

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ВОЛИНСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ІМЕНІ ЛЕСІ УКРАЇНКИ

ЗАТВЕРДЖУЮ

Голова приймальної комісії,
ректор Волинського національного
університету імені Лесі Українки


Анатолій ЧБОСЬ

«09» квітня 2024 р.

Протокол № 5



ПРОГРАМА
ФАХОВОГО ІСПИТУ
ДЛЯ УЧАСТІ У КОНКУРСНОМУ ВІДБОРІ ДЛЯ ЗДОБУТТЯ ДРУГОГО
(МАГІСТЕРСЬКОГО) РІВНЯ ВИЩОЇ ОСВІТИ

на основі раніше здобутих рівнів вищої освіти бакалавра (НРК 6),
магістра, освітньо-кваліфікаційного рівня спеціаліста (НРК 7)

ЗІ СПЕЦІАЛЬНОСТІ 102 ХІМІЯ

освітньо-професійна програма – ХІМІЯ

ЛУЦЬК 2024

ПОЯСНЮВАЛЬНА ЗАПИСКА

Метою програми є перевірка знань з хімії. Питання програми дають можливість виявити:

- рівень засвоєння вступниками основних законів хімії;
- розуміння хімічних теорій та меж їх застосування, знання історії розвитку хімічної науки;
- знання основних хімічних величин та співвідношень між ними;
- вміння застосовувати теоретичні знання для розв'язання конкретних завдань.

Програма складена у формі питань, охоплює всі основні розділи хімії і містить всього 100 питань. Програма може бути використана для проведення співбесіди.

1. Предмет хімічної термодинаміки. Нульовий та перший закони термодинаміки.
2. Заповніть схему наступних перетворень: бензен + $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 (100^\circ\text{C}) \rightarrow \text{A}$; $\text{A} + \text{Na}_2\text{S} (100^\circ\text{C}) \rightarrow \text{B}$; $\text{B} + \text{NaNO}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{B}$; $\text{B} (\text{нагр.}) \rightarrow \text{Г}$.
3. Періодичний закон. Основні типи Періодичних систем. Закономірності у Періодичній системі. Внутрішня та вторинна періодичність. Причини цих явищ.
4. Аніони 3-ої аналітичної групи. Характерні реакції.
5. Термохімія. Теплові ефекти хімічних реакцій. Закон Гесса. Формула Кірхгоффа.
6. Заповніть схему наступних перетворень: толуен + $\text{H}_2\text{SO}_4 (100^\circ\text{C}) \rightarrow \text{A}$; $\text{A} + \text{PCl}_5 \rightarrow \text{B}$; $\text{B} + 2 \text{NH}_3 \rightarrow \text{B}$; $\text{B} + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Г}$.
7. Гідроген. Положення в Періодичній системі, знаходження в природі, добування, фізичні та хімічні властивості, застосування.
8. Аніони 2-ої аналітичної групи. Дія групового регента. Характерні реакції.

9. Другий закон термодинаміки. Ентропія. Зміна ентропії при різних процесах.
10. Заповніть схему наступних перетворень: бензен + Cl_2 (AlCl_3) \rightarrow А; А + KOH (нагр.) \rightarrow Б; Б + 4Br_2 \rightarrow В.
11. Загальна характеристика елементів підгрупи галогенів. Флуор, знаходження в природі, фізичні та хімічні властивості Флуору.
12. Аніони 1-ої аналітичної групи. Дія групового регента. Характерні реакції.
13. Характеристичні функції.
14. Заповніть схему наступних перетворень: етанова кислота + Cl_2 (УФ) \rightarrow А; А + 2NH_3 \rightarrow Б; Б + NaOH \rightarrow В; В + 2HCl \rightarrow Г.
15. Гідрогенхлорид. Соляна кислота, її добування, властивості, застосування. Порівняння властивостей фторидної та хлоридної кислот.
16. Катіони 1-ої аналітичної групи. Характерні реакції.
17. Третій закон термодинаміки. Тепловий закон Нернста. Постулат Планка.
18. Заповніть схему наступних перетворень: 2CH_4 (1000°C) \rightarrow А; А + CH_3COOH \rightarrow Б; Б (УФ) \rightarrow В; В + NaOH (H_2O , нагр.) \rightarrow Г.
19. Оксигеновмісні сполуки Хлору. Властивості оксигеновмісних кислот та їх солей з різними ступенями окиснення Хлору.
20. Катіони 2-ої аналітичної групи. Дія групового регента. Характерні реакції.
21. Загальна характеристика розчинів. Ідеальні, гранично розведені і реальні розчини.
22. Заповніть схему наступних перетворень: етанол + CuO (нагр.) \rightarrow А; А + $2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ (нагр.) \rightarrow Б; Б + NaHCO_3 \rightarrow В; В + NaOH (250°C) \rightarrow Г.
23. Хімічні властивості Сульфуру. Сполуки Сульфуру у від'ємних ступенях окиснення, їх властивості.
24. Катіони 3-ої аналітичної групи. Дія групового регента. Характерні реакції.
25. Хімічні потенціали і парціальні мольні величини. Рівняння Гіббса-Дюгема.
26. Заповніть схему наступних перетворень: 2CH_4 (1000°C) \rightarrow А; 3A (C , $450-500^\circ\text{C}$) \rightarrow Б; Б + Cl_2 (AlCl_3) \rightarrow В; В + H_2SO_4 (100°C) \rightarrow Г.

27. Фізичні та хімічні властивості концентрованої та розведеної сульфатної кислоти на холоді та при нагріванні.
28. Катіони 4-ої аналітичної групи. Дія групового регента. Характерні реакції.
29. Колігативні властивості ідеальних розчинів.
30. Заповніть схему наступних перетворень: ацетилен + H_2O (HgSO_4 , H_2SO_4) \rightarrow А; А + CuO (нагр.) \rightarrow Б; $2\text{B} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{B}$; B (нагр.) \rightarrow Г.
31. Загальна характеристика елементів підгрупи Карбону. Дія нітратної кислоти на прості речовини 4-а підгрупи.
32. Катіони 5-ої аналітичної групи. Дія групового регента. Характерні реакції.
33. Хімічна рівновага. Способи вираження константи хімічної рівноваги. Гетерогенна хімічна рівновага.
34. Заповніть схему наступних перетворень: пропен + $\text{HCl} \rightarrow \text{A}$; $\text{A} + \text{NaOH}$ (H_2O , нагр.) \rightarrow Б; $\text{B} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{B}$; $2\text{B} + \text{RONa}$ (нагр.) \rightarrow Г.
35. Нітроген. Знаходження в природі, добування, фізичні та хімічні властивості. Амоніак, солі амонію.
36. Катіони 6-ої аналітичної групи. Дія групового регента. Характерні реакції.
37. Наближені способи розрахунку константи хімічної рівноваги та складу рівноважної суміші.
38. Заповніть схему наступних перетворень: етилен + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{A}$; 2A (Al_2O_3 , ZnO , 425°C) \rightarrow Б; $\text{B} + \text{HBr} \rightarrow \text{B} + \text{Г}$.
39. Добування та властивості нітратної кислоти. Солі нітратної кислоти, їх розклад.
40. Ваговий аналіз. Теоретичні основи та практичне застосування.
41. Хімічна кінетика. Основні поняття. Порядок реакції та молекулярність. Прості та складні реакції.
42. Заповніть схему наступних перетворень: нітробензен + $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{A}$; $\text{A} + \text{NaNO}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{B}$; $\text{B} + \text{CuCN}$ (50°C) $\rightarrow \text{B}$; $\text{B} + \text{H}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow \text{Г}$.
43. Фосфорний ангідрид. Фосфатні кислоти, способи їх одержання, хімічні

властивості, застосування. Фосфорні добрива.

44. Кислотно-основне титрування. Теоретичні основи та практичне застосування.
45. Кінетика односторонніх реакцій нульового, першого другого та третього порядку.
46. Заповніть схему наступних перетворень: бензен + H_2SO_4 (100°C) \rightarrow А; А + Cl_2 + $\text{FeCl}_3 \rightarrow$ Б; Б + $\text{NaOH} \rightarrow$ В; В + NaOH (250°C) \rightarrow Г.
47. Карбон. Положення в Періодичній системі, знаходження в природі, фізичні та хімічні властивості, застосування.
48. Йодометрія. Теоретичні основи та практичне застосування.
49. Інтегральні та диференційні методи визначення кінетичного порядку реакції.
50. Заповніть схему наступних перетворень: 2CH_4 (1000°C) \rightarrow А; А + $\text{HBr} \rightarrow$ Б; Б + $\text{HBr} \rightarrow$ В; В + 2NaOH (H_2O , нагр.) \rightarrow Г.
51. Сполуки Карбону. Оксиди карбону, їх властивості. Карбонатна кислота, карбонати, їх властивості та застосування.
52. Перманганатометрія. Теоретичні основи та практичне застосування.
53. Характеристика складних реакцій та їх класифікація. Метод стаціонарних концентрацій.
54. Заповніть схему наступних перетворень: пропанол-2 + $\text{Na} \rightarrow$ А; А + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Б; Б + $\text{HBr} \rightarrow$ В; В + $\text{Na} \rightarrow$ Г.
55. Силіцій у природі. Силіцій діоксид. Силікатні кислоти, силікати, їх властивості. Силікатна промисловість.
56. Комплексонометрія. Теоретичні основи та практичне застосування.
57. Правило фаз Гіббса, його виведення та характеристика.
58. Заповніть схему наступних перетворень: 2CH_4 (1000°C) \rightarrow А; А + $\text{HBr} \rightarrow$ Б; Б + $\text{HBr} \rightarrow$ В; В + 2NaOH (H_2O , нагр.) \rightarrow Г.
59. Елементи підгрупи Германію. Фізичні та хімічні властивості простих речовин, оксидів, гідроксидів. Застосування сполук Германію, Стануму та

Плюмбуму.

- 60.Хроматометрія. Теоретичні основи та практичне застосування.
- 61.Фазові переходи першого роду. Рівняння Клаузіуса-Клапейрона.
- 62.Заповніть схему наступних перетворень: етанол + CuO (нагр.) → А; А + Cu(OH)₂ (нагр.) → Б; 2Б + Ва → В; В (нагр.) → Г .
- 63.Алюміній. Знаходження в природі, фізичні та хімічні властивості, застосування алюмінію.
- 64.Методи осаджувального титрування. Теоретичні основи та практичне застосування.
- 65.Фазові рівноваги в однокомпонентних системах. Приклади діаграм стану.
- 66.Заповніть схему наступних перетворень: етилен + HCl → А; А + NaOH (H₂O, нагр.) → Б; Б + CH₃COOH → В; В + NH₃ (нагр.) → Г.
- 67.Загальна характеристики р-елементів Періодичної системи. Будова атома, зміна атомних радіусів, електронегативностей по періодах, підгрупах. Найважливіші валентності, ступені окиснення, координаційні числа.
- 68.Фотометрія. Теоретичні основи та практичне застосування.
69. Діаграми стану двохкомпонентних конденсованих систем.
- 70.Заповніть схему наступних перетворень: нафтаген + H₂SO₄ (160°C) → А; А + NaOH → Б; Б + NaOH (250°C) → В; В + NaNO₂ + 2HCl → Г.
- 71.Метали в Періодичній системі. Особливості будови їх атомів. Металічний зв'язок, металічна кристалічна ґратка. Сплави, евтектичні суміші, тверді розчини, інтерметалічні сполуки.
- 72.Потенціометрія. Теоретичні основи та практичне застосування.
- 73.Адсорбція і абсорбція. Рівняння адсорбції. Теорії адсорбції.
- 74.Заповніть схему наступних перетворень: толуен + H₂SO₄ (100°C) → А; 75. А + HNO₃ + H₂SO₄ (100°C) → Б; Б + Cl₂ (УФ) → В; В + H₂O (пара) → Г.
- 75.Загальна характеристика d-елементів Періодичної системи. Будова атома, зміна атомних радіусів, електронегативностей по підгрупах. Найважливіші

валентні стани, ступеня окиснення, координаційні числа.

76. Вольтамперометрія. Теоретичні основи та практичне застосування.
77. Поверхневий натяг. Характеристики поверхневого шару.
78. Заповніть схему наступних перетворень: альдопентоза + H_2SO_4 (нагр.) \rightarrow А;
А + $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (нагр.) \rightarrow Б; Б + NaOH \rightarrow В; В + NaOH (200°C) \rightarrow Г.
79. Ферум. Знаходження в природі, добування, фізичні та хімічні властивості, застосування заліза. Стійкість сполук Феруму у різних ступенях окиснення.
80. Люмінесцентний аналіз. Теоретичні основи та практичне застосування.
81. Каталіз. Загальні закономірності та механізми каталізу.
82. Заповніть схему наступних перетворень: етилбензен + 2Cl_2 (УФ) \rightarrow А; А + $2\text{H}_2\text{O}$ + NaOH \rightarrow Б; Б + H_2NOH \rightarrow В; В + HCl (нагр.) \rightarrow Г.
83. Елементи підгрупи Хрому. Знаходження у природі, найважливіші валентні стани, ступені окиснення, координаційні числа Хрому, Молібдену, Вольфраму. Відношення простих речовин до води, кислот, лугів.
84. Атомно-абсорбційний аналіз. Теоретичні основи та практичне застосування.
85. Гетерогенний каталіз. Області протікання гетерогенно-каталітичних реакцій.
86. Заповніть схему наступних перетворень: нафтаден + H_2SO_4 (80°C) \rightarrow А; А + NaOH \rightarrow Б; Б + NaOH (300°C) \rightarrow В; В + CH_3COCl + NaOH \rightarrow Г.
87. Оксиди та гідроксиди хрому, їх відношення до кислот і лугів. Хромати, ізополіхромати, їх будова та властивості. Рівновага хромат-іон \leftrightarrow дихромат-іон.
88. Пробовідбір та пробопідготовка при проведенні аналізу.
89. Класифікація електродів.
90. Заповніть схему наступних перетворень: бензен + CH_3COCl + AlCl_3 \rightarrow А; А + H_2O + HCl \rightarrow Б; Б + Br_2 + AlBr_3 \rightarrow В; В + H_2NOH \rightarrow Г.
91. Лужноземельні метали. Будова атомів, фізичні та хімічні властивості. Оксиди та гідроксиди цих металів. Твердість води та способи її усунення.
92. Газова хроматографія. Теоретичні основи та практичне застосування.

93. Предмет і зміст електрохімії. Електрохімічна система та її складові.
94. Заповніть схему наступних перетворень: бензен + H_2SO_4 конц. (нагр.) \rightarrow А;
А + NaOH \rightarrow Б; Б + NaOH (сплавл.) \rightarrow В; В + NaOH + $\text{C}_2\text{H}_5\text{I}$ \rightarrow Г.
95. Елементи підгрупи Купруму. Знаходження у природі, добування, фізичні та хімічні властивості, застосування міді, срібла, золота. Будова їх атомів, найважливіші валентні стани, ступені окиснення, координаційні числа.
96. Тонкошарова хроматографія. Теоретичні основи та практичне застосування.
97. Класифікація електрохімічних елементів.
98. Заповніть схему наступних перетворень: п-нітротолуен + Fe + HCl \rightarrow А; А + HCl + NaNO_2 \rightarrow Б; Б + CuCN \rightarrow В; В + H_2O + H_2SO_4 \rightarrow Г.
99. Загальна характеристика d-елементів III групи. Будова атома, валентність, ступінь окиснення. Найважливіші хімічні властивості скандію, ітрію, лантану, актинію, найважливіші сполуки цих елементів. Зміна властивостей оксидів, гідроксидів по підгрупі.
100. Ферментативний каталіз. Загальні закономірності та механізми.

Критерії оцінювання знань вступників

На фаховому випробуванні за кожну правильну відповідь (виконане завдання) вступнику нараховується певна кількість балів, яка зростає пропорційно до кількості та правильності виконаних завдань.

За кожну правильну відповідь із 10 завдань вступнику нараховується максимально 10 балів. Оцінювання знань вступників здійснюється за шкалою від 100 до 200 балів.

Рівень підготовки вступника

Результати виконання завдань дозволяють виявити рівень підготовки вступника:

180 – 200 балів;

160 – 179 балів;

140 – 159 балів;

100– 139 балів.

1 рівень (високий): 180 – 200 балів виставляється вступникам, які в повному обсязі виконали завдання (тестові завдання), продемонстрували обізнаність з усіма поняттями, фактами, термінами; адекватно оперують ними при розв’язанні завдань; виявили творчу самостійність, здатність аналізувати факти, які стосуються наукових проблем. Усі завдання (тестові завдання) розв’язані (виконані) правильно, без помилок.

2 рівень (середній): 160 – 179 балів виставляється за умови достатньо повного виконання завдань (тестових завдань). Розв’язання завдань має бути правильним, логічно обґрунтованим, демонструвати творчо-пізнавальні уміння та знання теоретичного матеріалу. Разом з тим, у роботі може бути допущено декілька несуттєвих помилок.

3 рівень (достатній): 140–159 балів виставляється за знання, які продемонстровані в неповному обсязі. Вони, зазвичай, носять фрагментарний характер. Теоретичні та фактичні знання відтворюються репродуктивно, без глибокого осмислення, аналізу, порівняння, узагальнення. Відчувається, що вступник недостатньо обізнаний з матеріалом джерел із навчальної дисципліни та не може критично оцінити наукові факти, явища, ідеї.

4 рівень (низький): 100–139 балів виставляється за неправильну або поверхневу відповідь, яка свідчить про неусвідомленість і нерозуміння поставленого завдання. Літературу з навчальної дисципліни вступник не знає, її понятійно-категоріальним апаратом не володіє. Відповідь засвідчує вкрай низький рівень володіння програмним матеріалом.

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Гайдукевич О. М. Аналітична хімія/ О. М. Гайдукевич, В. В. Болотов, Ю. В. Сич. – Харків: Вид-во “Основа”, НФАУ, 2000. – 432 с.
2. Ковальчук Є. П. Фізична хімія/ Є. П. Ковальчук, О. В. Решетняк. – Львів: Видавничий центр ЛНУ ім. Івана Франка, 2007. – 800 с.
3. Ластухін Ю. О. Органічна хімія/ Ю. О. Ластухін, С. А. Воронов. – Львів: Центр Європи, 2001. – 864 с.
4. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи/ С. А. Неділько, П. П. Попель. – Київ: Либідь, 2001. – 400 с.
5. Обушак М. Д. Органічна хімія: навчальний посібник/ М. Д. Обушак, Є. Е. Біла. – Львів: Видавничий центр ЛНУ ім. Івана Франка, 2004. – 233 с.
6. Органічна хімія: підручник для вузів/ В. Я. Чирва, С. М. Ярмолук, Н. В. Толкачова, О. Є. Земляков. – Львів: Вид. БаК, 2009. – 996 с.
7. Основи загальної хімії/ В. С. Телегус, О. І. Бодак, О. С. Заречнюк, В. В. Кінджибало. – Львів: Світ, 2000. – 424 с.
8. Сегеда А. С. Аналітична хімія. Якісний і кількісний аналіз: навч. посіб. для вищ. навч. закл./ А. С. Сегеда. – Київ: ЦУЛ, 2003. – 311 с.
9. Степаненко О. М. Загальна та неорганічна хімія. Том I/ О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер. – Київ: Педагогічна преса, 2002. – 765 с.
10. Степаненко О. М. Загальна та неорганічна хімія. Том II/ О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер. – Київ: Педагогічна преса, 2002. – 760 с.

Голова фахової
атестаційної комісії



Лариса МАРУШКО

Відповідальний секретар
приймальної комісії



Олег ДИКИЙ