

Міністерство освіти і науки, молоді та спорту України
Донбаська державна машинобудівна академія (ДДМА)

НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

**Методичні вказівки
до організації самостійної роботи
студентів спеціальностей ЛВ і ОМТ**

Затверджено
на засіданні
методичної ради
Протокол № 8 від 24.05.2012

Краматорськ
ДДМА
2012

Неорганічна хімія : методичні вказівки до організації самостійної роботи студентів спеціальностей ЛВ і ОМТ / уклад. : А. П. Авдєєнко, Н. І. Євграфова, С. А. Гончарова, Н. М. Глиняна. – Краматорськ : ДДМА, 2012. – 60 с.

Наведено рекомендації до самостійної роботи, перелік лекцій, які читаються, робочий план лабораторних та практичних робіт, питання робочої програми, задачі та вправи для підготовки студентів до екзамену, а також заготівки звітів про лабораторні роботи.

Методичні вказівки складені з метою скорочення часу, який потрібний студентам на самопідготовку до лабораторних робіт для вивчення теоретичного матеріалу та оформлення звітів про лабораторні роботи.

Укладачі: А. П. Авдєєнко, проф.;
Н. І. Євграфова, доц.;
С. А. Гончарова, доц.;
Н. М. Глиняна, доц.

Відп. за випуск А. П. Авдєєнко, проф.

Навчальне видання

НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Методичні вказівки до організації самостійної роботи студентів спеціальностей ЛВ і ОМТ

**Укладачі: Авдєєнко Анатолій Петрович,
Євграфова Наталія Іванівна,
Гончарова Світлана Анатоліївна,
Глиняна Наталія Михайлівна**

За авторською редакцією
Комп'ютерне верстання О. С. Орда

10/2012. Формат 60 x 84/16. Ум. друк. арк. 2,09.
Обл.-вид. арк. 1,41. Тираж прим. Зам. №

Видавець і виготівник
Донбаська державна машинобудівна академія
84313, м. Краматорськ, вул. Шкадінова, 72.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
ДК №1633 від 24.12.2003

ЗМІСТ

1 Загальні відомості	4
2 Перелік лекцій до курсу “Неорганічна хімія”	5
3 Робочий план лабораторних і практичних робіт з неорганічної хімії на I триместр.....	7
4 Робочий план лабораторних і практичних робіт з неорганічної хімії на II триместр	14
5 Питання робочої програми	19
6 Задачі і вправи для самостійної підготовки студентів.....	23
7 Звіт про лабораторну роботу 1. Хімічні властивості оксидів, гідроксидів, кислот та солей.....	27
8 Звіт про лабораторну роботу 2. Визначення еквівалентної маси металу.....	31
9 Звіт про лабораторну роботу 3. Тепловий ефект реакції	33
10 Звіт про лабораторну роботу 4. Швидкість хімічної реакції.....	35
11 Звіт про лабораторну роботу 5. Каталіз. Хімічна рівновага	37
12 Звіт про лабораторну роботу 6. Електролітична дисоціація, іонообмінні реакції	38
13 Звіт про лабораторну роботу 7. Гальванічний елемент	42
14 Звіт про лабораторну роботу 8. Корозія металів	43
15 Звіт про лабораторну роботу 9. Електроліз розчинів електролітів	44
16 Звіт про лабораторну роботу 10. Хімічні властивості металів	46
17 Звіт про лабораторну роботу 11. Хімічні властивості елементів підгрупи титану, ванадію та їх сполук	50
18 Звіт про лабораторну роботу 12. Хімічні властивості елементів підгрупи хрому та їх сполук	52
19 Звіт про лабораторну роботу 13. Хімічні властивості елементів підгрупи марганцю та їх сполук.....	54
20 Звіт про лабораторну роботу 14. Хімічні властивості елементів сімейства заліза та їх сполук.....	56
Список літератури.....	60

1 ЗАГАЛЬНІ ВІДОМОСТІ

Навчання в вузі передбачає значний обсяг самостійної роботи студентів (біля 40 % робочого часу), яка здійснюється за межами учбового часу. Мета даного плану-пам'ятки – організувати та направити в потрібному напрямку роботу студентів першого курсу з хімії, зменшити непродуктивні витрати під час підготовки до занять на пошуки необхідної літератури, на переписування плану наступної роботи.

Курс неорганічної хімії розрахований на 72 лекційних, 33 лабораторних та 15 практичних годин (всього 120 годин). Лекційний матеріал випереджає лабораторне заняття за темою, що вивчається. Теоретичний матеріал, який студенти прослухали на лекції, закріплюється на лабораторних роботах. Крім того, в хімічній лабораторії студенти набувають навички виконання хімічного експерименту. У перебігу практичних робіт здобуваються навички розв'язування задач та виконання вправ з хімії.

Підготовка студентів до лабораторних і практичних робіт полягає в тому, що, ознайомившись в робочому плані з темою роботи, переліком дослідів та літературних джерел, студент в лабораторному зошиті дома дає короткий опис досліду, виконує вправи або задачі, вивчає теоретичний матеріал.

Під час кожного лабораторного заняття перед виконанням експериментів здійснюється один з видів контролю знань: усне опитування (УО), письмове опитування (ПО). Недостатня теоретична підготовка не дає студенту можливості брати участь у виконанні експериментальної частини в лабораторній роботі. У цьому разі студент виконує досліди у позавизначений час після додаткової підготовки.

У I триместрі студенти складають модуль. II триместр завершується екзаменом. До екзамену допускаються студенти, які виконали навчальний план.

Цикл лабораторних робіт з дисципліни “Неорганічна хімія” для студентів спеціальностей 7.090403 та 7.090404 складається з 14 лабораторних робіт. Метою лабораторного практикуму є:

- дослідження студентами основних закономірностей хімічних реакцій;
- дослідження студентами хімічних властивостей елементів та їх сполук за допомогою проведення хімічного експерименту;
- надання студентам досліду роботи з деякими лабораторними установками та вимірювальними приладами;
- надання студентам навичок обробки результатів вимірювань, та побудови графіків;
- навчання студентів оформленню протоколів іспитів у вигляді лабораторних робіт.

2 ПЕРЕЛІК ЛЕКЦІЙ З КУРСУ “НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ”

Таблиця 2.1

Но мер	Зміст лекцій	Література для самостійної роботи	Час
1	2	3	4
I ТРИМЕСТР			
1	Вступ. Основні поняття й закони хімії	[1, с. 13–46; 2, с. 5–18]	2
2	Будова атома	[1, с. 57–100; 2, с. 19–34]	2
3	Періодичний закон, періодична система, як їх пояснює електронна теорія будови атомів	[1, с. 47–57; 2, с. 34–42]	2
4	Типи хімічного зв'язку. Причини утворення зв'язку. Властивості ковалентного зв'язку, його різновиди. Гібридизація електронних орбіталей. Іонний, металевий, водневий зв'язок	[1, с. 115–156; 2, с. 42–51]	4
5	Енергетика хімічних процесів. Термохімія. Хімічна спорідненість	[1, с. 166–170, 190–204; 2, с. 76–87]	4
6	Хімічна кінетика. Каталіз. Хімічна рівновага	[1, с. 170–190; 2, с. 88–104]	4
7	Класифікація дисперсних систем. Дійсні розчини. Розчинність. Термодинаміка процесу розчинення. Розчини неелектролітів	[1, с. 305–309, 213–230; 2, с. 154–166]	3
8	Розчини електролітів. Електролітична дисоціація. Іонообмінні реакції	[1, с. 231–250; 2, с. 169–177]	3
9	Іонний добуток води. рН розчинів. Гідроліз солей	[1, с. 251–263; 2, с. 178–180]	3
10	Ступінь окислення. Класифікація окисно-відновних процесів. Метод електронного балансу	[1, с. 264–272; 2, с. 199–201]	3
11	Електродні потенціали. Гальванічні елементи. Направленість окисно-відновних реакцій	[1, с. 272–293; 2, с. 201–207]	2
12	Корозія металів. Класифікація корозії. Захист металів від корозії	[1, с. 554–560; 2, с. 239–244]	2
13	Електроліз розчинів і розплавів. Закони електролізу	[1, с. 293–304; 2, с. 207–211]	2

Продовження таблиці 2.1

1	2	3	4
14	Прості й комплексні сполуки	[1, с. 582–604; 2, с. 120–134]	2
15	Природа металічного зв'язку. Класифікація металів у науці й техніці. Загальні властивості металів	[1, с. 535–538; 2, с. 212–225]	2
16	Основні засоби виробництва й очищення металів	[1, с. 538–543; 2, с. 234–238]	2
17	Огляд властивостей s-металів. Лужні метали	[1, с. 561–569, 607–619; 2, с. 246–252]	2
II ТРИМЕСТР			
1	Лужноземельні метали		2
2	Огляд властивостей d-металів. Метали підгрупи титану	[1, с. 646–651; 2, с. 261–275]	2
3	Метали підгрупи ванадію	[1, с. 651–654; 2, с. 275–281]	2
4	Метали підгрупи хрому	[1, с. 654–662; 2, с. 281–289]	3
5	Метали підгрупи марганцю	[1, с. 662–666; 2, с. 289–297]	3
6	Метали сімейства заліза	[1, с. 670–693; 2, с. 300–318]	3
7	Метали підгрупи міді	[1, с. 569–582; 2, с. 318–324]	3
8	Метали підгрупи цинку	[1, с. 619–629; 2, с. 329–334]	2
9	Огляд властивостей p-елементів. Бор, алюміній та їх сполуки	[1, с. 629–640; 2, с. 346–350, 252–261]	3
10	Вуглець, кремній та їх сполуки	[1, с. 431–446, 507–517; 2, с. 350–362]	3
11	Германій, олово, свинець	[1, с. 520–528; 2, с. 350–362]	2

3 РОБОЧИЙ ПЛАН ЛАБОРАТОРНИХ І ПРАКТИЧНИХ РОБІТ З НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ НА І ТРИМЕСТР

Таблиця 3.1

Тижень	Назва роботи	Питання для опитування теоретичного матеріалу, домашнє завдання	Література	Зміст лабораторних і практичних занять	Література	Форма заняття	Форма контролю знань
1	2	3	4	5	6	7	8
I	Практикум 1 Основні поняття і закони хімії	1 Визначення понять "атом", "хімічний елемент", "молекула" 2 Відносна атомна і молекулярна маси. 3 Моль – міра кількості речовини. Мольна маса 4 Основні закони хімії: - закон збереження маси і енергії; - закон сталості складу речовини; - газові закони	[1, с. 17–30; 2, с. 12–19; 7, с. 5–9; 9, с. 44–73]	1 Обміркування теоретичних питань 2 Розв'язання задач	[7, с. 5–22]	Практ. роб.	УО
II	Робота 1 Техніка лабораторних робіт			1 Правила техніки безпеки 2 Правила протипожежної безпеки			

Продовження таблиці 3.1

1	2	3	4	5	6	7	8
III	Практикум 2 Закон еквівалентів. Знаходження хімічних формул	1 Еквівалент простої речовини і сполуки 2 Закон еквівалентів 3 Хімічна формула: - найпростіша, - дійсна 4 Розв'язати задачі: № 1, 6, 10, 14 № 1, 3, 7	[1, с. 31–33; 2, с. 14–15; 7, с. 23–25] [7, с. 22–23] [7, с. 30]	1 Повторення теоретичних питань 2 Розв'язання задач		Практ. роб.	
IV	Робота 1 Хімічні властивості оксидів, основ, кислот, солей	1 Класифікація неорганічних сполук 2 Оксиди: визначення, склад, назва, хімічні властивості, засоби одержання 3 Основи: визначення, склад, назва, хімічні властивості, засоби одержання 4 Кислоти: визначення, склад, назва, кислоти безкисневі та кисневмісні. Хімічні властивості, методи одержання 5 Солі: середні, кислі й основні, склад, назва, хімічні властивості, засоби одержання 6 Виконати вправи № 1, 2	[1, с. 39–44; 9, с. 7–40]	1 Властивості оксиду кальцію 2 Властивості вуглекислого газу 3 Властивості лугів 4 Одержання та властивості нерозчинених основ 5 Взаємодія кислот з металами 6 Взаємодія двох солей	[5, с. 7–8, або 14 с. 8–9]	Лаб. роб.	ПО

Продовження таблиці 3.1

1	2	3	4	5	6	7	8
V	Практикум 3 Будова атома. Періодичний закон і періодична система	1 Ядерна модель атома 2 Квантово-механічні уявлення про стан електрону в атомі 3 Квантові числа 4 Принципи заповнення енергетичних рівнів і підрівнів в атомі 4 Електронна і електронно-графічна формула атому елемента 5 Періодичний закон Д.І. Менделєєва 6 Структура періодичної системи. Фізичний зміст порядкового номера елемента, номера періоду, номера групи. Склад ядра атому 7 Причина періодичності повторення властивостей елементів і їх сполук 8 Виконати вправи № 1,2,5,12,19	[1, с. 47–106; 2, с. 19–42; 7, с. 31–36]	1 Обміркування теоретичних питань 2 Робота з періодичною системою 3 Виконання вправ		Практ. роб.	УО
VI	Робота 2 Визначення еквівалентної маси металів	1 Зв'язок між еквівалентною масою, валентністю, атомною масою елемента 2 Еквівалент і еквівалентні маси елементів, кислот, основ, солей, оксидів 3 Розв'язати задачі № 1, 2, 4	[7, с. 40–41] [1, с. 31–37; 2, с. 14–15; 7, с. 35–37] [5, с. 12 або 14, с. 14]	1 Визначення еквівалентної маси металу 2 Розв'язання задач	[5, с. 9–12, або 14 с. 10–14]	Лаб. роб.	УО, ПО

Продовження таблиці 3.1

I	VII	<p>2 Практикум 4 Хімічний зв'язок</p>	<p>3</p>	<p>4</p>	<p>5</p>	<p>6</p>	<p>7</p>	<p>8</p>
		<p>1 Причини виникнення хімічного зв'язку 2 Типи хімічного зв'язку 3 Ковалентний зв'язок, насиченість, направленість, здатність до поляризації. Форми молекул, гібридизація 4 Іонний зв'язок і його властивості 5 Спільність природи хімічного зв'язку 6 Виконати вправи № 1, 3, 13, 14</p>	<p>[1, с. 115–156; 2, с. 42–54; 7, с. 41–44]</p>	<p>1 Обговорення теоретичних питань. 2 Виконання вправ</p>			<p>Практ. роб.</p>	<p>УО, ПО</p>
	<p>VIII</p> <p>Робота 3 Визначення теплового ефекту реакції</p>	<p>1 Основні поняття термохімії 2 Термохімічні рівняння 3 Стандартна ентальпія утворення речовини 4 Закон Гесса. Термохімічні розрахунки 5 Розв'язати задачі № 1, 2</p>	<p>[7, с. 51–52]</p> <p>[1, с. 166–170, 195–197; 2, с. 76–84; 8, с. 5–7]</p> <p>[5, с. 19 або 14, с. 22]</p>	<p>1 Визначення ентальпії реакції нейтралізації 2 Розв'язання задач</p>	<p>[5, с. 16–19 або 14, с. 18–22]</p>	<p>Лаб. роб.</p>	<p>УО, ПО</p>	

Продовження таблиці 3.1

1	2	3	4	5	6	7	8
IX	Практикум 5 Енергетика хімічних процесів. Направленість хімічних реакцій	1 Перший закон термодинаміки 2 Стандартна ентальпія утворення речовини 3 Закон Гесса. Розрахунок теплого ефекту реакції 4 Ентропія. II і III закони термодинаміки 5 Енергія Гіббса 6 Вплив ентальпійного та ентропійного факторів на направленість процесу 7 Розв'язати задачі № 3, 4, 5	[1, с. 195–204, 166–170; 2, с. 76–87]	1 Обговорення теоретичних питань 2 Розрахункові задачі з теплового ефекту реакції 3 Розрахунки ентропії хімічної реакції 4 Розрахунки енергії Гіббса і виявлення направленості процесу		Практ. роб.	УО, ПО П
X	Робота 4 Швидкість хімічних реакцій	1 Швидкість хімічної реакції в гомогенній і гетерогенній системах, їх залежність від різних факторів 2 Енергія активації 3 Закон дії мас 4 Вплив температури на швидкість реакції 5 Розв'язати задачі № 1, 3, 7	[8, с. 13–14] [1, с. 170–181; 2, с. 89–92, 95–96]	1 Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції в гомогенній системі 2 Вплив температури на швидкість хімічної реакції	[5, с. 20–23 або 14, с. 23–26]	Лаб. роб.	УО

Продовження таблиці 3.1

1	2	3	4	5	6	7	8
XI	Практикум 6 Розрахункові задачі з розчинів	1 Розчини. Процес розчинення. Теплові ефекти при розчиненні 2 Розчинність речовин 3 Способи виразу концентрацій розчинів 4 Закони Рауля і Вант-Гоффа 5 Розв'язати задачі № 3,4,7,9,14	[1, с. 213–230; 2, с. 154–166] [8, с. 26–27]	Розрахункові задачі		Практ. роб.	УО, ПО
XII	Робота 5 Хімічна рівновага	1 Реакції оборотні та необоротні 2 Хімічна рівновага 3 Константа хімічної рівноваги 4 Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє 5 Каталіз 6 Виконати вправи № 1, 2, 4	[1, с. 184–190; 2, с. 92 –104] [5, с. 26 або 14, с. 30]	1 Зміщення хімічної рівноваги при зміні концентрацій реагуючих речовин 2 Вплив каталізатора на швидкість реакції	[5, с. 24–26 або 14, с. 27–29]	Лаб. роб.	ПК, УО
XIII	Контрольна робота	1 Важливіші поняття і закони хімії 2 Будова атома 3 Періодична система 4 Хімічний зв'язок 5 Термохімія 6 Направленість хімічних процесів 7 Хімічна кінетика та рівновага 8 Розчини	Див. вище	Письмова робота з індивідуальними картками			КР

Продовження таблиці 3.1

1	2	3	4	5	6	7	8
XIV	Робота 6 Електролітич на дисоціація	1 Розчини електролітів 2 Теорія електролітичної дисоціації 3 Ступінь електролітичної дисоціації 4 Константа дисоціації 5 Особливості сильних та слабких електролітів 6 Іонообмінні реакції 7 Виконати вправи № 3, 7, 8	[1, с. 231– 250; 2, с. 169–177] [5, с. 38 або 14, с. 41–42]	1 Електропровідність розчинів 2 Іонні реакції з утворенням слабкого електроліту 3 Іонні реакції з утворенням осаду 4 Амфотерні електроліти	[5, с. 32–37 або 14, с. 37–41]	Лаб. роб.	УО, ПО
XV	Практикум 7 Окисно- відновні реакції	1 Визначення ОВР. Ступінь окислення 2 Окислювачі та відновники 3 Зрівнювання ОВР методом електронного балансу та іонно- електронним методом 4 Направленість ОВР 5 Виконати вправи № 2 (а, д, е, ж, з)	[1, с.264-273; 2, с. 199–201] [8, с. 46–47]	Зрівнювання ОВР		Практ. роб.	ПО, УО

4 РОБОЧИЙ ПЛАН ЛАБОРАТОРНИХ І ПРАКТИЧНИХ РОБІТ З НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ НА ІІ ТРИМЕСТР

Таблиця 4.1

Тиждень	Назва роботи	Питання для опитування теоретичного матеріалу, домашнє завдання	Література	Зміст лабораторних занять	Література	Форма заняття	Форма контролю
I	2	3	4	5	6	7	8
I	Робота 1 Гальванічний елемент	1 Поняття про електродний потенціал 2 Стандартний електродний потенціал 3 Ряд напружень металів 4 Принципи роботи гальванічного елемента 5 Виконаги вправи № 1, 3, 4	[2, с. 201–207] [5, с. 52 або 14, с. 57–58]	1 Гальванічний елемент з деполаризатором – катіоном металу 2 Гальванічний елемент з водневою деполаризацією	[5, с. 50–52 або 14, с. 55–57]	Лаб. роб.	ПО, УО
II	Робота 2 Корозія металів	1 Види корозії 2 Хімічна та електрохімічна корозія 3 Атмосферна, ґрунтова корозія. Корозія під впливом блукаючих струмів 4 Методи захисту від корозії. 5 Виконаги вправи № 6, 10	[1, с. 272–292, 554–560; 2, с. 239–245] [5, с. 55 або 14, с. 61]	1 Вплив виникнення гальванічної пари на корозію металів 2 Значення захисних плівок в процесі корозії 3 Корозія оцинкованого та вилудженого заліза	[5, с. 54–55 або 14, с. 60]	Лаб. роб.	УО, ПО

Продовження таблиці 4.1

1	2	3	4	5	6	7	8
III	Робота 3 Електроліз розчинів солей	1 Потенціал розкладу. Явище перенапруги 2 Послідовність розрядження іонів під час електролізу 3 Електроліз з інертними електродами і з розчинним анодом 4 Виконати вправи № 1, 2	[1, с. 293–304; 2, с. 207–210] [5, с. 59 або 14, с. 65]	1 Електроліз розчину сульфату міді 2 Електроліз розчину йодиду калію 3 Електроліз розчину сульфату натрію 4 Електроліз розчину сірчаної кислоти з мідним анодом 5 Розв'язання задач	[5, с. 56–59 або 14, с. 61–65]	Лаб. роб. ПО	УО, ПО
IV	Робота 4 Загальні властивості металів	1 Метали у періодичній системі 2 Класифікація металів 3 Металевий зв'язок і особливості властивостей металів 4 Хімічні властивості: – відношення до простих речовин; – відношення до води; – відношення до кислот; – відношення до луг та солей 5 Методи виробництва металів 6 Розв'язати задачі № 2, 4	[1, с. 530–542; 2, с. 214–238]	1 Взаємодія металів з киснем повітря 2 Взаємодія металів з водою 3 Дія кислот на метали 4 Дія розчинів солей на метали 5 Дія розчину луку на метали	[5, с. 64–68 або 14, с. 73–74]	Лаб. роб. ПО	УО, ПО

Продовження таблиці 4.1

1	2	3	4	5	6	7	8
Назва роботи	Питання для опитування теоретичного матеріалу, домашнє завдання	Література	Зміст лабораторних занять	Література	Форма заняття	Форма заняття контролю	
V Робота 1 Хімічні властивості і елементів підгрупи титану та ванадію і їх сполук	1 Порівняльна характеристика елементів підгрупи титану, ванадію та хімічні властивості підгрупи титану, ванадію та елементів їх підгруп 2 Фізичні та хімічні властивості титану, ванадію та елементів їх підгруп 3 Сполуки елементів підгруп титану та ванадію, їх кислотно-основні та окислювально-відновні властивості 4 Знаходження у природі, виробництво і застосування титану, ванадію та елементів їх підгруп 5 Виконати вправи № 1, 2	[1, с. 649–654; 2, с. 261–281; 6, с. 3–5]	1 Отримання гідроксиду титану (IV) і дослідження його властивостей 2 Гідроліз сульфату титану (IV) 3 Відновлення сульфату титану (IV) 4 Отримання і властивості оксиду ванадію (V) 5 Окислювальні властивості ванадатів	[6, с. 5-6]	Лаб. роб.	УО, ПО	

Продовження таблиці 4.1

1	2	3	4	5	6	7	8
VI	Робота 2 Властивості хрому і його сполук та його	1 Порівняльна характеристика елементів підгрупи хрому 2 Фізичні та хімічні властивості хрому, молибдену та вольфраму 3 Сполуки хрому, їх кислотно-основні та окислювально-відновні властивості 4 Знаходження у природі, отримання й застосування хрому, молибдену, вольфраму 5 Виконати вправи № 2, 3 (а,б,в,д)	[1, с. 654–662; 2, с. 281–289; 6, с.7-9]	1 Отримання гідроксиду хрому (Ш) і визначення його властивостей 2 Відновні властивості солей хрому (Ш) 3 Перехід хромату калію у дихромат 4 Перехід дихромату калію у хромат 5 Окислювальні властивості дихроматів	[6, с. 9–10]	Лаб. роб	УО, ПО
VII	Робота 3 Хімічні властивості марганцю і його сполук	1 Порівняльна характеристика елементів підгрупи марганцю 2 Хімічні властивості марганцю, технецію і ренію 3 Властивості сполук марганцю: - кислотно-основні; - окислювально-відновні (залежно від ступеня окислення марганцю) 4 Виконати вправи № 2,3 (а,б,в), 4	[6, с. 11–13; 2, с. 289–296; 1, с. 662–666]	1 Гідроксид Mn (II) і його властивості 2 Окислення солі Mn (II) вісмутатом натрію 3 Окислювальні властивості діоксиду марганцю 4 Окислювальні властивості перманганату калію	[6, с. 13]	Лаб. роб.	ПО, УО

Продовження таблиці 4.1

1	2	3	4	5	6	7	8
VIII	Робота 4 Хімічні властивості заліза, кобальту, нікелю	1 Порівняльна характеристика елементів сімейства заліза 2 Хімічні властивості металів 3 Роль простих сполук Fe, Co, Ni у сплавах 4 Властивості оксидів і гідроксидів елементів сімейства Fe 5 Окисно-відновні властивості сполук цих металів 6 Виконати вправи 1, 3	[6, с. 15–17; 2, с. 569–576; 1, с. 670–693]	1 Взаємодія заліза з кислотами 2 Отримання гідроксидів Fe (II), Co (II), Ni (II) 3 Окислення дігидроксидів у тригидроксиди. 4 Відновні властивості Fe ²⁺ . 5 Окиснювальні властивості Fe ³⁺ . 6 Комплексні сполуки заліза. 7 Комплексні сполуки кобальту	[6, с. 17–19]	Лаб. роб.	УО, ПО
IX	Робота 5 Контроль на роботу	1 Властивості s-металів та їх сполук 2 Властивості d-металів та їх сполук Властивості p-елементів (Al, B, C, Si) та їх сполук	Див. вище	Письмова контрольна робота з індивідуальними картками			КР

5 ПИТАННЯ РОБОЧОЇ ПРОГРАМИ

I триместр

1. Класифікація неорганічних сполук. Оксиди, основи, кислоти, солі. Склад, назва, хімічні властивості.
2. Основні поняття хімії: атом, молекула, атомна маса та молекулярна маса. Моль – міра кількості речовини. Еквівалент і еквівалентна маса.
3. Основні закони хімії: закон збереження маси речовини, закон сталості складу, закон еквівалентів. Газові закони: закон об'ємних відношень і закон Авогадро.
4. Методи визначення молекулярних мас: за мольним об'ємом, за відносною густиною газів, за рівнянням Менделєєва-Клапейрона.
5. Будова атома. Уявлення про кванти енергії. Квантові числа. Принцип Паулі.
6. Принципи заповнення енергетичних рівнів та підрівнів багатоелектронних атомів. Електронні формули елементів.
7. Періодичний закон Д.І.Менделєєва. Періодична система елементів. Ряди, періоди, групи та підгрупи. Порядковий номер, його фізична суть.
8. Огляд закономірностей, що виявляються у періодичній системі. Причина періодичного повторення властивостей елементів. Сучасне формулювання періодичного закону.
9. Енергія іонізації і спорідненості до електрону. Радіуси атомів та іонів. Електронегативність атомів. Класифікація елементів за сімействами.
10. Ковалентний хімічний зв'язок. Полярність зв'язку. Енергія, довжина, направленість, насиченість зв'язку. Різновиди хімічного зв'язку: донорно-акцепторний, водневий, металевий, іонний.
11. Хімічний зв'язок та спінвалентність елементів. Поняття про ступінь окислення та ефективний заряд атома у сполуках.
12. Окисно-відновні реакції. Важливіші окислювачі та відновники. Методи підбору коефіцієнтів у реакціях окислення-відновлення, електронний баланс і електронно-іонний метод.
13. Екзотермічні та ендотермічні реакції. Фізична суть енергетичних ефектів хімічних реакцій.
14. Внутрішня енергія і ентальпія. Ентальпія процесу. Ентальпія утворення хімічних сполук. Стандартні ентальпії утворення речовин.
15. Закон Гесса. Розрахунок теплового ефекту хімічної реакції. Термохімічні рівняння.
16. Поняття про ентропію. Зміна ентропії у хімічних і фазових процесах.
17. Енергія Гіббса як міра реакційної здібності. Ентальпійні та ентропійні фактори та направленість хімічних процесів.

18. Швидкість хімічних реакцій. Фактори, які впливають на швидкість реакцій у гомогенних та гетерогенних системах. Закон дії мас. Константа швидкості.

19. Залежність швидкості від температури. Енергія активації. Правило Вант-Гоффа. Рівняння Арреніуса.

20. Каталіз та каталізатори. Суть каталізу та його роль у сучасному виробництві.

21. Оборотно-хімічні процеси. Хімічна рівновага. Визначення константи рівноваги для гомогенних та гетерогенних реакцій.

22. Основні фактори, які впливають на напрям реакції та стан рівноваги. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє.

23. Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності та за агрегатним станом дисперсної фази і дисперсійного середовища. Дійсні розчини. Концентрації розчинів, засоби виразу концентрації розчинів.

24. Термодинаміка процесу розчинення. Фізичні та хімічні явища при розчиненні. Зміна ентальпії і ентропії при розчиненні. Розчинність речовин, залежність від різних факторів.

25. Розчини неелектролітів. Осмос. Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Тиск пара над розчином. Температура замерзання та кипіння розчинів. Закони Рауля.

26. Розчини електролітів і їх особливості. Відхилення розчинів електролітів від законів Рауля і Вант-Гоффа. Основні положення теорії електролітичної дисоціації.

27. Природа процесу електролітичної дисоціації. Роль розчинника. Ступінь електролітичної дисоціації. Залежність її від природи розчиненої речовини і розчинника, від концентрації і температури.

28. Сильні та слабкі електроліти. Оборотно-електроліти. Константа дисоціації слабких електролітів.

29. Іонні рівняння реакцій. Зміщення рівноваги іонообмінних реакцій. Умови утворення та розчинення осадів. Добуток розчинності.

30. Електролітична дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник. Поняття про індикатори.

31. Гідроліз солей. Різні випадки гідролізу. Іонні та молекулярні форми запису процесу гідролізу. Умови підсилення і стримування гідролізу.

II триместр

1. Основи електрохімії. Умови виникнення електродного потенціалу. Подвійний електричний шар. Рівноважний та стандартний електродний потенціал.

2. Нормальний водневий електрод. Визначення стандартного електродного потенціалу металу. Ряд напружень.

3. Гальванічний елемент, його будова та робота. Електрорушійна сила гальванічного елемента. Рівняння Нернста. Концентраційні елементи. Стандартні потенціали у складних окисно-відновних системах.

4. Суть електролізу. Потенціал розкладу. Явище перенапруги. Послідовність розряду іонів на катоді та аноді.
5. Електроліз з розчинним і нерозчинним анодами. Закони Фарадея. Промислове значення електролізу розчинів і розплавів.
6. Корозія металів. Народногосподарське та економічне значення проблеми. Основні види корозії. Хімічна корозія. Роль захисних плівок.
7. Електрохімічна корозія. Анодний процес, катодна деполяризація. Атмосферна корозія, ґрунтова корозія. Корозія під впливом блукаючих струмів.
8. Методи захисту металів від корозії. Роль захисних покриттів. Вибір раціональних конструкцій і матеріалу. Електрохімічні методи захисту. Інгібітори.
9. Прості та комплексні сполуки. Структура комплексних сполук. Комплексоутворювач, заряд комплексоутворювача. Природа комплексоутворення.
10. Дисоціація комплексних сполук у розчинах. Подвійні солі й комплексні сполуки. Константа нестійкості комплексного іону.
11. Загальні властивості металів. Класифікація металів. Металевий зв'язок та особливості фізичних властивостей металів.
12. Хімічні властивості металів, їх відновна здібність. Відношення металів до кисню, води, кислот, лугів та розчинів солей.
13. Розповсюдження та форми знаходження металевих елементів у природі. Важливіші руди металів та їх народногосподарське значення.
14. Основні методи виробництва металів з руд. Карботермія, металотермія, електро- і гідрометалургія. Виробництво металів високого ступеня чистоти.
15. Лужні та лужноземельні метали. Порівнювальна характеристика за положенням у періодичній системі. Фізичні та хімічні властивості металів. Властивості сполук. Знаходження у природі, одержання та застосування у техніці.
16. Жорсткість води: тимчасова, постійна та загальна. Класифікація води за жорсткістю. Засоби усунення жорсткості води. Катіоніти та аніоніти.
17. Берилій і магній. Фізичні та хімічні властивості. Властивості сполук берилію та магнію. Знаходження у природі, одержання та застосування берилію і магнію у техніці. Сплави берилію та магнію.
18. Титан, цирконій, гафній. Фізичні та хімічні властивості. Сполуки металів. Карбіди і нітриди Ti, Zr, Hf та їх значення. Одержання та застосування металів. Титан і цирконій у сплавах.
19. Ванадій, ніобій, тантал. Фізичні та хімічні властивості. Відношення до кисню, вуглецю, води, лугів і кислот. Застосування металів у техніці.
20. Сполуки ванадію, ніобію і танталу, їх властивості та використання. Одержання і застосування металів у техніці.
21. Хром, молібден, вольфрам. Фізичні та хімічні властивості металів. Відношення до кисню, галогенів, сірки, вуглецю, води, луг і кислот. Використання у техніці. Нержавіючі, жаростійкі та швидкоріжучі сплави.

22. Сполуки Cr^{+3} і Cr^{+6} , їх кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Хромати та дихромати. Отримання хрому, молібдену та вольфраму і їх застосування у техніці.

23. Марганець, технецій і реній. Структура атомів, фізичні та хімічні властивості. Отримання металів і застосування у техніці.

24. Сполуки марганцю зі ступенями окислення +2, +4, +6, +7. Оксиди, гідроксиди, солі. Їх окисно-відновні властивості.

25. Залізо, кобальт, нікель. Будова атомів, фізичні та хімічні властивості. Відношення металів до повітря, галогенів, сірки, азоту, вуглецю, води, кислот та лугів.

26. Сполуки Fe, Co, Ni зі ступенями окислення +2, +3: оксиди, гідроксиди, солі. Окисно-відновні властивості сполук Fe, Co, Ni. Знаходження у природі заліза, кобальту та нікелю. Важливіші руди металів. Отримання і застосування металів у техніці.

27. Мідь. Фізичні та хімічні властивості. Відношення до повітря, галогенів, сірки, води, кислот та лугів. Властивості сполук міді. Отримання та застосування міді у техніці. Сплави міді.

28. Срібло й золото. Фізичні та хімічні властивості. Властивості сполук срібла й золота. Отримання та застосування металів у техніці.

29. Цинк, кадмій, ртуть. Будова атома. Фізичні та хімічні властивості металів. Відношення до кисню, галогенів, сірки, води, кислот та лугів. Знаходження у природі, отримання та застосування металів у техніці.

30. Важливіші сполуки цинку, кадмію і ртуті: оксиди, гідроксиди, солі. Їх властивості та застосування у техніці. Сплави цинку, амальгами.

31. Огляд властивостей р-елементів. Порівняльні характеристики.

32. Бор. Фізичні та хімічні властивості. Сполуки бору. Оксид бору, борні кислоти. Бура та її використання. Борани. Бориди. Отримання та застосування бору.

33. Алюміній. Фізичні та хімічні властивості. Сполуки алюмінію: оксид, гідроксид, солі, їх отримання, властивості та застосування. Корунд. Отримання та використання алюмінію у техніці.

34. Вуглець і його алотропічні модифікації: алмаз, графіт, карбін, полікумулен, фулерени. Хімічні властивості вуглецю. Карбіди, їх типи. Значення карбідів у техніці.

35. Кисневі сполуки вуглецю: оксиди, вугільна кислота та її солі. Знаходження вуглецю у природі. Застосування вуглецю.

36. Кремній, його фізичні та хімічні властивості. Сполуки кремнію: оксиди, карборунд, кремнієва кислота, силікати.

37. Олово. Фізичні та хімічні властивості. Сполуки олова зі ступенями окислення +2 і +4: оксиди, гідроксиди, солі, їх окисно-відновні властивості. Отримання та застосування олова в техніці.

38. Свинець, його фізичні і хімічні властивості. Сполуки свинцю зі ступенями окислення +2 і +4: оксиди, гідроксиди, солі, їх окисно-відновні властивості.

39. Основи металургійного виробництва.

6 ЗАДАЧІ І ВПРАВИ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ ПІДГОТОВКИ СТУДЕНТІВ

І триместр

1. Визначити еквівалентну масу металу, якщо відомо, що 3,12 г його утворюють 4,56 г оксиду.
2. Визначити еквівалентну масу металу, якщо відомо, що 1,22 г його витискують із соляної кислоти 1,12 л водню при нормальних умовах.
3. Обчислити еквівалентну масу металу, якщо відомо, що сульфід металу вміщує 52 % (мас.) металу. Еквівалент сірки дорівнює 0,5 моль її.
4. Розрахувати, який об'єм при н.у. займуть 22 г газу, густина якого за повітрям 1,52.
5. Визначити молекулярну масу газу, коли 1,56 л його при температурі 27 °С та тиску $1,037 \cdot 10^5$ Па (780 мм. рт. ст.) мають масу 2,86 г.
6. Вивести формулу оксиду хрому, коли відомо, що в ньому міститься 68,4 % (мас.) хрому та 31,6 % (мас.) кисню ($A_{Cr} = 52$ а.о.м.).
7. Визначити молекулярну формулу газу, який має склад за масою: С – 80 %, Н – 20 %; 1 л цього газу при нормальних умовах має масу 1,34 г.
8. При повному згорянні 13,8 г органічної речовини одержано 26,4 г CO_2 і 16,2 г H_2O . Густина пару цієї речовини за воднем дорівнює 23. Вивести істинну формулу речовини.
9. Визначити тепловий ефект реакції $Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$, якщо:

$$\Delta H_{298}^{\circ}(Fe_2O_3) = - 817,8 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{298}^{\circ}(CO) = - 110,6 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{298}^{\circ}(CO_2) = - 393,6 \text{ кДж/моль}.$$

10. Реакція згоряння етилену відповідає рівнянню



Скільки теплоти виділиться при згорянні 1 м³ етилену, виміряного при н.у., коли ентальпії утворення дорівнюють:

$$\Delta H_{298}^{\circ}(C_2H_4) = + 52,3 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{298}^{\circ}(H_2O_{пара}) = - 242 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{298}^{\circ}(CO_2) = - 393 \text{ кДж/моль}.$$

11. При згорянні сірки виділилося 73,48 кДж теплоти та утворилося 16 г SO_2 . Обчислити $\Delta H_{298}^{\circ}(SO_2)$.

12. У скільки збільшиться швидкість хімічної реакції, що відбувається у газовій фазі, якщо температуру підвищити від 10 до 100 °С ? Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2.

13. Рівновага реакції $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{NO}_2$ встановилася при таких концентраціях речовин:

$$[\text{NO}] = 0,08 \text{ моль/л}; [\text{O}_2] = 0,03 \text{ моль/л}; [\text{NO}_2] = 0,01 \text{ моль/л}.$$

Обчислити константу рівноваги та початкові концентрації NO і O₂.

14. Обчислити зміну енергії Гіббса в стандартних умовах (ΔG_{298}°) для реакції $\text{C}_{\text{графіт}} + \text{CO}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{CO}_{(\text{г})}$ і визначити можливість протікання реакції та її характер, коли відомо, що зміна ентальпії системи $\Delta H_{298}^{\circ} = 175 \text{ кДж}$, а зміна ентропії $\Delta S_{298}^{\circ} = 188,5 \text{ Дж/К}$.

15. Обчислити зміну стандартної енергії Гіббса (ΔG_{298}°) реакції



$$\Delta G_{298}^{\circ}(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1580 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{298}^{\circ}(\text{MnO}) = -256,7 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{298}^{\circ}(\text{Mn}) = 0 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{298}^{\circ}(\text{Al}) = 0 \text{ кДж/моль}.$$

16. Скільки мілілітрів 96 % розчину сірчаної кислоти ($\rho = 1,836 \text{ г/мл}$) потрібно для приготування 6 л 2 н розчину ?

17. Обчислити молярну та нормальну концентрації 63 % HNO₃ ($\rho = 1,38 \text{ г/мл}$).

18. Скільки грамів 3 % розчину MgSO₄ можна приготувати з 100 г MgSO₄•7H₂O?

19. Обчислити осмотичний тиск розчину цукру C₁₂H₂₂O₁₁, якщо 1 л розчину вміщує 90 г розчиненого цукру, а температура дорівнює 27 °С.

20. При розчиненні 2,76 г гліцерину C₃H₈O₃ у 200 г води температура замерзання зменшилася на 0,279 °С. Визначити молекулярну масу гліцерину. Кріоскопічна стала води дорівнює 1,86 °С.

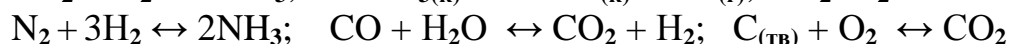
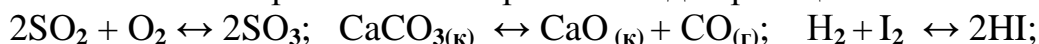
21. Визначити рН розчинів, в одному з яких концентрація іонів водню дорівнює 10⁻⁴ моль/л, в другому – 10⁻⁹ моль/л.

22. Скласти електронні формули атомів та іонів: Cl⁰, Cl⁻, Cl⁺, Cl⁺⁷, Mn⁰, Mn⁺², Mn⁺⁷, Zn⁰, Al⁰, Br⁰, Nb⁰, Hg⁰, W⁰.

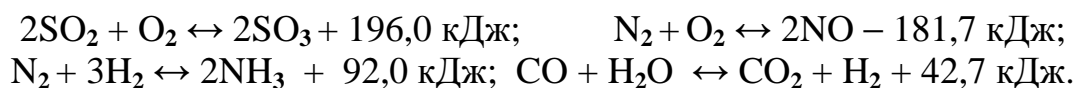
23. Дати характеристику елементів за періодичною системою: Al, P, Ca, Ar, Fe, Au.

24. Вказати типи хімічного зв'язку: CuCl₂; H₂O; Na; NH₃; CO₂; F₂; K₂[HgI₄].

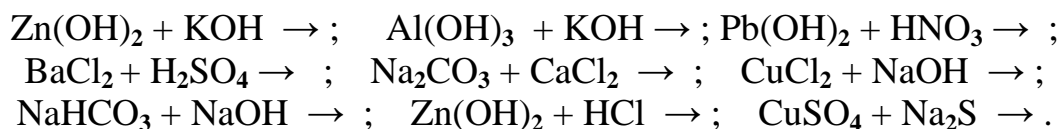
25. Записати вираз константи рівноваги для реакцій:



26. Як має зміститися рівновага при підвищенні: а) температури; б) тиску:

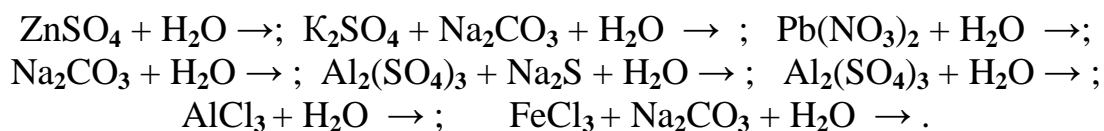


27. Скласти молекулярні та іонні рівняння реакцій між розчинами електролітів:



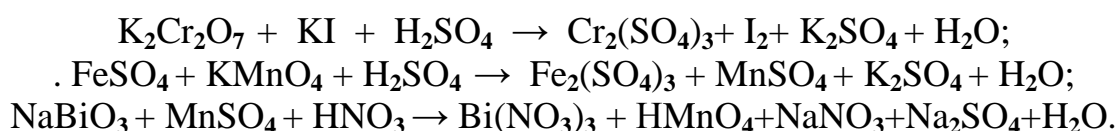
28. Скласти молекулярні та іонні рівняння гідролізу солей: AlCl_3 , K_2CO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, CH_3COONa , Na_2S , CuSO_4 , Al_2S_3 .

29. Скласти рівняння реакцій гідролізу солей у молекулярній та іонній формах:



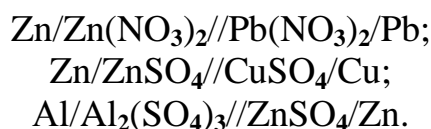
30. Визначити ступені окислення елементів в сполуках: H_3PO_4 , HMnO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2HPO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_2\text{V}_4\text{O}_9$. Дати назви речовинам.

31. Зрівняти іонно-електронним методом схеми окисно-відновних реакцій:



II триместр

1. Скласти рівняння реакцій, які відбуваються на електродах гальванічних елементів:



2. Обчислити ЕРС елемента, складеного з нікелевого електроду, зануреного у 0,1 М розчин NiSO_4 , та мідного електроду, зануреного у 2 М розчин CuSO_4 . Дисоціацію солей вважати повною.

3. Скласти рівняння реакцій, які відбуваються під час електрохімічної корозії пар металів: Al–Cu; Fe–Zn, Zn–Cu, Mg–Fe – у вологій атмосфері та у кислому середовищі.

4. Скласти схеми електролізу розчинів електролітів на вугільних електродах: HCl; H₂SO₄; NaCl; KI; MgCl₂; NiSO₄; FeCl₃; Ba(NO₃)₂; NaOH.

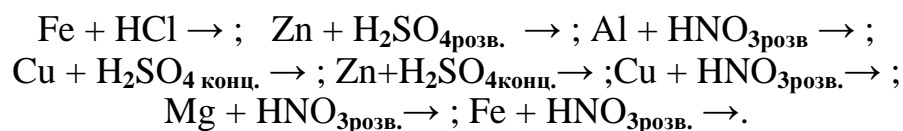
5. Скласти схеми електролізу розчинів CuSO₄ (на мідному аноді), NiCl₂ (на нікелевому аноді), розплавів солей NaCl, AlCl₃ (на графітових електродах).

6. При електролізі розчину сульфату нікелю струмом 10 А протягом 5 годин на катоді отримано 53,2 г нікелю. Обчислити еквівалентну масу нікелю.

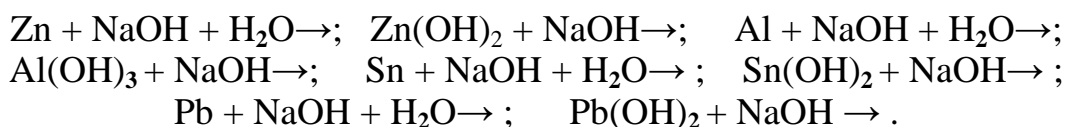
7. Обчислити жорсткість води, якщо відомо, що для її усунення потрібно 265 г Na₂CO₃ на 1 м³ води.

8. Визначити заряд комплексоутворювача та комплексного іона у таких сполуках: K₂[PtCl₆]; [CoCl₂(H₂O)(NH₃)₃]Cl; K₃[Co(NO₃)₆]; K₃[Fe(CN)₆]; [Pt(NH₃)₂]Cl₂.

9. Скласти рівняння взаємодії металів з кислотами:



10. Скласти рівняння взаємодії металів та їх гідроксидів з лугами:



11. Визначити, скільки Na₂Cr₂O₇ у технічному дихроматі натрію, коли 1,0 г останнього окислює в кислому середовищі 3,38 г йодиду калію.

12. Скільки грамів KNO₂ необхідно для повного відновлення у кислому середовищі 400 мл 0,1 М розчину K₂Cr₂O₇ ?

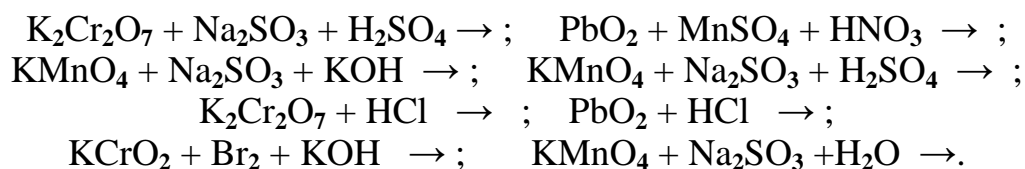
13. Визначити масу та об'єм хлору (умови нормальні), що виділиться при дії соляної кислоти на 31,6 г KMnO₄.

14. Скільки грамів Na₂SO₃ необхідно для відновлення 5 г перманганату калію у присутності KOH ? Скільки грамів манганату калію при цьому буде одержано?

15. Скільки літрів SO₂, виміряного за нормальних умов, виділиться при випалу 74 кг ZnS, в якому міститься 2 % домішок ?

16. Який об'єм 2 н розчину KOH необхідно додати до 200 г 5 % розчину SnCl₂, щоб останній повністю перетворити у гідроксостаніт ?

17. Скласти рівняння окисно-відновних реакцій:



7 ЗВІТ ПРО ЛАБОРАТОРНУ РОБОТУ 1

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ, ГІДРОКСИДІВ, КИСЛОТ ТА СОЛЕЙ

Номер, найменування досліду та його зміст	Спостереження
1 Властивості основних оксидів	
2 Властивості кислотних оксидів	
3 Властивості лугів	

Дата “ _____ ” _____

Рівняння реакції	Висновки

Номер, найменування досліду та його зміст	Спостереження
4 Одержання та властивості нерозчинних основ	
5 Взаємодія кислот з металами	
6 Властивості солей	

Рівняння реакцій	Висновки

8 ЗВІТ ПРО ЛАБОРАТОРНУ РОБОТУ 2

ВИЗНАЧЕННЯ ЕКВІВАЛЕНТНОЇ МАСИ МЕТАЛУ

Дата “_____” _____

8.1 Хід експерименту

8.2 Прилад для визначення еквівалентної маси металу

8.3 Обробка результатів експерименту

8.3.1 Об'єм водню, що отримали у ході реакції (літрів),

$$V_{\text{H}_2} =$$

8.3.2 Тиск (паскалів), та температура (кельвінів), при яких велося дослідження:

$$P_{\text{атм}} =$$

$$T =$$

8.3.3 Парціальний тиск водню (паскалів),

$$P_{\text{H}_2} = P_{\text{атм}} - P_{\text{H}_2\text{O}},$$

де $P_{\text{H}_2\text{O}}$ – тиск водяної пари при даній температурі, Па,

$$P_{\text{H}_2} =$$

8.3.4 Доведення об'єму отриманого водню до нормальних умов:

$$\frac{P(H_2) \cdot V(H_2)}{T} = \frac{P_0 V_0(H_2)}{T_0},$$

$$V_0(H_2) =$$

8.3.5 Розрахунок еквівалентної маси металу:

$$\frac{m(me)}{V_0(H_2)} = \frac{m_e(me)}{V_e(H_2)},$$

де $V_e(H_2)$ – еквівалентний об'єм водню, $V_e(H_2) = 11.2$ л/моль;

$m(me)$ – маса металу, що прореагував, $m(me) =$

$m_e(me)$ – еквівалентна маса металу, г/моль,

$m_e(me) =$

8.3.6 Розрахунок теоретичної еквівалентної маси металу, г/моль:

$$m_{e(me)}^{теор} = \frac{A}{B} =$$

8.3.7 Визначення відсотка помилки експерименту:

$$\% \text{ помилки} = \frac{m_e^{теор} - m_e^{експ}}{m_e^{теор}} \cdot 100\% =$$

8.4 Висновки:

9 ЗВІТ ПРО ЛАБОРАТОРНУ РАБОТУ 3

ТЕПЛОВИЙ ЕФЕКТ РЕАКЦІЇ

Дата “___” _____

9.1 Хід експерименту

9.2

Маса стакана калориметра m_1 , г	Маса розчину* m_2 , г	Початкова температура T_1 , К	Кінцева температура T_2 , К	Зміна температури ΔT , К

* Густина розчину $\rho = 1 \text{ г/см}^3$.

9.3 Обробка результатів експерименту

9.3.1 Розрахунок кількості теплоти, що виділяється за реакцією (кілоджоулів):

$$q^{\text{експ}} = \Delta T (m_1 c_1 + m_2 c_2) 10^{-3} = \quad ,$$

де c_1 – питома теплоємність скла, $c_1 = 0,75 \text{ Дж/(г}\cdot\text{К)}$;
 c_2 – питома теплоємність розчину, $c_2 = 4,17 \text{ Дж/(г}\cdot\text{К)}$.

9.3.2 Розрахунок маси та кількості речовини HCl, що міститься у 100 мл 1 Н розчину:

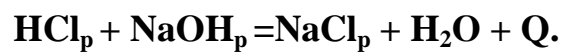
$$m_{(\text{HCl})} = \frac{C_{\text{H}} m_{e(\text{HCl})} V}{1000} = \quad ,$$

де $C_{\text{H}} = 1 \text{ моль/л}$;
 $m_{e(\text{HCl})}$ – еквівалентна маса HCl, г/моль, $m_{e(\text{HCl})} = \quad$;
 V – об’єм розчину HCl, мл.

$$n_{m(\text{HCl})} = \frac{m_{(\text{HCl})}}{M_{(\text{HCl})}} = \quad ,$$

де $n_{m(\text{HCl})}$ – кількість речовини HCl, моль.

9.3.3 Розрахунок теплового ефекту реакції нейтралізації за рівнянням:



Складаємо пропорцію:

$$\frac{q_{\text{експ}}}{n_{\text{м(HCl)}}} = \frac{Q_{\text{експ}}}{1} \Rightarrow Q^{\text{експ}} = \quad \text{кДж.}$$

9.3.4 Визначення відсотка помилки експерименту:

$$\% \text{ помилки} = \frac{Q_{\text{експ}} - Q_{\text{теор}}}{Q_{\text{теор}}} 100\% = \quad ,$$

де $Q^{\text{теор}} = 57,1$ кДж.

9.4 Висновки

10 ЗВІТ ПРО ЛАБОРАТОРНУ РОБОТУ 4

ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ

Дата “ ____ ” _____

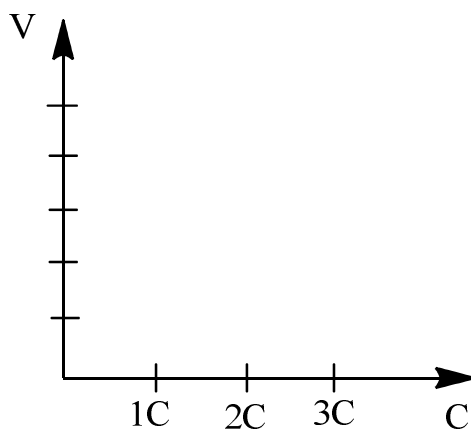
10.1 Вплив концентрації на швидкість реакції

10.1.1 Хід експерименту

10.1.2

Номер колби	Об'єм розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Об'єм дистильованої води, мл	Концентрація розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Об'єм розчину H_2SO_4 , мл	Час τ , с	Відносна швидкість $V = \frac{1}{\tau}$
1	15	–	3C	5		
2	10	5	2C	5		
3	5	10	1C	5		

10.1.3 Графік залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин



10.1.4 Рівняння реакції та математичний вираз швидкості прямої реакції згідно з законом дії мас

10.1.5 Висновки

10.2 Вплив температури на швидкість реакції

10.2.1 Хід експерименту

10.2.2

Номер пари пробірок	Об'єм розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Об'єм розчину H_2SO_4 , мл	Температура розчину t , °C	Час τ , с	Відносна швидкість $V = \frac{1}{\tau}$	Температурний коефіцієнт, γ
1	5	5	$t_{\text{кімн.}} =$			
2	5	5	$t_{\text{кімн.}} + 10 =$			$\gamma_1 =$
3	5	5	$t_{\text{кімн.}} + 20 =$			$\gamma_2 =$

10.2.3 Графік залежності швидкості реакції від температури



10.2.4 Розрахунок середнього значення температурного коефіцієнту швидкості:

$$\gamma_{\text{сер}} = \frac{\gamma_1 + \gamma_2}{2} =$$

10.2.5 Висновки

11 ЗВІТ ПРО ЛАБОРАТОРНУ РОБОТУ 5

КАТАЛІЗ. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Дата “___” _____

11.1 Вплив каталізатору на швидкість реакції

11.1.1 Хід експерименту

11.1.2 Спостереження

11.1.3 Рівняння реакції

1) без каталізатора

2) з каталізатором

11.1.4 Висновки

11.2 Зміщення хімічної рівноваги

11.2.1 Хід експерименту

11.2.2 Спостереження

11.2.3 Рівняння реакції та математичний вираз константи рівноваги

11.2.4 Висновки

12 ЗВІТ ПРО ЛАБОРАТОРНУ РОБОТУ 6

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ, ІОНООБМІННІ РЕАКЦІЇ

Номер, найменування досліду та його зміст	Спостереження
<p>1 Електропровідність розчинів електролітів та неелектролітів:</p> <p>а) розчинів цукру, глюкози, гліцерину;</p> <p>б) розчинів HCl, NaOH, NaCl</p> <p>в) дистильованої води</p> <p>г) сильних та слабких електролітів</p> <p>д) залежність ступеню дисоціації слабого електроліту від концентрації його розчину</p> <p>е) утворення сильного електроліту із слабких</p>	
<p>2 Залежність концентрації іонів водню від ступеня електролітичної дисоціації</p>	

Дата “ ____ ” _____

Рівняння реакцій	Висновок

Номер, найменування досліду та його зміст	Спостереження
<p>3 Зміщення іонної рівноваги слабого електроліту:</p> <p>а) вплив однойменного аніону на дисоціацію слабкої кислоти</p> <p>б) вплив однойменного катіону на дисоціацію слабкої основи</p>	
<p>4 Іонообмінні реакції:</p> <p>а) утворення слабого електроліту</p> <p>б) реакції нейтралізації</p> <p>в) утворення осаду</p>	
<p>5 Амфотерні електроліти</p>	

Рівняння реакцій	Висновок

13 ЗВІТ ПРО ЛАБОРАТОРНУ РОБОТУ 7

ГАЛЬВАНІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ

Дата “ ____ ” _____

13.1 Хід експерименту

13.2 Розрахунок теоретичної ЕРС гальванічного елемента

а) для стандартних умов ($C_{CuSO_4} = C_{ZnSO_4} = 1$ моль/л)

б) при $C_{CuSO_4} = C_{ZnSO_4} = 0,01$ моль/л

13.3

Схема	Електрорушійна сила, В		Помилка	
	$E_{експ}$	$E_{теор}$	абсолютна	відносна
1				
2				

13.4 Розрахунок абсолютної помилки експерименту:

$$\Delta = |E_{теор} - E_{експ}|$$

$$\Delta_1 =$$

$$\Delta_2 =$$

13.5 Розрахунок відносної помилки експерименту:

$$\% \Delta = \frac{E_{теор.} - E_{експ.}}{E_{теор.}} \cdot 100 =$$

$$\% \Delta_1 =$$

$$\% \Delta_2 =$$

13.6 Висновки

14 ЗВІТ ПРО ЛАБОРАТОРНУ РОБОТУ 8

КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

Дата “ _____ ” _____

14.1 Вплив утворення мікрогальванічного елемента на корозію метала

14.1.1 Хід експерименту

14.1.2 Рівняння реакцій

14.2 Корозія оцинкованого та лудженого заліза

14.2.1 Хід експерименту

14.2.2 Рівняння реакцій

14.3 Висновки

15 ЗВІТ ПРО ЛАБОРАТОРНУ РОБОТУ 9

ЕЛЕКТРОЛІЗ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Номер, найменування досліду та його зміст	Спостереження
1 Електроліз з інертними електродами: 1.1 Електроліз розчину KJ	
1.2 Електроліз розчину CuSO_4	
1.3 Електроліз розчину Na_2SO_4	
2 Електроліз розчину H_2SO_4 з мідним анодом	

Дата “ ____ ” _____

Рівняння реакцій	Висновки

16 ЗВІТ ПРО ЛАБОРАТОРНУ РОБОТУ 10

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

Номер, найменування досліду та його зміст	Спостереження
1 Взаємодія металів з киснем	
2 Дія води на метали	
3 Дія кислот на метали а) кислоти I групи	

Дата “ ____ ” _____

Рівняння реакцій	Висновки

Номер, найменування досліду та його зміст	Спостереження
б) кислоти II групи	
4 Дія розчинів солей на метали	
5 Дія розчинів лугів на метали	

Рівняння реакцій	Висновки

17 ЗВІТ ПРО ЛАБОРАТОРНУ РОБОТУ 11

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ ПІДГРУП ТИТАНУ, ВАНАДІЮ ТА ЇХ СПОЛУК

Номер, найменування досліду та його зміст	Спостереження
1 Одержання гідроксиду титану (IV) та дослідження його властивостей	
2 Гідроліз сульфату титану (IV)	
3 Відновлення сульфату титану (IV)	
4 Одержання та властивості оксиду ванадію (V)	
5 Окислювальні властивості ванадатів (V)	

Дата “ ____ ” _____

Рівняння реакцій	Висновки

18 ЗВІТ ПРО ЛАБОРАТОРНУ РОБОТУ 12
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ ПІДГРУПИ ХРОМУ
ТА ЇХ СПОЛУК

Номер, найменування досліду та його зміст	Спостереження
1 Одержання гідроксиду хрому (III) та визначення його властивостей	
2 Відновні властивості солей хрому (III)	
3 Перехід хромату калію у дихромат	
4 Перехід дихромату калію у хромат	
5 Окислювальні властивості дихроматів	

Дата “ ____ ” _____

Рівняння реакцій	Висновки

19 ЗВІТ ПРО ЛАБОРАТОРНУ РОБОТУ 13

ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ ПІДГРУПИ МАРГАНЦЮ ТА ЇХ СПОЛУК

Номер, найменування досліду та його зміст	Спостереження
1 Гідроксид марганцю (II) та його властивості	
2 Окислення солі марганцю(II) вісмутатом натрію	
3 Окисно-відновні властивості оксиду марганцю(IV)	
4 Окислювальні властивості перманганату калію	

Дата “ ____ ” _____

Рівняння реакцій	Висновки

20 ЗВІТ ПРО ЛАБОРАТОРНУ РОБОТУ 14
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ СІМЕЙСТВА ЗАЛІЗА
ТА ЇХ СПОЛУК

Номер, найменування досліду та його зміст	Спостереження
1 Взаємодія заліза з кислотами	
2 Одержання гідроксидів Fe(II), Co(II), Ni(II)	
3 Окислення дигідроксидів в тригідроксиди	
4 Відновні властивості іона заліза (II)	

Дата “ ____ ” _____

Рівняння реакцій	Висновки

Номер, найменування дослідів та його зміст	Спостереження
5 Окислювальні властивості іона заліза (III)	
6 Комплексні сполуки заліза	
7 Комплексні сполуки кобальту	

Рівняння реакцій	Висновки

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

- 1 Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – Л. : Химия, 1988. – 719 с.
- 2 Лучинский, Г. П. Курс химии: учебник для инженерно-технических вузов / Г. П. Лучинский. – М. : Высш. шк., 1985. – 416 с.
- 3 Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Л. : Химия, 1980. – 279 с.
- 4 Васильева, З. Г. Лабораторные работы по общей и неорганической химии / З. Г. Васильева, А. А. Грановская, А. А. Таперова. – М. : Химия, 1979. – 336 с.
- 5 Методические указания к лабораторным работам по дисциплине «Химия» (для студентов механических специальностей вуза)./ сост.: Л. В. Семенякова [и др.]. – Краматорск: КИИ, 1989. – С. 83.
- 6 Методичні вказівки до лабораторних робіт з дисципліни “Неорганічна хімія”. / сост.: Л. В. Семенякова, Н. І. Євграфова, А. А. Кузнецов, Н. М. Глиняна. – Краматорськ: ДДМА, 2003. – 59 с.
- 7 Методичні вказівки до практичних занять з дисципліни “Неорганічна хімія”. Роботи № 1...4. / сост.: А. П. Авдеєнко, Н. І. Євграфова, Г. Л. Юсіна. – Краматорськ: ДДМА, 1998. – С. 54.
- 8 Методичні вказівки до практичних занять з дисципліни “Неорганічна хімія”. Роботи № 5...8. / сост.: А. П. Авдеєнко, Н. І. Євграфова, Г. Л. Юсіна. – Краматорськ: ДДМА, 1999. – С. 48.
- 9 Методические указания к изучению классов неорганических веществ, выполнению упражнений и решению задач по основным понятиям и законам химии. / сост. А. П. Авдеенко. – Краматорск: КИИ, 1990. – С. 76.
- 10 Авдеенко, А. П. Химия и неорганическая химия / А. П. Авдеенко. – Киев: ИСИО, 1993. – Ч.1. – 234 с.
- 11 Поляков, О. Є. Посібник-довідник до лекційних курсів “Хімія” і “Неорганічна хімія” / О. Є. Поляков. – Київ: ІСДО, 1994. – Ч.2. – 172 с.
- 12 Ананьев, Е. А. Компьютер – репетитор по химии. Неорганическая химия / Е. А. Ананьев, М. Ф. Звончевская; под ред. А. М. Башарова. – М. : МИФИ, 1998.
- 13 Денисенко, Г. Ф. Охрана окружающей среды в черной металлургии / Г. Ф. Денисенко. – М.: Металлургия, 1989. – 115 с.
- 14 Методичні вказівки до лабораторних робіт з дисципліни “Хімія” / сост.: О. Є. Поляков, А. П. Авдеєнко, Н. І. Євграфова. – Краматорськ: КП, 1994. – 91 с.