

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
Волинський національний університет імені Лесі Українки
Факультет хімії та екології
Кафедра неорганічної та фізичної хімії

СИЛАБУС

нормативного освітнього компонента

НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

підготовки _____ бакалавра
спеціальності 091 Біологія та біохімія
освітньо-професійної програми Біологія

Луцьк – 2024

Силабус нормативного освітнього компонента Неорганічна хімія
підготовки бакалавра, галузі знань 09 Біологія, спеціальності 091 Біологія
та біохімія, за освітньою програмою Біологія.

Розробник: Когут Ю.М., кандидат хімічних наук, старший викладач
кафедри неорганічної та фізичної хімії

Силабус навчальної дисципліни затверджений на засіданні кафедри
неорганічної та фізичної хімії

протокол № 2 від 16. 09. 2024 р.

Завідувач кафедри,

доктор хімічних наук, професор



Гулай Л.Д.

Гарант освітньо-професійної програми
кандидат біологічних наук, доцент

Теплюк В.С.

І. Опис навчальної дисципліни

Найменування показників	Галузь знань, спеціальність, освітня програма, освітній рівень	Характеристика навчальної дисципліни
Форма навчання: денна	09 Біологія, 091 Біологія та біохімія, Біологія Бакалавр	Нормативна
Кількість годин/ кредитів: 120/4		Рік навчання <u>1-ий</u>
		Семестр <u>1-ий</u>
		Лекції: 36 год.
ІНДЗ: <u>немає</u>		Практичні (семінарські) – Лабораторні: 36 год.
		Індивідуальні – Самостійна робота: 40 год.
		Консультації: 8 год.
		Форма контролю: <u>екзамен</u>
Мова навчання: українська		

ІІ. Інформація про викладачів

Прізвище, ім'я та по батькові	Когут Юрій Миколайович
Науковий ступінь	к.х.н.
Вчене звання	—
Посада	старший викладач кафедри неорганічної та фізичної хімії
Контактна інформація	Kogut.Yuri@vnu.edu.ua
Дні занять	http://94.130.69.82/cgi-bin/timetable.cgi

III. Опис дисципліни

1. Анотація курсу.

Неорганічна хімія – одна із фундаментальних дисциплін підготовки фахівця – вчителя з природничих наук у системі вищої освіти. Знання теоретичних основ неорганічної хімії необхідні для глибшого вивчення аналітичної, фізичної, колоїдної, органічної, кристалохімії тощо. Вона 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, властивості різних класів речовин, неметалів та металів. 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.

2. Пререквізити: хімія, фізика і математика в об'ємі програми середньої школи / **Постреквізити:** хімія органічна, методика навчання хімії, новітні досягнення сучасної хімії, техніка та методика шкільного хімічного експерименту.

3. Мета навчальної дисципліни: 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.

4.

5. Основними завданнями вивчення дисципліни є: розвинути у студентів хімічне мислення і діалектичний світогляд; домогтись твердого засвоєння основних теорій і законів загальної хімії; навчити студентів виявляти закономірності у подібності та відмінностях властивостей простих і складних речовин; навчити студентів поводитись і працювати у хімічній лабораторії, засвоїти правила техніки безпеки; виробити у студентів навички хімічного експерименту; навчити студентів співставляти теоретично набуті знання з експериментально одержаними; навчити студентів розв'язувати хімічні задачі з усіх розділів курсу; показати взаємозв'язок неорганічної хімії з виробництвом, побутом, живою та неживою природою.

Результати навчання (компетентності).

Загальні компетентності (ЗК)

ЗК 08. Здатність до абстрактного мислення, аналізу і синтезу.

Спеціальні (фахові, предметні) компетентності (СК)

СК 01. Здатність застосовувати знання та вміння з математики, фізики, хімії та інших суміжних наук для вирішення конкретних біологічних завдань.

СК 04. Здатність здійснювати збір, реєстрацію і аналіз даних за допомогою відповідних методів і технологічних засобів у польових і лабораторних умовах.

Програмні результати навчання (ПР)

ПР 06. Застосовувати моделі, методи і дані фізики, хімії, екології, математики у процесі навчання та забезпечення професійної діяльності.

ПР 11. Розуміти структурну організацію біологічних систем на молекулярному рівні.

ПР 24. Аналізувати фізико-хімічні властивості та функціональну роль біологічних макромолекул і молекулярних комплексів живих організмів, характер взаємодії їх з іонами, молекулами і радикалами, їхню будову й енергетику процесів.

4. Структура навчальної дисципліни.
ІНФОРМАЦІЙНИЙ ОБ'ЄГ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ
(денна форма навчання)

Назви змістових модулів і тем	Усього	Лек.	Лаб.	Сам. роб.	Конс.	*Форма контролю / Бали
Змістовий модуль 1. Основні поняття та закони хімії. Класи неорганічних сполук						
Тема 1. Класифікація неорганічних сполук. Комплексні сполуки	12	4	4	4	-	<i>УО*/РЗ*/4</i>
Тема 2. Основні поняття та закони хімії. Закони газуватого стану	16	4	4	6	-	<i>УО/РЗ/4</i>
Тема 3. Загальна характеристика хімічного зв'язку. Ковалентний хімічний зв'язок	16	4	4	6	-	<i>УО/РЗ/6</i>
Разом за змістовим модулем 1	42	12	12	16	2	14
Змістовий модуль 2.. Закономірності перебігу хімічних реакцій. Дисперсні системи						
Тема 5. Основи хімічної термодинаміки. Хімічна кінетика. Хімічна рівновага	14	4	4	6	-	<i>УО/РЗ/5</i>
Тема 6. Класифікація дисперсних систем. Розчини.	11	4	4	3	-	<i>УО/РЗ/4</i>
Тема 7. Колігативні властивості розчинів. Властивості розчинів електролітів.	11	4	4	3	-	<i>УО/РЗ/4</i>
Разом за змістовим модулем 2	38	12	12	12	2	13
Змістовий модуль 3. Хімічні властивості елементів						
Тема 8. Властивості р-елементів періодичної системи. Властивості неметалів IV-VII груп	14	4	4	6	-	<i>УО/РЗ/5</i>
Тема 9. Властивості s-елементів періодичної системи	11	4	4	3	-	<i>УО/РЗ/4</i>
Тема 10. Властивості d-елементів періодичної системи	11	4	4	3	-	<i>УО/РЗ/4</i>
Разом за змістовим модулем 3	40	12	12	12	4	13
Разом за семестр	120	36	36	40	8	40
Модульна контрольна робота 1						20
Модульна контрольна робота 2						20
Модульна контрольна робота 3						20

УО - усне опитування, РЗ - розв'язування задач

ТЕМИ ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ

№ з/п	Тема	К-ть год.
1	Ознайомлення з лабораторією. Техніка безпеки. Класи неорганічних сполук	4

2	Визначення еквіваленту металу	4
3	Визначення молекулярної маси CO ₂	4
4	Теплові ефекти та кінетика хімічних реакцій. Хімічна рівновага	4
5	Фізичні та хімічні властивості розчинів.	4
6	Електроліз. Окисно-відновні процеси. Іонні рівноваги	4
7	Властивості неметалів IV-VII груп	4
8	Властивості s-елементів періодичної системи	4
9	Властивості d-елементів періодичної системи	4
Разом за семестр		36

6. Самостійна робота

Питання на самостійне опрацювання	К-ть год.
Тема 1. Номенклатура неорганічних сполук. Методи одержання.	4
Тема 2. Атомно-молекулярна теорія.	3
Тема 3. Агрегатні стани речовини. Методи визначення атомних та молекулярних мас	3
Тема 4. Історичні моделі будови атома	3
Тема 5. Будова періодичної системи Д.І. Менделєєва. Закономірності властивостей елементів	3
Тема 6. Властивості взаємодіючих атомів. Валентність	3
Тема 7. Механізми утворення ковалентного зв'язку	3
Тема 8. Водневий зв'язок	3
Тема 9. Класифікація та механізми хімічних реакцій	3
Тема 10. Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції. Каталіз та каталізатор	3
Тема 11. Типи дисперсних систем. Класифікація розчинів за різними ознаками. Електролітична дисоціація.	3
Тема 12. Електрохімічний ряд напруг металів. Корозія металів	3
Тема 13. Типи окисно-відновних реакцій	3
Разом	40

IV. 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, є тиждень, на якому відбувається останнє заняття з дисципліни (лабораторне чи практичне).

V. Підсумковий контроль

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: $KNO_2 + Zn + KOH + H_2O \rightarrow NH_3 + K_2[Zn(OH)_4]$.
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: $\text{SnS} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{SnO}_3 + \text{SO}_2 + \dots$
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 $Ca(NO_2)_2$. 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 $Na_2C_2O_4$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
121. Об'ємний склад реакційної суміші в момент рівноваги для реакції $2CO_2 \leftrightarrow 2CO + O_2$ 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: $CO(g) + Cl_2(g) \leftrightarrow COCl_2(g)$. 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.
141. Колба заповнена сухим амоняком при $17^{\circ}C$ 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 $120^{\circ}C$ 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 $30^{\circ}C$ розчинність безводного натрій карбонату становить 29 г., а при $0^{\circ}C$ – 6,75 г на 100 г розчину. Скільки грамів кристалічної соди ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$) виділиться при охолодженні 500 г насиченого розчину від 30 до $0^{\circ}C$?
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.

VI. Шкала оцінювання

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

VI. Рекомендована література та інтернет-ресурси

1. Телегус В. С. Основи загальної хімії / В. С. Телегус, О. І. Бодак, О. С. Заречнюк, В. В. Кінджибало. – Л.: Світ, 2000. – 424 с.
2. Н.В. Романова. Загальна та неорганічна хімія. К.; Ірпін: ВТФ «Перун», 2002. – 480 с.
3. Г.А. Корчинський. Хімія. Вид-во «Поділля-2000», 2002. – 340 с.
4. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
5. Степаненко О. М. Загальна та неорганічна хімія. Том І, том ІІ / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер. – Київ: Педагогічна преса, 2002. – 765 с.
6. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія: В 2 ч. / А. М. Голуб. – К.: Вища шк., 1971. – 442 с.
7. Кириченко В. І. Загальна хімія: Навч. посібн. / В. І. Кириченко. – К.: Вища шк., 2005. – 639 с.
8. <https://www.youtube.com/watch?v=1xSQLwWGT8M&list=PL405CA74A7E5361AD>
9. <https://www.youtube.com/watch?v=nTNlwiC10X0&list=PL6xL5qhPyXmcagCH-QQ-A29HoPc1Wixxy>