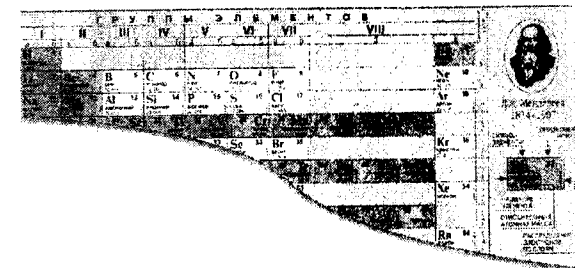


Міністерство освіти і науки України
Луганський національний педагогічний університет
імені Тараса Шевченка

Н.М. Хрустальова Т.С. Медведєва, Г.В. Клокол

**Питання і завдання до самостійної роботи студентів з
неорганічної хімії
Частина 1**

**Методичні вказівки
для спеціальностей "Хімія" та "Біохімія"**



Луганськ

Знання

2007

Міністерство освіти і науки України
Луганський національний педагогічний університет
імені Тараса Шевченка

Н.М. Хрустальова Т.С. Медведєва, Г.В. Клокол

**Питання і завдання до самостійної роботи студентів з
неорганічної хімії
Частина I**

**Методичні вказівки
для спеціальностей "Хімія" та "Біохімія"**

Луганськ

Знання

2007

УДК 516 (076.1)

ББК24. 1р3

1195

Рецензент: В.Л. Абраменко – кандидат хімічних наук, доцент кафедри хімії Східноукраїнського національного університету.

1195 Питання і завдання до самостійної роботи студентів з неорганічної хімії. Частина 1. Методичні вказівки для спеціальностей "Хімія" та "Біохімія"– Луганськ: Знання. 2007. – с.

Упорядники: доц., к.х.н. Н. М. Хрустальова

доц., к.х.н. Т. С. Медведєва

доц., к.х.н. Г. В. Клюкол

Мета даних методичних вказівок – надання допомоги студентам в організації самостійної роботи при підготовці до лабораторних занять з неорганічної хімії. Методичні вказівки містять перелік питань до теоретичної підготовки, завдання для самоконтролю та індивідуальні завдання, які дають можливість оптимізувати навчальний процес і активізувати пізнавальну діяльність студентів.

*Рекомендовано кафедрою хімії та біохімії Луганського національного педагогічного університету імені Тараса Шевченка
(протокол № 1 від 28.08.2007 року)*

УДК 516 (076.1)

ББК24. 1р3

© Колектив авторів, 2007

© Знання, 2007

Зміст

Вступ.....	4
Тема1: Техніка і методика лабораторних робіт.....	5
Тема2: Основні хімічні поняття і закони хімії.....	6
Тема3: Будова атома.....	11
Тема4: Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва.....	14
Тема5: Хімічний зв'язок.....	18
Тема6: Енергетика і направленість хімічних процесів.....	23
Тема7: Кінетика хімічних процесів. Швидкість хімічних реакцій.....	26
Тема8: Хімічна рівновага.....	30
Тема9: Вода. Розчини. Концентрація розчинів.....	34
Тема10: Електролітична дисоціація. Частина 1.....	38
Тема10: Електролітична дисоціація. Частина 2.....	39
Тема10: Електролітична дисоціація. Частина 3.....	40
Тема11: Гідроліз солей.....	44
Тема12: Основні класи неорганічних сполук.....	46
Тема13: Комплексні сполуки.....	52
Тема14: Окисно-відновні реакції.....	56
Індивідуальні завдання.....	61
Література.....	81

Вступ

Курс неорганічної хімії дає студентам уявлення про властивості хімічних речовин, які ґрунтуються на Періодичному законі Д.І. Менделєєва з використанням сучасних знань про будову речовини й інших законів хімії.

Підвищення якості підготовки спеціалістів вимагає впровадження нових форм навчання, які розвивають у студентів здатність творчого підходу до пізнавального процесу. При вивченні основ неорганічної хімії важливу роль як інструмента засвоєння навчального матеріалу набуває самостійна та індивідуальна робота студентів.

Формування умінь застосовувати теоретичні знання з неорганічної хімії вимагає варіативності в діяльності студентів, яка досягається виконанням різних видів завдань.

У першій частині методичних вказівок розглядаються основні поняття, закони і теорії неорганічної хімії, а також загальні властивості основних класів неорганічних сполук. До кожної теми додається перелік теоретичних питань. Завдання для самоконтролю та індивідуальні завдання містять як теоретичні питання, так і розрахункові задачі, розв'язання яких припускає вміння та навички на практиці використовувати закони хімії. Виконання цих завдань спрямовано на глибоке засвоєння та розуміння хімічних закономірностей і найістотніших тенденцій у хімічному поведінні неорганічних речовин.

Дані методичні вказівки відповідають програмним вимогам курсу неорганічної хімії для спеціальностей "Хімія" та "Біохімія" і побудовані з двох частин.

Тема 1: Техніка і методика лабораторних робіт

Вивчити наступні теоретичні питання

Основне устаткування хімічного кабінету: хімічний посуд, штативи, прилади. Хімічний посуд: вимірювальний та невимірювальний.

Вимірювальний посуд: вимірювальні циліндри, мензурки, вимірювальні колби, піпетки (Мора та звичайна), бюретки, пікнометри.

Невимірювальний посуд: пробірки, колби, стакани, лійки, реактивні склянки, банки, холодильники та інші. Прилади для добування і зберігання газів (апарат Кіппа, газометр).

Основні вимоги техніки безпеки при роботі в хімічній лабораторії: правила користування реактивами, приладами для нагрівання, робота з газоподібними і летючими речовинами. Горілки та нагрівні прилади. Будова полум'я газової горілки: відновне та окислювальне полум'я. Протипожежні засоби. Перша допомога при нещасних випадках.

ЛІТЕРАТУРА

1. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. – М., 1991 – Р. I (1,2,3,5,6,9).
2. Семенов А.С. Охрана труда при обучении химии. – М., 1986.

Виконати наступну практичну роботу

Намалювати в лабораторному журналі хімічний посуд і прилади для добування і зберігання газів.

Тема 2: Основні хімічні поняття і закони хімії

Вивчити наступні теоретичні питання

Сучасне трактування поняття "хімічний елемент". Атоми та молекули, їх розміри і маси. Відносна атомна і молекулярна маси. Кількість речовини. Моль-одиниця кількості речовини. Молярна маса і молярний об'єм.

Прості речовини. Алотропія. Складні речовини.

Основні газові закони: об'єднаний газовий закон, закон простих об'ємних відношень Гей-Люссака, закон Авогадро.

Парціальний тиск газів.

Визначення молярних мас речовин у газоподібному стані.

Зміст стехіометричних законів. Закон збереження маси й енергії. Закон сталості складу. Хімічна формула. Розрахунки з хімічних формул. Знаходження найпростішої та істинної формул. Хімічні рівняння реакцій. Обчислення кількісного складу хімічних сполук. Найпростіші та істинні формули хімічних сполук. Закон кратних відношень. Хімічний еквівалент. Закон еквівалентів. Зв'язок між молярною масою еквівалента, валентністю і молярною масою. Визначення молярних мас еквівалента складних речовин.

Місце даної теми в курсі хімії середньої школи.

Завдання для самоконтролю

1. Що таке хімічна формула? Яка інформація про речовину в ній закладена? Які є типи хімічних формул?

2. У чому відмінність між найпростішою та істинною формулами? Які дані треба мати для знаходження істинної формули речовини?

3. Що таке структурна (графічна) формула? Чи для всіх речовин доцільно складати такі формули? У яких випадках структурні формули не відображають дійсної будови речовини? Відповідь обґрунтуйте.

4. Що таке формульна маса і формульна одиниця? Для заміни яких понять та в яких випадках вони вживаються? Чим викликана необхідність такої заміни?

5. Що таке універсальна стала та який її фізичний зміст? Наведіть її численні значення, вказавши розмірності.

6. Які умови для газоподібного стану речовини називають нормальними?

7. У скільки разів збільшиться об'єм води при переході її з рідкого стану в газоподібний при нормальних умовах?

8. У двох однакових балонах містяться рівні маси водню та кисню за однаковими температурами. У якому балоні тиск більший та у скільки разів?

9. У чому відмінність між абсолютною та відносною густиною газу? Чи можна, знаючи одну з величин, розрахувати іншу? Якщо так, то яким чином?

10. Під час прожарювання 3,31 г нітрату двовалентного елемента виділилося 0,56 л суміші нітроген (IV) оксиду та кисню за нормальних умов. Нітрат якого елемента брали для досліду?

11. Під час спалювання 3,3 г хлоровмісної органічної речовини отримано 1,493 л карбон (IV) оксиду за нормальних умов та 1,2 г води. Після перетворення всього хлору в аргентум хлорид отримано 9,56 г його. Пара цієї речовини в 3,414 рази важче за повітря. Визначте істинну формулу речовини.

12. Сполука Бору з Гідрогеном містить (за масою) 21,9 % Гідрогену. Зразок її масою 2 г при тиску 98,5 кПа та температурі 25⁰С займає об'єм 1,814 л. Визначте істинну формулу сполуки.

13. Із скількох атомів складається молекули сірки при певній температурі, якщо 250 мл її парів за нормальних умов мають масу 2,857 г.

14. Що таке молярна маса еквівалента речовини? Сталими чи змінними є ці характеристики для конкретної речовини? Відповідь обґрунтуйте, наведіть приклади.

15. Визначте молярну масу еквівалента мангану в реакції з киснем, якщо утворюється: а) MnO_2 б) Mn_3O_4 .

16. Чому дорівнює молярна маса еквівалента води при її взаємодії: а) з натрій оксидом; б) з натрієм? Відповідь обґрунтуйте.

17. Залізо утворює оксиди, які містять: перший – 77,78 %, другий – 70,00 % Ферума. Визначте молярні маси еквівалентів ферума в першому і другому оксидах. Знайдіть співвідношення між отриманими величинами.

18. При пропусканні сірководню крізь розчин, який містить 5,21 г калій сульфату утворилося 3,51 г його сульфіді. Визначте молярну масу еквівалента металу. Який це метал?

19. 0,350 г металу витіснили з кислоти 209 мл водню, який зібрани над водою при $20^{\circ}C$ і 104,3 кПа. Тиск насиченої водяної пари при цій температурі становить 2,32 кПа. Визначте молярну масу еквівалента металу.

20. На відновлення 0,76 г оксиду металу витрачено 336 мл водню (н. у.). Визначте молярні маси еквівалентів металу і його оксиду.

21. На нейтралізацію 0,110 г фосфорноватистої кислоти (H_3PO_2) витрачено 0,067 г натрій гідроксиду. Визначте основність кислоти.

22. Розчини, що містили по 10 г барій хлориду та натрій сульфату змішали. Яка сполука та якою масою була у надлишку?

23. Вуглекислий газ, що добули при повному термічному розпаді 4,2 г магній карбонату, був поглинутий

розчином, що містив 2,4 г натрій гідроксиду. Визначте солі – продукти перетворення та обчисліть їхні маси.

24. Після прожарювання 8 г суміші кальцій карбонату та барій карбонату утворився залишок оксидів масою 5 г Якою була масова частка кальцій карбонату у вихідній суміші?

25. Розчинність хлороводню при $0^{\circ}C$ становить приблизно 82 г на 100 г води. Яка кількість речовини води припадає на 1 моль хлороводню у цьому розчині?

26. До 100 мл суміші ацетилену, карбон (IV) оксиду, азоту додали 200 мл кисню. Після закінчення реакції об'єм суміші складає 210 мл. Після пропускання суміші продуктів реакції крізь розчин натрій гідроксиду її об'єм зменшився до 60 мл. Знайдіть склад вихідної газової суміші.

27. Об'єм озонного кисню внаслідок повного розчинення озону збільшився на 4,8 %. Яка об'ємна частка озону міститься в озонованому кисні?

28. Визначте об'ємну частку водню в суміші його з надлишком кисню, якщо 60 мл суміші після спалювання водню мають об'єм 24 мл?

29. Суміш, що подається в контактний апарат має у об'ємних частках такий склад: сульфур (IV) оксиду – 9 %, кисню – 12 %, азоту – 79 %. Вихід сульфур (VI) оксиду від теоретичного складає 97 %. Які гази виходять з контактного апарата та який їх об'єм? Розрахунок вести на 1 л початкової суміші.

30. На спалювання 300 мл пари горючої речовини витрачено 900 мл кисню. При цьому утворилося 300 мл вуглекислого газу та 600 мл сульфур (IV) оксиду. Визначте формулу речовини.

31. У балоні місткістю 10 л знаходиться суміш азоту та кисню під тиском 1 МПа. Визначте тиск кисню до

змішування, якщо об'єми газів становили по 5 л, а тиск азоту дорівнював 650 кПа.

32. Оцініть точність визначення відносних атомних мас за питомою теплоємністю простих речовин. Які додаткові дані ще треба мати, щоб отримати точні значення відносних атомних мас?

33. При окисленні 1,51 г металу утворилося 1,88 г оксиду. Питома теплоємність металу дорівнює 0,388 Дж/г·К. Яка відносна атомна маса металічного елемента?

ОСНОВНА ЛІТЕРАТУРА

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк. 1988.
2. Мартыненко Л.И., Спицын В.И. Избранные главы неорганической химии. – М.: МГУ, 1988.
3. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравела, 2003.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища шк., 1988.
5. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. – М.: МГУ, 1991.
6. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Иванов С.В. Загальна та неорганічна хімія (у двох частинах). – К.: Педагогічна преса, 2000.

ДОДАТКОВА ЛІТЕРАТУРА

1. Зайцев О.С. Общая химия. – М.: Химия, 1990.
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. – М.: Химия, 1981.

3. Николаев Л.А. Теоретическая химия. – М.: Высш. шк., 1984.
4. Общая и неорганическая химия. Теоретические основы химии. Учебник для вузов в 2-х томах. Под ред. Воробьева А.Ф. – М.: ИКЦ "Академ-книга", 2004.

Виконати наступну практичну роботу

1. Визначення молярної маси карбон (IV) оксиду. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. – М., 1991 – Р. IV, оп. I.
2. Визначення молярної маси еквівалента магнію методом витіснення. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. – М., 1991 – Р. III, оп. 2.

Тема 3: Будова атома

Вивчити наступні теоретичні питання

Первісні уявлення про складність структури атома. Експериментальне обґрунтування уявлень про атом як складну систему. Модель атома Томсона. Досліди Резерфорда по розсіюванню частинок. Планетарна модель атома.

Початок квантової механіки. Корпускулярно-хвильовий дуалізм випромінювання. Рівняння Планка. Спектри атомів. Теорія атома водню по Бору. Пояснення спектру атома водню. Корпускулярно-хвильовий дуалізм частинок. Рівняння де Бройля.

Два методи хвильової механіки: метод Гейзенберга (принцип невизначеності) і метод Шеріндерга. Хвильова функція. її фізичний зміст.

Квантово-механічна модель атома водню. Квантові числа як параметри, що визначають хвильову функцію. Головне (n), орбітальне (l), магнітне (m_l) квантові числа. Квантування енергії електрона. Атомні орбіталі. Вигляд атомних s -, p -, d -, f - орбіталей. Основний і збуджений стан атома. Вироджені стани. Власний кутовий і магнітний моменти електрона та спінове квантове число (m_s).

Багатоелектронні атоми. Форми атомних орбіталей в складних атомах, вплив на них величини заряду атома і кількості електронів. Три принципа заповнення орбіталей в атомах: принцип найменшої енергії, принцип Паулі, правило Гунда. порядок заповнення атомних орбіталей. Ємність електронних підшарів і шарів. Електронні формули. Символічна і графічна форми запису електронних формул.

Атомне ядро. Елементарні частинки, їх основні характеристики. Ядро атома як динамічна система протонів і нейтронів. Теорія Д.Д.Іваненко та Є.М. Гапона.

Стійкі та нестійкі атомні ядра. Радіоактивний розпад ядер. Ядерні реакції. "Мічені" атоми та їх застосування.

Місце даної теми в курсі хімії середньої школи.

Завдання для самоконтролю

1. Який набір квантових чисел потрібний для описання стану електрона в атомі?

2. У чому полягає відмінність понять «електронна орбіталь» та «електронна орбіта»? Яке з цих понять використовують у квантовій механіці й чому?

3. Що мається на увазі під поняттям «гранична поверхня»? Як пов'язане це поняття з поняттям «атомна орбіталь»?

4. Які енергетичні стани називаються виродженими? Як можна зняти виродженість атомних орбіталей?

5. Яким набором квантових чисел n і l описується $5f$ -орбіталь?

6. Як можна обґрунтувати правило, що ємність електронного шару становить $N = 2n^2$?

7. Укажіть можливі та неможливі електронні конфігурації: $1s^2$; $3p^6$; $2f^1$; $3d^5$; $4f^{16}$; $5s^1$; $2d^3$. Відповідь обґрунтуйте.

8. Як змінюється екрануюча дія електронів у ряду $ns - np - nd - nf$ та з чим це пов'язано?

9. Напишіть електронні формули елементів з порядковими номерами 15, 23. У яких періодах розташовані ці елементи?

10. У чому полягає відмінність електронної будови в нормальному та збудженому станах? Покажіть це на прикладі атомів Карбону, Сульфуру та Броду.

11. Чим відрізняється електронна будова атома від електронної будови відповідних іонів? Поясніть це на прикладах: $Sn - Sn^{2+} - Sn^{4+}$; $S - S^{2-}$.

ОСНОВНА ЛІТЕРАТУРА

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк. 1988.
2. Мартыненко Л.И., Спицын В.И. Избранные главы неорганической химии. – М.: МГУ, 1988.
3. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.И. Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравела, 2003.

4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища шк., 1988.
5. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. – М.: МГУ, 1991.
6. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Иванов С.В. Загальна та неорганічна хімія (у двох частинах).- К.: Педагогічна преса, 2000.

ДОДАТКОВА ЛІТЕРАТУРА

1. Зайцев О.С. Общая химия. – М.: Химия, 1990.
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. – М.: Химия, 1981.
3. Николаев Л.А. Теоретическая химия. – М.: Высш. шк., 1984.
4. Общая и неорганическая химия. Теоретические основы химии. Учебник для вузов в 2-х томах. Под ред. Воробьева А.Ф. – М.: ИКЦ "Академ-книга", 2004.

Тема 4: Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва

Вивчити наступні теоретичні питання

Перші спроби класифікації хімічних елементів. Основні принципи класифікації, їх недоліки. Відсутність єдиного теоретичного підходу.

Відкриття періодичного закону і принцип побудови системи елементів. Використання Д.І. Менделєєвим методу інтерполяції для виправлення атомних мас і передбачення властивостей ще не відкритих елементів. Експериментальне підтвердження теоретичних передбачень Д.І. Менделєєва. Питання, поставлені періодичним законом

і періодичною системою. Їх вирішення з позиції уявлень про атом як складну систему. Закон Мозлі. Сучасне формулювання періодичного закону.

Періодична система як звичайна система елементів. Довга та коротка форми періодичної системи. Період, група, підгрупа.

Зв'язок між номерами періоду, групи періодичної системи і електронною будовою атома. Особливості електронних конфігурацій атомів елементів головних і побочних підгруп. Визначення електронної конфігурації атома по положенню елемента в періодичній системі.

Зв'язок хімічних властивостей елементів з їх положенням у періодичній системі. Зміна величин орбітальних радіусів, енергії іонізації, спорідненість до електрона, відносної електронегативності атомів з ростом зарядів їх ядер.

Життя, наукова і педагогічна діяльність Д.І. Менделєєва.

Значення відкриття періодичного закону в розвитку науки і затвердження діалектико-матеріалістичного світогляду. Роль відкриття періодичного закону в розробці системи хімічних елементів: визначення перспектив її розширення за рахунок синтезу надважких елементів. Використання для розробки теорії будови атома. Розкриття в періодичній системі загального взаємозв'язку між хімічними елементами.

Місце даної теми в курсі хімії середньої школи.

Завдання для самоконтролю

1. При якій кількості електронів на енергетичному підрівні він буде найстійкішим? Як виявляється стійкість таких підрівнів при заповненні енергетичних рівнів в атомах?

2. Чому у Хрому на 4s-підрівні знаходиться один електрон, а в сусідніх з ним елементів Ванадію і Мангану – по два електрона?

3. Напишіть електронну будову атомів з порядковими номерами 112 та 114. З якими відомими елементами вони повинні мати подібні властивості?

4. Визначте, де у періодичної системи розміщені елементи, що мають конфігурацію валентних електронних рівнів: $3d^3 4s^2$; $5s^2 p^2$; $6s^1$. Які порядкові номери вони мають?

5. Які елементи називаються електронними аналогами? Покажіть відмінність між повними та неповними електронними аналогами.

6. Чи є атоми Фосфору та Арсену, Сульфуру та Селену повними електронними аналогами і чому?

7. Поясніть суть явища вторинної періодичності.

8. Чим зумовлюється і в чому виявляється вторинна періодичність?

9. Який зміст вкладається у поняття «d-стиснення»? Атом якого елемента – Калію чи Міді має більший радіус?

10. Поясніть суть терміну лантаноїдне стиснення. Як воно впливає на властивості елементів, що розташовані після Лютецію?

11. Поясніть, чому металічні властивості калію виявляються сильніше, ніж у цинку?

12. Які іони мають таку саму електронну будову, як і атом Неону? Які їх розміри порівняно з атомом Неону?

13. Скільки елементів повинно міститися в 7 періоді після повного його завершення? Який порядковий номер повинен мати елемент, що буде завершувати цей період?

14. Поясніть нерівномірність зміни значень першого потенціалу іонізації для елементів 3 періоду.

15. Як пояснити велику різницю між значеннями першого та другого потенціалів іонізації атома Натрію? Чи

буде така різниця між першим та другим потенціалом іонізації для атома Магнію?

16. Що таке коефіцієнт екранування, повний та ефективний заряд ядра? У якому співвідношенні вони знаходяться один до одного?

17. Як ефект проникнення впливає на величину потенціалу іонізації?

18. Чому для атомів лужних металів величина спорідненості до електрона позитивна, а для атомів лужноземельних металів – негативна?

19. У яких випадках доцільно використовувати поняття «електронегативність»? Чи існує зв'язок між потенціалами іонізації та енергією спорідненості до електрона та електронегативністю?

20. Який елемент має найбільше значення електронегативності? Як пояснити те, що цей елемент не має максимальної енергії спорідненості до електрона?

21. У чому виявляється подібність елементів, що розташовані в періодичній таблиці по вертикалі, горизонталі? Чим пояснити таку подібність?

ОСНОВНА ЛІТЕРАТУРА

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк. 1988.
2. Мартыненко Л.И., Спицын В.И. Избранные главы неорганической химии. – М.: МГУ, 1988.
3. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравела, 2003.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища шк., 1988.
5. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. – М.: МГУ, 1991.

6. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Иванов С.В. Загальна та неорганічна хімія (у двох частинах). – К.: Педагогічна преса, 2000.

ДОДАТКОВА ЛІТЕРАТУРА

1. Зайцев О.С. Общая химия. – М.: Химия, 1990.
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. – М.: Химия, 1981.
3. Николаев Л.А. Теоретическая химия. – М.: Высш. шк., 1984.
4. Общая и неорганическая химия. Теоретические основы химии. Учебник для вузов в 2-х томах. Под ред. Воробьева А.Ф. – М.: ИКЦ "Академ-книга", 2004.

Тема 5: Хімічний зв'язок

Вивчити наступні теоретичні питання

Основні стадії розвитку уявлення про хімічний зв'язок. Основні типи хімічного зв'язку, єдність їх природи. Параметри хімічного зв'язку: довжина, енергія, направленість, ступінь полярності (іонності), поляризуємість зв'язку.

Основні типи хімічного зв'язку .

Ковалентний зв'язок. Квантовомеханічні методи вивчення хімічного зв'язку: (метод валентних зв'язків і метод молекулярних орбіталей). Метод ВЗ, фізична ідея методу. Утворення зв'язку за рахунок узагальнення неспарених електронів і по донорно-акцепторному механізму. Валентні можливості атомів, максимальна

ковалентність. Способи перекриття атомних орбіталей (σ -, π -, δ - зв'язки). Кратність зв'язку.

Найважливіші властивості ковалентного зв'язку. Направленість і насичуваність, валентні кути.

Теорія гібридизації атомних орбіталей (АО). Типи гібридизації та стереохімія молекул. Поняття про делокалізовані зв'язки.

Метод МО. Фізична ідея методу. σ - і π - МО як лінійна комбінація s- і p- АО. Властивості молекулярних орбіталей. Зв'язуючі і розпушувальні МО. Енергетичні діаграми й електронні формули молекул. Порядок зв'язку.

Залежність кратності, міцності та довжини зв'язку, а також магнітних властивостей від послідовності заповнення МО в цих молекулах. Пояснення парамагнетизму кисню. Гомонуклеарні молекули, які утворені елементами 1 і 2 періодів. Гетеронуклеарні двоатомні молекули, які утворені елементами 2 періоду: карбон (IV) оксид, нітроген (II) оксид.

Порівняння МВЗ і ММО. Полярність молекул. Електричний дипольний момент зв'язку і молекули в цілому. Ефективний заряд. Валентність і ступінь окиснення. Поляризуємість ковалентного зв'язку.

Іонний зв'язок.

Найважливіші властивості іонного зв'язку: ненаправленість, ненасичуваність. Енергія іонного зв'язку. Енергія кристалічної решітки, характер зміни її у сполук елементів однієї підгрупи, одного періоду. Типи іонів. Класифікація елементарних іонів. Поляризація іонного зв'язку, залежність її від природи катіона та аніона (правила Фаянса). Вплив поляризації на властивості речовин з іонним типом зв'язку. Розчинність, гомо- і гетеролітичний розпад, кольоровість. Класифікація молекул по розподіленню електронної густини.

Водневий зв'язок. Міжмолекулярний і внутрішньомолекулярний. Вплив водневого зв'язку на властивості речовин.

Металевий зв'язок. Особливості електронної будови атомів елементів, які здатні до утворення металевого зв'язку.

Міжмолекулярні сили: орієнтаційна, індукційна, дисперсійна взаємодія. Залежність властивостей речовин від типу молекул і характеру міжмолекулярних сил. Агрегатний стан речовини. Типи кристалічних решіток. Атомна, молекулярна, іонна і металічна структура тіл. Вплив структури речовини на її властивості.

Місце даної теми в курсі хімії середньої школи.

Завдання для самоконтролю

1. Чим відрізняються поняття «ступінь окиснення та валентність»? Як визначити ці величини? Наведіть приклади.

2. Визначте ступінь окиснення та валентність нітрогену в сполуках: HNO_3 , HNO_2 , N_2 , N_2H_4 , NH_2OH , N_2O_5 .

3. Дипольний момент молекули CO_2 дорівнює нулю, а молекули SO_2 – $5.4 \cdot 10^{-30}$ Кл·м. Як це пояснити?

4. Чому атом Сульфуру здатний утворювати зв'язок з шістьма атомами Флуору (SF_6), а атом Оксигену – лише з двома (OF_2)?

5. Поясніть, чому існує молекула SF_6 , але не існує молекула SH_6 ?

6. Покажіть, які типи гібридних орбіталей можливі при наявності в атомах електронів на d-, s-, p- орбіталах. Яка геометрична конфігурація молекул можлива для кожного з цих випадків? Наведіть приклади.

7. Чому для атомів Фосфору, Сульфуру та Хлору максимальна ступінь окиснення збігається з номером

групи, а для атомів Нітрогену, Оксигену та Флуору вона менша за номер групи?

8. Поясніть, чому молекули BF_3 та NH_3 мають різні (які саме) форми?

9. Поясніть, чому в ряду $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se} - \text{H}_2\text{Te}$, валентний кут $\text{M} - \text{E} - \text{H}$ поступово наближається до прямого?

10. Як і чому змінюється геометрична конфігурація часточок при перетворенні від BF_3 до $[\text{BF}_4]^-$, та від NH_3 до NH_4^+ ?

11. Поясніть з точки зору ММО та МВЗ, чому енергія зв'язку в молекулі H_2 більша, ніж у молекулі Li_2 ?

12. Поясніть причину зменшення довжини та збільшення енергії зв'язку зі збільшенням його кратності.

13. У якій молекулі треба очікувати більшу енергію зв'язку: N_2 чи NO і чому?

14. Використовуючи можливості методу ВЗ, збудуйте молекули PF_3 та COCl_2 . Які засоби перекривання АО мають місце при утворенні цих молекул, яка їх геометрична конфігурація?

15. Чому не може існувати молекула He_2 , але можливе існування молекулярного іона He_2^+ ?

16. Чому молекула O_2 парамагнітна в основному стані?

17. Чим відрізняються діаграми молекулярних орбіталей молекул CO і N_2 ?

18. Поясніть, чому вилучення одного електрона зменшує міцність зв'язку в молекулі N_2 , але збільшує її в молекулах O_2 та F_2 ?

19. Чому елементи, які мають високий ступінь окиснення, не утворюють іонних сполук?

20. Як змінюється поляризуюча дія іонів: Ca^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} ? Відповідь обґрунтуйте.

21. Як змінюється поляризованість іонів: F^- , Cl^- , Br^- , I^- ? Відповідь обґрунтуйте.

22. Чому у водному розчині $CaCl_2$ практично повністю дисоціює на іони, а $HgCl_2$ – практично не дисоціює?

23. Чому аргентум фторид добре розчинний у воді, а аргентум хлорид – практично нерозчинний?

24. Як пояснити зміну забарвлення в ряду аргентум фторид – аргентум йодид?

25. Чому натрій та калій гідроксиди плавляться без розкладання, а аргентум (I) та купрум (I) гідроксиди – нестійкі при кімнатній температурі?

26. Як змінюється характер хімічного зв'язку в ряду $NaCl$, $MgCl_2$, $AlCl_3$, $SiCl_4$, PCl_5 , SCl_2 ? Відповідь обґрунтуйте.

27. Як пояснити, що температура кипіння води значно вища за температуру кипіння фтороводню, хоч дипольний момент молекули води менший, ніж у молекули фтороводню.

ОСНОВНА ЛІТЕРАТУРА

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк. 1988.
2. Мартыненко Л.И., Спицын В.И. Избранные главы неорганической химии. – М.: МГУ, 1988.
3. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравела, 2003.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища шк., 1988.
5. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. – М.: МГУ, 1991.

6. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Иванов С.В. Загальна та неорганічна хімія (у двох частинах). – К.: Педагогічна преса, 2000.

ДОДАТКОВА ЛІТЕРАТУРА

1. Зайцев О.С. Общая химия. – М.: Химия, 1990.
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. – М.: Химия, 1981.
3. Николаев Л.А. Теоретическая химия. – М.: Высш. шк., 1984.
4. Общая и неорганическая химия. Теоретические основы химии. Учебник для вузов в 2-х томах. Под ред. Воробьева А.Ф. – М.: ИКЦ "Академ-книга", 2004.

Тема 6: Енергетика і направленість хімічних процесів

Вивчити наступні теоретичні питання

Теплові ефекти хімічних реакцій. Теплоти утворення хімічних сполук. Закон Гесса. Внутрішня енергія системи. Ентальпія. Поняття про ентропію. Ізобарно-ізотермічний потенціал (енергія Гіббса).

Вплив ентальпійного і ентропійного факторів на направленість процесу при різних умовах. Виконання табличних значень стандартних ентальпій та стандартних ізобарно-ізотермічних потенціалів утворення вихідних та одержаних речовин з метою оцінки можливості перебігу хімічних реакцій.

Завдання для самоконтролю

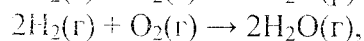
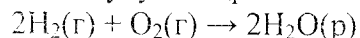
1. Поясніть, чому хімічні реакції відбуваються, як правило, з виділенням або поглинанням теплоти?

2. Що таке ентальпія? У чому подібність та відмінність між зміною ентальпії під час реакції та тепловим ефектом реакції?

3. Які умови в термохімії та термодинаміці прийнято за стандартні? Який стан речовини вважають стандартним? Чим викликана необхідність введення стандартних умов та стандартного стану?

4. Яка кількість теплоти виділиться при вибуху 1 л водню та 2 л хлору, взятих за нормальних умов, якщо теплота утворення хлороводню становить $-91,8$ кДж/моль?

5. Чи будуть відрізнятися теплові ефекти реакцій



здійснених за однакових умов? Якщо так, то як саме? Відповідь обґрунтуйте.

6. Амоній нітрат при нагріванні може розкладатися за такими схемами:



Яка реакція є більш екзотермічною? Дайте обґрунтовану відповідь, не проводячи розрахунків.

7. За однакових умов спалили рівні об'єми метану та етилену (з утворенням рідкої води). У якому випадку виділиться більше теплоти? Дайте відповідь не проводячи розрахунків, а зіставляючи відповідні термохімічні характеристики речовин.

8. Теплові ефекти реакції нейтралізації соляної кислоти гідроксидами літію, натрію чи калію практично однакові? Як це можна пояснити? Чи буде таким саме тепловий ефект реакції натрій гідроксиду з оцтовою та азотною кислотами і чому?

9. Визначте тепловий ефект реакції термічного розкладання амоній дихромату, якщо теплота утворення цієї солі дорівнює 1800 кДж/моль. Вважайте, що при такій реакції вода виділяється у газоподібному стані.

ОСНОВНА ЛІТЕРАТУРА

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк. 1988.
2. Мартыненко Л.И., Спицын В.И. Избранные главы неорганической химии. – М.: МГУ, 1988.
3. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравела, 2003.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища шк., 1988.
5. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. – М.: МГУ, 1991.
6. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Иванов С.В. Загальна та неорганічна хімія (у двох частинах). – К.: Педагогічна преса, 2000.

ДОДАТКОВА ЛІТЕРАТУРА

1. Зайцев О.С. Общая химия. – М.: Химия, 1990.
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. – М.: Химия, 1981.
3. Николаев Л.А. Теоретическая химия. – М.: Высш. шк., 1984.
4. Общая и неорганическая химия. Теоретические основы химии. Учебник для вузов в 2-х томах. Под ред. Воробьева А.Ф. – М.: ИКЦ "Академ-книга", 2004.

Тема 7: Кінетика хімічних процесів. Швидкість хімічних реакцій

Вивчити наступні теоретичні питання

Предмет хімічної кінетики. Умови взаємодії речовин. Поняття про активні молекули та енергію активації. Особливості реакцій у гомогенних і гетерогенних системах. Молекулярність і порядок реакції.

Швидкість хімічної реакції, її кількісне вираження. Середня та істинна швидкість.

Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції:

природа реагуючих речовин, зовнішні умови (ті, що визначають загальну кількість зіткнень: концентрація, тиск; ті, що визначають кількість ефективних зіткнень: температура, каталізатор).

Закон діючих мас, його вираження для гомогенних і гетерогенних процесів. Константа швидкості реакції та її фізичний зміст. Роботи М.М. Бекетова.

Залежність швидкості реакції від температури. Температурний коефіцієнт реакції.

Поняття про ланцюгові реакції. Роботи М.М.Семенова. Каталіз. Види каталітичних реакцій (позитивний, негативний, гомогенний, гетерогенний каталіз, автокаталіз). Поняття про механізм каталітичної дії. Особливості ферментів як каталізаторів.

Вплив фактора поверхні на швидкість хімічної реакції в гетерогенній системі.

Місце даної теми в курсі хімії середньої школи.

Завдання для самоконтролю

1. Які умови перебігу хімічної реакції?

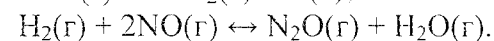
2. Збільшується, зменшується чи залишається постійною з часом швидкість:

а) гомогенної реакції; б) гетерогенної реакції? Відповідь обґрунтуйте.

3. Однакові чи різні значення констант швидкості прямої та зворотної реакції? Відповідь обґрунтуйте.

4. Що називається порядком та молекулярністю реакції? У яких випадках порядок і молекулярність реакції збігаються за величиною, а в яких відмінні одне від одного? Чи можуть вони дорівнювати нулю або набувати дробового значення?

5. Напишіть вирази кінетичного рівняння для таких реакцій:



6. У скільки разів треба підвищити тиск у газовій суміші, щоб швидкість реакції $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ збільшилась у 27 разів?

7. У скільки разів слід збільшити концентрацію кисню, щоб при зменшенні концентрації сірчастого газу втричі швидкість реакції утворення сірчаного ангідриду залишилася незмінною?

8. Через деякий час після початку реакції водню з паром йоду концентрації водню, йоду та йодоводню відповідно становили 0,49; 0,24 та 0,10 моль/л. Визначте концентрації речовин у той момент, коли концентрація водню стане меншою за вказану на 0,12 моль/л.

9. Які причини збільшення швидкості реакції з підвищенням температури? Що таке температурний коефіцієнт швидкості реакції? Дайте визначення енергії активації.

10. Дві реакції відбуваються при 20°C з однаковою швидкістю. Яке буде співвідношення швидкостей цих

реакцій при 70°C , якщо температурний коефіцієнт швидкості однієї з них дорівнює 2, іншої – 3?

11. На скільки градусів слід підвищити температуру, щоб швидкість реакції збільшилася у 40 разів, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 4?

12. Два реагенти змішали у стехіометричному відношенні. Через 10 хвилин після початку реакції, що відбувається при 200°C , кожна з речовин прореагувала наполовину. Скільки треба часу, щоб досягти такого самого ступеня перетворення при 80°C , якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3?

ОСНОВНА ЛІТЕРАТУРА

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк. 1988.
2. Мартыненко Л.И., Спицын В.И. Избранные главы неорганической химии. – М.: МГУ, 1988.
3. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравела, 2003.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища шк., 1988.
5. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. – М.: МГУ, 1991.
6. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Иванов С.В. Загальна та неорганічна хімія (у двох частинах). – К.: Педагогічна преса, 2000.

ДОДАТКОВА ЛІТЕРАТУРА

1. Зайцев О.С. Общая химия. – М.: Химия, 1990.
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. – М.: Химия, 1981.

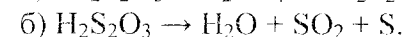
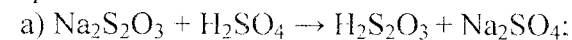
3. Николаев Л.А. Теоретическая химия. – М.: Высш. шк., 1984.
4. Общая и неорганическая химия. Теоретические основы химии. Учебник для вузов в 2-х томах. Под ред. Воробьева А.Ф. – М.: ИКЦ "Академ-книга", 2004.

Виконати наступну практичну роботу

1. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин.

Методика виконня роботи:

При реакції між сульфатною кислотою і натрій тіосульфатом



нерозчинна сірка виділяється у вигляді муті. Час від початку реакції до появи перших слідів муті залежить від концентрації реагуючих речовин і температури.

Налити в пробірку 3-4 мл розчину натрій тіосульфату і рівний об'єм сульфатної кислоти, збовтати розчин і спостерігати ледь помітну появу муті.

В чотири пронумеровані пробірки налити вказану в таблиці кількість мілілітрів води та розчину натрій тіосульфату. В інші чотири пробірки відміряти по 6 мл розчину сульфатної кислоти.

Влити в пробірку № 1 відміряну кількість сульфатної кислоти, швидко перемішати та відрахувати за секундоміром час від моменту зливання до моменту появи муті. Швидкість реакції визначити як величину протилежно пропорційну часу ($v=1/t$).

№ пробірки	Об'єм (мл)		Концентрація $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ $A/(A+B)$	Час t, с	Швидкість реакції $v, 1/\text{с}$
	розчин $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (A)	H_2O (B)			
1.	6	0	1		
2.	4	2	2/3		
3.	3	3	1/2		
4.	2	4	1/3		

Зробити такі ж досліди з усіма іншими пробірками. Залежність між зміною концентрації розчину і швидкістю реакції відобразити графічно. Графік зручно будувати на міліметровому папері, на осі абсцис відкласти концентрацію, на осі ординат – швидкість реакції. Зручний масштаб: мінімальна концентрація – 3 см, максимальна швидкість – 8 см.

Якою лінією виражається ця залежність? Чи проходить вона через початок координат? Якщо так, то чому?

2. Залежність швидкості хімічної реакції від температури.

Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. – М., 1991. – Р. IX, оп. 3.

Тема 8: Хімічна рівновага

Вивчити наступні теоретичні питання

Зворотні та незворотні процеси. Умови зворотності та незворотності хімічних процесів. Стан хімічної рівноваги. Фізична сутність стану хімічної рівноваги. Застосування закону діючих мас до рівноважних систем. Константа хімічної рівноваги та її фізичний зміст. Порушення хімічної рівноваги в залежності від

різноманітних факторів. Принцип Ле-Шательє. Вплив каталізаторів на зворотні процеси. Значення вчення про швидкість реакції і хімічну рівновагу для керування хімічними процесами.

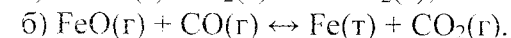
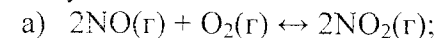
Місце даної теми в курсі хімії середньої школи.

Завдання для самоконтролю

1. Обґрунтуйте, чому числове значення константи хімічної рівноваги обумовлює глибину перебігу хімічної реакції.

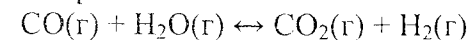
2. Чому каталізатор не впливає на тепловий ефект хімічної реакції і не викликає зміщення рівноваги?

3. Напишіть математичні вирази для констант рівноваги у кожній з наведених нижче реакційних систем:



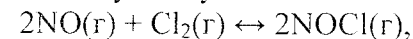
4. Константа рівноваги $2\text{AB}(\text{г}) \leftrightarrow \text{A}_2(\text{г}) + \text{B}_2(\text{г})$ при певній температурі дорівнює 4. Який ступінь термічного розкладання АВ у момент досягнення рівноваги за цих умов?

5. Вихідні концентрації карбон (VI) оксиду та водяної пари відповідно становлять 2 та 1 моль/л. Константа рівноваги



при 850°C дорівнює 1. Обчисліть рівноважні концентрації речовин.

6. Вихідні концентрації нітроген (II) оксиду та хлору відповідно дорівнюють 5 і 3 моль/л. Обчисліть тиск рівноважної суміші у системі



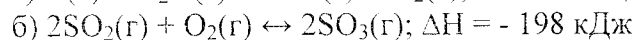
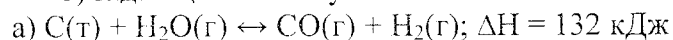
якщо до моменту досягнення рівноваги прореагувало 20% нітроген (VI) оксиду. Реакція відбувається у замкненому просторі.

7. У скільки разів більше порівняно із стехіометричною кількістю слід узяти водню, щоб перетворити 80% йоду на йодоводень, якщо константа рівноваги $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{г})$ при температурі 445°C дорівнює 50?

8. Рівновага $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ встановилася при концентраціях NO , O_2 та NO_2 відповідно 0,1; 0, 0,5 та 0,9 моль/л. Як зміниться швидкість прямої та зворотної реакції при збільшенні тиску вдвічі? Чи зміститься рівновага реакції? Виконайте необхідні розрахунки.

9. Чи впливає (якщо так, то як саме) на наведені нижче хімічні рівноваги: а) зниження температури;

б) підвищення тиску?



10. Чи зміститься хімічна рівновага (якщо так, то в який бік)

$\text{A}_2(\text{г}) + 2\text{B}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{AB}_2(\text{г})$, якщо тиск збільшити вдвічі й одночасно підвищити температуру на 20°C ? Температурні коефіцієнти швидкостей прямої та зворотної реакції відповідно дорівнюють 2 та 3. Екзотермічною чи ендотермічною є пряма реакція?

11. Як можна збільшити зміст NO_2 у рівноважній системі $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г}); \Delta\text{H}=23 \text{ кДж}$?

ОСНОВНА ЛІТЕРАТУРА

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк. 1988.
2. Мартыненко Л.И., Спицын В.И. Избранные главы неорганической химии. – М.: МГУ, 1988.
3. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравела, 2003.

4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища шк., 1988.
5. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. – М.: МГУ, 1991.
6. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Иванов С.В. Загальна та неорганічна хімія (у двох частинах). – К.: Педагогічна преса, 2000.

ДОДАТКОВА ЛІТЕРАТУРА

1. Зайцев О.С. Общая химия. – М.: Химия, 1990.
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. – М.: Химия, 1981.
3. Николаев Л.А. Теоретическая химия. – М.: Высш. шк., 1984.
4. Общая и неорганическая химия. Теоретические основы химии. Учебник для вузов в 2-х томах. Под ред. Воробьева А.Ф. – М.: ИКЦ "Академ-книга", 2004.

Виконати наступну практичну роботу

1. Зміщення хімічної рівноваги при зміні концентрації реагуючих речовин.
2. Вплив зміни температури на зміщення хімічної рівноваги.
Бабиц Л.В и др. Практикум по неорганической химии. – М., 1991 – Р. IX, оп. 5, 6.

Тема 9: Вода. Розчини. Концентрація розчинів

Вивчити наступні теоретичні питання

Склад і стереохімія молекул води. Асоціації молекул води. Аномалії води і їх пояснення. Хімічні властивості води. Роль води в біологічних процесах, промислове значення води, проблема чистої води.

Загальна характеристика дисперсних систем і їх класифікація. Розчини. Істинні розчини, класифікація істинних розчинів. Механізм процесу розчинення. Термодинаміка процесу розчинення. Зв'язок теплоти розчинення речовин з енергією кристалічної решітки і теплою гідратації молекул речовини чи продуктів її дисоціації. Роботи Д.І. Менделєєва по теорії розчинів.

Розчинність твердих речовин. Коефіцієнт розчинності. Насичений розчин як динамічна система. Пересичені розчини й умови їх стійкості. Кристалізація твердих речовин із розчинів. Кристалогідрати. Очистка речовин перекристалізацією з розчинів.

Розчинність газів. Коефіцієнт розчинності. Залежність розчинності газів від температури та парціального тиску. Закон Генрі і Дальтона.

Числові вираження складу розчину: масова частка розчиненої речовини, концентрація розчину. Способи вираження концентрації: молярна, молярна концентрація еквівалентів, моляльна. Розрахунки по приготуванню розчинів різноманітної концентрації. Методика приготування розчинів.

Місце даної теми в курсі хімії середньої школи.

1. Як пояснити схильність води до утворення асоціатів?
2. Відомо, що у водяної пари при температурі кипіння існують два види молекул води: мономер H_2O та невелика кількість димерів $(\text{H}_2\text{O})_2$. Визначте масову частку тих та інших молекул, якщо при 100°C відносна густина водяної пари за воднем дорівнює 9,32.

3. На підставі зміни ентальпії процесу $2\text{H}_2\text{O}(\text{p}) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r})$ оцініть можливість термічного розкладання води. Розрахуйте кількість енергії, яка необхідна для розкладання 1 кг води. Як впливає на процес розкладання води зміна температури? Відповідь обґрунтуйте.

4. Які процеси відбуваються при розчиненні? Виділіть серед них фізичні та хімічні явища. Наведіть приклади.

5. Які з перерахованих нижче властивостей води зумовлюють її високу розчинувальну здатність щодо багатьох неорганічних сполук: значний дипольний момент ($\mu(\text{H}_2\text{O}) = 6.13 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$); висока діелектрична проникність ($\epsilon(\text{H}_2\text{O}) = 81$); здатність її молекул брати участь в утворенні водневих (донорно-акцепторних) зв'язків; у іон - дипольний (диполь-дипольний) взаємодії; низька молярна маса; кутова будова молекули?

6. Як можна пояснити те, що водень, сірководень, хлороводень значно відрізняється один від одного за розчинністю?

7. Зіставте поняття насичений розчин та концентрований розчин. Чи може насичений розчин бути розбавленим, а ненасичений – концентрованим? Відповідь поясніть та наведіть приклади.

8. Чи впливає у загальному випадку агрегатний стан речовини на тепловий ефект її розчинення? Відповідь обґрунтуйте.

9. У рідині розчинили тверду речовину або іншу рідину. Чи можна стверджувати, що маса (об'єм) розчину, що утворився, дорівнює сумі мас (об'ємів) розчиненої речовини та розчинника? Відповіді обґрунтуйте, наведіть приклади.

10. У якій масі води слід розчинити 50 г мідного купоросу, щоб добути розчин із масовою часткою купрум (II) сульфату 0,1?

11. До 200 мл концентрованої соляної кислоти (масова частка хлороводню 0,36, густина розчину $1,18 \text{ г/см}^3$) долили 1 л води. Обчисліть масову частку хлороводню в добутому розчині.

12. У якому об'ємі розчину з масовою часткою купрум (II) сульфату 0,1 та густиною $1,05 \text{ г/см}^3$ слід розчинити 25 г мідного купоросу, щоб утворився розчин з масовою часткою солі 0,2?

13. У 240 мл води розчинили 50 л хлороводню за нормальних умов. Обчисліть масову частку хлороводню в добутому розчині, молярну концентрацію соляної кислоти.

14. Яка молярна концентрація та молярна концентрація еквівалентів розчину, приготовленого розчиненням $1,45 \text{ г Co(NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ у воді та доведеного до загального об'єму 200 мл?

15. Обчисліть молярну та молярну концентрацію еквівалентів розчину ортофосфатної кислоти з масовою часткою її 0,60, густина розчину $1,42 \text{ г/см}^3$.

16. До 800 мл розчину сульфатної кислоти з молярною концентрацією 0,5 моль/л долили 200 мл розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 0,3 ($\rho = 1,22 \text{ г/см}^3$). Чому дорівнює молярна концентрація еквівалентів

речовини у розчині? Зміною об'єму при змішуванні розчинів знехтуйте.

17. До 20 мл розчину аргентум нітрату з масовою часткою 0,1 ($\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$) долили 30 мл розчину кальцій хлориду з масовою часткою 0,08 ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$). Визначте масу осаду, який утворився. Яка сполука прореагувала неповністю? Скільки грамів її залишилось?

18. Для повної нейтралізації 1 г певної двоосновної кислоти витратили 111,1 мл розчину натрій гідроксиду з молярною концентрацією 0,2 моль/л. Обчисліть молярну масу кислоти.

19. До 50 мл розчину натрій карбонату долили надлишок розчину сульфатної кислоти. Виділилося 560 мл газу (за нормальних умов). Визначте молярну концентрацію еквівалентів натрій карбонату в розчині.

20. Який об'єм сульфур (IV) оксиду необхідно пропустити при 17°C і 98,0 кПа крізь 1,4 л розчину натрій гідроксиду з молярною концентрацією 2 моль/л для отримання кислій солі?

ОСНОВНА ЛІТЕРАТУРА

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк. 1988.
2. Мартыненко Л.И., Спицын В.И. Избранные главы неорганической химии. – М.: МГУ, 1988.
3. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравела, 2003.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища шк., 1988.
5. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. – М.: МГУ, 1991.

6. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Иванов С.В. Загальна та неорганічна хімія (у двох частинах). – К.: Педагогічна преса, 2000.

ДОДАТКОВА ЛІТЕРАТУРА

1. Зайцев О.С. Общая химия. – М.: Химия, 1990.
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. – М.: Химия, 1981.
3. Николаев Л.А. Теоретическая химия. – М.: Высш. шк., 1984.
4. Общая и неорганическая химия. Теоретические основы химии. Учебник для вузов в 2-х томах. Под ред. Воробьева А.Ф. – М.: ИКЦ "Академ-книга", 2004.

Виконати наступну практичну роботу

Приготувати розчин шляхом:

- 1) розчинення певної наважки твердої речовини;
- 2) розведенням концентрованого розчину.

Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. – М., 1991 – Р. XI оп. 1 (а, б), 2 (а, б).

Тема 10: Електролітична дисоціація

Частина 1

Вивчити наступні теоретичні питання

Види дисоціації. Поняття про електролітичну дисоціацію. Механізм розпаду на іони речовин з

різноманітним типом зв'язку: дисоціація речовин з іонною кристалічною решіткою, іонізація полярних молекул. Роль полярних молекул розчинника в процесі дисоціації речовин. Основні положення теорії електролітичної дисоціації. Роботи С. Арреніуса та І.А. Каблукова. Механізм гідратації катіонів та аніонів. Вплив на гідратацію розмірів та зарядів іонів. Утворення іонів гідроксонію.

Сильні та слабкі електроліти. Ступінь дисоціації, фактори, що впливають на ступінь дисоціації.

Зворотність процесу дисоціації слабких електролітів. Застосування закону діючих мас до процесу дисоціації слабких електролітів. Константа дисоціації. Фактори, що впливають на константу дисоціації. Ступінчата дисоціація.

Основний, кислотний та амфотерний тип дисоціації гідроксидів. Кислоти, основи, солі з точки зору теорії електролітичної дисоціації.

Протелітична теорія кислот і основ. Залежність типу дисоціації і сили гідроксидів від відносної полярності хімічних зв'язків.

Місце даної теми в курсі хімії середньої школи.

Виконати наступну практичну роботу

Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. - М., 1991 – Р. XII, оп. 2, 3 (а), 5 (б), 6.

Тема 10: Електролітична дисоціація

Частина 2

Вивчити наступні теоретичні питання

Рівновага в насичених розчинах. Добуток розчинності. Умови утворення і розчинення осадів. Порушення рівноваги в системі осад – розчин.

Виконати наступну практичну роботу

Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. - М., 1991 – Р. XII, оп. 3 (б); Р. XIII, оп. 5, 7, 8.

Тема 10: Електролітична дисоціація **Частина 3**

Вивчити наступні теоретичні питання

Істинний та уявний ступені дисоціації. Поняття про коефіцієнт активності, іонну силу розчину. Теорія сильних електролітів Дебая-Гюккеля.

Електролітична дисоціація води. Іонний добуток води. Вплив температури на процес дисоціації води. Концентрація водневих іонів у розчинах. Водневий показник. Значення сталості рН у хімічних та біологічних процесах.

Реакції в розчинах електролітів. Механізм перебігу реакції в розчинах електролітів. Спрямованість обмінних реакцій у розчинах електролітів. Правило Бертолле.

Завдання для самоконтролю

1. Які властивості розчинника та особливості будови його молекул впливають на можливість електролітичної дисоціації розчинених у ньому речовин?

2. Як пояснити різну електропровідність спиртового та водного розчинів однакової концентрації однієї й тієї самої солі? Який розчин має вищу електропровідність?

3. Співставте механізм появи іонів у розчині при розчинненні у воді натрій хлориду та хлороводню.

4. Як відбувається гідратація катіонів та аніонів? Які типи хімічного зв'язку реалізуються при утворенні іонних гідратів? Чи однакові за стійкістю катіонні та аніонні гідрати? Відповідь обґрунтуйте.

5. Складіть схеми електролітичної дисоціації кількох кислих, основних, подвійних, комплексних солей та дайте необхідні пояснення.

6. Чим відрізняються сильні та слабкі електроліти? Чи можна передбачити належність речовини до першої чи другої групи електролітів, знаючи її будову?

7. Як змінюється сила кислоти, якщо в молекулі оцтової кислоти атоми водню метильної групи заміщувати на атоми галогену?

8. У розчинах солей складу M^+A^- , $M^{2+}A_2^-$, M_2A^{2-} з однаковою молярною концентрацією уявний ступінь дисоціації найвищий для солей першого типу, а найнижчий – для солей останнього типу. Як це пояснити?

9. Чи однакові концентрації іонів водню в розчинах різних кислот однієї й тієї самої концентрації (молярної, молярної еквівалентів, у масових частках)? Наведіть приклади та дайте необхідні пояснення.

10. У скільки разів треба розбавити розчин слабого електроліту типу АВ, щоб ступінь дисоціації його збільшився вдвічі?

11. Чи можуть натрій сульфід (подібно до сірководню) або калій ортофосфат (подібно до ортофосфатної кислоти) дисоціювати ступінчасто? Відповідь обґрунтуйте.

12. У скільки разів треба збільшити чи зменшити концентрацію іонів гідрогену (гідроксиду), щоб рН розчину:

- збільшився на одиницю;
- зменшився на дві одиниці?

13. Маємо розчини з рН = 10 та рН = 6. У якому з них міститься більш іонів гідрогену (гідроксиду) та в скільки разів?

14. Обчисліть масу натрій гідроксиду, що міститься у 5 л розчину з рН = 11, вважаючи дисоціацію основи повною.

15. Змішали рівні об'єми соляної кислоти з рН = 1 та рН = 2. Обчисліть рН у добутому розчині.

16. Визначте рН розчину, добутого розчиненням 11,2 л аміаку за нормальних умов у 500 мл води. Густина розчину дорівнює 0,99 г/см³.

17. Розчин нітратної кислоти з рН = 2 змішали з рівним об'ємом розчину натрій гідроксиду з рН = 11. Визначте рН добутого розчину.

18. У розчин калій гідроксиду та аміаку добавили певну кількість амоній хлориду. Чи зміниться рН розчинів? Якщо так, то як саме?

19. Як зміниться рН, якщо до розчину оцтової кислоти з молярною концентрацією 0,01 моль/л додати рівний об'єм натрій ацетату тієї самої концентрації? Вважайте, що сіль протисоціювала повністю?

20. Розчинність плюмбум (II) фосфату дорівнює $1,3 \cdot 10^{-5}$ г у 100 г води. Визначте добуток розчинності цієї солі.

21. Скільки потрібно літрів води для розчинення 6,5 мг аргентум фосфату? $DP(Ag_3PO_4) = 1,8 \cdot 10^{-16}$.

22. У насиченому розчині якої сполуки – купрум (II) гідроксиду чи хром (III) гідроксиду міститься більше гідроксид іонів і в скільки разів? $DP(Cu(OH)_2) = 5,0 \cdot 10^{-19}$; $DP(Cr(OH)_3) = 6,3 \cdot 10^{-31}$.

23. Визначте рН насиченого розчину магній гідроксиду. $DP(Mg(OH)_2) = 5,5 \cdot 10^{-12}$.

24. Чи утвориться осад плюмбум (II) йодиду, якщо змішати 200 мл розчину плюмбум (II) нітрату з молярною концентрацією еквівалентів $2 \cdot 10^{-2}$ моль/л та 300 мл розчину калій йодиду з молярною концентрацією $1 \cdot 10^{-3}$ моль/л? $DP(PbI_2) = 8,7 \cdot 10^{-9}$.

25. Складіть рівняння реакцій у молекулярній та іонно – молекулярній формах:

- $Na_3PO_4 + Al(NO_3)_3 \rightarrow$
- $BaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow$
- $Fe(OH)_2NO_3 + HNO_3 \rightarrow$

26. Складіть по два молекулярних рівняння реакцій, що відповідають таким іонно – молекулярним рівням:

- $SiO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2SiO_3$
- $Fe(OH)_3 + 3H^+ \rightarrow Fe^{3+} + 3H_2O$

ОСНОВНА ЛІТЕРАТУРА

- Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк. 1988.
- Мартыненко Л.И., Спицын В.И. Избранные главы неорганической химии. – М.: МГУ, 1988.
- Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравела, 2003.
- Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища шк., 1988.
- Скопенко В.В., Григорьева В.В. Важнейшие классы неорганических соединений. – К.: Вища шк., 1983.
- Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. – М.: МГУ, 1991.
- Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Иванов С.В. Загальна та неорганічна хімія (у двох частинах). – К.: Педагогічна преса, 2000.

ДОДАТКОВА ЛІТЕРАТУРА

1. Зайцев О.С. Общая химия. – М.: Химия, 1990.
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. – М.: Химия, 1981.
3. Николаев Л.А. Теоретическая химия. – М.: Высш. шк., 1984.
4. Общая и неорганическая химия. Теоретические основы химии. Учебник для вузов в 2-х томах. Под ред. Воробьева А.Ф. – М.: ИКЦ "Академ-книга", 2004.

Виконати наступну практичну роботу

Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. – М., 1991– Р. XII. оп. 4,5 (а).

Тема 11: Гідроліз солей

Вивчити наступні теоретичні питання

Поняття про реакції гідролізу. Гідроліз солей, його механізм. Зворотний та незворотний гідроліз. Різноманітні випадки гідролізу солей. Реакція середовища у водних розчинах солей.

Ступінь і константа гідролізу. Пояснення механізму гідролізу з точки зору протолітичної теорії. Роль гідролізу

в біологічних, хімічних процесах. процесах вивітрювання мінералів гірських порід.

Місце даної теми в курсі хімії середньої школи.

Завдання для самоконтролю

1. Чи можна вважати, що нейтральне середовище розчину солі свідчить про відсутність її гідролізу? Відповідь обґрунтуйте.

2. Як переконатися, не проводячи розрахунків та вимірювань, що гідроліз таких солей, як натрій карбонат, цинк хлорид, калій сульфід, плюмбум (II) нітрат відбувається практично лише за першою стадією?

3. Складіть рівняння реакцій гідролізу (у молекулярній та іонно молекулярній формах) таких солей: магній сульфату, натрій силікату, амоній ортофосфату. Яку реакцію середовища мають розчини цих солей?

4. У розчинах яких солей гідроліз відбувається сильніше і чому: калій сульфід чи калій гідрогенсульфід; ферум (II) хлориду чи ферум (III) хлориду? Відповідь обґрунтуйте.

5. Чому при дії амоній хлориду на розчин натрій силікату виділяється газ та утворюється осад? Відповідь обґрунтуйте та напишіть рівняння реакцій.

6. Які фактори сприяють посиленню гідролізу солі і чому?

ОСНОВНА ЛІТЕРАТУРА

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк. 1988.
2. Мартыненко Л.И., Спицын В.И. Избранные главы неорганической химии. – М.: МГУ, 1988.

3. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравела, 2003.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища шк., 1988.
5. Скопенко В.В., Григорьева В.В. Важнейшие классы неорганических соединений. – К.: Вища шк., 1983.
6. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. – М.: МГУ, 1991.
7. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Иванов С.В. Загальна та неорганічна хімія (у двох частинах). – К.: Педагогічна преса, 2000.

ДОДАТКОВА ЛІТЕРАТУРА

5. Зайцев О.С. Общая химия. – М.: Химия, 1990.
6. Некрасов Б.В. Основы общей химии. – М.: Химия, 1981.
7. Николаев Л.А. Теоретическая химия. – М.: Высш. шк., 1984.
8. Общая и неорганическая химия. Теоретические основы химии. Учебник для вузов в 2-х томах. Под ред. Воробьева А.Ф. – М.: ИКЦ "Академ-книга", 2004.

Виконати наступу практичну роботу

Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. – М., 1991 – Р. XI, оп. 2,3,4,6 (б).

Тема 12: Основні класи неорганічних сполук

Вивчити наступні теоретичні питання

Класифікація складних речовин за функціональними ознаками.

Оксиди: класифікація, номенклатура, хімічні властивості, добування.

Основи: класифікація, номенклатура, хімічні властивості, добування.

Кислоти: класифікація, номенклатура, хімічні властивості, добування.

Солі: класифікація, номенклатура, хімічні властивості, добування.

Завдання для самоконтролю

1. Які з поданих нижче сполук належать до оксидів, а які – ні: BaO_2 ; NO_2 ; Mn_2O_7 ; ClO_2 ; KO_2 ; Fe_3O_4 ; CrO_5 ? Дайте аргументовану відповідь.

2. Як класифікують оксиди за їх хімічними властивостями? Наведіть приклади оксидів кожної з названих груп цих сполук.

3. Чи можна за місцем елемента в періодичній системі передбачити хімічну природу його оксидів? Наведіть приклади.

4. Наскільки правильні такі твердження:

а) всі кислотні оксиди є сполуками неметалів;

б) всі оксиди неметалів є кислотними оксидами.

5. Як змінюються хімічні властивості оксидів металів залежно від валентності останніх? Використайте для прикладів сполуки Хрому, Феруму, Мангану. Чи мають місце подібні чи інші зміни властивостей для оксидів неметалів? Якщо так, то які саме?

6. Як залежать кислотно-основні властивості оксидів від характеру хімічного зв'язку в сполуках і чому?

7. Які з поданих нижче оксидів можна використати в лабораторній практиці для осушування газів: купрум (II) оксид, кальцій оксид, сульфур (VI) оксид, фосфор (V) оксид, силіцій (IV) оксид, алюміній оксид? Відповідь обґрунтуйте.

8. Назвіть сполуки, при нагріванні яких можна добути оксиди: NaNO_3 , CaCO_3 , K_2CO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, CaSiO_3 . Складіть рівняння відповідних реакцій.

9. Напишіть рівняння реакцій, що ілюструють усі можливі способи добування оксидів сульфуру (VI), феруму (III), цинку, барію, фосфору (V).

10. Охарактеризуйте відношення різних основ до нагрівання. Які основи є термостійкими? Чому не вдається добути за допомогою реакцій обміну гідроксиди аргентуму та меркурію?

11. Які є способи добування основ? Проілюструйте їх для калій гідроксиду, бісмут (III) гідроксиду відповідними рівняннями реакцій.

12. З якими із поданих нижче речовин може реагувати водний розчин натрій гідроксиду: залізо, цинк, хлор, калій, гідрогенкарбонат, молібден (VI) оксид, барій оксид, кальцій карбонат, літій нітрат, плюмбум (II) гідроксид? Складіть рівняння відповідних реакцій.

13. Наведіть кілька прикладів амфотерних гідроксидів. Як дисоціюють ці сполуки? Напишіть рівняння реакцій, характеризуючи їх властивості.

14. Напишіть рівняння реакцій добування алюміній гідроксиду усіма можливими способами.

15. Чи правильне твердження, що основність кислоти визначається числом атомів Гідрогену в її молекулі?

16. За якою ознакою кислоти поділяють на кислоти-окисники та кислоти-неокисники? Чи можуть кислоти-неокисники виконувати в хімічних реакціях функцію окисників? Дайте визначення кислоти кожного типу.

17. Як реагують кислоти з металами? Від яких властивостей кислоти та металу залежить можливість та характер такого перетворення? Наведіть приклади відповідних реакцій та зробіть узагальнення. Як взаємодіють кислоти з неметалами?

18. У яких випадках сірчана та перхлоратна кислоти є кислотами-окисниками, а в яких кислотами-неокисниками? Напишіть рівняння всіх можливих реакцій цинку з названими кислотами. Запропонуйте своє пояснення залежності зміни взаємодії, наприклад, сірчаної кислоти з металами від умов.

19. Які кислоти називаються орто- та метакислотними? Наведіть приклади. Як із метакислоти добути ортокислоту та здійснити зворотне перетворення?

20. У яких випадках можливі реакції обміну між солями та кислотами:

а) у водному розчині;

б) коли немає води (між твердою сіллю та чистою кислотою або її концентрованим розчином)?

Наведіть приклади.

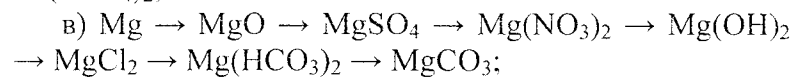
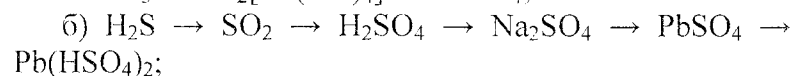
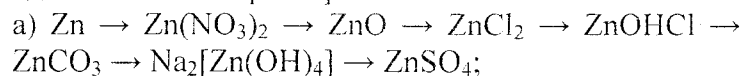
21. З якими з поданих нижче речовин реагує розбавлена або концентрована сульфатна кислота: залізо, хлор, сульфур (VI) оксид, нагрій сульфат, калій хлорид, гідросокупрум (II) нітрат, амоній гідрогенкарбонат? Складіть рівняння відповідних реакцій.

22. Назвіть та охарактеризуйте найважливіші способи добування кислот. Які з них можна використовувати для добування соляної, сульфітної та ортофосфатної кислот? Напишіть рівняння відповідних реакцій та вкажіть умови, за яких вони відбуваються.

23. Які із поданих нижче солей є кислими: KHS , NaHF_2 , MgHPO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Cr}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$, NaH_2PO_2 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4$? Відповідь обґрунтуйте.

24. Складіть формули основних сульфатів алюмінію та дайте назви сполукам.

25. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



26. Які відбудуться послідовні перетворення, якщо:

а) до розчину хром (III) сульфату поступово при постійному перемішуванні доливати розчин натрій гідроксиду доти, поки він буде у надлишку;

б) до розчину кінцевого продукту так само доливати соляну кислоту?

Напишіть рівняння всіх можливих реакцій та назвіть сполуки, що утворюються.

27. Наведіть рівняння реакцій, що ілюструють максимальне число способів добування калій хлориду, купрум (II) сульфату, плюмбум (II) нітрату, амоній дигідрогенфосфату, гідроксомагній хлориду, натрій дисульфату, оксобісмут хлориду.

28. Напишіть рівняння всіх можливих реакцій між:

а) алюміній гідроксидом, та сульфатною кислотою;

б) калій гідроксидом, та ортофосфатною кислотою;

в) лантан гідроксидом та оцтовою кислотою.

ОСНОВНА ЛІТЕРАТУРА

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк. 1988.
2. Мартыненко Л.И., Спицын В.И. Избранные главы неорганической химии. – М.: МГУ, 1988.

3. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравела, 2003.

4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища шк., 1988.

5. Скопенко В.В., Григорьева В.В. Важнейшие классы неорганических соединений. – К.: Вища шк., 1983.

6. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. – М.: МГУ, 1991.

7. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Иванов С.В. Загальна та неорганічна хімія (у двох частинах). – К.: Педагогічна преса, 2000.

ДОДАТКОВА ЛІТЕРАТУРА

1. Зайцев О.С. Общая химия. – М.: Химия, 1990.
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. – М.: Химия, 1981.
3. Николаев Л.А. Теоретическая химия. – М.: Высш. шк., 1984.
4. Общая и неорганическая химия. Теоретические основы химии. Учебник для вузов в 2-х томах. Под ред. Воробьева А.Ф. – М.: ИКЦ "Академ-книга", 2004.

Виконати наступну практичну роботу

- 1) Отримання кислотних оксидів та їх властивості (на прикладі фосфор (V) оксиду).
- 2) Отримання основ та їх властивості:
 - а) розчинних у воді основ (на прикладі кальцій гідроксиду);
 - б) важкорозчинних основ (на прикладі ферум (III) гідроксиду, купрум (II) гідроксиду, хром (III) гідроксиду).

- 3) Отримання кислот (на прикладах взаємодій натрій ацетату і розбавленої сульфатної кислоти; натрій силікату і соляної кислоти).
- 4) Отримання середніх солей:
 - а) взаємодія металу та кислоти (на прикладі цинку і сульфатної кислоти);
 - б) взаємодія металу та солі (на прикладі заліза і купрум (II) сульфату);
 - в) взаємодія кислот і основ (на прикладах натрій гідроксиду і сульфатної кислоти; цинк гідроксиду та хлоридної кислоти);
 - г) взаємодія основ з кислотними оксидами (на прикладі кальцій гідроксиду і карбон (IV) оксиду);
 - д) взаємодія кислот з солями (на прикладі сульфатної кислоти і барій хлориду);
 - е) взаємодія солей з солями (на прикладі барій хлориду і натрій карбонату).
- 5) Отримання кислих солей (на прикладі взаємодії кальцій гідроксиду і надлишку карбон (IV) оксиду).
- 6) Отримання основних солей (на прикладах взаємодій нікель хлориду і розчину аміаку; купрум (II) сульфату і розчину аміаку; кобальт (II) сульфату і натрій гідроксиду).

Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. – М., 1991 – Р. XV.

Тема 13: Комплексні сполуки

Вивчити наступні теоретичні питання

Поняття про комплексні сполуки. Основні положення координаційної теорії Вернера. Зовнішня і

внутрішня сфери комплексів. Комплексоутворювач, його координаційне число. Характеристика лігандів. Заряд комплексного іона. Номенклатура комплексних сполук. Основні класи комплексних сполук: гідрати, аміакати, ацидокомплекси, полігалогеніди, полікислоти та їх солі. Подвійні солі як окремий випадок ацидокомплексів. Ізомерія комплексних сполук: сольватна, іонізаційна, координаційна, цис- та транс-ізомерія.

Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках і його розгляд з позиції МВЗ.

Електролітична дисоціація комплексних сполук. Стійкість комплексних іонів у розчинах. Константи нестійкості. Утворення і розпад комплексних іонів у розчинах.

Кислотно-основні властивості комплексних сполук.

Значення процесів комплексоутворення в хімії та біології. Роль вітчизняних учених у розвитку вчення про комплексні сполуки. Роботи Чугаєва Л.А., Черняєва І.І., Гріндберга А.А., Бабко А.К.

Завдання для самоконтролю

1. При дії на розчин солі складу $\text{Fe}(\text{SCN})_3 \cdot 3\text{KSCN}$ амоній роданідом не спостерігається характерного забарвлення, зв'язаного з утворенням ферум (III) роданіду. Відсутня також специфічна реакція на ціанід-іони. Дослідження показало, що сіль розкладається на чотири іона. Яка координаційна будова солі? Складіть рівняння її дисоціації.

2. Напишіть координаційні формули таких сполук:

- а) натрій тетрахлоуплатинат (II);
- б) пентаамінсульфатокобальт (III) нітрат;
- в) аквадіамінхлоропаладій (II) хлорид.

3. Визначте заряд комплексного іона, ступень окиснення та координаційне число центрального атома (комплексоутворювача) в таких сполуках: $K[Ag(CN)_2]$; $Na_4[TiF_8]$; $[Cu(NH_3)_4]SO_4$; $[CrCl(NH_3)_5]Cl_2$. Дайте назву цим сполукам і напишіть рівняння їх дисоціації.

4. Складіть координаційні формули сполук, які мають такі сумарні склади: $NH_4F \cdot VF_3 \cdot 2H_2O$; $CoCl_3 \cdot 3NH_3 \cdot 2H_2O$; $2KNO_2 \cdot Co(NO_2)_3 \cdot NH_3$. Дайте назву цим сполукам. Координаційне число центральних атомів дорівнює 6. Обґрунтуйте вибір елемента-комплексоутворювача.

5. При доливанні до розчину цинк нітрату розчину аміаку в порядку зростання спочатку з'являється осад, який потім зникає внаслідок утворення комплексної сполуки. Якщо до одержаного розчину долити надлишок розчину калій ціаніду, то утворюється нова комплексна сполука. Напишіть рівняння реакцій, які відбуваються в розчинах.

6. У чому полягає відмінність між подвійними солями та комплексними сполуками?

7. Чому аргентум (I) хлорид розчиняється у розчині аміаку, а аргентум (I) йодид – ні?

8. Складіть координаційні формули сполук складу $CrCl_3 \cdot 5NH_3$ та $CrCl_3 \cdot 6NH_3$. При цьому треба врахувати, що аргентум (I) нітрат осаджує весь хлор з однієї сполуки (якої саме?) та 2/3 кількості хлору з іншої.

9. З частинок Cr^{3+} , H_2O , OH^- та Na^+ складіть усі можливі координаційні формули сполук хрому та назвіть ці сполуки. Координаційне число хрому (III) дорівнює 6.

10. Напишіть формули іонізаційних ізомерів для комплексів $[Co(NH_3)_4Cl_2]SO_4$ та $[Ni(NH_3)_4Cl_2]Br_2$, назвіть ці сполуки.

ОСНОВНА ЛІТЕРАТУРА

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк. 1988.
2. Гликина Ф.Б., Ключников Н.Г. Химия комплексных соединений. – М.: Просвещение, 1982.
3. Мартыненко Л.И., Спицын В.И. Избранные главы неорганической химии. – М.: МГУ, 1988.
4. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравела, 2003.
5. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища шк., 1988.
6. Скопенко В.В., Григорьева В.В. Важнейшие классы неорганических соединений. – К.: Вища шк., 1983.
7. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. – М.: МГУ, 1991.
8. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Иванов С.В. Загальна та неорганічна хімія (у двох частинах). – К.: Педагогічна преса, 2000.

ДОДАТКОВА ЛІТЕРАТУРА

1. Зайцев О.С. Общая химия. – М.: Химия, 1990.
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. – М.: Химия, 1981.
3. Николаев Л.А. Теоретическая химия. – М.: Высш. шк., 1984.
4. Общая и неорганическая химия. Теоретические основы химии. Учебник для вузов в 2-х томах. Под ред. Воробьева А.Ф. – М.: ИКЦ "Академ-книга", 2004.

Виконати наступну практичну роботу

Тема 14: Окисно-відновні реакції

Вивчити наступні теоретичні питання

Сутність окисно-відновних реакцій. Окисно-відновні реакції з точки зору електронно-іонної теорії. Зв'язок окисно-відновних властивостей елементів з їх розташуванням у періодичній системі.

Класифікація елементів, нейтральних атомів, простих та складних іонів за їх окислювально-відновними властивостями. Фактори, які визначають можливість і характер перебігу окисно-відновних процесів: природа атомів або іонів, характер зв'язку між ними, реакція середовища. Молекулярний склад продуктів реакції в залежності від середовища.

Правила складання окисно-відновних реакцій (метод електронного балансу та електронно-іонний). Визначення молярних мас еквівалента в окисно-відновних реакціях.

Поняття про гальванічний елемент. Виникнення стрибка потенціалу на межі розділу метал-водний розчин його солі. Водневий електрод порівняння. Нормальні електродні потенціали. Роботи М.М. Бекетова. Електрохімічний ряд напруг металів. Направленість окисно-відновлювальних реакцій у розчинах. Значення окисно-відновних реакцій у живій та неживій природі. Окисно-відновні процеси на виробництві. Електроліз як окисно-відновний процес. Електроліз розплавів. Електроліз

водних розчинів кислот, лугів, солей та його практичне застосування.

Місце даної теми в курсі хімії середньої школи.

Завдання для самоконтролю

1. Який елемент та в якому ступені окиснення серед названих нижче речовин обумовлює можливість їх виявляти окисні чи відновні властивості: PbO_2 , H_2O_2 , NaClO , KMnO_4 , Na_2SO_3 ? Відповідь обґрунтуйте.

2. Чому окиснення та відновлення є двома взаємопов'язаними процесами, які не можуть здійснюватися один без одного?

3. Що таке окислена та відновлена форми? Як різняться вони по значенню ступеня окиснення елемента і за рахунок яких процесів відбувається їх взаємне перетворення?

4. Що таке спряжені окисно-відновні пари і скільки їх повинно брати участь в окисно-відновних реакціях?

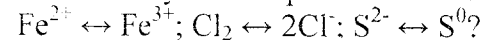
5. Укажіть спряжені окисно-відновні пари в реакції, яка перебігає за рівнянням:



Яка речовина містить у цьому випадку окисну форму однієї спряженої пари і відновну форму іншої? Наведіть ще один приклад.

6. Що таке окисно-відновні коефіцієнти? Які існують методи їх визначення? Покажіть сутність кожного і поясніть, в якому випадку і чому один з них віддає перевагу іншому?

7. Рівняння яких окисно-відновних реакцій можна скласти з наступних спряжених окисно-відновних пар:



8. Якщо кислота яка береться в надлишку приймає участь у реакціях як окисник або відновник, чи збігається для неї коефіцієнт у молекулярнім рівнянні з окисно-відновним? Розгляньте ці випадки на прикладах взаємодії:

міді з розбавленою нітратною кислотою, соляної кислоти з калій дихроматом.

9. У яких випадках речовини виявляють тільки окисні, або відновні властивості, а також окисно-відновну подвійність? Наведіть відповідні приклади.

10. Чи завжди елемент, який знаходиться в максимальному або мінімальному ступенях окиснення, проявляє високу окисну або відновну активність? Чи однакові:

- а) окисна активність CO_2 і PbO_2 ;
- б) відновна активність F^- і I^- ?

11. Покажіть, як можуть виявляти себе в окисно-відновних реакціях наступні речовини: K_2SO_3 ; Br_2 ; H_2O_2 .

12. Покажіть вплив реакції середовища на перебіг окисно-відновних реакцій на прикладі калій перманганату.

13. Які кислоти можна використати для утворення кислої реакції середовища при проведенні окисно-відновних реакцій? Чому з цією метою звичайно використовують сульфатну кислоту?

14. До якого типу окисно-відновних реакцій відносяться наступні реакції:

- а) $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$

Розставте коефіцієнти методом електронного балансу.

15. Допишіть наведені нижче рівняння окисно-відновних реакцій, розставте коефіцієнти електронно-іонним методом:

- а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
- б) $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnSO}_4 + \dots$
- в) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{I}_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{IO}_3)_2 + \dots$
- г) $\text{KCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$

ОСНОВНА ЛІТЕРАТУРА

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк. 1988.
2. Мартыненко Л.И., Спицын В.И. Избранные главы неорганической химии. – М.: МГУ, 1988.
3. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравела, 2003.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища шк., 1988.
5. Скопенко В.В., Григорьева В.В. Важнейшие классы неорганических соединений. – К.: Вища шк., 1983.
6. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. – М.: МГУ, 1991.
7. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Иванов С.В. Загальна та неорганічна хімія (у двох частинах). – К.: Педагогічна преса, 2000.

ДОДАТКОВА ЛІТЕРАТУРА

5. Зайцев О.С. Общая химия. – М.: Химия, 1990.
6. Некрасов Б.В. Основы общей химии. – М.: Химия, 1981.
7. Николаев Л.А. Теоретическая химия. – М.: Высш. шк., 1984.
8. Общая и неорганическая химия. Теоретические основы химии. Учебник для вузов в 2-х томах. Под ред. Воробьева А.Ф. – М.: ИКЦ "Академ-книга", 2004.

Виконати наступну практичну роботу

Методика виконання роботи

- 1) У розчин купрум (II) сульфату занурити на 3-5 хвилин залізний цвях, поверхню якого очищена

наждачним папером. Що відбулось? Скласти рівняння реакції.

- 2) До 2-3 мл розчину калій йодиду додати рівний об'єм концентрованої сульфатної кислоти. Чим зумовлена зміна кольору розчину? Скласти рівняння реакції. Якій речовині належить жовтий колір розчину?
- 3) До 2-3 мл сірководневої води добавляти по краплям бромну воду. Спостерігати знебарвлення і помутніння розчину. Скласти рівняння реакції.
- 4) До 2-3 крапель розчину калій йодиду долити 2 мл розчину сульфатної кислоти і 2-3 краплі розчину калій хлорату. Пожовтіння розчину викликано появою вільного йоду. Скласти рівняння реакції. Довести присутність йоду в розчині, маючи на увазі, що кращим реактивом на вільний йод є крохмаль.
- 5) До 2 мл розчину натрій сульфату долити рівний об'єм розбавленої сульфатної кислоти і 1 мл розчину калій перманганату. Фіолетовий колір останнього зникає. Скласти рівняння реакції.
- 6) Довести, що натрій нітрат у кислому середовищі по відношенню до калій біхромату є відновником.
- 7) До 1 мл розчину натрій хроміту додати рівний об'єм лугу і 3 мл пероксиду водню, прокип'ятити. Як змінюється колір розчину? Скласти рівняння реакції.
- 8) До розчину солі мангана (II) додати розчин лугу, а потім бромної води. Відмітити зміну та скласти рівняння реакції.

Індивідуальні завдання

Тема 2: "Основні хімічні поняття і закони хімії"

1. Газові закони

1.	1. 61(Н-о)	124(Р-а)	с.45, №79(П-о)
2.	1. 60(Н-о)	112(Р-а)	1.43(Н-о)
3.	Р. 1. Г.1,75(Л-а)	Р.1.Г.1,106(Л-а)	с.45, №71(П-о)
4.	56(А-н)	38(А-н)	127(Г-х)
5.	114(Г-х)	1.104(Н-о)	с.45, №72(П-о)
6.	55(А-н)	39(А-н)	11-87(Г-б)
7.	113(Г-х)	1.107(Н-о)	с.45, №76(П-о)
8.	105(Р-а)	40(А-н)	11-93(Г-б)
9.	112(Г-х)	Р.1.Г.1,101(Л-а)	с.45, №77(П-о)
10.	104(Р-а)	41(А-н)	11-96(Г-б)
11.	105(Г-х)	87(Г-а)	с.45, №70(П-о)
12.	103(Р-а)	с.41, №6(П-о)	16-58(Г-б)
13.	104(Г-х)	88(Г-а)	с.46, №79(П-о)
14.	102(Р-а)	с.43, №40(П-о)	с.46, №118(П-о)
15.	103(Г-х)	Р.1.Г.1,96(Л-а)	с.46, №80(П-о)
16.	101(Р-а)	89(Г-а)	121(Г-х)
17.	102(Г-х)	Р.1.Г.1,97(Л-а)	1.63(Н-о)
18.	Р.1.Г.1,82(Л-а)	90(Г-а)	122(Г-х)
19.	98(Р-а)	Р.1.Г.1,100(Л-а)	1.64(Н-о)
20.	97(Р-а)	91(Г-а)	123(Г-х)
21.	1.58(Н-о)	Р.1.Г.1,102(Л-а)	1.65(Н-о)
22.	Р.1.Г.1,79(Л-а)	92(Г-а)	124(Г-х)
23.	1.57(Н-о)	Р.1.Г.1,103(Л-а)	1.67(Н-о)
24.	Р.1.Г.1,78(Л-а)	83(Г-а)	125(Г-х)
25.	1.56(Н-о)	Р.1.Г.1,104(Л-а)	с.45, №68(П-о)
26.	Р.1.Г.1,74(Л-а)	82(Г-а)	126(Г-х)

27.	1.55(Н-о)	Р.1.Г.1.105(Л-а)	с.45.№78(П-о)
28.	Р.1.Г.1,81(Л-а)	37(А-н)	127(Г-х)
29.	14-20 (Б-а)	12-17(Б-а)	99(Р-а)
30.	56(А-н)	124(Р-а)	127(Г-х)
31.	114(Г-х)	112(Р-а)	с.45,№71(П-о)
32.	55(А-н)	40(А-н)	1.43(Н-о)
33.	104(Р-а)	39(А-н)	с.45,№72(П-о)
34.	103(Р-а)	38(А-н)	с.45,№70(П-о)
35.	105(Р-а)	41(А-н)	121(Г-х)
36.	113(Г-х)	89(А-н)	122(Г-х)

2. Стехіометричні закони

1.	1-46 (Б-а)	143 (Р-а)	с.382,21 (П-о)	с.383,34 (П-о)
2.	1-49 (Б-а)	139 (Р-а)	с.382,14 (П-о)	с.46,90 (П-о)
3.	1-48 (Б-а)	с.42,19 (П-о)	24 (Г-х)	1-56 (Б-а)
4.	150 (Р-а)	128 (А-н)	1.17 (Н-о)	74 (Г-х)
5.	с.48,135 (П-о)	с.42,22(П-о)	23 (Г-х)	1-55 (Б-а)
6.	149 (Р-а)	117 (А-н)	1.15 (Н-о)	73 (Г-х)
7.	с.48,134 (П-о)	с.42,17 (П-о)	22 (Г-х)	1-54 (Б-а)
8.	148 (Р-а)	116 (А-н)	1.13 (Н-о)	72 (Г-х)
9.	95 (Г-х)	с.42,20(П-о)	20 (Г-х)	с.48,113(П-о)
10.	1.164 (Н-о)	114(А-н)	1.12 (Н-о)	42 (Г-х)
11.	94 (Г-х)	с.41,16 (П-о)	19 (Г-х)	с.46,89 (П-о)
12.	1.63 (Н-о)	113 (А-н)	133 (Г-а)	34 (Г-х)
13.	93 (Г-х)	с.41,4 (П-о)	1.21 (Н-о)	с.46,86 (П-о)
14.	1.162 (Н-о)	1.82 (Н-о)	129 (Г-а)	32 (Г-х)
15.	92 (Г-х)	с.29,132 (Л-а)	106 (А-н)	с.46,88 (П-о)
16.	1.161(Н-о)	1.81 (Н-о)	128 (Г-а)	31 (Г-х)
17.	91 (Г-х)	с.29,129(Л-а)	105 (А-н)	с.44,57 (П-о)
18.	1.160 (Н-о)	138 (Р-а)	126 (Г-а)	30 (Г-х)
19.	89 (Г-х)	10 (Г-а)	104 (А-н)	с.44,56 (П-о)
20.	106 (Г-а)	135 (Р-а)	125 (Г-а)	80 (Г-х)
21.	88 (Г-х)	112 (А-н)	103 (А-н)	29 (Г-х)

22.	109 (Г-а)	134 (Р-а)	121 (Г-а)	1-57 (Б-а)
23.	154 (Р-а)	1.85 (Н-о)	1.20 (Н-о)	28 (Г-х)
24.	107 (Г-а)	133 (Р-а)	116 (Г-а)	27 (Г-х)
25.	152 (Р-а)	1.84 (Н-о)	1.19 (Н-о)	79 (Г-х)
26.	105 (Г-а)	1-22 (Б-а)	114 (Г-а)	26 (Г-а)
27.	151 (Р-а)	1.83 (Н-о)	1.18 (Н-о)	75 (Г-х)
28.	104 (Г-а)	1-21 (Б-а)	113 (Г-а)	25 (Г-х)
29.	1-48 (Б-а)	1-37 (Б-а)	113-65 (Б-а)	94 (Р-а)
30.	1-49 (Б-а)	143 (Р-а)	24 (Г-х)	74 (Г-х)
31.	1-46 (Б-а)	139 (Р-а)	1.17 (Н-о)	1-56 (Б-а)
32.	150 (Р-а)	117 (А-н)	23 (Г-х)	1-54 (Б-а)
33.	148 (Р-а)	128 (А-н)	22 (Г-х)	72 (Г-х)
34.	95 (Г-х)	116 (А-н)	1.17 (Н-о)	73 (Г-х)
35.	1.164 (Н-о)	114 (А-н)	1.15 (Н-о)	34 (Г-х)
36.	93 (Г-х)	113 (А-н)	20 (Г-х)	32 (Г-х)

Теми 3, 4, 5: «Будова атома», «Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва», «Теорія хімічного зв'язку».

1. Напишіть символічні та графічні електронні конфігурації атомів елементів із порядковими номерами:

1 - 9,42	19 - 44,83
2 - 52,12	20 - 18,51
3 - 33,40	21 - 41,82
4 - 15,73	22 - 21,84
5 - 31,43	23 - 32,45
6 - 13,75	24 - 85,24
7 - 37,23	25 - 19,89
8 - 16,76	26 - 7,78

9 - 34,47	27 - 39,87
10 - 17,74	28 - 23,74
11 - 50,25	29 - 34,45
12 - 81,22	30 - 37,76
13 - 27,53	31 - 33,73
14 - 55,29	32 - 17,43
15 - 14,72	33 - 50,22
16 - 49,26	34 - 31,75
17 - 35,77	35 - 81,23
18 - 8,79	36 - 52,25

2. Напишіть електронні конфігурації зовнішнього шару наступних іонів та атомів у певних ступенях окиснення:

1 - Co^{3+} , I^-	19 - F^- , Ta^{3+}
2 - Cs^+ , Cu^{2+}	20 - Ga^{3+} , Te^{7+}
3 - Si^{4-} , Hf^{2+}	21 - Al^{3+} , Fe^{2+}
4 - In^{3+} , Fe^{2+}	22 - Rb^+ , V^{3+}
5 - Br^- , Bi^{3+}	23 - S^{4+} , Ag^+
6 - O^{2-} , Au^{3+}	24 - Se^{2-} , Ag^+
7 - Ru^{4+} , Bi^{5+}	25 - Cl^{5+} , W^{4+}
8 - Ni^{2+} , Sb^{3-}	26 - Sn^{2+} , Mn^{4+}
9 - Nb^{5+} , Pb^{2+}	27 - Tl^- , Ti^{4+}
10 - Sc^{3+} , Po^{2-}	28 - Te^{2-} , Ru^{6+}
11 - Ge^{4+} , Rh^{+6}	29 - Se^{2-} , V^{4+}
12 - At^- , Cr^{3+}	30 - Ni^{3+} , Ge^{4+}
13 - K^+ , Ac^{3+}	31 - Mn^{4+} , P^{5+}
14 - N^{3-} , Pt^{4+}	32 - Fe^{6+} , As^{3-}
15 - Y^{3+} , Fr^-	33 - Zr^{4+} , Sb^{3-}
16 - F^- , Mn^{6+}	34 - Cr^{2+} , Se^{2-}
17 - Te^{4+} , Mg^{2+}	35 - La^{3+} , Po^{2-}
18 - As^{-3} , Zr^{2+}	36 - Y^{3+} , At^-

3. Електронна конфігурація валентних електронних шарів атомів описана формулами:

1 - $4d^4 5s^1; 6s^2 p^2;$	19 - $5s^2 p^2; 3d^5 4s^2;$
2 - $3d^1 4s^2; 6s^2 p^4;$	20 - $6s^2 p^1; 3d^2 4s^2;$
3 - $4s^2 p^2; 4d^8 5s^1;$	21 - $3d^7 4s^2; 5s^2 p^5;$
4 - $6s^2 p^5; 3d^5 4s^1;$	22 - $2s^2 p^5; 4d^5 5s^1;$
5 - $4s^1; 6d^1 7s^2;$	23 - $5s^2 p^4; 6d^2 7s^2;$
6 - $2s^2 p^3; 5d^9 6s^1;$	24 - $4s^2 p^3; 4d^2 5s^2;$
7 - $4d^1 5s^2; 7s^1;$	25 - $3s^2 p^5; 5d^3 6s^2;$
8 - $5d^{10} 6s^1; 4s^1;$	26 - $4s^2 p^1; 4d^5 5s^2;$
9 - $3s^2 p^3; 5d^2 6s^2;$	27 - $3s^2 p^1; 5d^5 6s^2;$
10 - $5s^2 p^1; 3d^7 4s^2;$	28 - $5s^2 p^3; 6d^1 7s^2;$
11 - $4s^2 p^5; 5d^7 6s^2;$	29 - $6s^2 p^2; 4d^7 5s^1;$
12 - $2s^2 p^4; 5d^{10} 6s^1;$	30 - $4d^1 5s^2; 3s^2 p^3;$
13 - $4d^7 6s^1; 6s^2 p^3;$	31 - $4d^5 5s^1; 6s^2 p^1;$
14 - $3d^8 4s^2; 5s^2 p^3;$	32 - $5d^2 6s^2; 4s^2 p^4;$
15 - $5s^1; 3d^3 4s^2;$	33 - $3d^7 4s^2; 5s^2 p^3;$
16 - $3s^2 p^4; 5d^6 6s^2;$	34 - $4d^4 5s^1; 4s^2 p^2;$
17 - $4s^2 p^4; 4d^{10} 5s^1;$	35 - $6d^2 7s^2; 4s^2 p^4;$
18 - $3s^2 p^5; 5d^4 6s^2;$	36 - $5d^3 6s^2; 5s^2 p^1.$

Укажіть місце положення елементів у періодичній системі, їх порядкові номери. Дати обґрунтовану відповідь. Напишіть формули оксидів, гідроксидів, опишіть їх властивості. Чи утворюють дані елементи леткі водневі сполуки? Які їх властивості?

4. Використовуючи можливості МВЗ побудувати молекулу:

1 - BF_3	19 - POCl_3
2 - PCl_5	20 - SeOF_2
3 - COCl_3	21 - SbCl_3

4 – B ₄ O ₂ F	22 – NOF
5 – NH ₂ OH	23 – HCN
6 – CCl ₄	24 – ClOF ₃
7 – NOCl	25 – SOF ₄
8 – N ₂ H ₄	26 – BrF ₃
9 – SOCl ₂	27 – NOF
11 – HClO	28 – HClO ₂
12 – ClO ₂ F	29 – POF ₃
13 – SiF ₄	30 – COF ₂
14 – PON	31 – PSF ₃
15 – NF ₃	32 – SO ₂ F ₂
16 – COS	34 – ClO ₄ F
17 – SF ₄	35 – NO ₂ F
18 – SO ₂ Cl ₂	36 – POCl ₃

Указати спосіб перекриття атомних орбіталей. кратність зв'язку.

Теми 7, 8: «Кінетика хімічних процесів. Швидкість хімічних реакцій та хімічна рівновага»

1	329(Г-а)	336а(Г-а)	355(Р-а)	363(1) (Г-а)
2	5.94(Н-о)	421(Г-х) в1500 раз	359(Г-а)	376(2) (Р-а)
3	327(Г-а)	336б(Г-а)	361(Р-а)	363(2) (Г-а)
4	5.93(Н-о)	336(Г-х) при 110 С°	361(Г-а) (0,02)	376(4) (Р-а)
5	326(Г-а)	334(Г-а)	363(Р-а)	364(1) (Г-а)
6	5.92(Н-о)	420(Г-х)	243(А-н)	376(5) (Р-а)

7	232(А-н)	336(Г-а) при 250 С°	429(Г-х)	364(2) (Г-а)
8	5.91(Н-о)	421(Г-х)	352(Р-а)	5.123б(Н-о)
9	230(А-н)	5.108(Н-о) при 100 С°	431(Г-х)	6-44(1) (Б-а); 6-48(1) (Б-а)
10	5.90(Н-о)	422(Г-х)	249(А-н)	5.123г(Н-о)
11	229(А-н)	5.108(Н-о) при 190 С°	432(Г-х)	6-44(2) (Б-а); 6-48(2) (Б-а)
12	Гл.12,50(3) (Л-а)	Гл.12,52(Л-а)	251(А-н)	442в(Г-х); 443в(Г-х)
13	418(Г-х)	5.104(Н-о)	434(Г-х)	6-44(4) (Б-а); 6-48(3) (Б-а)
14	Гл.12,49(Л-а)	323(Р-а)	252(А-н)	442б(Г-х); 443б(Г-х)
15	416(Г-х)	5.105(Н-о)	5.115(Н-о)	6-45(1) (Б-а); 6-48(4) (Б-а)
16	Гл.12,48(Л-а)	324(Р-а)	435(Г-х)	442а(Г-х); 443а(Г-х)
17	414(Г-х)	5.106(Н-о)	5.116(Н-о)	256(1) (А-н); 258(2) (А-н)
18	Гл.12,47(Л-а)	325(Р-а)	6-37(Б-а)	6-45(4) (Б-а); 6-48(5) (Б-а)
19	5.101(Н-о)	5.107(Н-о)	5.118(Н-о)	256(2) (А-н); 258(3) (А-н)
20	Гл.12,46(Л-а)	329(Р-а)	6-39(Б-а)	375(1) (Р-а)
21	5.100(Н-о)	5.108(Н-о) при 80 С°	5.124(Н-о)	258(1) (А-н); 257(2) (А-н)
22	Гл.12,45(Л-а)	330(Р-а)	6-41(Б-а)	375(3) (Р-а)
23	5.99(Н-о)	5.108(Н-о)	244(А-н)	259(1) (А-н)
24	331(Г-а)	333(Г-а)	356(Г-а)	375(4) (Р-а)
25	5.95(Н-о)	329(Р-а) при 553 К	353(Р-а)	260(А-н)
26	Гл.12,43(Л-а)	420(Г-х)	357(Г-а)	375(5) (Р-а)

27	5.94(Н-о)	3366(Г-а)	243(А-н)	6-44(5) (Б-а); 6-48(1) (Б-а)
28	320(Г-а)	421(Г-х)	359(Г-а)	5.1236(Н-о)
29	232(А-н)	334(Г-а)	431(Г-х)	363а(Г-а)
30	230(А-н)	336а(Г-а)	363(Р-а)	363(1) (Г-а)
31	327(Г-а)	420(Г-х)	429(Г-х)	364(1) (Г-а)
32	418(Г-х)	334(Г-а)	251(А-н)	376(5) (Р-а)
33	329(Г-а)	422(Г-х)	355(Р-а)	6-44(1) (Б-а) 6-48(3) (Б-а)
34	5.93(Н-о)	5.104(Н-о)	243(А-н)	364(2) (Г-а)
35	416(Г-х)	334(Г-а)	359(Г-а)	6-48(1) (Б-а) 6-44(2) (Б-а)
36	326(Г-а)	5.108(Н-о)	434(Г-х)	376(5) (Р-а)

Тема 9 : "РОЗЧИННИ"

1.	7-33(Б-а)	167(Г-х)	270(Г-х)	270(А-н)	Гл.13№68в (Л-а)
2.	159(Г-х)	403(Г-а)	204(Г-х)	Гл.13№53 (Л-а)	2306(Г-х)
3.	410(Г-а)	401(Г-а)	269(А-н)	269(Г-х)	6.57(Н-о)
4.	7-32(Б-а)	166(Г-х)	312(А-н)	Гл.13№52 (2)(Л-а)	6.52(Н-о)
5.	407(Г-а)	294(А-н)	268(Г-х)	266(А-н)	229д(Г-х)
6.	157(Г-х)	266(Г-х)	313(А-н)	Гл.13№52 (1)(Л-а)	7-44(Б-а)
7.	7-23(Б-а)	297(А-н)	267(Г-х)	265(А-н)	437(Г-а)
8.	408(Г-а)	405(Р-а)	310(А-н)	Гл.13№51 (2)(Л-а)	2296(Г-х)
9.	155(Г-х)	265(Г-х)	205(Г-х)	264(А-н)	с.240№15(П-о)
10.	с.239,№3 (П-о)	165(Г-х)	320(А-н)	Гл.13№51 (1)(Л-а)	402(Р-а)
11.	163(Г-х)	264(Г-х)	201(Г-х)	225д(Г-х)	307(А-н)
12.	154(Г-х)	298(А-н)	319(А-н)	Гл.13№50 (Л-а)	436(Г-а)

13.	162(Г-х)	263Г-х)	200(Г-х)	225г(Г-х)	401(Р-а)
14.	152в(Г-х)	293(А-н)	318(А-н)	Гл.13№49 (Л-а)	306(А-н)
15.	409(Г-а)	262(Г-х)	198(Г-х)	225в(Г-х)	435(Г-а)
16.	161(Г-х)	292(А-н)	317(А-н)	416(Г-а)	399(91)(Р-а)
17.	1526(Г-х)	260(Г-х)	197(Г-х)	2256(Г-х)	305(А-н)
18.	406(Г-а)	291(А-н)	316(А-н)	Гл.13№57 (Л-а)	425(Г-а)
19.	160(Г-х)	182(Г-х)	193(Г-х)	415(Г-а)	398(91)(Р-а)
20.	152а(Г-х)	288(А-н)	315(А-н)	Гл.13№56 (Л-а)	304(А-н)
21.	408(Г-а)	160(Г-х)	190(Г-х)	385(Р-а)	396(Р-а)
22.	278(А-н)	286(А-н)	309(А-н)	Гл.13№55 (Л-а)	230д(Г-х)
23.	160(Г-х)	300(А-н)	187(Г-х)	Гл.13№54 б(Л-а)	303(А-н)
24.	277(А-н)	285(А-н)	314(А-н)	386(Р-а)	395(91)(Р-а)
25.	268(А-н)	299(А-н)	176(Г-х)	Гл.13№54 а(Л-а)	230в(Г-х)
26.	263(А-н)	284(А-н)	308(А-н)	271(А-н)	302(А-н)
27.	410(Г-а)	405(Р-а)	319(А-н)	265(А-н)	6.52(Н-о)
28.	157(Г-х)	266(Г-х)	318(А-н)	264(А-н)	299(Г-х)
29.	407(Г-а)	165(Г-х)	201(Г-х)	269(А-н)	230б(Г-х)
30.	409(Г-а)	294(А-н)	269(А-н)	270(А-н)	6.57(Н-о)
31.	157(Г-х)	401(Г-а)	268(Г-х)	264(А-н)	437(Г-а)
32.	409(Г-а)	403(Г-а)	312(А-н)	265(А-н)	229д(Г-х)
33.	161(Г-х)	405(Р-а)	205(Г-х)	225д(Г-х)	6.52(Н-о)
34.	159(Г-х)	297(А-н)	204(Г-х)	264(А-н)	402(Р-а)
35.	7-23(Б-а)	165(Г-х)	319(А-н)	269(Г-х)	307(А-н)
36.	163(Г-х)	263(Г-х)	313(А-н)	416(Г-а)	436(Г-а)

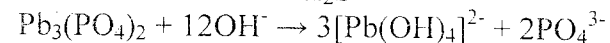
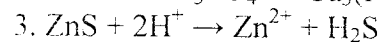
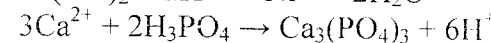
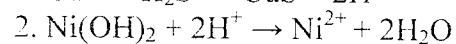
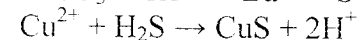
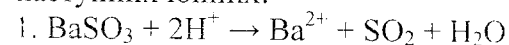
Тема 10: "ТЕОРІЯ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ"

1. Розв'язати наступні задачі:

1.	Гл. 15 № 52 (Л-а) (C ₂ H ₃ COOH; C=1·10 ⁻³ моль/л)	8-46 (Б-а)	568 (Г-а) (PbS; Pb(NO ₃) ₂ і Na ₂ S)	
2.	Гл. 15 № 52 (Л-а) (HBrO ₃ ; C=2·10 ⁻² моль/л)	Гл. 15 № 115 (Л-а)	568 (Г-а) (MnS; MnCl ₂ і K ₂ S)	
3.	Гл. 15 № 52 (Л-а) (HCOOH; C=1·10 ⁻² моль/л)	Гл. 15 № 112 (Л-а)	568 (Г-а) (Cd(OH) ₂ ; CdCl ₂ і NaOH)	
4.	512 (Г-а)	Гл. 15 № 110(Л-а)	568 (Г-а) (Ag ₂ CO ₃ ; AgNO ₃ і K ₂ CO ₃)	7.118(а,б) (H-о)
5.	524а (Г-х)	552 (P-а)	476 (А-н)	7.115(б,г) (H-о)
6.	7.31 (H-о)	Гл. 15 № 109 (Л-а)	561 (P-а) (Mg(OH) ₂ ; Mg(NO ₃) ₂ і KOH)	7.115(а,в) (H-о)
7.	523г (Г-х)	549 (P-а)	475 (А-н)	7.114(в,ж)(H-о)
8.	511 (Г-а)	Гл.15 № 108 (Л-а)	560 (P-а)	7.114(б,е) (H-о)
9.	523в (Г-х)	548 (P-а)	570 (Г-а)	569 (г,д) (P-а)
10.	530 (P-а)	474 (А-н)	559 (P-а) (SrSO ₄ ; Sr(NO ₃) ₂ і K ₂ SO ₄)	7.114(б,е) (H-о)
11.	523б (Г-х)	566 (Г-а)	569 (Г-а)	569 (б,в) (P-а)
12.	529 (P-а)	471 (А-н)	558 (P-а) (AgI; AgNO ₃ і KI)	573 (г,д) (P-а)
13.	523а (Г-х)	562 (Г-а)	568 (Г-а)	575 (в,г) (P-а)
14.	529 (P-а)	470 (А-н)	557 (P-а) (Ag ₃ PO ₄ ; AgNO ₃ і K ₃ PO ₄)	573 (а,в) (P-а)
15.	522 (Г-х)	561 (Г-а)	561 (P-а)	575 (а,б) (P-а)
16.	527 (P-а)	469 (А-н)	7.106 (H-о)	574в (P-а)
17.	521 (Г-х)	560 (Г-а)	560 (P-а)	580в (P-а)
18.	528 (P-а)	468 (А-н)	580б (P-а)	7.105в (H-о)
19.	520 (Г-х)	Гл. 15 № 126 (Л-а)	572 (Г-х)	577а (P-а)
20.	463 (А-н)	Гл. 15 № 52г (Л-а)	580а (P-а)	7.105б (H-о)
21.	520 (Г-х)	Гл. 15 № 125 (Л-а)	571 (Г-х)	576 (P-а)
22.	456 (А-н)	Гл. 15 № 52в (Л-а)	579 (P-а)	7.105а (H-о)
23.	519 (Г-х)	Гл. 15	570 (Г-х)	574а (P-а)

		№ 123 (Л-а)		
24.	455 (А-н)	Гл. 15 № 52б (Л-а)	559 (P-а)	571 (б,в) (P-а)
25.	518 (Г-х)	Гл. 15 № 121 (Л-а)	569 (Г-х)	570а (P-а)
26.	556 (P-а)	Гл. 15 № 52в (Л-а)	558 (P-а)	574б (P-а)
27.	517 (Г-х)	Гл. 15 № 121 (Л-а)	568 (Г-х)	571 (а,г) (P-а)
28.	524б (Г-х)	554 (P-а)	557 (P-а)	577б (P-а)
29.	516 (Г-х)	Гл. 15 № 116 (Л-а)	567 (Г-х)	568 (б,д) (P-а)
30.	512 (Г-а)	552 (P-а)	560 (P-а)	7.118(а,б) (H-о)
31.	523г (Г-х)	548 (P-а)	559 (P-а)	569 (б,в) (P-а)
32.	530 (P-а)	566 (Г-а)	475 (А-н)	7.115(а,в) (H-о)
33.	524а (Г-х)	474 (А-н)	569 (Г-а)	573 (г,д) (P-а)
34.	511 (Г-а)	562 (Г-а)	558 (P-а)	7.115(б,г) (H-о)
35.	529 (P-а)	470 (А-н)	561 (P-а)	575 (в,г) (P-а)
36.	7.31 (H-о)	561 (Г-а)	568 (Г-а)	7.114(в,ж) (P-а)

Написати по 3 молекулярних рівняння реакцій до наступних іонних:



2. Злити розчини:

1. 20 мл NaOH (с = 0,2 моль/л) і 15 мл HCl (с = 0,2 моль/л)

2. 20 мл KOH (с = 0,1 моль/л) і 30 мл HNO₃ (с = 0,2 моль/л)

3. 10 мл CsOH (с = 0,5 моль/л) і 5 мл HClO₄ (с = 0,5 моль/л)

4. 15 мл NaOH (с = 0,01 моль/л) і 20 мл HClO₄ (с = 0,01 моль/л)

5. 50 мл KOH ($c = 0,02$ моль/л) і 40 мл HClO₄ ($c = 0,02$ моль/л)
6. 40 мл CsOH ($c = 0,05$ моль/л) і 45 мл HCl ($c = 0,05$ моль/л)
7. 60 мл NaOH ($c = 0,25$ моль/л) і 50 мл HClO₄ ($c = 0,25$ моль/л)
8. 80 мл KOH ($c = 0,3$ моль/л) і 85 мл HCl ($c = 0,3$ моль/л)
9. 10 мл CsOH ($c = 0,03$ моль/л) і 60 мл HNO₃ ($c = 0,03$ моль/л)
10. 55 мл NaOH ($c = 0,4$ моль/л) і 40 мл HCl ($c = 0,4$ моль/л)
11. 45 мл KOH ($c = 0,6$ моль/л) і 55 мл HNO₃ ($c = 0,6$ моль/л)
12. 70 мл CsOH ($c = 0,15$ моль/л) і 60 мл HClO₄ ($c = 0,15$ моль/л)
13. 15 мл NaOH ($c = 0,2$ моль/л) і 20 мл HCl ($c = 0,2$ моль/л)
14. 30 мл KOH ($c = 0,1$ моль/л) і 25 мл HNO₃ ($c = 0,1$ моль/л)
15. 5 мл CsOH ($c = 0,5$ моль/л) і 10 мл HClO₄ ($c = 0,5$ моль/л)
16. 30 мл KOH ($c = 0,35$ моль/л) і 40 мл HNO₃ ($c = 0,35$ моль/л)
17. 20 мл NaOH ($c = 0,01$ моль/л) і 15 мл HNO₃ ($c = 0,01$ моль/л)
18. 40 мл KOH ($c = 0,02$ моль/л) і 50 мл HClO₄ ($c = 0,02$ моль/л)
19. 45 мл CsOH ($c = 0,05$ моль/л) і 40 мл HCl ($c = 0,05$ моль/л)
20. 50 мл NaOH ($c = 0,25$ моль/л) і 60 мл HClO₄ ($c = 0,25$ моль/л)
21. 85 мл KOH ($c = 0,3$ моль/л) і 80 мл HCl ($c = 0,3$ моль/л)
22. 60 мл CsOH ($c = 0,03$ моль/л) і 75 мл HNO₃ ($c = 0,03$ моль/л)
23. 40 мл NaOH ($c = 0,4$ моль/л) і 55 мл HCl ($c = 0,4$ моль/л)
24. 55 мл KOH ($c = 0,6$ моль/л) і 45 мл HNO₃

- ($c = 0,6$ моль/л)
 25. 60 мл CsOH ($c = 0,15$ моль/л) і 70 мл HClO₄ ($c = 0,15$ моль/л)
 26. 10 мл NaOH ($c = 0,35$ моль/л) і 5 мл HNO₃ ($c = 0,35$ моль/л)
 27. 15 мл KOH ($c = 0,25$ моль/л) і 10 мл HCl ($c = 0,25$ моль/л)
 28. 40 мл NaOH ($c = 0,5$ моль/л) і 60 мл HNO₃ ($c = 0,5$ моль/л)
 29. 30 мл CsOH ($c = 0,4$ моль/л) і 20 мл HClO₄ ($c = 0,5$ моль/л)
 31. 65 мл NaOH ($c = 0,32$ моль/л) і 70 мл HI ($c = 0,32$ моль/л)
 32. 42 мл CsOH ($c = 0,45$ моль/л) і 35 мл HNO₃ ($c = 0,45$ моль/л)
 33. 70 мл KOH ($c = 0,26$ моль/л) і 80 мл HClO₄ ($c = 0,26$ моль/л)
 34. 28 мл NaOH ($c = 0,35$ моль/л) і 20 мл HCl ($c = 0,35$ моль/л)
 35. 30 мл CsOH ($c = 0,55$ моль/л) і 38 мл HI ($c = 0,55$ моль/л)
 36. 55 мл KOH ($c = 0,15$ моль/л) і 40 мл HNO₃ ($c = 0,15$ моль/л)
- Визначити рН отриманого розчину

Тема 11: "ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ"

Написати в іонній та молекулярній формі рівняння гідролізу наступних солей, вказати реакцію середовища розчину.

1. Купрум (II) нітрату, натрій оксалату, нікол ацетату.
2. Кобальт (II) хлориду, цезій ортофосфату, амоній селеніду.
3. Кадмій перхлорату, калій молібдату, амоній гідрогенортофосфату.

4. Ферум (III) сульфату, цезій карбонату, амоній сульфіту.
5. Хром (III) нітрату, калій селеніду, амоній фосфіту.
6. Алюміній броміду, калій ортоарсенату, ферум (II) ацетату.
7. Цинк йодиду, цезій гідрогенортофосфату, амоній селеніду.
8. Церій (III) сульфату, калій ортохроміту, цинк форміату.
9. Берилій нітрату, калій селеніту, амоній фосфіту.
10. Платина (II) хлориду, натрій тіосульфату, амоній гідрогенортоарсенату.
11. Кобальт (II) сульфату, кальцій ціаніду, хром (III) ацетату.
12. Магній нітрату, калій ортофосфату, амоній молібдату.
13. Манган (II) хлориду, натрій карбонату, купрум (II) ацетату.
14. Ферум (II) сульфату, цезій сульфіді, амоній карбонату.
15. Цинк нітрату, рубідій ортофосфату, амоній оксалату.
16. Алюміній сульфату, калій ортоборату, нікол ацетату.
17. Станум (II) нітрату, цезій ортоарсенату, амоній сульфіді.
18. Купрум (II) нітрату, калій сульфіді, амоній ортоборату.
19. Кадмій сульфату, натрій тетраборату, амоній пірофосфату.
20. Меркурій (II) нітрату, калій ортоарсеніту, амоній сульфіді.
21. Нікол сульфату, рубідій карбонату, плюмбум (II) ацетату.
22. Кобальт (II) хлориду, натрій селеніду, амоній гідрогенортофосфату.
23. Плюмбум (II) нітрату, цезій ортоборату, алюміній форміату.
24. Меркурій (I) сульфату, натрій сульфіді, цинк ацетату.
25. Станум (II) сульфату, калій гідрогенарсеніту, амоній селеніту.

26. Алюміній нітрату, натрій пірофосфату, цинк гінохлориту.
27. Хром (III) хлориду, натрій гідрогенарсенату, манган (II) ацетату.
28. Цинк сульфату, калій вольфрамату, магній форміату.
29. Ферум (III) перхлорату, натрій фосфіту, амоній сульфіді.
30. Ферум (II) сульфату, натрій молібдату, амоній ортофосфату.
31. Бісмут (III) сульфату, калій силікату, кобальт (II) ацетату.
32. Манган (II) нітрату, натрій гідрогенортофосфату, амоній карбонату.
33. Магній сульфату, калій тетраборату, цинк ціаніду.
34. Хром (III) сульфату, натрій ортоалюмінату, амоній сульфіді.
35. Ферум (III) нітрату, натрій арсеніту, амоній тартрату.
36. Купрум (II) перхлорату, калій оксалату, нікол ацетату.

Тема 12: "ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК"

1. Дати відповіді на наступні питання

1.	2.14(Н-о)	2.40(Н-о)	2.92(Н-о)	1.19(Н-о)
2.	2.13(Н-о)	2.45(Н-о)	2.94(Н-о)	1.17(Н-о)
3.	2.11(Н-о)	2.43(Н-о)	Гл.3 №91(Л-а)	1.21(Н-о)
4.	2.36(Н-о)	2.88(Н-о)	Гл.3 №11(Л-а)	с.383 №31(П-о)
5.	2.35(Н-о)	2.86(Н-о)	Гл.3 №12(Л-а)	с.519 №64(П-о)
6.	2.34(Н-о)	2.85(Н-о)	Гл.3 №21(Л-а)	с.49 №124(П-о)
7.	2.33(Н-о)	2.72(Н-о)	Гл.3 №34(Л-а)	с.381 №7(П-о)
8.	2.32(Н-о)	2.67(Н-о)	Гл.3 №43(Л-а)	с.382 №26(П-о)
9.	2.31(Н-о)	2.63(Н-о)	Гл.3 №55(Л-а)	с.381 №9(П-о)
10.	2.29(Н-о)	2.61(Н-о)	Гл.3 №78(Л-а)	43(Г-х)
11.	2.26(Н-о)	2.60(Н-о)	Гл.3 №80(Л-а)	42(Г-х)
12.	2.23(Н-о)	2.58(Н-о)	Гл.3 №81(Л-а)	132(Г-а)

13.	2.22(Н-о)	2.49(Н-о)	Гл.3 №82(Л-а)	Гл.3 №99(Л-а)
14.	2.20(Н-о)	2.47(Н-о)	Гл.3 №83(Л-а)	Гл.3. №32(Л-а)
15.	2.15(Н-о)	2.46(Н-о)	Гл.3 №90(Л-а)	1.21(Н-о)
16.	2.14(Н-о)	2.45(Н-о)	Гл.3 №91(Л-а)	1.20(Н-о)
17.	2.13(Н-о)	2.43(Н-о)	2.94(Н-о)	1.19(Н-о)
18.	2.11(Н-о)	2.40(Н-о)	2.92(Н-о)	1.17(Н-о)
19.	2.14(Н-о)	2.45(Н-о)	Гл.3 №91(Л-а)	с.383 №31(П-о)
20.	2.13(Н-о)	2.43(Н-о)	Гл.3 №11(Л-а)	с.519 №64(П-о)
21.	2.11(Н-о)	2.88(Н-о)	Гл.3 №12(Л-а)	с.49 №124(П-о)
22.	2.36(Н-о)	2.86(Н-о)	Гл.3 №21(Л-а)	с.381 №7(П-о)
23.	2.34(Н-о)	2.85(Н-о)	Гл.3 №34(Л-а)	с.382 №26(П-о)
24.	2.33(Н-о)	2.72(Н-о)	Гл.3 №43(Л-а)	с.381 №9(П-о)
25.	2.32(Н-о)	2.67(Н-о)	Гл.3 №55(Л-а)	43(Г-х)
26.	2.31(Н-о)	2.63(Н-о)	Гл.3 №78(Л-а)	42(Г-х)
27.	2.29(Н-о)	2.61(Н-о)	Гл.3 №80(Л-а)	132(Г-а)
28.	2.26(Н-о)	2.60(Н-о)	Гл.3 №81(Л-а)	Гл.3 №99(Л-а)
29.	2.23(Н-о)	2.58(Н-о)	Гл.3 №82(Л-а)	Гл.3 №32(Л-а)
30.	2.22(Н-о)	2.40(Н-о)	Гл.3 №83(Л-а)	1.21(Н-о)
31.	2.20(Н-о)	2.47(Н-о)	Гл.3 №90(Л-а)	1.20(Н-о)
32.	2.15(Н-о)	2.46(Н-о)	Гл.3 №91(Л-а)	43(Г-х)
33.	2.14(Н-о)	2.45(Н-о)	2.94(Н-о)	42(Г-х)
34.	2.13(Н-о)	2.43(Н-о)	2.92(Н-о)	с.381 №7(П-о)
35.	2.11(Н-о)	2.40(Н-о)	Гл.3 №91(Л-а)	с.519 №64(П-о)
36.	2.35(Н-о)	2.49(Н-о)	Гл.3 №34(Л-а)	с.381 №9(П-о)

2. Здійснити слідуєчі перетворення :

- $S \rightarrow H_2S \rightarrow CuS \rightarrow CuSO_4 \rightarrow X \rightarrow SO_2 \rightarrow S$
- $N_2 \rightarrow NO \rightarrow HNO_3 \rightarrow X \rightarrow (NH_4)_2SO_4 \rightarrow NH_4Cl \rightarrow N_2$
- $Cu \rightarrow CuS \rightarrow CuSO_4 \rightarrow X \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$
- $Ca \rightarrow CaO \rightarrow CaCl_2 \rightarrow X \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow CaO$
- $P \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow X \rightarrow P_2O_5 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow CaCl_2$
- $Zn \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow ZnO \rightarrow X \rightarrow [Zn(NH_3)_4]Cl_2 \rightarrow ZnS$
- $Cl_2 \rightarrow NaClO_3 \rightarrow NaCl \rightarrow NaNO_3 \rightarrow X \rightarrow HNO_2 \rightarrow NO$

- $Fe \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow X \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3$
- $Ba \rightarrow X \rightarrow BaCO_3 \rightarrow Ba(HCO_3)_2 \rightarrow Ba(NO_3)_2 \rightarrow BaO \rightarrow BaOHCl$
- $Al \rightarrow Al(NO_3)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow X \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na_3[Al(OH)_6] \rightarrow AlOHCl_2$
- $Na \rightarrow NaOH \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaNO_3 \rightarrow X \rightarrow NO$
- $Pb(NO_3)_2 \rightarrow NO_2 \rightarrow KNO_2 \rightarrow X \rightarrow HNO_3 \rightarrow NO \rightarrow N_2$
- $HCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow KClO \rightarrow KClO_3 \rightarrow KCl \rightarrow X \rightarrow HBrO$
- $Mg \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow MgO \rightarrow MgSO_4 \rightarrow (MgOH)_2SO_4 \rightarrow X \rightarrow Mg(HCO_3)_2$
- $CuSO_4 \rightarrow (CuOH)_2SO_4 \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu \rightarrow X \rightarrow Cl_2$
- $Fe \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeOHCO_3 \rightarrow X \rightarrow Fe \rightarrow Fe(NO_3)_3$
- $Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow P \rightarrow X \rightarrow Na_2HPO_4 \rightarrow Ag_3PO_4 \rightarrow [Ag(NH_3)_2]_3PO_4 \rightarrow Ag_2S$
- $Na_2ZnO_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO \rightarrow K_2[Zn(OH)_4] \rightarrow X \rightarrow NO_2 \rightarrow NO$
- $Al_2O_3 \rightarrow KAlO_2 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow X \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al \rightarrow Al(NO_3)_3$
- $Cr \rightarrow Cr(NO_3)_3 \rightarrow Cr(OH)_2NO_3 \rightarrow Na_3[Cr(OH)_6] \rightarrow X \rightarrow BaCrO_4$
- $SO_2 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow S \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow X \rightarrow CuS \rightarrow CuSO_4$
- $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 \rightarrow Ca_3N_2 \rightarrow X \rightarrow (NH_4)_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow P$
- $NiSO_4 \rightarrow (NiOH)_2SO_4 \rightarrow Ni(NO_3)_2 \rightarrow NiO \rightarrow X \rightarrow Cl_2 \rightarrow CaCl_2$
- $FeO \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow FeOH(NO_3)_2 \rightarrow X \rightarrow Fe$
- $C \rightarrow CO_2 \rightarrow Ba(HCO_3)_2 \rightarrow BaCO_3 \rightarrow BaCl_2 \rightarrow X \rightarrow I_2$
- $Ni \rightarrow Ni(NO_3)_2 \rightarrow NiO \rightarrow NiSO_4 \rightarrow (NiOH)_2SO_4 \rightarrow X \rightarrow NiO$

27. $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
 28. $\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NI}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_2$
 29. $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Cu}$
 30. $\text{FeS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$
 31. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_2 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2] \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}$
 32. $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{KAlO}_2 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 33. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{NO}$
 34. $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow (\text{ZnOH})_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
 35. $\text{Co} \rightarrow \text{CoSO}_4 \rightarrow (\text{CoOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{CoCl}_2 \rightarrow [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$
 36. $\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbCl}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{PbO} \rightarrow \text{PbO}_2$

Тема 13: "КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ"

Дати назву комплексним сполукам, визначити координаційне число та ступінь окиснення комплексоутворювача, написати рівняння дисоціації та константи нестійкості комплексного іону.

1.	$\text{Na}_3[\text{TaCl}_8]$	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{OH})_2]\text{ClO}_4$
2.	$\text{K}_2[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_2]$	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$
3.	$\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_4]$	$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$
4.	$(\text{NH}_4)_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$	$[\text{Pd}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$
5.	$\text{Cs}[\text{RhCl}_8]$	$[\text{Cd}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_2$
6.	$\text{Na}_2[\text{PtCl}_4]$	$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$
7.	$\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$
8.	$(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$	$[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$
9.	$\text{Na}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$
10.	$\text{K}_2[\text{HgBr}_4]$	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$

11.	$\text{Na}_3[\text{FeF}_6]$	$[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$
12.	$(\text{NH}_4)_2[\text{PtI}_4]$	$[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Br}_2$
13.	$\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$
14.	$\text{K}_2[\text{PdCl}_4]$	$[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$
15.	$\text{Na}_2[\text{SnF}_6]$	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Br}_2$
16.	$(\text{NH}_4)_3[\text{TaF}_8]$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$
17.	$\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]_2(\text{SO}_4)_3$
18.	$\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$	$[\text{La}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$
19.	$\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$
20.	$\text{K}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$
21.	$\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{SCN})_6]$	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_3$
22.	$\text{K}_2[\text{CdI}_4]$	$[\text{Bi}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$
23.	$(\text{NH}_4)_3[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$	$[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2$
24.	$\text{Na}_2[\text{PdBr}_4]$	$[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_2$
25.	$\text{K}_2[\text{TiF}_6]$	$[\text{Hg}(\text{H}_2\text{O})_4](\text{NO}_3)_2$
26.	$\text{Na}_3[\text{Sb}(\text{OH})_6]$	$[\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_2$
27.	$\text{K}_3[\text{TlBr}_6]$	$[\text{Ce}(\text{H}_2\text{O})_6]_2(\text{SO}_4)_3$
28.	$\text{K}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$	$[\text{Pr}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_3$
29.	$\text{K}_2[\text{Pt}(\text{CN})_4]$	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{SO}_4$
30.	$(\text{NH}_4)_3[\text{IrCl}_6]$	$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]\text{Br}_2$
31.	$\text{H}_2[\text{PtCl}_4(\text{OH})_2]$	$[\text{Rh}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$
32.	$\text{K}_3[\text{Rh}(\text{NO}_2)_6]$	$[\text{Ru}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{NO}_3$
33.	$\text{Na}_2[\text{OsCl}_6]$	$[\text{Os}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$
34.	$\text{Cs}_2[\text{RuO}_2\text{Cl}_4]$	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{OH})_2]\text{Br}$
35.	$\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NO}]$	$[\text{Ru}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$
36.	$\text{K}_2[\text{OsO}_4(\text{OH})_2]$	$[\text{Rh}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$

Тема 14: "ОКИСНО – ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ"

1.	10.121а (H-o)	9.93e (H-o)
2.	12.142e (H-o)	11.70r (H-o)
3.	9396 (I-x)	886b (I-x)

4.	602н (Г-х)	10-10 (5) (Б-а)
5.	602р (Г-х)	10-10 (3) (Б-а)
6.	602п (Г-х)	672а (Р-а)
7.	602о (Г-х)	672г (Р-а)
8.	602м (Г-х)	673в (Р-а)
9.	602л (Г-х)	640в (Г-а)
10.	602к (Г-х)	640а (Г-а)
11.	602и (Г-х)	634е (Г-а)
12.	602в (Г-х)	634д (Г-а)
13.	602ж (Г-х)	631г (Г-а)
14.	602е (Г-х)	631б (Г-а)
15.	602д (Г-х)	631а (Г-а)
16.	602г (Г-х)	626г (Г-а)
17.	602в (Г-х)	626б (Г-а)
18.	602б (Г-х)	626а (Г-а)
19.	601б (Г-х)	607к (Г-х)
20.	601а (Г-х)	607в (Г-х)
21.	603н (Г-х)	607б (Г-х)
22.	603л (Г-х)	607а (Г-х)
23.	603к (Г-х)	605г (Г-х)
24.	603и (Г-х)	604к (Г-х)
25.	603д (Г-х)	604з (Г-х)
26.	603г (Г-х)	604ж (Г-х)
27.	603в (Г-х)	604в (Г-х)
28.	603б (Г-х)	604б (Г-х)
29.	603а (Г-х)	604а (Г-х)
30.	602н (Г-х)	672г (Р-а)
31.	602п (Г-х)	640в (Р-а)
32.	932б (Г-х)	10-10 (5) (Б-а)
33.	602о (Г-х)	634е (Г-а)
34.	602к (Г-х)	631а (Г-а)
35.	602м (Г-х)	634д (Г-а)
36.	602р (Г-х)	673в (Р-а)

Для розстановки коефіцієнтів у рівняннях реакцій реакцій використовувати електронно-іонний метод.

ЛІТЕРАТУРА

до індивідуальних завдань

1. Абкин Г.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М., 1966 г., 1968 г. (А-а)
2. Беляева И.И. и др. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии. – М., 1989 г. (Б-а)
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Л., 1984–1988 гг. (Г-а)
4. Гольбрайх З.Е. Сборник задач и упражнений по химии. М., 1984 г. (Г-х)
5. Гольдфарб Я.Л. и др. Сборник задач и упражнений по химии. М., 1984 г. (Г-б)
6. Любимова Н.Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии. М., 1990 г. (Г-а)
7. Романцева Л.М. и др. Сборник задач и упражнений по общей химии. М., 1991 г. (Р-а)
8. Недилько С.А., Пончев П.П. Общая и неорганическая химия. Сборник задач. К., 1988 г. (Н-о)
9. Пилипенко А.Г. и др. Справочник по элементарной химии. К., 1985 г. (Н-о)

Навчальне видання

**Хрустальова Наталія Михайлівна
Медведєва Тетяна Євгенівна
Клокол Галина Валеріївна**

**Питання і завдання до самостійної роботи
студентів з неорганічної хімії
Частина 1**

**Методичні вказівки
для спеціальностей "Хімія" та "Біохімія"**

Здано до складання 22.08.2007 р. Підписано до друку
28.08.2007 р. Формат 60 X 84/16. Папір офсетний.
Гарнітура Times New Roman. Друк ризографічний. Умов.
др. арк. 3. Наклад 100 прим.

Знання