрольну.

Максимальна оцінка за семестр складає 100 балів. З них на поточний контроль припадає 40 балів, на модульний – 60 балів (Таблиця 2,3). В таблиці 2 наведені форми контролю знань студентів та бали, які вони отримують (Таблиця 2,3). Оцінка за лабораторну роботу складається з отримання допуску до виконання лабораторної роботи, що полягає у відповіді на теоретичні питання і розв'язування задачі з поточної теми. До остаточної оцінки також входить виконання експерименту та оформлення лабораторної роботи. В модульному контролі (60 балів) оцінюється виконання задач та відповіді на питання по перевірці теоретичних знань.

10. РОЗПОДІЛ БАЛІВ ТА КРИТЕРІЇ ОЦІНЮВАННЯ

Таблиця 3

Поточний контроль (макс=40 балів)						Модульний контроль (макс=60 балів)		Загальна 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

Таблиця 4

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

11. РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

Основна література:

1. 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.
2. 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.
3. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
4. Степаненко О. М. Загальна та неорганічна хімія. Том І, том ІІ / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер. – Київ: Педагогічна преса, 2002. – 765 с.
5. Телегус В. С. Основи загальної хімії / В. С. Телегус, О. І. Бодак, О. С. Заречнюк, В. В. Кіндзибало. – Л.: Світ, 2000. – 424 с.

Додаткова література:

1. <https://www.edx.org/learn/chemistry>
2. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія: В 2 ч. / А. М. Голуб. – К.: Вища шк., 1971. – 442 с.
3. Григор'єва В. В. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич. – К.: Вища шк., 1991. – 431 с.
4. Кириченко В. І. Загальна хімія: Навч. посібн. / В. І. Кириченко. – К.: Вища шк., 2005. – 639 с.
5. Рейтер Л. Г. Теоретичні розділи загальної хімії: Навчальний посібник / Л. Г. Рейтер, О. М. Степаненко, В. П. Басов. – К.: Каравела, 2003. – 344 с.
6. Романова Н. С. Загальна та неорганічна хімія / Н. С. Романова. – К.: Вища шк., 1988. – 432 с.
7. 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.

12. 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 напрямку 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: $\text{KNO}_2 + \text{Zn} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$.
72. Урівняти рівняння: $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
73. Урівняти рівняння: $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$.
74. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $\text{Sn} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{SnO}_3 + \text{SO}_2 + \dots$
75. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $\text{NaNO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{NaCl} + \dots$
76. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $\text{BiCl}_3 + \text{K}_2\text{SnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Bi} + \text{K}_2\text{SnO}_3 + \dots$
77. Урівняти рівняння реакції: $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$.
78. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $\text{HClO}_3 + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{ClO}_3)_3 + \text{FeCl}_3 + \dots$
79. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $\text{CuCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{CuCl}_2 + \text{KCl}$
80. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $\text{ClO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO}_2)_2 + \text{Ca}(\text{ClO}_3)_2 + \dots$
81. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \dots$
82. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $\text{PbO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{PbSO}_4 + \dots$
83. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $\text{AsH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{MnSO}_4$
84. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2[\text{SnCl}_6] + \text{CrCl}_3 + \dots$
85. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $\text{FeSO}_4 + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
86. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $\text{Cl}_2 + \text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{FeO}_4 + \text{NaCl} + \dots$
87. Урівняти рівняння реакції: $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_3 + \text{PH}_3$.
88. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{Ba}(\text{IO}_3)_2 + \dots$
89. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \dots$
90. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \dots$
91. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$. 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 $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
94. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу Na_3PO_4 . Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
95. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
96. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
97. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $\text{Ca}(\text{CN})_2$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
98. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу AlCl_3 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
99. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу K_3PO_4 . Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
100. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу CuSO_4 . Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
101. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу CuCl_2 . Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
102. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу NH_4NO_3 . Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
103. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
104. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
105. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
106. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу CH_3COOK . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.

107. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
108. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу K_2CO_3 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
109. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу Na_2CO_3 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
110. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу K_2S . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
111. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу Na_2S . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
112. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу K_2SO_3 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
113. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу Na_2SO_3 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
114. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу K_2SiO_3 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
115. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу Na_2SiO_3 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
116. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу NH_4NO_2 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
117. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$. Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
118. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу KNO_2 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
119. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу NaNO_2 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
120. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Вирахувати pH 0,1M 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 K 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 K.
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 0,01M 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 K 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 $4,25^{\circ}C$. Кріоскопічна константа бензену $K=5,1$ град·кг/моль. Чистий бензен кристалізується при $5,5^{\circ}C$. Визначити молярну масу та формулу речовини.
132. Рівні маси камфори $C_{10}H_{16}O$ 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 $-10,26^{\circ}C$. 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 $20^{\circ}C$ та при $1000^{\circ}C$?
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 $-3,35^{\circ}C$. 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.